Conforme à la PROGRESSION des apprentissages

2e cycle du secondaire | 3e année

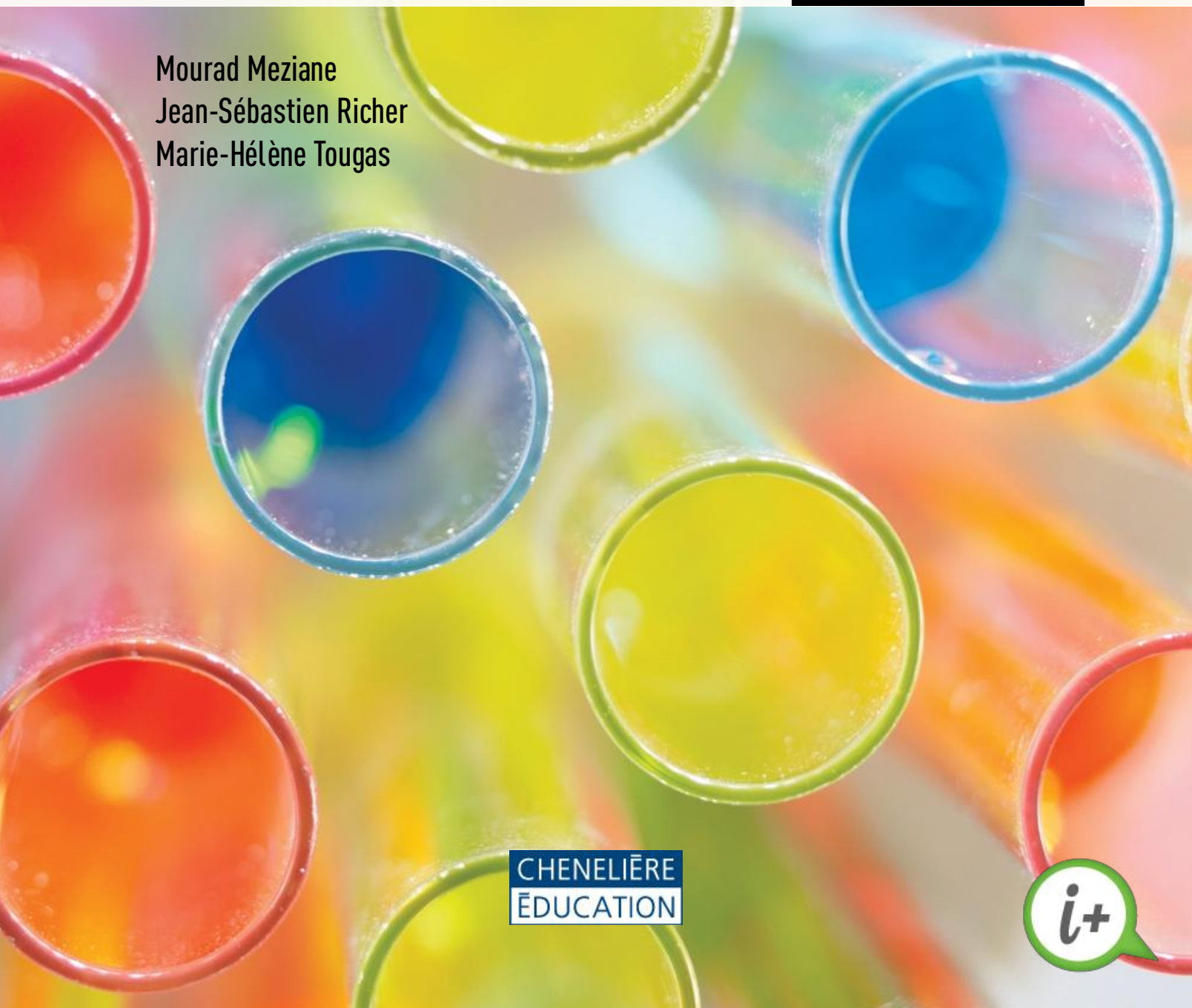
DELTA

CAHIER D'APPRENTISSAGE

Savoirs | Exercices | Consolidations | Révision de fin d'année

CHIMIE

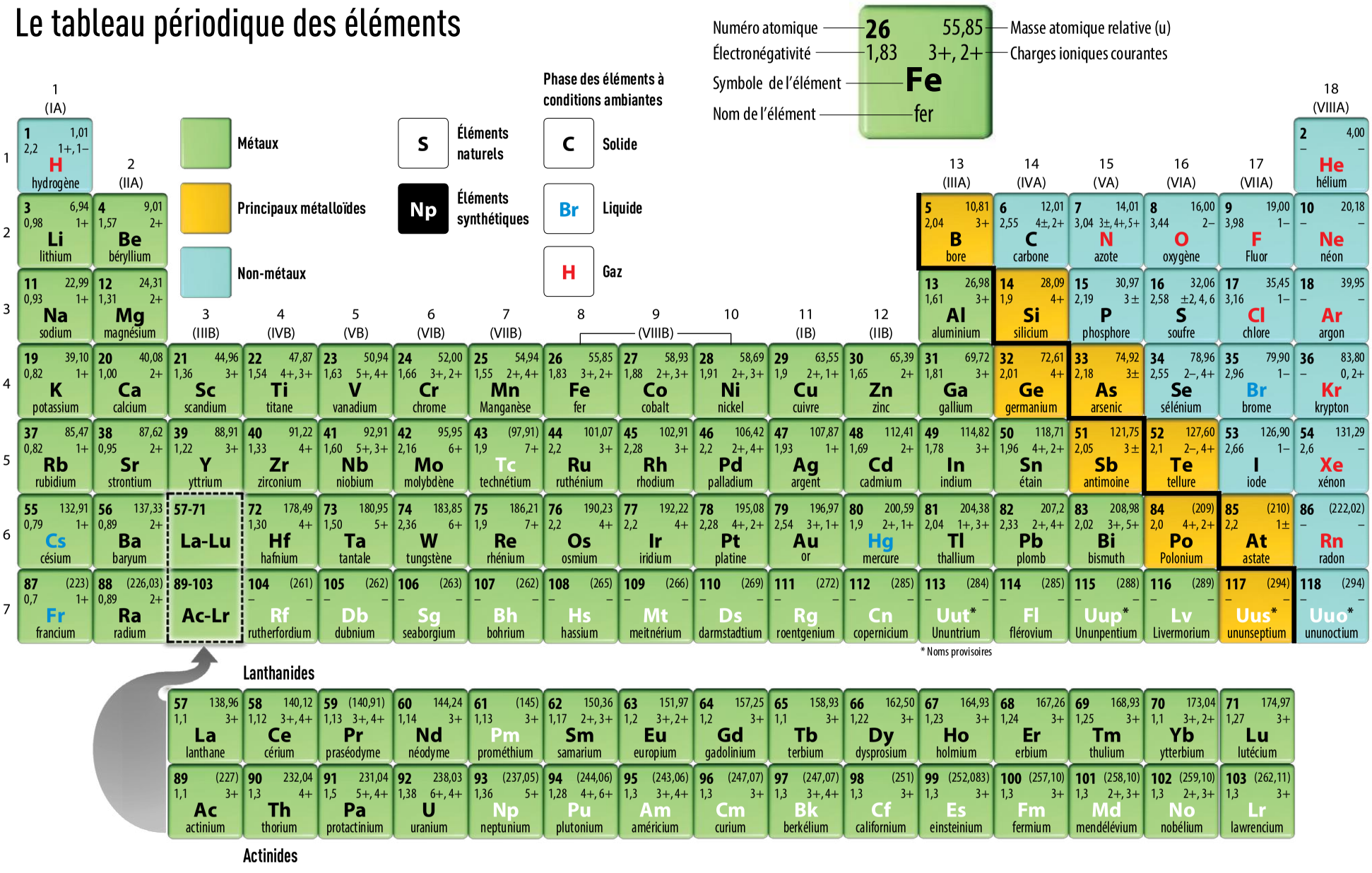
Mourad Meziane
Jean-Sébastien Richer
Marie-Hélène Tougas



CHENELIÈRE ÉDUCATION

i+

Le tableau périodique des éléments



Notes : Le nom des éléments et leurs masses proviennent de la mise à jour de l'Union internationale de chimie pure et appliquée (UICPA) de 2013. Bien que les éléments du groupe 12 soient souvent inclus dans les éléments de transition, ils sont chimiquement plus semblables aux éléments des groupes principaux. Toute valeur entre parenthèses indique la masse de l'isotope le plus stable ou le plus connu pour les éléments synthétiques. Ce tableau fournit les charges ioniques les plus communément rencontrées.

2e cycle du secondaire | 3e année

DELTA

CAHIER D'APPRENTISSAGE

Savoirs | Exercices | Consolidations | Révision de fin d'année

CHIMIE

Mourad Meziane
Jean-Sébastien Richer
Marie-Hélène Tougas

CHENELIÈRE ÉDUCATION

Delta – Chimie
Chimie, 2e cycle du secondaire, 3e année

Cahier d'apprentissage

Mourad Meziane, Jean-Sébastien Richer, Marie-Hélène Tougas

© 2015 TC Média Livres Inc.

Édition : Murielle Belley
Coordination : Samuel Rosa, Suzanne Lavigne
Révision linguistique : Suzanne Lavigne
Correction d'épreuves : Danielle Maire
Conception graphique : Gisèle H
Infographie : Claude Bergeron
Couverture : Gisèle H
Recherche iconographique : Marie-Chantal Laforge, Patrick Saint-Hilaire
Impression : TC Imprimeries Transcontinental

Remerciements

Pour leur précieux travail de consultation, l'Éditeur tient à remercier :
Linda Denis, enseignante, C.S. de Montréal
Raynald Goupil, enseignant, C.S. de la Côte-du-Sud
Yannick Laverdière, enseignant, Juvénat Notre-Dame du Saint-Laurent
Marc-André Mercier, enseignant, C.S. des Premières-Seigneuries

Pour leur travail de révision scientifique réalisé avec rigueur et expertise, l'Éditeur tient à remercier :
Ève Bélisle, M. Sc., enseignante, Collège Ahuntsic
Étienne Levert, Ph. D. Chimie, doctorant
Dominic Rochefort, Ph. D., Professeur agrégé, département de chimie de l'Université de Montréal

L'Éditeur et l'auteur des chapitres 6 et 7 tiennent à remercier Ginette Lessard, Ph. D., enseignante de chimie au Collège de Maisonneuve, pour son support et ses conseils éclairés lors de la rédaction de ces chapitres.

CHENELIÈRE ÉDUCATION

5800, rue Saint-Denis, bureau 900
Montréal (Québec) H2S 3L5 Canada
Téléphone : 514 273-1066
Télécopieur : 514 276-0324 ou 1 800 814-0324
info@cheneliere.ca

TOUS DROITS RÉSERVÉS.
Toute reproduction du présent ouvrage, en totalité ou en partie, par tous les moyens présentement connus ou à être découverts, est interdite sans l'autorisation préalable de TC Média Livres Inc.
Toute utilisation non expressément autorisée constitue une contrefaçon pouvant donner lieu à une poursuite en justice contre l'individu ou l'établissement qui effectue la reproduction non autorisée.

ISBN 978-2-7650-5085-8

Dépôt légal : 2e trimestre 2015
Bibliothèque et Archives nationales du Québec
Bibliothèque et Archives Canada

Imprimé au Canada

2 3 4 5 6 ITIB 22 21 20 19 18

Gouvernement du Québec – Programme de crédit d'impôt pour l'édition de livres – Gestion SODEC.

Ce projet est financé en partie par le gouvernement du Canada | Canada

TABLE DES MATIÈRES

L'organisation du cahier VII

RAPPELS

1. L'atome : constituants et représentations 1
- 1.1 Les constituants de l'atome 1
- 1.2 Le modèle atomique simplifié 2
- 1.3 La notation de Lewis 2

2. Le tableau périodique des éléments 3

3. Les molécules 5
- 3.1 La tendance des éléments à gagner ou à céder des électrons 5
- 3.2 Les liaisons chimiques 6
- 3.3 Les règles de nomenclature et d'écriture 7

4. Le dénombrement de la matière 9
- 4.1 La mole 9
- 4.2 La masse molaire 10

5. Les solutions aqueuses 11
- 5.1 Les électrolytes et la dissociation électrolytique 11
- 5.2 La concentration 12
- 5.3 La dilution 13
- 5.4 L'échelle de pH 14

6. Les transformations physiques 14
- 6.1 Les changements de phase 14
- 6.2 La dissolution 15
- 6.3 La solubilité 15

7. Les transformations chimiques 16
- 7.1 La loi de la conservation de la masse 16
- 7.2 Le balancement des équations chimiques 16
- 7.3 La stœchiométrie 17
- 7.4 Les transformations endothermiques et exothermiques 18
- 7.5 Quelques exemples de transformations chimiques 19

8. Quelques notions mathématiques 20
- 8.1 Isoler une variable 20
- 8.2 La résolution d'une équation du second degré 21
- 8.3 La notation scientifique 22

Exercices 24



MODULE 1

Les gaz 35

CHAPITRE 1 Les propriétés chimiques des gaz 36

SECTION 1 **La réactivité chimique des gaz** 37
- 1.1 Les causes de la réactivité chimique des gaz 38
- 1.2 Les gaz combustibles 39
- 1.3 Les gaz comburants 40

SECTION 2 **L'utilisation des gaz dans la vie quotidienne** 41

Synthèse 44

Exercices de fin de chapitre 44

CHAPITRE 2 Les propriétés physiques des gaz 51

SECTION 1 **La théorie cinétique des gaz** 52
- 1.1 Les différentes phases de la matière 52
- 1.2 Les principaux points de la théorie cinétique des gaz 54
- 1.3 Les comportements des gaz 57
- Exercices 60

SECTION 2 **La pression** 64
- 2.1 La pression atmosphérique 65
- 2.2 La mesure de la pression des gaz 66
- Exercices 68

Synthèse 71

Exercices de fin de chapitre 72

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

CHAPITRE 3 Les lois des gaz 77

SECTION 1 **Les lois simples des gaz** 78
1.1 La relation entre la pression et le volume 78
Exercices 81
1.2 La relation entre le volume et la température 82
Exercices 85
1.3 La relation entre la pression et la température 86
Exercices 88
1.4 La relation entre le volume et la quantité de gaz 89
Exercices 92
1.5 Le volume molaire gazeux 94
Exercices 95
1.6 La relation entre la pression et la quantité de gaz 97
Exercices 99

SECTION 2 **La loi générale des gaz** 104
Exercices 106

SECTION 3 **La loi des gaz parfaits** 108
Exercices 111

SECTION 4 **La loi des combinaisons volumétriques et la stœchiométrie des gaz** 113
Exercices 115

SECTION 5 **La loi de Dalton** 118
Exercices 121

Synthèse 123
Exercices de fin de chapitre 124
Consolidation du module 1 129



MODULE 2

L'aspect énergétique des transformations 135

CHAPITRE 4 Les transformations et les variations d'énergie 136

SECTION 1 **L'énergie et la chaleur** 137
1.1 L'énergie 137
1.2 La chaleur 139
1.3 La détermination de la variation de l'énergie thermique 140
1.4 Le calcul de l'énergie transférée 142
Exercices 144

SECTION 2 **Les transformations et l'absorption ou le dégagement d'énergie** 149
2.1 L'enthalpie 149
2.2 La variation d'enthalpie 150
2.3 Les transformations endothermiques et exothermiques 151
2.4 Le calcul de la variation d'enthalpie à l'aide de la stœchiométrie 156
Exercices 158

SECTION 3 **Le bilan énergétique** 166
3.1 Le bilan énergétique d'une réaction chimique 166
3.2 Le complexe activé et l'énergie d'activation 170
3.3 Le diagramme énergétique 171
Exercices 177
Synthèse 185
Exercices de fin de chapitre 187

CHAPITRE 5 La chaleur molaire d'une réaction 197

SECTION 1 **La calorimétrie** 198
1.1 Les types de systèmes 198
1.2 Le calorimètre et la calorimétrie 199
Exercices 200

SECTION 2 **La chaleur molaire de réaction** 202
2.1 Définition de la chaleur molaire de réaction 202
2.2 La chaleur molaire de dissolution 202
2.3 La chaleur molaire de neutralisation 204
Exercices 206

SECTION 3 **La loi de Hess** 210
3.1 Le mécanisme réactionnel 210
3.2 La représentation graphique d'un mécanisme réactionnel 211
3.3 L'additivité des enthalpies 212
3.4 L'application de la loi de Hess 214
Exercices 216
Synthèse 220
Exercices de fin de chapitre 221
Consolidation du module 2 226

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.



MODULE 3

La cinétique chimique 237

CHAPITRE 6 Les vitesses de réaction 238

SECTION 1 Comment mesurer la vitesse de réaction ? 239
1.1 La vitesse de réaction 239
1.2 La mesure de la concentration 241
Exercices 244

SECTION 2 La vitesse générale d'une réaction 247
2.1 Des expressions différentes de la vitesse de réaction 247
2.2 La vitesse générale d'une réaction 248
Exercices 250

SECTION 3 La vitesse moyenne et la vitesse instantanée d'une réaction 253
3.1 La vitesse moyenne d'une réaction 253
3.2 La vitesse instantanée d'une réaction 254
Exercices 255

Synthèse 258
Exercices de fin de chapitre 259

CHAPITRE 7 Les facteurs qui influent sur la vitesse de réaction 263

SECTION 1 La théorie des collisions 264
1.1 Des collisions efficaces 264
1.2 Le mécanisme réactionnel et la vitesse de réaction 266
Exercices 268

SECTION 2 Les différents facteurs qui agissent sur la vitesse de réaction 271
2.1 La nature et la phase des réactifs 271
2.2 La concentration des réactifs 272
2.3 La surface de contact des réactifs 273
2.4 La température du milieu réactionnel 275
2.5 La présence d'un catalyseur 276
Exercices 278

SECTION 3 La loi des vitesses de réaction 282
3.1 L'étude expérimentale de la vitesse et l'ordre de la réaction 282
3.2 L'ordre global de la réaction 284
3.3 La constante de vitesse 285
Exercices 288

Synthèse 291
Exercices de fin de chapitre 293
Consolidation du module 3 300



MODULE 4

L'équilibre chimique 305

CHAPITRE 8 L'aspect qualitatif de l'équilibre chimique 306

SECTION 1 Qu'est-ce que l'équilibre chimique ? 307
1.1 Les réactions irréversibles et les réactions réversibles 307
1.2 Les conditions nécessaires à l'obtention de l'équilibre 308
Exercices 311

SECTION 2 Les facteurs qui influent sur l'état d'équilibre 314
2.1 Le principe de Le Chatelier 314
2.2 L'effet de différents facteurs sur l'état d'équilibre 315
Exercices 321

Synthèse 328
Exercices de fin de chapitre 329

CHAPITRE 9 L'aspect quantitatif de l'équilibre chimique 337

SECTION 1 La constante d'équilibre 338
1.1 L'expression de la constante d'équilibre 338
1.2 L'interprétation de la valeur de la constante d'équilibre 342
1.3 L'effet de la température sur la valeur de la constante d'équilibre 342
1.4 Les calculs relatifs à l'expression de la constante d'équilibre 343
Exercices 347

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

SECTION 2 **L'équilibre acidobasique** 357
2.1 La théorie d'Arrhenius 357
2.2 La théorie de Brønsted-Lowry 358
2.3 Le calcul du pH 360
2.4 La constante d'ionisation de l'eau 361
2.5 La constante d'acidité 362
2.6 La constante de basicité 366
Exercices 368

SECTION 3 **Les composés peu solubles** 378
3.1 Définition 378
3.2 La constante du produit de solubilité 379
Exercices 382

Synthèse 386
Exercices de fin de chapitre 388
Consolidation du module 4 401

Révision de fin d'année 408

Annexes 435

ANNEXE 1 **La sécurité au laboratoire** 436
1.1 Les symboles de danger du SIMDUT et du SGH 436
1.2 Les symboles de sécurité utilisés dans la collection *Delta Chimie* 437
1.3 Les règles de sécurité au laboratoire 438

ANNEXE 2 **Les techniques de mesure** 439
2.1 Les caractéristiques d'un instrument de mesure 439
2.2 La mesure du volume d'un gaz 439
2.3 La mesure de la masse d'un gaz 441
2.4 La mesure du pH 442
2.5 La mesure de la solubilité 442

ANNEXE 3 **Les techniques de manipulation** 444
3.1 La préparation des solutions 444
3.2 Le titrage 445

ANNEXE 4 **Le rapport de laboratoire** 448

ANNEXE 5 **La présentation des résultats scientifiques** 450
5.1 Le tableau 450
5.2 Le diagramme 450

ANNEXE 6 **L'interprétation des résultats de la mesure** 452
6.1 L'incertitude 452
6.2 Les chiffres significatifs 453

ANNEXE 7 **Les unités de mesure en chimie** 456

ANNEXE 8 **Quelques équations utilisées en chimie** 457

ANNEXE 9 **Les tableaux de référence** 460
9.1 La capacité thermique massique de diverses substances 460
9.2 Les propriétés thermodynamiques de certains éléments 460
9.3 Les énergies moyennes de liaison 461
9.4 Les chaleurs molaires de dissolution à 25 °C 462
9.5 Les enthalpies molaires standards de formation 463
9.6 Les constantes d'ionisation de quelques acides à 25 °C 465
9.7 Les constantes d'ionisation de quelques bases à 25 °C 465
9.8 Les constantes du produit de solubilité dans l'eau à 25 °C pour divers composés 466
9.9 Quelques ions polyatomiques courants 467
9.10 La solubilité (dans l'eau) de quelques composés ioniques courants 467

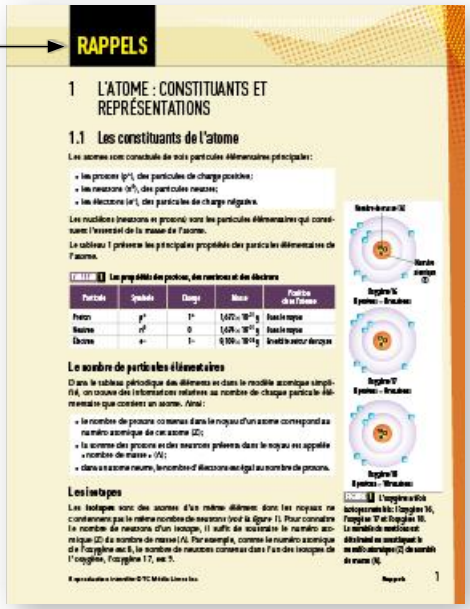
Réponses aux exercices 468
Index 473
Sources 478



Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

LES RAPPELS

La partie **Rappels** fait un bref retour sur les concepts vus dans les cours de science antérieurs, ainsi que sur des notions mathématiques utiles pour la résolution d'exercices de chimie. À la fin des Rappels, une série d'exercices permet de faire le point sur ces connaissances.


RAPPELS

1 L'ATOME : CONSTITUANTS ET REPRÉSENTATIONS

1.1 Les constituants de l'atome

LES MODULES

L'ouverture d'un module



Le contenu notionnel du cahier *Delta Chimie* est scindé en quatre **modules** : *Les gaz, L'aspect énergétique des transformations, La cinétique chimique* et *L'équilibre chimique*.

Un **sommaire** donne le titre des chapitres du module.

Les chapitres



Un **texte d'introduction** présente les concepts généraux abordés dans le chapitre.

Un **sommaire** introduit les sections du chapitre.

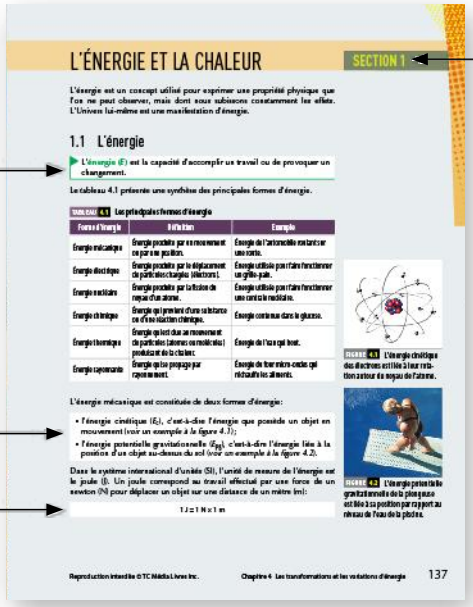
Un encadré renvoie aux concepts et notions de la partie **Rappels** en lien avec le chapitre.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Les sections

Les **concepts à l'étude**, présentés en vert, font l'objet d'une définition isolée du texte.

Chaque chapitre est divisé en **sections**.


L'ÉNERGIE ET LA CHALEUR

SECTION 1

1.1 L'énergie

L'énergie (E) est la capacité d'accomplir un travail ou de provoquer un changement.

Les **développements mathématiques** ou des **informations importantes** sont isolés du texte.


1.2 La mesure de la concentration

Des **renvois** en marge indiquent où trouver les concepts pertinents préalablement étudiés ou une annexe utile.

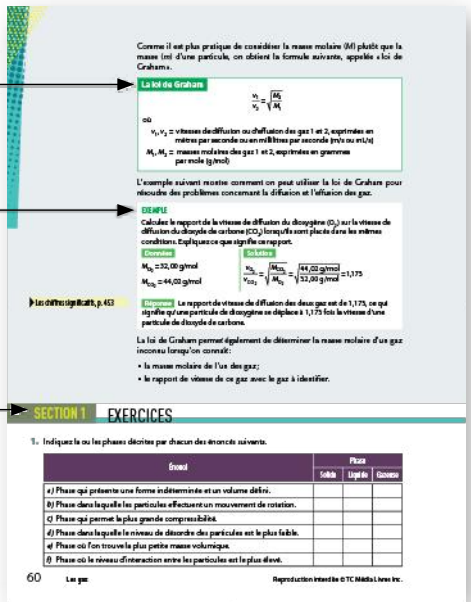
Certains **termes scientifiques** ou **mots difficiles**, présentés en bleu dans le texte, sont définis en marge.

Les **figures** offrent un soutien visuel et une information schématisée qui favorisent la compréhension des notions présentées dans le texte.

Les **formules** et les **lois** sont mises en évidence dans un encadré.

Des **exemples** présentent des problèmes résolus selon une démarche claire et rigoureuse.

Chaque section est suivie d'**exercices** qui visent une intégration progressive des concepts étudiés.


La loi de Graham

EXEMPLE

SECTION 1 EXERCICES

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Les rubriques

À travers les chapitres, des rubriques apportent des compléments d'information.

À QUOI ÇA SERT ? LES THERMOMÈTRES ÉLECTRONIQUES

La rubrique **À quoi ça sert ?** permet de découvrir une application concrète d'un concept étudié.

ZOOM NICOLAS LÉONARD SADI CARNOT

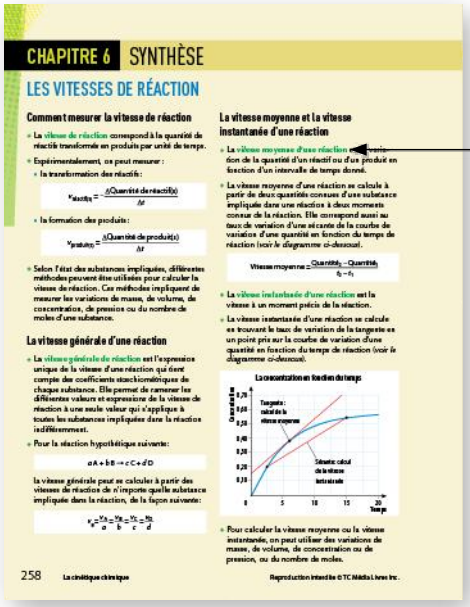
La rubrique **Zoom** présente une personnalité ou une découverte qui a marqué l'évolution de la chimie.

EN PLUS… CONNAISSEZ-VOUS VRAIMENT LA TEMPÉRATURE ?

La rubrique **En plus…** fournit des informations complémentaires d'intérêt.

La synthèse d'un chapitre

La **synthèse** résume l'essentiel des notions à l'étude dans le chapitre.


CHAPITRE 6 SYNTHÈSE

LES VITESSES DE RÉACTION

Comment mesurer la vitesse de réaction

La vitesse moyenne et la vitesse instantanée d'une réaction

La vitesse générale d'une réaction

258 La cinétique chimique

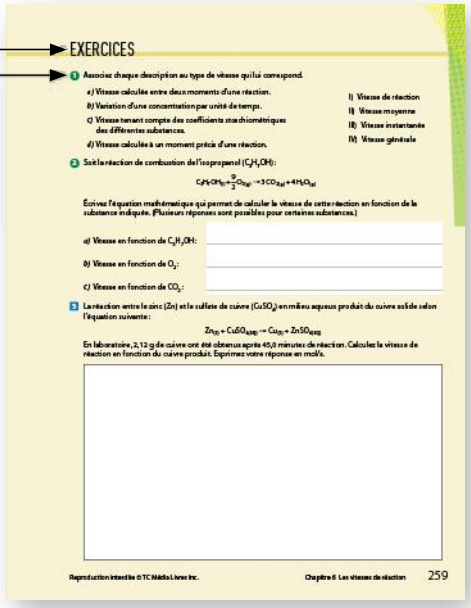
Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Les **concepts** définis dans le chapitre sont de nouveau indiqués en vert dans la synthèse.

Des **exercices de fin de chapitre** favorisent la compréhension et l'intégration des notions acquises dans le chapitre

Un **pictogramme** accompagne le numéro des exercices de fin de chapitre et de consolidation. Il indique leur niveau de difficulté :

- facile
- moyen
- difficile
- DÉFI défi


EXERCICES

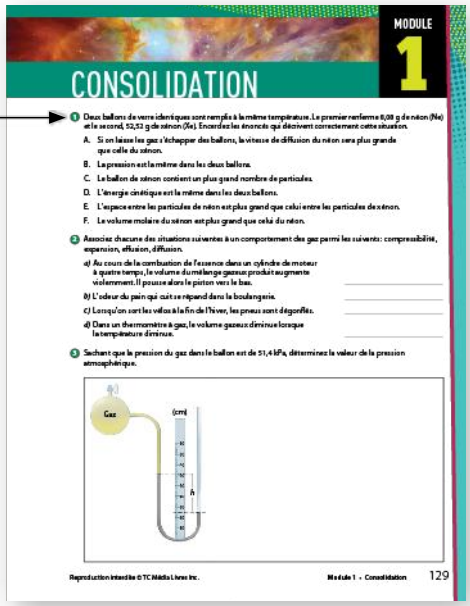
Reproduction interdite © TC Média Livres Inc. Chapitre 6 Les vitesses de réaction 259

La consolidation d'un module

Chaque module se termine par une série d'**exercices de consolidation** qui favorisent la compréhension et l'intégration des notions acquises dans l'ensemble du module.

Tout comme dans les exercices de fin de chapitre, un **pictogramme** accompagne le numéro des exercices de consolidation. Il indique leur niveau de difficulté :

- facile
- moyen
- difficile
- DÉFI défi


MODULE 1

CONSOLIDATION

1 Deux ballons de verre identiques sont remplis à la même température. Le premier renferme 8,08 g de néon (Ne) et le second, 52,52 g de xénon (Xe). Encerclez les énoncés qui décrivent correctement cette situation.

A. Si on laisse les gaz s'échapper des ballons, la vitesse de diffusion du néon sera plus grande que celle du xénon.

B. La pression est la même dans les deux ballons.

C. Le ballon de xénon contient un plus grand nombre de particules.

D. L'énergie cinétique est la même dans les deux ballons.

E. L'espace entre les particules de néon est plus grand que celui entre les particules de xénon.

F. Le volume molaire du xénon est plus grand que celui du néon.

2 Associez chacune des situations suivantes à un comportement des gaz parmi les suivants : compressibilité, expansion, effusion, diffusion.

a) Au cours de la combustion de l'essence dans un cylindre de moteur à quatre temps, le volume du mélange gazeux produit augmente violemment. Il pousse alors le piston vers le bas. _____

b) L'odeur du pain qui cuit se répand dans la boulangerie. _____

c) Lorsqu'on sort les vélos à la fin de l'hiver, les pneus sont dégonflés. _____

d) Dans un thermomètre à gaz, le volume gazeux diminue lorsque la température diminue. _____

3 Sachant que la pression du gaz dans le ballon est de 51,4 kPa, déterminez la valeur de la pression atmosphérique.

Gaz

(cm)

h

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc. Module 1 • Consolidation 129

LES PAGES DE LA FIN

Les annexes

Les annexes offrent des outils utiles en laboratoire et lors de la résolution de problèmes en chimie (techniques de laboratoire, présentation et interprétation des résultats, formules utilisées en chimie, tableaux de référence, etc.).

La révision de fin d'année

Cette partie offre une banque de questions qui permettent de réviser l'ensemble des concepts étudiés au cours de l'année scolaire.

Les réponses aux exercices

Cette partie contient uniquement les réponses aux exercices du cahier qui comportent des calculs.

L'index

L'index présente les mots clés accompagnés de renvois aux pages où ces mots apparaissent dans un contexte pertinent. Les numéros de page où les mots clés sont définis sont en gras.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

RAPPELS

1 L'ATOME : CONSTITUANTS ET REPRÉSENTATIONS

1.1 Les constituants de l'atome

Les atomes sont constitués de trois particules élémentaires principales :

- les protons (p^+), des particules de charge positive ;
- les neutrons (n^0), des particules neutres ;
- les électrons (e^-), des particules de charge négative.

Les nucléons (neutrons et protons) sont les particules élémentaires qui constituent l'essentiel de la masse de l'atome.

Le tableau 1 présente les principales propriétés des particules élémentaires de l'atome.

TABLEAU 1 Les propriétés des protons, des neutrons et des électrons

Particule	Symbole	Charge	Masse	Position dans l'atome
Proton	p^+	1^+	$1{,}672 \times 10^{-24}$ g	Dans le noyau
Neutron	n^0	0	$1{,}674 \times 10^{-24}$ g	Dans le noyau
Électron	e^-	1^-	$9{,}109 \times 10^{-28}$ g	En orbite autour du noyau

Le nombre de particules élémentaires

Dans le tableau périodique des éléments et dans le modèle atomique simplifié, on trouve des informations relatives au nombre de chaque particule élémentaire que contient un atome. Ainsi :

- le nombre de protons contenus dans le noyau d'un atome correspond au numéro atomique de cet atome (Z) ;
- la somme des protons et des neutrons présents dans le noyau est appelée « nombre de masse » (A) ;
- dans un atome neutre, le nombre d'électrons est égal au nombre de protons.

Les isotopes

Les **isotopes** sont des atomes d'un même élément dont les noyaux ne contiennent pas le même nombre de neutrons (*voir la figure 1*). Pour connaître le nombre de neutrons d'un isotope, il suffit de soustraire le numéro atomique (Z) du nombre de masse (A). Par exemple, comme le numéro atomique de l'oxygène est 8, le nombre de neutrons contenus dans l'un des isotopes de l'oxygène, l'oxygène 17, est 9.

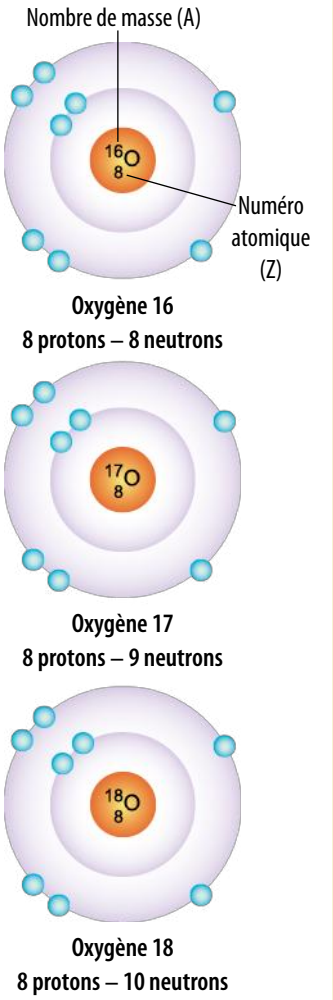


FIGURE 1 L'oxygène a trois isotopes naturels : l'oxygène 16, l'oxygène 17 et l'oxygène 18. Le nombre de neutrons est déterminé en soustrayant le numéro atomique (Z) du nombre de masse (A).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

1.2 Le modèle atomique simplifié

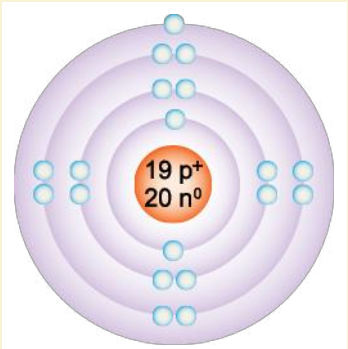


FIGURE 2 Le modèle atomique simplifié du potassium (K).

Il est possible de représenter les atomes selon le modèle atomique simplifié (*voir la figure 2*).

La **configuration électronique** est la répartition des électrons selon un maximum de 2, 8, 18 et 32 électrons pour les 4 premiers niveaux. La dernière couche électronique ne contient jamais plus de 8 électrons. Ces électrons sont appelés « électrons de valence ».

Les **électrons de valence** sont les électrons impliqués dans les liaisons chimiques qui s'établissent entre les atomes.

Le modèle atomique simplifié peut être représenté de façon plus schématisée. En effet, il s'agit d'utiliser le symbole chimique d'un élément en guise de noyau et de tracer des arcs de cercle en guise de couches électroniques, sous lesquels on indique le nombre d'électrons qui s'y trouvent (*voir la figure 3*).

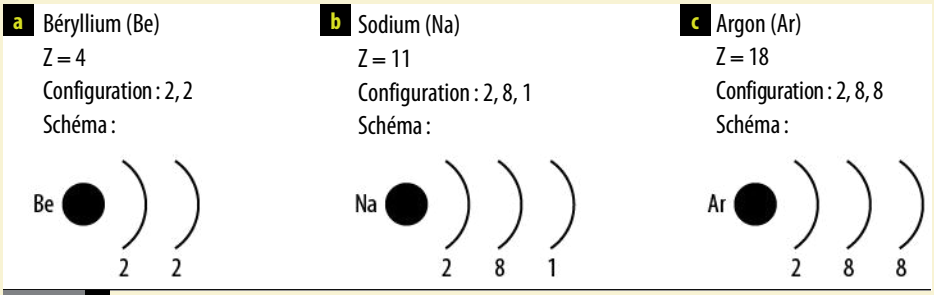


FIGURE 3 **La présentation schématisée du modèle atomique simplifié.** Les configurations électroniques du béryllium (Be), du sodium (Na) et de l'argon (Ar).

1.3 La notation de Lewis

La **notation de Lewis** est une façon de représenter schématiquement les électrons de valence d'un atome. Cette notation permet de déterminer le nombre et le type de liaisons possibles pour un atome lorsqu'il se lie avec d'autres atomes pour former une molécule.

Dans la notation de Lewis, les éléments sont représentés par leur symbole chimique entouré de points. Ces points correspondent au nombre d'électrons de valence de l'atome. On inscrit d'abord le symbole chimique, puis :

1. on dispose les points un par un selon les quatre points cardinaux (*voir la figure 4*) ;

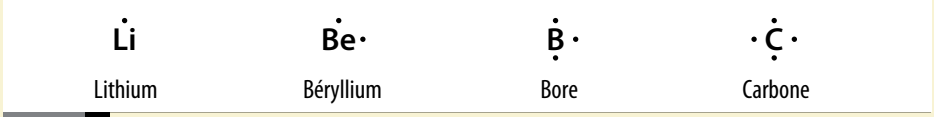


FIGURE 4 La notation de Lewis pour des éléments possédant quatre électrons de valence ou moins.

2. si le nombre d'électrons de valence de l'atome est supérieur à quatre, on fait un second point pour ajouter les électrons de valence supplémentaires et ainsi former des paires de points (*voir la figure 5, à la page suivante*).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.



FIGURE 5 La notation de Lewis pour des éléments possédant plus de quatre électrons de valence.

L'électron de valence seul est appelé « électron célibataire ». On le représente par un seul point. Une paire de points est nommée « doublet d'électrons ». Par exemple, l'atome de chlore (Cl) possède trois doublets d'électrons et un électron célibataire. On peut également représenter un doublet d'électrons par un trait (*voir la figure 6*).

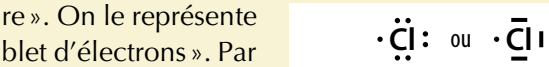


FIGURE 6 **L'atome de chlore.** Dans la notation de Lewis, un électron célibataire est représenté par un seul point. Un doublet d'électrons peut être représenté par deux points ou par un trait. L'atome de chlore illustre ces deux types de représentation.

2 LE TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

Le tableau périodique est un outil de classification qui regroupe les éléments en familles et en périodes selon leurs propriétés communes. Chaque case représente un élément et fournit des renseignements utiles à propos de celui-ci (*voir la figure 7*).

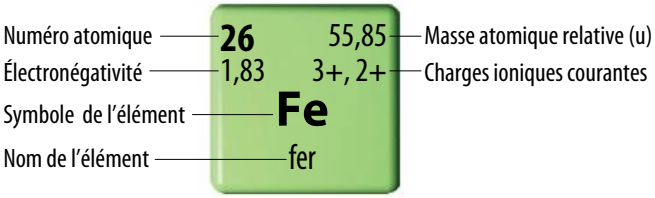


FIGURE 7 Chaque case du tableau périodique fournit des renseignements à propos de l'élément qui y figure.

Le tableau 2 présente les propriétés communes des éléments faisant partie de chacune des familles chimiques.

TABLEAU 2 **Les propriétés des éléments des familles chimiques**

Alcalins	Alcalino-terreux	Halogènes	Gaz nobles
• Métaux • Solides mous pouvant être coupés au couteau • Extrêmement réactifs • Toujours liés à d'autres éléments chimiques dans la nature • Très bons conducteurs d'électricité et de chaleur	• Métaux • Solides mous (moins mous que les alcalins) • Réactifs (plus faiblement que les alcalins) • Bons conducteurs d'électricité et de chaleur	• Non-métaux • Extrêmement réactifs • Toujours liés à d'autres éléments chimiques dans la nature • Corrosifs et toxiques	• Non-métaux • Faible réactivité chimique • Incolores à l'état naturel • Produisent de la lumière colorée lorsque soumis à une tension électrique à basse pression

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

L'organisation du tableau périodique des éléments

Les catégories d'éléments

Le tableau périodique permet de repérer les trois grandes catégories d'éléments :

- les métaux (vert) ;
- les métalloïdes (jaune) ;
- les non-métaux (turquoise).

On y identifie les éléments naturels et les éléments synthétiques, et on y précise également les phases des éléments à l'aide d'un code de couleur.

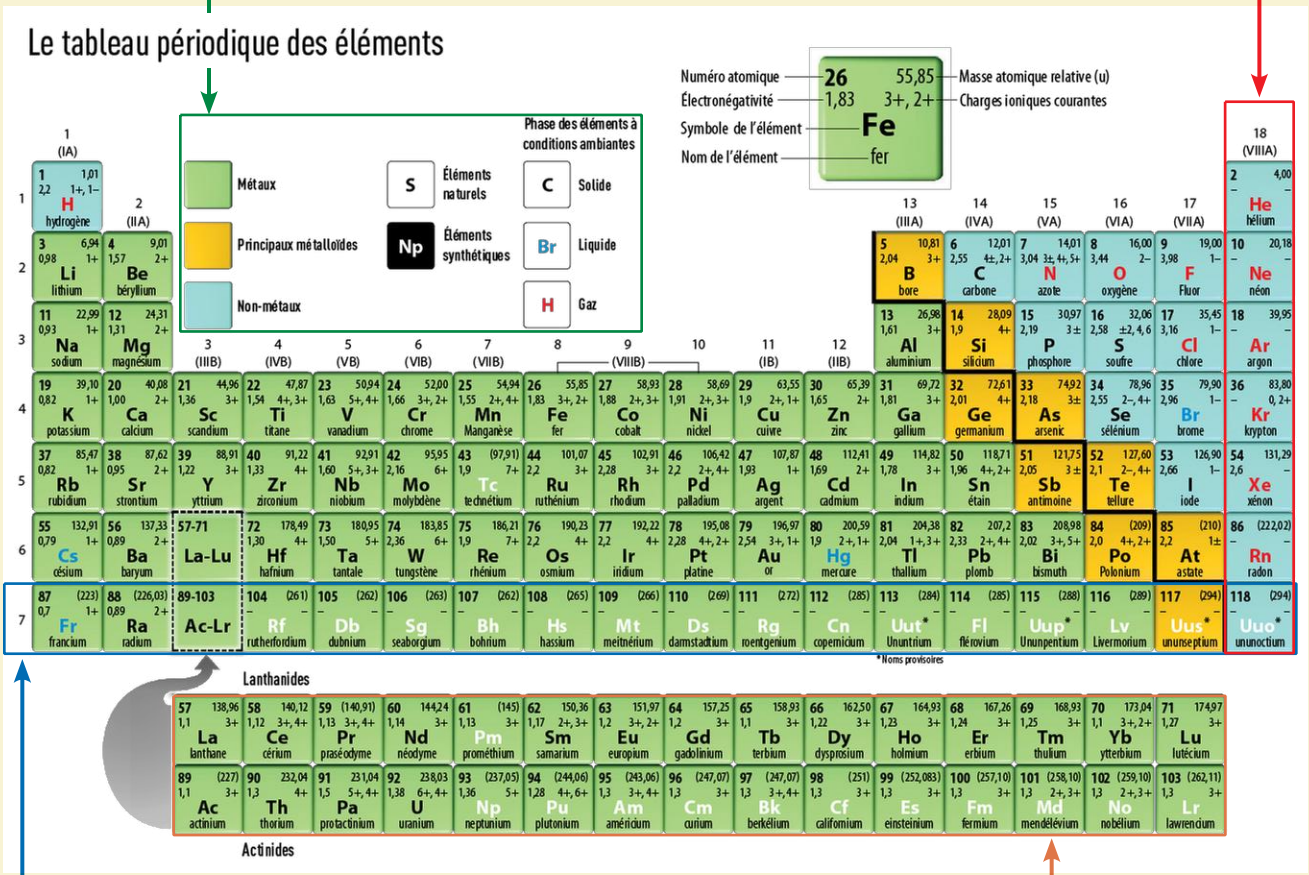
Les familles chimiques

Chaque colonne constitue une famille chimique. Elle regroupe des éléments présentant des propriétés chimiques similaires parce qu'ils possèdent le même nombre d'électrons de valence.

Chaque famille est numérotée de deux façons : une numérotation de 1 à 18, combinée à des chiffres romains qui indiquent le nombre d'électrons de valence de la famille.

Certaines familles portent des noms particuliers :

- 1 (IA) : alcalins ;
- 2 (IIA) : alcalino-terreux ;
- 17 (VIIA) : halogènes ;
- 18 (VIIIA) : gaz nobles, aussi nommés gaz rares.



Les périodes

Les périodes sont des rangées d'éléments disposés par ordre croissant de numéro atomique. Elles sont numérotées de 1 à 7.

Le numéro d'une période désigne le nombre de couches électroniques des éléments de cette rangée.

Les cases 57 à 71 et 89 à 103

Les éléments contenus dans les cases 57 à 71 et 89 à 103 des périodes 6 et 7 sont détaillés sur deux lignes sous le tableau, pour en faciliter la lecture.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

3 LES MOLÉCULES

3.1 La tendance des éléments à gagner ou à céder des électrons

Tous les atomes tendent vers la stabilité : un atome est stable lorsque sa couche périphérique est complètement remplie par les électrons de valence. Pour avoir une couche électronique périphérique remplie, certains atomes ont tendance à gagner des électrons alors que d'autres ont tendance à en céder.

Un atome qui a gagné ou cédé un ou plusieurs électrons devient chargé électriquement. On l'appelle **ion** :

- un **cation** est un ion positif ayant cédé un ou plusieurs électrons ;
- un **anion** est un ion négatif ayant gagné un ou plusieurs électrons.

Les électrons de valence des atomes impliqués lors de la formation d'une molécule subissent simultanément l'influence des noyaux de ces atomes. La force avec laquelle un électron de valence est retenu par le noyau atomique d'un élément se nomme **électronégativité**. Plus le rayon atomique d'un atome est petit, plus son électronégativité est grande. Ainsi, l'électronégativité d'un élément est sa capacité à attirer les électrons lors de la formation d'une liaison chimique.

Les éléments dont la dernière couche électronique est presque remplie ont tendance à attirer des électrons afin de la compléter. Les éléments situés en haut et à droite du tableau périodique (non-métaux) sont les plus électronégatifs et attirent les électrons, alors que les éléments situés en bas et à gauche (métaux) sont les moins électronégatifs ; ils cèdent des électrons (*voir la figure 8*).

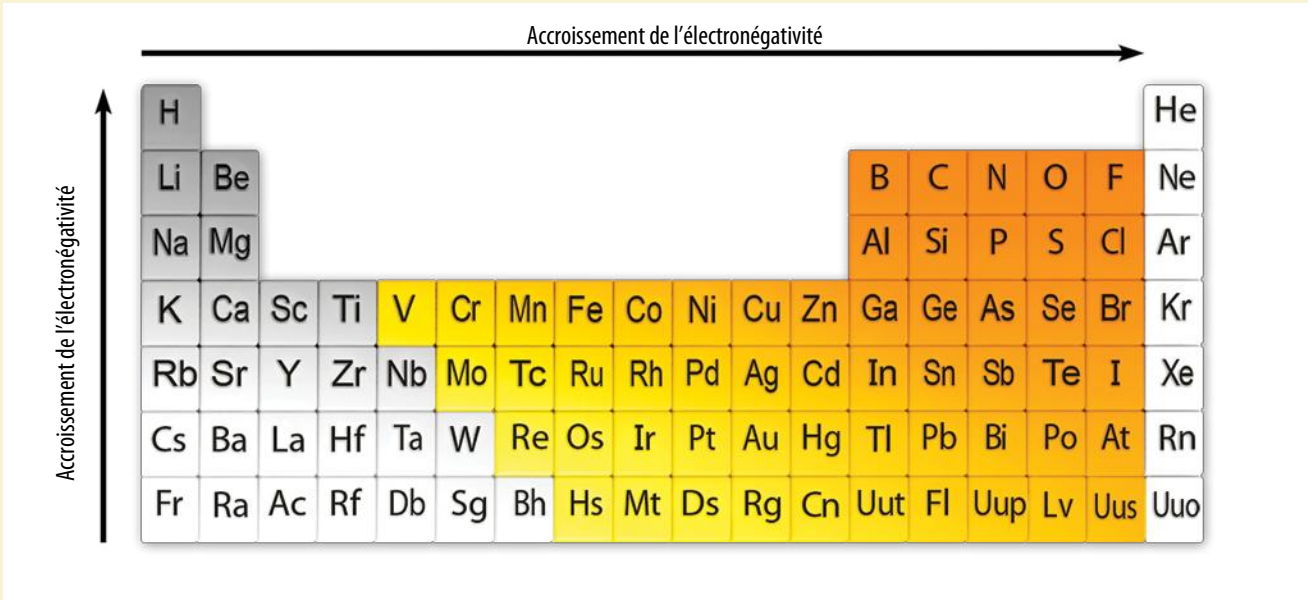


FIGURE 8 Les atomes des éléments situés en haut et à droite du tableau périodique ont une forte électronégativité : ils attirent fortement les électrons.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

3.2 Les liaisons chimiques

Une **liaison chimique** correspond au transfert ou au partage d'électrons entre deux atomes, ce qui produit la formation d'un composé ou d'un élément diatomique ou triatomique.

La liaison ionique

Une **liaison ionique** se produit :

- lorsqu'un des atomes possède une électronégativité beaucoup plus grande que l'autre atome ;
- généralement entre un métal et un non-métal ;
- lorsqu'il y a transfert d'électrons d'un atome à un autre (*voir la figure 9*).

Une liaison ionique entraîne la formation d'un composé ionique.

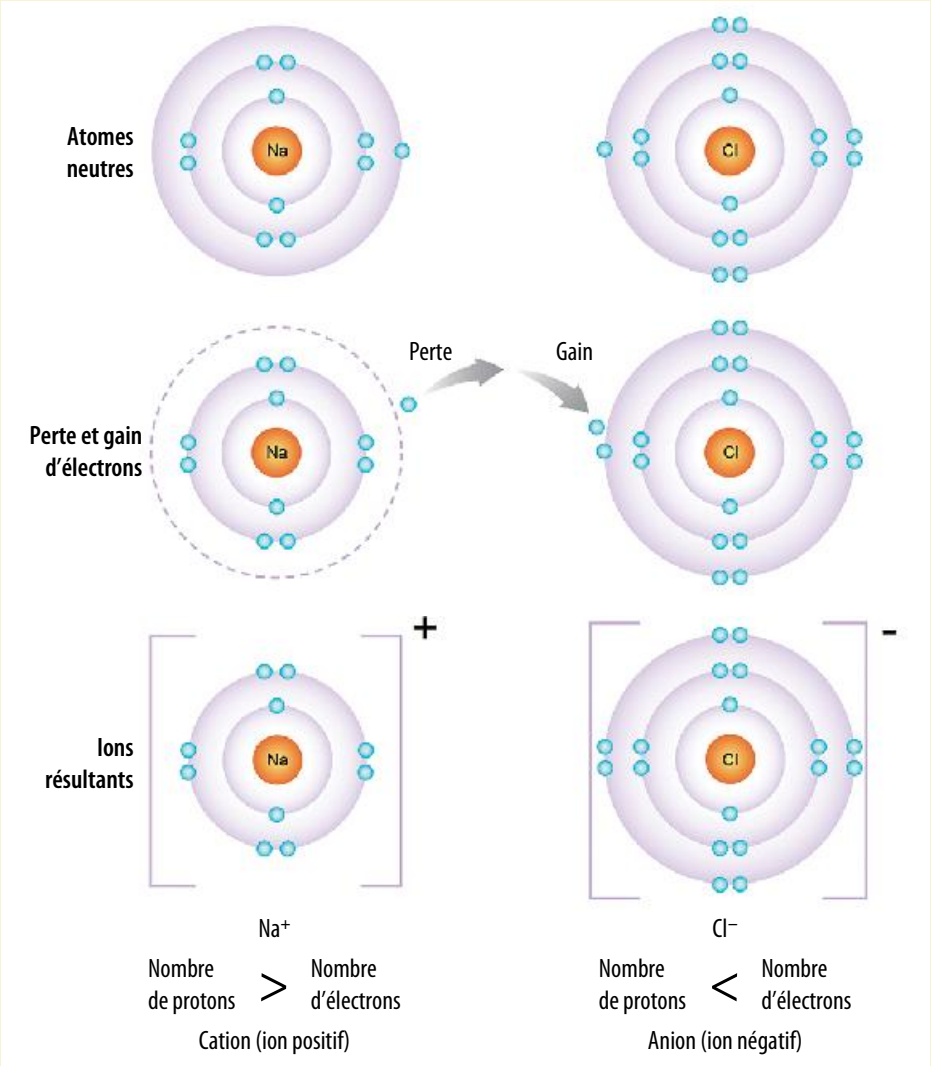


FIGURE 9 Lorsque les ions sodium (Na^+) et chlorure (Cl^-) se forment, le transfert d'électrons s'effectue du sodium vers le chlore. Les ions de charges contraires s'attirent et forment une liaison ionique.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

La notation de Lewis permet de représenter la liaison ionique (*voir la figure 10*).

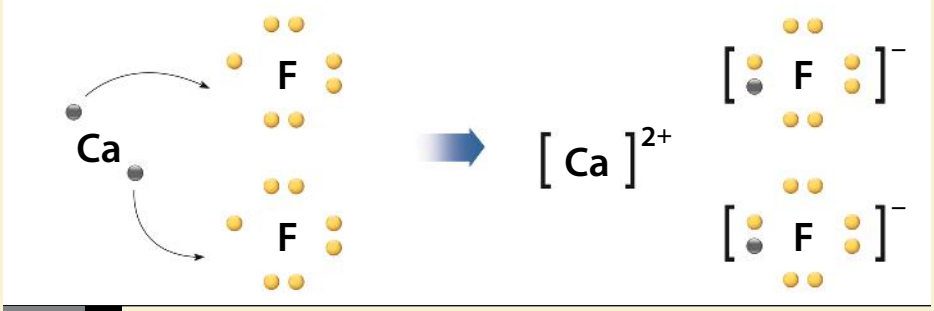


FIGURE 10 Le calcium (Ca) a tendance à céder deux électrons tandis que le fluor (F) a tendance à en gagner un. Il faut donc deux atomes de fluor pour un seul atome de calcium. Deux liaisons ioniques sont formées.

La liaison covalente

Une **liaison covalente** se produit lorsqu'il y a partage d'électrons entre deux atomes. Généralement, ce type de liaison se produit :

- lorsque la différence d'électronégativité entre les deux éléments est petite ;
- entre deux non-métaux.

La **liaison covalente** entraîne la formation d'un composé covalent dans lequel on trouve une ou plusieurs liaisons covalentes simples, doubles ou triples (*voir la figure 11*). La notation de Lewis permet de représenter la liaison covalente (*voir la figure 12*).

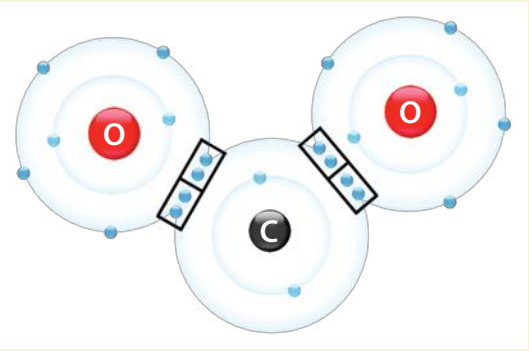
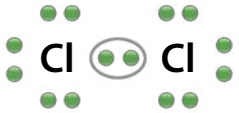
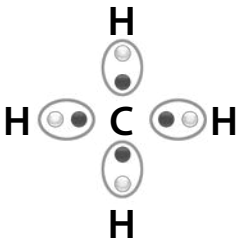


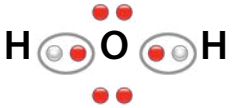
FIGURE 11 Chaque atome d'oxygène (O) fournit deux électrons pour former deux doublets d'électrons partagés avec l'atome de carbone (C). L'atome de carbone fournit quatre électrons, deux pour chaque atome d'oxygène. Il y a donc une liaison double entre l'atome de carbone et chaque atome d'oxygène.



La molécule de dichlore (Cl_2) possède une liaison covalente simple.



La molécule de méthane (CH_4) possède quatre liaisons covalentes simples.



La molécule d'eau (H_2O) possède deux liaisons covalentes simples.

FIGURE 12 La notation de Lewis permet de représenter les liaisons covalentes en mettant en évidence les doublets d'électrons partagés.

3.3 Les règles de nomenclature et d'écriture

Les règles de nomenclature et d'écriture permettent de nommer des composés et d'écrire leur formule chimique selon des conventions établies afin de les distinguer entre eux.

Nommer un composé à partir de sa formule chimique

Pour nommer un composé à partir de sa formule chimique, on utilise la démarche décrite dans le tableau 3, à la page suivante.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

TABLEAU 3 Comment nommer un composé à partir de sa formule chimique

Démarche	Exemple
1 • Nommer d'abord l'élément qui est à droite dans la formule chimique en ajoutant le suffixe *–ure* au radical du nom de l'élément d'origine.	• L'élément chlore (Cl) sera nommé « chlorure ».
• Quelques suffixes d'éléments disposés à droite d'une formule chimique sont formés de façon particulière (*voir le tableau 4*).	• L'hydrogène (H) ne devient pas « hydrogénure », mais plutôt « hydrure ».
2 • Nommer ensuite l'élément qui est à gauche dans la formule chimique en le faisant précéder par la préposition « de ».	• Le composé NaCl porte le nom de « chlorure de sodium ».
3 • Ajouter le préfixe approprié selon que le composé est formé d'un ou de plusieurs atomes d'un même élément (*voir le tableau 5*).	• Le composé N_2O_3 se nomme « trioxyde de diazote ».
• Le préfixe « mono » n'est utilisé que lorsque deux éléments peuvent se combiner dans différentes proportions.	• On trouve le carbone (C) et l'oxygène (O) sous forme de monoxyde de carbone (CO) et de dioxyde de carbone (CO_2).
• Dans le cas où un composé contient un ion polyatomique, on suit les règles de nomenclature en utilisant le nom de l'ion polyatomique sans le suffixe *–ure* (*voir le tableau 6*).	• Le composé KNO_3 se nomme « nitrate de potassium ».

TABLEAU 4 La formation particulière de noms utilisés dans la nomenclature à l'aide des suffixes *–ure* et *–de*

Nom de l'élément	Nom utilisé dans la nomenclature
Azote	Nitr**ure**
Carbone	Carb**ure**
Hydrogène	Hydr**ure**
Oxygène	Oxy**de**
Phosphore	Phosph**ure**
Soufre	Sulf**ure**

TABLEAU 5 Une liste de préfixes courants

Préfixe	Nombre d'atomes	Préfixe	Nombre d'atomes
Mono	1	Hexa	6
Di	2	Hepta	7
Tri	3	Octa	8
Tétra	4	Nona	9
Penta	5	Déca	10

TABLEAU 6 Quelques ions polyatomiques courants

Formule	Nom	Formule	Nom	Formule	Nom
PO_4^{3-}	Phosphate	ClO_2^-	Chlorite	SiO_3^{2-}	Silicate
PO_3^{3-}	Phosphite	CrO_4^{2-}	Chromate	NH_4^+	Ammonium
SO_4^{2-}	Sulfate	$Cr_2O_7^{2-}$	Bichromate	HPO_4^{2-}	Hydrogénophosphate ou biphosphate
SO_3^{2-}	Sulfite	ClO^-	Hypochlorite	$H_2PO_4^-$	Dihydrogénophosphate
CO_3^{2-}	Carbonate	$C_2H_3O_2^-$	Acétate ou éthanoate	HPO_3^{2-}	Hydrogénophosphite
NO_3^-	Nitrate	CN^-	Cyanure	$H_2PO_3^-$	Dihydrogénophosphite
NO_2^-	Nitrite	OH^-	Hydroxyde	HSO_4^-	Hydrogénosulfate ou bisulfate
ClO_4^-	Perchlorate	MnO_4^-	Permanganate	HSO_3^-	Hydrogénosulfite ou bisulfite
ClO_3^-	Chlorate	$C_2O_4^{2-}$	Oxalate	HCO_3^-	Hydrogénocarbonate ou bicarbonate

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Écrire la formule chimique des composés

Pour écrire la formule chimique des composés, on utilise la démarche suivante.

Quand le nom du composé est connu

Lorsque le nom du composé est connu, on écrit la formule chimique à partir de ce nom. Par exemple, le difluorure de soufre s'écrit « SF_2 ». L'indice « 2 » correspond au préfixe « di ». Dans la formule, le symbole de l'élément nommé en second lieu (soufre) s'écrit à gauche, tandis que le symbole de l'élément dont le nom se termine en *–ure* (fluorure) s'écrit à droite (*voir la figure 13*).

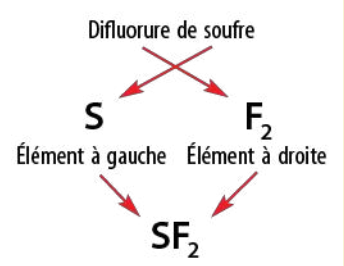


FIGURE 13 On inverse la position des éléments nommés lorsqu'on écrit une formule chimique.

Quand le nom du composé est inconnu

Quand le nom du composé est inconnu, on applique la démarche illustrée dans la figure 14.

1 Déterminer l'ordre d'écriture des éléments

- Le premier élément de la formule chimique du composé est généralement celui qui est le plus à gauche dans le tableau périodique. Lorsque la molécule est constituée d'un métal, on indique le symbole du métal en premier, suivi de celui du non-métal ou de l'ion polyatomique.
- Si les deux éléments qui forment un composé sont de la même famille chimique, il faut écrire en premier celui qui est le plus bas dans la famille.
- L'hydrogène n'appartient à aucune famille et constitue par conséquent la seule exception à ces règles. On doit alors considérer l'hydrogène comme à cheval entre les familles VA et VIA pour être en mesure d'appliquer ces règles d'écriture.

2 Inscrire les indices précisant le nombre de chaque élément ou ion polyatomique

Pour ce faire, il faut vérifier le nombre de liaisons chimiques possibles pour chaque élément ou ion polyatomique de la molécule.

Exemple : Une molécule formée de calcium et de fluor s'écrira CaF_2, car les atomes de calcium ont tendance à céder deux électrons pour ressembler au gaz noble le plus près. Puisque chaque atome de fluor doit capter un électron pour faire la même chose, il faut donc deux atomes de fluor pour un atome de calcium.

FIGURE 14 La démarche pour écrire la formule chimique d'un composé dont le nom est inconnu.

4 LE DÉNOMBREMENT DE LA MATIÈRE

4.1 La mole

La **mole** est un nombre d'une valeur très grande qui sert à dénombrer des particules extrêmement petites telles que les atomes, les molécules, les ions ou les particules élémentaires. La valeur d'une mole est de $6{,}02 \times 10^{23}$. Elle correspond au nombre d'Avogadro (N_A).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

4.2 La masse molaire

La **masse molaire (*M*)** est la masse d'une mole de particules ($6{,}02 \times 10^{23}$ particules). Elle s'exprime en grammes par mole de particules (g/mol).

- La **masse molaire atomique** est la masse d'une mole d'atomes d'un même élément. Sa valeur correspond à la valeur de la masse atomique de cet élément trouvée dans le tableau périodique des éléments. Elle s'exprime en grammes par mole (g/mol).

  Par exemple, la masse atomique du carbone (C) est de 12,01 unités de masse atomique. La masse molaire atomique du carbone est donc de 12,01 g/mol.

- La **masse molaire moléculaire** est la masse d'une mole de molécules de même nature. On la calcule en additionnant les masses molaires des atomes qui composent une molécule (*voir la figure 15*).

  Par exemple, l'eau (H_2O) compte deux atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène. La masse molaire de l'eau se calcule donc ainsi :

$$M_{(H_2O)} = (2 \cdot 1{,}01 \text{ g/mol}) + (1 \cdot 16{,}00 \text{ g/mol}) = 18{,}02 \text{ g/mol}$$

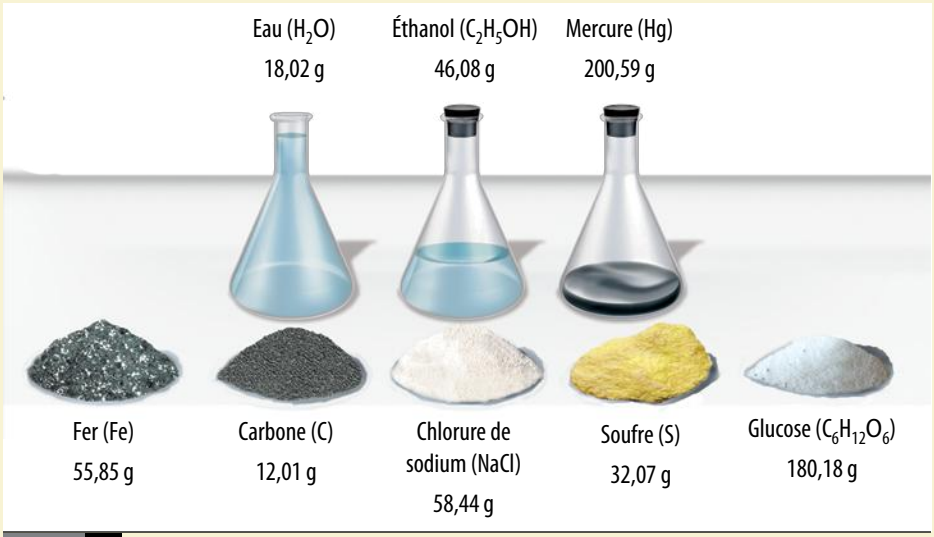


FIGURE 15 Des échantillons d'une mole de différentes substances.

Le fait de connaître la masse molaire d'une substance permet de déterminer le nombre de moles contenues dans un échantillon d'une masse donnée de cette substance en utilisant l'équation suivante.

La masse molaire d'une substance

$$M = \frac{m}{n}$$

où

M = masse molaire

m = masse de l'échantillon

n = nombre de moles contenues dans l'échantillon

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXEMPLE

Combien de moles trouve-t-on dans 100,00 g d'eau ?

Données

$m = 100{,}00$ g

$M_{H_2O} = 18{,}02$ g/mol

$n = ?$ mol

Solution

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{100{,}00 \text{ g}}{18{,}02 \text{ g/mol}}$$

$$= 5{,}549 \text{ mol}$$

Réponse Le nombre de moles contenues dans 100,00 g d'eau est de 5,549 mol.

5 LES SOLUTIONS AQUEUSES

Une **solution aqueuse** est un mélange liquide constitué d'eau en majeure partie, et qui agit en tant que solvant. La solution contient une ou plusieurs substances dissoutes qu'on nomme « solutés ».

5.1 Les électrolytes et la dissociation électrolytique

Les **électrolytes** sont des substances qui, lorsqu'elles sont dissoutes dans l'eau, se dissocient en libérant des ions porteurs de charges électriques positives et négatives. Par exemple, lorsqu'on dissout du chlorure de sodium (NaCl) dans l'eau, des ions sodium (Na^+) et chlorure (Cl^-) sont libérés comme le montre l'équation suivante.

$$NaCl_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

Cette séparation des ions de charges opposées se nomme la « dissociation électrolytique ».

Une solution contenant un électrolyte permet le passage d'un courant électrique grâce aux charges électriques portées par les ions (*voir la figure 16*).

Les acides, les bases et les sels sont des électrolytes qui libèrent des ions lorsqu'ils sont dissous dans l'eau (*voir le tableau 7*).

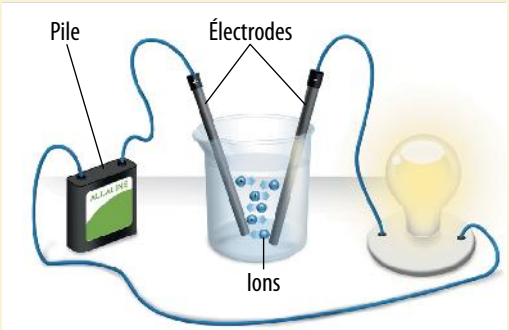


FIGURE 16 Les ions libérés pendant la dissociation électrolytique permettent au courant électrique de circuler entre les électrodes plongées dans la solution.

TABLEAU 7 Les types d'électrolytes

	Acides	Bases	Sels
Formule chimique générale	**H** – Non-métal Ex. : **H**Cl, **H**NO_3, **H**$_2SO_4$, CH_3CO_2**H**, etc.	Métal – **OH** Ex. : Na**OH**, K**OH**, Ca(**OH**)$_2$, NH_4**OH**, etc.	Métal – Non-métal Ex. : NaCl, KBr, $MgCl_2$, $CuSO_4$, NH_4Cl, etc.
Caractéristiques	• Ils libèrent des ions H^+. • pH < 7	• Elles libèrent des ions OH^-. • pH > 7	• Ils libèrent divers ions différents de H^+ et OH^-. • Leur pH est variable, souvent neutre (pH = 7).
Exemple d'équation de dissociation électrolytique	Acide nitrique : $HNO_{3(l)} \rightarrow H^+_{(aq)} + NO_3{}^-_{(aq)}$	Dihydroxyde de calcium : $Ca(OH)_{2(s)} \rightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + 2\ OH^-_{(aq)}$	Sulfate de cuivre : $CuSO_{4(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4{}^{2-}_{(aq)}$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

5.2 La concentration

La préparation des solutions, p. 444

La **concentration** d'une solution est le rapport entre la quantité de soluté dissous et la quantité totale de solution. On l'exprime à l'aide de différentes unités de mesure (g/mL, % *m*/*m*, % *m*/*V*, ppm, mol/L, etc.). L'équation générale qui permet de calculer la concentration est la suivante.

La concentration d'une solution

$$\text{Concentration} = \frac{\text{Quantité de soluté}}{\text{Quantité de solution}}$$

La **concentration molaire** d'une solution est le nombre de moles de soluté dissous dans 1 L de solution. Elle est exprimée en moles par litre (mol/L). On la désigne par le symbole *C* ou encore par une formule chimique encadrée de deux crochets.

Par exemple, [HCl] = 1,0 mol/L signifie que la concentration molaire d'une solution d'acide chlorhydrique est égale à 1,0 mol/L.

On calcule la concentration molaire à l'aide de l'équation suivante.

La concentration molaire

$$C = \frac{n}{V}$$

où

C = concentration molaire, exprimée en moles par litre (mol/L)

n = quantité de soluté, exprimée en moles (mol)

V = volume de la solution, exprimé en litres (L)

L'exemple suivant montre comment on calcule la concentration molaire.

EXEMPLE

Quelle est la concentration molaire d'une solution aqueuse contenant 0,14 mol d'iodure de potassium (KI) dans 0,500 L de solution ?

Données

$n = 0{,}14$ mol

$V = 0{,}500$ L

$C = ?$ mol/L

Solution

Calculer la concentration molaire.

$$C = \frac{n}{V} = \frac{0{,}14 \text{ mol}}{0{,}500 \text{ L}}$$

$= 0{,}28$ mol/L

Réponse La concentration molaire de l'iodure de potassium est de 0,28 mol/L.

Lorsqu'on connaît le volume et la concentration d'une solution, on peut calculer le nombre de moles de soluté qu'elle contient comme le montre l'exemple de la page suivante.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXEMPLE

Combien de moles d'hydroxyde de sodium (NaOH) trouve-t-on dans 75 mL d'une solution d'une concentration de 2,0 mol/L ?

Données

$V = 0{,}075$ L

$C = 2{,}0$ mol/L

$n = ?$ mol

Solution

Calculer le nombre de moles de NaOH.

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV = 2{,}0 \text{ mol/L} \cdot 0{,}075 \text{ L}$$

$V = 0{,}15$ mol

Réponse La solution contient 0,15 mol de NaOH.

5.3 La dilution

La **dilution** est un procédé qui permet d'obtenir une solution finale d'une concentration inférieure à celle de la solution de départ. On obtient une solution diluée en ajoutant du solvant (habituellement de l'eau) à une solution concentrée (*voir la figure 17*).

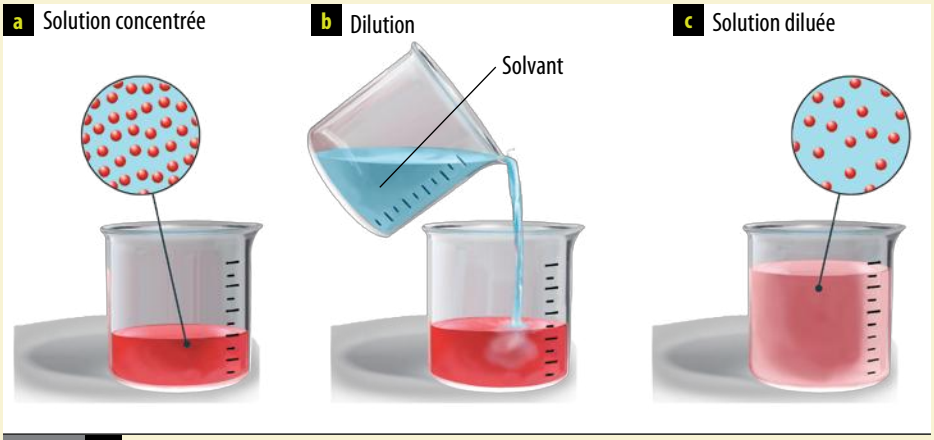


FIGURE 17 Une solution diluée contient moins de particules de soluté dissoutes qu'une solution concentrée pour un même volume de solution.

La concentration d'une solution ayant subi une dilution se calcule à l'aide de l'équation suivante.

La concentration d'une solution diluée

$$C_1V_1 = C_2V_2^*$$

où

C_1 = concentration de la solution initiale (concentrée)

V_1 = volume de la solution initiale

C_2 = concentration de la solution finale (diluée)

V_2 = volume de la solution finale

* Les unités de mesure doivent être identiques pour C_1 et C_2 ainsi que pour V_1 et V_2.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

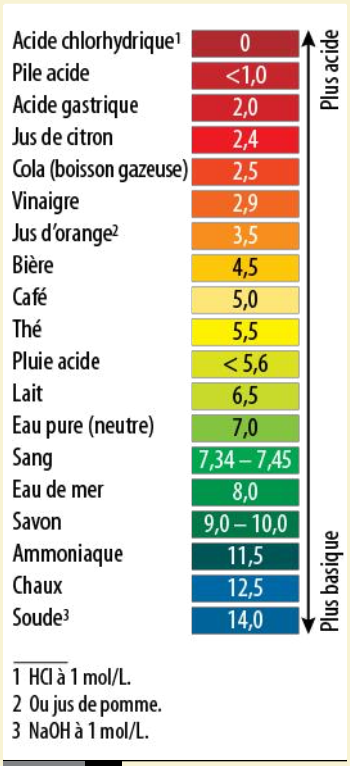


FIGURE 18 Le potentiel hydrogène (pH) s'exprime par des valeurs qui s'échelonnent de 0 à 14.

EXEMPLE

On souhaite diluer une solution d'acide chlorhydrique concentrée à 12,0 mol/L de façon à obtenir 1000 mL d'une solution d'une concentration de 0,50 mol/L. Quel volume de solution concentrée doit-on utiliser ? Quelle quantité d'eau doit-on ajouter ?

Données

$C_1 = 12{,}0$ mol/L
$C_2 = 0{,}50$ mol/L
$V_2 = 1000$ mL
$V_1 = ?$ mL

Solution

1. *Calculer le volume initial de la solution.*

$$C_1V_1 = C_2V_2 \Rightarrow V_1 = \frac{C_2V_2}{C_1} = \frac{0{,}50 \text{ mol/L} \cdot 1000 \text{ mL}}{12{,}0 \text{ mol/L}}$$

$V_1 = 42$ mL

2. *Calculer le volume d'eau à ajouter.*

Volume d'eau à ajouter $= V_2 - V_1$
$= 1000 \text{ mL} - 42 \text{ mL}$
$= 958$ mL

Réponse Il faut ajouter 958 mL d'eau à 42 mL de la solution initiale concentrée.

5.4 L'échelle de pH

L'**échelle de pH** (potentiel hydrogène) est utilisée pour indiquer le degré d'acidité ou de basicité d'une solution aqueuse.

Les solutions dont le pH est inférieur à 7 sont acides et celles dont le pH est supérieur à 7 sont basiques. Celles dont le pH est égal à 7 sont neutres (*voir la figure 18*).

6 LES TRANSFORMATIONS PHYSIQUES

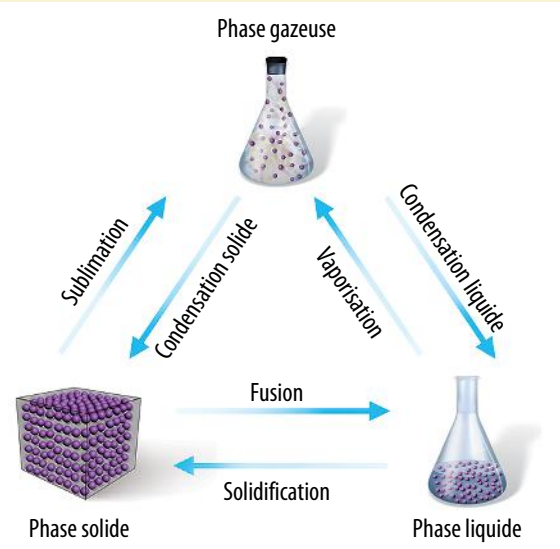


FIGURE 19 Les changements de phase de la matière.

6.1 Les changements de phase

Selon les conditions dans lesquelles elle se trouve, une substance peut passer d'une phase à une autre sans que sa nature en soit modifiée. Ces transformations physiques sont appelées **changement de phase** ou encore **changement d'état** (*voir la figure 19*).

La fusion, la vaporisation et la sublimation sont des changements de phase qui ont besoin d'énergie pour se produire.

Au contraire, la solidification, la condensation liquide et la condensation solide libèrent de l'énergie lorsqu'elles se produisent.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

6.2 La dissolution

La **dissolution** est le processus qui consiste à mélanger un ou plusieurs solutés à un solvant pour obtenir une solution homogène. Le soluté dissous est alors réparti uniformément dans le solvant.

La nature et l'état des solutés sont variables. Il peut s'agir d'un solide ionique (ex. : chlorure de sodium) ou non ionique (ex. : glucose), d'un liquide (ex. : éthanol) ou même d'un gaz (ex. : dioxygène).

Bien que la nature des solvants puisse aussi être variée, le solvant utilisé le plus fréquemment demeure l'eau.

6.3 La solubilité

La **solubilité** désigne la quantité maximale de soluté pouvant être dissous dans un volume donné de solvant, à une température donnée. Elle s'exprime généralement en grammes de soluté par 100 mL de solvant (g/100 mL).

Lorsque la limite de solubilité est atteinte et qu'il n'est plus possible de dissoudre davantage de soluté, on dit de la solution qu'elle est « saturée ».

La solubilité d'un soluté varie en fonction de la température et de la pression :

- en général, quand la température augmente, la solubilité des solides dans l'eau augmente alors que celle des gaz diminue (*voir la figure 20*) ;
- lorsque la pression d'un gaz exercée à la surface d'un liquide augmente, la solubilité de ce gaz augmente proportionnellement.

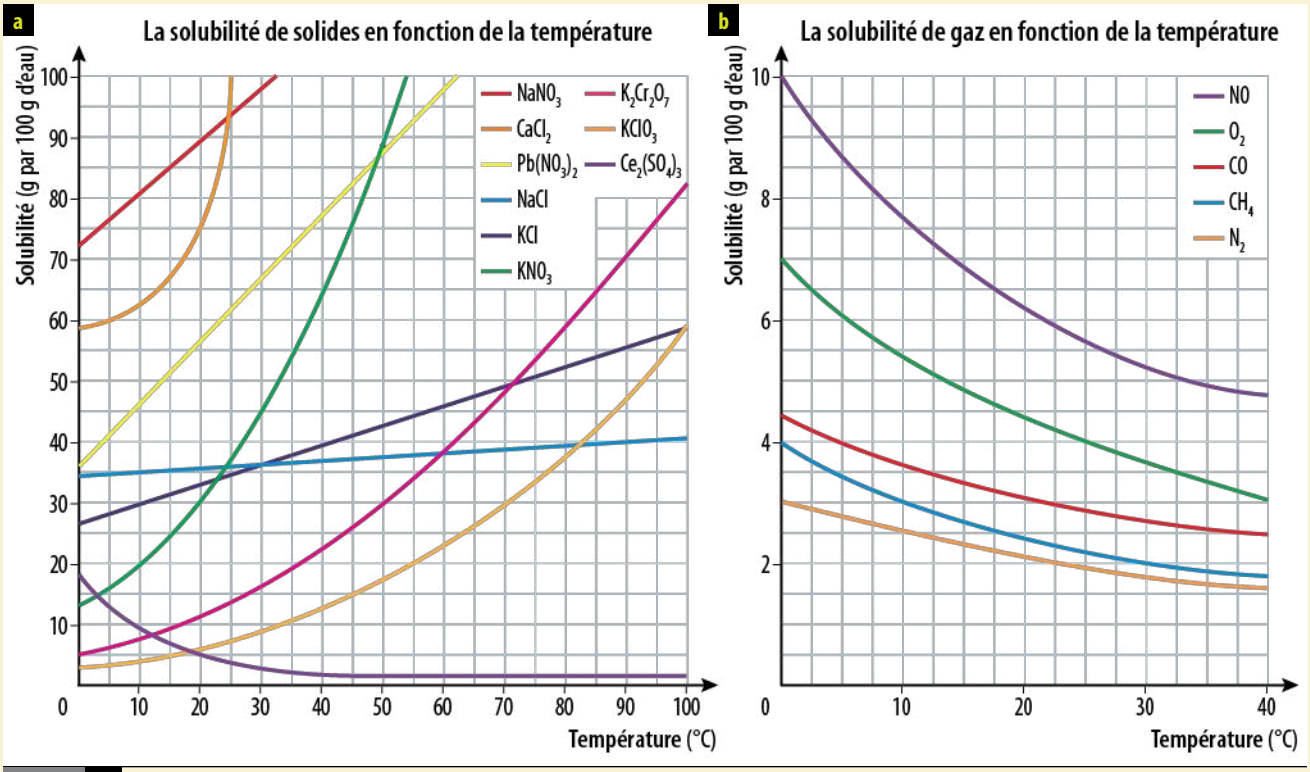


FIGURE 20 La solubilité de différents solides (a) et la solubilité de différents gaz (b), en fonction de la température.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

7 LES TRANSFORMATIONS CHIMIQUES

7.1 La loi de la conservation de la masse

Au cours d'une transformation physique ou chimique, il y a conservation de la masse. Cela signifie que la masse totale des substances de départ, avant la transformation, est égale à la masse totale des substances résultantes après la transformation. Si la masse totale est conservée lors d'une transformation, c'est parce que les atomes eux-mêmes sont conservés. La nature et le nombre d'atomes ne changent pas durant la transformation, comme le montre l'exemple de la figure 21.

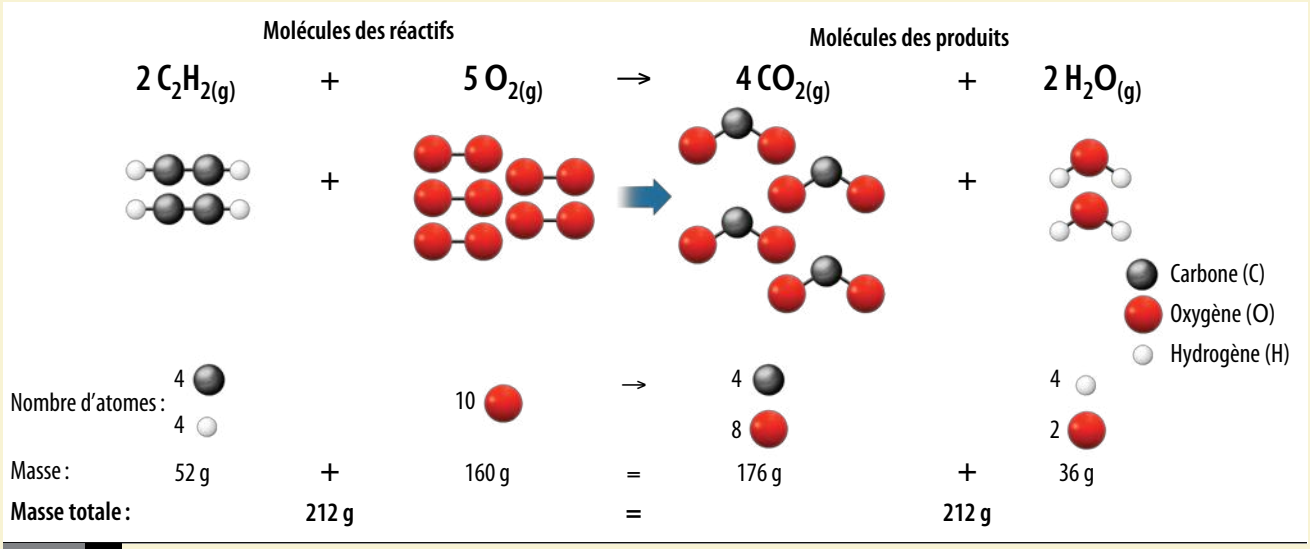


FIGURE 21 Au cours de la combustion de l'acétylène (C_2H_2), le nombre d'atomes de chaque élément ne change pas et la masse est conservée. Les atomes présents chez les réactifs sont réorganisés pour former les produits.

7.2 Le balancement des équations chimiques

Le **balancement d'équations chimiques** consiste en l'ajout de coefficients devant la formule chimique des réactifs et des produits pour respecter la loi de la conservation de la masse.

Une **équation squelette** est une équation chimique qui présente les réactifs et les produits d'une transformation sans tenir compte de la loi de la conservation de la masse, c'est-à-dire sans que les coefficients ne soient indiqués (*voir la figure 22a, à la page suivante*).

Pour tenir compte de la loi de la conservation de la masse, il faut balancer l'équation squelette pour équilibrer le nombre d'atomes des réactifs et des produits en respectant les règles suivantes :

- seuls les coefficients peuvent être ajoutés ;
- on n'inscrit pas le coefficient « 1 », car il est sous-entendu ;

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

- les indices dans les formules chimiques des composés ne doivent pas changer ;
- une fois l'équation balancée, le nombre d'atomes de chaque élément doit être égal dans les réactifs et dans les produits (*voir la figure 22b*).

a **Équation squelette**

$C_8H_{18(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$

b **Équation balancée**

$2\,C_8H_{18(g)} + 25\,O_{2(g)} \rightarrow 16\,CO_{2(g)} + 18\,H_2O_{(g)}$

FIGURE 22 L'équation squelette et l'équation balancée de la combustion de l'octane (C_8H_{18}).

L'exemple suivant montre le balancement d'une équation squelette qui présente les réactifs et les produits en jeu dans la combustion du méthane (CH_4).

EXEMPLE

Balancez l'équation squelette suivante : **Réactifs** **Produits**

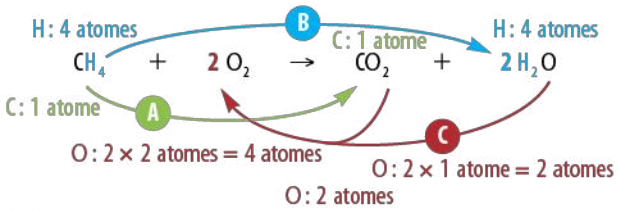
$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

Solution

1. *Balancer les atomes se trouvant dans une seule molécule de réactifs et une seule molécule de produits.*

   Dans notre exemple, on balance d'abord les atomes de carbone (C), puis les atomes d'hydrogène (H).
2. *Terminer en balançant les atomes présents dans plus d'une molécule de réactifs ou de produits.*

   Dans notre exemple, on termine en balançant les atomes d'oxygène (O).
3. *Balancer l'équation.*



A On vérifie d'abord le carbone (C) du méthane (CH_4) et du dioxyde de carbone (CO_2). Comme il y a un atome de carbone de chaque côté de l'équation, on conclut que le carbone est balancé.

B Dans le membre de droite, on place un coefficient « 2 » devant l'eau (H_2O) pour équilibrer les 4 atomes d'hydrogène (H) du méthane. Ce coefficient « 2 » placé devant H_2O porte le total des atomes d'oxygène (O) à 4 dans les produits (2 dans CO_2 et 2 dans $2H_2O$).

C On balance en ajoutant un coefficient « 2 » devant le dioxygène (O_2) du membre de gauche. L'équation est alors balancée.

Réponse $CH_4 + 2\,O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,H_2O$

7.3 La stœchiométrie

La **stœchiométrie** est l'étude des rapports entre les quantités de matière (réactifs et produits) qui participent à une transformation chimique.

Les coefficients placés devant les formules chimiques des réactifs et des produits d'une réaction chimique indiquent les proportions dans lesquelles les réactifs se combinent pour former les produits.

Les **calculs stœchiométriques** permettent de déterminer les quantités de substances (réactifs et produits) et l'énergie impliquées dans une transformation chimique.

Les **rapports molaires** sont les proportions entre les moles des différentes substances dans une équation chimique balancée.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

L'exemple suivant propose une démarche pour effectuer des calculs stœchiométriques lorsqu'on veut obtenir le nombre de moles ou la masse d'un réactif ou d'un produit.

EXEMPLE

À l'intérieur de la Station spatiale internationale, on trouve des filtres renfermant des granules d'hydroxyde de lithium (LiOH). Ces filtres servent à réduire la quantité de dioxyde de carbone (CO_2) dans l'air respiré par les astronautes. L'hydroxyde de lithium réagit avec le dioxyde de carbone pour former du carbonate de dilithium (Li_2CO_3) ainsi que de l'eau (H_2O).

Quelle masse d'hydroxyde de lithium est nécessaire pour retirer de l'air les 1056,0 g de dioxyde de carbone rejetés en une journée par un astronaute ?

Données

$M_{CO_2} = 44{,}01$ g/mol

$M_{LiOH} = 23{,}95$ g/mol

$m_{CO_2} = 1056{,}0$ g

$m_{LiOH} = ?$ g

Solution

1. *Écrire l'équation squelette.*

$$LiOH + CO_2 \rightarrow Li_2CO_3 + H_2O$$

2. *Balancer l'équation.*

$$2\,LiOH + CO_2 \rightarrow Li_2CO_3 + H_2O$$

3. *Calculer le nombre de moles de CO_2.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{1056{,}0\text{ g}}{44{,}01\text{ g/mol}}$$

$$= 23{,}99\text{ mol}$$



FIGURE 23 La Station spatiale internationale.

4. *Calculer le nombre de moles de LiOH.*

$$\frac{2\text{ mol de LiOH}}{n\text{ mol de LiOH}} = \frac{1\text{ mol de } CO_2}{23{,}99\text{ mol de } CO_2}$$

$$n\text{ mole de LiOH} = \frac{23{,}99\text{ mol de } CO_2 \cdot 2\text{ mol de LiOH}}{1\text{ mol de } CO_2} = 47{,}98\text{ mol de LiOH}$$

5. *Calculer la masse de LiOH.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn = 23{,}95\text{ g/mol} \cdot 47{,}98\text{ mol}$$

$$= 1149\text{ g}$$

Réponse La masse d'hydroxyde de lithium nécessaire est de 1149 g.

7.4 Les transformations endothermiques et exothermiques

Les transformations chimiques entraînent des variations d'énergie dans un système et dans le milieu. Les variations d'énergie dépendent de la nature de la transformation. Il peut y avoir absorption d'énergie ou dégagement d'énergie.

Les **réactions endothermiques** sont des réactions chimiques qui absorbent de l'énergie. Généralement, cette énergie provient de l'énergie thermique du milieu. Elle peut aussi être fournie par chauffage additionnel. L'équation générale d'une réaction endothermique s'écrit comme suit.

L'équation générale d'une réaction endothermique

Réactifs + Énergie → Produits

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Les **réactions exothermiques** sont des réactions chimiques qui dégagent de l'énergie. Souvent, ce dégagement d'énergie prend la forme d'un transfert de chaleur vers le milieu, qui se réchauffe alors. L'équation générale d'une réaction exothermique s'écrit comme suit.

L'équation générale d'une réaction exothermique

Réactifs → Produits + Énergie

7.5 Quelques exemples de transformations chimiques

Il existe différents types de transformations chimiques. Les plus courantes sont : la neutralisation acidobasique, la synthèse, la décomposition, l'oxydation et la précipitation.

La neutralisation acidobasique

La **neutralisation acidobasique** est une transformation chimique au cours de laquelle un acide et une base réagissent ensemble et perdent leurs propriétés acides et basiques.

Lorsqu'une solution acide est mélangée avec une solution basique, les ions hydrogène (H^+) de l'acide réagissent avec les ions hydroxyde (OH^-) de la base pour former de l'eau et un sel dont la nature dépend des réactifs.

Lorsque les solutions de départ (réactifs) renferment des quantités équivalentes d'ions hydrogène et hydroxyde, la réaction de neutralisation acidobasique est complète et la solution finale produite est neutre. Lorsque les quantités de réactifs sont différentes, la réaction de neutralisation acidobasique est incomplète : la solution finale aura un pH acide si elle contient un surplus d'ions hydrogène, et basique si elle contient un surplus d'ions hydroxyde.

L'équation générale de la neutralisation acidobasique s'écrit de la façon suivante.

L'équation générale de la neutralisation acidobasique

$$\text{Acide}_{(aq)} + \text{Base}_{(aq)} \rightarrow \text{Eau}_{(l)} + \text{Sel}_{(aq)}$$

La synthèse

La **synthèse** est une transformation chimique dans laquelle des éléments ou des composés simples réagissent et forment un composé plus complexe.

La photosynthèse est un exemple de synthèse. Voici son équation :

$$6\,CO_2 + 6\,H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

La décomposition

La **décomposition** est une transformation chimique dans laquelle un composé se sépare en éléments ou en composés plus simples. C'est la réaction inverse de la synthèse.

Les combustions sont des réactions de décomposition. Par exemple, voici l'équation chimique de la combustion du propanol (C_2H_5OH) :

$$C_2H_5OH + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$$

L'oxydation

Les réactions d'oxydation sont fréquentes sur Terre, à cause de l'abondance du dioxygène (O_2) dans l'air de l'atmosphère. L'**oxydation** est une transformation chimique dans laquelle le dioxygène ou une substance aux propriétés semblables se combine avec un réactif pour former un oxyde. La corrosion, la respiration cellulaire et les combustions sont des réactions d'oxydation. Voici deux exemples d'équations chimiques de réactions d'oxydation.

L'équation chimique de l'oxydation du cuivre :

$$2\,Cu + O_2 \rightarrow 2\,CuO$$

L'équation chimique de la respiration cellulaire :

$$C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2 \rightarrow 6\,CO_2 + 6\,H_2O$$

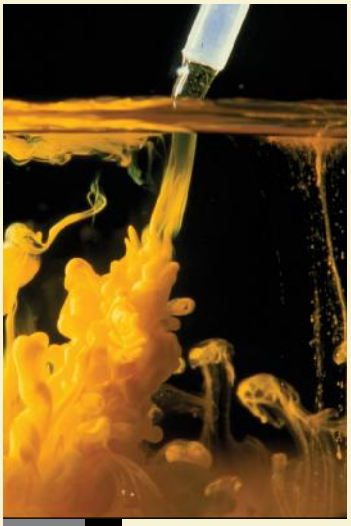


FIGURE 24 Le précipité formé, de couleur jaune, est du diiodure de plomb (PbI_2).

La précipitation

La **précipitation** est la formation d'un solide peu soluble ou insoluble lors du mélange de deux solutions électrolytiques. Le solide alors formé se nomme « précipité ». Voici un exemple d'équation chimique d'une précipitation.

L'équation chimique qui mène à la précipitation du diiodure de plomb (*voir la figure 24*) :

$$Pb(NO_3)_{2(aq)} + 2\,KI_{(aq)} \rightarrow \underset{\text{Précipité}}{\downarrow PbI_{2(s)}} + 2\,KNO_{3(aq)}$$

8 QUELQUES NOTIONS MATHÉMATIQUES

8.1 Isoler une variable

De nombreux phénomènes scientifiques sont décrits par des expressions algébriques. Ces expressions traduisent la relation entre les différentes variables physiques qui interviennent dans un phénomène.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Une expression algébrique n'est pas toujours directement utilisable pour résoudre un problème précis. Par exemple, l'expression $pV = nRT$ ne permet pas de déterminer immédiatement la température (T) d'un gaz quand sa pression (p), son volume (V), son nombre de moles (n) et la constante des gaz (R) sont connus.

Il faut d'abord transformer cette expression sous la forme $T = \frac{pV}{nR}$.

L'objectif de la transformation d'une expression algébrique est d'exprimer une variable du problème en fonction des autres, c'est-à-dire de l'isoler.

Dans l'exemple suivant, on souhaite isoler T dans l'expression de la loi des gaz parfaits $pV = nRT$.

EXEMPLE

Étapes de résolution	Exemple résolu
1. Déterminer où, dans l'expression algébrique, apparaît la variable qu'on souhaite isoler.	1. *On détermine que la variable T est dans le membre droit de l'égalité.* $pV = nRT$
2. Utiliser les opérations mathématiques inverses dans chaque membre de l'égalité pour chaque terme à éliminer, et simplifier. Répéter cette étape jusqu'à ce que la variable soit isolée.	2. *On isole T en divisant les termes de chaque membre de l'égalité par nR.* $\frac{pV}{nR} = \frac{\cancel{nR}T}{\cancel{nR}}$
3. Exprimer l'équation de façon conventionnelle, en plaçant la variable isolée dans le membre de gauche de l'égalité.	3. *On place la variable T dans le membre de gauche de l'équation.* $T = \frac{pV}{nR}$

8.2 La résolution d'une équation du second degré

Il arrive parfois que la variable à isoler fasse partie d'une équation du second degré de type $y = ax^2 + bx + c$. Dans ce cas, il faut suivre la procédure établie pour résoudre une équation du second degré et trouver les valeurs de x à l'aide de l'expression suivante.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

Cette situation se présente dans les cas particuliers de problèmes portant sur l'équilibre chimique, où la valeur à déterminer (une concentration désignée par « x ») se trouve dans une équation du second degré comme dans l'exemple de la page suivante.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXEMPLE

Étapes de résolution	Exemple résolu
1. Équation du second degré à résoudre.	$x^2 + 50x - 50 = 0$
2. Déterminer les valeurs de a, b et c.	$a = 1 \quad b = 50 \quad c = {}^-50$
3. Calculer les valeurs possibles de x à l'aide de l'équation suivante : $x = \frac{{}^-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$	$x_1 = \frac{{}^-50 + \sqrt{50^2 - (4 \cdot 1 \cdot {}^-50)}}{2 \cdot 1} = \frac{{}^-50 + \sqrt{2700}}{2}$ $= \frac{{}^-50 + 51{,}96}{2} = \frac{1{,}96}{2} = 0{,}98$ $x_2 = \frac{{}^-50 - \sqrt{50^2 - (4 \cdot 1 \cdot {}^-50)}}{2 \cdot 1} = \frac{{}^-50 - \sqrt{2700}}{2}$ $= \frac{{}^-50 - 51{,}96}{2} = \frac{{}^-100{,}96}{2} = {}^-50{,}98$ Les valeurs possibles de x sont 0,98 et ${}^-50{,}98$.
4. Vérifier si les valeurs de x sont plausibles et pertinentes.	Dans les calculs de concentration liés à l'équilibre chimique, les valeurs négatives de x sont écartées, car une concentration ne peut être négative. La valeur de x est donc de 0,98.

8.3 La notation scientifique

En science, il est fréquent de rencontrer des nombres dont l'ordre de grandeur est très petit ou très grand. Toutefois, ce genre de nombre est très difficile à utiliser lorsqu'on effectue des calculs. Pour simplifier les calculs, on fait appel à la notation scientifique. Cette notation permet aussi d'indiquer le nombre de chiffres significatifs adéquats aux mesures de quantités notées.

La notation scientifique est l'écriture d'un nombre sous la forme suivante :

$$x \times 10^n$$

où x = nombre décimal (appelé « mantisse ») dont la valeur absolue est comprise entre 1 et 10 (10 exclu)

n = nombre entier positif ou négatif

Le tableau 8 donne deux exemples qui montrent comment écrire des nombres à l'aide de la notation scientifique.

TABLEAU 8 Comment écrire des nombres à l'aide de la notation scientifique

Nombre à écrire en notation scientifique	Notation scientifique
Nombre dont l'ordre de grandeur est très grand	
Nombre de molécules contenues dans une mole de substance (valeur arrondie) : 602 000 000 000 000 000 000 000	$6{,}02\underbrace{000\,000\,000\,000\,000\,000\,000}_{23\ 21\ 18\ 15\ 12\ 9\ 6\ 3}$ $6{,}02 \times 10^{23}$ On déplace la virgule jusqu'au chiffre non nul le plus à gauche et on compte le nombre de déplacements effectués par la virgule. Ce nombre devient alors l'exposant de la base 10.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

TABLEAU 8 **Comment écrire des nombres à l'aide de la notation scientifique (*suite*)**

Nombre à écrire en notation scientifique	Notation scientifique
Nombre dont l'ordre de grandeur est très petit	
Nombre qui représente la masse d'une molécule d'eau : 0,000 000 000 000 000 000 000 029 9 g	0,000 000 000 000 000 000 000 02 9 9 3 6 9 12 15 18 21 23 $2{,}99 \times 10^{-23}$ On déplace la virgule vers la droite, jusqu'à la droite du premier chiffre non nul rencontré, et on compte le nombre de déplacements effectués par la virgule. Ce nombre devient alors l'exposant négatif de la base 10.

Le tableau 9 présente les règles de calcul en notation scientifique.

TABLEAU 9 **Les règles de calcul en notation scientifique**

Type de calcul et règles de calcul	Exemple
Multiplication de deux nombres en notation scientifique	
1. Multiplier les mantisses entre elles. 2. Multiplier le résultat par une puissance de 10 à laquelle on affecte la somme des exposants des puissances de 10 initiales.	$(a\times10^m)(b\times10^n)=(a\times b)\times10^{(m+n)}$ $(7{,}32\times10^3)\cdot(8{,}91\times10^2)=(7{,}32\cdot8{,}91)\times10^{(3+2)}$ $=65{,}2212\times10^5$ $=6{,}52\times10^6$
Division de deux nombres en notation scientifique	
1. Diviser les mantisses entre elles. 2. Multiplier le résultat par une puissance de 10 à laquelle on affecte la différence des exposants des puissances de 10 initiales.	$\frac{(a\times10^m)}{(b\times10^n)}=\frac{a}{b}\times10^{(m-n)}$ $\frac{(1{,}842\times10^6)}{(1{,}0787\times10^2)}=\frac{1{,}842}{1{,}0787}\times10^{(6-2)}$ $=1{,}707\,611\times10^4$ $=1{,}708\times10^4$
Addition ou soustraction de nombres en notation scientifique	
1. Convertir les nombres afin qu'ils aient les mêmes exposants. (Chaque nombre devrait avoir le même exposant que le nombre ayant le plus grand exposant de 10.) 2. Additionner ou soustraire les mantisses. L'exposant de 10 reste alors tel quel.	$(3{,}42\times10^6)+(8{,}53\times10^3)=(3{,}42\times10^6)+(0{,}008\,53\times10^6)$ $=(3{,}42+0{,}008\,53)\times10^6$ $=3{,}428\,53\times10^6$ $=3{,}43\times10^6$ $(9{,}93\times10^1)-(7{,}86\times10^1)=(9{,}93\times10^1)-(0{,}0786\times10^1)$ $=(9{,}93-0{,}0786)\times10^1$ $=9{,}8514\times10^1$ $=9.85\times10^1$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXERCICES

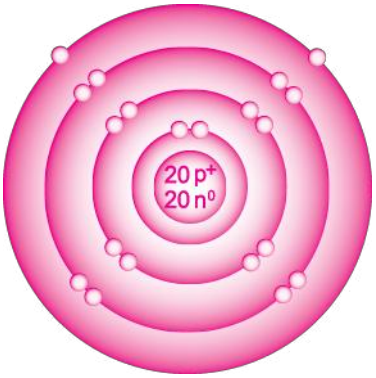
1 L'atome : constituants et représentations

1. Selon le modèle atomique simplifié,

a) quelles particules sont situées dans le noyau de l'atome ? Les protons et les neutrons.

b) quelles particules gravitent autour du noyau ? Les électrons.

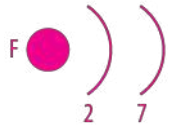
2. Représentez l'atome de calcium selon le modèle atomique simplifié.



Calcium (Ca)

3. Représentez de façon schématisée la configuration électronique des atomes de fluor et de magnésium.

Fluor



Magnésium



4. Représentez les atomes suivants selon la notation de Lewis.

a) Magnésium (Mg) : $\cdot\dot{\underset{\cdot}{\text{Mg}}}\cdot$

b) Brome (Br) : $\cdot\ddot{\underset{\cdot}{\text{Br}}}:$

c) Silicium (Si) : $\cdot\ddot{\underset{\cdot}{\text{Si}}}\cdot$

d) Arsenic (As) : $\cdot\ddot{\underset{\cdot}{\text{As}}}\cdot$

e) Aluminium (Al) : $\dot{\text{Al}}\cdot$

f) Potassium (K) : $\dot{\text{K}}$

5. Parmi les représentations de Lewis suivantes, laquelle correspond au soufre ? Justifiez votre réponse.

A. $:\ddot{\underset{\cdot}{\text{Si}}}$ (B.) $\cdot\ddot{\underset{\cdot}{\text{S}}}\cdot$ C. $\cdot\ddot{\underset{\cdot}{\text{Si}}}\cdot$ D. $\ddot{\underset{\cdot}{\text{S}}}:$

Justification : Le symbole du soufre est S. Le soufre possède six électrons de valence (famille VIA). Si on respecte la règle de disposition des électrons de valence, il doit y avoir des points à l'emplacement des quatre points cardinaux.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

2 Le tableau périodique des éléments

6. Quelle est la relation entre le numéro de la famille chimique et la configuration électronique des éléments qui en font partie ?

Le dernier chiffre du numéro de la famille (nombre en chiffres romains) indique le nombre d'électrons de valence des éléments de cette famille.

7. Quelle indication le numéro de la période fournit-il ?

Le numéro de la période indique le nombre de couches électroniques contenues dans un élément faisant partie de cette période.

8. À l'aide du tableau périodique, trouvez chacun des éléments qui correspondent aux descriptions suivantes.

a) Métal de la famille des alcalino-terreux qui se trouve dans la troisième période. — Magnésium (Mg).

b) Métalloïde de la famille 15 (VA) de la cinquième période. — Antimoine (Sb).

c) Non-métal de la famille de l'oxygène situé dans la quatrième période. — Sélénium (Se).

d) Métal liquide dans les conditions ambiantes. — Mercure (Hg).

e) Éléments gazeux de la deuxième période. — Azote (N), Oxygène (O), Fluor (F), Néon (Ne).

3 Les molécules

9. Pour chacun des atomes mentionnés dans le tableau ci-dessous, indiquez :

a) s'il a tendance à gagner ou à céder des électrons ;

b) le nombre d'électrons gagnés ou cédés ;

c) la charge électrique de l'ion formé par le gain ou la cession d'électrons.

	Mg	Al	S	Cl
Gain ou perte d'électrons	Perte	Perte	Gain	Gain
Nombre d'électrons gagnés ou cédés	2	3	2	1
Charge électrique de l'ion	$^{+}2$	$^{+}3$	$^{-}2$	$^{-}1$

10. Quelle est la différence entre une liaison ionique et une liaison covalente en ce qui a trait aux électrons de valence ?

Dans une liaison ionique, il y a un transfert d'électrons de valence, alors que dans une liaison covalente il y a un partage d'électrons de valence.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

11. De façon générale, entre quelles catégories d'éléments une liaison ionique se produit-elle ?

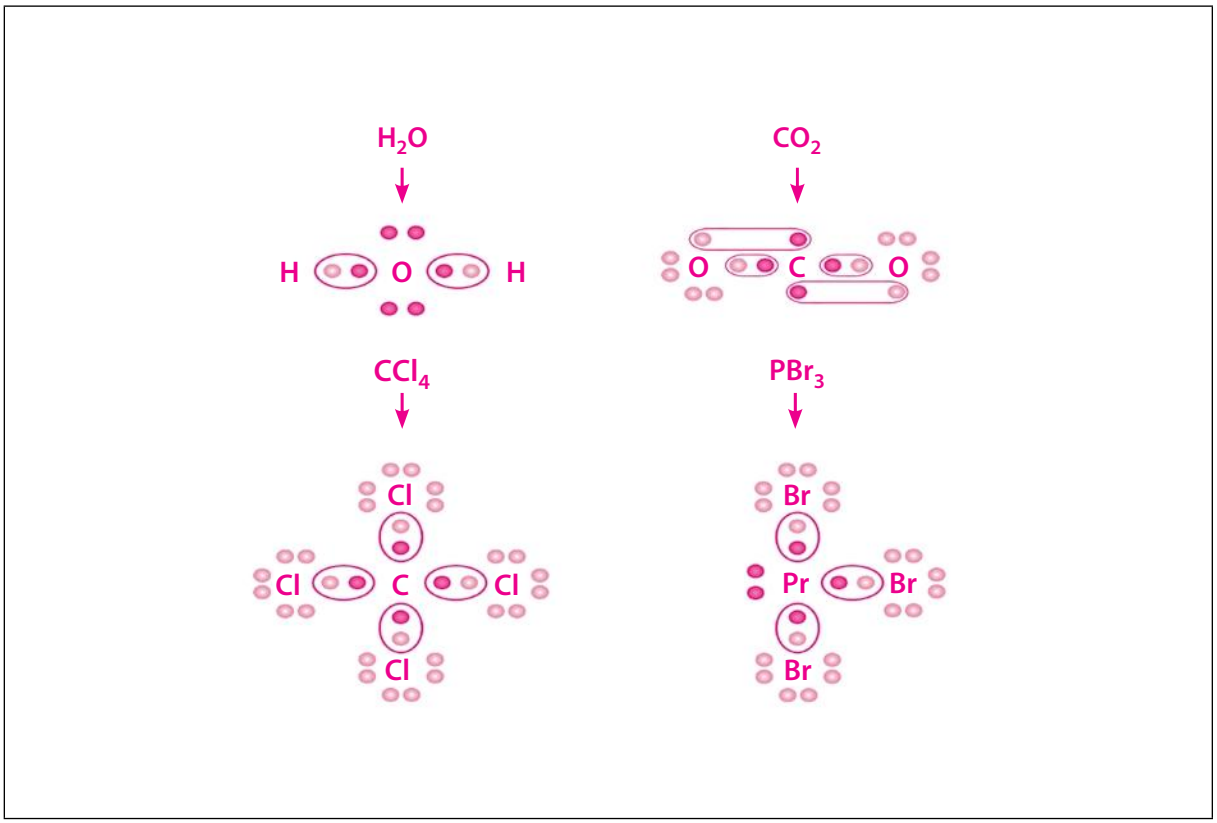
De façon générale, une liaison ionique se produit entre un métal et un non-métal.

12. Soit les composés suivants : CO_2, H_2O, $CaCl_2$, LiF, $CaCO_3$, PBr_3, $FeSO_4$, CCl_4.

a) Parmi ces composés, quels sont ceux qui contiennent une ou plusieurs liaisons ioniques ?

$CaCl_2$, LiF, $CaCO_3$, $FeSO_4$.

b) À l'aide de la notation de Lewis, illustrez les composés qui sont formés uniquement de liaisons covalentes.



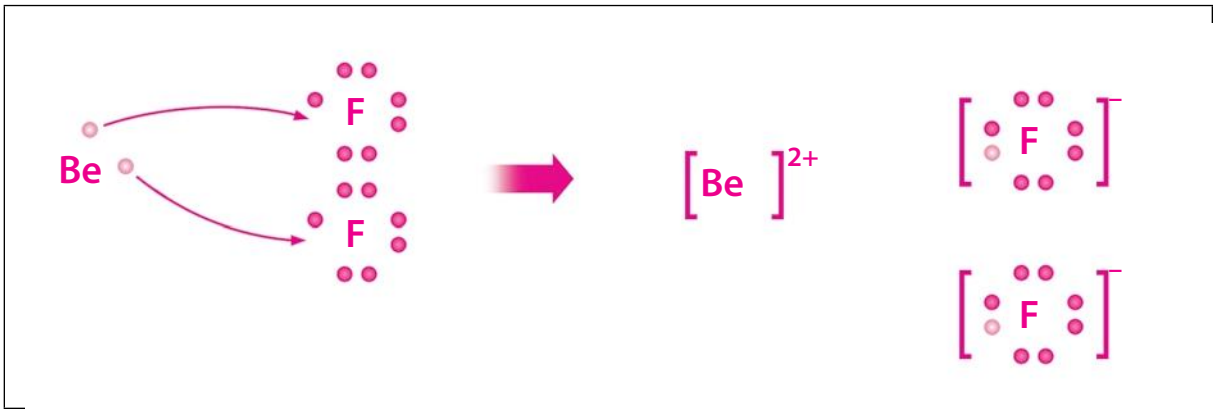
13. Écrivez le nom ou la formule des composés suivants.

a) CsCl	Chlorure de césium.
b) AgF	Fluorure d'argent.
c) Tétrachlorure de carbone	CCl_4
d) $Ca(NO_3)_2$	Dinitrate de calcium.
e) Hexafluorure de soufre	SF_6
f) Iodure de potassium	KI
g) Na_2S	Sulfure de disodium.
h) Hydroxyde de sodium	NaOH
i) Sulfate de cuivre	$CuSO_4$
j) Na_3PO_4	Phosphate de trisodium.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

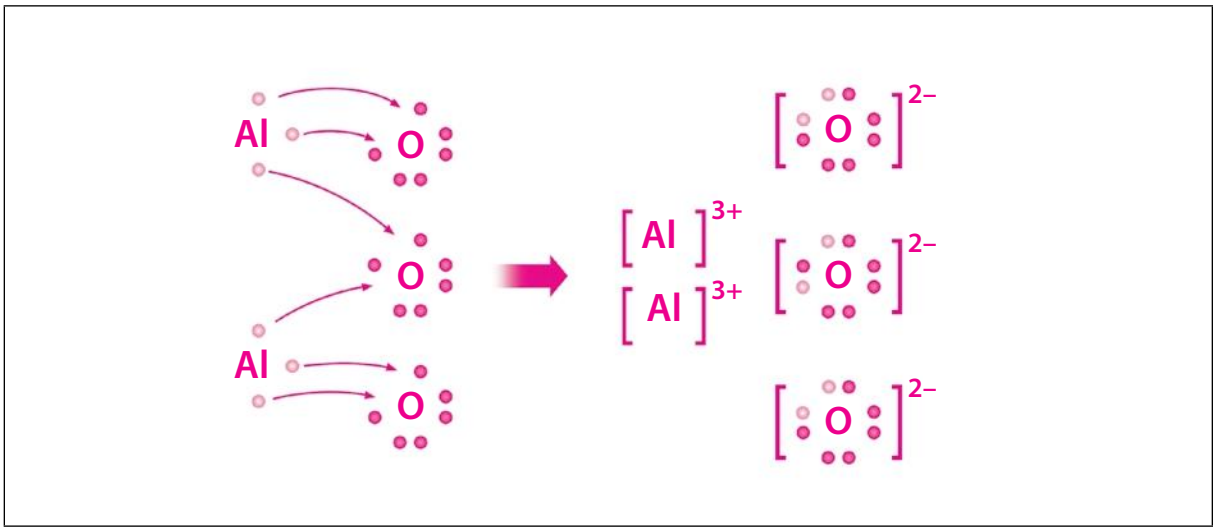
14. À l'aide de la notation de Lewis, représentez les molécules suivantes et déterminez leur formule chimique.

a) Une molécule formée de béryllium et de fluor



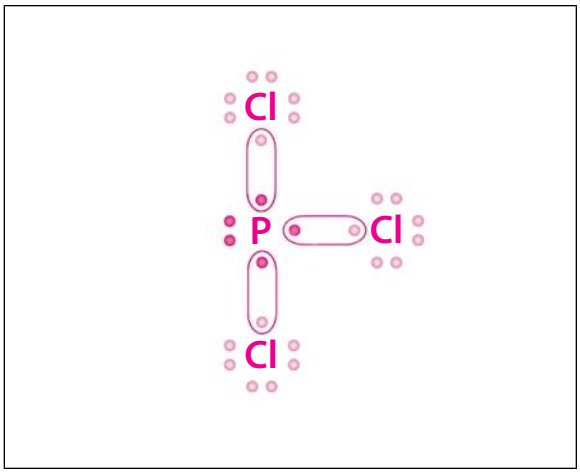
Formule chimique : BeF_2

b) Une molécule formée d'aluminium et d'oxygène



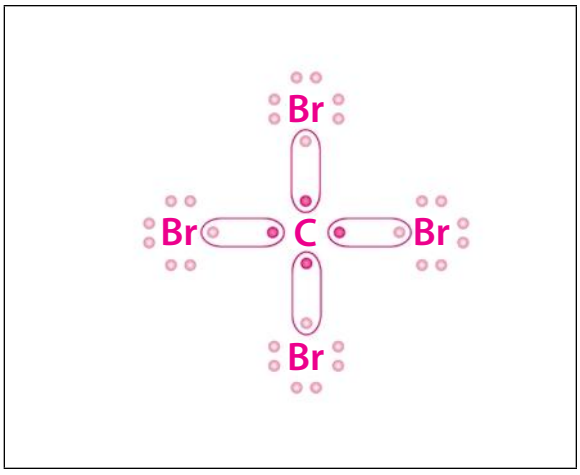
Formule chimique : Al_2O_3

c) Une molécule formée de phosphore et de chlore



Formule chimique : PCl_3

d) Une molécule formée de carbone et de brome



Formule chimique : CBr_4

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

4 Le dénombrement de la matière

15. Combien y a-t-il de molécules dans 0,5 mol de molécules d'eau (H_20) ?

Solution

$$\frac{6{,}02\times10^{23}\text{ molécules}}{1\text{ mol de molécules}} = \frac{?}{0{,}5\text{ mol de molécules}}$$

$$? = \frac{6{,}02\times10^{23}\text{ molécules} \cdot 0{,}5\ \cancel{\text{mol de molécules}}}{1\ \cancel{\text{mol de molécules}}}$$

$$= 3\times10^{23}\text{ molécules}$$

Réponse : Il y a 3×10^{23} molécules d'eau.

16. Combien de moles trouve-t-on dans $7{,}525 \times 10^{24}$ atomes de cuivre (Cu) ?

Solution

$$\frac{1\text{ mol d'atomes}}{6{,}02\times10^{23}\text{ atomes}} = \frac{?}{7{,}525\times10^{24}\text{ atomes}}$$

$$? = \frac{1\text{ mol d'atomes}\ \ 7{,}525\times10^{24}\ \cancel{\text{atomes}}}{6{,}02\times10^{23}\ \cancel{\text{atomes}}}$$

$$= 12{,}50\text{ mol d'atomes}$$

Réponse : Il y a 12,50 mol de cuivre.

17. Combien y a-t-il de moles dans chacune des quantités suivantes ?

a) 48,0 g de potassium (K)

Données

$m = 48{,}0$ g

$M_K = 39{,}10$ g/mol

$n = ?$ mol

Solution

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{48{,}0\text{ g}}{39{,}10\text{ g/mol}}$$

$$= 1{,}23\text{ mol}$$

Réponse : Le nombre de moles contenues dans 48,0 g de potassium est de 1,23 mol.

b) 150 g de dihydroxyde de calcium ($Ca(OH)_2$)

Données

$m = 150$ g

$M_{Ca(OH)_2} = 74{,}10$ g/mol

$n = ?$ mol

Solution

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{150\text{ g}}{74{,}10\text{ g/mol}}$$

$$= 2{,}02\text{ mol}$$

Réponse : Le nombre de moles contenues dans 150 g de dihydroxyde de calcium est de 2,02 mol.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

18. Quelle est la masse de chacun des échantillons suivants ?

a) 18,0 mol de magnésium (Mg)

Données	**Solution**
$n = 18{,}0$ mol $M_{Mg} = 24{,}31$ g/mol $m = ?$ g	$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn = 24{,}31\text{g/mol} \cdot 18{,}0\text{ mol}$ $= 438$ g
Réponse : La masse de 18,0 mol de magnésium est de 438 g.	

b) $2{,}3 \times 10^{-4}$ mol de trisulfure de dialuminium (Al_2S_3)

Données	**Solution**
$n = 2{,}3 \times 10^{-4}$ mol $M_{Al_2S_3} = 150{,}14$ g/mol $m = ?$ g	$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn = 150{,}14\text{ g/mol} \cdot 2{,}3 \times 10^{-4}\text{ mol}$ $= 0{,}035$ g
Réponse : La masse de $2{,}3 \times 10^{-4}$ mol de trisulfure de dialuminium est de 0,035 g.	

5 Les solutions aqueuses

19. Lequel ou lesquels des béchers suivants contiennent des solutions d'électrolytes ?

A.



B.



C.



20. Parmi les équations de dissolution suivantes, lesquelles représentent des dissociations électrolytiques ? Expliquez votre réponse.

A. $CH_3COOH_{(l)} \rightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$

B. $C_{12}H_{22}O_{11(s)} \rightarrow C_{12}H_{22}O_{11(aq)}$

C. $C_2H_5OH_{(l)} \rightarrow C_2H_5OH_{(aq)}$

D. $KNO_{3(s)} \rightarrow K^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$

Les équations A et D représentent des dissociations électrolytiques, car les molécules ont été séparées en ions de charges opposées.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

21. Calculez la concentration molaire d'une solution contenant 250 g de carbonate de calcium ($CaCO_3$) dissous dans un volume total de 5,00 L de solution.

Données	**Solution**
$m = 250$ g $M_{CaCO_3} = 100{,}09$ g/mol $V = 5{,}00$ L $C = ?$ mol/L	*1. Calculer le nombre de moles de $CaCO_3$.* $M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{250\text{ g}}{100{,}09\text{ g/mol}}$ $= 2{,}50$ mol *2. Calculer la concentration de $CaCO_3$.* $C = \frac{n}{V} = \frac{2{,}50\text{ mol}}{5{,}00\text{ L}}$ $= 0{,}500$ mol/L
Réponse : La concentration molaire de la solution est de 0,500 mol/L.	

22. Une solution de sulfate de cuivre ($CuSO_4$) a une concentration de 0,25 mol/L. Combien de moles de sulfate de cuivre trouve-t-on dans 4,5 L de cette solution ?

Données	**Solution**
$V = 4{,}5$ L $C = 0{,}25$ mol/L $n = ?$ mol	*Calculer le nombre de moles de $CuSO_4$.* $C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV = 0{,}25\text{ mol/L} \cdot 4{,}5\text{ L}$ $= 1{,}1$ mol
Réponse : La solution contient 1,1 mol de sulfate de cuivre.	

23. On prépare une solution d'iodure de potassium (KI) à partir de 100 mL d'une solution concentrée à 2,0 mol/L à laquelle on ajoute 1500 mL d'eau. Quelle sera la concentration de la solution diluée obtenue ?

Données	**Solution**
$C_1 = 2{,}0$ mol/L $V_1 = 100$ mL $V_2 = 1600$ mL $C_2 = ?$ mol/L	*Calculer le volume initial de la solution.* $C_1V_1 = C_2V_2 \Rightarrow C_2 = \frac{C_1V_1}{V_2} = \frac{2{,}0\text{ mol/L} \cdot 100\text{ mL}}{1600\text{ mL}}$ $= 0{,}13$ mol/L
Réponse : La concentration de la solution diluée est de 0,13 mol/L.	

24. Indiquez si les substances suivantes appartiennent à la catégorie des acides, des bases ou des sels en observant leur formule chimique.

a) Sulfate de cuivre ($CuSO_4$) Sel.

b) Acide perchlorique ($HClO_4$) Acide.

c) Hydroxyde de potassium (KOH) Base.

d) Acide nitrique (HNO_3) Acide.

e) Chlorure de magnésium ($MgCl_2$) Sel.

f) Hydroxyde de césium (CsOH) Base.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

25. La liste suivante présente le pH de différentes solutions. Indiquez pour chacune si elle est acide, basique ou neutre.

a) pH = 5,6 — Acide.

b) pH = 7,8 — Basique.

c) pH = 9,0 — Basique.

d) pH = 1,9 — Acide.

e) pH = 7,0 — Neutre.

26. Une solution d'acide acétique a un pH de 3,0 et une solution d'acide chlorhydrique a un pH de 1,0.

a) Lequel de ces deux acides a la plus forte concentration en ions H^+ ?

L'acide chlorhydrique.

b) Combien de fois cet acide est-il plus concentré que l'autre ?

100 fois.

27. Quelle est la concentration en ions H^+ d'une solution dont le pH est de 4,7 ?

Données	**Solution**
pH = 4,7 $[H^+]$ = ? mol/L	*Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.* $pH = -\log [H^+] \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4,7}$ $= 2,00 \times 10^{-5}$ mol/L
Réponse : La concentration en ions H^+ de la solution est de $2,00 \times 10^{-5}$ mol/L.	

6 Les transformations physiques

28. Comment se nomment les transformations physiques suivantes ?

a) Du fer est amené à l'état liquide dans une fonderie. — Fusion.

b) De la vapeur d'eau forme de la buée sur un miroir. — Condensation liquide.

c) L'eau d'un lac gèle en hiver. — Solidification.

d) De la glace sèche passe directement de l'état solide à gazeux. — Sublimation.

29. La solubilité du nitrate de sodium ($NaNO_3$) est de 96 g/100 mL à 30 °C. Expliquez ce que signifie cette affirmation.

On peut dissoudre un maximum de 96 g de nitrate de sodium dans 100 mL de solution à 30 °C.

7 Les transformations chimiques

30. Balancez les équations chimiques suivantes.

a) $NO_2 \rightarrow N_2O_4$ — $2\ NO_2 \rightarrow N_2O_4$

b) $CO + O_2 \rightarrow CO_2$ — $2\ CO + O_2 \rightarrow 2\ CO_2$

c) $FeCl_3 + NaOH \rightarrow Fe(OH)_3 + NaCl$ — $FeCl_3 + 3\ NaOH \rightarrow Fe(OH)_3 + 3\ NaCl$

d) $C_7H_{16} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ — $C_7H_{16} + 11\ O_2 \rightarrow 7\ CO_2 + 8\ H_2O$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

31. Expliquez la marche à suivre pour préparer 5,0 L d'une solution d'acide chlorhydrique (HCl) à 1,00 mol/L à partir d'une solution concentrée à 9,5 mol/L.

Données	**Solution**
$C_1 = 9{,}5$ mol/L $C_2 = 1{,}00$ mol/L $V_2 = 5{,}0$ L $V_1 = ?$ mL	*1. Calculer le volume initial de la solution.* $C_1V_1 = C_2V_2 \Rightarrow V_1 = \frac{C_2V_2}{C_1} = \frac{1{,}00\text{ mol/L} \cdot 5{,}0\text{ L}}{9{,}5\text{ mol/L}}$ $= 0{,}53$ L *2. Calculer le volume d'eau à ajouter.* Volume d'eau à ajouter $= V_2 - V_1$ $= 5{,}0\text{ L} - 0{,}53\text{ L} = 4{,}5$ L
Réponse : Il faut ajouter 4,5 L d'eau à 0,53 L de la solution initiale concentrée.	

32. Le coussin gonflable d'une automobile se remplit du diazote (N_2) produit pendant la réaction de décomposition suivante :

$$2\ NaN_{3(s)} \rightarrow 3\ N_{2(g)} + 2\ Na_{(s)}$$

Dans une voiture, il faut normalement 2,5 mol de diazote pour gonfler le coussin du côté du volant. Quelle est la masse de trinitrure de sodium (ou triazoture de sodium) (NaN_3) nécessaire pour produire le diazote nécessaire au gonflage ?

Données	**Solution**
$n_{N_2} = 2{,}5$ mol $M_{NaN_3} = 65{,}02$ g/mol $m_{NaN_3} = ?$ g	*1. Calculer le nombre de moles de NaN_3.* 2 mol de $NaN_3 \rightarrow$ 3 mol de N_2 n mol de $NaN_3 \rightarrow$ 2,5 mol de N_2 $n = \frac{2{,}5\text{ mol de } N_2 \cdot 2\text{ mol de } NaN_3}{3\text{ mol de } N_2}$ $= 1{,}7$ mol *2. Calculer la masse de NaN_3.* $M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn = 65{,}02\text{ g/mol} \cdot 1{,}7\text{ mol}$ $= 111$ g
Réponse : La masse de trinitrure de sodium (ou triazoture de sodium) nécessaire est de 111 g.	

33. Indiquez si les transformations suivantes sont endothermiques ou exothermiques.

a) Lors de la dissolution de l'hypochlorite de sodium (NaOCl), la température de l'eau augmente. — Exothermique.

b) La combustion du propane (C_3H_8) fournit la chaleur pour la cuisson au BBQ. — Exothermique.

c) La dissolution du chlorure d'ammonium (NH_4Cl) entraîne une diminution de la température de l'eau. — Endothermique.

d) $H_2 + I_2 + 53\text{ kJ} \rightarrow 2\ HI$ — Endothermique.

e) $2\ H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2 + 376\text{ kJ}$ — Exothermique.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

34. On mélange 250 mL d'une solution d'acide nitrique (HNO_3) et la même quantité d'une solution d'hydroxyde de potassium (KOH). Les deux solutions ont une concentration de 2,5 mol/L. Quel sera le pH de la solution obtenue ? Justifiez votre réponse.

Le pH sera de 7,0, car puisque l'acide et la base ont été mélangés en quantités égales (les volumes et les concentrations de chaque solution sont égaux). La solution obtenue est donc neutre, c'est-à-dire que les caractères acides et basiques des solutions initiales ont été neutralisés.

35. Pour chacune des réactions du tableau suivant, déterminez de quel type de réaction il s'agit. (Une réaction peut correspondre à plus d'un type de réaction. Les équations ne sont pas balancées.)

Réaction	Synthèse	Décomposition	Oxydation	Précipitation	Neutralisation
$Fe_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow Fe_2O_{3(s)}$	✓		✓		
$CaCl_{2(s)} \rightarrow Ca_{(s)} + Cl_{2(g)}$		✓			
$AgNO_{3(aq)} + NaCl_{(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(aq)}$				✓	
$C_2H_5OH_{(l)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$		✓	✓		
$H_2SO_{4(aq)} + NaOH \rightarrow H_2O_{(l)} + Na_2SO_{4(aq)}$					✓

8 Quelques notions mathématiques

36. Résolvez les équations suivantes en isolant la variable.

a) $0 = 50{,}0 + \frac{1}{2}(-9{,}80)t^2$

$$-50{,}0 = \frac{1}{2}(-9{,}80)t^2$$

$$-100 = (-9{,}80)t^2$$

$$t = \sqrt{\frac{100}{9{,}80}}$$

$$t = \pm 3{,}19$$

b) $700 = \frac{35{,}0x^2}{1{,}15}$

$$700 \times 1{,}15 = 35{,}0x^2$$

$$x^2 = \frac{700 \times 1{,}15}{35{,}0}$$

$$x^2 = \frac{700 \times 1{,}15}{35{,}0} = 23$$

$$x = \pm 4{,}80$$

37. Déterminez les valeurs de x possibles pour l'équation du second degré suivante :

$$3x^2 - 5x - 6 = 0$$

Solution

1. Déterminer les valeurs de a, b et c.

$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$, où $a = 3$, $b = -5$ et $c = -6$ $\quad x = \frac{-(-5) \pm \sqrt{(-5)^2 - 4 \cdot 3 \cdot -6}}{2 \cdot 3}$

Solution (*suite*)

2. Calculer les valeurs possibles de x.

$$x_1 = \frac{-(-5)+\sqrt{(-5)^2-(4\cdot3\cdot-6)}}{2\cdot3} = \frac{5+\sqrt{97}}{6} = \frac{5+9{,}85}{6} = \frac{14{,}85}{6} = 2{,}475$$

$$x_2 = \frac{-(-5)-\sqrt{(-5)^2-(4\cdot3\cdot-6)}}{2\cdot3} = \frac{5-\sqrt{97}}{6} = \frac{5-9{,}85}{6} = \frac{-4{,}85}{6} = -0{,}808$$

Réponse : Les valeurs possibles de *x* sont 2,475 et $-0{,}808$.

38. Déterminez les valeurs de *x* possibles pour l'équation du second degré suivante :

$$x^2 + (1{,}8 \times 10^{-5}x) - (1{,}8 \times 10^{-6}) = 0$$

Solution

1. Déterminer les valeurs de a, b et c.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2-4ac}}{2a} \quad \text{où } a = 1,\ b = 1{,}8 \times 10^{-5} \text{ et } c = -1{,}8 \times 10^{-6}$$

$$x = \frac{-1{,}8\times10^{-5} \pm \sqrt{(1{,}8\times10^{-5})^2-(4\cdot1\cdot-1{,}8\times10^{-6})}}{2\cdot1}$$

2. Calculer les valeurs possibles de x.

$$x_1 = \frac{-1{,}8\times10^{-5}+\sqrt{(1{,}8\times10^{-5})^2-(4\cdot1\cdot-1{,}8\times10^{-6})}}{2\cdot1} = \frac{-1{,}8\times10^{-5}+\sqrt{(7{,}2\times10^{-6})}}{2} = \frac{2{,}67\times10^{-3}}{2} = 1{,}34\times10^{-3}$$

$$x_2 = \frac{-1{,}8\times10^{-5}-\sqrt{(1{,}8\times10^{-5})^2-(4\cdot1\cdot-1{,}8\times10^{-6})}}{2\cdot1} = \frac{-1{,}8\times10^{-5}-\sqrt{(7{,}2\times10^{-6})}}{2} = \frac{-2{,}70\times10^{-3}}{2} = -1{,}35\times10^{-3}$$

Réponse : Les valeurs possibles de *x* sont $1{,}34 \times 10^{-3}$ et $-1{,}35 \times 10^{-3}$.

39. Transformez les valeurs suivantes en notation scientifique.

a) 2352 — $2{,}352\times10^{3}$

b) 0,000 42 — $4{,}2\times10^{-4}$

c) 908 000 000 000 — $9{,}08\times10^{11}$

d) 0,000 000 000 000 000 911 — $9{,}11\times10^{-16}$

40. Effectuez les calculs suivants.

a) $10^{10} \times 10^2 \times 10^4$ — $10^{(10+2+4)} = 10^{16}$

b) $(6{,}1 \times 10^4) \times (5{,}0 \times 10^2)$ — $(6{,}1\times5{,}0)\times10^{(4+2)} = 30{,}5\times10^6$

c) $10^3 \div 10^2$ — $10^{(3-2)} = 10$

d) $(1{,}5 \times 10^3) \div (1{,}8 \times 10^4)$ — $(1{,}5\times1{,}8)\div10^{(3-4)} = 2{,}7\times10^{-1}$

e) $(2{,}3 \times 10^4) + (1{,}40 \times 10^5)$ — $(0{,}23\times10^5)+(1{,}40\times10^5) = (0{,}23+1{,}40)\times10^5 = 1{,}63\times10^5$

f) $(9{,}65 \times 10^3) - (3{,}2 \times 10^4)$ — $(0{,}965\times10^4)-(3{,}2\times10^4) = (0{,}965-3{,}2)\times10^4 = -2{,}235\times10^4$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

MODULE 1

Les gaz



SOMMAIRE

Chapitre 1 Les propriétés chimiques des gaz 36
Chapitre 2 Les propriétés physiques des gaz 51
Chapitre 3 Les lois des gaz 77



CHAPITRE 1

LES PROPRIÉTÉS CHIMIQUES DES GAZ

Les gaz sont omniprésents dans notre environnement et jouent un rôle important dans le maintien de la vie sur Terre. Par exemple, le dioxygène de l'air est essentiel à la respiration des êtres vivants, le dioxyde de carbone permet aux plantes de réaliser la photosynthèse, et la couche d'ozone agit comme un filtre qui protège les êtres vivants d'une surexposition aux rayons ultraviolets. L'utilisation des gaz à des fins technologiques a également un grand impact dans diverses sphères de la vie quotidienne. En effet, l'étude des propriétés des gaz a non seulement permis de comprendre plusieurs phénomènes naturels, mais aussi de concevoir différentes applications utilisées dans des domaines aussi diversifiés que l'alimentation, le transport, la réfrigération ou la médecine.

Dans ce chapitre, vous étudierez les propriétés chimiques de certains types de gaz. Cette étude vous permettra de mieux comprendre comment plusieurs applications technologiques tirent parti des propriétés des gaz.

SOMMAIRE

Section 1 La réactivité chimique des gaz 37
Section 2 L'utilisation des gaz dans la vie quotidienne 41

RAPPELS

1.1 Les constituants de l'atome 1
1.2 Le modèle atomique simplifié 2
2 Le tableau périodique des éléments 3
3.1 La tendance des éléments à gagner ou à céder des électrons 5
3.2 Les liaisons chimiques 6
7.4 Les transformations endothermiques et exothermiques 18

LA RÉACTIVITÉ CHIMIQUE DES GAZ

SECTION 1

Les gaz sont des ensembles d'atomes ou de molécules qui interagissent peu, qui sont très faiblement liées et qui n'ont ni forme ni volume propres. Les particules d'un gaz sont continuellement en mouvement et, lorsqu'elles ne se trouvent pas dans un contenant fermé, elles diffusent dans toutes les directions. Ces quelques propriétés physiques peuvent être appliquées à tous les gaz. Ce sont des propriétés non caractéristiques, car elles ne permettent pas d'identifier un gaz avec certitude.

Les constituants de l'atome, p. 1

En contrepartie, les propriétés caractéristiques telles que la solubilité, la masse volumique ou la réaction à certains indicateurs, permettent d'identifier une substance ou du moins de la classer dans un groupe de substances. Ainsi, la réactivité chimique d'un gaz constitue l'une des propriétés caractéristiques qui permettent de distinguer un gaz ou un groupe de gaz parmi d'autres.

La **réactivité chimique** d'un gaz est sa tendance à subir une transformation chimique sous l'effet de divers facteurs comme la chaleur, la lumière ou le contact avec d'autres substances.

Certaines propriétés chimiques sont communes à plusieurs gaz. Même si elles ne suffisent pas pour identifier les gaz avec précision, ces propriétés donnent des indications sur leur réactivité et permettent de déterminer les règles de sécurité à respecter lors de leur manipulation. Par exemple, les gaz peuvent être inflammables, combustibles, toxiques, corrosifs ou oxydants. Ainsi, avant d'utiliser un gaz, il est important de consulter les symboles de danger qui apparaissent sur l'étiquette du contenant afin de connaître les règles de sécurité qui s'appliquent (*voir la figure 1.1*).

Annexe 1, La sécurité au laboratoire, p. 436

 **Matière et objet explosifs instables** • Risque d'une explosion, d'un effet de souffle, de projection ou d'incendie. • Manipuler le contenant avec précaution ; éviter les vibrations ; le tenir éloigné de la chaleur, des flammes et de la lumière vive ; ne pas le perforer.	 **Gaz sous pression** • Risque d'explosion. • Manipuler le contenant avec précaution ; le tenir éloigné de la chaleur et des flammes ; ne pas le perforer ; ouvrir doucement la valve de la bonbonne.	 **Gaz, liquide ou solide inflammables et combustibles** • Risque d'incendie ou d'explosion. • Tenir le contenant et son contenu loin de la chaleur, des flammes et des étincelles. • Conserver le contenant dans un endroit ventilé.
 **Matière ayant une toxicité aiguë** • Risque d'intoxication si la matière est avalée, si elle entre en contact avec la peau ou si elle est respirée. • Éviter tout contact avec ce produit. Laisser une personne compétente le manipuler pour soi.	 **Matière corrosive** • Risque de brûlure, d'irritation de la peau ou des yeux ou de lésions oculaires. • Éviter tout contact avec la peau et les yeux ; rincer abondamment à l'eau, si cela se produit. Porter des lunettes de sécurité, des gants, un sarrau ou un tablier pour manipuler ce produit.	 **Gaz, liquide ou solide comburants** • Risque d'incendie, d'aggravation d'incendie ou d'explosion. • Tenir le contenant et son contenu loin de la chaleur, des flammes, des étincelles et de toute matière combustible, par exemple le bois, l'essence, les solvants.

FIGURE 1.1 Les symboles de danger pouvant apparaître sur l'étiquette du contenant de certains gaz.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

1.1 Les causes de la réactivité chimique des gaz

La réactivité chimique d'un gaz dépend principalement de la configuration électronique des atomes qui le composent ainsi que des liaisons présentes dans la molécule. Plus précisément, elle dépend de :

- la force d'attraction entre le noyau de l'atome et les électrons de valence ;
- la tendance de l'atome à gagner ou à céder des électrons ;
- la force des liaisons qui unissent les atomes formant la molécule.

Le modèle atomique simplifié, p. 2

La tendance des éléments à gagner ou à céder des électrons, p. 5

Le tableau périodique des éléments, p. 3

Par exemple, la couche électronique périphérique des atomes répertoriés dans la famille des gaz nobles (ou gaz rares) est remplie au maximum, ce qui explique leur très faible réactivité chimique. Pour cette raison, ils ne forment que très rarement des composés chimiques et on les retrouve principalement sous forme d'atomes (He, Ne, Ar, Kr, Xe et Rn) (*voir la figure 1.2*).

À l'opposé, on trouve les autres éléments gazeux du tableau périodique uniquement sous forme de molécules. En effet, comme leur couche électronique périphérique est incomplète, ces éléments ne sont pas assez stables pour exister sous forme d'atomes. C'est le cas notamment du chlore (Cl), de l'oxygène (O) et de l'azote (N) que l'on trouve sous forme de dichlore (Cl_2), de dioxygène (O_2) et de diazote (N_2).

Les liaisons chimiques, p. 6

Les liaisons chimiques et l'énergie de liaison, p. 166

La réactivité chimique des gaz existant sous forme moléculaire dépend également de la force des liaisons qui unissent les atomes formant ces molécules gazeuses. En effet, lors d'une réaction chimique, il faut d'abord que les liaisons entre les atomes des réactifs se brisent afin que de nouvelles liaisons puissent se faire et mener ainsi à la formation des produits. Or, chaque type de liaison chimique est associé à une énergie de liaison spécifique. Le bris des liaisons présentes dans les molécules de réactifs nécessite un apport énergétique. Plus l'énergie requise pour briser les liaisons est faible, plus la réactivité chimique du gaz est grande. Par exemple, le difluor (F_2) est un gaz beaucoup plus réactif que le diazote (N_2), car la liaison simple qui unit les atomes de fluor est plus faible que la liaison triple qui unit les atomes d'azote (*voir la figure 1.3*).

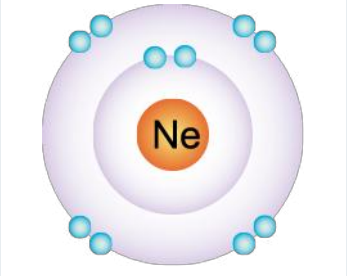


FIGURE 1.2 La réactivité chimique du néon. L'atome de néon (Ne) possède huit électrons de valence qui remplissent sa couche périphérique au maximum. La réactivité chimique de ce gaz est très faible.



FIGURE 1.3 Le difluor (a) est plus réactif que le diazote (b), car il faut fournir 159 kJ pour briser les liaisons simples d'une mole de difluor, alors qu'il faut 945 kJ pour briser les liaisons triples du même nombre de molécules de diazote.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

1.2 Les gaz combustibles

La combustion est une réaction exothermique d'oxydation. Cette réaction chimique ne peut se produire que si les trois facteurs du triangle de feu sont réunis : le combustible, le comburant et le **point d'ignition**.

Les transformations endothermiques et exothermiques, p. 18

Point d'ignition
Température que doit atteindre un combustible pour que la réaction de combustion s'amorce.

Un combustible est une substance inflammable, solide, liquide ou gazeuse, qui peut brûler en présence d'un comburant lorsque le point d'ignition est atteint. Parmi les gaz combustibles les plus courants, on trouve les hydrocarbures, des molécules formées uniquement d'atomes de carbone (C) et d'hydrogène (H). Les hydrocarbures gazeux aux conditions ambiantes sont le méthane (CH_4), l'éthane (C_2H_6), le propane (C_3H_8) et le butane (C_4H_{10}). En brûlant dans une atmosphère de dioxygène pur, ces substances produisent de l'eau et du dioxyde de carbone (CO_2), un gaz à effet de serre. Par exemple, la combustion totale du butane, utilisé dans les briquets (*voir la figure 1.4*), est représentée par l'équation chimique suivante :

$$2\ C_4H_{10(g)} + 13\ O_{2(g)} \rightarrow 8\ CO_{2(g)} + 10\ H_2O_{(g)}$$



FIGURE 1.4 Le butane (C_4H_{10}) d'un briquet s'enflamme au contact de l'étincelle. Lorsque l'on appuie sur la valve du briquet, le butane gazeux contenu dans le réservoir du briquet s'échappe et une partie du butane liquide se vaporise et passe à l'état gazeux. Si on appuie sur la valve tout en actionnant la molette, l'étincelle produite par la molette permet au butane gazeux d'atteindre son point d'ignition. On observe alors la combustion du butane en présence de dioxygène.

Le dihydrogène (H_2) est également utilisé comme gaz combustible. Comme sa masse volumique est très faible, il n'est présent que sous forme de trace dans la haute atmosphère. Il faut donc le produire industriellement par l'extraction à partir du méthane ou encore par l'électrolyse de l'eau (*voir la figure 1.5*). Lors de sa combustion, le dihydrogène réagit avec le dioxygène pour former de l'eau selon l'équation suivante :

$$2\ H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ H_2O_{(g)}$$

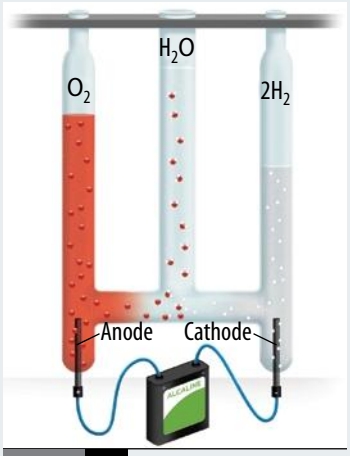


FIGURE 1.5 L'électrolyse de l'eau permet, à l'aide d'un courant électrique, de séparer l'eau en ses deux composants gazeux : le dihydrogène (H_2) et le dioxygène (O_2).

Dans une pile à combustible (*voir la figure 1.6*), le processus de l'électrolyse est inversé : le dihydrogène se combine au dioxygène de l'air pour produire de l'électricité et de l'eau. L'utilisation d'une telle pile dans les moteurs des voitures électriques permet ainsi d'éliminer les émissions de dioxyde de carbone de ces véhicules. Pour cette raison, on dit que le dihydrogène est un « combustible propre ». Toutefois, la production du dihydrogène par extraction du méthane est un processus qui consomme beaucoup d'énergie et qui produit une quantité considérable de gaz à effet de serre. Comme la production de dihydrogène par électrolyse de l'eau demande également beaucoup d'énergie, il est préférable de faire appel à des énergies renouvelables et moins polluantes, comme l'hydroélectricité, afin de diminuer l'impact sur l'environnement.



FIGURE 1.6 Les piles à combustible sont utilisées pour alimenter le moteur des voitures électriques.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

1.3 Les gaz comburants

Un comburant est une substance qui réagit avec le combustible pour permettre sa combustion. Sur Terre, le comburant le plus commun est le dioxygène gazeux (O_2), qui constitue environ 21 % de l'atmosphère terrestre. Il participe à la plupart des réactions de combustion, que ce soit la respiration cellulaire, la combustion du gaz naturel pour faire cuire les aliments, ou encore l'explosion de vapeurs d'essence dans les moteurs des voitures.



FIGURE 1.7 L'ozone présent près du sol réagit avec le caoutchouc de ce pneu, provoquant sa fissuration.

L'ozone (O_3), un composé très réactif de l'oxygène, est un comburant très toxique. Tout comme le dioxygène, il est naturellement présent dans l'atmosphère, mais sa concentration maximale se situe entre 20 et 50 km d'altitude, où il forme une couche qui bloque la majorité des rayons ultraviolets du Soleil. Lorsqu'il se trouve près du sol, l'ozone est un polluant majeur de l'air, nocif pour la santé des êtres vivants. Il est l'un des constituants du smog et peut provoquer de graves problèmes respiratoires chez les personnes qui y sont exposées. Il réagit également avec différents polymères, accélérant ainsi leur dégradation (*voir la figure 1.7*).

Il existe d'autres comburants dont l'usage est moins répandu. Parmi ceux-ci se trouve le protoxyde d'azote (N_2O), mieux connu sous le nom de « gaz hilarant » (*voir la rubrique* Zoom, *à la page suivante*). Il est utilisé, entre autres choses, comme comburant additionnel dans les moteurs à combustion des voitures de course. D'autres composés de l'oxygène, plus inattendus, tels le dioxyde de carbone (CO_2) et la vapeur d'eau (H_2O), figurent aussi parmi les comburants, selon la réaction à laquelle ils participent. En effet, bien que ces substances soient couramment utilisées pour éteindre les feux, elles réagissent fortement avec certains métaux, comme le magnésium (Mg) (*voir la figure 1.8*).

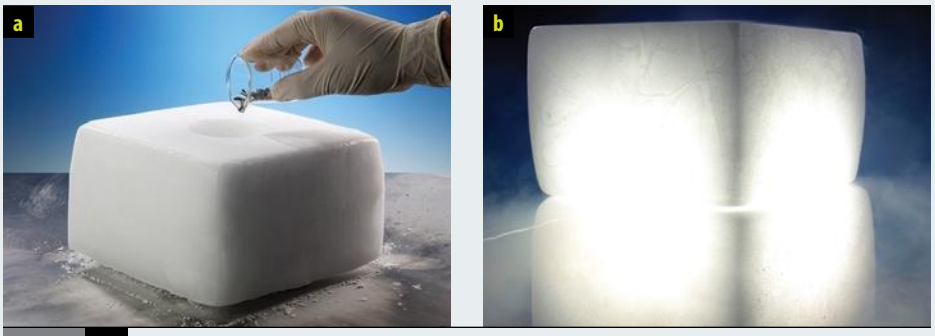


FIGURE 1.8 Des fragments de magnésium solide sont placés dans une cavité creusée dans un bloc de glace sèche (la glace sèche est du dioxyde de carbone (CO_2) solide) (a). On y met ensuite le feu à l'aide d'une flamme, puis on les recouvre d'un autre bloc de glace sèche. Le magnésium (Mg) réagit vivement avec le dioxyde de carbone pour former de l'oxyde de magnésium (MgO) (b).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

ZOOM LE GAZ HILARANT COMME ANESTHÉSIANT



FIGURE 1.9
Horace Wells (1815-1848), dentiste américain

Synthétisé pour la première fois en 1775 par Joseph Priestley, le gaz hilarant, dont le nom chimique est le protoxyde d'azote (N_2O), devint rapidement très populaire en raison de ses propriétés euphorisantes. En effet, l'inhalation de ce gaz amenait les gens à perdre leurs inhibitions et à rire sans raison. Dans les années suivant sa découverte, à l'occasion des fêtes foraines, on pouvait payer pour profiter des effets du gaz hilarant.

En décembre 1844, aux États-Unis, durant l'une de ces foires, un volontaire qui venait d'inhaler une bonne dose de protoxyde d'azote se mit à rire et à danser sur l'estrade. Ce faisant, il fit une chute dans les escaliers et, malgré une profonde blessure à la jambe, il sembla ne ressentir aucune douleur.

Horace Wells, un dentiste qui assistait à la scène, fit aussitôt un lien entre le protoxyde d'azote et cette absence de sensation de douleur. Dès le lendemain, afin de vérifier cette hypothèse, il se fit arracher une dent sous l'effet du fameux gaz par son assistant. Ce fut un succès. Au cours du mois qui suivit, il renouvela l'expérience auprès de 15 patients, toujours avec succès.

En janvier 1845, fort de ses expériences, il entreprit de faire une démonstration devant un chirurgien et ses étudiants. Malheureusement, une mauvaise administration du gaz amena le patient volontaire à hurler de douleur. Wells se fit alors huer et on le traita de charlatan (*voir la figure 1.10*).

Cette mauvaise expérience marqua l'arrêt de l'utilisation du protoxyde d'azote comme anesthésiant durant plusieurs années et discrédita Wells aux yeux de la communauté médicale.



FIGURE 1.10 La démonstration au cours de laquelle Horace Wells administra du protoxyde d'azote à un volontaire venu se faire arracher une dent contribua à le discréditer au yeux de la communauté médicale.

L'UTILISATION DES GAZ DANS LA VIE QUOTIDIENNE

SECTION 2

Bien que l'on n'en soit pas toujours conscient, les gaz occupent une place importante dans notre quotidien et ont un impact significatif sur notre qualité de vie, sur l'environnement et sur différents aspects de notre vie en société. En effet, les découvertes sur la réactivité chimique des gaz et sur leurs propriétés physiques ont permis le développement de plusieurs applications technologiques utiles au quotidien (*voir le tableau 1, à la page suivante*).

Les comportements des gaz, p. 57

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

TABLEAU 1 L'utilisation des gaz dans les applications technologiques

	Application technologique
Médecine	• Comme il est le comburant de la combustion cellulaire, le dioxygène (O_2) est administré aux personnes souffrant de problèmes respiratoires ou se trouvant aux soins intensifs. On l'utilise aussi pour assurer la fonction respiratoire pendant une anesthésie générale (*voir la figure 1.11*). • Le protoxyde d'azote (N_2O) et le xénon (Xe) sont utilisés comme anesthésiants et comme analgésiques pour contrôler la douleur, notamment par les dentistes. • Le monoxyde d'azote (NO) est utilisé en réanimation comme vasodilatateur.
Agroalimentaire	• Le diazote (N_2) et l'argon (Ar) sont utilisés dans le conditionnement sous atmosphère modifiée afin de préserver la fraîcheur des aliments dans les emballages (*voir la figure 1.12*). Ils remplacent alors l'air contenant le dioxygène, ce qui explique l'absence d'oxydation. • Le diazote est utilisé dans la fabrication d'engrais à base d'ammoniac (NH_3). Sous cette forme, il peut être assimilé par les plantes. • L'ozone (O_3) est utilisé comme désinfectant.
Industriel et commercial	• En métallurgie et pour le soudage, l'argon sert à créer une atmosphère inerte protectrice entre le métal et l'air ambiant pour empêcher l'oxydation. • Le dioxygène est utilisé lors de la production de l'acier pour en ajuster la teneur en carbone. • L'acétylène (C_2H_2) est utilisé comme combustible dans certains procédés de soudure et en mécanique pour dilater les boulons trop serrés (*voir la figure 1.13*). • En raison de leur capacité à produire de la lumière dans une variété de couleurs, plusieurs gaz nobles, tel le néon (Ne), sont utilisés dans les tubes à luminescence des enseignes lumineuses.
Transport	• À cause de sa très faible réactivité, l'hélium (He) est utilisé pour gonfler la plupart des ballons-sondes utilisés en météorologie et en aéronautique. • L'hélium combiné à l'argon est de plus en plus utilisé dans le déclenchement des coussins gonflables à cause de leur très faible réactivité. • Le propane (C_3H_8), un bon combustible, permet de chauffer l'air dans une montgolfière (*voir la figure 1.14*). • Parce qu'il est peu réactif, le diazote est utilisé pour gonfler les pneus d'avions et de voitures de course. • Le xénon est utilisé dans certains phares de voiture en raison de la lumière très blanche qu'il permet de produire.
Domaine spatial	• Le xénon est utilisé dans les moteurs ioniques afin de propulser les satellites dans l'espace (*voir la figure 1.15*). • Le dihydrogène (H_2) est un combustible utilisé dans les moteurs à combustion des fusées.



FIGURE 1.11 L'oxygène est utilisé en milieu hospitalier.



FIGURE 1.12 Le diazote et l'argon sont utilisés dans l'emballage des aliments.



FIGURE 1.13 L'acétylène est utilisé comme combustible pour la soudure.



FIGURE 1.14 Le propane est utilisé pour chauffer l'air des montgolfières.

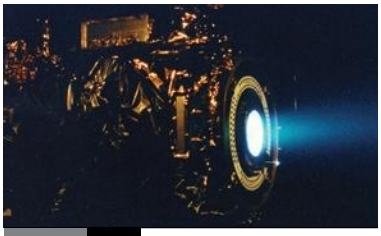


FIGURE 1.15 Le xénon est utilisé dans les moteurs ioniques.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

TABLEAU 1 L'utilisation des gaz dans les applications technologiques (*suite*)

	Application technologique
Habitation	• Parce qu'ils sont de bons isolants, l'argon et le xénon sont utilisés pour remplir l'espace dans les fenêtres à double vitrage. • Étant de bons combustibles, le gaz naturel (CH_4) et le propane servent à chauffer les maisons et à faire cuire les aliments. • L'argon est utilisé pour le remplissage des ampoules incandescentes, car il limite la dégradation du filament de l'ampoule, augmentant ainsi sa durée de vie. • Le diiode (I_2) et le dibrome (Br_2) gazeux sont utilisés dans les ampoules halogènes (*voir la figure 1.16*).



FIGURE 1.16 Le diiode et le dibrome gazeux sont utilisés dans les ampoules halogènes.

EN PLUS… UNE ARME CONTRE LES INSECTES RAVAGEURS

Chez un grand nombre d'insectes, les individus d'une même espèce communiquent entre eux en émettant des messages chimiques constitués de diverses molécules chimiques volatiles appelées « phéromones ». Ces molécules jouent, entre autres, un rôle important dans la reproduction, en permettant au mâle de repérer une femelle en suivant la piste odorante qu'elle a laissée derrière elle.

En **viticulture** et en **arboriculture**, on utilise une méthode appelée la « confusion des mâles » afin de réduire de façon écologique la population de certains insectes ravageurs. Cette technique consiste à utiliser des phéromones sexuelles de synthèse propres à l'espèce d'insectes visée et à les introduire dans l'atmosphère de la culture à protéger (*voir la figure 1.17*). Dans les écosystèmes où de grandes quantités de phéromones ont été introduites, la probabilité que les mâles localisent les femelles est réduite, ce qui réduit la probabilité d'accouplement. Il s'ensuit donc une diminution du nombre d'individus dans la génération suivante.

Bien qu'elle ne tue pas les individus déjà présents, la méthode de la confusion des mâles permet de cibler une population précise, de réduire l'emploi de pesticides et, par le fait même, de ralentir le développement de la résistance aux pesticides.

Viticulture
Activité qui consiste à cultiver la vigne.

Arboriculture
Activité qui consiste à cultiver des arbres.

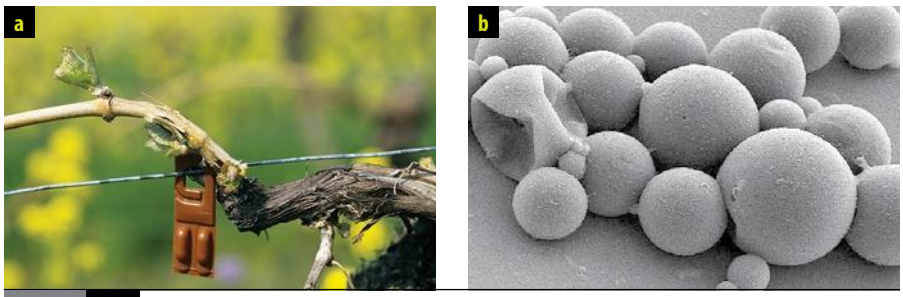


FIGURE 1.17 Un distributeur de phéromones de synthèse est installé dans une vigne (a). Les microcapsules à phéromones permettent une libération contrôlée des phéromones dans le temps (b).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

CHAPITRE 1 SYNTHÈSE

LES GAZ

La réactivité chimique des gaz

- La **réactivité chimique** d'un gaz est sa tendance à subir une transformation chimique sous l'effet de divers facteurs comme la chaleur, la lumière ou le contact avec d'autres substances.
- La réactivité chimique d'un gaz dépend de trois facteurs :
  - la force d'attraction entre le noyau des atomes qui forment le gaz et leurs électrons de valence ;
  - la tendance des atomes à gagner ou à céder des électrons ;
  - les forces de liaison entre les atomes qui constituent les molécules gazeuses.
- Un combustible est une substance inflammable, solide, liquide ou gazeuse, qui peut brûler en présence d'un comburant lorsque le point d'ignition est atteint. On utilise principalement les hydrocarbures gazeux et le dihydrogène (H_2) comme combustibles pour produire de l'énergie.
- Un comburant est une substance qui réagit avec le combustible pour permettre sa combustion. Sur Terre, le comburant le plus commun est le dioxygène (O_2). L'ozone (O_3) et le protoxyde d'azote (N_2O) sont d'autres comburants utilisés dans certaines applications.

L'utilisation des gaz dans la vie quotidienne

Gaz	Exemple d'application technologique
Diazote (N_2)	• Conditionnement sous atmosphère modifiée en alimentation. • Fabrication d'engrais. • Gonflage des pneus d'avions et de voitures de course.
Dioxygène (O_2)	• Traitement de l'insuffisance respiratoire. • Soudure.
Gaz combustibles	• Dihydrogène : combustible utilisé pour les piles des voitures électriques et les moteurs à combustion des fusées. • Gaz naturel et propane : cuisson des aliments et chauffage des bâtiments. • Acétylène : soudure.
Gaz nobles	• Argon : conditionnement sous atmosphère modifiée en alimentation, éclairage. • Argon et xénon : isolation des fenêtres à double vitrage. • Hélium : gonflage de ballons-sondes.

EXERCICES

1 Parmi les facteurs suivants, quels sont ceux qui expliquent la réactivité chimique des gaz ?

a) La force d'attraction entre le noyau des atomes qui forment le gaz et leurs électrons de valence. ☑

b) La masse molaire du gaz. ☐

c) La tendance des atomes qui forment le gaz à gagner ou à perdre des électrons. ☑

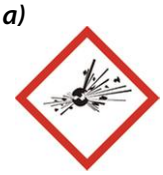
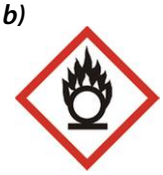
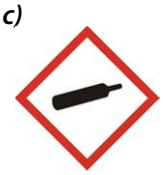
d) Le nombre de protons présents dans le noyau des atomes qui forment le gaz. ☐

e) La masse volumique du gaz. ☐

f) Les forces des liaisons qui unissent les atomes qui constituent le gaz. ☑

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

2 Afin d'aviser les utilisateurs des mesures de sécurité à prendre lors de la manipulation et de l'entreposage de certains produits gazeux, leurs contenants affichent des symboles de danger. À l'aide de l'annexe 1, *La sécurité au laboratoire,* à la page 436, indiquez les précautions à prendre dans chacun des cas suivants.

Symbole	Précaution
a) 	Manipuler le contenant avec précaution ; éviter les vibrations ; le tenir éloigné de la chaleur, des flammes et de la lumière vive ; ne pas le perforer.
b) 	Tenir le contenant et son contenu loin de la chaleur, des flammes, des étincelles et de toute matière combustible.
c) 	Manipuler le contenant avec précaution ; le tenir éloignée de la chaleur et des flammes ; ne pas le perforer ; ouvrir doucement la valve de la bonbonne.

3 Nommez un impact positif et un impact négatif résultant de la présence de l'ozone (O_3) dans l'atmosphère.

Impact positif	Impact négatif
La couche d'ozone bloque la majorité des rayons ultraviolets provenant du Soleil.	Plusieurs réponses possibles. Ex. : L'ozone entre dans la formation du smog ; il accélère la dégradation des polymères.

4 En quoi la combustion des hydrocarbures est-elle néfaste pour l'environnement ?

La combustion des hydrocarbures produit du dioxyde de carbone (CO_2), un gaz qui contribue à l'augmentation de l'effet de serre.

5 Pourquoi dit-on que le dihydrogène (H_2) est un combustible propre ?

Lors de sa combustion, le dihydrogène ne produit que de l'eau, diminuant ainsi les émissions de gaz à effet de serre.

6 Parmi les gaz suivants, identifiez les gaz comburants (X) et les gaz combustibles (✓).

a) Dioxygène (O_2) [X]

b) Butane (C_4H_{10}) [✓]

c) Protoxyde d'azote (N_2O) [X]

d) Dihydrogène (H_2) [✓]

e) Propane (C_3H_8) [✓]

f) Ozone (O_3) [X]

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

7 Nommez un gaz qui pourrait être utilisé dans chacun des exemples suivants.

a) Formation d'une atmosphère modifiée pour la conservation des aliments. Argon ou diazote.

b) Alimentation d'un réchaud portatif pour le camping. Propane, butane.

c) Gaz désinfectant. Ozone.

d) Gaz dont la combustion ne produit pas de dioxyde de carbone (CO_2). Dihydrogène.

8 Parmi les énoncés suivants, lesquels représentent les inconvénients de l'usage du dihydrogène (H_2) comme combustible ?

A. La combustion du dihydrogène produit de la vapeur d'eau.

B. La combustion du dihydrogène produit beaucoup d'énergie, car il est très réactif.

(C.) L'électrolyse de l'eau pour produire du dihydrogène requiert beaucoup d'énergie.

D. L'électrolyse de l'eau pour produire du dihydrogène produit également du dioxygène (O_2).

(E.) L'extraction du dihydrogène à partir du méthane (CH_4) nécessite beaucoup d'énergie et génère des gaz à effet de serre.

9 Le déploiement rapide des coussins gonflables des voitures se produit grâce à une réaction chimique. Pour être utilisable, la réaction ne doit pas nécessiter ou produire des substances dangereuses. Elle doit également pouvoir se faire dans un espace restreint, à proximité des passagers et des sources de chaleur. Pour chacune des réactions chimiques suivantes, déterminez si elles peuvent ou non être utilisées. Vous devez tenir compte de la sécurité des passagers et de l'impact sur l'environnement.



Note: Les acides sont des substances corrosives et les alcools, tels que le CH_3OH, sont de bons combustibles.

a) $2\ HCl_{(aq)} + Mg_{(s)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$

Non. L'emploi d'une solution acide corrosive n'est pas sécuritaire à proximité des passagers. De plus, le gaz produit (H_2) est inflammable (combustible), ce qui est dangereux en présence de sources de chaleur.

b) $2\ NaN_{3(s)} \rightarrow 2\ Na_{(s)} + 3\ N_{2(g)}$

Oui. Le gaz produit n'est ni toxique ni dommageable pour l'environnement. Par ailleurs, l'emploi d'un réactif solide nécessite peu d'espace. Cependant, le sodium solide (Na) doit demeurer à l'abri de l'eau, car il réagit avec celle-ci.

c) $CH_3OH_{(l)} + \frac{3}{2}\ O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)}$

Non. L'emploi d'un liquide combustible est dangereux à proximité des passagers, car il pourrait s'enflammer. De plus, un des gaz produits est un gaz à effet de serre.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

10 En 2011, la navette spatiale américaine a effectué son dernier vol dans l'espace. Elle était munie de deux réservoirs qui lui permettaient une très bonne propulsion lors du décollage : l'un contenait du dioxygène (O_2) et l'autre, du dihydrogène (H_2).

a) Quel est le rôle chimique de chacun des gaz transportés ?

Le dioxygène sert de comburant à la combustion du dihydrogène, qui est le combustible.

b) Quelle est l'équation chimique qui décrit la réaction chimique entre les gaz contenus dans ces réservoirs ?

$2\ H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ H_2O_{(g)}$ + Énergie

11 En quoi la configuration électronique permet-elle d'expliquer la différence de réactivité chimique entre les halogènes et les gaz nobles ?

Les halogènes sont très réactifs, car il ne leur manque qu'un seul électron pour compléter leur dernière couche électronique. Les gaz nobles, quant à eux, sont très peu réactifs, car leur couche périphérique est remplie au maximum par les électrons de valence.

12 L'hélium (He) est utilisé pour gonfler des ballons d'anniversaire afin d'en faire des bouquets qui peuvent flotter dans l'air. Or, l'hélium se fait de plus en plus rare. Expliquez pourquoi le remplacement de l'hélium par le dihydrogène (H_2), un autre gaz ayant une masse volumique faible, pour le gonflage des ballons serait une mauvaise idée.

L'hélium est un gaz noble très peu réactif. À l'opposé, le dihydrogène est un gaz combustible très réactif qui produit une combustion vive en présence de dioxygène et d'une source de chaleur. Il y a donc un risque d'explosion lié à son utilisation.

13 Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) Le propane (C_3H_8) est un combustible qui produit peu de gaz à effet de serre.	☐	☑
b) L'argon (Ar) est utilisé dans les fenêtres à double vitrage, principalement parce qu'il est très peu réactif.	☐	☑
c) En raison des couleurs qu'ils produisent, plusieurs gaz nobles sont utilisés dans les enseignes lumineuses.	☑	☐
d) Le diazote (N_2) est très stable en raison de la grande énergie de liaison qui unit les deux atomes d'azote qui le composent.	☑	☐

Justification : *a)* Le propane est un hydrocarbure qui produit du dioxyde de carbone, un gaz à effet de serre important, lors de sa combustion.

b) La principale caractéristique qui justifie l'utilisation de l'argon dans les fenêtres à double vitrage est que l'argon est un bon isolant.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

14 Pourquoi l'utilisation de l'argon (Ar) dans les fenêtres à double vitrage a-t-elle un impact positif sur l'environnement ?

L'argon, un gaz noble, est un bon isolant thermique. Son utilisation comme isolant dans les fenêtres permet de réduire les pertes d'énergie et de diminuer la consommation d'électricité ou de gaz naturel pour le chauffage.

15 À l'aide de l'annexe 9.3, *Les énergies moyennes de liaison,* à la page 461, déterminez quel gaz parmi les suivants est le plus réactif. Justifiez votre réponse.

O═O	F—F
dioxygène (O_2)	difluor (F_2)

Le difluor est plus réactif que le dioxygène, car il faut 498 kJ pour briser la liaison double du dioxygène alors qu'il ne faut que 159 kJ pour briser la liaison simple du difluor.

16 Le propane (C_3H_8) est un gaz inodore et incolore. Lorsqu'il est utilisé pour des usages domestiques (chauffage, barbecue), il est mélangé à l'éthanethiol (C_2H_6S), un agent odorant détectable par l'humain à de très faibles concentrations. Expliquez pourquoi cette mesure de précaution est nécessaire lors de l'utilisation du propane.

Le propane est un gaz combustible qui réagit fortement avec le dioxygène en présence d'une flamme ou de chaleur intense. Grâce à son odeur, l'éthanethiol permet de détecter une fuite de propane et d'éviter un incendie ou une explosion si le propane est présent en concentration élevée.

17 DÉFI Les appareils de réfrigération tels que les réfrigérateurs et les climatiseurs utilisent différents gaz afin de conserver une température donnée. Le principe de ce type d'appareil repose sur les changements de phase. Au départ, une substance en phase liquide absorbe la chaleur et passe en phase gazeuse. Plus loin dans le circuit, la pression est augmentée, ce qui provoque le retour à la phase liquide et le transfert de la chaleur vers l'extérieur. En théorie, tous les gaz pourraient servir de gaz réfrigérant. Toutefois, certains possèdent des propriétés qui favorisent ce type d'utilisation.

Nommez deux propriétés que doit posséder un gaz pour être un bon réfrigérant et pour être utilisé sans danger.

Plusieurs réponses possibles. Ex. : Il doit être non toxique pour la santé et pour l'environnement ; il doit posséder une grande capacité d'absorption de la chaleur lors du changement de phase liquide en phase gazeuse ; la pression nécessaire pour faire passer le gaz de la phase gazeuse à la phase liquide doit permettre de les utiliser dans une tuyauterie de dimension raisonnable ; il doit être chimiquement stable, il ne doit pas être combustible.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

18 DÉFI L'essence utilisée dans les moteurs à combustion est un mélange de plusieurs hydrocarbures, des molécules formées de carbone et d'hydrogène. Cependant, depuis plusieurs années, certains types d'essence contiennent aussi de l'éthanol (C_2H_5OH) afin de réduire l'utilisation des combustibles fossiles.

Dans le cadre d'un projet expo-sciences, un élève décide d'évaluer l'impact environnemental du remplacement de 10 % des hydrocarbures présents dans l'essence par de l'éthanol. Pour ce faire, il doit tenir compte de :

- l'énergie nécessaire à la production et au transport de chacun des mélanges ;
- la pollution liée à leur production et à leur transport ;
- la pollution et l'énergie produites lors de leur combustion.

Pour simplifier son analyse, l'élève considère que l'essence est constituée uniquement d'octane (C_8H_{18}).

Comme la somme de travail est grande, il vous demande de l'aider. À partir des équations ci-dessous, vous devez comparer la quantité de dioxyde de carbone (CO_2), en moles, émise dans l'atmosphère par une voiture qui consomme 10,0 L d'essence composée d'un mélange comportant 10 % d'éthanol, avec celle d'une voiture utilisant le même volume d'une essence composée à 100 % d'octane.

La masse volumique (ρ) de l'éthanol est de 0,789 g/mL et celle de l'octane est de 0,70 g/mL.

$$C_8H_{18} + \frac{25}{2} O_2 \rightarrow 8\,CO_2 + 9\,H_2O$$

$$C_2H_5OH + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$$

Données

$M_{C_8H_{18}} = 114{,}26$ g/mol
$M_{C_2H_5OH} = 46{,}08$ g/mol
$\rho_{C_8H_{18}} = 0{,}70$ g/mL
$\rho_{C_2H_5OH} = 0{,}789$ g/mL

Essence à 100 % octane :
$V_{C_8H_{18}} = 10{,}0\text{ L} = 1{,}00 \times 10^4\text{ mL}$

Mélange à 90 % octane et 10 % éthanol :
$V_{C_8H_{18}} = 9{,}00\text{ L} = 9{,}00 \times 10^3\text{ mL}$
$V_{C_2H_5OH} = 1{,}00\text{ L} = 1{,}00 \times 10^3\text{ mL}$

Solution

1. *Calculer la masse de 10,0 L de C_8H_{18}.*

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$m = \rho V = 0{,}70\text{ g/mL} \cdot (1{,}00 \times 10^4\text{ mL}) = 7000\text{ g}$$

2. *Calculer le nombre de moles de C_8H_{18}.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{7000\text{ g}}{114{,}26\text{ g/mol}} = 61{,}3\text{ mol}$$

3. *Calculer la quantité de CO_2 émise par 10,0 L de C_8H_{18}.*

$$\frac{1\text{ mol de } C_8H_{18}}{61{,}3\text{ mol de } C_8H_{18}} = \frac{8\text{ mol de } CO_2}{n_{CO_2}}$$

$$n_{CO_2} = \frac{61{,}3\text{ mol} \times 8\text{ mol}}{1\text{ mol}} = 490\text{ mol}$$

4. *Calculer la masse de 9,00 L de C_8H_{18}.*

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$m = \rho V = 0{,}70\text{ g/mL} \times 9{,}00 \times 10^3\text{ mL} = 6300\text{ g}$$

5. *Calculer le nombre de moles de C_8H_{18}.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{6300\text{ g}}{114{,}26\text{ g/mol}} = 55{,}1\text{ mol}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

6. Calculer la quantité de CO_2 émise par 9,0 L de C_8H_{18}.

$$\frac{1\text{ mol de } C_8H_{18}}{55{,}1\text{ mol de } C_8H_{18}} = \frac{8\text{ mol de } CO_2}{n_{CO_2}}$$

$$n_{CO_2} = \frac{55{,}1\text{ mol} \times 8\text{ mol}}{1\text{ mol}} = 441\text{ mol}$$

7. Calculer la masse de 1,00 L de C_2H_5OH.

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$m = \rho V = 0{,}789\text{ g/mL} \cdot (1{,}00 \times 10^3\text{ mL}) = 789\text{ g}$$

8. Calculer le nombre de moles de C_2H_5OH.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{789\text{ g}}{46{,}08\text{ g/mol}} = 17{,}1\text{ mol}$$

9. Calculer la quantité de CO_2 émise par 1,00 L de C_2H_5OH.

$$\frac{1\text{ mol de } C_2H_5OH}{17{,}1\text{ mol de } C_2H_5OH} = \frac{2\text{ mol de } CO_2}{n_{CO_2}}$$

$$n_{CO_2} = \frac{17{,}1\text{ mol} \times 2\text{ mol}}{1\text{ mol}} = 34{,}2\text{ mol}$$

10. Calculer la quantité totale de CO_2 émise par 10 L du mélange octane-éthanol.

441 mol + 34,2 mol = 475 mol

Réponse : Lors de la combustion de 10,0 L, le mélange constitué de 10 % d'éthanol et de 90 % d'octane libère 475 mol de dioxyde de carbone, tandis que l'essence composée à 100 % d'octane en libère 490 mol.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.



CHAPITRE 2

LES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DES GAZ

Bien que les gaz soient abondants autour de nous et qu'on les utilise dans différentes applications technologiques au quotidien, certains de leurs comportements passent plutôt inaperçus. Ainsi, avez-vous déjà remarqué qu'un ballon gonflé à l'hélium se dégonfle plus rapidement qu'un ballon rempli de la même quantité d'air ? Pourriez-vous expliquer pourquoi il est possible de comprimer une grande quantité d'air dans une bouteille de plongée sous-marine ou encore pourquoi une bulle d'air expulsée des profondeurs marines par un plongeur augmente de volume en remontant à la surface ?

Dans ce chapitre, vous apprendrez comment et pourquoi le comportement des particules en phase gazeuse se distingue de celui des particules en phases liquide et solide. L'étude de la théorie cinétique vous permettra ensuite d'expliquer différents comportements des gaz. Finalement, vous étudierez la notion de pression des gaz et apprendrez différentes façons de la mesurer.

SOMMAIRE

Section 1 La théorie cinétique des gaz 52
Section 2 La pression 64

RAPPELS

6.1 Les changements de phase 14

SECTION 1

LA THÉORIE CINÉTIQUE DES GAZ

La théorie cinétique des gaz a été élaborée par de nombreux scientifiques des 18e et 19e siècles, qui cherchaient à expliquer les similitudes observées dans le comportement de différents gaz.

Pour comprendre la théorie cinétique des gaz et expliquer les comportements des gaz, il est important d'examiner le mouvement des particules dans différentes phases de la matière ainsi que la relation entre l'énergie cinétique des particules gazeuses et la température.

1.1 Les différentes phases de la matière

Le modèle particulaire de la matière permet d'expliquer certaines propriétés des phases de la matière. Selon ce modèle, les principales caractéristiques de la matière sont les suivantes :

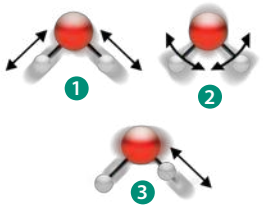
- la matière est constituée de particules (ions, atomes ou molécules) plus ou moins espacées les unes des autres selon la phase où elles se trouvent ;
- les particules sont retenues ensemble par des forces d'attraction qui varient selon la distance qui les sépare ;
- les particules de matière sont toujours en mouvement.

Les mouvements d'une particule peuvent varier selon que celle-ci se trouve dans une phase solide, liquide ou gazeuse. Les particules de matière peuvent être animées de trois types de mouvements : la vibration, la rotation et la translation (*voir la figure 2.1, à la page suivante*). De plus, le niveau d'interaction entre les particules, c'est-à-dire les types et le nombre de liens qui les maintiennent ensemble, varie selon la phase. Ainsi :

- Dans les solides, le seul type de mouvement qui anime les particules est la vibration, car un important niveau d'interaction maintient les particules à proximité les unes des autres dans une structure et une orientation particulières (*voir la figure 2.2a, à la page suivante*). Les solides ont une forme et un volume déterminés.
- Dans les liquides, le niveau d'interaction qui retient les particules ensemble est beaucoup plus faible. Ainsi, en plus de vibrer, les particules d'un liquide effectuent des rotations sur elles-mêmes. Elles sont également animées par un mouvement de translation, mais ce dernier est négligeable par rapport à la vibration et à la rotation. Les substances en phase liquide peuvent donc s'écouler et changer de forme tout en conservant leur volume (*voir la figure 2.2b*).
- Dans les gaz, les particules se déplacent dans l'espace de façon aléatoire et dans toutes les directions selon les trois types de mouvements : la vibration, la rotation et la translation. Comme le niveau d'interaction entre les particules des gaz est négligeable, le mouvement de translation est de loin plus important que dans les liquides (*voir la figure 2.2c*). Les gaz n'ont donc pas de forme déterminée et occupent tout l'espace disponible.

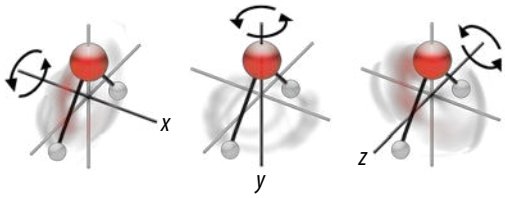
Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

a Vibration



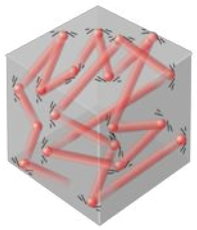
Une molécule d'eau peut vibrer selon trois modes : l'étirement symétrique 1, la flexion 2 et l'étirement asymétrique 3.

b Rotation



Une molécule d'eau peut tourner sur elle-même autour des axes *x*, *y* et *z*.

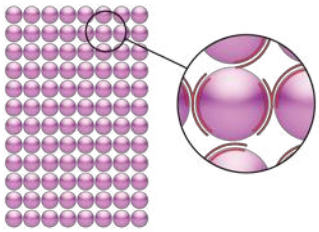
c Translation



Par translation, une molécule d'eau se déplace en ligne droite, dans n'importe quelle direction, d'une collision à l'autre.

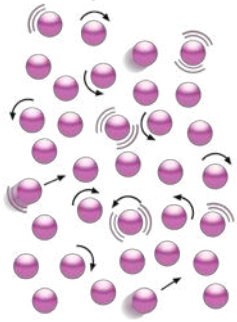
FIGURE 2.1 Les mouvements de vibration, de rotation et de translation d'une molécule d'eau.

a Phase solide



Mouvements : faible vibration. Disposition des particules : très ordonnée.

b Phase liquide



Mouvements : vibration, rotation, faible translation. Disposition des particules : degré de désordre élevé.

c Phase gazeuze



Mouvements : forte translation, rotation, vibration. Disposition des particules : degré de désordre très élevé.

FIGURE 2.2 Les mouvements et la disposition des particules des substances en phase solide (a), liquide (b) et gazeuse (c).

EN PLUS… LE PLASMA

En chauffant un gaz à très haute température (plus de 5000 °C) ou en le soumettant à un champ électrique de forte intensité, on provoque l'ionisation de ses particules. On obtient alors un mélange d'ions positifs et d'électrons libres appelé « plasma ». Le plasma est considéré comme la quatrième phase de la matière ; c'est la phase la plus commune dans l'Univers. Ainsi, les scientifiques de la NASA estiment que 99,9 % de l'Univers est constitué de plasma.

Le comportement du plasma est similaire à celui des gaz, à l'exception du fait que le plasma conduit l'électricité et qu'il subit grandement l'influence des champs électriques et magnétiques. En raison de ses propriétés particulières, le plasma est utilisé dans des applications technologiques qui touchent des domaines aussi diversifiés que la médecine, les textiles et l'aérospatial. Les écrans à plasma et les lampes à plasma décoratives fonctionnent également grâce à cette technologie.



FIGURE 2.3 Une lampe à plasma décorative utilisant un haut voltage pour ioniser le gaz.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

ZOOM LE MOUVEMENT BROWNIEN



FIGURE 2.4
Robert Brown (1773-1858) : naturaliste écossais

Bien que ses recherches aient été principalement consacrées à l'étude des végétaux, Robert Brown (1773-1858) est surtout connu pour avoir mis en évidence le mouvement incessant et aléatoire de petites particules en suspension dans un liquide ou dans un gaz. Ce mouvement porte le nom de «mouvement brownien».

C'est en 1827 que Brown observa pour la première fois que des particules microscopiques contenues dans des grains de pollen en suspension dans l'eau étaient animées de mouvements désordonnés. Il pensa tout d'abord que le mouvement était dû à la nature vivante des grains de pollen, mais il observa que des particules de teinture en suspension dans l'eau présentaient la même agitation.

Le mouvement brownien ayant pour cause les très nombreuses collisions entre les particules observées et celles du fluide environnant, la découverte de Brown a joué un rôle déterminant dans la preuve de l'existence des atomes.

Les changements de phase

L'état d'une substance dépend de deux principaux facteurs :

- le niveau d'interaction qui maintient les particules ensemble ;
- l'**énergie cinétique** de ces particules, qui tend à les séparer.

Énergie cinétique
Énergie que possède un corps, due à son mouvement.

Dans une substance, un gain suffisant d'énergie cinétique peut rompre les liaisons qui retiennent les particules ensemble, alors qu'une perte suffisante d'énergie cinétique entraîne le rapprochement des particules et la formation de ces liaisons. Dans un cas comme dans l'autre, il en résulte un changement de phase.

Les changements de phase, p. 14

1.2 Les principaux points de la théorie cinétique des gaz

Comme son nom l'indique, la théorie cinétique des gaz repose principalement sur le mouvement des particules gazeuses et sur l'énergie cinétique qui en est la cause.

L'énergie cinétique d'une particule dépend de sa masse et de sa vitesse. Ainsi, plus une particule est massive et se déplace rapidement, plus la quantité d'énergie cinétique qu'elle possède est grande. L'équation suivante permet de déterminer l'énergie cinétique d'une particule gazeuse.

L'énergie cinétique d'une particule gazeuse

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2$$

où

E_c = énergie cinétique, exprimée en joules (J)
m = masse de la particule, exprimée en kilogrammes (kg)
v = vitesse de la particule, exprimée en mètres par seconde (m/s)

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Cette équation montre qu'une augmentation de la vitesse d'une particule donnée entraîne une augmentation de son énergie cinétique.

Dans un échantillon de gaz donné, les particules n'ont pas toutes la même énergie cinétique et ne se déplacent donc pas toutes à la même vitesse. Lors d'une collision entre deux particules de gaz, un transfert d'énergie cinétique se produit. Il en résulte qu'une des particules accélère alors que l'autre ralentit. Ainsi, la vitesse des particules d'un gaz est en perpétuel changement, même lorsque la température est contrôlée. Pour cette raison, lors de l'étude du comportement des gaz, on considère la vitesse moyenne des particules de même que leur énergie cinétique moyenne.

Il existe une relation qui permet de déterminer le nombre relatif de particules de gaz qui possèdent une vitesse donnée à une certaine température. Le graphique qui résulte de cette relation est appelé « courbe de distribution de Maxwell-Boltzmann », en hommage à James Clerk Maxwell (1831-1879) et à Ludwig Boltzmann (1844-1906), deux physiciens qui ont postulé et démontré théoriquement cette distribution (*voir la rubrique* Zoom*, p. 266*). Cette courbe illustre le nombre relatif de particules qui se déplacent à différentes vitesses, pour une même température (*voir la figure 2.5*).

Les travaux de Maxwell et Boltzmann ont également permis d'établir qu'une augmentation de la température d'un gaz entraîne une augmentation de la vitesse moyenne des particules (*voir la figure 2.6*). En effet, puisqu'une augmentation de la température entraîne une augmentation de l'énergie cinétique, les particules sont plus agitées et se déplacent plus rapidement.

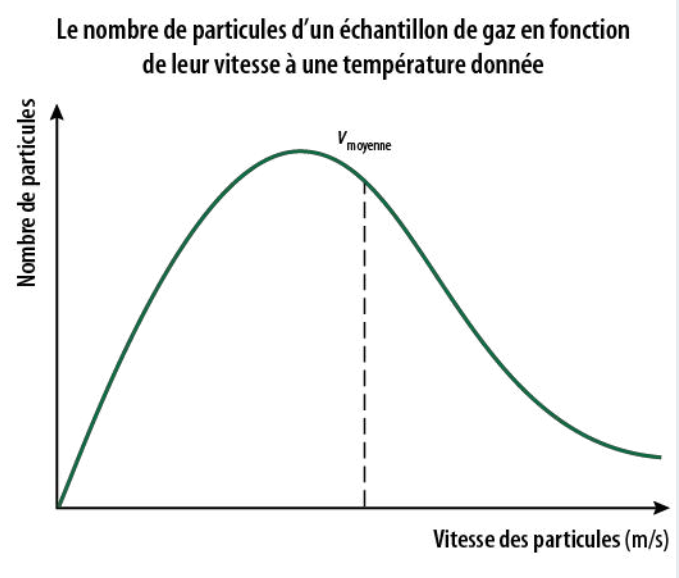


FIGURE 2.5 Une courbe de distribution de Maxwell-Boltzmann pour un échantillon de gaz à une température donnée.

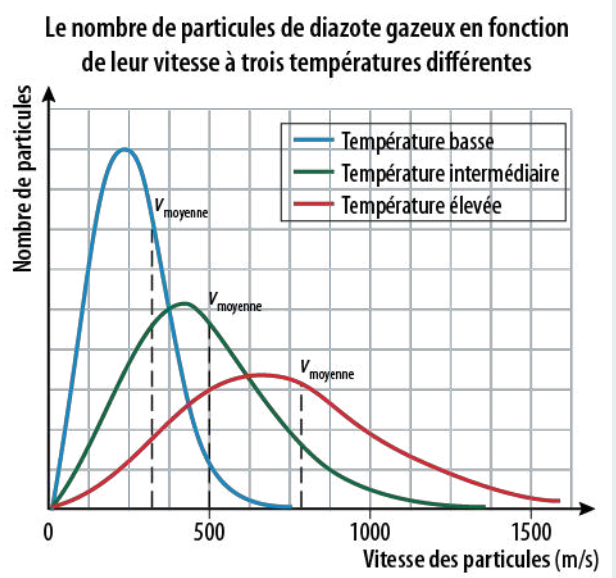


FIGURE 2.6 La courbe de distribution des vitesses des particules de diazote (N_2) gazeux montre qu'à des températures plus élevées, la vitesse moyenne des particules est plus grande.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Les hypothèses de la théorie cinétique des gaz

Des expériences sur le comportement des gaz démontrent que presque tous les gaz se comportent de façon semblable à une température et à une pression normales (T = 0 °C et p = 101,3 kPa). Afin d'expliquer certains des comportements observés, les scientifiques ont élaboré une théorie basée sur le comportement des particules de gaz : la théorie cinétique des gaz (*voir la figure 2.7*).

HYPOTHÈSE 1

Les particules d'un gaz sont si petites par rapport à la distance qui les sépare les unes des autres que leur volume individuel est considéré comme négligeable.

- Toutes les molécules gazeuses, peu importe leur nature et le nombre d'atomes dont elles sont constituées, sont considérées comme des points ayant une masse, mais un volume négligeable.
- Étant donné la grande distance qui sépare les particules les unes des autres, la plus grande part du volume d'un gaz est de l'espace vide. La masse volumique d'un gaz est donc beaucoup plus faible que celle d'un solide ou d'un liquide.

HYPOTHÈSE 2

Les particules d'un gaz sont continuellement en mouvement ; elles se déplacent en ligne droite, de façon aléatoire, dans toutes les directions.

- Le mouvement de translation qui anime les particules d'un gaz ne s'arrête jamais.
- Lors de leurs déplacements, les particules entrent en collision les unes avec les autres et avec les obstacles rencontrés. Ces collisions sont parfaitement élastiques, ce qui signifie qu'elles s'effectuent sans aucune perte d'énergie. C'est la raison pour laquelle l'énergie cinétique moyenne des particules demeure constante quand les conditions sont stables.
- Les gaz occupent tout l'espace disponible et, à l'échelle atomique, ne semblent pas affectés par la gravité.

HYPOTHÈSE 3

Les particules d'un gaz n'exercent aucune force d'attraction ou de répulsion les unes sur les autres.

- En dehors des collisions élastiques, les particules d'un gaz sont indépendantes les unes des autres.

HYPOTHÈSE 4

L'énergie cinétique moyenne des particules d'un gaz est directement proportionnelle à la température exprimée en kelvins (température absolue).

- Plus la température d'un gaz est élevée, plus l'énergie cinétique de ses particules est importante et plus elles se déplacent rapidement.
- À une température donnée, l'énergie cinétique moyenne des particules est la même pour tous les gaz, peu importe leur nature.

FIGURE 2.7 Les quatre hypothèses de la théorie cinétique des gaz.

La théorie cinétique est un modèle qui simplifie l'explication du comportement des particules en phase gazeuse. Par exemple, tel que stipulé par les hypothèses 1 et 3, le modèle de la théorie cinétique des gaz fait abstraction du

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

volume des particules et de la force d'attraction qu'exercent les particules entre elles. C'est la raison pour laquelle on dit que cette théorie permet d'expliquer le comportement d'un gaz hypothétique appelé **gaz parfait**. Toutefois, elle décrit de façon très exacte le comportement de la majorité des gaz réels, sauf lorsqu'ils sont soumis à des conditions de pression et de température extrêmes.

Gaz parfait
Gaz hypothétique formé de particules qui ont une masse, mais dont le volume est négligeable par rapport à la distance qui les sépare, et qui ne subissent aucune force d'attraction entre elles.

La loi des gaz parfaits, p. 108

1.3 Les comportements des gaz

La théorie cinétique des gaz permet d'expliquer certains comportements des gaz tels que la compressibilité, l'expansion, la diffusion et l'effusion.

La compressibilité et l'expansion

Comme la distance entre les particules d'un gaz est très grande, il est possible de comprimer un gaz en rapprochant les particules gazeuses les unes des autres, ce qui a pour effet de diminuer le volume du gaz.

À l'inverse, comme les particules de gaz se déplacent continuellement en ligne droite dans toutes les directions et qu'elles sont indépendantes les unes des autres, les substances en phase gazeuse peuvent se dilater et augmenter ainsi de volume.

- La **compressibilité** est la capacité d'une substance à diminuer son volume sous l'effet d'une force.
- L'**expansion** est la capacité d'un gaz à se dilater pour occuper tout l'espace disponible.

La compressibilité des gaz est exploitée, entre autres, dans des applications comme les pompes à vélo (*voir la figure 2.8*) ou les outils pneumatiques tels que les cloueuses. C'est également cette propriété qui permet d'entreposer de grandes quantités de particules gazeuses dans des espaces restreints tels que les bonbonnes de plongée ou les bonbonnes de propane utilisées pour les barbecues. L'expansion des gaz est, quant à elle, une propriété utilisée entre autres dans les ballons-sondes météorologiques et pour l'élévation des montgolfières en altitude (*voir la figure 2.9*).

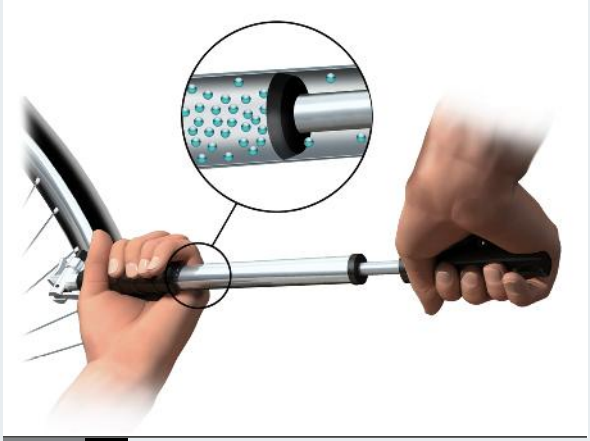


FIGURE 2.8 Quand on actionne une pompe à vélo, l'air est comprimé dans un cylindre avant d'en être éjecté.



FIGURE 2.9 Lorsqu'on chauffe l'air contenu dans le ballon d'une montgolfière, les particules gagnent de l'énergie et s'éloignent les unes des autres jusqu'à ce que le ballon soit complètement gonflé. La masse volumique de l'air dans le ballon est alors plus faible que celle de l'air environnant et le ballon s'élève en altitude.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

La diffusion et l'effusion

Lorsqu'une substance gazeuse se disperse, elle a naturellement tendance à se diriger de l'endroit où elle est le plus concentrée vers l'endroit où sa concentration est plus faible. Pour ce faire, les particules gazeuses utilisent des processus de diffusion et d'effusion.

- La **diffusion** est le processus par lequel des substances gazeuses se mélangent grâce au mouvement aléatoire de leurs particules.
- L'**effusion** est le processus par lequel un gaz s'échappe d'un contenant par une petite ouverture.

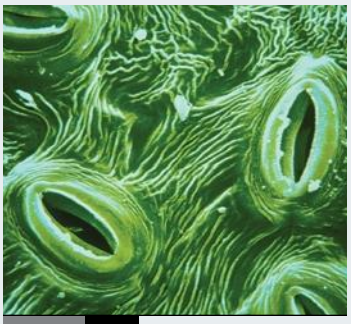


FIGURE 2.10 Des stomates grossis 2900 fois. Les stomates sont de très petits orifices présents sur la face intérieure des feuilles des végétaux. Ce sont les ouvertures par lesquelles les gaz impliqués dans la photosynthèse et la respiration cellulaire s'échappent par effusion.

Un ballon d'hélium qui se dégonfle lentement est un exemple d'une effusion suivie d'une diffusion. En effet, la membrane de caoutchouc dont sont constitués les ballons présente de nombreux pores par lesquels les particules d'hélium peuvent s'échapper. Une fois que les particules d'hélium sont sorties du ballon par effusion, elles diffusent dans l'air et se mélangent aux particules d'air jusqu'à ce que leur dispersion soit uniforme. De la même façon, la surface des feuilles des végétaux étant poreuse, les échanges gazeux peuvent s'accomplir au cours de la photosynthèse et de la respiration cellulaire (*voir la figure 2.10*). Une fois les gaz relâchés par effusion, ils diffusent dans l'air environnant.

À QUOI ÇA SERT ? LA PERMÉATION GAZEUSE

Certains tissus techniques ont le double avantage d'être imperméables tout en « respirant ». Ils doivent cette caractéristique au phénomène de la perméation gazeuse qui s'apparente fortement à l'effusion des gaz. Mis au point en 1969 par Bob Gore, le Gore-tex^{MC} est une membrane fabriquée en laboratoire avec un type de polymère appelé le « polytétrafluoroéthylène » (une chaîne de C_2F_4), insérée au centre de l'épaisseur du tissu.

Cette membrane respirante est percée de millions de pores d'un diamètre de 0,2 micromètre, soit 20 000 fois plus petit que celui d'une goutte d'eau. Toutefois, ce diamètre est 700 fois plus grand que celui d'une molécule d'eau prise individuellement, comme celles que l'on trouve en phase gazeuse, où elles sont très éloignées les unes des autres. Par conséquent, la transpiration peut facilement passer à travers la membrane par perméation gazeuse, mais pas la pluie (*voir la figure 2.11*).

Cette technologie offre un confort accru par rapport aux vêtements imperméables traditionnels, souvent enduits d'une substance qui bouche les pores du tissu, empêchant l'évacuation de la transpiration.



FIGURE 2.11 Le Gore-tex^{MC} est un tissu imperméable qui laisse la transpiration s'échapper sous forme de vapeur d'eau.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

La loi de Graham À une température donnée, tous les gaz possèdent la même énergie cinétique moyenne, qui dépend de la masse et de la vitesse des particules. Puisque les particules de gaz différents ont des masses molaires différentes, il s'ensuit que ces particules sont animées de vitesses différentes lorsque leur énergie cinétique est la même. Ainsi, à une température donnée, plus un gaz est léger, plus ses particules se déplacent rapidement (*voir les figures 2.12 et 2.13*).

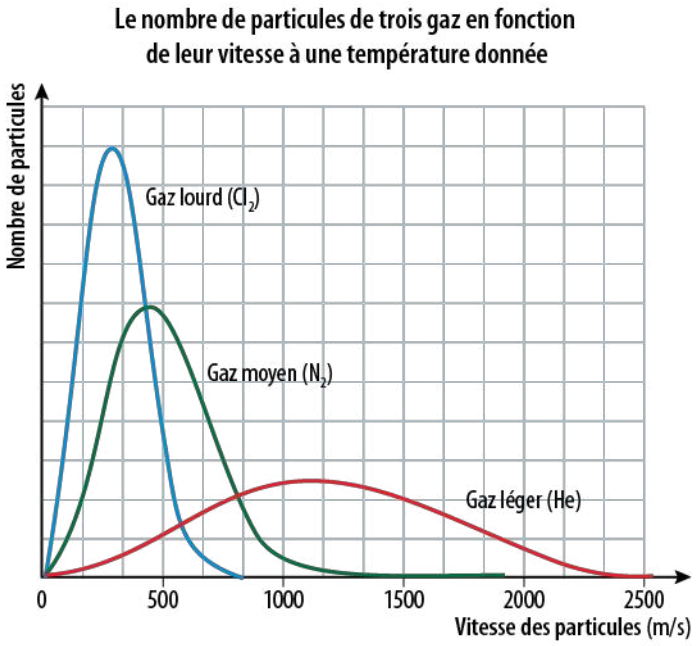


FIGURE 2.12 À une même température, les particules d'un gaz léger, comme l'hélium (He), se déplacent à une vitesse moyenne plus élevée que les particules des gaz plus lourds comme le diazote (N_2) ou le dichlore (Cl_2).



FIGURE 2.13 L'hélium (He) est notamment utilisé pour gonfler les ballons d'anniversaire. Les particules de ce gaz très léger se déplacent à une vitesse élevée.

Vers 1840, le chimiste écossais Thomas Graham (1805-1869) fut le premier à observer ce phénomène. Il a démontré que, si on considère, pour une même température, l'énergie cinétique de deux gaz hypothétiques appelés 1 et 2, la relation entre la masse des particules et leur vitesse de déplacement s'exprime de la façon suivante.

$$E_{c_1} = E_{c_2}$$

$$\frac{1}{2}m_1 v_1^2 = \frac{1}{2}m_2 v_2^2$$

$$m_1 v_1^2 = m_2 v_2^2$$

ou $$\frac{v_1^2}{v_2^2} = \frac{m_2}{m_1}$$

ce qui équivaut à $$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{m_2}{m_1}}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Comme il est plus pratique de considérer la masse molaire (M) plutôt que la masse (m) d'une particule, on obtient la formule suivante, appelée « loi de Graham ».

La loi de Graham

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

où

v_1, v_2 = vitesses de diffusion ou d'effusion des gaz 1 et 2, exprimées en mètres par seconde ou en millilitres par seconde (m/s ou mL/s)

M_1, M_2 = masses molaires des gaz 1 et 2, exprimées en grammes par mole (g/mol)

L'exemple suivant montre comment on peut utiliser la loi de Graham pour résoudre des problèmes concernant la diffusion et l'effusion des gaz.

EXEMPLE

Calculez le rapport de la vitesse de diffusion du dioxygène (O_2) sur la vitesse de diffusion du dioxyde de carbone (CO_2) lorsqu'ils sont placés dans les mêmes conditions. Expliquez ce que signifie ce rapport.

Données

$M_{O_2} = 32{,}00$ g/mol

$M_{CO_2} = 44{,}02$ g/mol

Solution

$$\frac{v_{O_2}}{v_{CO_2}} = \sqrt{\frac{M_{CO_2}}{M_{O_2}}} = \sqrt{\frac{44{,}02\ \text{g/mol}}{32{,}00\ \text{g/mol}}} = 1{,}173$$

Les chiffres significatifs, p. 453

Réponse Le rapport de vitesse de diffusion des deux gaz est de 1,173, ce qui signifie qu'une particule de dioxygène se déplace à 1,173 fois la vitesse d'une particule de dioxyde de carbone.

La loi de Graham permet également de déterminer la masse molaire d'un gaz inconnu lorsqu'on connaît :

- la masse molaire de l'un des gaz ;
- le rapport de vitesse de ce gaz avec le gaz à identifier.

SECTION 1 EXERCICES

1. Indiquez la ou les phases décrites par chacun des énoncés suivants.

Énoncé	Phase		
	Solide	Liquide	Gazeuse
a) Phase qui présente une forme indéterminée et un volume défini.		✓	
b) Phase dans laquelle les particules effectuent un mouvement de rotation.		✓	✓
c) Phase qui permet la plus grande compressibilité.			✓
d) Phase dans laquelle le niveau de désordre des particules est le plus faible.	✓		
e) Phase où l'on trouve la plus petite masse volumique.			✓
f) Phase où le niveau d'interaction entre les particules est le plus élevé.	✓		

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

2. Expliquez comment le fait de diminuer la température d'un gaz peut entraîner sa condensation.

Lorsqu'on diminue la température d'un gaz, les particules gazeuses perdent de l'énergie cinétique, se déplacent moins rapidement et se rapprochent les unes des autres. Lorsque la température diminue considérablement, des liens se créent entre les particules et on assiste à un changement de phase. Le gaz peut alors prendre une forme solide (condensation solide) ou une forme liquide (condensation liquide).

3. Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

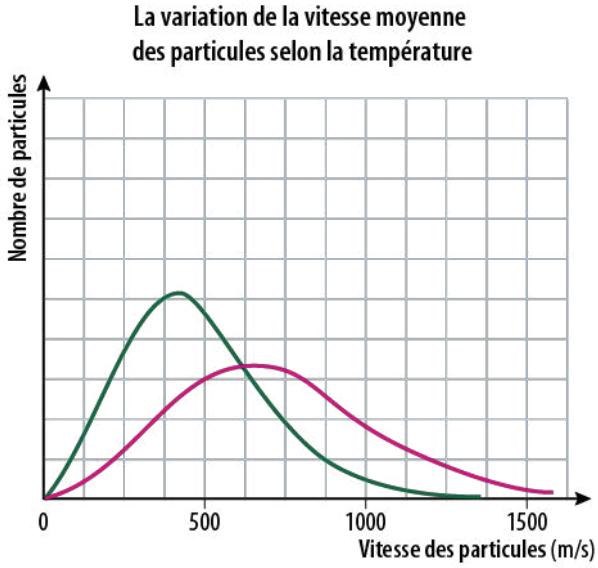
	VRAI	FAUX
a) Dans un échantillon de gaz, toutes les particules possèdent la même énergie cinétique.	☐	☑
b) Selon la théorie cinétique des gaz, les particules gazeuses ont un volume négligeable.	☑	☐
c) Dans un mélange gazeux, les particules qui se déplacent plus rapidement possèdent nécessairement une plus grande énergie cinétique.	☐	☑
d) Toutes les particules d'un gaz se déplacent à la même vitesse.	☐	☑
e) Un pneu de voiture qui se dégonfle avec le temps est un exemple d'effusion des gaz.	☑	☐

Justification : *a)* Dans un échantillon de gaz, les particules n'ont pas toutes la même énergie cinétique. Lorsque deux particules entrent en collision, il se produit un transfert d'énergie cinétique. Une des particules gagne de l'énergie alors que l'autre en perd.

c) La variation de vitesse entre deux particules de natures différentes est due au fait qu'elles n'ont pas la même masse molaire. La particule ayant la masse molaire la plus faible se déplace plus rapidement.

d) Comme les particules d'un gaz ne possèdent pas toutes la même énergie cinétique, elles ne se déplacent pas toutes à la même vitesse.

4. Sur le graphique ci-dessous, tracez la courbe de distribution de Maxwell-Boltzmann correspondant à une augmentation de température.



5. Soit trois ballons identiques remplis de gaz différents aux mêmes conditions de pression :

- Ballon 1 : Hélium (He) à 25 °C
- Ballon 2 : Diazote (N_2) à 25 °C
- Ballon 3 : Argon (Ar) à 25 °C

a) Comparez l'énergie cinétique moyenne des particules des trois gaz.

Étant donné que les trois ballons sont à la même température, l'énergie cinétique moyenne des trois gaz est la même.

b) Dans quel ballon la vitesse moyenne des molécules est-elle la plus faible ? Expliquez votre réponse.

Dans le ballon 3, car la masse molaire des particules d'argon est plus élevée que celle des particules de diazote et d'hélium.

6. Selon la théorie cinétique des gaz, un gaz parfait a toutes les caractéristiques suivantes, sauf une. Laquelle ?

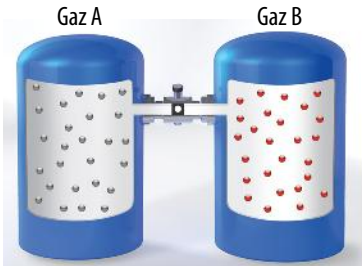
A. Des particules d'une taille négligeable.

B. Des particules qui s'attirent mutuellement.

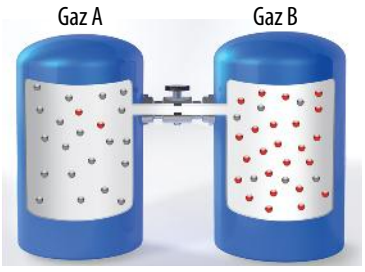
C. Des particules qui se déplacent de façon aléatoire.

D. Des particules qui sont très éloignées les unes des autres.

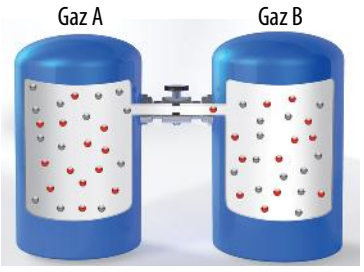
7. Dans les réservoirs illustrés ci-dessous, le gaz A (illustré en gris) et le gaz B (illustré en rouge) se mélangent lorsque le robinet est ouvert. À partir de l'illustration, déterminez lequel des deux gaz a la masse molaire la plus grande. Justifiez votre réponse.



Robinet fermé.



Robinet récemment ouvert.



Robinet ouvert depuis un certain temps.

Le gaz ayant la masse molaire la plus grande est le gaz B, car il diffuse moins rapidement que le gaz A. En effet, comme les deux gaz possèdent la même énergie cinétique moyenne, celui dont la masse est la plus grande a une diffusion moins rapide.

8. Classez en ordre croissant de vitesse de diffusion les gaz suivants. (**Note :** Les gaz se trouvent tous aux mêmes conditions de température et de pression.)

H_2S, CH_4, CO, Ne, HI HI, H_2S, CO, Ne, CH_4

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

9. Deux contenants identiques aux parois poreuses sont remplis, l'un avec de l'hélium (He) et l'autre avec du dioxygène (O_2), dans les mêmes conditions de température et de pression. Après une journée, on remarque qu'une quantité de 2,5 mL d'hélium s'est échappée du premier contenant. Quelle quantité de dioxygène s'est échappée par effusion du deuxième contenant au cours de la même période ?

Données

$M_{O_2} = 32{,}00\ \text{g/mol}$

$v_{He} = 2{,}5\ \text{mL/jour}$

$M_{He} = 4{,}00\ \text{g/mol}$

$v_{O_2} = ?\ \text{mL/jour}$

Solution

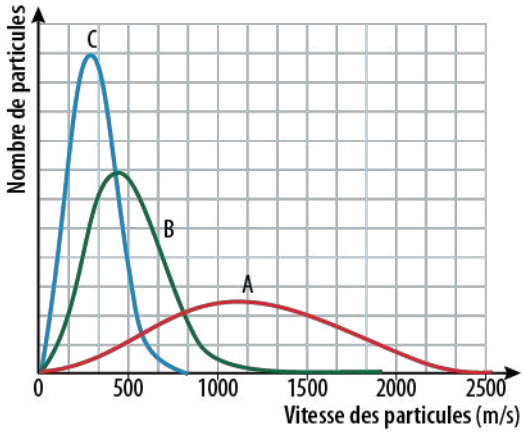
Calculer la vitesse d'effusion de O_2.

$$\frac{v_{O_2}}{v_{He}} = \sqrt{\frac{M_{He}}{M_{O_2}}} \Rightarrow v_{O_2} = v_{He} \cdot \sqrt{\frac{M_{He}}{M_{O_2}}}$$

$$v_{O_2} = 2{,}5\ \text{mL/jour} \cdot \sqrt{\frac{4{,}00\ \text{g/mol}}{32{,}00\ \text{g/mol}}} = 0{,}88\ \text{mL/jour}$$

Réponse : La quantité de dioxygène qui s'est échappée par effusion en une journée est de 0,88 mL.

10. Le graphique ci-dessous montre la distribution des particules de trois gaz différents à la même température. Quelle courbe correspond à la distribution du gaz ayant la plus petite masse molaire ? Expliquez votre réponse.



La courbe A correspond à la distribution du gaz ayant la plus petite masse molaire car, à la même température, le gaz dont la masse molaire est plus faible possède la plus grande vitesse moyenne.

11. Un contenant, muni d'une cloison poreuse, est rempli avec des quantités identiques d'argon (Ar) et d'un autre gaz noble. À l'aide du tableau périodique, identifiez le gaz inconnu, sachant que l'argon s'échappe du récipient 1,815 fois plus vite que le gaz inconnu.

Données

$\frac{v_{Ar}}{v_x} = 1{,}815$

$M_{Ar} = 39{,}95\ \text{g/mol}$

$M_x = ?\ \text{g/mol}$

Solution

Calculer la masse molaire du gaz inconnu.

$$\frac{v_{Ar}}{v_x} = \sqrt{\frac{M_x}{M_{Ar}}} \Rightarrow M_x = M_{Ar} \cdot \left(\frac{v_{Ar}}{v_x}\right)^2$$

$$M_x = 39{,}95\ \text{g/mol} \cdot (1{,}815)^2 = 131{,}6\ \text{g/mol}$$

Réponse : La masse molaire du gaz inconnu est de 131,6 g/mol. Ce gaz est donc du xénon (Xe).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

SECTION 2

LA PRESSION

D'une façon générale, la pression se définit comme une force exercée sur un objet par unité de surface. On calcule la pression en divisant la valeur de la force par l'aire sur laquelle cette force est appliquée. Ainsi, plus l'aire sur laquelle la force est appliquée est grande, plus la pression est faible. Ceci explique qu'une personne pourrait être allongée sur un tapis de clous sans être blessée, mais il lui serait impossible de se tenir debout sur un seul clou.

Dans le système international d'unités (SI), on utilise le pascal (Pa) comme unité de mesure de la pression. Il équivaut à 1 N/m^2. La pression se calcule selon l'équation suivante.

La pression

$$p = \frac{F}{A}$$

où

p = pression, exprimée en newtons par mètre carré (N/m^2) ou en pascals (Pa)

F = force, exprimée en newtons (N)

A = aire sur laquelle est appliquée la force, exprimée en mètres carrés (m^2)



FIGURE 2.14 En entrant en collision avec les parois du ballon, les particules de gaz appliquent une force dans toutes les directions. Cette force permet de maintenir le ballon gonflé.

La pression d'un gaz est aussi une force par unité de surface. Toutefois, la force est appliquée par des particules en mouvement qui entrent en collision avec des obstacles, en particulier avec les parois du contenant où elles se trouvent (*voir la figure 2.14*). Plus il y a de collisions, plus la force appliquée sur le contenant par unité de surface est grande et plus la pression exercée par le gaz est élevée.

La **pression d'un gaz** correspond à la somme des forces dues aux collisions de ses particules sur la surface des obstacles qu'elles rencontrent.

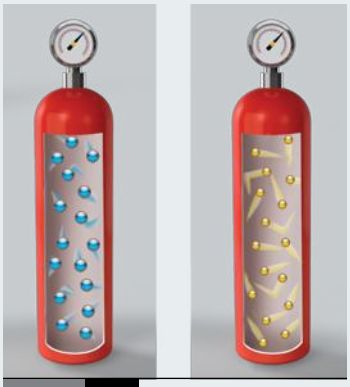


FIGURE 2.15 Dans les mêmes conditions, les particules de gaz différents exercent la même pression, peu importe leur masse molaire.

À une même température, comme un gaz léger se déplace plus rapidement qu'un gaz plus lourd, ses particules entrent plus souvent en collision. Toutefois, la force exercée par les particules lors de ces collisions sera plus faible. Ainsi, aux mêmes conditions de température :

- les particules d'un gaz léger frappent moins fort mais plus souvent que les particules d'un gaz lourd ;
- les particules d'un gaz lourd frappent plus fort mais moins souvent que les particules d'un gaz léger.

Au final, la somme des forces déployées lors des collisions est la même dans les deux cas. On peut donc conclure que différents gaz parfaits, soumis aux mêmes conditions, exercent la même pression (*voir la figure 2.15*).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

2.1 La pression atmosphérique

L'atmosphère est une couche de gaz qui entoure la Terre. Les particules de gaz qui forment l'atmosphère sont continuellement en mouvement et exercent une force sur tous les objets avec lesquels elles entrent en collision. Cette force, exercée par l'air sur la surface des objets, est appelée « pression atmosphérique ».

La pression atmosphérique peut être mesurée à l'aide d'un baromètre à mercure. Cet instrument fut inventé en 1643 par le physicien italien Evangelista Torricelli (1608-1647), au cours d'une expérience qui lui permit de démontrer l'existence de la pression atmosphérique. Le baromètre inventé par Torricelli était constitué d'un long tube de verre fermé à une extrémité, en partie rempli de mercure (Hg) et renversé dans un bassin contenant également du mercure (*voir la figure 2.16*).

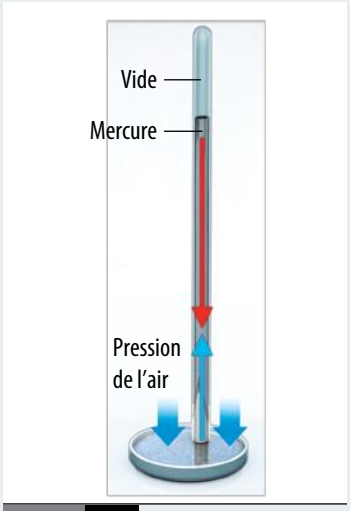


FIGURE 2.16 Un baromètre à mercure.

Dans un baromètre à mercure, le niveau de mercure dans le tube se stabilise lorsque la pression exercée par le mercure est équilibrée par la pression de l'air qui pousse le mercure dans le tube. La pression exercée par le mercure résulte de la force gravitationnelle qui attire le mercure dans le bassin. Lorsque la pression atmosphérique augmente, la pression exercée par l'air devient plus grande que la pression du mercure et la hauteur de la colonne de mercure augmente, jusqu'à ce que les pressions s'équilibrent de nouveau.

Au niveau de la mer, la colonne de mercure dans le baromètre atteint une hauteur de 760 mm Hg. C'est la pression atmosphérique normale, qui, dans le système international d'unités, équivaut à 101,3 kilopascals (kPa) ou encore à 1 atmosphère (atm).

L'équivalence des unités de mesure de la pression

760 mm Hg = 101,3 kPa = 1 atm

L'exemple suivant montre comment transformer les unités de mesure de la pression.

EXEMPLE

Au sommet du mont Kilimandjaro, en Tanzanie, la pression atmosphérique est d'environ 48,0 kPa. Quelle est la valeur de cette pression en millimètres de mercure (mm Hg) ?

Données

p = 48,0 kPa

p = ? mm Hg

Solution

$$\frac{760\ \text{mm Hg}}{p} = \frac{101{,}3\ \text{kPa}}{48{,}0\ \text{kPa}}$$

$$p = \frac{760\ \text{mm Hg} \cdot 48{,}0\ \text{kPa}}{101{,}3\ \text{kPa}} = 360{,}12\ \text{mm Hg}$$

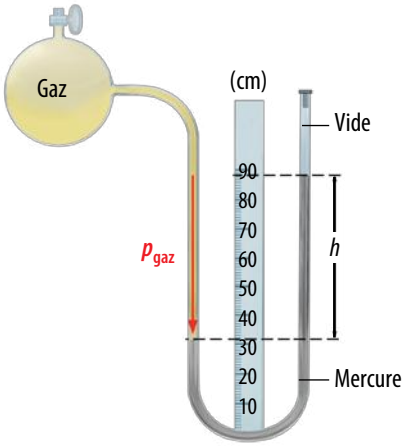
Réponse La valeur de la pression est de 360 mm Hg.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

2.2 La mesure de la pression des gaz

Le baromètre n'est utilisé que pour mesurer la pression atmosphérique. Pour mesurer la pression d'un gaz contenu dans un récipient, on utilise un manomètre ou une jauge à pression comme celle qui permet de mesurer la pression à l'intérieur des pneus.

Les manomètres à pression absolue, tel le manomètre à bout fermé (*voir la figure 2.17*), permettent de faire une lecture directe de la pression d'un gaz. Dans ce type de manomètre, la pression exercée par les particules de gaz sur la surface du mercure fait remonter le liquide vers l'autre extrémité du tube en U, où aucune pression n'est exercée.



La pression du gaz correspond à la différence de hauteur (h) en mm Hg entre les deux colonnes de mercure du tube.

$p_{gaz} = h$

FIGURE 2.17 Un manomètre à bout fermé.

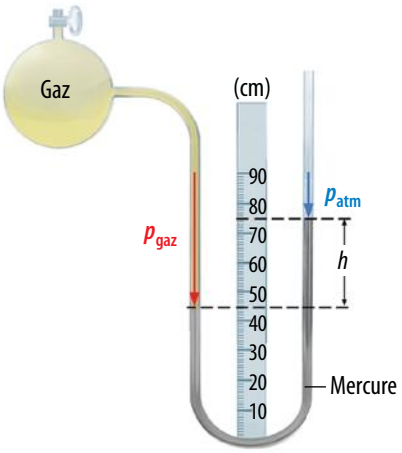
D'autres instruments de mesure de la pression sont dits à « pression relative ». Avec ces instruments, la pression du gaz est mesurée en comparaison avec la pression atmosphérique ou la pression d'un autre gaz. C'est le cas de la jauge à pression, de plusieurs manomètres à cadran (*voir la figure 2.18*) et du manomètre à bout ouvert. Dans ce type de manomètre, les particules de gaz exercent une pression sur le mercure à une extrémité du tube alors que les particules d'air exercent la pression atmosphérique sur l'autre extrémité. On peut alors observer l'une ou l'autre des deux situations illustrées dans la figure 2.19, à la page suivante.



FIGURE 2.18 Dans un manomètre à cadran mesurant la pression d'une bonbonne, une indication de 0 bar ne signifie pas que la bonbonne est vide, mais bien qu'il n'y a pas de différence entre la pression du gaz dans la bonbonne et la pression atmosphérique. Le bar est une unité de mesure de la pression dans laquelle la pression normale (101,3 kPa) équivaut à 1,013 bar.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

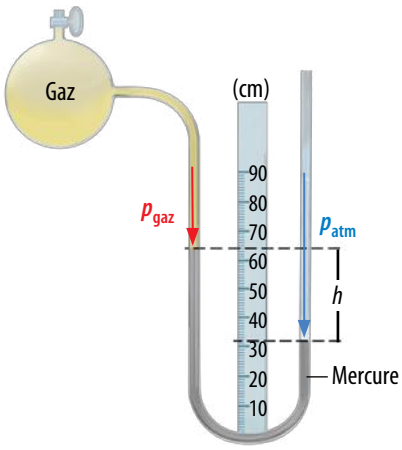
a La pression du gaz est supérieure à la pression atmosphérique



Lorsque la pression du gaz est supérieure à la pression atmosphérique, le niveau de mercure est plus haut du côté ouvert du tube en U. Pour connaître la pression du gaz, il faut alors additionner la différence de hauteur (h) à la pression atmosphérique (p_{atm}).

$$p_{gaz} = p_{atm} + h$$

b La pression du gaz est inférieure à la pression atmosphérique



Lorsque la pression du gaz est inférieure à la pression atmosphérique, le niveau de mercure est plus haut du côté où l'on retrouve le gaz dans le tube en U. Pour connaître la pression du gaz, il faut alors soustraire la différence de hauteur (h) à la pression atmosphérique (p_{atm}).

$$p_{gaz} = p_{atm} - h$$

FIGURE 2.19 Un manomètre à bout ouvert lorsque la pression du gaz est supérieure à la pression atmosphérique (a) et lorsqu'elle est inférieure à la pression atmosphérique (b).

ZOOM LES HÉMISPHÈRES DE MAGDEBOURG

En 1650, Otto von Guericke (1602-1686), un physicien allemand, a inventé une pompe à air et entrepris une série d'expériences sur les effets du vide. Entre autres, il a démontré que, contrairement à la lumière, le son ne peut se propager dans le vide, que les matières enflammées s'y éteignent et que les animaux y meurent.

En 1654, au cours de la célèbre démonstration des hémisphères de Magdebourg réalisée devant l'empereur Ferdinand III à Ratisbonne, il mit en évidence la pression atmosphérique. Guericke réunit deux hémisphères de façon à former une sphère creuse d'une cinquantaine de centimètres. À l'aide de sa pompe à air, il aspira par une valve l'air qui se trouvait au centre de la sphère afin de créer un vide. Deux attelages de plusieurs chevaux attachés aux extrémités des hémisphères ne parvinrent alors pas à les séparer.

L'histoire raconte qu'après avoir ouvert la valve à l'insu de l'empereur, Guericke sépara facilement les deux hémisphères. L'empereur, très impressionné par l'habileté de Guericke, lui aurait octroyé une pension à vie.



FIGURE 2.20 L'expérience des hémisphères de Magdebourg réalisée par Otto von Guericke.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

SECTION 2 EXERCICES

1. À l'aide de la théorie cinétique, dites à quoi correspond la pression d'un gaz.

Comme les particules gazeuses sont continuellement en mouvement, elles entrent sans cesse en collision avec les parois du contenant où elles se trouvent. La somme des forces des collisions sur la surface du contenant correspond à la pression du gaz.

2. Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) Il est possible de boire du jus avec une paille sur la Lune.	☐	☑
b) Deux gaz de masses molaires différentes, placés dans les mêmes conditions, exercent une pression identique.	☑	☐
c) Dans un manomètre à bout ouvert, une absence de différence de hauteur signifie que la pression du gaz est nulle.	☐	☑

Justification : *a)* Comme il n'y a pas de pression atmosphérique sur la Lune, aucune pression ne s'exerce sur le jus dans le verre pour le faire monter dans la paille.

c) Lorsque la différence de hauteur entre les colonnes de mercure est nulle, c'est que la pression du gaz est égale à la pression atmosphérique.

3. Un manomètre indique une pression de 652 mm Hg. Quelle est la valeur de cette pression en kilopascals (kPa) ?

Données

p = 652 mm Hg

p = ? kPa

Solution

$$\frac{760\text{ mm Hg}}{652\text{ mm Hg}} = \frac{101{,}3\text{ kPa}}{p}$$

$$p = \frac{101{,}3\text{ kPa} \cdot 652\text{ mm Hg}}{760\text{ mm Hg}} = 86{,}9\text{ kPa}$$

Réponse : La valeur de la pression est de 86,9 kPa.

4. Un baromètre à mercure indique une pression de 100,5 kPa. Quelle est la hauteur de la colonne de mercure du baromètre ?

Données

p = 100,5 kPa

h = ? mm Hg

Solution

$$\frac{760\text{ mm Hg}}{p} = \frac{101{,}3\text{ kPa}}{100{,}5\text{ kPa}}$$

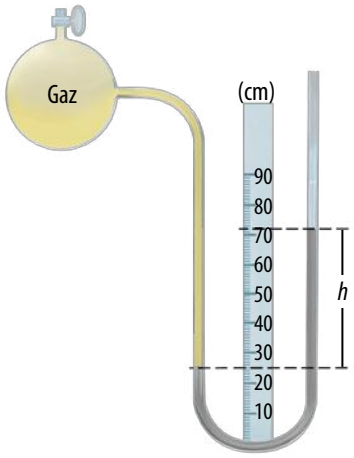
$$h = p = \frac{100{,}5\text{ kPa} \cdot 760\text{ mm Hg}}{101{,}3\text{ kPa}} = 754\text{ mm Hg}$$

Réponse : La hauteur de la colonne de mercure est de 754 mm Hg.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

5. Déterminez la pression mesurée par chacun des manomètres suivants.

a) $p_{atm} = 755$ mm Hg



Solution

1. *Calculer la différence de hauteur.*

   $h = 720$ mm Hg $- 250$ mm Hg $= 470$ mm Hg

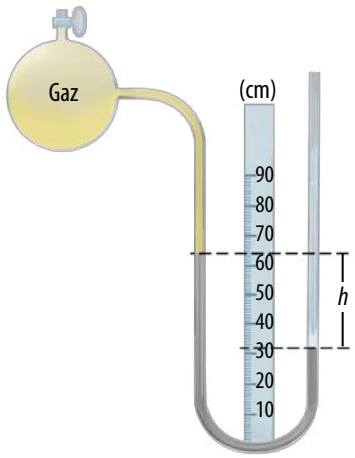
2. *Calculer la pression.*

   $p = p_{atm} + h$

   $= 755$ mm Hg $+ 470$ mm Hg $= 1225$ mm Hg

Réponse : La pression est de 1225 mm Hg.

b) $p_{atm} = 763$ mm Hg



Solution

1. *Calculer la différence de hauteur.*

   $h = 640$ mm Hg $- 320$ mm Hg $= 320$ mm Hg

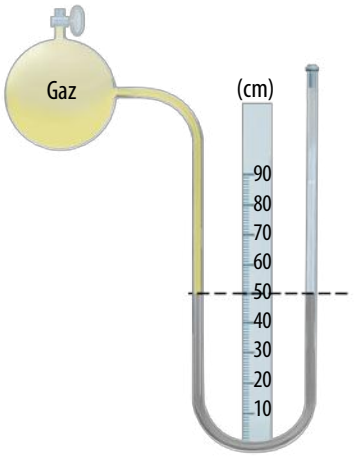
2. *Calculer la pression.*

   $p = p_{atm} - h$

   $= 763$ mm Hg $- 320$ mm Hg $= 443$ mm Hg

Réponse : La pression est de 443 mm Hg.

c) $p_{atm} = 757$ mm Hg



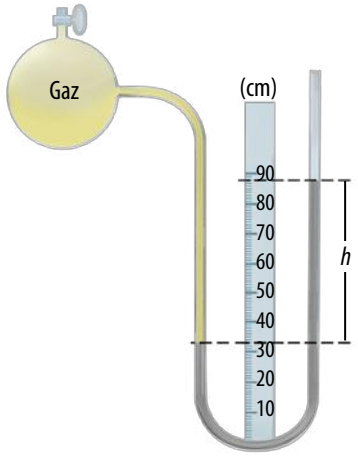
Solution

Calculer la pression.

$p = h = 0$ mm Hg

Réponse : La pression est de 0 mm Hg.

d) $p_{atm} = 755$ mm Hg



Solution

1. *Calculer la différence de hauteur.*

   $h = 880$ mm Hg $- 330$ mm Hg $= 550$ mm Hg

2. *Calculer la pression.*

   $p = p_{atm} + h$

   $= 755$ mm Hg $+ 550$ mm Hg $= 1305$ mm Hg

Réponse : La pression est de 1305 mm Hg.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

6. Lorsqu'ils doivent transporter de grands panneaux de verre, les vitriers utilisent des ventouses. Expliquez comment la ventouse permet de soulever des charges tout en demeurant collée à la paroi de verre.



Lorsqu'on appuie fortement la ventouse sur la paroi de verre, on fait le vide entre cette paroi et la ventouse. Afin de séparer la ventouse du panneau de verre, il faut alors exercer une force plus grande que la pression atmosphérique, ce qui dépasse grandement la force exercée lors du soulèvement du panneau de verre.

7. Le manomètre à cadran d'une bonbonne d'hélium (He) servant à gonfler des ballons indique une pression de 0 kPa.

a) Cette bonbonne est-elle vide ? Justifiez votre réponse.

Non, la bonbonne n'est pas vide. Dans un manomètre à cadran, une lecture de pression nulle signifie qu'il n'y a pas de différence entre la pression du gaz dans la bonbonne et la pression atmosphérique.

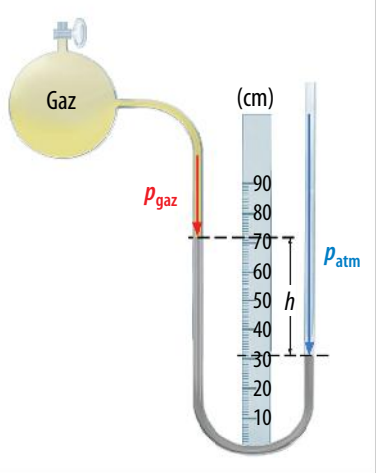
b) Serait-il possible de gonfler un ballon à l'aide de cette bonbonne ? Justifiez votre réponse.

Non, car comme la pression du gaz dans la bonbonne est égale à la pression extérieure à la bonbonne, l'hélium va diffuser lentement vers l'extérieur de la bonbonne.

8. Expliquez le phénomène suivant. On place un carton mince sur un verre d'eau rempli à ras bord. On place ensuite une main sur le carton et on renverse le verre au-dessus du sol. Lorsqu'on retire la main du carton, celui-ci reste en place et l'eau ne s'écoule pas du verre.

La pression atmosphérique s'exerce dans toutes les directions. Cette pression pousse donc plus fort sur le carton, vers le haut, que la gravité ne tire vers le bas l'eau contenue dans le verre.

9. La pression du gaz dans le ballon est de 47,7 kPa. Déterminez la pression atmosphérique en kilopascals (kPa).



Solution

1. *Calculer la différence de hauteur de la colonne de mercure.*

   $h = 72{,}0\ \text{cm Hg} - 31{,}0\ \text{cm Hg} = 41{,}0\ \text{cm Hg} = 410\ \text{mm Hg}$

2. *Calculer l'équivalence en mm Hg de la différence de hauteur.*

   $$\frac{101{,}3\ \text{kPa}}{p} = \frac{760\ \text{mm Hg}}{410\ \text{mm Hg}}$$

   $$p = \frac{410\ \text{mm Hg} \cdot 101{,}3\ \text{kPa}}{760\ \text{mm Hg}} = 54{,}7\ \text{kPa}$$

3. *Calculer la valeur de la pression atmosphérique.*

   $p_{gaz} = p_{atm} - h$

   $p_{atm} = p_{gaz} + h = 47{,}7\ \text{kPa} + 54{,}7\ \text{kPa} = 102{,}4\ \text{kPa}$

Réponse : La valeur de la pression atmosphérique est de 102,4 kPa.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

CHAPITRE 2 SYNTHÈSE

LES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DES GAZ

La théorie cinétique des gaz

- Les trois phases de la matière sont la phase solide, la phase liquide et la phase gazeuse.
- Trois types de mouvement peuvent animer les particules de matière : la vibration, la rotation et la translation. Ces trois types de mouvements sont présents chez les particules gazeuses.
- La phase gazeuse se caractérise par :
  - un très grand espace entre les particules ;
  - une disposition désordonnée des particules due au niveau d'interaction négligeable entre les particules.
- Les propriétés des gaz : ils n'ont ni volume ni forme définie, et ils présentent une grande compressibilité.
- L'énergie cinétique d'une particule dépend de sa masse et de sa vitesse.
  - Dans un échantillon de gaz donné, les particules ne possèdent pas toutes la même énergie cinétique et ne se déplacent donc pas toutes à la même vitesse. C'est pourquoi on considère la vitesse moyenne et l'énergie cinétique moyenne des particules.
- La théorie cinétique des gaz s'appuie sur les hypothèses suivantes :
  1. Les particules d'un gaz sont si petites par rapport à la distance qui les sépare les unes des autres que leur volume individuel peut être considéré comme négligeable.
  2. Les particules d'un gaz sont continuellement en mouvement. Elles se déplacent en ligne droite, de façon aléatoire, dans toutes les directions.
  3. Les particules d'un gaz n'exercent aucune force d'attraction ou de répulsion les unes sur les autres.
  4. L'énergie cinétique moyenne des particules d'un gaz est directement proportionnelle à la température exprimée en kelvins (température absolue).
- Les comportements des gaz : les gaz sont **compressibles**, ils peuvent subir une **expansion** et se dispersent par **diffusion** et **effusion**.
- La loi de Graham met en relation les vitesses de diffusion ou d'effusion de deux gaz (v_1 et v_2) en fonction de leur masse molaire (M_1 et M_2) :

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

  - Selon cette loi, dans des conditions identiques de pression et de température, la diffusion ou l'effusion d'un gaz plus léger est plus rapide que celle d'un gaz lourd.

La pression

- La **pression d'un gaz** correspond à la somme des forces dues aux collisions de ses particules sur la surface des obstacles qu'elles rencontrent.
- Lorsqu'ils sont soumis aux mêmes conditions, la pression de gaz ayant des masses molaires différentes est la même. En effet, les particules d'un gaz léger frappent moins fort mais plus souvent que les particules d'un gaz lourd.
- Les gaz de l'atmosphère exercent une pression appelée « pression atmosphérique ». La pression atmosphérique normale peut être représentée à l'aide de l'équivalence suivante :

760 mm Hg = 101,3 kPa = 1 atm

- Un manomètre à pression absolue, tel que le manomètre à bout fermé, mesure directement la pression d'un gaz.
- Un manomètre à pression relative, tel que le manomètre à bout ouvert, mesure la pression d'un gaz en comparaison de la pression atmosphérique ou de la pression d'un autre gaz.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXERCICES

1 Dans une même pièce, on a deux flacons : l'un contient de l'ammoniac (NH_3) et l'autre, du sulfure de dihydrogène (H_2S). On débouche les deux flacons au même moment. Lequel des gaz va diffuser le plus rapidement dans la pièce ? Expliquez votre réponse.

L'ammoniac va diffuser plus rapidement. Comme sa masse molaire est plus faible que celle du disulfure de dihydrogène, sa vitesse de diffusion est plus grande.

2 Associez chacun des énoncés au comportement des gaz correspondants.

Énoncé	Compressibilité	Expansion	Diffusion	Effusion
a) Un ballon météorologique qui s'élève en altitude finit par exploser.		✓		
b) On peut détecter l'odeur du parfum d'une personne croisée dans la rue.			✓	
c) On gonfle un pneu de vélo à l'aide d'une pompe.	✓			
d) La perméation gazeuse permet aux molécules d'eau gazeuse de passer à travers certains tissus afin de laisser la transpiration s'échapper.				✓

3 À l'aide de la théorie cinétique des gaz, expliquez chacune des observations suivantes.

a) Les gaz sont plus compressibles que les liquides.

Dans un gaz, l'espace entre les particules est beaucoup plus grand que leur taille. Il est donc possible de rapprocher les particules, ce qui n'est pas le cas dans un liquide où l'espace est plus restreint.

b) La masse volumique des gaz est inférieure à celle des solides.

Comme les particules de gaz sont très éloignées les unes des autres, le nombre de particules par unité de volume est plus petit.

c) Les gaz n'ont pas de volume fixe.

Parce que les particules de gaz sont complètement indépendantes et qu'elles se déplacent continuellement en ligne droite et dans toutes les directions, le volume d'un gaz varie selon l'espace qu'il peut occuper.

d) Une certaine quantité de moles d'eau occupe beaucoup plus d'espace sous la forme gazeuse que sous la forme liquide.

Contrairement aux particules gazeuses, les particules d'un liquide présentent un certain niveau d'interaction entre elles ce qui fait que le liquide occupe toujours le même espace alors que les particules de gaz occupent tout l'espace disponible.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

4 Soit trois ballons identiques remplis de gaz différents :

- Ballon A : Dioxyde de carbone (CO_2) à 800 mm Hg et à 10 °C
- Ballon B : Dichlore (Cl_2) à 760 mm Hg et à 10 °C
- Ballon C : Hélium (He) à 200 mm Hg et à 10 °C

a) Dans quel ballon la vitesse moyenne des molécules est-elle la plus faible ? Expliquez votre réponse.

La vitesse moyenne des molécules est plus faible dans le ballon B. Comme les trois ballons sont à la même température, l'énergie cinétique moyenne des gaz est la même. La vitesse sera donc plus faible pour le gaz ayant la plus grande masse molaire.

b) Dans quel ballon y a-t-il le plus grand nombre de collisions par seconde entre les particules et les parois du ballon ? Expliquez votre réponse.

Dans le ballon A. Le nombre de collisions entre les particules et les parois du ballon correspond à la pression d'un gaz. Ainsi, plus la pression est élevée, plus le nombre de collisions est grand.

5 Soit deux bouteilles identiques placées dans les mêmes conditions et contenant le même nombre de moles de gaz. Une des bouteilles contient du xénon (Xe) et l'autre de l'hélium (He).

Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) La masse de gaz est la même dans les deux bouteilles.	☐	☑
b) Le xénon et l'hélium possèdent la même énergie cinétique moyenne.	☑	☐
c) Les particules de xénon se déplacent plus vite que les particules d'hélium.	☐	☑
d) L'espace entre les molécules est le même dans chacune des bouteilles.	☑	☐
e) En raison des collisions perpétuelles entre les particules de gaz et les parois des bouteilles, l'énergie cinétique des particules diminue avec le temps.	☐	☑

Justification : *a)* La masse molaire du xénon est plus élevée que celle de l'hélium. Comme ils présentent le même nombre de moles, la masse de gaz dans la bouteille de xénon est plus élevée.

c) Comme les gaz sont à la même température, ils possèdent la même énergie cinétique moyenne. Étant donné que la masse molaire du xénon est plus élevée, ses particules se déplacent moins vite.

e) Selon la théorie cinétique, les collisions entre les particules de gaz et les parois sont élastiques, c'est-à-dire qu'elles s'effectuent sans perte d'énergie.

6 Une bonbonne reliée à un manomètre à cadran indique une pression de 250 kPa lorsqu'elle est remplie de dioxygène (O_2). Quelle serait la pression indiquée par le manomètre si on remplaçait, dans les mêmes conditions, le dioxygène par le même nombre de moles de dioxyde de soufre (SO_2) ? Expliquez votre réponse.

La pression serait la même, car elle ne dépend ni de la taille ni de la masse des particules. En effet, une particule plus légère entre en collision avec les parois de la bouteille plus souvent, mais avec moins de force qu'une particule lourde.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

7 Calculez le rapport de la vitesse de diffusion du méthane (CH_4) sur celle du dioxygène (O_2) lorsqu'ils sont dans les mêmes conditions. Expliquez ce que signifie ce rapport.

Données

$M_{O_2} = 32{,}00$ g/mol

$M_{CH_4} = 16{,}05$ g/mol

Solution

$$\frac{v_{CH_4}}{v_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{CH_4}}} = \sqrt{\frac{32{,}00 \text{ g/mol}}{16{,}05 \text{ g/mol}}} = 1{,}412$$

Réponse : Le rapport des vitesses de diffusion des deux gaz est de 1,412, ce qui signifie qu'une particule de méthane se déplace à 1,412 fois la vitesse d'une particule de dioxygène.

8 Lorsque sa mère lui demande de passer l'aspirateur dans la maison, Alexandre lui répond qu'il aimerait bien pouvoir vivre sur la Lune, puisque l'aspirateur ne fonctionnerait pas. A-t-il raison ? Expliquez votre réponse.

Oui, Alexandre a raison. Comme il n'y a pas de pression atmosphérique sur la Lune, aucune pression extérieure ne peut pousser la poussière vers l'intérieur du sac de l'aspirateur.

9 Certaines chaussures de course possèdent un coussin d'air dans leurs semelles.



a) Quelle propriété des gaz justifie cette utilisation ?

La compressibilité.

b) Que se passe-t-il dans le coussin d'air, à l'échelle particulaire, lorsqu'on pose le pied par terre ?

La pression exercée par le pied sur le coussin d'air fait en sorte que les particules d'air se rapprochent les unes des autres.

c) Qu'est-ce qui explique que lorsqu'on soulève le pied, le coussin d'air reprend sa forme initiale ?

Comme les particules des gaz sont toujours en mouvement, elles entrent en collision avec les parois du coussin. Comme la pression extérieure exercée sur le coussin est moindre, le gaz prend de l'expansion.

10 Calculez la masse molaire d'un gaz inconnu (X) qui diffuse à une vitesse équivalent au quart de celle du dihydrogène.

Données

$M_{H_2} = 2{,}02$ g/mol

$v_X = \frac{1}{4} v_{H_2}$

$M_X = ?$ g/mol

Solution

$$\frac{v_{H_2}}{v_X} = \sqrt{\frac{M_X}{M_{H_2}}} \Rightarrow \left(\frac{v_{H_2}}{v_X}\right)^2 = \frac{M_X}{M_{H_2}}$$

$$M_X = M_{H_2} \cdot \left(\frac{v_{H_2}}{v_X}\right)^2 = 2{,}02 \text{ g/mol} \cdot \left(\frac{v_{H_2}}{\frac{1}{4} v_{H_2}}\right)^2$$

$$= 2{,}02 \text{ g/mol} \cdot 4^2 = 32{,}32 \text{ g/mol}$$

Réponse : La masse molaire du gaz inconnu est de 32,3 g/mol.

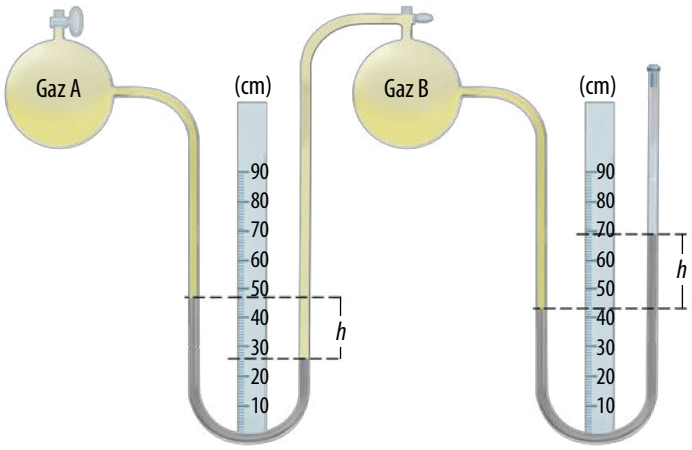
Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

11 Si le dioxyde de soufre (SO_2) prend 60 minutes pour diffuser à travers une paroi, quel temps prendrait la même quantité de méthane (CH_4) pour diffuser à travers cette même paroi ?

A. 15 minutes B. 30 minutes C. 120 minutes D. 240 minutes

12 Indiquez la pression de chacun des gaz contenus dans les ballons des systèmes suivants, sachant que la pression atmosphérique est de 763 mm Hg.

a)



Solution

1. *Calculer la différence de hauteur pour le gaz B.*

   h = 69,0 cm Hg – 43,0 cm Hg = 26,0 cm Hg = 260 mm Hg

2. *Calculer la pression du gaz B.*

   $p_{\text{gaz B}} = h$ = 260 mm Hg

3. *Calculer la différence de hauteur du gaz A.*

   h = 47,0 cm Hg – 26,0 cm Hg = 21,0 cm Hg = 210 mm Hg

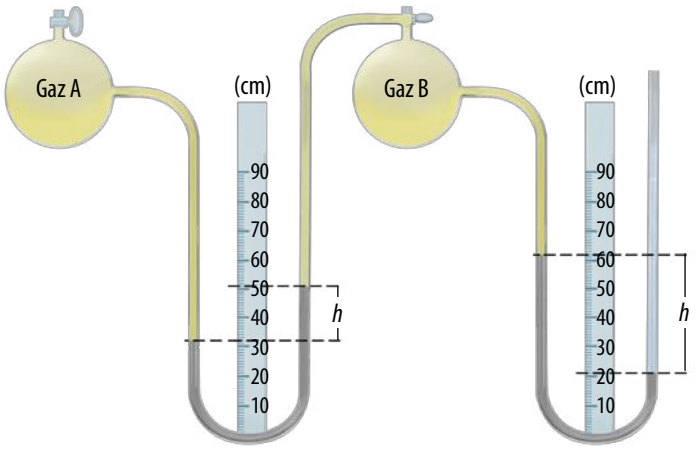
4. *Calculer la pression du gaz A.*

   $p_{\text{gaz A}} = p_{\text{gaz B}} - h$ = 260 mm Hg – 210 mm Hg = 50 mm Hg

Réponse : La pression du gaz A est de 50 mm Hg et la pression du gaz B est de 260 mm Hg.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

b)



Solution

1. *Calculer la différence de hauteur pour le gaz B.*

   h = 62,0 cm Hg – 21,0 cm Hg = 41,0 cm Hg = 410 mm Hg

2. *Calculer la pression du gaz B.*

   $p_{gaz} = p_{atm} - h$ = 763 mm Hg – 410 mm Hg = 353 mm Hg

3. *Calculer la différence de hauteur du gaz A.*

   h = 51,0 cm Hg – 32,0 cm Hg = 19,0 cm Hg = 190 mm Hg

4. *Calculer la pression du gaz A.*

   $p_{gaz\ A} = p_{gaz\ B} + h$ = 353 mm Hg + 190 mm Hg = 543 mm Hg

Réponse : La pression du gaz A est de 543 mm Hg et la pression du gaz B est de 353 mm Hg.

13 DÉFI Un récipient muni d'une ouverture est rempli de diazote (N_2). Après 240 minutes, on remarque que la pression à l'intérieur du récipient a diminué de 10 %. Si le même récipient est rempli d'hélium (He), en combien de temps (t) la pression diminuera-t-elle du même pourcentage ?

Données

$M_{N_2} = 28,02$ g/mol

$M_{He} = 4,00$ g/mol

$t_{N_2} = 240$ min

$t_{He} = ?$ min

Solution

1. *Calculer le rapport de vitesse.*

$$\frac{v_{He}}{v_{N_2}} = \sqrt{\frac{M_{N_2}}{M_{He}}} = \sqrt{\frac{28,02\ \text{g/mol}}{4,00\ \text{g/mol}}} = 2,647$$

2. *Calculer le temps de diffusion de He.*

   Comme sa vitesse de diffusion est 2,647 fois plus rapide que celle du N_2, on en déduit que le temps de diffusion est 2,647 fois moins long.

$$t_{He} = \frac{t_{N_2}}{2,647} = \frac{240\ \text{min}}{2,647} = 90,67\ \text{min}$$

Réponse : La pression de l'hélium diminuera de 10 % après 90,67 minutes.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.



CHAPITRE 3

LES LOIS DES GAZ

À partir du début du 17e siècle, plusieurs scientifiques mettent au point des expériences afin de mieux comprendre et d'expliquer le comportement des gaz. Ces recherches ont mené à l'élaboration de lois simples permettant de décrire mathématiquement le comportement des gaz lorsque deux des quatre variables qui les décrivent sont maintenues constantes. La mise en commun de ces lois a permis l'établissement d'une loi plus générale, de laquelle découle la loi des gaz parfaits.

Dans ce chapitre, l'étude des différentes lois des gaz vous permettra entre autres de comprendre et d'expliquer le fonctionnement d'une montgolfière, le mécanisme de la respiration, d'expliquer en quoi la pression d'une bouteille de plongée est une indication du temps de plongée restant, ou de déterminer le volume de départ d'un ballon météorologique.

SOMMAIRE

Section 1 Les lois simples des gaz 78
Section 2 La loi générale des gaz 104
Section 3 La loi des gaz parfaits 108
Section 4 La loi des combinaisons volumétriques et la stœchiométrie des gaz 113
Section 5 La loi de Dalton 118

RAPPELS

4.1 La mole 9
4.2 La masse molaire 10
7.3 La stœchiométrie 17

SECTION 1

LES LOIS SIMPLES DES GAZ

Le comportement physique des gaz obéit à des lois simples qui mettent en relation deux des quatre variables qui décrivent les gaz. Le tableau 3.1 décrit ces quatre variables.

TABLEAU 3.1 Les variables utilisées dans l'étude du comportement des gaz

Variable	Symbole	Description	Unités de mesure
Pression	*p*	Somme des forces exercées par les particules de gaz sur les obstacles qu'elles rencontrent.	• kilopascals (kPa) • millimètres de mercure (mm Hg)
Volume	*V*	Espace qu'occupe un échantillon de gaz.	• litres (L)
Température absolue	*T*	Degré d'agitation des particules.	• kelvins (K)
Quantité de matière	*n*	Nombre de particules d'un échantillon de gaz.	• moles (mol)

Étant donné que la pression atmosphérique et la température de l'air environnant peuvent varier selon l'endroit et le moment de la journée, les scientifiques qui ont étudié les gaz se sont entendus sur deux ensembles de conditions de température et de pression afin de pouvoir comparer les comportements des gaz observés. Ces ensembles de conditions standards sont présentés dans le tableau 3.2.

TABLEAU 3.2 Les ensembles de conditions standards de température et de pression pour l'étude des gaz

Conditions	Température	Pression
Température et pression normales (TPN)	0 °C	101,3 kPa
Température ambiante et pression normale (TAPN)	25 °C	101,3 kPa

1.1 La relation entre la pression et le volume

Dans la seconde moitié du 17e siècle, le physicien et chimiste irlandais, Robert Boyle (1627-1691), et le physicien et botaniste français, Edme Mariotte (1620-1684), ont tous deux étudié la compressibilité des gaz. À quelques années d'intervalle, chacun de leur côté, ils sont arrivés au même constat : à température constante, lorsque la pression exercée sur un échantillon de gaz est augmentée, le volume de ce gaz diminue.

Cette relation porte le nom de « loi de Boyle-Mariotte ».

La loi de Boyle-Mariotte

À température constante, le volume occupé par une quantité donnée de gaz est inversement proportionnel à la pression de ce gaz.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Cette relation est aussi valable si on observe l'effet d'un changement de volume sur la pression d'un gaz. Par exemple, à température constante, si un échantillon de gaz est transféré dans un contenant ayant un volume deux fois plus grand, la pression du gaz diminuera de moitié.

La courbe du graphique de la pression en fonction du volume d'un gaz est une hyperbole ; c'est la forme typique d'une relation inversement proportionnelle (*voir la figure 3.1*). Cette relation peut être confirmée en traçant le graphique de la pression du gaz en fonction de l'inverse de son volume (1/*V*) (*voir la figure 3.2*).

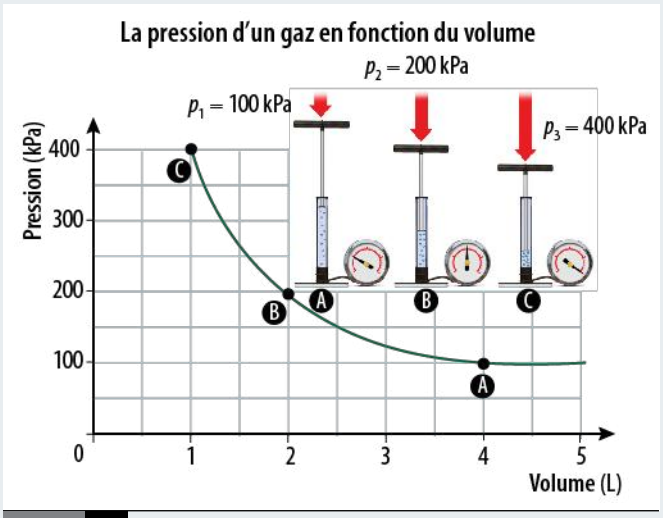


FIGURE 3.1 Lorsqu'on diminue le volume d'air dans une pompe à vélo, la pression de l'air dans la pompe augmente.

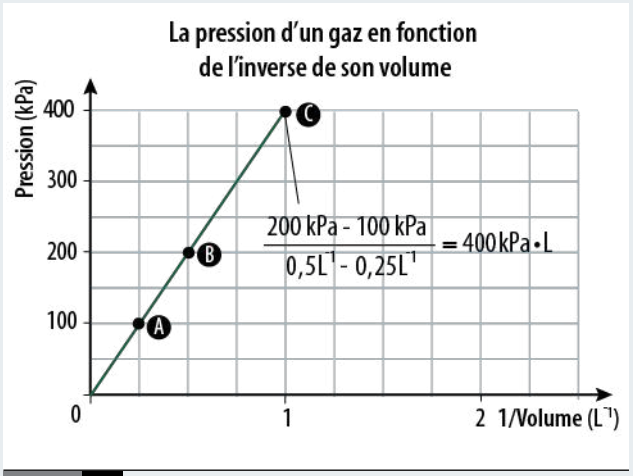


FIGURE 3.2 Le graphique de la relation entre la pression d'un gaz et l'inverse de son volume donne une droite qui passe par l'origine. Le taux de variation de la droite correspond à la constante de la relation.

On peut donc dire que la pression d'un gaz est directement proportionnelle à l'inverse de son volume. Mathématiquement, on peut écrire cette relation en utilisant le symbole ($\propto$), qui signifie « directement proportionnel ».

$$p \propto \frac{1}{V} \text{ ou } pV = \text{constante}$$

Si on effectue l'expérimentation avec une autre quantité de gaz ou à une autre température, la relation entre le volume du gaz et sa pression sera toujours inversement proportionnelle, mais la constante de cette relation sera différente. Comme le produit de la pression par le volume d'un gaz donne une constante, on peut comparer ces variables pour deux situations différentes, tant que la quantité de gaz et la température demeurent inchangées. Il en résulte l'équation suivante.

La loi de Boyle-Mariotte

$$p_1V_1 = p_2V_2{}^*$$

où p_1 = pression initiale du gaz, exprimée en kilopascals (kPa) ou en millimètres de mercure (mm Hg)

V_1 = volume initial du gaz, exprimé en millilitres (mL) ou en litres (L)

p_2 = pression finale du gaz, exprimée en kilopascals (kPa) ou en millimètres de mercure (mm Hg)

V_2 = volume final du gaz, exprimé en millilitres (mL) ou en litres (L)

* À condition que le nombre de moles (*n*) et la température (*T*) soient constants.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

L'exemple suivant montre comment utiliser la loi de Boyle-Mariotte pour comparer les pressions et les volumes qui varient pour un même échantillon de gaz.

EXEMPLE

Un récipient de 10,0 L contient un gaz sous pression à 425 kPa. Quelle sera la pression finale du gaz si on transfert le contenu du récipient dans un contenant de 22,0 L ?

Données

$p_1 = 425$ kPa
$V_1 = 10{,}0$ L
$V_2 = 22{,}0$ L
$p_2 = ?$ kPa

Solution

Calculer la pression finale.

$$p_1V_1 = p_2V_2$$

$$p_2 = \frac{p_1V_1}{V_2} = \frac{425\,\text{kPa} \cdot 10{,}0\,\text{L}}{22{,}0\,\text{L}}$$

$$= 193\,\text{kPa}$$

Réponse La pression finale du gaz sera de 193 kPa.

La théorie cinétique des gaz et la loi de Boyle-Mariotte

À température constante, si on diminue le volume du contenant dans lequel se trouve un gaz, les particules du gaz se rapprochent les unes des autres. Comme leur énergie cinétique demeure la même, on observe une augmentation des collisions, ce qui a pour effet d'augmenter la pression du gaz.

À QUOI ÇA SERT ? LA LOI DE BOYLE-MARIOTTE ET LA RESPIRATION

La loi de Boyle-Mariotte permet d'expliquer le phénomène de la respiration. Au moment de l'inspiration (*voir la figure 3.3a*), les contractions coordonnées des muscles intercostaux et du diaphragme entraînent une augmentation du volume de la cage thoracique et, par conséquent, des poumons. Cette augmentation du volume disponible pour l'air fait diminuer la pression de l'air dans les poumons. L'air extérieur étant à une pression plus élevée, il diffuse naturellement dans les poumons en entrant par les voies respiratoires.

Pendant l'expiration (*voir la figure 3.3b*), les muscles se relâchent, entraînant l'abaissement de la cage thoracique et la remontée du diaphragme. Le volume de la cage thoracique et des poumons diminue, ce qui augmente la pression de l'air dans les poumons. Comme cette pression est plus élevée que celle de l'air extérieur, l'air diffuse vers l'extérieur.

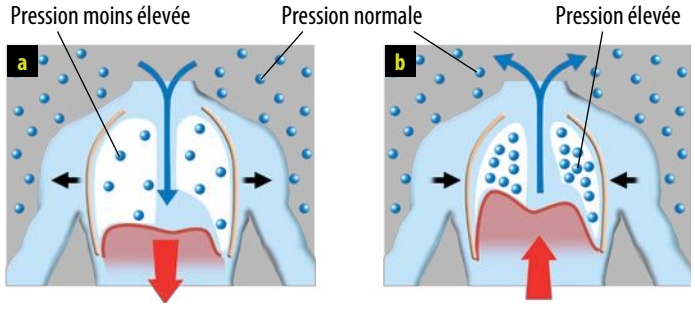


FIGURE 3.3 Au cours de l'inspiration, l'air entre dans les poumons, où la pression est moins élevée que la pression extérieure (a). Au cours de l'expiration, l'air est évacué des poumons, où la pression est élevée, et se dirige vers l'extérieur, où la pression est plus faible (b).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

1. Au fond d'un lac, à une pression de 350,5 kPa, une bulle de gaz a un volume de 0,550 mL. Si on néglige la variation de température de l'eau, quel sera le volume de cette bulle à la surface du lac, où la pression n'est plus que de 101,3 kPa ?

Données	**Solution**
$p_1 = 350{,}5$ kPa $V_1 = 0{,}550$ mL $p_2 = 101{,}3$ kPa $V_2 = ?$ mL	*Calculer le volume final de la bulle de gaz.* $p_1V_1 = p_2V_2$ $V_2 = \frac{p_1V_1}{p_2} = \frac{350{,}5\,\text{kPa} \cdot 0{,}550\,\text{mL}}{101{,}3\,\text{kPa}}$ $= 1{,}90$ mL
Réponse : Le volume de la bulle de gaz à la surface du lac sera de 1,90 mL.	

2. À 95 kPa, un gaz occupe un volume de 15,0 L. De combien la pression va-t-elle augmenter si on transfère l'échantillon de gaz dans un ballon d'un volume de 4,0 L tout en conservant la température constante ?

Données	**Solution**
$p_1 = 95{,}0$ kPa $V_1 = 15{,}0$ L $V_2 = 4{,}0$ L $\Delta p = ?$ kPa	1. *Calculer la pression finale.* $p_1V_1 = p_2V_2$ $p_2 = \frac{p_1V_1}{V_2} = \frac{95{,}0\,\text{kPa} \cdot 15{,}0\,\text{L}}{4{,}0\,\text{L}}$ $= 356\,\text{kPa}$ 2. *Calculer l'augmentation de la pression.* $\Delta p = p_2 - p_1 = 356\,\text{kPa} - 95{,}0\,\text{kPa} = 261\,\text{kPa}$
Réponse : La pression va augmenter de 261 kPa.	

3. Deux réservoirs sont reliés par une valve. Au départ, le premier réservoir de 2,50 L contient de l'argon (Ar) sous une pression de 950,0 kPa ; le second réservoir de 1,95 L est vide. Lorsqu'on ouvre le robinet, l'argon se répartit dans les deux réservoirs. Quelle est alors la pression du gaz ?

Données	**Solution**
$p_1 = 950{,}0$ kPa $V_1 = 2{,}50$ L $V_{\text{second réservoir}} = 1{,}95$ L $V_2 = ?$ L $p_2 = ?$ kPa	1. *Calculer le volume final.* $V_2 = 2{,}50\,\text{L} + 1{,}95\,\text{L} = 4{,}45\,\text{L}$ 2. *Calculer la pression finale.* $p_1V_1 = p_2V_2$ $p_2 = \frac{p_1V_1}{V_2} = \frac{950{,}0\,\text{kPa} \cdot 2{,}50\,\text{L}}{4{,}45\,\text{L}}$ $= 534\,\text{kPa}$
Réponse : La pression finale du gaz est de 534 kPa.	

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

4. Une bonbonne de 25,0 L est remplie d'hélium (He) gazeux à une pression de 15 000 kPa. Combien de ballons de 2,50 L peut-on gonfler à une pression de 100 kPa avec cette bonbonne si la température et la quantité de gaz demeurent constantes ?

Note : Une bonbonne contenant du gaz ne se vide pas complètement. Lorsque la pression dans la bonbonne est égale à la pression extérieure, le gaz cesse de sortir de la bonbonne, mais le volume du gaz qui y reste demeure égal au volume de la bonbonne.

Données	**Solution**
$p_1 = 15\ 000$ kPa $V_1 = 25{,}0$ L $p_2 = 100$ kPa $V_2 = ?$ L	*1. Calculer le volume final.* $p_1V_1 = p_2V_2$ $V_2 = \frac{p_1V_1}{p_2} = \frac{15000\,\text{kPa} \cdot 25{,}0\,\text{L}}{100\,\text{kPa}}$ $= 3750\,\text{L}$ *2. Calculer le volume de gaz qui sort de la bonbonne.* 3750 L – volume de la bonbonne = 3750 L – 25,0 L = 3725 L *3. Calculer le nombre de ballons.* $\frac{3725\,\text{L}}{2{,}50\,\text{L}} = 1490$ ballons
Réponse : On peut gonfler $1{,}49 \times 10^3$ ballons.	

1.2 La relation entre le volume et la température

Plus d'un siècle après la découverte de Boyle et Mariotte sur le rapport entre la pression et le volume d'un gaz, le physicien français Jacques Charles (1746-1823) s'intéresse à l'effet de la température sur le volume d'un gaz en observant des montgolfières. En 1787, il établit que, à pression constante, plus la température d'un échantillon de gaz diminue, plus son volume diminue (*voir la figure 3.4*).

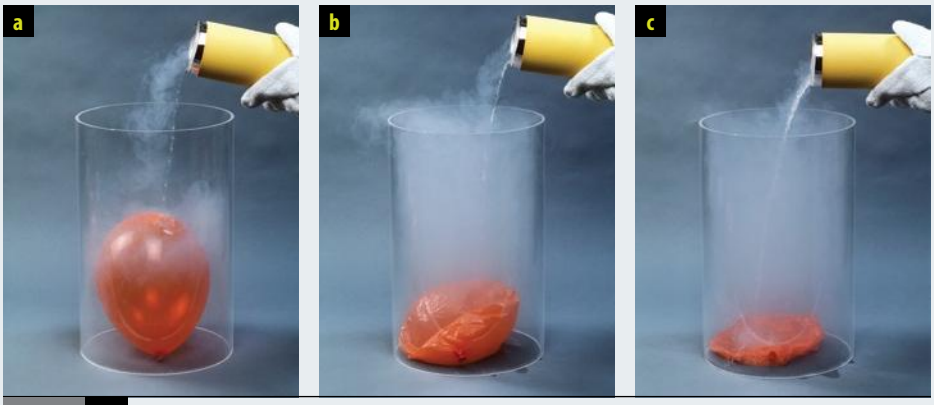


FIGURE 3.4 On verse de l'azote liquide dont la température est de -196 °C sur un ballon gonflé. Au fur et à mesure que la température du gaz dans le ballon diminue, son volume diminue.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Lorsqu'il transpose ses résultats expérimentaux dans un graphique représentant le volume en fonction de la température en degrés Celsius, Charles s'aperçoit que la relation est linéaire, mais pas directement proportionnelle. Toutefois, lorsque la droite est prolongée par extrapolation vers le bas, elle présente un volume nul à -273 °C. Ayant répété l'expérience avec différentes quantités de gaz et sous différentes pressions, Charles constate que, bien que les taux de variation des droites ne soient pas toujours les mêmes, leur extrapolation converge toujours vers une abscisse à l'origine de -273 °C (*voir la figure 3.5*). Aujourd'hui, des appareils de mesure plus sophistiqués ont permis de démontrer plus précisément que la valeur de cette température est de -273,15 °C.

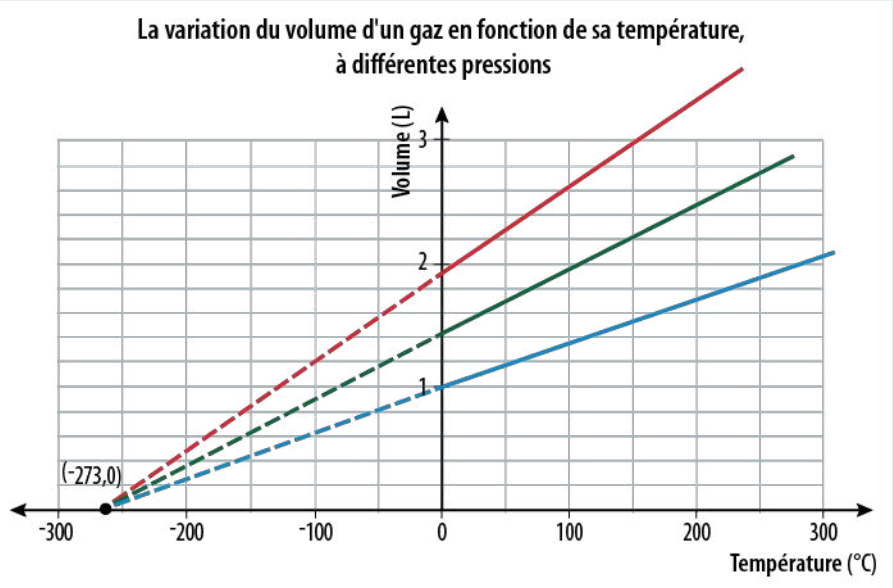


FIGURE 3.5 La relation entre le volume d'un gaz et sa température en degrés Celsius n'est pas directement proportionnelle, car elle ne croise pas l'origine (0, 0). Cette relation linéaire se reproduit chaque fois que l'expérience est répétée, et on peut trouver une nouvelle droite ayant toujours la même abscisse à l'origine, mais un taux de variation différent.

En 1848, le physicien écossais William Thomson (1824-1907), mieux connu sous le nom de Lord Kelvin, a expliqué à quoi correspond la température obtenue par extrapolation de la droite lorsque le volume du gaz est nul. Selon lui, la température de -273,15 °C correspond au zéro absolu, soit la température à laquelle l'énergie cinétique de toutes les particules deviendrait nulle. À cette température, le volume d'un gaz serait lui aussi égal à zéro, pourvu que l'on tienne compte de la première hypothèse de la théorie cinétique voulant que les particules individuelles de gaz ont un volume négligeable. Lord Kelvin établit alors une nouvelle échelle de température appelée « échelle de température absolue » ou « échelle kelvin ». Selon cette échelle, un intervalle de 1 °C est équivalent à un intervalle de 1 K (*voir la figure 3.6*).

La conversion de la température des degrés Celsius aux kelvins, et inversement

$$T\,(\text{K}) = T\,(\text{°C}) + 273$$

$$T\,(\text{°C}) = T\,(\text{K}) - 273$$

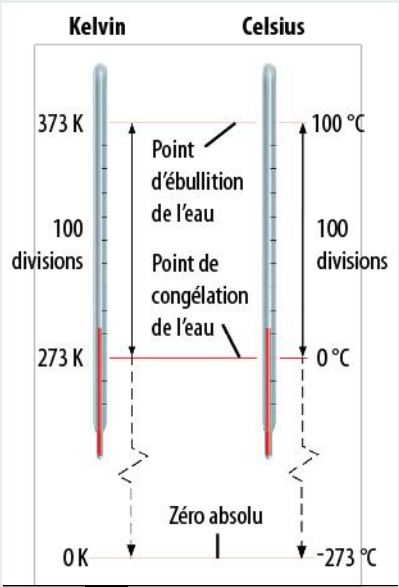


FIGURE 3.6 Le zéro de l'échelle kelvin et celui de l'échelle Celsius se trouvent à un intervalle de 273 unités l'un de l'autre. L'échelle kelvin ne comporte aucune valeur négative.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Lorsqu'on analyse la relation entre le volume d'un gaz et sa température absolue, on constate qu'il s'agit d'une relation directement proportionnelle. Ainsi, si la température absolue d'un échantillon de gaz triple, son volume triple également. Cette relation entre le volume d'un gaz et sa température porte le nom de « loi de Charles ».

La loi de Charles

À pression constante, le volume occupé par une quantité donnée de gaz est directement proportionnel à la température absolue de ce gaz.

On peut décrire mathématiquement cette relation en utilisant le symbole de proportionnalité ($\propto$).

$$V \propto T \text{ ou } \frac{V}{T} = \text{constante}$$

Cette relation de proportionnalité nous permet de comparer deux situations de volume et de température pour un même échantillon de gaz à la même pression.

La loi de Charles

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}^*$$

où

V_1 = volume initial du gaz, exprimé en millilitres (mL) ou en litres (L)
T_1 = température initiale du gaz, exprimée en kelvins (K)
V_2 = volume final du gaz, exprimé en millilitres (mL) ou en litres (L)
T_2 = température finale du gaz, exprimée en kelvins (K)

* À condition que le nombre de moles (n) et la pression (p) soient constants.

Cette loi a été énoncée par Charles, mais elle n'a été connue qu'en 1802, grâce aux travaux du chimiste et physicien français Louis Joseph Gay-Lussac (1778-1850). C'est pour cette raison qu'elle est parfois appelée « loi de Gay-Lussac ».

L'exemple suivant montre comment utiliser la loi de Charles pour comparer des volumes et des températures qui varient pour un même échantillon de gaz.

EXEMPLE

Un échantillon d'hélium (He) occupe un volume de 2,25 L à 5 °C. On le refroidit en l'immergeant dans de l'azote liquide à ⁻196 °C. Si la pression demeure inchangée, quel sera le nouveau volume occupé par l'hélium ?

Données

$V_1 = 2{,}25$ L
$T_1 = 5\ °C + 273 = 278$ K
$T_2 = ⁻196\ °C + 273 = 77$ K
$V_2 = ?$ L

Solution

Calculer le volume final de He.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{2{,}25\,\text{L} \cdot 77\,\text{K}}{278\,\text{K}} = 0{,}62\,\text{L}$$

Réponse Le volume final occupé par le gaz sera de 0,62 L.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

La théorie cinétique des gaz et la loi de Charles

Lorsque la température d'un gaz augmente, ses particules se déplacent plus rapidement. Par conséquent, elles heurtent plus fréquemment les parois du récipient qui les contient, ce qui augmente la pression exercée par le gaz. Lorsque le type de récipient le permet, cette pression additionnelle augmente son volume jusqu'à ce que la pression exercée par le gaz soit égale à la pression extérieure. C'est pourquoi on dit que la pression reste inchangée.

EXERCICES

SECTION 1.2

1. Effectuez les conversions suivantes en kelvins ou en degrés Celsius, selon le cas.

a) 38,6 °C 38,6 °C + 273 = 312 K

b) -134,9 °C -134,9 °C + 273 = 138 K

c) 385 K 385 K – 273 = 112 °C

d) 136,4 K 136,4 K – 273 = -137 °C

2. Un échantillon de gaz a un volume de 0,65 L à une température de 20 °C. Quel sera son volume à 210 °C si la pression et la quantité de gaz demeurent constantes ?

Données

$V_1 = 0{,}65$ L

$T_1 = 20$ °C + 273 = 293 K

$T_2 = 210$ °C + 273 = 483 K

$V_2 = ?$ L

Solution

Calculer le volume final de gaz.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{0{,}65\,\text{L} \cdot 483\,\text{K}}{293\,\text{K}} = 1{,}1\,\text{L}$$

Réponse : Le volume final sera de 1,1 L.

3. À 25,0 °C, un gaz occupe un volume de 32,6 mL. Quelle variation de température lui fera atteindre un volume de 60,0 mL ?

Données

$V_1 = 32{,}6$ mL

$T_1 = 25{,}0$ °C + 273 = 298 K

$V_2 = 60{,}0$ mL

$\Delta T = ?$ °C

Solution

1. *Calculer la température finale.*

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1}$$

$$T_2 = \frac{60{,}0\,\text{mL} \cdot 298\,\text{K}}{32{,}6\,\text{mL}} = 548\,\text{K}$$

2. *Convertir la température en degrés Celsius.*

548 K – 273 = 275 °C

3. *Calculer la variation de température.*

$\Delta T = T_f - T_i$

= 275 °C – 25,0 °C

= 250 °C

Réponse : La température devra augmenter de 250 °C.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

4. Jeanne souhaite préparer un bouquet de ballons afin de décorer le balcon de sa maison pour une fête. Elle gonfle les ballons dans une pièce climatisée à 21 °C alors que la température extérieure est de 32 °C. Sachant que le volume maximal des ballons est de 3,0 L, déterminez le volume maximal que Jeanne ne doit pas dépasser en gonflant les ballons afin qu'ils n'éclatent pas une fois dehors.

Données	**Solution**
$T_1 = 21\ °C + 273 = 294\ K$ $V_2 = 3{,}0\ L$ $T_2 = 32\ °C + 273 = 305\ K$ $V_1 = ?\ L$	*Calculer le volume initial des ballons.* $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_1 = \frac{V_2 T_1}{T_2}$ $V_1 = \frac{3{,}0\ L \cdot 294\ K}{305\ K} = 2{,}9\ L$
Réponse : Le volume initial maximal des ballons doit être de 2,9 L.	

1.3 La relation entre la pression et la température

La relation entre la pression d'un gaz et sa température a été publiée pour la première fois par Louis Joseph Gay-Lussac, qui effectua des recherches semblables à celles de Charles. Gay-Lussac observa que si on augmente la température d'un échantillon de gaz en maintenant son volume constant, sa pression augmente du même facteur. Tout comme la loi de Charles, cette relation est directement proportionnelle seulement lorsque la température est exprimée en kelvins (*voir la figure 3.7*).

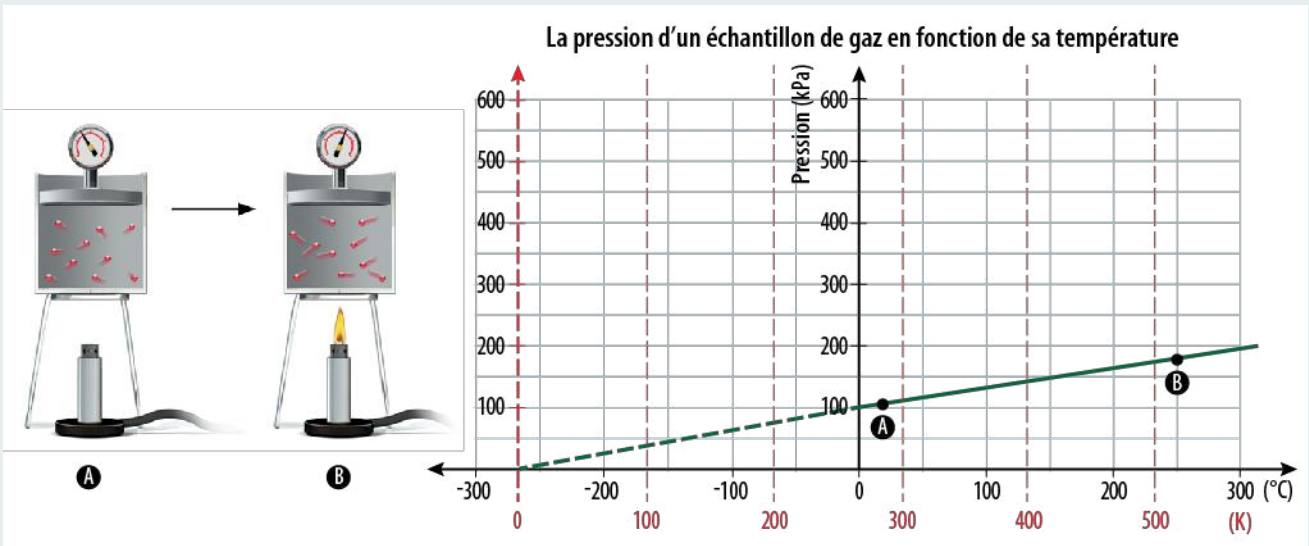


FIGURE 3.7 La relation entre la pression d'un gaz et sa température absolue est directement proportionnelle lorsque la température est exprimée en kelvins (K).

Ainsi, si on double la température absolue d'un échantillon de gaz tout en maintenant son volume constant, la pression du gaz doublera aussi. Cette relation entre la pression d'un gaz et sa température porte le nom de « loi de Gay-Lussac ».

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

La loi de Gay-Lussac

À volume constant, la pression d'une quantité donnée de gaz est directement proportionnelle à la température absolue de ce gaz.

On peut transposer cette relation mathématiquement en utilisant le symbole de proportionnalité ($\propto$).

$$p \propto T \text{ ou } \frac{p}{T} = \text{constante}$$

On peut comparer la pression et la température absolue d'un gaz pour deux situations différentes, tant que la quantité de gaz et le volume demeurent inchangés.

La loi de Gay-Lussac

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}^*$$

où p_1 = pression initiale du gaz, exprimée en kilopascals (kPa) ou en millimètres de mercure (mm Hg)

T_1 = température initiale du gaz, exprimée en kelvins (K)

p_2 = pression finale du gaz, exprimée en kilopascals (kPa) ou en millimètres de mercure (mm Hg)

T_2 = température finale du gaz, exprimée en kelvins (K)

* À condition que le nombre de moles (n) et le volume (V) soient constants.

L'exemple suivant montre comment utiliser la loi de Gay-Lussac pour comparer des pressions et des températures qui varient dans un même échantillon de gaz.

EXEMPLE

Vers la fin de l'automne, alors que la température est de 15 °C, Marc remplit sa bonbonne de propane afin de pouvoir utiliser son barbecue pendant l'hiver. La pression dans la bonbonne est alors de $2{,}60 \times 10^3$ kPa. Si on considère que le propane se trouve sous phase gazeuse, quelle sera la pression dans la bonbonne lorsque la température extérieure atteindra -10 °C ?

Données

$p_1 = 2{,}60 \times 10^3$ kPa

$T_1 = 15\ °C + 273 = 288$ K

$T_2 = -10\ °C + 273 = 263$ K

$p_2 = ?$ kPa

Solution

Calculer la pression finale.

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 T_2}{T_1}$$

$$p_2 = \frac{2{,}60 \times 10^3 \text{ kPa} \cdot 263 \text{ K}}{288 \text{ K}} = 2374 \text{ kPa}$$

Réponse La pression finale dans la bonbonne sera de $2{,}37 \times 10^3$ kPa.

La théorie cinétique des gaz et la loi de Gay-Lussac

Lorsque la température d'un gaz augmente, son énergie cinétique augmente et ses particules se déplacent plus rapidement. Par conséquent, elles heurtent plus fréquemment les parois du récipient qui les contient, ce qui augmente la pression exercée par le gaz sur les parois. Étant donné que le volume reste constant parce que le récipient est rigide, la pression du gaz augmente.

ZOOM

L'ASCENSION DE GAY-LUSSAC ET BIOT

Le 24 août 1804, à la demande de l'Institut national des sciences et des arts, à Paris, Louis Joseph Gay-Lussac (1778-1850) et Jean-Baptiste Biot (1774-1862), un physicien astronome et mathématicien français, entreprennent une ascension en ballon gonflé au dihydrogène (H_2) afin d'effectuer des relevés du magnétisme terrestre jusqu'à une altitude de 4000 mètres. Les résultats scientifiques étant jugés insuffisants, Gay-Lussac y retourne seul trois semaines plus tard, atteignant cette fois une altitude de 7016 mètres. Il en profite pour faire des relevés de pression, de température et d'humidité de l'air, en plus d'en récolter plusieurs échantillons. L'analyse des données ainsi recueillies lui a permis, entre autres, de démontrer la constance de la composition de l'air.



FIGURE 3.8 Louis Joseph Gay-Lussac et Jean-Baptiste Biot, en 1804.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

SECTION 1.3 EXERCICES

1. Un cylindre de gaz comprimé à 4,5 mégapascals (MPa) est entreposé dans une pièce à 22 °C. Un incendie survient et la température de la pièce monte à 450 °C. Quelle est la nouvelle pression dans le cylindre ?

Données	**Solution**
$p_1 = 4{,}5$ MPa $T_1 = 22\ °C + 273 = 295$ K $T_2 = 450\ °C + 273 = 723$ K $p_2 = ?$ MPa	*Calculer la pression finale.* $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 T_2}{T_1}$ $p_2 = \frac{4{,}5\,\text{MPa} \cdot 723\,\text{K}}{295\,\text{K}} = 11\ \text{MPa}$
Réponse : La nouvelle pression dans le cylindre est de 11 MPa.	

2. On gonfle le pneu d'une bicyclette jusqu'à ce que la pression à l'intérieur du pneu atteigne 610,0 kPa à 19 °C. Lorsque le pneu roule sur l'asphalte, sa température atteint 58 °C. Quelle est alors la pression dans le pneu si on considère que le volume reste le même ?

Données	**Solution**
$p_1 = 610{,}0$ kPa $T_1 = 19\ °C + 273 = 292$ K $T_2 = 58\ °C + 273 = 331$ K $p_2 = ?$ kPa	*Calculer la pression finale.* $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 T_2}{T_1}$ $p_2 = \frac{610{,}0\,\text{kPa} \cdot 331\,\text{K}}{292\,\text{K}} = 691\,\text{kPa}$
Réponse : La pression finale dans le pneu est de 691 kPa.	

3. Un ballon rigide de 3,0 L contient de l'argon (Ar) à 0 °C. Lorsqu'on augmente la température à 145 °C, la pression dans le ballon est de 50,2 kPa. Quelle était la pression initiale dans ce ballon ?

Données	**Solution**
$T_1 = 0\ °C + 273 = 273$ K $p_2 = 50{,}2$ kPa $T_2 = 145\ °C + 273 = 418$ K $p_1 = ?$ kPa	*Calculer la pression initiale.* $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow p_1 = \frac{p_2 T_1}{T_2}$ $p_1 = \frac{50{,}2\,\text{kPa} \cdot 273\,\text{K}}{418\,\text{K}} = 32{,}8\,\text{kPa}$
Réponse : La pression initiale dans le ballon était de 32,8 kPa.	

4. Un échantillon de gaz est soumis à une pression de 42,3 kPa à une température de 10 °C. De combien de degrés Celsius la température doit-elle augmenter pour que la pression triple ?

Données	**Solution**
$p_1 = 42{,}3$ kPa $T_1 = 10\ °C + 273 = 283$ K	1. *Calculer la pression finale.* $p_2 = 3p_1 = 3 \cdot 42{,}3\ \text{kPa} = 127\ \text{kPa}$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Données (*suite*)	**Solution (*suite*)**
$p_2 = 3p_1$ $T_2 = ?\ °C$	*2. Calculer la température finale.* $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{p_2 T_1}{p_1}$ $T_2 = \frac{127\ kPa \cdot 283\ K}{42,3\ kPa} = 850\ K$ *3. Convertir la température en degrés Celsius.* $T_2 = 850\ K - 273 = 577\ °C$ *4. Calculer la variation de température.* $\Delta T = T_2 - T_1 = 577\ °C - 10\ °C = 567\ °C$
Réponse : La température doit augmenter de 567 °C.	

1.4 La relation entre le volume et la quantité de gaz

Vers le début du 19e siècle, diverses expériences ont permis de découvrir une propriété remarquable des gaz, que Gay-Lussac a énoncée dans la loi des combinaisons gazeuses.

La loi des combinaisons gazeuses

Lorsque plusieurs gaz participent à une réaction chimique, il existe un rapport simple de nombres entiers entre leurs volumes, tant que la pression et la température demeurent constantes.

Ceci veut dire que, par exemple, lorsque le dihydrogène (H_2) et le dioxygène (O_2) réagissent ensemble pour former de la vapeur d'eau (H_2O), la réaction se réalise toujours dans les mêmes proportions (*voir la figure 3.9*).

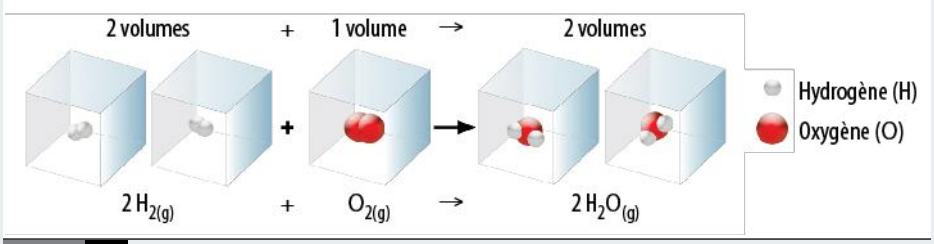


FIGURE 3.9 Gay-Lussac constate que, lorsque le dihydrogène (H_2) et le dioxygène (O_2) gazeux réagissent ensemble pour former de la vapeur d'eau, le rapport de combinaison des volumes de H_2 et de O_2 est de 2 : 1 et celui du H_2 et du O_2 avec H_2O est respectivement de 2 : 2 et de 1 : 2.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Quelques années plus tard, le chimiste et physicien italien Amedeo Avogadro (1776-1856) a tenté d'expliquer ces observations en proposant l'hypothèse suivante, qui a ensuite été admise comme une règle.

L'hypothèse d'Avogadro

Des volumes égaux de différents gaz, soumis aux mêmes conditions de pression et de température, contiennent le même nombre de particules.

L'hypothèse émise par Avogadro l'a par la suite amené à constater qu'il existe une relation directement proportionnelle entre le volume d'un échantillon de gaz et la quantité de particules qui forment cet échantillon. Cette relation se nomme la « loi d'Avogadro ».

La loi d'Avogadro

À température et pression constantes, le volume d'un gaz est directement proportionnel à son nombre de moles.

Ainsi, si on double le nombre de moles d'un échantillon de gaz, son volume double aussi. On peut illustrer cette relation en observant comment varie le volume d'un échantillon de gaz lorsque le nombre de moles y est augmenté (*voir la figure 3.10*).

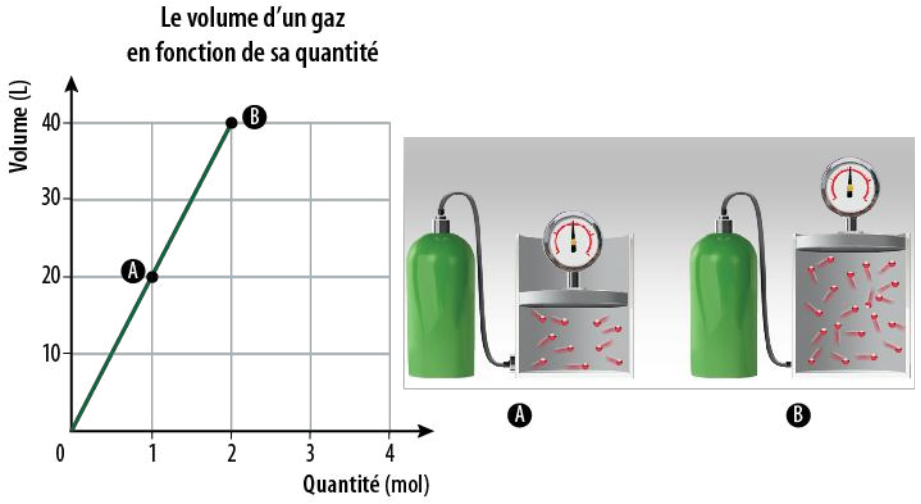


FIGURE 3.10 La relation entre le volume d'un gaz et la quantité de ce gaz est directement proportionnelle.

Toutefois, contrairement aux lois précédentes dans lesquelles la modification d'une des deux variables entraîne une variation de la seconde, cette loi n'est vraie que lorsqu'on modifie le nombre de moles. En effet, une variation de volume ne peut entraîner une variation du nombre de moles.

On peut écrire mathématiquement la relation qui unit le volume d'un gaz et son nombre de moles en utilisant le symbole de proportionnalité ($\propto$).

$$V \propto n \text{ ou } \frac{V}{n} = \text{constante}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Ainsi, on peut comparer deux situations de quantité et volume de gaz différents, tant que la température et la pression demeurent inchangées entre la situation initiale et la situation finale. Il en résulte l'équation suivante.

La loi d'Avogadro

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}^*$$

où

V_1 = volume initial du gaz, exprimé en millilitres (mL) ou en litres (L)

n_1 = quantité de gaz initiale, exprimée en moles (mol)

V_2 = volume final du gaz, exprimé en millilitres (mL) ou en litres (L)

n_2 = quantité de gaz finale, exprimée en moles (mol)

* À condition que la température (T) et la pression (p) soient constantes.

L'exemple suivant illustre comment la loi d'Avogadro permet de déterminer la variation du volume d'un échantillon de gaz lorsqu'on modifie la quantité de gaz qu'il contient.

EXEMPLE

On introduit 16,0 g d'hélium (He) dans un ballon. Le volume du ballon est alors de 5,4 L. Quel sera le volume du ballon si on y ajoute 8,0 g d'hélium dans les mêmes conditions de pression et de température ?

Données

$m_1 = 16{,}0$ g

$M_{He} = 4{,}00$ g/mol

$V_1 = 5{,}4$ L

$m_{ajoutée} = 8{,}0$ g

$V_2 = ?$ L

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de He initial.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n_1 = \frac{m_1}{M}$$

$$n_1 = \frac{16{,}0\text{ g}}{4{,}00\text{ g/mol}} = 4{,}00\text{ mol}$$

2. *Calculer le nombre de moles de He final.*

$m_2 = 16{,}0\text{ g} + 8{,}0\text{ g} = 24{,}0\text{ g}$

$$n_2 = \frac{m_2}{M} = \frac{24{,}0\text{ g}}{4{,}00\text{ g/mol}} = 6{,}00\text{ mol}$$

3. *Calculer le volume final.*

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1 n_2}{n_1}$$

$$V_2 = \frac{5{,}4\text{ L} \cdot 6{,}00\text{ mol}}{4{,}00\text{ mol}} = 8{,}1\text{ L}$$

Réponse Le volume final du ballon d'hélium sera de 8,1 L.

La théorie cinétique des gaz et la loi d'Avogadro

À mesure que le nombre de particules d'un échantillon de gaz augmente, le nombre de collisions augmente. Par conséquent, la pression exercée par les particules de gaz sur les parois du contenant augmente. À température constante, lorsque le type de récipient le permet, cette pression additionnelle augmente son volume jusqu'à ce que la pression exercée par le gaz soit égale à la pression extérieure.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

À QUOI ÇA SERT ? LA CUISSON DU PAIN

Les lois d'Avogadro et de Charles expliquent pourquoi le volume du pain augmente lors de sa cuisson. Durant le repos de la pâte avant la cuisson, les levures contenues dans la pâte transforment l'amidon présent dans la farine en dioxyde de carbone (CO_2) et en éthanol (CH_3CH_2OH). Le dioxyde de carbone forme des bulles et, au fur et à mesure que les levures accomplissent leur travail, le nombre de molécules de dioxyde de carbone augmente, entraînant une augmentation du volume des bulles de gaz, ce qui fait gonfler la pâte. Lorsqu'on enfourne le pain, la chaleur du four permet d'accroître davantage le volume des bulles de dioxyde de carbone, ce qui rend le pain encore plus moelleux.



FIGURE 3.11 Les alvéoles que l'on aperçoit dans la mie de pain résultent du passage des bulles de dioxyde de carbone dans la pâte.

SECTION 1.4 EXERCICES

1. Un pneu dont le volume initial est de 28,0 L contient 3,2 mol d'air. On le gonfle jusqu'à ce que son volume atteigne 35,0 L sans que la pression interne du pneu ne soit modifiée. Quelle quantité d'air a-t-on introduit dans le pneu ?

Données

$V_1 = 28{,}0\ \text{L}$

$n_1 = 3{,}2\ \text{mol}$

$V_2 = 35{,}0\ \text{L}$

$n_2 = ?\ \text{mol}$

$\Delta n = ?\ \text{mol}$

Solution

1. Calculer le nombre de moles final.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \Rightarrow n_2 = \frac{V_2 n_1}{V_1}$$

$$n_2 = \frac{35{,}0\ \text{L} \cdot 3{,}2\ \text{mol}}{28{,}0\ \text{L}} = 4{,}0\ \text{mol}$$

2. Calculer la variation du nombre de moles.

$\Delta n = n_2 - n_1 = 4{,}0\ \text{mol} - 3{,}2\ \text{mol} = 0{,}8\ \text{mol}$

Réponse : La quantité d'air introduite dans le pneu est de 0,8 mol.

2. Sous certaines conditions, un récipient de 50,0 L peut contenir 4,3 mol de gaz. Quel devrait être le volume d'un récipient pouvant contenir 12,5 mol de ce même gaz, dans les mêmes conditions ?

Données

$V_1 = 50{,}0\ \text{L}$

$n_1 = 4{,}3\ \text{mol}$

$n_2 = 12{,}5\ \text{mol}$

$V_2 = ?\ \text{L}$

Solution

Calculer le volume final de gaz.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1 n_2}{n_1}$$

$$V_2 = \frac{50{,}0\ \text{L} \cdot 12{,}5\ \text{mol}}{4{,}3\ \text{mol}} = 145\ \text{L}$$

Réponse : Le volume du récipient devrait être de $1{,}5 \times 10^2$ L.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

3. Sous des conditions données, 2,20 g de dioxyde de carbone (CO_2) occupent 65,0 mL dans une seringue. On ajoute du dioxyde de carbone dans la seringue jusqu'à ce que la masse augmente de 1,00 g. Quel volume le gaz occupe-t-il alors ?

Données

$m_1 = 2{,}20$ g

$M_{CO_2} = 44{,}01$ g/mol

$V_1 = 65{,}0$ mL

$m_{ajoutée} = 1{,}00$ g

$n_1 = ?$ mol

$n_2 = ?$ mol

$V_2 = ?$ mL

Solution

1. Calculer le nombre de moles de CO_2 initial.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n_1 = \frac{m_1}{M}$$

$$n_1 = \frac{2{,}20\text{ g}}{44{,}01\text{ g/mol}} = 0{,}0500\text{ mol}$$

2. Calculer le nombre de moles de CO_2 final.

$m_2 = 2{,}20\text{ g} + 1{,}00\text{ g} = 3{,}20\text{ g}$

$$n_2 = \frac{m_2}{M} = \frac{3{,}20\text{ g}}{44{,}01\text{ g/mol}} = 0{,}0727\text{ mol}$$

3. Calculer le volume final.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1 n_2}{n_1}$$

$$V_2 = \frac{65{,}0\text{ mL} \cdot 0{,}0727\text{ mol}}{0{,}0500\text{ mol}} = 94{,}5\text{ mL}$$

Réponse : Le gaz occupe un volume final de 94,5 mL.

4. On gonfle un ballon de 10,20 L avec 18,0 g d'hélium (He). Après un certain temps, le volume du ballon n'est plus que de 8,40 L. Si les conditions de température et de pression sont demeurées stables, combien de grammes d'hélium se sont échappés du ballon ?

Données

$m_1 = 18{,}0$ g

$M_{He} = 4{,}00$ g/mol

$V_1 = 10{,}20$ L

$V_2 = 8{,}40$ L

$n_1 = ?$ mol

$n_2 = ?$ mol

$m_{échappée} = ?$ g

Solution

1. Calculer le nombre de moles initial.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n_1 = \frac{m_1}{M} \qquad n_1 = \frac{18{,}0\text{ g}}{4{,}00\text{ g/mol}} = 4{,}50\text{ mol}$$

2. Calculer le nombre de moles final.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \Rightarrow n_2 = \frac{V_2 n_1}{V_1}$$

$$n_2 = \frac{8{,}40\text{ L} \cdot 4{,}50\text{ mol}}{10{,}20\text{ L}} = 3{,}71\text{ mol}$$

3. Calculer la variation du nombre de moles.

$\Delta n = n_2 - n_1 = 3{,}71\text{ mol} - 4{,}50\text{ mol} = -0{,}79\text{ mol}$

4. Calculer la masse de He échappée.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m_{échappée} = M\Delta n$$

$$= 4{,}00\text{ g/mol} \cdot 0{,}79\text{ mol} = 3{,}2\text{ g}$$

Réponse : La masse d'hélium qui s'est échappée est de 3,2 g.

1.5 Le volume molaire gazeux

Le **volume molaire gazeux (V_m)** est le volume occupé par une mole de gaz, peu importe sa nature, sous des conditions de pression et de température données. Le volume molaire gazeux est mesuré en litres par mole (L/mol).

On calcule le volume molaire gazeux à l'aide de l'équation suivante.

Le volume molaire gazeux

$$V_m = \frac{V}{n}$$

où V_m = volume molaire gazeux, exprimé en litres par mole (L/mol)
V = volume du gaz, exprimé en litres (L)
n = quantité de gaz, exprimée en moles (mol)

La loi d'Avogadro, p. 90

Selon la loi d'Avogadro, aux mêmes conditions de température et de pression, un même volume de gaz, quel que soit le gaz, contient toujours le même nombre de particules. L'espace occupé par un gaz ne dépend donc pas de sa nature, de sa masse molaire (M) ou de la grosseur de ses particules.

Des mesures expérimentales ont permis de déterminer le volume molaire gazeux aux conditions standards de température et de pression. Le tableau 3.3 présente la valeur du volume molaire gazeux à TPN et à TAPN.

TABLEAU 3.3 Le volume molaire gazeux aux conditions standards de température et de pression

Conditions	Volume molaire gazeux
Température et pression normales (TPN)	22,4 L/mol
Température ambiante et pression normale (TAPN)	24,5 L/mol

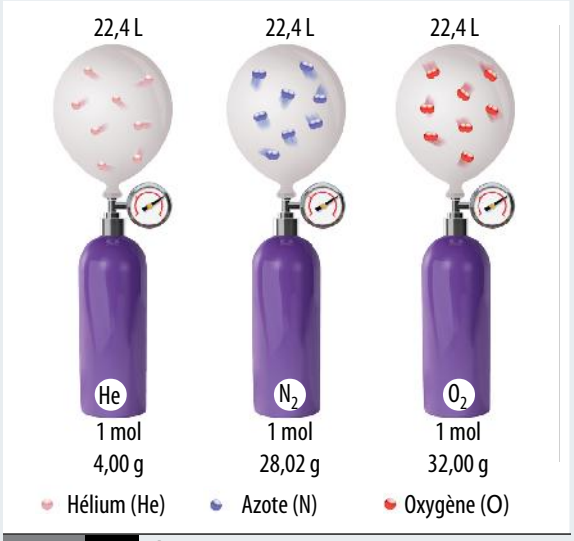


FIGURE 3.12 À TPN, des gaz comme l'hélium (He), le diazote (N_2) et le dioxygène (O_2) se comportent comme des gaz parfaits et ont un volume molaire de 22,4 L/mol.

Comme le volume d'une particule de gaz est considéré comme étant négligeable dans la théorie cinétique des gaz, il est possible d'affirmer que, dans les mêmes conditions de pression et de température, un même volume de différents gaz contient toujours le même nombre de particules, bien que leur masse et leur taille réelles soient différentes (*voir la figure 3.12*).

La notion de volume molaire est très utile lorsqu'on veut déterminer la quantité de gaz contenue dans un récipient aux conditions standards de température et de pression. Comme les gaz ont des masses volumiques très faibles, il est difficile de les peser, surtout lorsque les quantités sont petites.

L'exemple suivant montre comment utiliser le volume molaire gazeux pour déterminer le nombre de moles contenu dans un échantillon de gaz à partir de son volume.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXEMPLE

Combien y a-t-il de moles de gaz dans un contenant qui renferme 40,7 L de diazote (N_2) à TAPN ?

Données

V = 40,7 L

V_m à TAPN = 24,5 L/mol

n = ? mol

Solution

Calculer le nombre de moles.

$$V_m = \frac{V}{n} \Rightarrow n = \frac{V}{V_m}$$

$$n = \frac{40{,}7\,\text{L}}{24{,}5\,\text{L/mol}} = 1{,}66\,\text{mol}$$

Réponse Il y a 1,66 mol de gaz dans le contenant.

EXERCICES

SECTION 1.5

1. Un ballon contient 255,6 g de dichlore (Cl_2) à TPN. Quel est le volume de ce ballon ?

Données

m = 255,6 g

M_{Cl_2} = 70,90 g/mol

V_m à TPN = 22,4 L/mol

V = ? L

Solution

1. *Calculer le nombre de moles.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{255{,}6\,\text{g}}{70{,}90\,\text{g/mol}} = 3{,}605\,\text{mol}$$

2. *Calculer le volume.*

$$V_m = \frac{V}{n} \Rightarrow V = V_m\, n$$

V = 22,4 mol/L • 3,605 mol = 80,8 L

Réponse : Le volume du ballon est de 80,8 L.

2. Quelle masse de néon (Ne) contient un récipient de 5,0 L à TAPN ?

Données

V = 5,0 L

V_m à TAPN = 24,5 L/mol

M_{Ne} = 20,18 g/mol

m = ? g

Solution

1. *Calculer le nombre de moles.*

$$V_m = \frac{V}{n} \Rightarrow n = \frac{V}{V_m}$$

$$n = \frac{5{,}0\,\text{L}}{24{,}5\,\text{L/mol}} = 0{,}20\,\text{mol}$$

2. *Calculer la masse.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = M\, n$$

m = 20,18 g/mol • 0,20 mol = 4,0 g

Réponse : La masse de néon est de 4,0 g.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

3. On remplit un récipient d'un volume de 3,5 L de diazote (N_2) à une température de 23 °C et à une pression de 351,4 kPa. Le récipient contient alors 14,01 g de diazote. Quelle masse de dioxygène (O_2) le récipient contiendrait-il dans les mêmes conditions ?

Données

$m_{N_2} = 14,01\,g$

$M_{N_2} = 28,02\ g/mol$

$M_{O_2} = 32,00\ g/mol$

$m_{O_2} = ?\ g$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de N_2.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{14,01\,g}{28,02\,g/mol} = 0,5000\,mol$$

2. *Déterminer le nombre de moles de O_2 à l'aide de l'hypothèse d'Avogadro.*

$$n_{O_2} = n_{N_2} = 0,5000\,mol$$

3. *Calculer la masse de O_2.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn$$

$$= 32,00\ g/mol \cdot 0,5000\ mol = 16,00\ g$$

Réponse : Dans les mêmes conditions, il y aurait 16,00 g de dioxygène dans le récipient.

4. Une bonbonne de 5,0 L pèse 2,50 kg vide. Remplie d'hélium (He), elle pèse 11,20 kg. Si on la remplit d'un gaz inconnu dans les mêmes conditions de température et de pression, sa masse diminue à 6,90 kg. Déterminez la masse molaire du gaz inconnu.

Données

$m_{bonbonne} = 2,50\ kg$

$m_{bonbonne + He} = 11,20\ kg$

$m_{bonbonne + gaz\ inconnu} = 6,90\ kg$

$M_{He} = 4,00\ g/mol$

$M_{gaz\ inconnu} = ?\ g/mol$

Solution

1. *Calculer la masse des gaz.*

$m_{gaz} = m_{bonbonne + gaz} - m_{bonbonne}$

$m_{He} = 11,20\ kg - 2,50\ kg = 8,70\ kg = 8,70 \times 10^3\ g$

$m_{gaz\ inconnu} = 6,90\ kg - 2,50\ kg = 4,40\ kg = 4,40 \times 10^3\ g$

2. *Calculer le nombre de moles de He.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{8,70 \times 10^3\,g}{4,00\,g/mol} = 2,18 \times 10^3\,mol$$

3. *Déterminer le nombre de moles du gaz inconnu à l'aide de l'hypothèse d'Avogadro.*

$n_{gaz\ inconnu} = n_{He} = 2,18 \times 10^3\ mol$

4. *Calculer la masse molaire du gaz inconnu.*

$$M = \frac{m}{n} = \frac{4,40 \times 10^3\,g}{2,18 \times 10^3\,mol} = 2,02\,g/mol$$

Réponse : La masse molaire du gaz inconnu est de 2,02 g/mol.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

1.6 La relation entre la pression et la quantité de gaz

Afin de connaître le moment où il doit amorcer sa remontée à la surface, le plongeur doit consulter le manomètre relié à sa bonbonne d'air, car la pression d'un gaz varie en fonction de son nombre de moles. Ainsi, à mesure que le plongeur consomme l'air en le respirant, la pression à l'intérieur de la bonbonne diminue. Plus précisément, la relation entre la pression et la quantité de gaz s'exprime de la façon suivante.

La relation entre la pression et la quantité de gaz

À température et volume constants, la pression d'un gaz est directement proportionnelle à son nombre de moles.

En d'autres mots, si on double le nombre de moles d'un gaz tout en maintenant constants la température et le volume, la pression du gaz double (*voir la figure 3.13*).

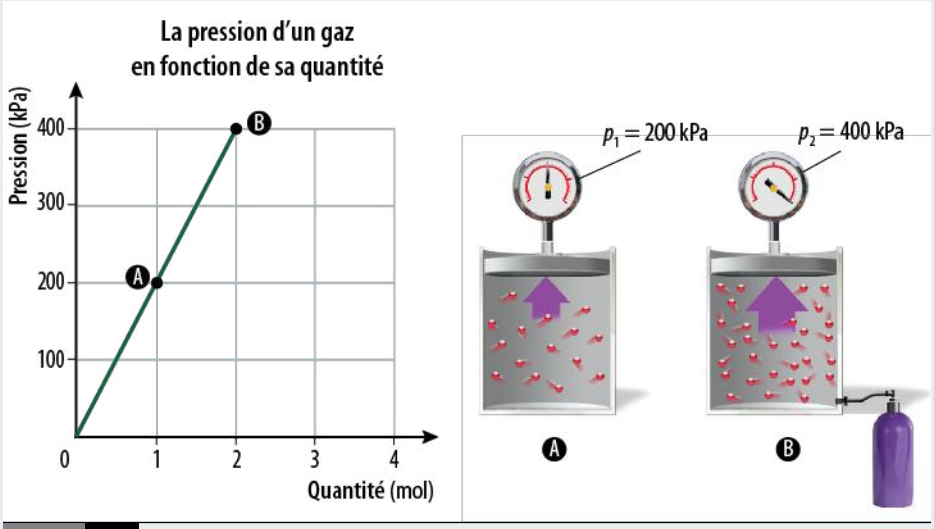


FIGURE 3.13 La relation entre la pression d'un gaz et sa quantité exprimée en nombre de moles est directement proportionnelle.

Tout comme pour la loi d'Avogadro, cette relation n'est vraie que dans un sens. Ainsi :

- une variation du nombre de moles fait varier la pression ;
- une variation de pression ne peut entraîner une variation du nombre de moles.

On peut traduire mathématiquement la relation entre la pression d'un gaz et sa quantité mesurée en moles en utilisant le symbole de proportionnalité ($\propto$).

$$p \propto n \text{ ou } \frac{p}{n} = \text{constante}$$

Ainsi, on peut comparer deux situations de quantité et pression de gaz différentes, tant que le volume et la température demeurent inchangés entre la situation initiale et la situation finale. Il en résulte l'équation suivante.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

La relation entre la pression et la quantité de gaz

$$\frac{p_1}{n_1} = \frac{p_2}{n_2}^*$$

où

p_1 = pression initiale du gaz, exprimée en kilopascals (kPa) ou en millimètres de mercure (mm Hg)

n_1 = quantité de gaz initiale, exprimée en moles (mol)

p_2 = pression finale du gaz, exprimée en kilopascals (kPa) ou en millimètres de mercure (mm Hg)

n_2 = quantité de gaz finale, exprimée en moles (mol)

* À condition que la température (T) et le volume (V) soient constants.

L'exemple suivant montre comment utiliser la relation entre la pression et la quantité de gaz pour comparer leurs variations dans un même échantillon de gaz.

EXEMPLE

Un pneu de vélo contient 12,0 mol d'air à une pression de 137 kPa. On ajoute de l'air dans le pneu jusqu'à ce que sa pression atteigne 208 kPa. Quelle quantité d'air a-t-on ajouté dans le pneu si on considère que son volume est resté le même ?

Données

$p_1 = 137$ kPa

$n_1 = 12{,}0$ mol

$p_2 = 208$ kPa

$n_2 = ?$ mol

$n_{\text{ajouté}} = ?$ mol

Solution

1. *Calculer le nombre de moles d'air final.*

$$\frac{p_1}{n_1} = \frac{p_2}{n_2} \Rightarrow n_2 = \frac{p_2 n_1}{p_1}$$

$$n_2 = \frac{208\,\text{kPa} \cdot 12{,}0\,\text{mol}}{137\,\text{kPa}} = 18{,}2\,\text{mol}$$

2. *Calculer le nombre de moles d'air ajouté.*

$n_{\text{ajouté}} = n_2 - n_1 = 18{,}2\,\text{mol} - 12{,}0\,\text{mol} = 6{,}2\,\text{mol}$

Réponse On a ajouté 6,2 mol d'air dans le pneu.

La théorie cinétique des gaz et la relation entre la pression et le nombre de moles d'un gaz

À mesure que le nombre de particules d'un gaz augmente dans un contenant, les collisions deviennent plus fréquentes. Par conséquent, la pression exercée par les particules de gaz sur les parois du contenant augmente. À température et volume constants, cette pression additionnelle s'ajoute à la pression déjà existante et la pression du gaz augmente.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

1. Une certaine quantité de gaz contenue dans un ballon rigide exerce une pression de 600 mm Hg. Quelle sera la nouvelle pression dans le ballon si, à température constante, on laisse s'échapper les deux tiers du gaz ?

Données

$p_1 = 600$ mm Hg

$n_1 = n_1$

$n_2 = \frac{1}{3} n_1$

$p_2 = ?$ mm Hg

Solution

Calculer la pression finale.

$$\frac{p_1}{n_1} = \frac{p_2}{n_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 n_2}{n_1}$$

$$p_2 = \frac{600\,\text{mm Hg} \cdot \frac{1}{3} n_1}{n_1} = \frac{600\,\text{mm Hg}}{3} = 200\,\text{mm Hg}$$

Réponse : La nouvelle pression sera de 200 mm Hg.

2. On gonfle un pneu qui contient 25,0 mol d'air à une pression de 412 kPa en y ajoutant 4,5 mol d'air supplémentaires. Quelle est la nouvelle pression du pneu si la température et le volume sont demeurés constants ?

Données

$p_1 = 412$ kPa

$n_1 = 25{,}0$ mol

$n_{\text{ajouté}} = 4{,}5$ mol

$n_2 = ?$ mol

$p_2 = ?$ kPa

Solution

1. *Calculer le nombre de moles final.*

   $n_2 = 25{,}0\ \text{mol} + 4{,}5\ \text{mol} = 29{,}5\ \text{mol}$

2. *Calculer la pression finale.*

$$\frac{p_1}{n_1} = \frac{p_2}{n_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 n_2}{n_1}$$

$$p_2 = \frac{412\,\text{kPa} \cdot 29{,}5\,\text{mol}}{25{,}0\,\text{mol}} = 486\,\text{kPa}$$

Réponse : La nouvelle pression est de 486 kPa.

3. Si 42 mol d'un gaz emprisonné dans un contenant rigide à 22 °C exercent une pression de 225 kPa, quelle quantité de gaz exercera une pression de 102 kPa dans les mêmes conditions ?

Données

$p_1 = 225$ kPa

$n_1 = 42$ mol

$p_2 = 102$ kPa

$n_2 = ?$ mol

Solution

Calculer le nombre de moles final.

$$\frac{p_1}{n_1} = \frac{p_2}{n_2} \Rightarrow n_2 = \frac{p_2 n_1}{p_1}$$

$$n_2 = \frac{102\,\text{kPa} \cdot 42\,\text{mol}}{225\,\text{kPa}} = 19\,\text{mol}$$

Réponse : La quantité de gaz est de 19 mol.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

4. Sous des conditions données, 0,10 g de dihydrogène (H_2) contenu dans une seringue exerce une pression de 187,5 mm Hg. On ajoute du dihydrogène dans la seringue jusqu'à ce que la masse de gaz augmente à 0,30 g. Quelle pression le gaz exerce-t-il alors ?

Données

$p_1 = 187{,}5$ mm Hg

$m_1 = 0{,}10$ g

$M = 2{,}02$ g/mol

$m_2 = 0{,}30$ g

$n_1 = ?$ mol

$n_2 = ?$ mol

$p_2 = ?$ mm Hg

Solution

1. Calculer le nombre de moles initial et final.

$$M = \frac{m}{n}$$

$$n_1 = \frac{m_1}{M} = \frac{0{,}10\text{ g}}{2{,}02\text{ g/mol}} = 0{,}050\text{ mol}$$

$$n_2 = \frac{m_2}{M} = \frac{0{,}30\text{ g}}{2{,}02\text{ g/mol}} = 0{,}15\text{ mol}$$

2. Calculer la pression finale.

$$\frac{p_1}{n_1} = \frac{p_2}{n_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 n_2}{n_1}$$

$$p_2 = \frac{187{,}5\text{ mm Hg} \cdot 0{,}15\text{ mol}}{0{,}050\text{ mol}} = 5{,}6 \times 10^2\text{ mm Hg}$$

Réponse : La nouvelle pression est de $5{,}6 \times 10^2$ mm Hg.

5. Si la quantité et la température d'un gaz demeurent constantes, comment son volume varie-t-il lorsque la pression diminue de trois quarts ?

A. Le volume diminue de trois quarts.

B. Le volume devient quatre fois plus petit.

C. Le volume augmente de trois quarts.

(D.) Le volume devient quatre fois plus grand.

6. À TAPN, on convertit 0,50 mol de dioxygène (O_2) en ozone (O_3) selon la réaction suivante.

$$3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ O_{3(g)}$$

Si la température et la pression demeurent inchangées, quel volume occupe l'ozone produit ?

Données

$n_{O_2} = 0{,}50$ mol

V_m à TAPN = 24,5 L/mol

$n_{O_3} = ?$ mol

$V = ?$ L

Solution

1. Calculer le nombre de moles de O_3.

$$\frac{3\text{ mol de } O_2}{0{,}50\text{ mol de } O_2} = \frac{2\text{ mol de } O_3}{n_{O_3}}$$

$$n_{O_3} = \frac{0{,}50\text{ mol} \cdot 2\text{ mol}}{3\text{ mol}} = 0{,}33\text{ mol}$$

2. Calculer le volume de O_3.

$$V_m = \frac{V}{n} \Rightarrow V = V_m n$$

$V = 24{,}5$ L/mol • 0,33 mol = 8,1 L

Réponse : Le volume d'ozone est de 8,1 L.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

7. Un élève recueille du dioxyde de carbone (CO_2) dans un ballon ajusté au-dessus d'un erlenmeyer alors que la pression atmosphérique est de 99,5 kPa et que la température est de 24 °C. Quelques heures plus tard, il remarque que le volume du ballon a diminué. Il suppose alors qu'une partie du gaz carbonique s'est échappée du ballon. Quelles données doit-il recueillir afin de valider son hypothèse ? Justifiez votre réponse.

Il doit mesurer la température et la pression atmosphérique afin de s'assurer qu'elles sont demeurées inchangées. Selon la loi d'Avogadro, le volume d'un gaz est proportionnel à son nombre de moles si la température et la pression sont constantes.

8. À une température constante de 23 °C et à une pression de 101,3 kPa, on comprime un échantillon de 5,0 L de dihydrogène (H_2) dans une bonbonne jusqu'à ce que son volume atteigne 0,80 L. Puis, on refroidit la bonbonne jusqu'à ce que sa température s'abaisse à ⁻10 °C. Quelle est alors la pression dans la bonbonne ?

Données

Avant la compression :

$p_1 = 101{,}3$ kPa

$V_1 = 5{,}0$ L

$T_1 = 23\ °C + 273 = 296$ K

Dans la bonbonne, après la compression :

$V_2 = 0{,}80$ L

$T_2 = 23\ °C + 273 = 296$ K

$p_2 = ?$ kPa

Après le refroidissement :

$T_3 = {}^-10\ °C + 273 = 263$ K

$p_3 = ?$ kPa

Solution

1. Calculer la pression dans la bonbonne.

$$p_1V_1 = p_2V_2 \Rightarrow p_2 = \frac{p_1V_1}{V_2}$$

$$p_2 = \frac{101{,}3\ \text{kPa} \cdot 5{,}0\ \text{L}}{0{,}80\ \text{L}} = 633\ \text{kPa}$$

2. Calculer la pression après le refroidissement.

$$\frac{p_2}{T_2} = \frac{p_3}{T_3} \Rightarrow p_3 = \frac{p_2T_3}{T_2}$$

$$p_3 = \frac{633\ \text{kPa} \cdot 263\ \text{K}}{296\ \text{K}} = 562\ \text{kPa}$$

Réponse : La pression dans la bonbonne à -10 °C est de $5{,}6 \times 10^2$ kPa.

9. Trois ballons identiques contiennent chacun 500,0 mL de trois gaz différents à TPN. Le premier est rempli d'hélium (He), le deuxième de dioxygène (O_2) et le troisième d'argon (Ar).

a) Quel ballon contient le plus de particules ?

Les trois ballons contiennent le même nombre de particules.

b) Quelle est la masse de gaz contenue dans chacun des ballons ?

Données

$V = 500{,}0$ mL $= 0{,}5000$ L

V_m à TPN $= 22{,}4$ L/mol

$M_{He} = 4{,}00$ g/mol

$M_{O_2} = 32{,}00$ g/mol

$M_{Ar} = 39{,}95$ g/mol

$m_{He} = ?$ g

Solution

1. Calculer le nombre de moles de chaque gaz.

$$V_m = \frac{V}{n} \Rightarrow n = \frac{V}{V_m}$$

$$n = \frac{0{,}5000\ \text{L}}{22{,}4\ \text{L/mol}} = 0{,}0223\ \text{mol}$$

Données (*suite*)	**Solution (*suite*)**
$m_{O_2} = ?\ g$ $m_{Ar} = ?\ g$	*2. Calculer la masse des gaz.* $M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn$ $m_{He} = 4{,}00\ g/mol \cdot 0{,}0223\ mol = 0{,}0892\ g$ $m_{O_2} = 32{,}00\ g/mol \cdot 0{,}0223\ mol = 0{,}714\ g$ $m_{Ar} = 39{,}95\ g/mol \cdot 0{,}0223\ mol = 0{,}891\ g$
Réponse : Les masses des gaz sont les suivantes : 0,0892 g d'hélium, 0,714 g de dioxygène et 0,891 g d'argon.	

10. On met un échantillon de gaz dans un contenant de verre de 2,0 L hermétiquement fermé. Laquelle ou lesquelles des situations suivantes se produiront si on élève la température du gaz ?

A. La pression du gaz augmentera.

B. Le volume du gaz augmentera.

C. La vitesse des particules de gaz augmentera.

D. Le nombre de collisions entre les particules diminuera.

11. Une bonbonne est conçue pour contenir un volume donné de butane gazeux à 200,0 kPa et à 39,0 °C. Pour éviter toute accumulation de pression, la bonbonne est munie d'une valve de sécurité qui s'ouvre pour laisser s'échapper du gaz lorsque la pression atteint 350,0 kPa. À quelle température, en degrés Celsius, la valve s'ouvrira-t-elle ?

Données	**Solution**
$p_1 = 200{,}0\ kPa$ $T_1 = 39{,}0\ °C + 273 = 312\ K$ $p_2 = 350{,}0\ kPa$ $T_2 = ?\ °C$	*1. Calculer la température finale.* $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{p_2 T_1}{p_1}$ $T_2 = \frac{350{,}0\ kPa \cdot 312\ K}{200{,}0\ kPa} = 546\ K$ *2. Convertir la température en degrés Celsius.* $T_2 = 546\ K - 273 = 273\ °C$
Réponse : La valve s'ouvrira à une température de 273 °C.	

12. Un thermomètre à gaz qui contient du dihydrogène (H_2) est calibré de sorte que le dihydrogène occupe un volume de 200,0 cm^3 lorsqu'on le met dans un bain d'eau à 0,0 °C. Lorsqu'on met ce thermomètre dans du diiode (I_2) en ébullition, le volume de dihydrogène passe à 335,0 cm^3. Quelle est la température d'ébullition du diiode, en degrés Celsius ?

Données	**Solution**
$V_1 = 200{,}0\ cm^3$ $T_1 = 0{,}0\ °C + 273 = 273\ K$ $V_2 = 335{,}0\ cm^3$ $T_2 = ?\ °C$	*1. Calculer la température finale.* $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1}$ $T_2 = \frac{335{,}0\ cm^3 \cdot 273\ K}{200{,}0\ cm^3} = 457\ K$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

2. Convertir la température en degrés Celsius.

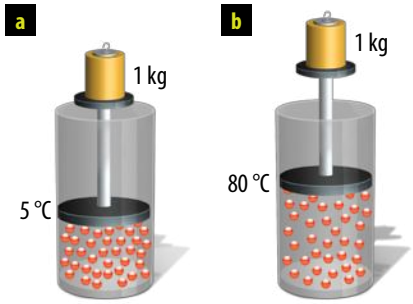
$T_2 = 457\ \text{K} - 273 = 184\ °\text{C}$

Réponse : La température d'ébullition du diiode est de 184 °C.

13. À l'aide de la théorie cinétique des gaz, expliquez comment varie la pression d'un gaz contenu dans un récipient rigide fixe si on double le nombre de particules à température constante.

Selon la théorie cinétique des gaz, à mesure que le nombre de particules d'un gaz augmente, elles se heurtent entre elles et heurtent les parois du récipient qui les contient plus fréquemment. Par conséquent, la pression exercée par les particules de gaz sur les parois du contenant augmente. À température et volume constants, la pression augmente proportionnellement au nombre de moles. Ainsi, si le nombre de moles double, la pression double aussi.

14. Quelle description correspond le mieux aux situations présentées dans l'illustration suivante ?



A. Un gaz prend de l'expansion lorsque la température s'élève et que la pression demeure constante.

B. Un gaz se comprime lorsque la pression augmente.

C. Un gaz prend de l'expansion lorsque la pression et la température augmentent.

D. Un gaz prend de l'expansion lorsque la pression et le nombre de moles demeurent constants.

15. Au cours de la photosynthèse, les végétaux libèrent du dioxygène (O_2) que respirent ensuite les plantes et les animaux. Combien y a-t-il de moles de ce gaz dans 20,0 L d'air à TPN ? Supposez que l'air contient 21 % de dioxygène.

Données

$V = 20{,}0\ \text{L}$

V_m à TPN = 22,4 L/mol

Pourcentage de dioxygène dans l'air = 21 %

$n_{O_2} = ?\ \text{mol}$

Solution

1. Calculer le nombre de moles d'air.

$$V_m = \frac{V}{n} \Rightarrow n = \frac{V}{V_m}$$

$$n = \frac{20{,}0\ \text{L}}{22{,}4\ \text{L/mol}} = 0{,}893\ \text{mol}$$

2. Calculer le nombre de moles de O_2.

$$n_{O_2} = n_{air} \cdot 21\,\% = 0{,}893\ \text{mol} \cdot 0{,}21 = 0{,}19\ \text{mol}$$

Réponse : Le nombre de moles de dioxygène est de 0,19 mol.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

16. À l'aide de la théorie cinétique des gaz, expliquez pourquoi la pression varie à l'intérieur d'une bonbonne de plongée lorsqu'on la remplit alors que la pression dans un ballon de fête s'ajuste à la pression extérieure à mesure qu'on le remplit d'hélium.

Selon la théorie cinétique des gaz, une augmentation du nombre de particules entraîne une augmentation des collisions entre les particules et les parois du contenant. Comme le ballon est élastique, l'augmentation des collisions provoque une augmentation du volume, et la pression n'augmente pas. Dans la bonbonne, comme le volume demeure constant, la pression augmente.

17. Parmi les observations suivantes, encerclez celles qui sont conformes aux lois simples des gaz.

A. À une température et une pression données, si deux moles de monoxyde de carbone (CO) gazeux occupent 6 L, une mole de dichlore (Cl_2) gazeux occupera 3 L.

B. La pression d'une masse donnée de gaz varie de façon inversement proportionnelle à sa température lorsque le volume est constant.

C. Une boîte contient 1 L de diazote (N_2) et une autre contient 2 L de dioxygène (O_2). Les deux gaz sont aux mêmes conditions de pression et de température. La boîte de dioxygène est donc deux fois plus lourde que celle de diazote.

D. À température constante, si on triple la quantité de gaz contenue dans un récipient rigide, la pression sera trois fois plus grande.

E. À TPN, un volume de 11,2 L contient $3{,}01 \times 10^{23}$ particules de gaz.

F. Quand on diminue la température d'un échantillon de gaz, sa pression diminue nécessairement.

SECTION 2 LA LOI GÉNÉRALE DES GAZ



FIGURE 3.14 Un ballon météorologique permet de relever la température, l'humidité, la vitesse et la force des vents afin d'élaborer des prévisions météorologiques.

Les lois simples des gaz permettent de déterminer l'effet d'une variable des gaz sur une autre lorsque deux des quatre variables sont maintenues constantes. Toutefois, dans la vie courante, on retrouve fréquemment des situations dans lesquelles plus d'une variable change. Par exemple, pour déterminer le volume initial d'un ballon météorologique (*voir la figure 3.14*) qu'on s'apprête à lancer dans l'atmosphère, il faut tenir compte du fait que la pression et la température diminuent au fur et à mesure que l'altitude augmente.

Lorsqu'on combine les cinq relations entre les variables des gaz étudiées dans la section 1 (*voir le tableau 3.4, à la page suivante*), on obtient la loi générale des gaz. Cette loi permet de prédire comment varieront la pression, le volume, la température absolue et la quantité de gaz d'un échantillon entre une situation initiale et une situation finale.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

TABLEAU 3.4 Les lois simples des gaz

Loi	Équation	Relation de proportionnalité
Relation entre la pression et le volume	$p_1V_1 = p_2V_2$	$V \propto \frac{1}{p}$
Relation entre le volume et la température absolue	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	$V \propto T$
Relation entre la pression et la température absolue	$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$	$p \propto T$
Relation entre le volume et le nombre de moles	$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$	$V \propto n$
Relation entre la pression et le nombre de moles	$\frac{p_1}{n_1} = \frac{p_2}{n_2}$	$p \propto n$

Comme le volume et la pression sont directement proportionnels à la température absolue et au nombre de moles, on peut en déduire que leur produit l'est aussi. On obtient ainsi l'équation de la loi générale des gaz.

La loi générale des gaz

$$\frac{p_1V_1}{n_1T_1} = \frac{p_2V_2}{n_2T_2}$$

où

- p_1 = pression initiale du gaz, exprimée en kilopascals (kPa) ou en millimètres de mercure (mm Hg)
- V_1 = volume initial du gaz, exprimé en millilitres (mL) ou en litres (L)
- n_1 = quantité de gaz initiale, exprimée en moles (mol)
- T_1 = température initiale du gaz, exprimée en kelvins (K)
- p_2 = pression finale du gaz, exprimée en kilopascals (kPa) ou en millimètres de mercure (mm Hg)
- V_2 = volume final du gaz, exprimé en millilitres (mL) ou en litres (L)
- n_2 = quantité de gaz finale, exprimée en moles (mol)
- T_2 = température finale du gaz, exprimée en kelvins (K)

L'exemple suivant montre comment utiliser la loi générale des gaz pour connaître les conditions finales d'un échantillon de gaz lorsque les conditions initiales changent.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXEMPLE A

À TAPN, 4,00 mol de gaz occupent un volume de 98,0 L. Quelle sera la nouvelle pression du gaz si on retire 1,50 mol de gaz et que l'on transfère l'échantillon dans un contenant de 50,0 L en augmentant la température à 53 °C ?

Données

$p_1 = 101{,}3$ kPa
$V_1 = 98{,}0$ L
$n_1 = 4{,}00$ mol
$T_1 = 25\ °C + 273 = 298$ K
$V_2 = 50{,}0$ L
$n_{retiré} = 1{,}50$ mol
$T_2 = 53\ °C + 273 = 326$ K
$n_2 = ?$ mol
$p_2 = ?$ kPa

Solution

1. *Calculer le nombre de moles final.*

   $n_2 = 4{,}00\ mol - 1{,}50\ mol = 2{,}50\ mol$

2. *Calculer la pression finale.*

$$\frac{p_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{p_2 V_2}{n_2 T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 V_1 n_2 T_2}{n_1 T_1 V_2}$$

$$p_2 = \frac{101{,}3\ kPa \cdot 98{,}0\ L \cdot 2{,}50\ mol \cdot 326\ K}{4{,}00\ mol \cdot 298\ K \cdot 50{,}0\ L} = 136\ kPa$$

Réponse La pression finale du gaz sera de 136 kPa.

La loi générale des gaz est très utile, car elle permet de déduire toutes les lois simples des gaz. En effet, selon la situation, on peut simplifier la loi générale des gaz en y retirant les variables qui demeurent inchangées entre la situation initiale et la situation finale.

L'exemple suivant montre comment il est possible de modifier la loi générale des gaz en fonction des données du problème à résoudre.

EXEMPLE B

Un échantillon de gaz est contenu dans un ballon de verre de 500,0 mL à une température de 22,0 °C et une pression de 99,5 kPa. Quelle sera la température finale du gaz, en degrés Celsius, si on transfère l'échantillon dans un ballon de 150,0 mL à une pression de 125,0 kPa ?

Données

$p_1 = 99{,}5$ kPa
$V_1 = 500{,}0$ mL
$T_1 = 22{,}0\ °C + 273 = 295$ K
$p_2 = 125{,}0$ kPa
$V_2 = 150{,}0$ mL
$T_2 = ?\ °C$

Solution

1. *Calculer la température finale.*

   Étant donné que $n_1 = n_2$, la loi générale des gaz devient :

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{p_2 V_2 T_1}{p_1 V_1}$$

$$T_2 = \frac{125{,}0\ kPa \cdot 150{,}0\ mL \cdot 295\ K}{99{,}5\ kPa \cdot 500{,}0\ mL} = 111\ K$$

2. *Convertir la température en degrés Celsius.*

   $T_2 = 111\ K - 273 = -162\ °C$

Réponse La température finale sera de -162 °C.

SECTION 2 EXERCICES

1. Qu'advient-il du volume d'un échantillon de gaz si on diminue la pression de moitié et qu'on triple la température absolue, tout en maintenant la même quantité de gaz ?

A. Le volume final est 1,5 fois plus grand que le volume initial.
B. Le volume final est 6 fois plus grand que le volume initial.
C. Le volume final correspond aux deux tiers du volume initial.
D. Le volume final est 6 fois plus petit que le volume initial.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

2. Dans un cylindre de moteur diesel, 500,0 mL d'air à 35 °C et à pression normale sont fortement comprimés à un vingtième (1/20) de leur volume juste avant l'injection d'essence afin d'atteindre une pression de 3546 kPa. Quelle est, en degrés Celsius, la température finale de l'air dans le cylindre ?

Données

$p_1 = 101{,}3$ kPa

$V_1 = 500{,}0$ mL

$T_1 = 35$ °C + 273 = 308 K

$p_2 = 3546$ kPa

$V_2 = \frac{1}{20} V_1$

$T_2 = ?$ °C

Solution

1. Calculer le volume final.

$$V_2 = \frac{1}{20} V_1 = \frac{1}{20} \cdot 500{,}0\,\text{mL} = 25{,}00\,\text{mL}$$

2. Calculer la température finale.

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{p_2 V_2 T_1}{p_1 V_1}$$

$$T_2 = \frac{3546\,\text{kPa} \cdot 25{,}00\,\text{mL} \cdot 308\,\text{K}}{101{,}3\,\text{kPa} \cdot 500{,}0\,\text{mL}} = 539\,\text{K}$$

3. Convertir la température en degrés Celsius.

$T_2 = 539$ K – 273 = 266 °C

Réponse : La température finale de l'air est de 266 °C.

3. Un échantillon de méthane (CH_4) occupe un volume de 36,4 L à une température et une pression données. Quel sera son nouveau volume si on diminue la température absolue du tiers, qu'on double la pression et que le quart des particules s'échappent du contenant ?

Données

$p_1 = p_1$

$V_1 = 36{,}4$ L

$n_1 = n_1$

$T_1 = T_1$

$p_2 = 2p_1$

$n_2 = \frac{3}{4} n_1$

$T_2 = \frac{2}{3} T_1$

$V_2 = ?$ L

Solution

Calculer le volume final.

$$\frac{p_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{p_2 V_2}{n_2 T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{p_1 V_1 n_2 T_2}{n_1 T_1 p_2}$$

$$V_2 = \frac{p_1 \cdot 36{,}4\,\text{L} \cdot \frac{3}{4} n_1 \cdot \frac{2}{3} T_1}{n_1 T_1 \cdot 2p_1}$$

$$= \frac{36{,}4\,\text{L} \cdot \frac{3}{4} \cdot \frac{2}{3}}{2} = 9{,}10\,\text{L}$$

Réponse : Le volume final sera de 9,10 L.

4. Un récipient de 3,0 L contient du dihydrogène (H_2) qui exerce une pression de 600,0 kPa à 40 °C. On ouvre la valve pour laisser s'échapper le gaz dans une pièce à TAPN. Quel volume occupera alors le dihydrogène ?

Données	**Solution**
$p_1 = 600{,}0$ kPa $V_1 = 3{,}0$ L $T_1 = 40$ °C + 273 = 313 K $p_2 = 101{,}3$ kPa $T_2 = 25$ °C + 273 = 298 K $V_2 = ?$ L	*Calculer le volume final.* $\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{p_1V_1T_2}{p_2T_1}$ $V_2 = \frac{600{,}0\text{ kPa} \cdot 3{,}0\text{ L} \cdot 298\text{ K}}{101{,}3\text{ kPa} \cdot 313\text{ K}} = 17\text{ L}$
Réponse : Le volume final sera de 17 L.	

5. Un ballon trempé dans l'azote liquide à -196 °C contient 0,450 mol d'hélium (He) et occupe un volume de 1,75 L à une pression de 85,0 kPa. Quelle sera la pression si on triple la quantité de gaz, qu'on double le volume et qu'on augmente la température de 65 °C ?

Données	**Solution**
$p_1 = 85{,}0$ kPa $V_1 = 1{,}75$ L $n_1 = 0{,}450$ mol $T_1 = -196$ °C + 273 = 77 K $V_2 = 2\,V_1$ $n_2 = 3\,n_1$ $T_2 = (-196$ °C + 65 °C) + 273 = 142 K $p_2 = ?$ kPa	1. *Calculer le nombre final de moles.* $n_2 = 3n_1 = 3 \cdot 0{,}450$ mol = 1,35 mol 2. *Calculer le volume final.* $V_2 = 2V_1 = 2 \cdot 1{,}75$ L = 3,50 L 3. *Calculer la pression finale.* $\frac{p_1V_1}{n_1T_1} = \frac{p_2V_2}{n_2T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1V_1n_2T_2}{n_1T_1V_2}$ $p_2 = \frac{85{,}0\text{ kPa} \cdot 1{,}75\text{ L} \cdot 1{,}35\text{ mol} \cdot 142\text{ K}}{0{,}450\text{ mol} \cdot 77\text{ K} \cdot 3{,}50\text{ L}} = 235\text{ kPa}$
Réponse : La pression finale sera de $2{,}4 \times 10^2$ kPa.	

SECTION 3 LA LOI DES GAZ PARFAITS

Les lois des gaz étudiées jusqu'à présent décrivent le comportement de gaz dit parfaits ou idéaux. En réalité, un gaz parfait n'existe pas. C'est un modèle qui sert à expliquer le comportement des gaz réels dans la plupart des conditions.

Un **gaz parfait** est un gaz hypothétique qui, théoriquement, obéit à toutes les lois simples des gaz dans toutes les conditions. Son comportement peut être expliqué par la théorie cinétique des gaz.

Aux conditions proches des conditions TPN et TAPN, les gaz réels se comportent comme des gaz parfaits. Toutefois, lorsque les conditions de température et de pression sont très éloignées des conditions TPN et TAPN, le comportement des gaz réels ne correspond plus à la théorie cinétique et les lois des gaz ne sont plus applicables.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Le tableau 3.5 présente les principales différences entre le modèle du gaz parfait et les gaz réels aux conditions éloignées de TPN et TAPN.

TABLEAU 3.5 Comparaison des gaz parfaits et des gaz réels

Gaz parfaits	Gaz réels à pression élevée et/ou à température basse
Comme la distance entre les particules est très grande, leur taille est négligeable.	Quand la pression est élevée, les particules se rapprochent beaucoup et leur taille devient importante par rapport au volume du gaz. La taille des particules n'est donc plus négligeable et le volume molaire n'est plus le même pour tous les gaz.
Les particules sont continuellement en mouvement et se déplacent en ligne droite parce qu'aucune force ne s'exerce entre elles. Elles demeurent en phase gazeuse, même lorsque la température atteint 0 K.	À mesure que la température diminue, les particules de gaz ralentissent. À une certaine température, les particules s'attirent mutuellement et se rapprochent jusqu'à ce que le gaz se liquéfie.
Les collisions entre les particules n'entraînent aucune perte d'énergie.	Quand les particules entrent en collision, elles perdent un peu d'énergie. La pression d'un gaz réel est donc un peu plus faible que celle d'un gaz parfait.

Les lois simples et la loi générale des gaz permettent de comparer deux ensembles de conditions pour un même échantillon de gaz. La loi des gaz parfaits permet de calculer une des quatre variables des gaz lorsque les trois autres sont connues et permet ainsi de déterminer les conditions d'un gaz à un moment précis. Pour obtenir l'équation de la loi des gaz parfaits, on peut modifier l'équation générale des gaz afin d'y introduire une constante symbolisée par la lettre R. On obtient ainsi l'équation suivante.

$$\frac{pV}{nT} = R$$

La forme la plus courante de la loi des gaz parfaits est la suivante.

La loi des gaz parfaits

$$pV = nRT$$

où

- p = pression du gaz, exprimée en kilopascals (kPa)
- V = volume du gaz, exprimé en litres (L)
- n = quantité de gaz, exprimée en moles (mol)
- R = constante des gaz parfaits, exprimée en (kPa • L) / (mol • K)
- T = température du gaz, exprimée en kelvins (K)

Afin de pouvoir utiliser la loi des gaz parfaits, il faut connaître la valeur de la constante R. Cette valeur peut être déterminée en utilisant les conditions standards TPN et le volume molaire qui leur est associé.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

$$R = \frac{pV}{nT} = \frac{101{,}3\,\text{kPa} \cdot 22{,}4\,\text{L}}{1\,\text{mol} \cdot 273\,\text{K}} = 8{,}314\,(\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$$

Pour utiliser correctement l'équation de la loi des gaz parfaits, il est important de respecter les unités de mesure précisées dans l'encadré de la page précédente.

L'exemple suivant montre comment utiliser la loi des gaz parfaits pour déterminer la valeur d'une variable du comportement des gaz lorsque les trois autres sont connues.

EXEMPLE

À la suite d'une réaction entre du chlorure d'ammonium (NH_4Cl) et du dihydroxyde de calcium ($Ca(OH)_2$), on recueille 3,4 g d'ammoniac (NH_3) dans un récipient de 5,00 L à 18 °C. Quelle est la pression de l'ammoniac dans le récipient ?

Données

$V = 5{,}00$ L

$m = 3{,}4$ g

$R = 8{,}314\,(\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$

$T = 18\,°\text{C} + 273 = 291$ K

$M_{NH_4} = 17{,}04$ g/mol

$n = ?$ mol

$p = ?$ kPa

Solution

1. *Calculer le nombre de moles.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{3{,}4\,\text{g}}{17{,}04\,\text{g/mol}} = 0{,}20\,\text{mol}$$

2. *Calculer la pression.*

$$pV = nRT \Rightarrow p = \frac{nRT}{V}$$

$$p = \frac{0{,}20\,\text{mol} \cdot 8{,}314\,(\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 291\,\text{K}}{5{,}00\,\text{L}} = 97\,\text{kPa}$$

Réponse La pression est de 97 kPa.

EN PLUS… LA MASSE VOLUMIQUE D'UN GAZ

La masse volumique d'un gaz (ρ) correspond à la masse (m) d'un gaz par unité de volume (V) mesurée en grammes par litre (g/L). Elle est décrite par l'équation $\rho = \frac{m}{V}$.

On peut déterminer la masse volumique d'un gaz à l'aide de la loi des gaz parfaits. Pour ce faire, on doit d'abord exprimer la loi des gaz parfaits afin d'isoler le rapport n/V, qui correspond à la concentration d'un gaz, exprimée en moles par litre (mol/L).

$$\frac{n}{V} = \frac{p}{RT}$$

Pour obtenir la masse volumique en grammes par litre (g/L), on multiplie les deux membres de l'équation par la masse molaire.

Comme $m = Mn$, alors $\frac{m}{V} = \frac{Mn}{V}$

Ainsi :

$$\rho = \frac{Mn}{V} = \frac{Mp}{RT}$$

À partir de cette équation, on peut affirmer que la masse volumique d'un gaz augmente lorsque la pression augmente et que la température diminue.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

1. Quel volume occupe 0,850 mol de gaz à une température de -15 °C et à une pression de 230 kPa ?

Données

$p = 230$ kPa

$n = 0{,}850$ mol

$R = 8{,}314\,(\text{kPa}\cdot\text{L})/(\text{mol}\cdot\text{K})$

$T = -15\ ^\circ\text{C} + 273 = 258$ K

$V = ?$ L

Solution

Calculer le volume de gaz.

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p}$$

$$V = \frac{0{,}850\ \text{mol}\cdot 8{,}314\,(\text{kPa}\cdot\text{L})/(\text{mol}\cdot\text{K})\cdot 258\ \text{K}}{230\ \text{kPa}} = 7{,}93\ \text{L}$$

Réponse : Le gaz occupe un volume de 7,93 L.

2. À quelle température, en degrés Celsius, 6,85 g de dioxygène (O_2) exercent-ils une pression de 65,0 kPa dans un contenant de 25,0 L ?

Données

$p = 65{,}0$ kPa

$V = 25{,}0$ L

$M_{O_2} = 32{,}00$ g/mol

$m_{O_2} = 6{,}85$ g

$R = 8{,}314\,(\text{kPa}\cdot\text{L})/(\text{mol}\cdot\text{K})$

$n_{O_2} = ?$ mol

$T = ?$ °C

Solution

1. *Calculer le nombre de moles.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{6{,}85\ \text{g}}{32{,}00\ \text{g/mol}} = 0{,}214\ \text{mol}$$

2. *Calculer la température.*

$$pV = nRT \Rightarrow T = \frac{pV}{nR}$$

$$T = \frac{65{,}0\ \text{kPa}\cdot 25{,}0\ \text{L}}{0{,}214\ \text{mol}\cdot 8{,}314\,(\text{kPa}\cdot\text{L})/(\text{mol}\cdot\text{K})} = 913\ \text{K}$$

3. *Convertir la température en degrés Celsius.*

$T = 913\ \text{K} - 273 = 640\ ^\circ\text{C}$

Réponse : Cette pression s'exerce à une température de 640 °C.

3. Un ballon est gonflé avec de l'hélium (He) jusqu'à ce que son volume atteigne 28,0 L. Si la température est de 26 °C et la pression de 99,5 kPa, quelle est la masse d'hélium contenue dans le ballon ?

Données

$p = 99{,}5$ kPa

$V = 28{,}0$ L

$M_{He} = 4{,}00$ g/mol

$R = 8{,}314\,(\text{kPa}\cdot\text{L})/(\text{mol}\cdot\text{K})$

$T = 26\ ^\circ\text{C} + 273 = 299$ K

$n_{He} = ?$ mol

$m_{He} = ?$ g

Solution

1. *Calculer le nombre de moles.*

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{99{,}5\ \text{kPa}\cdot 28{,}0\ \text{L}}{8{,}314\,(\text{kPa}\cdot\text{L})/(\text{mol}\cdot\text{K})\cdot 299\ \text{K}} = 1{,}12\ \text{mol}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

2. Calculer la masse.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn = 4{,}00\ \text{g/mol} \cdot 1{,}12\ \text{mol} = 4{,}48\ \text{g}$$

Réponse : La masse d'hélium est de 4,48 g.

4. Quelle est la masse molaire d'un gaz dont 7,52 g occupent un volume de 5,0 L à 15 °C et à une pression de 93,3 kPa ?

Données

$m = 7{,}52$ g

$R = 8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$

$T = 15\ °\text{C} + 273 = 288$ K

$p = 93{,}3$ kPa

$V = 5{,}0$ L

$M = ?$ g/mol

Solution

1. Calculer le nombre de moles.

$$n = \frac{pV}{RT}$$

$$= \frac{93{,}3\ \text{kPa} \cdot 5{,}0\ \text{L}}{8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 288\ \text{K}} = 0{,}19\ \text{mol}$$

2. Calculer la masse molaire.

$$M = \frac{m}{n} = \frac{7{,}52\ \text{g}}{0{,}19\ \text{mol}} = 40\ \text{g/mol}$$

Réponse : La masse molaire de ce gaz est de $4{,}0 \times 10^1$ g/mol.

5. En laboratoire, un élève a recueilli les données suivantes lors de l'analyse d'un échantillon de gaz.

- Masse de la seringue vide = 75,80 g
- Masse de la seringue et du gaz = 75,97 g
- Volume de la seringue = 150,0 mL
- Température = 21 °C
- Pression = 98,8 kPa

À partir de ces données, identifiez l'échantillon de gaz parmi les suivants : H_2, He, Ne, N_2, O_2.

Données

$p = 98{,}8$ kPa

$V = 150{,}0$ mL $= 0{,}1500$ L

$m_{\text{seringue vide}} = 75{,}80$ g

$m_{\text{seringue pleine}} = 75{,}97$ g

$R = 8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})\ /\ (\text{mol} \cdot \text{K})$

$T = 21\ °\text{C} + 273 = 294$ K

$M_{H_2} = 2{,}02$ g/mol

$M_{He} = 4{,}00$ g/mol

$M_{Ne} = 20{,}18$ g/mol

$M_{N_2} = 28{,}02$ g/mol

$M_{O_2} = 32{,}00$ g/mol

$m_{\text{gaz}} = ?$ g

$M_{\text{gaz}} = ?$ g/mol

Solution

1. Calculer la masse de gaz.

$$m_{\text{gaz}} = m_{\text{seringue pleine}} - m_{\text{seringue vide}}$$

$$= 75{,}97\ \text{g} - 75{,}80\ \text{g} = 0{,}17\ \text{g}$$

2. Calculer le nombre de moles.

$$n = \frac{pV}{RT}$$

$$= \frac{98{,}8\ \text{kPa} \cdot 0{,}1500\ \text{L}}{8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 294\ \text{K}} = 0{,}006\ 06\ \text{mol}$$

3. Calculer la masse molaire.

$$M = \frac{m}{n} = \frac{0{,}17\ \text{g}}{0{,}006\ 06\ \text{mol}} = 28\ \text{g/mol}$$

Réponse : La masse molaire du gaz est de 28 g/mol, il s'agit donc du diazote (N_2).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

SECTION 4

LA LOI DES COMBINAISONS VOLUMÉTRIQUES ET LA STŒCHIOMÉTRIE DES GAZ

La stœchiométrie permet de déterminer les quantités de réactifs à utiliser ou de prévoir les quantités de produits formés lors d'une réaction. Lorsque la réaction chimique à l'étude comporte des substances gazeuses, la loi des combinaisons volumétriques de Gay-Lussac et l'hypothèse d'Avogadro nous offrent une autre façon de déterminer les quantités en jeu.

La relation entre le volume et la quantité de gaz, p. 89

En effet, en tenant compte de ces deux principes, on peut déduire que, dans une réaction chimique impliquant des gaz, les rapports molaires fournis par l'équation équilibrée d'une réaction sont aussi des rapports de volumes. Par exemple, lors de la réaction entre le diazote (N_2) et le dihydrogène (H_2) pour former de l'ammoniac (NH_3), on peut affirmer qu'une mole de diazote réagit avec trois moles de dihydrogène ou encore qu'un volume de diazote réagit avec trois volumes de dihydrogène (*voir la figure 3.15*).



	$N_{2(g)}$	+	$3\,H_2$	→	$2\,NH_{3(g)}$
Coefficients :	1		3		2
Rapports molaires :	1	:	3	:	2
Rapports de volumes à TPN :	22,4 L	:	67,2 L	:	44,8 L
Rapports de volumes à TAPN :	24,5 L	:	73,5 L	:	49,0 L
Rapports de volumes :	1	:	3	:	2

FIGURE 3.15 Dans une réaction chimique impliquant des gaz, les rapports molaires et les rapports de volumes sont équivalents.

Quand tous les gaz qui participent à une réaction chimique sont à la même pression et à la même température, la loi des combinaisons volumétriques offre une façon efficace de prédire le volume de ces gaz. Il n'est pas nécessaire que tous les réactifs et tous les produits soient des gaz, mais cette loi ne s'applique que pour les substances gazeuses qui participent à la réaction.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

L'exemple suivant montre comment utiliser la loi des combinaisons volumétriques pour résoudre un problème de stœchiométrie concernant des gaz.

EXEMPLE

Soit la réaction suivante de combustion du butane (C_4H_{10}) utilisé dans un réchaud de camping :

$$2\ C_4H_{10(g)} + 13\ O_{2(g)} \rightarrow 8\ CO_{2(g)} + 10\ H_2O_{(g)}$$

a) Quel volume de dioxygène (O_2) est nécessaire à la combustion complète de 5,00 L de butane ?

Données

$V_{C_4H_{10}} = 5{,}00\ \text{L}$

$V_{O_2} = ?\ \text{L}$

Solution

Calculer le volume de O_2 à l'aide des rapports de volumes.

$$\frac{2\ \text{volumes de } C_4H_{10}}{5{,}00\ \text{L de } C_4H_{10}} = \frac{13\ \text{volumes de } O_2}{V_{O_2}}$$

$$V_{O_2} = \frac{5{,}00\ \text{L} \cdot 13}{2} = 32{,}5\ \text{L}$$

Réponse Le volume de dioxygène nécessaire est de 32,5 L.

b) Quel sera le volume de dioxyde de carbone (CO_2) produit si 145 g de butane brûlent à TAPN ?

Données

$m_{C_4H_{10}} = 145\ \text{g}$

$V_m \text{ à TAPN} = 24{,}5\ \text{L/mol}$

$M_{C_4H_{10}} = 58{,}14\ \text{g/mol}$

$V_{CO_2} = ?\ \text{L}$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de C_4H_{10}.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{145\ \text{g}}{58{,}14\ \text{g/mol}} = 2{,}49\ \text{mol}$$

2. *Calculer le nombre de moles de CO_2 à partir des rapports molaires de l'équation.*

$$\frac{2\ \text{mol de } C_4H_{10}}{2{,}49\ \text{mol de } C_4H_{10}} = \frac{8\ \text{mol de } CO_2}{n_{CO_2}}$$

$$n_{CO_2} = \frac{2{,}49\ \text{mol} \cdot 8\ \text{mol}}{2\ \text{mol}} = 9{,}96\ \text{mol}$$

3. *Calculer le volume de CO_2.*

$$V_m = \frac{V}{n} \Rightarrow V = V_m n$$

$$V = 24{,}5\ \text{L/mol} \cdot 9{,}96\ \text{mol} = 244\ \text{L}$$

Réponse Le volume de dioxyde de carbone produit sera de 244 L.

Lorsque les conditions du problème à résoudre ne correspondent pas aux conditions à TPN ou à TAPN, il faut utiliser la loi des gaz parfaits afin de déterminer le volume ou le nombre de moles de gaz impliqués dans la réaction, selon la situation. L'exemple suivant montre comment effectuer une telle démarche.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXEMPLE

L'hydrazine (N_2H_4) est utilisée dans les moteurs à faible poussée afin de positionner sur orbite les satellites et les sondes spatiales. Lorsque ce gaz réagit avec du tétraoxyde de diazote (N_2O_4), il y a production de diazote (N_2) et d'eau. Quelle quantité d'hydrazine, en moles, est nécessaire à la production de 15,0 L de diazote si la réaction se déroule à 20 °C et à une pression de 99,7 kPa ?

$$2\ N_2H_{4(g)} + N_2O_{4(g)} \rightarrow 3\ N_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)}$$

Données

$V_{N_2} = 15{,}0\ \text{L}$

$T = 20\ °\text{C} + 273 = 293\ \text{K}$

$p = 99{,}7\ \text{kPa}$

$R = 8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L}) / (\text{mol} \cdot \text{K})$

$n_{N_2H_4} = ?\ \text{mol}$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de N_2.*

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{99{,}7\ \text{kPa} \cdot 15{,}0\ \text{L}}{8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 293\ \text{K}} = 0{,}614\ \text{mol}$$

2. *Calculer le nombre de moles de N_2H_4 à partir des rapports molaires de l'équation.*

$$\frac{2\ \text{mol de } N_2H_4}{n_{N_2H_4}} = \frac{3\ \text{mol de } N_2}{0{,}614\ \text{mol de } N_2}$$

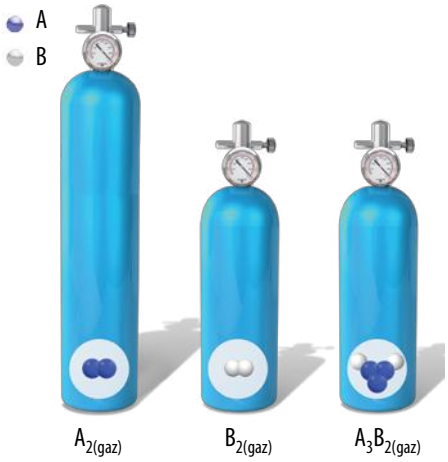
$$n_{N_2H_4} = \frac{0{,}614\ \text{mol} \cdot 2\ \text{mol}}{3\ \text{mol}} = 0{,}409\ \text{mol}$$

Réponse La quantité d'hydrazine nécessaire est de 0,409 mol.

EXERCICES

SECTION 4

1. La figure ci-contre illustre la réaction hypothétique entre le gaz A_2 et le gaz B_2 pour former le gaz A_3B_2. Parmi les énoncés suivants, encerclez ceux qui sont conformes à l'information provenant de la figure.



A. Quand une molécule de A_3B_2 est formée, 2 molécules de A_2 ont réagi.

B. 6 moles de A_2 réagissent avec 89,6 L de B_2 à TPN.

C. Le volume de A_3B_2 produit correspond toujours au volume de B_2 qui a réagi.

D. Lorsque 162,6 L de A_2 réagissent, 108,4 L de A_3B_2 sont produits.

E. À TAPN, il faut 11,2 L de B_2 pour produire 0,5 mol de A_3B_2.

2. Quel volume de dioxygène (O_2) est nécessaire à TAPN pour assurer la combustion de 18,0 g de méthanol (CH_3OH) dans un réchaud à fondue ?

$$2\ CH_3OH_{(l)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)}$$

Données

$m_{CH_3OH} = 18{,}0\ \text{g}$

$M_{CH_3OH} = 32{,}05\ \text{g/mol}$

V_m à TAPN = 24,5 L/mol

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de CH_3OH.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{18{,}0\ \text{g}}{32{,}05\ \text{g/mol}} = 0{,}562\ \text{mol}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Données (*suite*)	**Solution (*suite*)**
$V_{O_2} = ?\ L$	*2. Calculer le nombre de moles de O_2 à partir des rapports molaires de l'équation.* $\frac{2\ mol\ de\ CH_3OH}{0,562\ mol\ de\ CH_3OH} = \frac{3\ mol\ de\ O_2}{n_{O_2}}$ $n_{O_2} = \frac{0,562\ mol \cdot 3\ mol}{2\ mol} = 0,843\ mol$ *3. Calculer le volume de O_2.* $V_m = \frac{V}{n} \Rightarrow V = V_m n$ V = 24,5 L/mol • 0,843 mol = 20,7 L
Réponse : Le volume de dioxygène nécessaire est de 20,7 L.	

3. Dans l'atmosphère, le dioxyde de soufre (SO_2) émis par certaines industries se combine au dioxygène (O_2) et à la vapeur d'eau (H_2O) présents dans l'air pour former de l'acide sulfurique (H_2SO_4) selon l'équation générale suivante :

$$2\ SO_{2(g)} + O_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)} \rightarrow 2\ H_2SO_{4(l)}$$

Quel volume de dioxyde de soufre réagit avec 15,0 L de dioxygène à 8 °C et à une pression de 101,3 kPa ?

Données	**Solution**
$V_{O_2} = 15,0\ L$ $V_{SO_2} = ?\ L$	*Calculer le volume de SO_2 à partir des rapports de volumes de l'équation.* $\frac{2\ volumes\ de\ SO_2}{V_{SO_2}} = \frac{1\ volume\ de\ O_2}{15,0\ L\ de\ O_2}$ $V_{SO_2} = \frac{15,0\ L \cdot 2}{1} = 30,0\ L$
Réponse : Le volume de dioxyde de soufre est de 30,0 L.	

4. Des ingénieurs conçoivent un coussin gonflable qui se déploie presque instantanément au moment de l'impact. Pour que le dispositif fonctionne, le coussin gonflable doit recevoir une grande quantité de gaz en très peu de temps. De nombreux constructeurs de voitures utilisent le trinitrure de sodium (ou triazoture de sodium, NaN_3) solide pour fournir le gaz nécessaire au gonflage du coussin. L'équation équilibrée de cette réaction est la suivante :

$$2\ NaN_{3(s)} \rightarrow 2\ Na_{(s)} + 3\ N_{2(g)}$$

Quel est le volume de diazote gazeux (N_2) produit si 117 g de trinitrure de sodium (ou triazoture de sodium) sont emmagasinés dans le volant à 20,2 °C et à 101,2 kPa ?

Données	**Solution**
$m_{NaN_3} = 117\ g$ p = 101,2 kPa T = 20,2 °C + 273 = 293 K $R = 8,314\ (kPa \cdot L)/(mol \cdot K)$	*1. Calculer le nombre de moles de NaN_3.* $n = \frac{m}{M} = \frac{117\ g}{65,02\ g/mol} = 1,80\ mol$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Données (*suite*)

$M_{NaN_3} = 65{,}02$ g/mol

$n_{N_2} = ?$ mol

$V_{N_2} = ?$ L

Solution (*suite*)

2. Calculer le nombre de moles de N_2 à partir des rapports molaires de l'équation.

$$\frac{2 \text{ mol de } NaN_3}{1{,}80 \text{ mol de } NaN_3} = \frac{3 \text{ mol de } N_2}{n_{N_2}}$$

$$n_{N_2} = \frac{1{,}80 \text{ mol} \cdot 3 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 2{,}70 \text{ mol}$$

3. Calculer le volume de N_2.

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p}$$

$$V = \frac{2{,}70 \text{ mol} \cdot 8{,}314 (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 293 \text{ K}}{101{,}2 \text{ kPa}} = 65{,}0 \text{ L}$$

Réponse : Le volume de diazote gazeux est de 65,0 L.

5. Dans l'industrie, on utilise le procédé de Haber pour fabriquer de l'ammoniac (NH_3) qui sert à la fabrication d'engrais. Pour ce faire, on fait réagir du dihydrogène (H_2) avec du diazote (N_2) dans les proportions suivantes :

$$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightarrow 2\ NH_{3(g)}$$

Quelle masse d'ammoniac sera produite si on fait réagir $2{,}4 \times 10^4$ L de dihydrogène à 420 kPa et à 90 °C ?

Données

$M_{NH_3} = 17{,}04$ g/mol

$p = 420$ kPa

$V_{H_2} = 2{,}4 \times 10^4$ L

$R = 8{,}314 (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$

$T = 90\ °C + 273 = 363$ K

$n_{NH_3} = ?$ mol

$m_{NH_3} = ?$ kg

Solution

1. Calculer le volume de NH_3 à partir des rapports de l'équation.

$$\frac{3 \text{ volumes de } H_2}{2{,}4 \times 10^4 \text{ L de } H_2} = \frac{2 \text{ volumes de } NH_3}{V_{NH_3}}$$

$$V_{NH_3} = \frac{2{,}4 \times 10^4 \text{ L} \cdot 2}{3} = 1{,}6 \times 10^4 \text{ L}$$

2. Calculer le nombre de moles de NH_3.

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{420 \text{ kPa} \cdot 1{,}6 \times 10^4 \text{ L}}{8{,}314 (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 363 \text{ K}} = 2{,}2 \times 10^3 \text{ mol}$$

3. Calculer la masse de NH_3.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn$$

$m = 17{,}04$ g/mol $\cdot\ 2{,}2 \times 10^3$ mol $= 37\,488$ g $= 37{,}488$ kg

Réponse : La masse d'ammoniac produite sera de 37 kg.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

SECTION 5 LA LOI DE DALTON

Dans les situations étudiées jusqu'à présent, le volume molaire de n'importe quel gaz était toujours le même lorsque la température et la pression demeuraient constantes. Puisque la taille des particules gazeuses est négligeable selon la théorie cinétique des gaz, tout mélange de gaz aura le même volume que n'importe quel gaz pur. Dans un mélange de gaz, la pression mesurée correspond au nombre total des collisions produites par l'ensemble des particules des différents gaz. Il est cependant aussi possible de décrire la pression d'un gaz particulier lorsqu'il est mélangé à d'autres gaz.

La **pression partielle** d'un gaz dans un mélange de gaz correspond à la pression qu'exercerait ce gaz s'il était seul à occuper le volume dans lequel se trouve le mélange de gaz.

Lorsque différents gaz sont mis ensemble dans le même contenant, la pression totale dans le contenant équivaut à la somme des pressions partielles de chacun des gaz (*voir la figure 3.16*). Cette théorie, émise par le chimiste et physicien britannique John Dalton (1766-1844), porte le nom de « loi de Dalton » ou « loi des pressions partielles ».

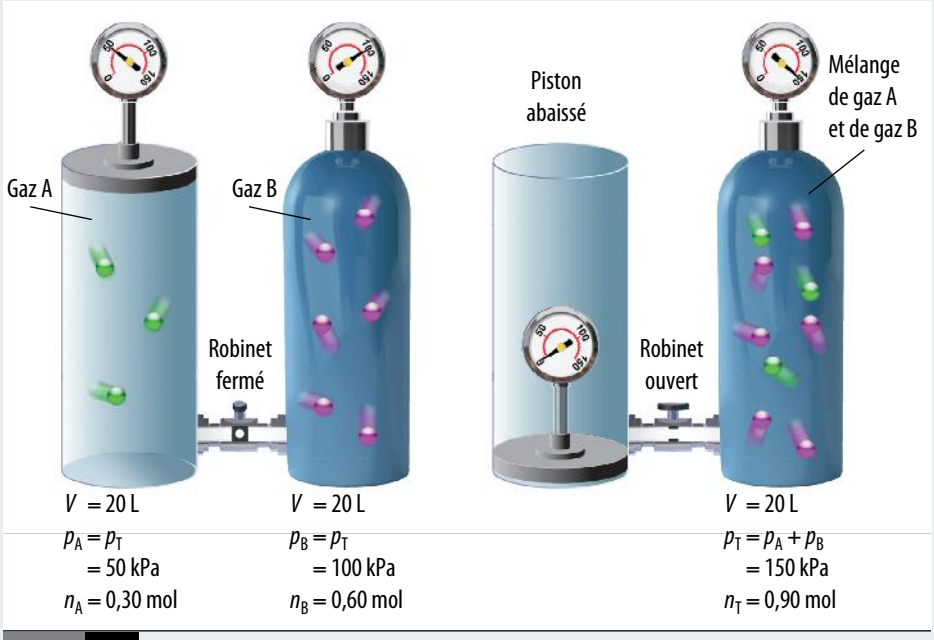


FIGURE 3.16 Lorsque les gaz A et B sont mélangés sans qu'on modifie leur volume, les collisions des particules du gaz A, qui engendrent sa pression partielle, s'additionnent à celles du gaz B.

La loi de Dalton (ou loi des pressions partielles)

À une température donnée, la pression totale d'un mélange de gaz est égale à la somme des pressions partielles de chacun des gaz du mélange.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Mathématiquement, on peut exprimer la loi de Dalton de la façon suivante.

La loi de Dalton

$$p_T = p_1 + p_2 + p_3 + \ldots + p_n$$

où

- p_T = pression totale du mélange de gaz, exprimée en kilopascals (kPa) ou en millimètres de mercure (mm Hg)
- p_1 = pression partielle du gaz 1, exprimée en kilopascals (kPa) ou en millimètres de mercure (mm Hg)
- p_2 = pression partielle du gaz 2, exprimée en kilopascals (kPa) ou en millimètres de mercure (mm Hg)
- p_3 = pression partielle du gaz 3, exprimée en kilopascals (kPa) ou en millimètres de mercure (mm Hg)
- p_n = pression partielle du gaz n, exprimée en kilopascals (kPa) ou en millimètres de mercure (mm Hg)

Cette équation peut s'appliquer à tous les mélanges de gaz, peu importe le nombre de gaz qu'ils contiennent. C'est pourquoi elle se termine par la pression partielle du gaz n (p_n), où n est un nombre entier équivalent au nombre total de gaz dans le mélange.

La portion de la pression totale attribuée à un gaz du mélange correspond à la proportion qu'occupe ce gaz dans le mélange. Par exemple, comme on trouve 78 % de diazote (N_2) dans l'air, ce gaz est responsable de 78 % de la pression atmosphérique.

La pression partielle d'un gaz

$$\text{Comme } \frac{p_1}{p_T} = \frac{n_1}{n_T} \text{ alors } p_1 = \frac{n_1}{n_T} \cdot p_T$$

où

- p_1 = pression partielle du gaz 1, exprimée en kilopascals (kPa) ou en millimètres de mercure (mm Hg)
- n_1 = quantité de gaz 1, exprimée en moles (mol)
- n_T = quantité totale de gaz du mélange, exprimée en moles (mol)
- p_T = pression totale du mélange de gaz, exprimée en kilopascals (kPa) ou en millimètres de mercure (mm Hg)

Cette façon de déterminer la pression partielle d'un gaz est une application de la relation entre la pression et la quantité de gaz étudiée dans la section 1 de ce chapitre.

La relation entre la pression et la quantité de gaz, p. 97

L'exemple donné à la page suivante montre comment déterminer la pression partielle d'un gaz à partir de la loi de Dalton et de l'équation de la pression partielle.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXEMPLE

À une température donnée, un mélange de gaz contient 2,25 mol de diazote (N_2), 5,35 mol d'oxyde de diazote (N_2O) et 3,50 mol de dioxyde de carbone (CO_2). Déterminez la pression partielle de l'oxyde de diazote si la pression totale du mélange est de 178,5 kPa.

Données

$n_{N_2} = 2{,}25\ \text{mol}$

$n_{N_2O} = 5{,}35\ \text{mol}$

$n_{CO_2} = 3{,}50\ \text{mol}$

$p_T = 178{,}5\ \text{kPa}$

$n_T = ?\ \text{mol}$

$p_{N_2O} = ?\ \text{kPa}$

Solution

1. *Calculer le nombre total de moles.*

$$n_T = n_{N_2} + n_{N_2O} + n_{CO_2}$$
$$= 2{,}25\ \text{mol} + 5{,}35\ \text{mol} + 3{,}50\ \text{mol} = 11{,}10\ \text{mol}$$

2. *Calculer la pression partielle du N_2O.*

$$p_{N_2O} = \frac{n_{N_2O}}{n_T} \cdot p_T$$
$$= \frac{5{,}35\ \text{mol}}{11{,}10\ \text{mol}} \cdot 178{,}5\ \text{kPa} = 86{,}0\ \text{kPa}$$

Réponse La pression partielle de l'oxyde de diazote est de 86,0 kPa.

La collecte d'un gaz par déplacement d'eau

La loi des pressions partielles permet de déterminer la pression d'un gaz recueilli par déplacement d'eau (*voir l'annexe 2*, Les techniques de mesure, *page 439*).

Chaque fois qu'on recueille un gaz par déplacement d'eau, des particules d'eau à la surface de la colonne d'eau s'évaporent et se mêlent aux particules du gaz recueilli (*voir la figure 3.17*). Par conséquent, la pression totale des gaz dans le cylindre est égale à la somme de la pression exercée par l'ensemble des particules composant le mélange gazeux. La pression totale du mélange est donc donnée par l'équation suivante.

$$p_T = p_{gaz} + p_{vapeur\ d'eau}$$

où

p_T = pression totale, exprimée en kilopascals (kPa) ou en millimètres de mercure (mm Hg)

p_{gaz} = pression partielle du gaz recueilli, exprimée en kilopascals (kPa) ou en millimètres de mercure (mm Hg)

$p_{vapeur\ d'eau}$ = pression partielle de la vapeur d'eau, exprimée en kilopascals (kPa) ou en millimètres de mercure (mm Hg)

Pour déterminer la pression du gaz recueilli, il faut donc soustraire la pression de la vapeur d'eau de la pression totale du mélange. La pression de la vapeur d'eau varie selon la température (*voir le tableau 3.6*).

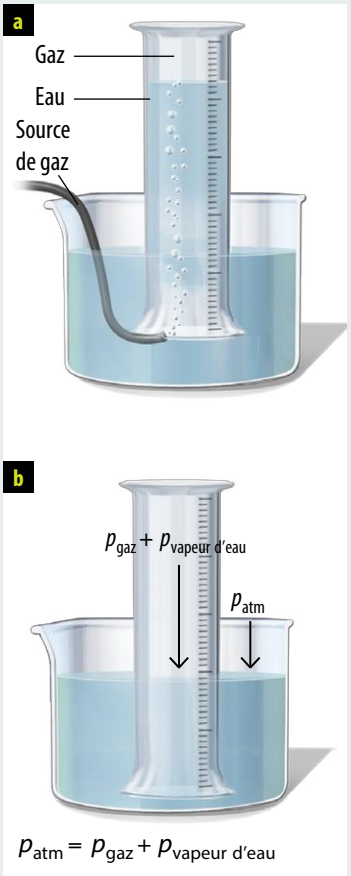


FIGURE 3.17 Comment recueillir un gaz par déplacement d'eau (a). Lorsqu'on ajuste la position du cylindre gradué de façon à ce que l'eau soit au même niveau à l'intérieur et à l'extérieur du cylindre, la pression exercée par le gaz et la vapeur d'eau dans le cylindre est égale à la pression atmosphérique (b).

TABLEAU 3.6 Les pressions partielles de la vapeur d'eau à différentes températures

Température (°C)	Pression (kPa)	Température (°C)	Pression (kPa)	Température (°C)	Pression (kPa)
15	1,71	19	2,20	23	2,81
16	1,81	20	2,33	24	2,99
17	1,93	21	2,49	25	3,17
18	2,07	22	2,65	26	3,36

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXERCICES

1. Parmi les variables des gaz, lesquelles sont maintenues constantes dans la loi de Dalton ?

A. La pression et la température

B. Le nombre de moles et la pression

C. Le volume et la température

D. Le volume et la pression

2. L'air sec est constitué de 78 % de diazote (N_2), de 21 % de dioxygène (O_2) et de 0,93 % d'argon (Ar). Calculez les pressions partielles de chacun de ces gaz à pression normale.

Données

$\%_{N_2} = 78\ \%$

$\%_{O_2} = 21\%$

$\%_{Ar} = 0{,}93\ \%$

$p_T = 101{,}3\ kPa$

$p_{N_2} = ?\ kPa$

$p_{O_2} = ?\ kPa$

$p_{Ar} = ?\ kPa$

Solution Plusieurs démarches possibles. Ex. :

Calculer la pression partielle des gaz.

$p_{N_2} = \%_{N_2} \cdot p_T$

$= 0{,}78 \cdot 101{,}3\ kPa = 79\ kPa$

$p_{O_2} = \%_{O_2} \cdot p_T$

$= 0{,}21 \cdot 101{,}3\ kPa = 21\ kPa$

$p_{Ar} = \%_{Ar} \cdot p_T$

$= 0{,}0093 \cdot 101{,}3\ kPa = 0{,}94\ kPa$

Réponse : La pression partielle du diazote est de 79 kPa, celle du dioxygène de 21 kPa et celle de l'argon de 0,94 kPa.

3. Un mélange de gaz est constitué de 0,563 g de néon (Ne) et de 0,856 g d'hélium (He). Si la pression partielle de l'hélium est de 46,3 kPa, quelle est la pression totale du mélange ?

Données

$m_{Ne} = 0{,}563\ g$

$M_{Ne} = 20{,}18\ g/mol$

$m_{He} = 0{,}856\ g$

$M_{He} = 4{,}00\ g/mol$

$p_{He} = 46{,}3\ kPa$

$n_{Ne} = ?\ mol$

$n_{He} = ?\ mol$

$n_T = ?\ mol$

$p_T = ?\ kPa$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de Ne et de He.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n_{Ne} = \frac{0{,}563\ g}{20{,}18\ g/mol} = 0{,}0279\ mol$$

$$n_{He} = \frac{0{,}856\ g}{4{,}00\ g/mol} = 0{,}214\ mol$$

2. *Calculer le nombre total de moles.*

$n_T = n_{Ne} + n_{He}$

$= 0{,}0279\ mol + 0{,}214\ mol = 0{,}242\ mol$

3. *Calculer la pression totale.*

$$p_{He} = \frac{n_{He}}{n_T} \cdot p_T \Rightarrow p_T = p_{He} \cdot \frac{n_T}{n_{He}}$$

$$p_T = 46{,}3\ kPa \cdot \frac{0{,}242\ mol}{0{,}214\ mol} = 52{,}4\ kPa$$

Réponse : La pression totale du mélange est de 52,4 kPa.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

4. Dans les bonbonnes de plongée sous-marine, on retrouve un mélange d'hélium (He) et de dioxygène (O_2). Pour une plongée donnée, on a comprimé 52,0 L de dioxygène et 14,0 L d'hélium, initialement à 20,0 °C et à 101,3 kPa, dans une bonbonne de 5,0 L. Déterminez la pression totale dans la bonbonne.

Données

$V_{1_{O_2}} = 52{,}0\ \text{L}$

$p_{1_{O_2}} = 101{,}3\ \text{kPa}$

$V_{2_{O_2}} = 5{,}0\ \text{L}$

$V_{1_{He}} = 14{,}0\ \text{L}$

$p_{1_{He}} = 101{,}3\ \text{kPa}$

$V_{2_{He}} = 5{,}0\ \text{L}$

$p_{2_{O_2}} = ?\ \text{kPa}$

$p_{2_{He}} = ?\ \text{kPa}$

$p_T = ?\ \text{kPa}$

Solution Plusieurs démarches possibles. Ex. :

1. Calculer la pression de O_2 et la pression de He dans 5,0 L.

$$p_1V_1 = p_2V_2 \quad \Rightarrow \quad p_2 = \frac{p_1V_1}{V_2}$$

$$p_{2_{O_2}} = \frac{101{,}3\ \text{kPa} \cdot 52{,}0\ \text{L}}{5{,}0\ \text{L}} = 1054\ \text{kPa}$$

$$p_{2_{He}} = \frac{101{,}3\ \text{kPa} \cdot 14{,}0\ \text{L}}{5{,}0\ \text{L}} = 284\ \text{kPa}$$

2. Calculer la pression totale.

$$p_T = p_{O_2} + p_{He}$$

$$= 1054\ \text{kPa} + 284\ \text{kPa} = 1338\ \text{kPa}$$

Réponse : La pression totale est de $1{,}3 \times 10^3$ kPa.

5. Dans une burette, on recueille $5{,}56 \times 10^{-4}$ mol de dihydrogène (H_2) par déplacement d'eau à 15 °C. Quelle est la pression indiquée par le manomètre branché sur la burette si le gaz occupe un volume de 25,5 mL ?

Données

$p_{H_2O} = 1{,}71\ \text{kPa à } 15\ °\text{C}$

$V = 25{,}5\ \text{mL} = 0{,}0255\ \text{L}$

$n = 5{,}56 \times 10^{-4}\ \text{mol}$

$T = 15\ °\text{C} + 273 = 288\ \text{K}$

$R = 8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$

$p_{H_2} = ?\ \text{kPa}$

$p_T = ?\ \text{kPa}$

Solution

1. Calculer la pression du H_2.

$$pV = nRT \quad \Rightarrow \quad p = \frac{nRT}{V}$$

$$p = \frac{5{,}56 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot 8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 288\ \text{K}}{0{,}0255\ \text{L}} = 52{,}2\ \text{kPa}$$

2. Calculer la pression totale.

$$p_T = p_{\text{gaz}} + p_{\text{vapeur d'eau}}$$

$$= 52{,}2\ \text{kPa} + 1{,}71\ \text{kPa} = 53{,}9\ \text{kPa}$$

Réponse : La pression est de 53,9 kPa.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

CHAPITRE 3 SYNTHÈSE

LES LOIS DES GAZ

Les lois simples des gaz

- Les lois simples des gaz mettent en relation deux des quatre variables qui décrivent le comportement des gaz : la pression (p), le volume (V), la température (T) et la quantité de gaz exprimée en moles (n).
- Les scientifiques ont établi des conditions standards de température et de pression pour l'étude des gaz :
  - les conditions de température et de pression normale (TPN) : 0 °C et 101,3 kPa ;
  - les conditions de température ambiante et de pression normale (TAPN) : 25 °C et 101,3 kPa.
- La **loi de Boyle-Mariotte** stipule que, à température constante, le volume occupé par une quantité donnée de gaz est inversement proportionnel à la pression de ce gaz.

$$p_1V_1 = p_2V_2$$

- La **loi de Charles** stipule que, à pression constante, le volume occupé par une quantité donnée de gaz est directement proportionnel à la température absolue de ce gaz.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

- La **règle de conversion de la température** entre les degrés Celsius et les kelvins est la suivante :

$$T\,(\text{K}) = T\,(\text{°C}) + 273$$

$$T\,(\text{°C}) = T\,(\text{K}) - 273$$

- La **loi de Gay-Lussac** stipule que, à volume constant, la pression d'une quantité donnée de gaz est directement proportionnelle à la température absolue de ce gaz.

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

- Selon l'**hypothèse d'Avogadro**, des volumes égaux de différents gaz, soumis aux mêmes conditions de pression et de température, contiennent le même nombre de particules.
- La **loi d'Avogadro** stipule que, à température et pression constantes, le volume d'un gaz est directement proportionnel à son nombre de moles.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

- Le **volume molaire gazeux (V_m)** est le volume occupé par une mole de gaz, peu importe sa nature, sous des conditions de pression et de température données. On le mesure en litres par mole (L/mol).

$$V_m = \frac{V}{n}$$

  - À TPN, le volume molaire gazeux est de 22,4 L/mol.
  - À TAPN, le volume molaire gazeux est de 24,5 L/mol.
- Aux mêmes conditions de température et de volume, la pression d'un gaz est directement proportionnelle à son nombre de moles.

$$\frac{p_1}{n_1} = \frac{p_2}{n_2}$$

La loi générale des gaz

- La **loi générale des gaz** met en relation les quatre variables des gaz et permet de comparer une situation initiale avec une situation finale.

$$\frac{p_1V_1}{n_1T_1} = \frac{p_2V_2}{n_2T_2}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

- Lorsqu'on utilise la loi générale des gaz, on peut simplifier l'équation en y éliminant les variables qui demeurent inchangées entre la situation initiale et la situation finale du problème à l'étude.

La loi des gaz parfaits

- Un **gaz parfait** est un gaz hypothétique qui obéit à toutes les lois des gaz et dont le comportement correspond aux hypothèses de la théorie cinétique des gaz.
- La **loi des gaz parfaits** met en relation les quatre variables qui décrivent un échantillon de gaz à un moment précis.

$$pV = nRT \quad \text{où} \quad R = 8{,}314\,(\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$$

La loi des combinaisons volumétriques et la stœchiométrie des gaz

- Lorsqu'une réaction chimique implique des substances gazeuses, on peut utiliser les rapports de volumes afin de résoudre des problèmes de stœchiométrie. Dans une équation chimique balancée, les rapports de volumes sont équivalents aux rapports de moles.

La loi de Dalton

- La **pression partielle d'un gaz** dans un mélange correspond à la pression qu'exercerait ce gaz s'il était seul à occuper le volume dans lequel se trouve le mélange.
- La **loi de Dalton (ou loi des pressions partielles)**, stipule qu'à une température donnée, la pression totale d'un mélange de gaz est égale à la somme des pressions partielles de tous les gaz du mélange.

$$p_T = p_1 + p_2 + p_3 + \ldots + p_n$$

  - On peut déterminer la pression partielle d'un gaz dans un mélange à l'aide de l'équation suivante :

$$p_1 = \frac{n_1}{n_T} \cdot p_T$$

- Lorsqu'un gaz est recueilli par déplacement d'eau, la pression totale mesurée est égale à la somme de la pression du gaz et de la pression de la vapeur d'eau qui varie selon la température.

$$p_T = p_{\text{gaz}} + p_{\text{vapeur d'eau}}$$

EXERCICES

1 Le produit de la pression par le volume pour un échantillon de gaz est de 200 kPa • L. Dans les mêmes conditions de température, quelle sera la valeur de ce produit ($p \cdot V$) si on quadruple la pression ?

A. 12,5 kPa • L
B. 50 kPa • L
C. 200 kPa • L
D. 800 kPa • L

2 On gonfle deux ballons aux mêmes conditions de température et de pression. Le premier ballon contient 4 g d'hélium (He) et le second, 32 g de dioxygène (O_2). Lequel des énoncés suivants est vrai ?

A. Le nombre de particules de dioxygène est 8 fois plus grand que le nombre de particules d'hélium.
B. Le nombre de particules de dioxygène est le double du nombre de particules d'hélium.
C. Le volume du ballon contenant le dioxygène est plus grand que celui du ballon contenant l'hélium.
D. Le volume des deux ballons est le même.

3 Un ballon de verre contient du dioxyde de carbone (CO_2) à TAPN. Lequel des énoncés suivants décrit le mieux le comportement du dioxyde de carbone lorsqu'on chauffe le ballon ?

A. La pression augmente et le nombre de moles diminue.
B. Le volume augmente et la pression diminue.
C. La vitesse moyenne des molécules et la pression augmentent.
D. La vitesse moyenne des molécules et le volume augmentent.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

4 Une bonbonne de gaz de 2,0 L contient du dioxyde de carbone (CO_2) comprimé sous une pression de 200 kPa à 20 °C. Sachant que la pression maximale que la bonbonne peut supporter est de 510 kPa, la bonbonne éclatera-t-elle si on la chauffe à 300 °C ?

Données

$p_1 = 200$ kPa

$T_1 = 20{,}0$ °C + 273 = 293 K

$T_2 = 300{,}0$ °C + 273 = 573 K

$p_{max} = 510$ kPa

$p_2 = ?$ kPa

Solution

Calculer la pression finale.

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 T_2}{T_1}$$

$$p_2 = \frac{200\,\text{kPa} \cdot 573\,\text{K}}{293\,\text{K}} = 391\,\text{kPa}$$

Réponse : La bonbonne n'éclatera pas, car la pression sera de 391 kPa.

5 Calculez le nombre de molécules (N) de difluor (F_2) contenu dans un récipient de 0,500 L à 35 °C et à 247 kPa.

Données

$p = 247$ kPa

$V = 0{,}500$ L

$R = 8{,}314\,(\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$

$T = 35$ °C + 273 = 308 K

$N_A = 6{,}023 \times 10^{23}$ molécules/mol

$n = ?$ mol

$N = ?$ molécules

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de F_2.*

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{247\,\text{kPa} \cdot 0{,}500\,\text{L}}{8{,}314\,(\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 308\,\text{K}} = 0{,}0482\,\text{mol}$$

2. *Calculer le nombre de molécules de F_2.*

$N = n \cdot N_A$

$= 0{,}0482$ mol $\cdot\ 6{,}023 \times 10^{23}$ molécules/mol

$= 2{,}90 \times 10^{22}$ molécules

Réponse : Il y a $2{,}90 \times 10^{22}$ molécules de difluor.

6 Quel volume de dioxygène (O_2) est nécessaire à la combustion de 75,0 g d'octane (C_8H_{18}) à TPN ?

$$2\,C_8H_{18(g)} + 25\,O_{2(g)} \rightarrow 16\,CO_{2(g)} + 18\,H_2O_{(g)}$$

Données

$m_{C_8H_{18}} = 75{,}0$ g

$M_{C_8H_{18}} = 114{,}26$ g/mol

V_m à TPN = 22,4 L/mol

$V_{O_2} = ?$ L

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de C_8H_{18}.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{75{,}0\,\text{g}}{114{,}26\,\text{g/mol}} = 0{,}656\,\text{mol}$$

2. *Calculer le nombre de moles de O_2 à partir des rapports molaires de l'équation.*

$$\frac{2\,\text{mol de } C_8H_{18}}{0{,}656\,\text{mol de } C_8H_{18}} = \frac{25\,\text{mol de } O_2}{n_{O_2}}$$

$$n_{O_2} = \frac{0{,}656\,\text{mol} \cdot 25\,\text{mol}}{2\,\text{mol}} = 8{,}20\,\text{mol}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

3. Calculer le volume de O_2.

$$V_m = \frac{V}{n} \Rightarrow V = V_m n$$

V = 22,4 L/mol • 8,20 mol = 184 L

Réponse : Le volume de dioxygène produit est de 184 L.

7 Un ballon de 3,50 L contient 0,450 mol d'air à 22 °C. Sans modifier la pression, déterminez le nombre de moles d'air à ajouter dans le ballon pour que le volume occupé par l'air soit de 10,0 L à une température de 10 °C.

Données

V_1 = 3,50 L

n_1 = 0,450 mol

T_1 = 22 °C + 273 = 295 K

V_2 = 10,0 L

T_2 = 10 °C + 273 = 283 K

n_2 = ? mol

$n_{ajouté}$ = ? mol

Solution

1. Calculer le nombre de moles final.

$$\frac{V_1}{n_1 T_1} = \frac{V_2}{n_2 T_2} \Rightarrow n_2 = \frac{V_2 n_1 T_1}{V_1 T_2}$$

$$n_2 = \frac{10{,}0\,\text{L} \cdot 0{,}450\,\text{mol} \cdot 295\,\text{K}}{3{,}50\,\text{L} \cdot 283\,\text{K}} = 1{,}34\,\text{mol}$$

2. Calculer le nombre de moles à ajouter.

$n_{ajouté}$ = 1,34 mol – 0,450 mol = 0,89 mol

Réponse : Il faut ajouter 0,89 mol d'air.

8 Trois ballons de verre sont reliés par des tubes de raccordement tel qu'illustré ci-contre. En supposant que le volume des tubes de raccordement est négligeable, quelle est la pression totale du mélange lorsque tous les robinets sont ouverts ?



V = 0,25 L, p = 150,0 kPa | V = 0,25 L, p = 60,0 kPa | V = 1,00 L, p = 32,0 kPa

Données

V_{1A} = 0,25 L

p_{1A} = 150,0 kPa

V_{1B} = 0,25 L

p_{1B} = 60,0 kPa

V_{1C} = 1,00 L

p_{1C} = 32,0 kPa

$V_{2A} = V_{2B} = V_{2C}$ = ? L

p_{2A} = ? kPa

p_{2B} = ? kPa

p_{2C} = ? kPa

p_T = ? kPa

Solution Plusieurs démarches possibles. Ex. :

1. Calculer le volume final.

$V_2 = V_{1A} + V_{1B} + V_{1C}$

= 0,25 L + 0,25 L + 1,00 L = 1,50 L

2. Calculer les pressions finales des gaz.

$p_1 V_1 = p_2 V_2$

$$p_{2A} = \frac{p_{1A} V_{1A}}{V_{2A}}$$

$$= \frac{150{,}0\,\text{kPa} \cdot 0{,}25\,\text{L}}{1{,}50\,\text{L}} = 25\,\text{kPa}$$

$$p_{2B} = \frac{p_{1B} V_{1B}}{V_{2B}}$$

$$= \frac{60{,}0\,\text{kPa} \cdot 0{,}25\,\text{L}}{1{,}50\,\text{L}} = 10\,\text{kPa}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

$$p_{2C} = \frac{p_{1C} V_{1C}}{V_{2C}}$$

$$= \frac{32{,}0\ \text{kPa} \cdot 1{,}00\ \text{L}}{1{,}50\ \text{L}} = 21{,}3\ \text{kPa}$$

3. *Calculer la pression totale.*

$p_T = p_A + p_B + p_C$

= 25 kPa + 10 kPa + 21,3 kPa = 56 kPa

Réponse : La pression totale du mélange est de 56 kPa.

9 Dans un erlenmeyer, on fait chauffer un échantillon de chlorate de potassium ($KClO_3$) qui se décompose alors selon la réaction suivante :

$$2\ KClO_{3(s)} \rightarrow 2\ KCl_{(s)} + 3\ O_{2(g)}$$

On recueille le dioxygène (O_2) produit par déplacement d'eau à 21 °C et la pression mesurée est de 101,6 kPa. Sachant que le volume de dioxygène recueilli est de 0,450 L, déterminez la masse de chlorate de potassium qui a réagi.

Données

$M_{KClO_3} = 122{,}55\ \text{g/mol}$

$p_T = 101{,}6\ \text{kPa}$

$p_{H_2O} = 2{,}49\ \text{kPa à } 21\,^\circ\text{C}$

$V_{O_2} = 0{,}450\ \text{L}$

$T = 21\,^\circ\text{C} + 273 = 294\ \text{K}$

$R = 8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$

$p_{O_2} = ?\ \text{kPa}$

$n_{O_2} = ?\ \text{mol}$

$n_{KClO_3} = ?\ \text{mol}$

$m_{KClO_3} = ?\ \text{g}$

Solution

1. *Calculer la pression de O_2.*

$p_T = p_{O_2} + p_{\text{vapeur d'eau}}$

$p_{O_2} = p_T - p_{\text{vapeur d'eau}}$

= 101,6 kPa – 2,49 kPa = 99,1 kPa

2. *Calculer le nombre de moles de O_2.*

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

$$n_{O_2} = \frac{99{,}1\ \text{kPa} \cdot 0{,}450\ \text{L}}{8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 294\ \text{K}} = 0{,}0182\ \text{mol}$$

3. *Calculer le nombre de moles de $KClO_3$ à partir des rapports de l'équation.*

$$\frac{2\ \text{mol de } KClO_3}{n_{KClO_3}} = \frac{3\ \text{mol de } O_2}{0{,}0182\ \text{mol de } O_2}$$

$$n_{KClO_3} = \frac{0{,}0182\ \text{mol} \cdot 2\ \text{mol}}{3\ \text{mol}} = 0{,}0121\ \text{mol}$$

4. *Calculer la masse de de $KClO_3$.*

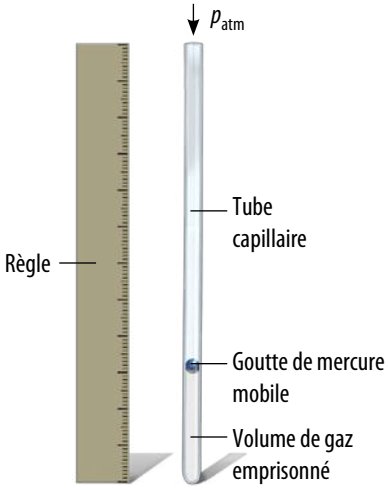
$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn$$

m = 122,55 g/mol • 0,0121 mol = 1,48 g

Réponse : La masse de chlorate de potassium est de 1,48 g.

10 DÉFI Afin de mesurer la température d'un liquide, un élève fabrique un thermomètre à gaz en emprisonnant une certaine quantité de gaz sous une goutte de mercure placée dans un étroit tube de verre dont l'extrémité inférieure est fermée (*voir la figure ci-contre*). Lorsque le thermomètre est plongé dans un liquide à 2,0 °C, le volume de gaz dans le tube capillaire est de 1,80 mL. Sachant que le rayon du tube de verre est de 0,25 cm, de combien de centimètres la goutte de mercure montera-t-elle si on plonge le thermomètre dans un liquide à 110 °C ?

Un thermomètre à gaz



Données

$V_1 = 1{,}80$ mL

$T_1 = 2{,}0$ °C + 273 = 275 K

$T_2 = 110$ °C + 273 = 383 K

$r = 0{,}25$ cm

$V_2 = ?$ mL

$\Delta h = ?$ cm

Solution

1. *Calculer le volume final.*

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{1{,}80\ \text{mL} \cdot 383\ \text{K}}{275\ \text{K}} = 2{,}51\ \text{mL}$$

2. *Calculer la variation de volume.*

$\Delta V = V_2 - V_1 = 2{,}51\ \text{mL} - 1{,}80\ \text{mL} = 0{,}71\ \text{mL}$

Comme 1 mL = 1 cm^3, alors 0,71 mL = 0,71 cm^3.

3. *Calculer la variation de hauteur de la goutte de mercure.*

$$\Delta V_{gaz} = V_{cylindre} = \pi r^2 \cdot \Delta h$$

$$\Delta h = \frac{\Delta V_{gaz}}{\pi r^2} = \frac{0{,}71\ \text{cm}^3}{\pi \cdot (0{,}25\ \text{cm})^2} = 3{,}6\ \text{cm}$$

Réponse : La goutte de mercure montera de 3,6 cm.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

MODULE 1

CONSOLIDATION

1 Deux ballons de verre identiques sont remplis à la même température. Le premier renferme 8,08 g de néon (Ne) et le second, 52,52 g de xénon (Xe). Encerclez les énoncés qui décrivent correctement cette situation.

A. Si on laisse les gaz s'échapper des ballons, la vitesse de diffusion du néon sera plus grande que celle du xénon.

B. La pression est la même dans les deux ballons.

C. Le ballon de xénon contient un plus grand nombre de particules.

D. L'énergie cinétique est la même dans les deux ballons.

E. L'espace entre les particules de néon est plus grand que celui entre les particules de xénon.

F. Le volume molaire du xénon est plus grand que celui du néon.

2 Associez chacune des situations suivantes à un comportement des gaz parmi les suivants : compressibilité, expansion, effusion, diffusion.

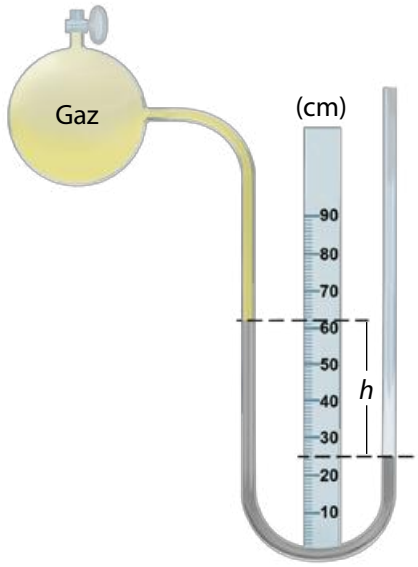
a) Au cours de la combustion de l'essence dans un cylindre de moteur à quatre temps, le volume du mélange gazeux produit augmente violemment. Il pousse alors le piston vers le bas. — Expansion.

b) L'odeur du pain qui cuit se répand dans la boulangerie. — Diffusion.

c) Lorsqu'on sort les vélos à la fin de l'hiver, les pneus sont dégonflés. — Effusion.

d) Dans un thermomètre à gaz, le volume gazeux diminue lorsque la température diminue. — Compressibilité.

3 Sachant que la pression du gaz dans le ballon est de 51,4 kPa, déterminez la valeur de la pression atmosphérique.



Solution

1. Calculer la différence de hauteur de la colonne de mercure.

$h = 62{,}0\ \text{cm Hg} - 25{,}0\ \text{cm Hg} = 37{,}0\ \text{cm Hg} = 370\ \text{mm Hg}$

2. Calculer l'équivalence en mm Hg de la différence de hauteur.

$$\frac{101{,}3\ \text{kPa}}{p_{\text{atm}}} = \frac{760\ \text{mm Hg}}{370\ \text{mm Hg}}$$

$$p = \frac{370\ \text{mm Hg} \cdot 101{,}3\ \text{kPa}}{760\ \text{mm Hg}} = 49{,}3\ \text{kPa}$$

3. Calculer la valeur de la pression atmosphérique.

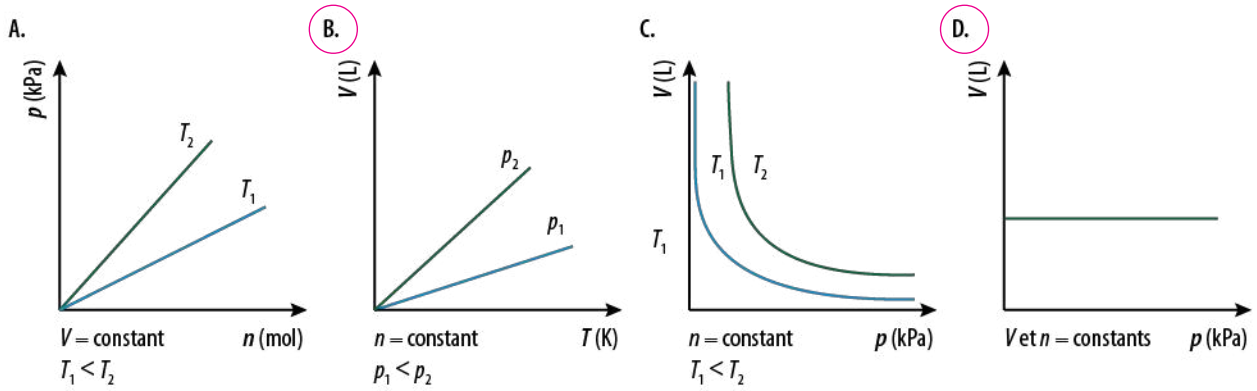
$p_{\text{gaz}} = p_{\text{atm}} - h$

$p_{\text{atm}} = p_{\text{gaz}} + h = 51{,}4\ \text{kPa} + 49{,}3\ \text{kPa} = 100{,}7\ \text{kPa}$

Réponse : La valeur de la pression atmosphérique est de 100,7 kPa.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

4 Encerclez le ou les diagrammes qui ne correspondent pas aux comportements d'un gaz parfait.



5 Classez en ordre décroissant de vitesse de diffusion les gaz suivants, sachant qu'ils se trouvent tous aux mêmes conditions de température et de pression.

Cl_2 C_2H_6 NO_2 He I_2 He, C_2H_6, NO_2, Cl_2, I_2

6 Calculez le rapport de vitesse de diffusion des molécules de diazote (N_2) et de dichlore (Cl_2) dans un mélange de gaz à TAPN. Que signifie ce rapport ?

Données	**Solution**
$M_{N_2} = 28{,}02$ g/mol $M_{Cl_2} = 70{,}90$ g/mol	$\frac{v_{N_2}}{v_{Cl_2}} = \sqrt{\frac{M_{Cl_2}}{M_{N_2}}} = \sqrt{\frac{70{,}90\text{ g/mol}}{28{,}02\text{ g/mol}}} = 1{,}591$

Réponse : Le rapport des vitesses de diffusion des deux gaz est de 1,591. Ce rapport signifie qu'une particule de diazote se déplace à environ 1,591 fois la vitesse d'une particule de dichlore.

7 À partir de la loi générale des gaz et de la théorie cinétique, expliquez ce qu'il advient de la température absolue d'un échantillon de gaz si on double son nombre de moles tout en conservant la pression et le volume constant.

Selon la loi générale des gaz, la relation entre le nombre de moles d'un gaz et sa température est inversement proportionnelle. Afin de pouvoir augmenter le nombre de particules d'un gaz sans augmenter la fréquence des collisions entre les particules et leur contenant (pression), l'énergie cinétique des particules doit diminuer. Pour ce faire, la température doit diminuer. Ainsi, si on double le nombre de particules, la température absolue diminuera de moitié.

8 Démontrez que le volume molaire d'un gaz correspond à l'égalité $V_m = \frac{RT}{P}$.

Puisque $pV = nRT$, et si $n = 1$ mol, alors

$V = 1\text{ mol} \cdot \frac{RT}{P}$

$V = \frac{RT}{P}$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

9 Déterminez le nombre de moles de xénon (Xe) contenu dans un réservoir de 8,35 L à 800 mm Hg et à 24 °C. Si le réservoir renfermait du néon (Ne) plutôt que du xénon, la réponse serait-elle la même ? Expliquez votre raisonnement.

Données

p = 800 mm Hg

V = 8,35 L

$R = 8{,}314\,(\text{kPa}\cdot\text{L})/(\text{mol}\cdot\text{K})$

T = 24 °C + 273 = 297 K

n_{He} = ? mol

Solution

1. *Convertir la pression en kilopascals.*

$$\frac{800\text{ mm Hg}}{760\text{ mm Hg}} = \frac{p}{101{,}3\text{ kPa}}$$

$$p = \frac{101{,}3\text{ kPa}\cdot 800\text{ mm Hg}}{760\text{ mm Hg}} = 107\text{ kPa}$$

2. *Calculer le nombre de moles.*

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{107\text{ kPa}\cdot 8{,}35\text{ L}}{8{,}314\,(\text{kPa}\cdot\text{L})/(\text{mol}\cdot\text{K})\cdot 297\text{ K}} = 0{,}362\text{ mol}$$

Réponse : La quantité de xénon renfermée dans le réservoir est de 0,362 mol. Cette quantité serait la même si c'était du néon. Selon la loi d'Avogadro, des volumes égaux de gaz différents, aux mêmes conditions de température et de pression, contiennent le même nombre de moles.

10 En industrie, on décompose du chlorure de sodium (NaCl) afin d'obtenir du sodium métallique (Na) et du dichlore (Cl_2). Quel volume de dichlore obtiendra-t-on à TAPN si on décompose 150 kg de chlorure de sodium ?

$$2\,NaCl_{(s)} \rightarrow 2\,Na_{(s)} + Cl_{2(g)}$$

Données

m_{NaCl} = 150 kg = $1{,}50 \times 10^5$ g

M_{NaCl} = 58,44 g/mol

V_m à TAPN = 24,5 L/mol

V_{Cl_2} = ? L

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de NaCl.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1{,}50 \times 10^5\text{ g}}{58{,}44\text{ g/mol}} = 2{,}57 \times 10^3\text{ mol}$$

2. *Calculer le nombre de moles de Cl_2 à partir des rapports de l'équation.*

$$\frac{2\text{ mol de NaCl}}{2{,}57 \times 10^3\text{ mol de NaCl}} = \frac{1\text{ mol de } Cl_2}{n_{Cl_2}}$$

$$n_{Cl_2} = \frac{2{,}57 \times 10^3\text{ mol}\cdot 1\text{ mol}}{2\text{ mol}} = 1{,}29 \times 10^3\text{ mol}$$

3. *Calculer le volume de Cl_2.*

$$V_m = \frac{V}{n} \Rightarrow V = V_m n$$

V = 24,5 L/mol • $1{,}29 \times 10^3$ mol = $3{,}16 \times 10^3$ L

Réponse : On obtiendra un volume de dichlore de $3{,}16 \times 10^3$ L.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

11 Un mélange de gaz dont la masse est égale à 0,568 g est enfermé dans un contenant de 10 L dans lequel il exerce une pression de 197,5 kPa. Le mélange contient 12,3 % d'argon (Ar), 48,0 % de xénon (Xe) et 39,7 % de néon (Ne). Quelle est la pression partielle de chacun de ces gaz dans le mélange ?

Données

$\%_{Ar} = 12{,}3\ \%$

$\%_{Xe} = 48{,}0\ \%$

$\%_{Ne} = 39{,}7\ \%$

$p_T = 197{,}5\ kPa$

$p_{Ar} = ?\ kPa$

$p_{Xe} = ?\ kPa$

$p_{Ne} = ?\ kPa$

Solution Plusieurs démarches possibles. Ex. :

Calculer la pression partielle des gaz.

$p_{Ar} = \%_{Ar} \cdot p_T$

$= 0{,}123 \cdot 197{,}5\ kPa = 24{,}3\ kPa$

$p_{Xe} = \%_{Xe} \cdot p_T$

$= 0{,}48 \cdot 197{,}5\ kPa = 94{,}8\ kPa$

$p_{Ne} = \%_{Ne} \cdot p_T$

$= 0{,}397 \cdot 197{,}5\ kPa = 78{,}4\ kPa$

Réponse : La pression partielle de l'argon est de 24,3 kPa, celle du xénon est de 94,8 kPa et celle du néon est de 78,4 kPa.

12 En laboratoire, un élève remplit un erlenmeyer de 0,64 g de dioxygène (O_2) et mesure une pression de 98,0 kPa à une température de 21 °C. Il vide le contenant et le remplit avec 2,37 g d'un gaz inconnu. La pression augmente alors à 195 kPa et la température à 45 °C. Quelle est la masse molaire du gaz inconnu ?

Données

$m_{O_2} = 0{,}64\ g$

$p_{O_2} = 98{,}0\ kPa$

$M_{O_2} = 32{,}00\ g/mol$

$T_{O_2} = 21\,°C + 273 = 294\ K$

$m_x = 2{,}37\ g$

$p_x = 195\ kPa$

$T_x = 45\ °C + 273 = 318\ K$

$n_{O_2} = ?\ mol$

$n_x = ?\ mol$

$M_x = ?\ g/mol$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de O_2.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{0{,}64\ g}{32{,}00\ g/mol} = 0{,}020\ mol$$

2. *Calculer le nombre de moles du gaz inconnu.*

$$\frac{p_{O_2}}{n_{O_2} T_{O_2}} = \frac{p_x}{n_x T_x} \Rightarrow n_x = \frac{p_x\, n_{O_2} T_{O_2}}{T_x\, p_{O_2}}$$

$$n_x = \frac{195\ kPa \cdot 0{,}020\ mol \cdot 294\ K}{318\ K \cdot 98{,}0\ kPa} = 0{,}037\ mol$$

3. *Calculer la masse molaire du gaz inconnu.*

$$M = \frac{m}{n}$$

$$= \frac{2{,}37\ g}{0{,}037\ mol} = 64\ g/mol$$

Réponse : La masse molaire du gaz inconnu est de 64 g/mol.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

13 On désire gonfler un ballon-sonde à l'aide de bonbonnes de 50,0 L d'hélium (He) dont la pression est de 12 000 kPa à 20 °C. Combien de bonbonnes devra-t-on acheter si le ballon doit avoir un volume de 100 000 L à une pression de 10,0 kPa et à une température de -50 °C ?

Données

$p_1 = 12\,000$ kPa

$T_1 = 20$ °C + 273 = 293 K

$p_2 = 10{,}0$ kPa

$V_2 = 100\,000$ L

$T_2 = -50$ °C + 273 = 223 K

$V_1 = ?$ L

Solution

1. *Calculer le volume initial nécessaire.*

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2} \Rightarrow V_1 = \frac{p_2V_2T_1}{p_1T_2}$$

$$V_1 = \frac{10{,}0\text{ kPa} \cdot 100\,000\text{ L} \cdot 293\text{ K}}{12\,000\text{ kPa} \cdot 223\text{ K}} = 109\text{ L}$$

2. *Calculer le nombre de bonbonnes nécessaire.*

$$\text{Nombre de bonbonnes} = \frac{110\text{ L}}{50{,}0\text{ L}} = 2{,}18\text{ bonbonnes}$$

Réponse : Il faudra acheter 3 bonbonnes.

14 On recueille un gaz par déplacement d'eau à 18 °C dans un ballon de 350 mL. Le manomètre indique une pression de 75,6 kPa. Déterminez le volume occupé par le gaz sec (sans la vapeur d'eau) à la même température, mais à une pression de 102,2 kPa.

Données

$p_T = 75{,}6$ kPa

$p_{H_2O} = 2{,}07$ kPa à 18 °C

$V_1 = 350$ mL

$p_2 = 102{,}2$ kPa

$p_{gaz} = p_1 = ?$ kPa

$V_2 = ?$ mL

Solution

1. *Calculer la pression du gaz.*

$p_T = p_{gaz} + p_{vapeur\ d'eau}$

$p_{gaz} = p_T - p_{vapeur\ d'eau}$

$= 75{,}6\text{ kPa} - 2{,}07\text{ kPa} = 73{,}5\text{ kPa}$

2. *Calculer le volume du gaz sec.*

$$p_1V_1 = p_2V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{p_1V_1}{p_2}$$

$$V_2 = \frac{73{,}5\text{ kPa} \cdot 350\text{ mL}}{102{,}2\text{ kPa}} = 252\text{ mL}$$

Réponse : Le volume de gaz sec est de 252 mL.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

15 DÉFI Un échantillon de lithium (Li) réagit avec un excès de diazote (N_2) à 20,0 °C dans une ampoule de 1,00 L à une pression de 124,6 kPa. Lorsque tout le lithium a réagi, la pression n'est plus que de 93,2 kPa.

a) Quelle masse de diazote a réagi avec le lithium ?

$$6\ Li_{(s)} + N_{2(g)} \rightarrow 2\ Li_3N_{(s)}$$

Données

$p_1 = 124{,}6$ kPa

$V_1 = V_2 = 1{,}00$ L

$R = 8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$

$T = 20{,}0\ °\text{C} + 273 = 293$ K

$p_2 = 93{,}2$ kPa

$M_{N_2} = 28{,}02$ g/mol

$n_1 = ?$ mol

$n_2 = ?$ mol

$n_{\text{réagi}} = ?$ mol

$m_{N_2} = ?$ g

Solution Plusieurs démarches possibles. Ex. :

1. *Calculer le nombre de moles initial de N_2.*

$$pV = nRT \Rightarrow n_1 = \frac{p_1 V}{RT}$$

$$n_1 = \frac{124{,}6\ \text{kPa} \cdot 1{,}00\ \text{L}}{8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 293\ \text{K}} = 0{,}0511\ \text{mol}$$

2. *Calculer le nombre de moles final de N_2.*

$$\frac{p_1}{n_1} = \frac{p_2}{n_2} \Rightarrow n_2 = \frac{p_2 n_1}{p_1}$$

$$n_2 = \frac{93{,}2\ \text{kPa} \cdot 0{,}0511\ \text{mol}}{124{,}6\ \text{kPa}} = 0{,}0382\ \text{mol}$$

3. *Calculer le nombre de moles qui a réagi.*

$$n_{\text{réagi}} = n_1 - n_2$$

$$= 0{,}0511\ \text{mol} - 0{,}0382\ \text{mol} = 0{,}0129\ \text{mol}$$

4. *Calculer la masse de N_2.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn$$

$m = 28{,}02$ g/mol • 0,0129 mol = 0,361 g

Réponse : La masse de diazote qui a réagi avec le lithium est de 0,361 g.

b) Quelle était la masse initiale de lithium ?

Données

$M_{Li} = 6{,}94$ g/mol

$n_{N_2} = 0{,}0129$ mol

$n_{Li} = ?$ mol

$m_{Li} = ?$ g

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de Li à partir des rapports molaires de l'équation.*

$$\frac{6\ \text{mol de Li}}{n_{Li}} = \frac{1\ \text{mol de } N_2}{0{,}0129\ \text{mol de } N_2}$$

$$n_{Li} = \frac{0{,}0129\ \text{mol} \cdot 6\ \text{mol}}{1\ \text{mol}} = 0{,}0774\ \text{mol}$$

2. *Calculer la masse de Li.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn$$

$m = 6{,}94$ g/mol • 0,0774 mol = 0,537 g

Réponse : La masse initiale de lithium était de 0,537 g.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

MODULE 2

L'aspect énergétique des transformations



SOMMAIRE

Chapitre 4 Les transformations et les variations d'énergie..... 136
Chapitre 5 La chaleur molaire d'une réaction..... 197



CHAPITRE 4

LES TRANSFORMATIONS ET LES VARIATIONS D'ÉNERGIE

Les transformations de la matière entraînent toutes un transfert ou une transformation d'énergie. Par exemple, les geysers sont des manifestations naturelles de l'immense énergie emmagasinée au centre de la Terre. La température interne de la Terre est très élevée (environ 5000 °C) et constitue une grande source de chaleur. Lorsque cette chaleur est transférée aux eaux souterraines par le magma, l'eau remonte à la surface sous forme de vapeur d'eau et cause l'apparition de tels phénomènes.

De nombreuses transformations absorbent de l'énergie, alors que d'autres en libèrent. Ainsi, au cours de la photosynthèse, les plantes et végétaux absorbent l'énergie lumineuse du soleil pour fabriquer leurs nutriments. Au contraire, la combustion du bois libère une grande quantité d'énergie sous forme de chaleur et de lumière.

Ce chapitre aborde les concepts associés aux transferts et aux transformations de l'énergie.

SOMMAIRE

Section 1 L'énergie et la chaleur 137
Section 2 Les transformations et l'absorption ou le dégagement d'énergie 149
Section 3 Le bilan énergétique 166

RAPPELS

1.3 La notation de Lewis 2
6 Les transformations physiques 14
7.3 La stœchiométrie 17
7.4 Les transformations endothermiques et exothermiques 18

L'ÉNERGIE ET LA CHALEUR

SECTION 1

L'énergie est un concept utilisé pour exprimer une propriété physique que l'on ne peut observer, mais dont nous subissons constamment les effets. L'Univers lui-même est une manifestation d'énergie.

1.1 L'énergie

L'**énergie (*E*)** est la capacité d'accomplir un travail ou de provoquer un changement.

Le tableau 4.1 présente une synthèse des principales formes d'énergie.

TABLEAU 4.1 Les principales formes d'énergie

Forme d'énergie	Définition	Exemple
Énergie mécanique	Énergie produite par un mouvement ou par une position.	Énergie de l'automobile roulant sur une route.
Énergie électrique	Énergie produite par le déplacement de particules chargées (électrons).	Énergie utilisée pour faire fonctionner un grille-pain.
Énergie nucléaire	Énergie produite par la fission du noyau d'un atome.	Énergie utilisée pour faire fonctionner une centrale nucléaire.
Énergie chimique	Énergie qui provient d'une substance ou d'une réaction chimique.	Énergie contenue dans le glucose.
Énergie thermique	Énergie qui est due au mouvement de particules (atomes ou molécules) produisant de la chaleur.	Énergie de l'eau qui bout.
Énergie rayonnante	Énergie qui se propage par rayonnement.	Énergie du four micro-ondes qui réchauffe les aliments.

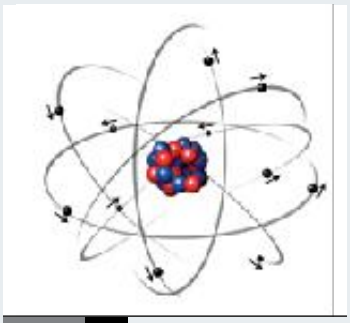


FIGURE 4.1 L'énergie cinétique des électrons est liée à leur rotation autour du noyau de l'atome.



FIGURE 4.2 L'énergie potentielle gravitationnelle de la plongeuse est liée à sa position par rapport au niveau de l'eau de la piscine.

L'énergie mécanique est constituée de deux formes d'énergie :

- l'énergie cinétique (E_c), c'est-à-dire l'énergie que possède un objet en mouvement (*voir un exemple à la figure 4.1*) ;
- l'énergie potentielle gravitationnelle (E_{pg}), c'est-à-dire l'énergie liée à la position d'un objet au-dessus du sol (*voir un exemple à la figure 4.2*).

Dans le système international d'unités (SI), l'unité de mesure de l'énergie est le joule (J). Un joule correspond au travail effectué par une force de un newton (N) pour déplacer un objet sur une distance de un mètre (m) :

$$1\ \text{J} = 1\ \text{N} \times 1\ \text{m}$$

Système isolé
Système qui ne permet aucun échange de matière et d'énergie avec le milieu environnant.

Tout comme la matière, l'énergie se conserve. Ainsi, lors d'un transfert ou d'une transformation, l'énergie n'est ni créée ni détruite. Elle peut seulement être transférée d'un endroit à un autre, ou transformée pour passer d'une forme d'énergie à une autre. La quantité totale d'énergie d'un **système isolé** demeure donc toujours constante. Par exemple, l'énergie cinétique d'un objet en mouvement peut se transformer en énergie potentielle gravitationnelle et vice versa. La somme de ces deux énergies, l'énergie mécanique, demeure toujours constante (*voir la figure 4.3*).

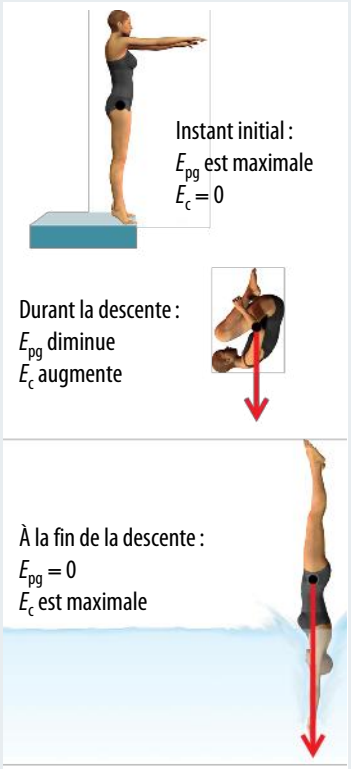


FIGURE 4.3 Durant un plongeon, l'énergie potentielle gravitationnelle (E_{pg}) se transforme progressivement en énergie cinétique (E_c). La somme de ces énergies demeure constante.

L'énergie thermique

L'**énergie thermique (E_T)** est l'énergie cinétique associée au mouvement d'agitation des particules (atomes ou molécules) qui composent un objet ou une substance.

L'énergie thermique est l'une des formes d'énergie qui participent le plus souvent aux transformations de la matière. Elle dépend de la nature de la substance, du nombre de particules qui la composent, ainsi que du degré d'agitation de ces particules, donc de sa température.

Ainsi :

- pour une température donnée, plus le nombre de particules présentes dans une substance est élevé, plus son énergie thermique est grande ;
- plus la température d'une substance est élevée, plus son énergie thermique est grande.

Il faut bien comprendre la différence entre l'énergie thermique et la température.

La **température (*T*)** est une mesure de l'agitation des particules (atomes ou molécules) contenues dans une substance. Elle se mesure en degrés Celsius (°C) ou en kelvins (K).

La température dépend essentiellement de la vitesse des particules d'une substance (*voir la figure 4.4*). Ainsi, à 20 °C, on observe la même agitation thermique dans des quantités de 1 kg et de 1 g d'eau. Cependant, comme il y a plus de particules agitées dans 1 kg d'eau, l'énergie thermique emmagasinée y est plus importante.

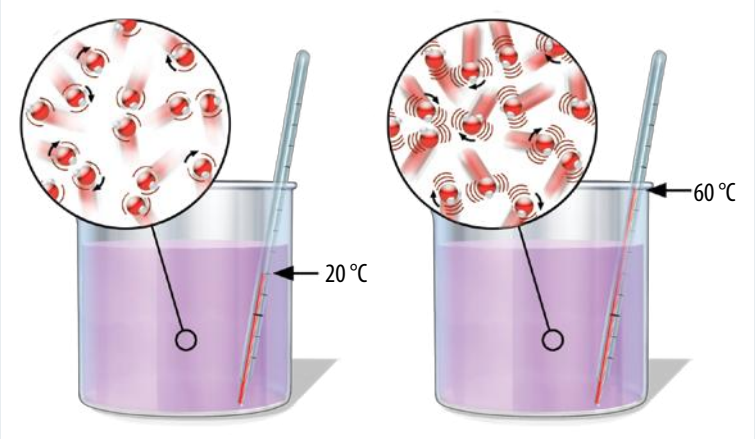


FIGURE 4.4 L'agitation thermique des molécules est faible à basse température et intense à haute température. Ainsi, pour une même quantité d'eau de 1 kg, l'énergie thermique emmagasinée à 60 °C sera supérieure à celle emmagasinée à 20 °C, car l'agitation thermique des particules est plus grande à 60 °C.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EN PLUS… CONNAISSEZ-VOUS VRAIMENT LA TEMPÉRATURE ?

La mesure de la température fait partie de notre quotidien. Chaque jour, nous consultons la météo pour connaître la température extérieure. En cas de fièvre, nous utilisons un thermomètre pour connaître notre température corporelle. Cependant, deux aspects de la température demeurent méconnus.

Premier aspect : Que mesure exactement la température ?
Par définition, la température mesure l'agitation thermique des particules. Mais en quoi consiste cette agitation ? Les atomes ou molécules formant un solide, un liquide ou un gaz effectuent des mouvements de rotation et de translation, et les liaisons chimiques à l'intérieur des molécules effectuent des mouvements de vibration. La température mesure la vitesse de ces mouvements. Plus leur vitesse est grande et plus la température est élevée (*voir la figure 4.5*). La température est nulle lorsque les particules n'ont aucun mouvement. On parle alors du zéro absolu ($T = -273{,}15$ °C).

Second aspect : La température est la propriété thermodynamique la plus importante de la matière.
Toutes les grandeurs physiques en dépendent. On doit souvent déterminer ces grandeurs à partir d'une température de référence. Ainsi, il n'est pas totalement juste de dire que la masse volumique de l'eau est de 1000 kg/m^3 si on ne mentionne pas sa température. En effet, à l'état liquide, l'eau a une masse volumique de 1000 kg/m^3 à 4 °C, de 998,3 kg/m^3 à 20 °C et de 958,1 kg/m^3 à 100 °C.

De même, la capacité thermique massique de l'eau liquide (4185,5 J/kg • °C) n'est valable que pour une température de 15 °C. Elle est de 4182 J/kg • °C à 20 °C et de 4216 J/kg • °C à 100 °C.

Donc, pour faire preuve de rigueur scientifique, on devrait accompagner chaque valeur d'une grandeur physique par la température qui lui correspond.

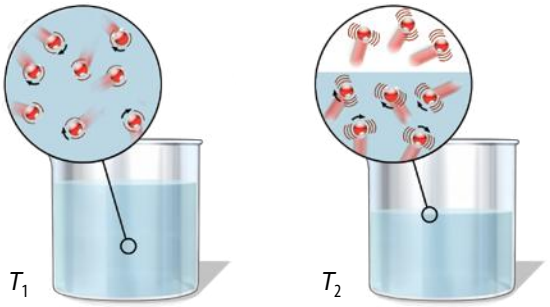


FIGURE 4.5 L'agitation thermique des particules contenues dans les molécules d'eau à deux températures différentes ($T_2 > T_1$).

1.2 La chaleur

Lorsque deux substances de températures différentes entrent en contact l'une avec l'autre, la substance ayant la température la plus élevée transfère une partie de son énergie thermique à la substance ayant la température la moins élevée. Ce transfert de chaleur se poursuit jusqu'à ce que les deux substances atteignent la même température (*voir la figure 4.6*).

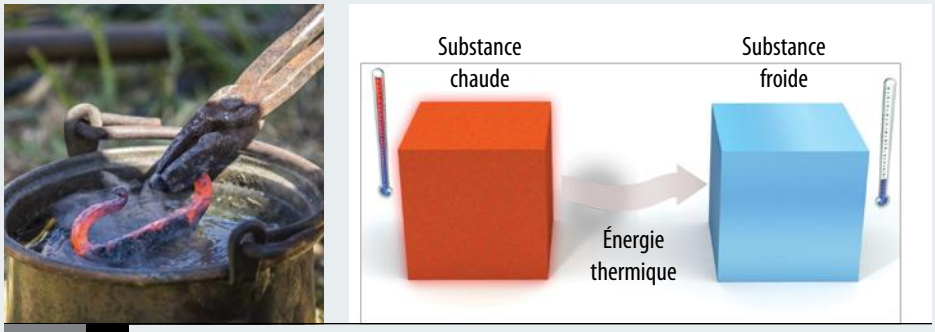


FIGURE 4.6 **Le refroidissement d'un morceau de fer chauffé à blanc.** Lorsque deux substances de températures différentes sont mises en contact, il y a un transfert d'énergie thermique de la substance la plus chaude (le métal) vers la substance la plus froide (l'eau).

Par exemple, on éprouve une sensation de froid en entrant dans l'eau d'une piscine ou une sensation de chaleur en entrant dans un sauna. La sensation de froid est due au fait que notre corps, plus chaud que l'eau de la piscine, transfère une certaine quantité de son énergie thermique à l'eau de la piscine. À l'inverse, c'est l'air chaud du sauna qui transfère une partie de son énergie thermique à notre corps. Dans les deux cas, on dit que le corps chaud transfère de la chaleur au corps froid.

La **chaleur (*Q*)** est un transfert d'énergie thermique (E_T) entre deux substances de températures différentes mises en contact l'une avec l'autre. Son unité de mesure est le joule (J).

La chaleur correspond à la variation d'énergie thermique d'une substance lorsque sa température varie ($Q = \Delta E_T$).

ZOOM NICOLAS LÉONARD SADI CARNOT



FIGURE 4.7 Nicolas Léonard Sadi Carnot (1796-1832) : physicien et ingénieur français.

Sadi Carnot a posé les bases d'une branche de la physique aujourd'hui connue sous le nom de « thermodynamique ». Le fonctionnement des machines thermodynamiques est basé sur le transfert de chaleur pour produire un travail. L'amélioration de leur efficacité était l'une des préoccupations de Sadi Carnot. Il met au point un cycle, le cycle de Carnot, constitué de quatre transformations réversibles successives :

- deux transformations à température constante ;
- deux transformations sans échange de chaleur avec le milieu extérieur.

Sadi Carnot part du principe que le travail produit par la chaleur ne dépend que des températures des substances entre lesquelles il y a transfert de chaleur. Ce cycle est à la base de tous les moteurs thermiques, à explosion et à réaction.

1.3 La détermination de la variation de l'énergie thermique

La chaleur (Q) d'une substance est proportionnelle à chacun des trois facteurs suivants (*voir la figure 4.8, à la page suivante*) :

- la variation de température (ΔT), lorsque cette substance est chauffée ou refroidie ;
- la masse (m) de la substance ;
- la capacité thermique massique (c), liée à la nature de la substance.

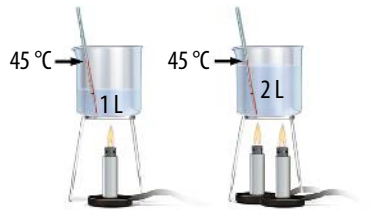
Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Deux substances de natures différentes et de masses identiques qui reçoivent la même quantité de chaleur ne verront pas leur température augmenter de façon similaire, puisque la variation de température dépend aussi de la nature de la substance. En effet, chaque substance possède une certaine capacité de stockage de chaleur : c'est la capacité thermique massique.

La **capacité thermique massique (*c*)** est une propriété caractéristique de la matière. Elle correspond à la quantité d'énergie thermique qu'il faut transférer à un gramme d'une substance pour augmenter sa température de un degré Celsius. Son unité de mesure est le joule par gramme, par degré Celsius (J/g • °C).

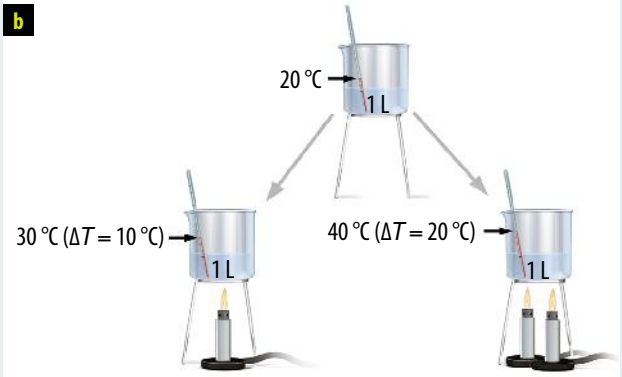
Chaque substance a une capacité thermique massique qui lui est propre (*voir le tableau 4.2 et la figure 4.9*). Dans le tableau 4.2, on remarque que les valeurs des capacités thermiques massiques des métaux sont très faibles, ce qui explique leur bonne conductibilité thermique.

a



Lorsque la masse d'eau est doublée, il faut fournir le double de chaleur pour obtenir la même température.

b



Lorsque la quantité de chaleur est doublée, l'écart de température double.

FIGURE 4.8 La chaleur que doit absorber une substance pour que sa température augmente est proportionnelle à sa masse ainsi qu'à la variation de température.

TABLEAU 4.2 La capacité thermique massique de quelques substances à 25 °C

Substance	Capacité thermique massique (J/g • °C)	Substance	Capacité thermique massique (J/g • °C)
Eau	4,19	Gypse	1,09
Éthanol	2,44	Air sec	1,01
Liquide antigel	2,20	Aluminium (Al)	0,90
Béton	2,10	Verre	0,84
Glace	2,05	Fer (Fe)	0,45
Huile	2,00	Cuivre (Cu)	0,39
Bois	1,76	Plomb (Pb)	0,13



FIGURE 4.9 La capacité thermique massique de l'eau est de 4,19 J/g • °C. Cela signifie qu'il faut fournir 4,19 J d'énergie à 1 g d'eau pour élever sa température de 1 °C.

Comme la quantité de chaleur est proportionnelle à la masse, à la capacité thermique massique et à la variation de température, on peut la déterminer à partir de l'équation suivante :

$$Q = mc\Delta T$$

où

- Q = quantité de chaleur, exprimée en joules (J)
- m = masse d'une substance, exprimée en grammes (g)
- c = capacité thermique massique d'une substance, exprimée en joules par gramme, par degré Celsius (J/g • °C)
- ΔT = variation de température ($T_f - T_i$), exprimée en degrés Celsius (°C)

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Il est d'usage de considérer que :

- une valeur positive de la chaleur indique que la chaleur est absorbée par la substance, qui se réchauffe ;
- une valeur négative de la chaleur indique que la chaleur est dégagée par la substance, qui se refroidit.

Le signe positif ou négatif attribué à la quantité de chaleur dépend du signe de la variation de température (*voir le tableau 4.3*).

TABLEAU 4.3 Le signe de la quantité de chaleur en fonction de la variation de la température

Température (T)	Variation de température (ΔT)	Variation d'énergie thermique (ΔE_T)	Chaleur (Q)
Augmente	Positive	Positive	Absorbée ($Q > 0$) : +
Diminue	Négative	Négative	Dégagée ($Q < 0$) : –

Voici un exemple d'application de l'équation du calcul de la chaleur ($Q = mc\Delta T$).

EXEMPLE

Il faut 60,3 kJ de chaleur pour augmenter la température d'un bloc de métal de 200 g de 21,0 °C à 700 °C. De quel métal s'agit-il ?

Données

$m = 200$ g
$Q = 61{,}2$ kJ $= 61\,200$ J
$T_i = 21{,}0$ °C
$T_f = 700$ °C
$\Delta T = ?$ °C
$c = ?$ J/g • °C

Solution

1. *Calculer la variation de température.*
   $\Delta T = T_f - T_i = 700\ °C - 21{,}0\ °C = 679\ °C$
2. *Calculer la capacité thermique massique.*
   $Q = mc\Delta T \quad \Rightarrow \quad c = \dfrac{Q}{m\Delta T}$
   $c = \dfrac{61\,200\ J}{200\ g \cdot 679\ °C} = 0{,}451\ J/g \cdot °C$

Réponse Le bloc de métal est composé de fer (Fe), car sa capacité thermique massique correspond à celle de cette substance.

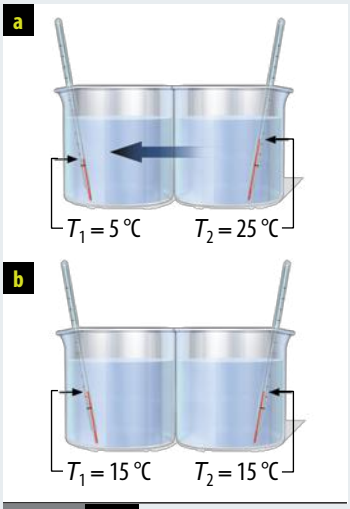


FIGURE 4.10 Lorsque deux substances de températures différentes sont mises en contact (a), il y a un transfert de chaleur de la substance la plus chaude vers la substance la plus froide jusqu'à ce que les températures des deux substances soient égales (b).

1.4 Le calcul de l'énergie transférée

Lorsque deux substances sont mises en contact, le transfert d'énergie thermique sous forme de chaleur va de la substance la plus chaude vers la substance la plus froide. Ce transfert se poursuit jusqu'à ce que les deux substances atteignent une température se situant entre les températures initiales de chacune des deux substances (*voir la figure 4.10*).

Pour déterminer la température intermédiaire, on utilisera la relation mathématique $Q = mc\Delta T$, ainsi que la loi de la conservation de l'énergie.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Selon la **loi de la conservation de l'énergie**, dans un système isolé, toute la chaleur cédée par la substance la plus chaude (substance 1) est récupérée par la substance la plus froide (substance 2) sans aucune perte de chaleur lors du transfert.

Par convention, une chaleur positive désigne l'énergie absorbée et une chaleur négative désigne l'énergie dégagée. On pourra donc écrire :

$$-Q_{\text{dégagée}} = Q_{\text{absorbée}} \quad \Rightarrow \quad -Q_1 = Q_2$$
$$-m_1 c_1 \Delta T_1 = m_2 c_2 \Delta T_2$$

où

Q = quantité de chaleur exprimée en joules (J)

m_1, m_2 = masses respectives des substances 1 et 2, exprimées en grammes (g)

c_1, c_2 = capacités thermiques massiques respectives des substances 1 et 2, exprimées en joules par gramme, par degré Celsius (J/g • °C)

ΔT_1, ΔT_2 = variations des températures respectives des substances 1 et 2, exprimées en degrés Celsius (°C)

Comme la variation de température (ΔT) est égale à ($T_f - T_i$), l'équation précédente s'écrira :

$$-m_1 c_1 (T_f - T_{i1}) = m_2 c_2 (T_f - T_{i2})$$

où

T_f = température finale du mélange, exprimée en degrés Celsius (°C)

T_{i1}, T_{i2} = températures initiales respectives des substances 1 et 2, exprimées en degrés Celsius (°C)

Des manipulations mathématiques sur l'équation précédente permettent d'isoler la température finale du mélange (T_f) et ensuite de la calculer selon l'équation :

$$T_f = \frac{m_1 c_1 T_{i1} + m_2 c_2 T_{i2}}{m_1 c_1 + m_2 c_2}$$

Voici un exemple d'application de l'équation précédente.

EXEMPLE

On verse dans un contenant isotherme (*Thermos*[MC]) 250 mL de café chaud à 72 °C, d'une capacité thermique massique de 4,20 J/g • °C. On y ajoute 50 mL de lait écrémé à 23 °C, d'une capacité thermique massique de 3,97 J/g • °C. En considérant que les masses volumiques du café et du lait sont identiques et égales à celle de l'eau (1 g/mL), déterminez la température finale de la boisson préparée.

Données

Café :

$V_1 = 250$ mL $\Rightarrow m_1 = 250$ g

$c_1 = 4{,}20$ J/g • °C

$T_{i1} = 72$ °C

Lait écrémé :

$V_2 = 50$ mL $\Rightarrow m_2 = 50$ g

$c_2 = 3{,}97$ J/g • °C

$T_{i2} = 23$ °C

$T_f = ?$ °C

Solution

Calculer la température finale de la boisson préparée.

$$T_f = \frac{m_1 c_1 T_{i1} + m_2 c_2 T_{i2}}{m_1 c_1 + m_2 c_2}$$

$$= \frac{(250 \text{ g} \times 4{,}20 \text{ J/g} \cdot °\text{C} \times 72 °\text{C}) + (50 \text{ g} \times 3{,}97 \text{ J/g} \cdot °\text{C} \times 23 °\text{C})}{(250 \text{ g} \times 4{,}20 \text{ J/g} \cdot °\text{C}) + (50 \text{ g} \times 3{,}97 \text{ J/g} \cdot °\text{C})}$$

$$= \frac{80\,165{,}5 \text{ J}}{1248{,}5 \text{ J/°C}} = 64{,}21 °\text{C}$$

Réponse La température finale de la boisson préparée est de 64 °C.

À QUOI ÇA SERT ? LES THERMOMÈTRES ÉLECTRONIQUES



FIGURE 4.11 Un thermomètre électronique.

Le thermomètre a connu une grande évolution depuis son invention au 17e siècle. Les thermomètres électroniques ont maintenant remplacé les appareils classiques à base de mercure et d'alcool. Désormais, les mesures sont faites à l'aide d'une sonde de température. L'utilisation de ce type de thermomètre présente de nombreux avantages, entre autres, la précision et la rapidité des prises de mesure. L'affichage sur un écran digital permet aussi d'éviter les erreurs de lecture, fréquentes avec les thermomètres conventionnels. De plus, il est maintenant possible de prendre la température de n'importe quel milieu, ce qui permet de nouvelles applications, en médecine, en gastronomie, dans l'industrie agroalimentaire, en météo, etc.

SECTION 1 EXERCICES

1. Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) L'énergie thermique est une mesure du degré d'agitation des particules d'un objet. Elle s'exprime en joules (J).	☐	☑
b) Quand on met deux morceaux de sucre dans un café chaud, le café transfère son énergie thermique aux morceaux de sucre.	☑	☐
c) L'agitation thermique est plus grande dans 200 mL d'huile que dans 100 mL d'huile à la même température de 180 °C.	☐	☑
d) Si deux liquides de natures différentes et de même masse reçoivent la même quantité de chaleur, leur variation de température sera différente.	☑	☐
e) Si on fournit la même quantité de chaleur à un morceau de bois et à un morceau de cuivre qui ont la même température de départ, la température finale du morceau de bois sera la plus élevée.	☐	☑
f) La capacité thermique massique, bien qu'elle soit une propriété caractéristique d'une substance, dépend de l'état physique de cette substance.	☑	☐

Justification : *a)* L'énergie thermique est l'énergie cinétique associée au mouvement d'agitation des particules (atomes ou molécules) qui composent un objet ou une substance. Elle s'exprime en joules (J).

c) L'agitation thermique ne dépend que de la température. Elle est donc identique dans les deux quantités d'huile.

e) C'est le cuivre qui aura la température finale la plus élevée, car sa capacité thermique massique (c = 0,39 J/g • °C) est plus petite que celle du bois (c = 1,76 J/g • °C). Il est donc plus facile de transmettre la chaleur à un morceau de cuivre qu'à un morceau de bois.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

2. Lequel des énoncés suivants est faux ?

A. Sous le point de congélation, une substance peut transférer de l'énergie thermique.

B. L'énergie thermique est transférée du corps le plus chaud au corps le plus froid.

C. À température égale, une grande quantité de matière transfère plus d'énergie thermique que ne le fait une petite quantité de cette même matière.

D. Lorsqu'on met de la glace dans un verre d'eau, la glace refroidit l'eau.

3. Le tableau suivant présente les capacités thermiques massiques de quelques métaux à 25 °C.

Métal	Capacité thermique massique (J/g • °C)	Métal	Capacité thermique massique (J/g • °C)
Magnésium (Mg)	1,02	Nickel (Ni)	0,44
Aluminium (Al)	0,90	Cuivre (Cu)	0,39
Calcium (Ca)	0,65	Argent (Ag)	0,24
Fer (Fe)	0,45	Plomb (Pb)	0,13

Pour chacun des énoncés ci-dessous, lorsqu'une même quantité de chaleur est absorbée par un gramme de métal, indiquez de quel métal il s'agit.

a) Je possède la variation de température la plus petite. Magnésium.

b) Ma variation de température se situe entre celle du plomb et celle du cuivre. Argent.

c) Je possède la variation de température la plus grande. Plomb.

d) Ma variation de température est environ cinq fois plus petite que celle du plomb. Calcium.

e) Je possède une variation de température deux fois plus grande que celle de l'aluminium. Fer.

4. Vous réalisez une expérience en laboratoire pour déterminer la nature d'un liquide inconnu. Voici ce que vous avez noté durant l'expérience.

Variable	Résultat	Variable	Résultat
Masse du liquide	200 g	Température initiale du liquide	19,0 °C
Quantité de chaleur absorbée par le liquide	6830 J	Température finale du liquide	33,0 °C

D'après ces données, de quel liquide s'agit-il ? (Au besoin, consultez le tableau 4.2, *La capacité thermique massique de quelques substances à 25 °C*, à la page 141.) Répondez à la page suivante.

Données	**Solution**
$m = 200\ \text{g}$ $Q = 6830\ \text{J}$ $T_i = 19{,}0\ ^\circ\text{C}$ $T_f = 33{,}0\ ^\circ\text{C}$ $\Delta T = ?\ ^\circ\text{C}$ $c = ?\ \text{J/g} \cdot ^\circ\text{C}$	*1. Calculer la variation de température.* $\Delta T = T_f - T_i = 33{,}0\ ^\circ\text{C} - 19{,}0\ ^\circ\text{C} = 14{,}0\ ^\circ\text{C}$ *2. Calculer la capacité thermique massique.* $Q = mc\Delta T \quad \Rightarrow \quad c = \frac{Q}{m\Delta T}$ $c = \frac{6830\ \text{J}}{200\ \text{g} \cdot 14{,}0\ ^\circ\text{C}} = 2{,}439\ \text{J/g} \cdot ^\circ\text{C}$
Réponse : Il s'agit d'éthanol, car la capacité thermique massique est de 2,44 J/g • °C.	

5. Vous préparez 250 mL de chocolat chaud à une température de 92 °C. Au moment de le boire, vous répondez au téléphone et le chocolat chaud refroidit. Si le breuvage a transféré 35,2 kJ au milieu ambiant, quelle sera sa température lorsque vous le boirez ?

- La capacité thermique massique du chocolat chaud est de 3,80 J/g • °C.
- La masse volumique du chocolat chaud est de 1,05 g/mL.

Données	**Solution**
$V = 250\ \text{mL}$ $\rho = 1{,}05\ \text{g/mL}$ $c = 3{,}80\ \text{J/g} \cdot ^\circ\text{C}$ $Q = {}^-35{,}2\ \text{kJ} = {}^-35{,}2 \times 10^3\ \text{J}$ $T_i = 92\ ^\circ\text{C}$ $\Delta T = ?\ ^\circ\text{C}$ $T_f = ?\ ^\circ\text{C}$	*1. Calculer la masse du chocolat chaud.* $\rho = \frac{m}{V} \quad \Rightarrow \quad m = \rho \cdot V$ $m = 1{,}05\ \text{g/mL} \cdot 250\ \text{mL} = 263\ \text{g}$ *2. Calculer la variation de température.* $Q = mc\Delta T \quad \Rightarrow \quad \Delta T = \frac{Q}{mc}$ $\Delta T = \frac{{}^-35{,}2 \times 10^3\ \text{J}}{263\ \text{g} \times 3{,}80\ \text{J/g} \cdot ^\circ\text{C}} = {}^-35{,}221\ ^\circ\text{C}$ *3. Calculer la température finale.* $\Delta T = T_f - T_i \quad \Rightarrow \quad T_f = T_i + \Delta T$ $T_f = 92\ ^\circ\text{C} + ({}^-35{,}221\ ^\circ\text{C}) = 56{,}8\ ^\circ\text{C}$
Réponse : Le chocolat chaud aura une température de 57 °C lorsqu'il sera bu.	

6. Vous mélangez 200 g d'un liquide A à une température de 85 °C avec 200 g d'un liquide B à une température de 25 °C. La capacité thermique massique du liquide A est plus grande que la capacité thermique massique du liquide B.

Lequel des énoncés suivants estime correctement la température finale du mélange ? Justifiez votre réponse.

A. La température finale du mélange sera égale à 55 °C.

B. La température finale du mélange sera supérieure à 55 °C.

C. La température finale du mélange sera inférieure à 55 °C.

D. Il est impossible de prévoir la température finale du mélange.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Justification : Comme les deux liquides ont la même masse et que la capacité thermique massique du liquide A est plus grande que celle du liquide B, le liquide A aura une variation de température plus petite que celle du liquide B (la variation de température est inversement proportionnelle à la capacité thermique massique).

7. Mathieu, un jeune papa, prépare un biberon. Il verse 200 mL de lait à une température de 41,0 °C dans un biberon de 300 mL. Quel volume de lait à 23,0 °C doit-il ajouter au lait chaud pour que la température du mélange soit de 37,0 °C ?

La masse volumique du lait est de 1,05 g/mL.

Données

Lait chaud :

$V_1 = 200$ mL

$T_{i1} = 41{,}0$ °C

$\Delta T_1 = ?$ °C

Lait froid :

$T_{i2} = 23{,}0$ °C

$T_f = 37{,}0$ °C

$\rho = 1{,}05$ g/mL

$\Delta T_2 = ?$ °C

$m_2 = ?$ g

$V_2 = ?$ ml

Solution

1. *Calculer la variation de température du lait chaud.*

$\Delta T_1 = T_f - T_{i1} \Rightarrow \Delta T_1 = 37{,}0\ °C - 41{,}0\ °C = -4{,}0\ °C$

2. *Calculer la variation de température du lait froid.*

$\Delta T_2 = T_f - T_{i2} \Rightarrow \Delta T_2 = 37{,}0\ °C - 23{,}0\ °C = 14{,}0\ °C$

3. *Calculer la masse du lait chaud.*

$\rho = \frac{m_1}{V_1} \Rightarrow m_1 = \rho \cdot V_1 = 1{,}05\ g/mL \cdot 200\ mL = 210{,}0\ g$

4. *Calculer la masse du lait froid.*

$-Q_1 = Q_2 \Rightarrow -m_1 c_1 \Delta T_1 = m_2 c_2 \Delta T_2$

Comme : $c_1 = c_2 \Rightarrow -m_1 \Delta T_1 = m_2 \Delta T_2$

$m_2 = \frac{-m_1 \Delta T_1}{\Delta T_2} = \frac{-210{,}0\ g \cdot (-4{,}0\ °C)}{14{,}0\ °C} = 60{,}0\ g$

5. *Calculer le volume du lait froid.*

$\rho = \frac{m_2}{V_2} \Rightarrow V_2 = \frac{m_2}{\rho} = \frac{60{,}0\ g}{1{,}05\ g/mL} = 57{,}1\ mL$

Réponse : Mathieu doit ajouter 57 mL de lait froid.

8. Vous réalisez une expérience en laboratoire pour vérifier la loi de la conservation de l'énergie. Pour cela, dans un verre en styromousse fermé, vous préparez un mélange d'eau et de liquide antigel. Voici ce que vous avez noté durant l'expérience.

	Masse (g)	Température initiale (°C)	Température finale (°C)	Capacité thermique massique (J/g • °C)
Eau	150	85	48,3	4,19
Liquide antigel	300	23	48,3	2,20

L'utilisation des verres en styromousse est-elle adéquate pour ce type d'expérience ? Répondez à la page suivante.

Données

Eau :

$m_1 = 150$ g

$c_1 = 4{,}19$ J/g • °C

$T_{i1} = 85$ °C

$T_{f1} = 48{,}3$ °C

$Q_1 = ?$ J

Liquide antigel :

$m_2 = 300$ g

$c_2 = 2{,}20$ J/g • °C

$T_{i2} = 23$ °C

$T_{f2} = 48{,}3$ °C

$Q_2 = ?$ J

Solution

1. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par l'eau.*

$Q_1 = m_1 c_1 \Delta T_1 = m_1 c_1 (T_{f1} - T_{i1})$

$Q_1 = 150 \text{ g} \times 4{,}19 \text{ J/g} \cdot °C \times (48{,}3 °C - 85 °C)$

$Q_1 = -23\,065{,}95$ J

2. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par le liquide antigel.*

$Q_2 = m_2 c_2 \Delta T_2 = m_2 c_2 (T_{f2} - T_{i2})$

$Q_2 = 300 \text{ g} \times 2{,}20 \text{ J/g} \cdot °C \times (48{,}3 °C - 23 °C)$

$Q_2 = 16\,698$ J

3. *Conclusion.*

La loi de la conservation de l'énergie stipule que l'énergie cédée par l'eau doit être complètement absorbée par le liquide antigel :

$-Q_1 = Q_2$

Or, les calculs montrent que :

$-Q_1 \neq Q_2 \quad \Rightarrow \quad -23\,065{,}95 \text{ J} \neq 16\,698 \text{ J}$

Donc, il y a eu perte de chaleur lors du mélange.

Réponse : L'utilisation des verres en styromousse n'est pas une méthode adéquate pour les expériences de conservation d'énergie.

9. Vous préparez un mélange gazeux à partir de 54,0 g d'argon (Ar) à 120 °C et de 36,0 g d'hélium (He) à une température initiale inconnue. La température finale du mélange est de 28,5 °C. Quelle était la température initiale de l'hélium ?

Les capacités thermiques massiques respectives de l'argon et de l'hélium sont de 0,32 J/g • °C et de 3,16 J/g • °C.

Données

Argon :

$m_1 = 54{,}0$ g

$c_1 = 0{,}52$ J/g • °C

$T_{i1} = 120$ °C

$T_{f1} = 28{,}5$ °C

$Q_1 = ?$ J

Hélium :

$m_2 = 36{,}0$ g

$c_2 = 5{,}19$ J/g • °C

$T_{f2} = 28{,}5$ °C

$Q_2 = ?$ J

$T_{i2} = ?$ °C

Solution

1. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par le Ar.*

$Q_1 = m_1 c_1 \Delta T_1 = m_1 c_1 (T_{f1} - T_{i1})$

$Q_1 = 54{,}0 \text{ g} \times 0{,}52 \text{ J/g} \cdot °C \times (28{,}5 °C - 120 °C)$

$Q_1 = -2569{,}32$ J

2. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par le He.*

$Q_2 = -Q_1 \quad \Rightarrow \quad Q_2 = -(-2\,569{,}32 \text{ J}) = 2569{,}32 \text{ J}$

3. *Calculer la variation de température du He.*

$$Q_2 = m_2 c_2 \Delta T_2 \quad \Rightarrow \quad \Delta T_2 = \frac{Q_2}{m_2 c_2}$$

$$\Delta T_2 = \frac{-2569{,}32 \text{ J}}{36{,}0 \text{ g} \times 5{,}19 \text{ J/g} \cdot °C} = 13{,}74 °C$$

4. *Calculer la température initiale du He.*

$\Delta T_2 = T_{f2} - T_{i2} \quad \Rightarrow \quad T_{i2} = T_{f2} - \Delta T_2$

$T_{i2} = 28{,}5 °C - 13{,}74 °C = 14{,}75 °C$

Réponse : La température initiale de l'hélium était de 15 °C.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

SECTION 2

LES TRANSFORMATIONS ET L'ABSORPTION OU LE DÉGAGEMENT D'ÉNERGIE

Il existe deux types de transformations physiques ou chimiques : celles qui absorbent de l'énergie et celles qui en dégagent. La cuisson d'un aliment, par exemple, est une transformation qui absorbe de l'énergie (*voir la figure 4.12*). À l'inverse, la respiration cellulaire dégage de l'énergie.

Cette section s'intéresse aux questions suivantes :

- Sous quelle forme l'énergie est-elle absorbée ou dégagée lors d'une transformation ?
- Comment reconnaît-on qu'une transformation absorbe ou dégage de l'énergie ?
- Comment mettre en évidence ou déterminer les quantités d'énergie requises dans une transformation ?



FIGURE 4.12 Lors de la cuisson, les aliments absorbent de l'énergie thermique.

2.1 L'enthalpie

L'énergie d'une substance provient des particules qui la constituent. Toute particule, que celle-ci soit un atome ou une molécule, possède une certaine quantité d'énergie cinétique et d'énergie potentielle provenant de différentes sources (*voir le tableau 4.4*). La somme de toutes ces énergies constitue l'enthalpie.

TABLEAU 4.4 Les différentes formes d'énergie contenues dans une substance

Énergie cinétique	• Le mouvement des molécules et des atomes (vibration, rotation et translation).
Énergie potentielle	• Les forces d'attraction entre les nucléons (protons et neutrons). • Les forces d'attraction entre le noyau et les électrons. • Les liaisons chimiques entre les atomes dans les molécules.

La théorie cinétique des gaz, p. 52

L'**enthalpie (*H*)** est l'énergie totale d'une substance. Elle correspond à la somme des énergies cinétique et potentielle de toutes les particules (atomes et molécules) contenues dans la substance, à pression constante. Son unité de mesure est le kilojoule (kJ).

L'enthalpie d'une substance ne peut pas être mesurée expérimentalement. Cependant, on peut mesurer la variation d'enthalpie que cette substance subit lors d'une transformation.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

2.2 La variation d'enthalpie

Au cours d'une transformation physique ou chimique, l'énergie totale contenue dans une substance varie. Une certaine quantité d'énergie est échangée avec l'environnement sous forme de chaleur. C'est ce qu'on appelle la « variation d'enthalpie ».

La **variation d'enthalpie (ΔH), ou chaleur de réaction**, correspond à l'énergie absorbée ou dégagée au cours d'une transformation physique ou chimique, à pression constante. Son unité de mesure est le kilojoule (kJ).

Réactif
Substance qui se décompose ou qui se combine avec une ou plusieurs autres substances au cours d'une réaction chimique. Sa formule chimique figure du côté gauche de la flèche de l'équation chimique de la réaction.

Produit
Substance qui se forme au cours d'une réaction chimique. Sa formule chimique figure du côté droit de la flèche de l'équation chimique de la réaction.

Puisque la variation d'enthalpie dépend uniquement de l'enthalpie des **réactifs** et de celle des **produits**, elle peut être exprimée comme suit.

La variation d'enthalpie

$$\Delta H = H_p - H_r$$

où

ΔH = variation d'enthalpie de la réaction, exprimée en kilojoules (kJ)
H_p = enthalpie des produits, exprimée en kilojoules (kJ)
H_r = enthalpie des réactifs, exprimée en kilojoules (kJ)

La variation d'enthalpie molaire standard

La variation d'enthalpie se mesure dans les conditions suivantes :

- à la température ambiante (T = 25 °C) ;
- à une pression atmosphérique normale (p = 101,3 kPa) ;
- avec des substances (réactifs et produits) prises dans leur état stable.

À température ambiante et à pression normale (TAPN), la variation d'enthalpie correspond à la variation d'enthalpie standard.

Si la variation d'enthalpie est mesurée pour une mole de substance, on parle alors de variation d'enthalpie molaire standard, parfois appelée simplement « enthalpie molaire ».

La **variation d'enthalpie molaire standard ($\Delta H°$), ou enthalpie molaire**, est la variation d'enthalpie liée à la transformation d'une mole de substance à température ambiante et pression normale (TAPN). Son unité de mesure est le kilojoule par mole (kJ/mol).

On connaît la variation d'enthalpie molaire standard d'un grand nombre de transformations (*voir l'annexe 9.4,* Les chaleurs molaires de dissolution à 25 °C, *à la page 462*). Celles de la dissolution du chlorure de sodium (NaCl) et du sulfate de cuivre ($CuSO_4$) en sont des exemples (*voir la figure 4.13, à la page suivante*).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

a



La variation d'enthalpie molaire standard de dissolution du chlorure de sodium (NaCl) est de 3,9 kJ/mol. Cette valeur signifie que la dissolution d'une mole de chlorure de sodium requiert l'absorption de 3,9 kJ d'énergie.

b



La variation d'enthalpie molaire standard de dissolution du sulfate de cuivre ($CuSO_4$) est de $^{-}$67,7 kJ/mol. Cette valeur signifie que la dissolution d'une mole de sulfate de cuivre dégage 67,7 kJ d'énergie.

FIGURE 4.13 La variation d'enthalpie molaire standard de dissolution du chlorure de sodium (a) et du sulfate de cuivre (b).

2.3 Les transformations endothermiques et exothermiques

Les transformations physiques et chimiques génèrent un échange d'énergie thermique (chaleur) avec le milieu environnant. Selon que la transformation absorbe ou dégage de la chaleur, on dit qu'elle est endothermique ou exothermique.

- Une **transformation endothermique** est une transformation qui absorbe de l'énergie du milieu environnant.
- Une **transformation exothermique** est une transformation qui dégage de l'énergie dans le milieu environnant.



FIGURE 4.14 La fusion de la glace est une transformation endothermique.

Les transformations physiques, p. 14

Les transformations physiques endothermiques et exothermiques

Les transformations chimiques (ou réactions chimiques) absorbent ou dégagent généralement plus d'énergie que les transformations physiques. Toutefois, certaines transformations physiques entraînent aussi des échanges d'énergie importants avec le milieu environnant.

Le changement de phase est un bon exemple de transformation physique accompagnée d'une importante variation d'énergie. Effectivement, pour faire passer une substance d'un état physique à un autre, il faut lui fournir ou lui retirer une quantité importante de chaleur.

Lors d'un changement de phase endothermique (*voir la figure 4.14*), l'énergie absorbée par la substance sert à briser les liens entre les particules. Celles-ci se séparent alors les unes des autres. À l'inverse, un changement de phase exothermique (*voir la figure 4.15*) s'accompagne d'une libération d'énergie dans le milieu environnant. Ce dégagement d'énergie renforce les liens entre les particules, qui se rapprochent les unes des autres.

La figure 4.16, à la page suivante, compare les changements de phase endothermiques et exothermiques.



FIGURE 4.15 La formation des cristaux de neige est une transformation exothermique.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

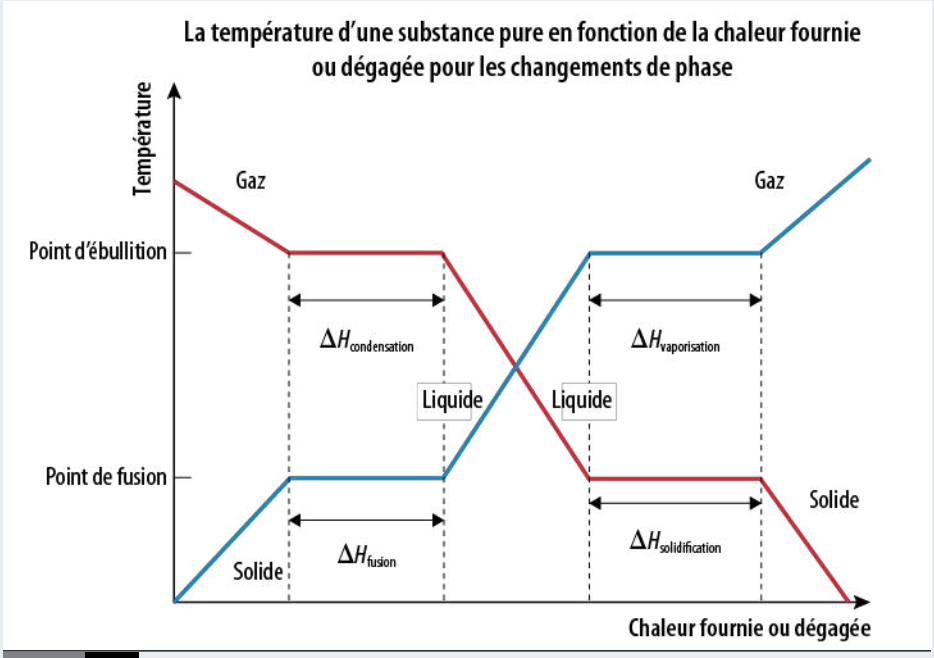


FIGURE 4.16 Un diagramme de changements de phase endothermiques (courbe bleue) et de changements de phase exothermiques (courbe rouge).

Ce diagramme permet d'observer les phénomènes suivants :

- les changements de phase se font à température constante (*voir les paliers de la figure 4.16*) jusqu'à ce que la substance ait absorbé ou dégagé assez de chaleur pour que la transformation se fasse. Aux paliers, la quantité de chaleur absorbée ou dégagée correspond à la variation d'enthalpie de changement de phase ;
- pour une même substance, les changements de phase inverses se font à la même température et présentent la même variation d'enthalpie. Toutefois, les signes de la variation d'enthalpie sont contraires. En d'autres termes, si un changement de phase est endothermique, le changement de phase inverse est exothermique. Par exemple, la variation d'enthalpie molaire standard de la fusion du mercure est de 2,29 kJ/mol, alors que celle de sa solidification est de -2,29 kJ/mol.

ZOOM JOSEPH BLACK

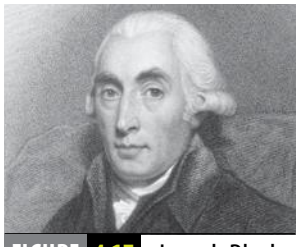


FIGURE 4.17 Joseph Black (1728-1799) : médecin, physicien et chimiste écossais.

Joseph Black a eu une carrière scientifique très riche en découvertes. Il identifie d'abord le dioxyde de carbone (CO_2) en étudiant les propriétés des gaz et reconnaît le magnésium (Mg) comme un élément.

En 1761, il découvre le phénomène de la chaleur latente. En étudiant les phénomènes de fusion de la glace et d'ébullition de l'eau, il constate que ces changements de phase s'effectuent sans variation de température malgré la poursuite de l'absorption de la chaleur par ces substances ; il parle alors de chaleur latente de fusion ou d'ébullition.

Il observe également que l'absorption d'une même quantité de chaleur par différentes substances de même masse n'engendre pas la même variation de température. Il découvre ainsi la notion de capacité thermique massique.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Les réactions chimiques endothermiques et exothermiques

De façon simplifiée, on peut considérer qu'une réaction chimique se déroule en deux étapes (*voir la figure 4.18*) :

1. le processus endothermique, qui brise partiellement ou totalement les liaisons chimiques qui unissent les atomes des réactifs ;
2. le processus exothermique, qui permet la formation de nouvelles liaisons chimiques entre les atomes séparés pour former les produits.

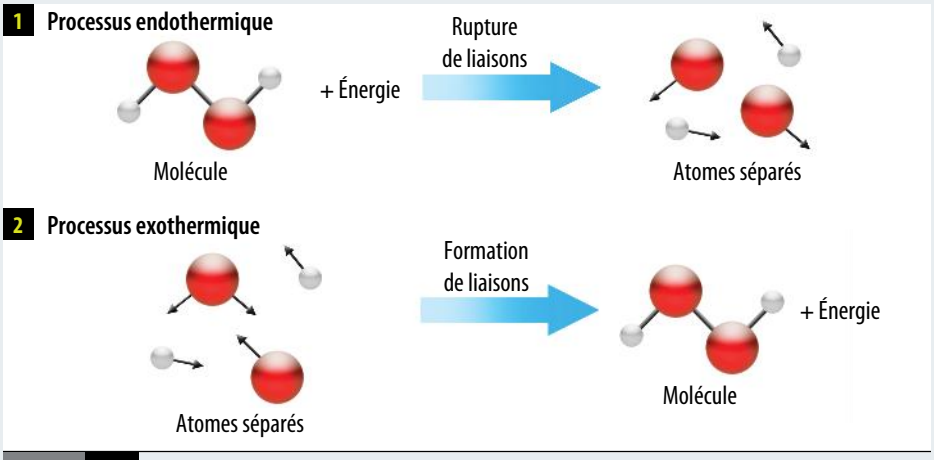


FIGURE 4.18 La rupture de liaisons entre les atomes est un processus endothermique (1), alors que la formation de liaisons est un processus exothermique (2).

La somme des énergies requises au cours des deux étapes permet de déterminer si la réaction est endothermique ou exothermique. Par ailleurs, quand on cherche à déterminer expérimentalement si une réaction est endothermique ou exothermique, il suffit de mesurer la variation de température du milieu environnant lors de la réaction (*voir le tableau 4.5*). Le milieu environnant le plus couramment utilisé est l'eau. Il est très facile de mesurer la variation de température de l'eau lors d'une transformation effectuée dans un contenant isolé.

Les transformations endothermiques et exothermiques, p. 18

TABLEAU 4.5 Quelques caractéristiques des réactions endothermiques et exothermiques

	Réaction endothermique	Réaction exothermique
Description	• L'énergie totale contenue dans les produits est supérieure à celle des réactifs.	• L'énergie totale contenue dans les réactifs est supérieure à celle des produits. • Le surplus d'énergie est dégagé dans le milieu environnant.
Détermination expérimentale du type de réaction (variation de la température du milieu environnant)	• La réaction endothermique absorbe la chaleur du milieu environnant. • La température du milieu environnant diminue.	• La chaleur dégagée par la réaction exothermique est récupérée par le milieu. • La température du milieu environnant augmente.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Les équations thermochimiques Comme l'énergie thermique est une composante des réactions chimiques, il est souvent utile de la mettre en évidence dans les équations chimiques. On parle alors d'équations thermochimiques. Dans ces équations, l'énergie est placée :

- à gauche de l'équation, avec les réactifs, dans le cas d'une réaction endothermique ;
- à droite de l'équation, avec les produits, dans le cas d'une réaction exothermique.

Il est aussi possible d'indiquer la variation d'enthalpie (ΔH) à l'extérieur de l'équation. Le signe de la variation d'enthalpie indique alors si la réaction est endothermique (ΔH positif) ou exothermique (ΔH négatif).

L'équation thermochimique d'une réaction endothermique

Réactifs + Énergie → Produits

ou

Réactifs → Produits $\quad \Delta H = +x$ kJ/mol

EXEMPLE

L'équation thermochimique de la synthèse d'une mole de dioxyde d'azote (NO_2) qui nécessite 33,2 kJ peut s'écrire des deux façons suivantes :

$$N_{2(g)} + 2\,O_{2(g)} + 66{,}4\text{ kJ} \rightarrow 2\,NO_{2(g)}$$

ou

$$N_{2(g)} + 2\,O_{2(g)} \rightarrow 2\,NO_{2(g)} \qquad \Delta H = +33{,}2\text{ kJ/mol de } NO_2$$

L'équation thermochimique d'une réaction exothermique

Réactifs → Produits + Énergie

ou

Réactifs → Produits $\quad \Delta H = -x$ kJ/mol

EXEMPLE

L'équation thermochimique de la synthèse d'une mole d'eau (H_2O), qui dégage 241,8 kJ, peut s'écrire des deux façons suivantes :

$$2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,H_2O_{(g)} + 483{,}6\text{ kJ}$$

ou

$$2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,H_2O_{(g)} \qquad \Delta H = -241{,}8\text{ kJ/mol de } H_2O$$

La quantité d'énergie dégagée ou absorbée au cours d'une réaction chimique dépend du nombre de moles présentes dans la substance. Ainsi, puisque la synthèse d'une mole d'eau vapeur dégage 241,8 kJ, la synthèse de deux moles d'eau vapeur dégagera deux fois plus d'énergie, soit 483,6 kJ.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EN PLUS… QU'EN EST-IL DES TRANSFORMATIONS PHYSIQUES ?

Les transformations physiques, tels les changements de phase, peuvent être aussi représentées par une équation thermique. Par exemple, la fusion d'une mole de mercure (Hg), qui nécessite 2,29 kJ, peut être traduite par l'équation suivante :

$$Hg_{(s)} + 2{,}29\ kJ \rightarrow Hg_{(l)}$$

ou

$$Hg_{(s)} \rightarrow Hg_{(l)} \qquad \Delta H = +2{,}29\ kJ/mol$$

À QUOI ÇA SERT ? LES REPAS AUTOCHAUFFANTS

Il existe sur le marché plusieurs types de repas autochauffants utilisés lors d'activités de plein air ou comme vivres d'urgence pour les victimes de désastres. Les contenants de ces repas sont accompagnés d'un élément chauffant sans flamme, qui fonctionne selon la réaction exothermique suivante :

$$Mg_{(s)} + 2\ H_2O_{(l)} \rightarrow Mg(OH)_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

Il suffit d'ajouter de l'eau aux morceaux de magnésium (Mg) pour que la réaction s'amorce et dégage de la chaleur. Ces repas sont conçus pour être prêts en une quinzaine de minutes, chauffés à une température de 80 °C.



FIGURE 4.19 Les composantes d'un repas autochauffant.

Le diagramme d'enthalpie

La variation d'enthalpie d'une réaction chimique peut être représentée par un diagramme d'enthalpie (*voir la figure 4.20*). Ce type de diagramme montre l'enthalpie relative des réactifs (H_r) et celle des produits (H_p), puisque les valeurs réelles sont difficiles à déterminer. L'interprétation du diagramme d'enthalpie d'une réaction permet de distinguer une réaction endothermique d'une réaction exothermique.

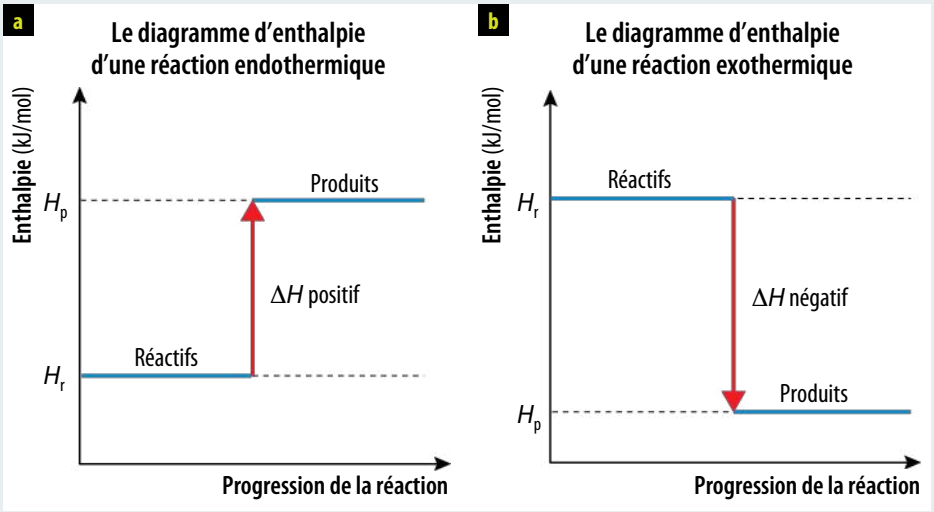


FIGURE 4.20 Le diagramme d'enthalpie d'une réaction endothermique (a) et celui d'une réaction exothermique (b).

On peut tracer le diagramme d'enthalpie d'une réaction chimique à partir de son équation thermochimique.

EXEMPLE

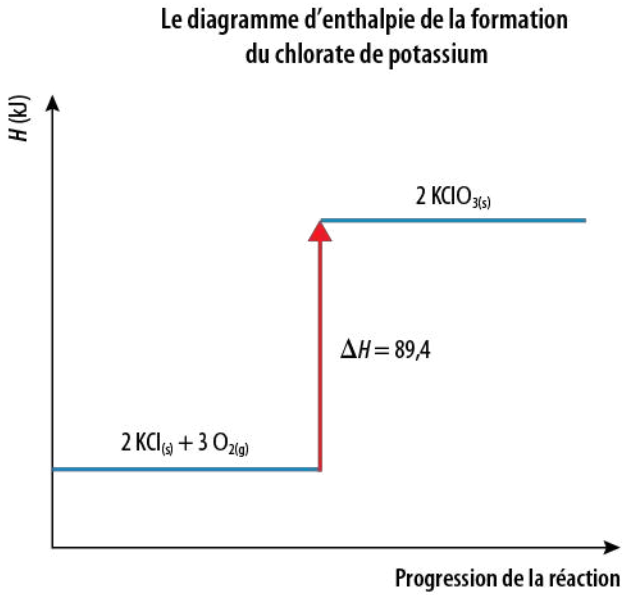


Le chlorate de potassium ($KClO_3$) est utilisé, entre autres, dans les feux d'artifice pour obtenir la couleur mauve. On obtient cette couleur en faisant réagir du chlorure de potassium (KCl) et du dioxygène (O_2) selon l'équation thermochimique suivante :

$$2\ KCl_{(s)} + 3\ O_{2(g)} + 89{,}4\ kJ \rightarrow 2\ KClO_{3(s)}$$

Tracez le diagramme d'enthalpie de cette réaction.

Solution



2.4 Le calcul de la variation d'enthalpie à l'aide de la stœchiométrie

Les tables thermodynamiques (*voir l'annexe 9.2,* Les propriétés thermodynamiques de certains éléments, *à la page 460*) ainsi que les équations thermochimiques donnent des valeurs de la variation d'enthalpie pour une mole ou pour un nombre entier de moles de diverses substances. Cependant, la majorité des réactions chimiques mettent en jeu des fractions de moles. Dans ce cas, pour déterminer la quantité d'énergie absorbée ou dégagée par la réaction pour une quantité de réactifs ou de produits donnée, on utilise :

- l'équation thermochimique de la réaction ;
- les calculs stœchiométriques.

La stœchiométrie, p. 17

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

L'exemple suivant montre comment effectuer ces calculs.

EXEMPLE

L'hexane (C_6H_{14}) est un solvant utilisé pour l'extraction des huiles d'oléagineux tels que les grains de soya. Sa combustion complète s'écrit selon l'équation thermochimique suivante :

$$2\ C_6H_{14(l)} + 19\ O_{2(g)} \rightarrow 12\ CO_{2(g)} + 14\ H_2O_{(g)} + 7782\ kJ$$

Calculez la quantité d'énergie libérée par la combustion de 34,48 g de C_6H_{14}.

Données

m = 34,48 g

$M_{C_6H_{14}}$ = 86,20 g/mol

ΔH = 3891 kJ/mol

Énergie = ? kJ

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de C_6H_{14}.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{34{,}48\ g}{86{,}20\ g/mol} = 0{,}4000\ mol$$

2. *Calculer l'énergie libérée par 0,4000 mol de C_6H_{14}.*

$$2\ mol\ C_6H_{14} \rightarrow {}^{-}7782\ kJ$$

$$0{,}4000\ mol\ C_6H_{14} \rightarrow ?\ kJ$$

$$\frac{{}^{-}7782\ kJ}{2\ mol} = \frac{?\ kJ}{0{,}4000\ mol}$$

$$\frac{{}^{-}7782\ kJ \times 0{,}4000\ mol}{2\ mol} = {}^{-}1556\ kJ$$

Réponse L'énergie libérée par la combustion de 34,48 g d'hexane est de 1556 kJ.

De la même façon, la connaissance des deux éléments suivants permet de déterminer la quantité de matière qui a réagi ou qui est produite au cours d'une réaction, soit :

- la variation d'enthalpie de la réaction ;
- la quantité d'énergie impliquée dans la réaction.

EXEMPLE

Quelle est la masse de glucose ($C_6H_{12}O_6$) produite par photosynthèse si l'énergie absorbée au cours de la réaction est de 700,75 kJ ? L'équation thermochimique de la photosynthèse est :

$$6\ CO_{2(g)} + 6\ H_2O_{(l)} \rightarrow C_6H_{12}O_{6(s)} + 6\ O_{2(g)} \quad \Delta H = +2803\ kJ/mol$$

Données

$M_{C_6H_{12}O_6}$ = 180,18 g/mol

ΔH = 2803 kJ/mol

Énergie = 700,75 kJ

m = ? g

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de $C_6H_{12}O_6$.*

$$1\ mol\ C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2803\ kJ$$

$$?\ mol\ C_6H_{12}O_6 \rightarrow 700{,}75\ kJ$$

$$\frac{1\ mol}{2803\ kJ} = \frac{?\ mol}{700{,}75\ kJ}$$

$$\frac{1\ mol \times 700{,}75\ kJ}{2803\ kJ} = 0{,}2500\ mol$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXEMPLE (*suite*)

Solution

2. *Calculer la masse de* $C_6H_{12}O_6$.

$$n = \frac{m}{M} \quad \Rightarrow \quad m = n \cdot M$$

$$m = 0{,}2500 \text{ mol} \cdot 180{,}18 \text{ g/mol} = 45{,}05 \text{ g}$$

Réponse La masse de glucose produite au cours de la réaction est de 45,05 g.

SECTION 2 EXERCICES

1. Pour chacun des énoncés suivants, indiquez si le phénomène correspond à de l'énergie cinétique ou à de l'énergie potentielle.

Énoncé	Énergie cinétique	Énergie potentielle
a) L'électron de l'atome d'hydrogène (H) gravite autour du proton.	✓	
b) Le mouvement de translation d'une particule qui se déplace en ligne droite.	✓	
c) La force nucléaire qui lie les protons et les neutrons, assurant la stabilité du noyau de l'atome.		✓
d) La force de liaison entre les deux atomes d'oxygène (O) dans la molécule de dioxygène (O_2).		✓
e) Les liaisons intermoléculaires qui unissent les molécules d'eau (H_2O).		✓

2. Lequel des énoncés suivants définit correctement l'enthalpie d'une substance ?

A. L'enthalpie est la somme des énergies cinétique et potentielle accumulées par la substance, à température constante.

B. L'enthalpie est la somme des énergies dues aux différentes interactions dans la substance, à pression constante.

C. L'enthalpie est la somme des énergies cinétique et potentielle accumulées par la substance, à pression constante.

D. L'enthalpie est l'énergie absorbée ou dégagée par la substance au cours d'une réaction chimique.

E. L'enthalpie est la somme des énergies dues aux différents mouvements dans la substance, à pression constante.

3. Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) On peut mesurer l'enthalpie d'une substance à l'aide d'un calorimètre.	☐	☑
b) La variation d'enthalpie de la réaction ne dépend que de l'enthalpie des réactifs et des produits.	☑	☐

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

	VRAI	FAUX
c) La variation d'enthalpie de la fusion du mercure (Hg) s'écrit : $\Delta H = H_{Hg_{(s)}} - H_{Hg_{(l)}}$.	☐	☑
d) La variation d'enthalpie molaire standard ($\Delta H°$) est la variation d'enthalpie liée à la transformation d'une mole de substance à TAPN, c'est-à-dire à $T = 0$ °C et $p = 101{,}3$ kPa.	☐	☑

Justification : *a) C'est la variation d'enthalpie au cours d'une transformation qui peut être mesurée à l'aide d'un calorimètre.*

c) La variation d'enthalpie de la fusion du mercure (Hg) s'écrit : $\Delta H = H_{Hg_{(l)}} - H_{Hg_{(s)}}$.

d) La variation d'enthalpie molaire standard est la variation d'enthalpie liée à la transformation d'une mole de substance à TAPN, c'est-à-dire à $T = 25$ °C et $p = 101{,}3$ kPa.

4. La condensation liquide d'une mole d'eau de vapeur libère 40,7 kJ. Cochez les énoncés qui sont vrais à propos de cette transformation.

a) La variation d'enthalpie de la transformation est négative.	✓
b) L'enthalpie des réactifs est inférieure à l'enthalpie des produits.	
c) L'enthalpie des réactifs a 40,7 kJ de plus que celle des produits.	✓
d) L'enthalpie des produits est nulle et celle des réactifs est de 40,7 kJ.	
e) L'enthalpie des produits est positive alors que celle des réactifs est négative.	
f) La somme des énergies cinétique et potentielle des réactifs est supérieure à la somme des énergies cinétique et potentielle des produits.	✓

5. Le disulfure de carbone (CS_2) est un solvant utilisé pour dissoudre de nombreux composés organiques. La vaporisation d'une mole de CS_2 absorbe 27,7 kJ de chaleur. Si la valeur d'enthalpie du CS_2 gazeux est de 116,7 kJ/mol, déterminez l'enthalpie du disulfure de carbone à l'état liquide.

Données

$\Delta H_{vaporisation} = 27{,}7$ kJ/mol

$H_{CS_{2(g)}} = 116{,}7$ kJ/mol

$H_{CS_{2(l)}} = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Écrire l'équation de vaporisation du CS_2.*

   $CS_{2(l)} \rightarrow CS_{2(g)}$

2. *Calculer l'enthalpie du CS_2 liquide.*

   $\Delta H_{vaporisation} = H_{CS_{2(g)}} - H_{CS_{2(l)}} \quad \Rightarrow \quad H_{CS_{2(l)}} = H_{CS_{2(g)}} - \Delta H_{vaporisation}$

   $H_{CS_{2(l)}} = 116{,}7 \text{ kJ/mol} - 27{,}7 \text{ kJ/mol} = 89{,}0 \text{ kJ/mol}$

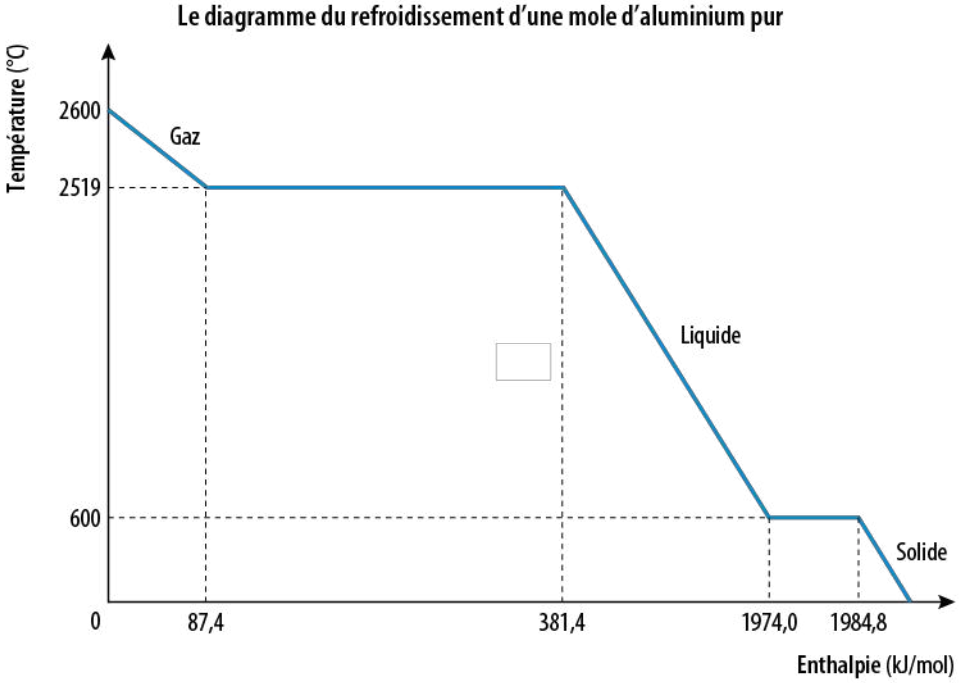
Réponse : L'enthalpie du disulfure de carbone à l'état liquide est de 89,0 kJ/mol.

6. Pour chacun des énoncés suivants, indiquez s'il s'agit d'une transformation :

- physique ou chimique ;
- endothermique ou exothermique.

Énoncé	Transformation			
	Physique	Chimique	Endothermique	Exothermique
a) Des bûches qui brûlent dans un feu de camp.		✓		✓
b) Des vêtements qui sèchent sur la corde à linge.	✓		✓	
c) La buée qui se forme sur le miroir de la salle de bain.	✓			✓
d) Des aliments qui se transforment dans l'estomac.		✓	✓	
e) La dissolution du chlorure de lithium (LiCl) dans l'eau, qui provoque une élévation de température de la solution.	✓			✓
f) La synthèse du disulfure de carbone (CS_2) liquide fait diminuer la température de l'eau d'un calorimètre.		✓	✓	

7. Le diagramme suivant représente les changements de phase au cours du refroidissement d'une mole d'aluminium pur (Al) de 2600 °C à 25 °C.



Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

a) Déterminez :

I) La température de vaporisation de l'aluminium.

La température de vaporisation est égale à la température de condensation liquide. Elle est donc de 2519 °C.

II) La température de solidification de l'aluminium.

La température de solidification de l'aluminium est de 600 °C.

III) La variation d'enthalpie de la condensation liquide de l'aluminium.

La variation d'enthalpie de la condensation liquide correspond à la mesure du palier supérieur dans ce diagramme. ΔH = 381,4 kJ/mol – 87,4 kJ/mol = 294 kJ/mol

Comme la réaction est exothermique, elle est négative : ΔH = -294 kJ/mol

IV) La variation d'enthalpie de la fusion de l'aluminium.

La variation d'enthalpie de la fusion est égale en valeur absolue à la variation d'enthalpie de la solidification (mesure du palier inférieur). Elle est positive puisque la fusion est endothermique.

ΔH = 1984,8 kJ/mol – 1974,0 kJ/mol = 10,800 kJ/mol

b) À partir de ce diagramme, est-il possible de déterminer la variation d'enthalpie de la condensation solide de l'aluminium ? Justifiez votre réponse.

La condensation solide est le passage direct de l'aluminium de l'état gazeux à l'état solide, phénomène non représenté directement dans ce diagramme. Par contre, puisque la variation d'enthalpie ne dépend que de l'état initial et de l'état final, il est possible de calculer la variation d'enthalpie de la condensation solide :

ΔH = 1984,8 kJ/mol – 87,4 kJ/mol = 1897,4 kJ/mol

$\Delta H = 1{,}90 \times 10^3$ kJ/mol

8. Les réactions suivantes sont-elles endothermiques ou exothermiques ?

Réaction	Endothermique	Exothermique
a) $2\ H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ H_2O_{(g)}$ ΔH = -241,8 kJ/mol		✓
b) $8\ Pb_{(s)} + S_{8(s)} \rightarrow 8\ PbS_{(s)}$ + Chaleur		✓
c) $2\ NOCl_{(g)} \rightarrow 2\ NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$ ΔH = 77,4 kJ/mol	✓	
d) $N_2O_{4(g)}$ + Énergie $\rightarrow 2\ NO_{2(g)}$	✓	
e) $C_3H_{8(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)}$ + 2046 kJ		✓
f) $NaHCO_{3(s)}$ + 127,5 kJ $\rightarrow NaOH_{(s)} + CO_{2(g)}$	✓	

9. Écrivez de deux façons l'équation thermochimique des réactions suivantes.

a) La formation d'une mole d'iodure d'hydrogène (HI) à partir du dihydrogène (H_2) et du diiode (I_2) nécessite 26,5 kJ.

$H_{2(g)} + I_{2(g)} + 53{,}0\ kJ \rightarrow 2\ HI_{(g)}$

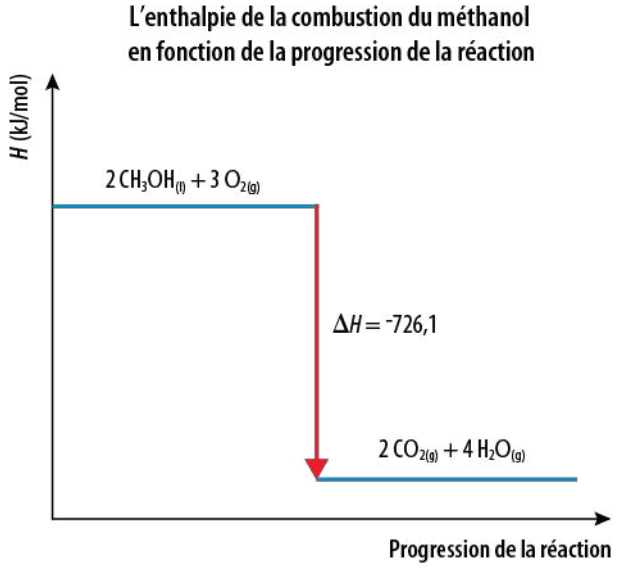
$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2\ HI_{(g)} \quad \Delta H = +26{,}5\ kJ/mol\ de\ HI$

b) L'oxydation de deux moles de sulfure de dihydrogène (H_2S) libère 1036 kJ. Cette oxydation produit de l'eau (H_2O) et du dioxyde de soufre (SO_2).

$2\ H_2S_{(g)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ H_2O_{(g)} + 2\ SO_{2(g)} + 1036\ kJ$

$2\ H_2S_{(g)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ H_2O_{(g)} + 2\ SO_{2(g)} \quad \Delta H = -518{,}0\ kJ/mol\ de\ H_2S$

10. Observez le diagramme suivant.



a) Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Justifiez votre réponse.

La réaction est exothermique, car sa variation d'enthalpie (ΔH) est négative.

b) L'enthalpie des réactifs est-elle inférieure ou supérieure à celle des produits ? Justifiez votre réponse.

L'enthalpie des réactifs est supérieure à celle des produits, car la réaction libère de l'énergie.

c) Écrivez de deux façons l'équation thermochimique de cette réaction.

$2\ CH_3OH_{(l)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)} + 1452\ kJ$

$2\ CH_3OH_{(l)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)} \quad \Delta H = -726{,}1\ kJ/mol\ de\ CH_3OH$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

11. Soit la réaction chimique hypothétique suivante :

$$3\,A + B \rightarrow C + 2\,D$$

L'enthalpie des réactifs est de 932 kJ et celle des produits est de 1306 kJ.

a) Sans calcul préalable, dites si la réaction est endothermique ou exothermique. Justifiez votre réponse.

La réaction est endothermique, car l'enthalpie des produits est supérieure à celle des réactifs.

b) Calculez la variation d'enthalpie de cette réaction.

Données	**Solution**
$H_r = 932$ kJ	*Calculer la variation d'enthalpie de la réaction.*
$H_p = 1306$ kJ	$\Delta H = H_p - H_r$
$\Delta H = ?$ kJ	$\Delta H = 1306\text{ kJ} - 932\text{ kJ}$
	$\Delta H = 374$ kJ

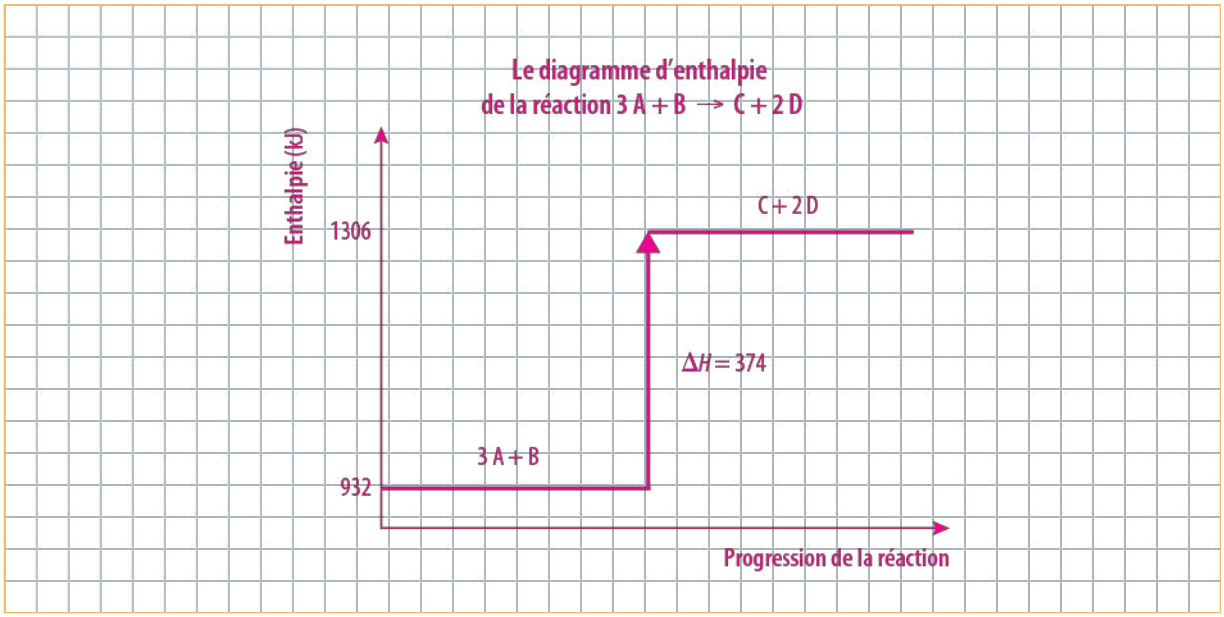
Réponse : La variation d'enthalpie de la réaction est de 374 kJ.

c) Écrivez de deux façons l'équation thermochimique de cette réaction.

$3\,A + B + 374\text{ kJ} \rightarrow C + 2\,D$

$3\,A + B \rightarrow C + 2\,D \quad \Delta H = +374$ kJ/mol de formation de C

d) Tracez le diagramme d'enthalpie en fonction de la progression de la réaction.



12. L'équation thermochimique suivante représente la formation du trioxyde de difer (Fe_2O_3) à partir du fer (Fe) et du dioxyde de carbone (CO_2) :

$$4\ Fe_{(s)} + 3\ CO_{2(g)} \rightarrow 2\ Fe_2O_{3(s)} + 3\ C_{(s)} \quad \Delta H = {}^{-}231{,}8\ kJ/mol\ de\ Fe_2O_3$$

Indiquez si chacun des énoncés est vrai ou faux. Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) La variation d'enthalpie de la formation d'une mole de trioxyde de difer (Fe_2O_3) est de $^{-}231{,}8$ kJ.	☑	☐
b) L'équation thermochimique de cette réaction peut aussi s'écrire : $4\ Fe_{(s)} + 3\ CO_{2(g)} \rightarrow 2\ Fe_2O_{3(s)} + 3\ C_{(s)} + 231{,}8\ kJ$	☐	☑
c) La variation d'enthalpie de la réaction d'une mole de fer (Fe) est de $^{-}115{,}9$ kJ.	☑	☐
d) La variation d'enthalpie de la formation d'une mole de carbone est de $^{-}77{,}3$ kJ.	☐	☑
e) La formation de 15,97 g de trioxyde de difer (Fe_2O_3) libère 46,36 kJ.	☐	☑

Justification : *b)* L'équation thermochimique de cette réaction peut aussi s'écrire :

$4\ Fe_{(s)} + 3\ CO_{2(g)} \rightarrow 2\ Fe_2O_{3(s)} + 3\ C_{(s)} + 463{,}6\ kJ$

d) La variation d'enthalpie de la formation d'une mole de carbone (C) est de $^{-}154{,}5$ kJ.

e) La formation de 15,97 g de trioxyde de difer (Fe_2O_3) libère 23,18 kJ.

13. L'équation thermochimique suivante représente la décomposition de l'oxyde de magnésium (MgO) :

$$2\ MgO_{(s)} \rightarrow 2\ Mg_{(s)} + O_{2(g)} \quad \Delta H = +600\ kJ/mol\ de\ MgO$$

Quelle est la quantité d'énergie absorbée par la décomposition de 12,093 g d'oxyde de magnésium ?

Données

$m_{MgO} = 12{,}093$ g

$M_{MgO} = 40{,}31$ g/mol

$\Delta H = 600$ kJ/mol

Énergie = ? kJ

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de MgO.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{12{,}093\ g}{40{,}31\ g/mol} = 0{,}3000\ mol$$

2. *Calculer l'énergie absorbée par la réaction.*

1 mol de MgO → 600 kJ

0,3000 mol de MgO → ? kJ

$$\frac{600\ kJ}{1\ mol} = \frac{?\ kJ}{0{,}3000\ mol}$$

$$\frac{600\ kJ \times 0{,}3000\ mol}{1\ mol} = 180\ kJ$$

Réponse : La décomposition de 12,093 g d'oxyde de magnésium absorbe 180 kJ.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

14. Le dichloroéthane ($C_2H_4Cl_2$) est un composé utilisé comme solvant et dégraissant. La réaction de fabrication de ce composé peut être représentée par l'équation chimique non balancée suivante :

$$HCl_{(g)} + C_2H_{4(g)} + O_{2(g)} \rightarrow C_2H_4Cl_{2(l)} + H_2O_{(l)}$$

La formation de 3,17 g de dichloroéthane dégage 10,03 kJ d'énergie.

a) Écrivez l'équation thermochimique balancée de la formation du dichloroéthane de deux façons différentes.

Données

$m_{C_2H_4Cl_2} = 3{,}17$ g

$M_{C_2H_4Cl_2} = 98{,}96$ g/mol

Énergie = -10,03 kJ

ΔH = ? kJ

Solution

1. *Balancer l'équation chimique.*

   $4\,HCl_{(g)} + 2\,C_2H_{4(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,C_2H_4Cl_{2(l)} + 2H_2O_{(l)}$

2. *Calculer le nombre de moles de $C_2H_4Cl_2$ formées.*

   $n = \dfrac{m}{M} = \dfrac{3{,}17\text{ g}}{98{,}96\text{ g/mol}} = 0{,}032$ mol

3. *Calculer la variation d'enthalpie pour 2 mol de $C_2H_4Cl_2$.*

   0,032 mol de $C_2H_4Cl_2 \rightarrow$ -10,03 kJ

   2 mol de $C_2H_4Cl_2 \rightarrow$? kJ

   $\dfrac{-10{,}03\text{ kJ}}{0{,}032\text{ mol}} = \dfrac{?\text{ kJ}}{2\text{ mol}}$

   $\dfrac{-10{,}03\text{ kJ} \times 2\text{ mol}}{0{,}032\text{ mol}} = -627$ kJ

4. *Écrire l'équation thermochimique balancée de deux façons différentes.*

   $4HCl_{(g)} + 2C_2H_{4(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2C_2H_4Cl_{2(l)} + 2H_2O_{(l)} + 627$ kJ

   ou

   $4HCl_{(g)} + 2C_2H_{4(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2C_2H_4Cl_{2(l)} + 2H_2O_{(l)} \quad \Delta H = -314$ kJ/mol

b) Quelle masse (en kilogrammes) de chlorure d'hydrogène (HCl) a été nécessaire si la réaction a libéré 161,8 MJ d'énergie ? (1 MJ = 1000 kJ)

Données

$M_{HCl} = 36{,}46$ g/mol

Énergie = -161,8 MJ

m = ? kg

Solution

1. *Convertir les MJ en kJ.*

   161,8 MJ = -161 800 kJ

2. *Calculer le nombre de moles de HCl.*

   4 mol de HCl $\rightarrow$ -627 kJ

   ? mol de HCl $\rightarrow$ -161 800 kJ

   $\dfrac{4\text{ mol}}{-627\text{ kJ}} = \dfrac{?\text{ mol}}{-161\,800\text{ kJ}}$

   $\dfrac{4\text{ mol} \times (-161\,800\text{ kJ})}{-627\text{ kJ}} = 1032{,}217$ mol

3. *Calculer la masse de HCl qui a réagi.*

   $n = \dfrac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M$

   $m = 1032{,}217\text{ mol} \cdot 36{,}46\text{ g/mol} = 37\,634{,}632$ g

   $= 37{,}6$ kg

Réponse : La libération de 161,8 MJ d'énergie a nécessité 37,6 kg de chlorure d'hydrogène.

SECTION 3

LE BILAN ÉNERGÉTIQUE

Dans la section 2, nous avons vu comment déterminer la variation d'enthalpie d'une réaction chimique à l'aide de calculs stœchiométriques. Cette section présente deux autres façons de déterminer la variation d'enthalpie d'une réaction :

- la détermination du bilan énergétique de la réaction ;
- l'interprétation du diagramme énergétique de la réaction.

3.1 Le bilan énergétique d'une réaction chimique

Une réaction chimique a lieu lorsque les liaisons chimiques des réactifs se brisent pour former de nouvelles liaisons chimiques entre les produits. La synthèse de l'eau en est un bon exemple (*voir la figure 4.21*).

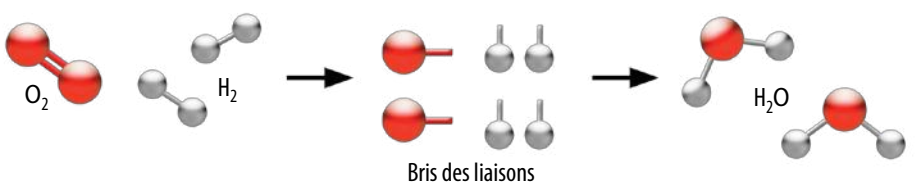


FIGURE 4.21 Au cours de la synthèse de l'eau, les liaisons dans les molécules de dioxygène (O_2) et de dihydrogène (H_2) se brisent. De nouvelles liaisons se créent alors entre les atomes d'oxygène et d'hydrogène pour former des molécules d'eau (H_2O).

Avant de déterminer les quantités d'énergie requises pour le bris ou la formation des liaisons, il est important de bien examiner le type de liaisons chimiques en jeu, car chaque liaison possède une énergie qui lui est propre.

Les liaisons chimiques et l'énergie de liaison

La notation de Lewis, p. 2

Pour déterminer l'énergie d'une molécule, il est nécessaire de connaître le nombre et le type des liaisons chimiques qui unissent ses différents atomes. La notation de Lewis est un outil très utile pour visualiser les liaisons, car elle permet d'établir la formule développée des molécules.

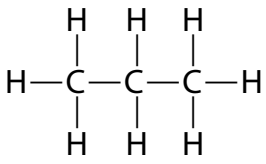


FIGURE 4.22 La formule développée de la molécule de propane (C_3H_8).
Cette formule illustre clairement qu'une molécule de propane est constituée de deux liaisons simples carbone – carbone et de huit liaisons simples carbone – hydrogène.

Par exemple, la formule développée de la molécule de propane (C_3H_8) (*voir la figure 4.22*) permet de constater que pour provoquer la combustion d'une molécule de propane, il faut briser les liaisons carbone–carbone et les liaisons carbone–hydrogène. Pour ce faire, on doit connaître les valeurs de l'énergie associée à ces liaisons, c'est-à-dire l'énergie de liaison.

L'**énergie de liaison ($E_{A—B}$)** correspond à l'énergie nécessaire pour briser une liaison chimique entre des atomes, ou à l'énergie dégagée lorsqu'une liaison chimique se forme entre des atomes. Son unité de mesure est le kilojoule par mole (kJ/mol) de liaison.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

L'énergie d'une liaison A—B s'exprime comme ceci : $E_{A—B}$.

La valeur de l'énergie de liaison dépend :

- des atomes en jeu (ex. : hydrogène, oxygène, carbone, etc.) ;
- du type de liaison (simple, double ou triple) qui unit les atomes.

Il est à noter que l'énergie nécessaire pour briser une liaison chimique est égale à celle qui est libérée lors de la formation de cette même liaison.

Le tableau 4.6 présente l'énergie associée au bris ou à la formation de quelques liaisons chimiques. Par exemple, l'énergie associée au bris ou à la formation d'une liaison simple carbone–carbone est de 347 kJ/mol, alors que l'énergie associée au bris ou à la formation d'une liaison double entre ces mêmes atomes est de 607 kJ/mol.

TABLEAU 4.6 Les valeurs approximatives moyennes des énergies de quelques liaisons

Liaison	Énergie (kJ/mol)	Liaison	Énergie (kJ/mol)
H—H	436	C—O	358
H—O	460	C≡N	891
H—F	570	O=O	498
H—Cl	432	Cl—Cl	243
C—H	413	N=N	418
C—C	347	N≡N	945
C=C	607	N=O	631

La détermination du bilan énergétique d'une réaction

Le bris de liaisons chimiques nécessite toujours un apport d'énergie (énergie positive) alors que la formation de liaisons chimiques libère de l'énergie (énergie négative). La somme de ces énergies constitue le bilan énergétique de la réaction.

Le **bilan énergétique d'une réaction** est la somme de l'énergie absorbée pour briser les liaisons chimiques des réactifs et de l'énergie dégagée au moment de la formation de nouvelles liaisons dans les produits.

Pour dresser le bilan énergétique d'une réaction, il faut suivre les étapes suivantes.

1. Déterminer les liaisons chimiques qui existent dans les réactifs et dans les produits.
2. Calculer l'énergie absorbée pour briser toutes les liaisons des molécules des réactifs. Il s'agit donc de la somme des valeurs d'énergie de chaque liaison. Le résultat sera positif (+), car le bris des liaisons est un processus endothermique.
3. Calculer l'énergie dégagée lors de la formation des nouvelles liaisons des molécules des produits. Il s'agit de la somme des valeurs d'énergie de

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

chaque liaison. Le résultat sera négatif (-), car la formation de liaisons est un processus exothermique.

4. Additionner les valeurs obtenues.

Cette façon de déterminer la variation d'enthalpie à l'aide du bilan énergétique peut être représentée par la formule suivante :

$$\Delta H = \Delta H_r + \Delta H_p$$

où

ΔH = variation d'enthalpie de la réaction, exprimée en kilojoules par mole (kJ/mol)

ΔH_r = variation d'enthalpie du bris des liaisons des réactifs, exprimée en kilojoules par mole (kJ/mol)

ΔH_p = variation d'enthalpie de la formation des liaisons des produits, exprimée en kilojoules par mole (kJ/mol)

L'exemple suivant montre comment déterminer le bilan énergétique de la combustion du propane (C_3H_8).

EXEMPLE

Soit la combustion du propane :

$$C_3H_{8(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)}$$

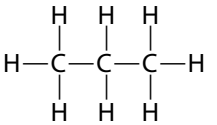
Calculez la variation d'enthalpie de cette réaction de combustion. Au besoin, utilisez l'annexe 9.3, *Les énergies moyennes de liaison*, à la page 461.

Données

$E_{C—C}$ = 347 kJ/mol
$E_{C—H}$ = 413 kJ/mol
$E_{O=O}$ = 498 kJ/mol
$E_{C=O}$ = 745 kJ/mol
$E_{H—O}$ = 460 kJ/mol
ΔH = ? kJ

Solution

1. *Déterminer les liaisons brisées dans les réactifs à l'aide de la notation de Lewis.*


et O=O

C_3H_8 : 2 liaisons C—C et 8 liaisons C—H

5 O_2 : 5 liaisons O=O

2. *Calculer la variation d'enthalpie du bris des liaisons des réactifs.*

$\Delta H_r = (2 \times E_{C—C}) + (8 \times E_{C—H}) + (5 \times E_{O=O})$

$= (2\ mol \times 347\ kJ/mol) + (8\ mol \times 413\ kJ/mol) + (5\ mol \times 498\ kJ/mol)$

$= 6488\ kJ$

3. *Déterminer les liaisons formées dans les produits à l'aide de la notation de Lewis.*

O=C=O et H—O—H

3 CO_2 : 6 liaisons C=O

4 H_2O : 8 liaisons H—O

4. *Calculer la variation d'enthalpie de la formation des liaisons des produits.*

$\Delta H_p = 6 \times E_{C=O} + 8 \times E_{H—O}$

$= 6\ mol \cdot (-745\ kJ/mol) + 8\ mol \cdot (-460\ kJ/mol)$

$= -8150\ kJ$

5. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction (bilan énergétique).*

$\Delta H = \Delta H_r + \Delta H_p$

$= 6488\ kJ - 8150\ kJ = -1662\ kJ$

Réponse Le bilan énergétique (variation d'enthalpie) de la réaction de combustion du propane est de -1662 kJ.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Le diagramme du bilan énergétique d'une réaction

Le bilan énergétique d'une réaction peut être représenté par un diagramme comportant trois paliers (*voir la figure 4.23*) :

- le palier de l'enthalpie des réactifs ;
- le palier de l'enthalpie des produits ;
- entre les deux paliers précédents, le palier de l'enthalpie des atomes séparés.

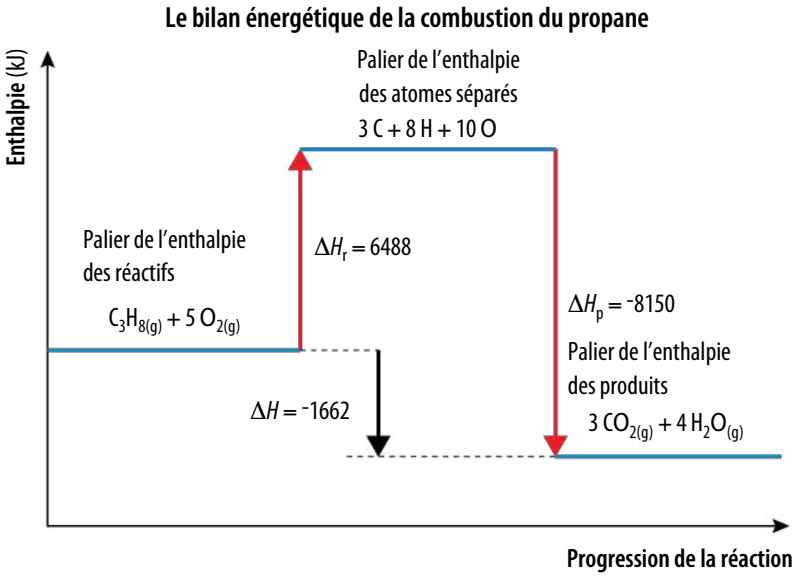


FIGURE 4.23 Ce diagramme montre clairement que la réaction est exothermique. La variation d'enthalpie correspond à la somme de l'énergie absorbée pour briser les liaisons des réactifs et de l'énergie dégagée lors de la formation des produits.

EN PLUS… DIFFÉRENTES FORMULES CHIMIQUES

Il existe plusieurs façons de représenter les molécules et leurs structures. On peut préciser la formule chimique brute d'une substance comme le propane (C_3H_8) en utilisant une formule chimique développée ou semi-développée.

Pour représenter la formule chimique d'une substance, on utilise un trait pour illustrer les liaisons entre les atomes. Quand la liaison est simple, un seul trait est utilisé, alors que le trait est double ou triple lorsqu'il y a deux ou trois liaisons entre deux atomes. Dans la formule chimique développée, tous les liens entre les atomes sont illustrés, alors que dans la formule chimique semi-développée, les liaisons entre les atomes de carbone (C) et d'hydrogène (H) ne sont pas illustrées (*voir la figure 4.24*).

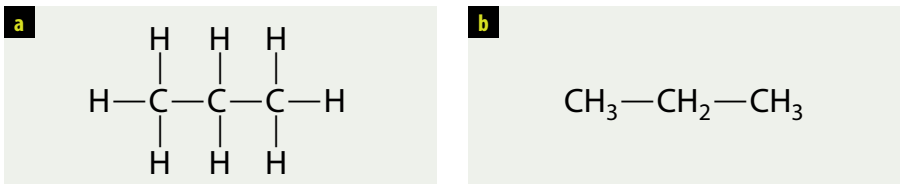


FIGURE 4.24 La formule chimique développée (a) et semi-développée (b) du propane (C_3H_8). Dans la formule chimique développée, toutes les liaisons sont visibles. Dans la formule chimique semi-développée, on constate qu'un groupe CH_3 est attaché à un groupe CH_2 qui est lui-même attaché à un autre groupe CH_3.

3.2 Le complexe activé et l'énergie d'activation

Toute réaction chimique, qu'elle soit endothermique ou exothermique, nécessite au départ un minimum d'énergie. Une fois la réaction amorcée, les réactifs ne sont pas transformés directement en produits. Il y a d'abord formation de substances intermédiaires.

Le complexe activé

Lors d'une réaction chimique, les substances intermédiaires instables et hautement énergétiques n'existent que pendant un bref instant, entre le bris des liaisons des réactifs et la formation des nouvelles liaisons des produits. Durant ce court moment, les liaisons des réactifs s'affaiblissent et de nouvelles liaisons se forment. On nomme « complexe activé » l'agencement d'atomes intermédiaires ainsi formés.

Le **complexe activé** est un état de transition très énergétique qui survient au cours de la transformation des réactifs en produits. On représente son enthalpie par le symbole H_{ca}.

Le complexe activé, même s'il n'est pas détectable, se caractérise par :

- une durée de vie très courte ;
- une enthalpie maximale ;
- une grande instabilité ;
- sa position, toujours au sommet de la courbe du diagramme énergétique (*voir la figure 4.27, à la page 172*).

Le complexe activé qui se crée au cours de la réaction de synthèse du chlorure d'hydrogène (HCl) est un bon exemple (*voir la figure 4.25*).

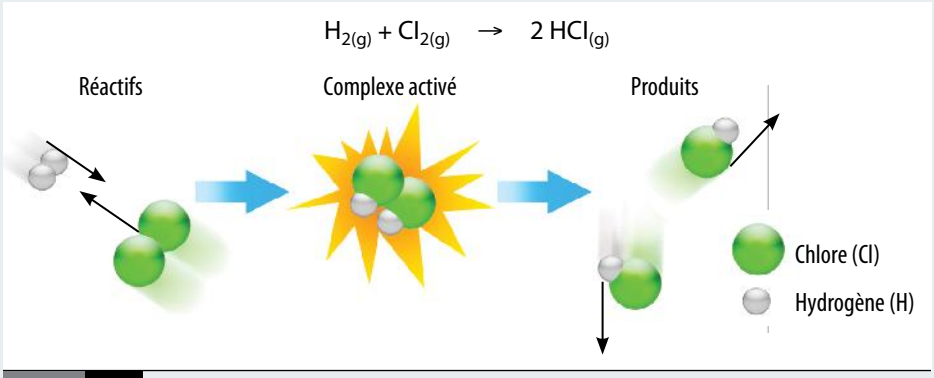


FIGURE 4.25 La réaction de synthèse du chlorure d'hydrogène (HCl). Durant un bref instant, avant de se séparer pour former les produits (HCl), les molécules des réactifs (H_2 et Cl_2) se réunissent : il s'agit du complexe activé.

L'énergie d'activation

La formation du complexe activé nécessite une très grande quantité d'énergie, car il s'agit d'un réarrangement des forces d'attraction entre les atomes des

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

réactifs avant leur transformation en produits. La quantité d'énergie qui sert à former le complexe activé se nomme « énergie d'activation ».

L'**énergie d'activation (E_a)** est la quantité d'énergie minimale requise pour qu'une réaction chimique endothermique ou exothermique se produise.

L'énergie d'activation constitue une barrière énergétique à franchir pour que la réaction s'amorce. On peut la comparer à l'énergie fournie par un joueur de soccer qui botte un ballon au moment d'un coup franc (*voir la figure 4.26*).



FIGURE 4.26 L'énergie d'activation. Pour réussir un coup franc et marquer le but, le joueur doit transmettre suffisamment d'énergie au ballon pour qu'il franchisse le mur constitué de joueurs de l'équipe adverse. Ce transfert d'énergie correspond à l'énergie d'activation.

L'énergie d'activation correspond à la différence entre l'enthalpie du complexe activé et l'enthalpie des réactifs.

$$E_a = H_{ca} - H_r$$

où

E_a = énergie d'activation de la réaction, exprimée en kilojoules par mole (kJ/mol)

H_{ca} = enthalpie du complexe activé, exprimée en kilojoules par mole (kJ/mol)

H_r = enthalpie des réactifs, exprimée en kilojoules par mole (kJ/mol)

3.3 Le diagramme énergétique

En intégrant le complexe activé et l'énergie d'activation au diagramme du bilan énergétique d'une réaction, on obtient un diagramme plus complet : le diagramme énergétique. Ce dernier permet de déterminer certaines caractéristiques d'une réaction chimique.

Le diagramme du bilan énergétique d'une réaction, p. 169

Le **diagramme énergétique** d'une réaction chimique est un graphique qui présente les différents niveaux d'énergie des substances en jeu en fonction de la progression de la réaction.

Le diagramme énergétique d'une réaction comporte trois niveaux (*voir la figure 4.27, à la page suivante*) :

- le niveau d'enthalpie des réactifs ;
- le niveau d'enthalpie du complexe activé ;
- le niveau d'enthalpie des produits.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

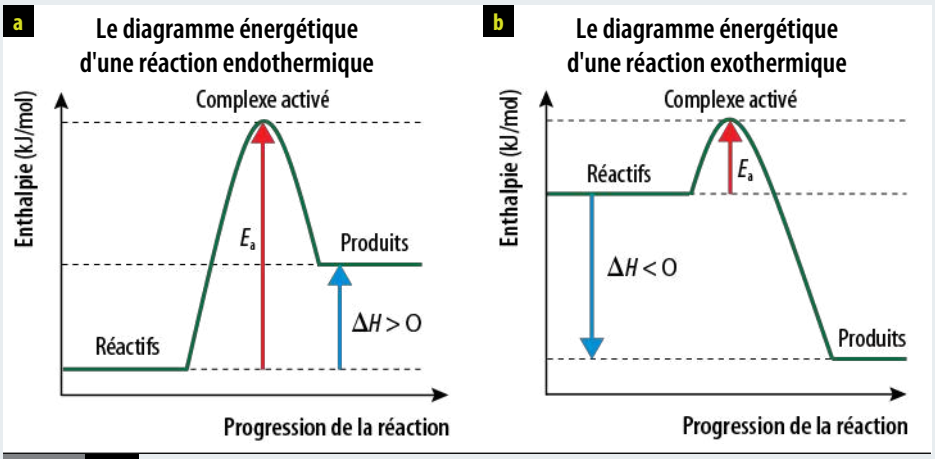


FIGURE 4.27 Le diagramme énergétique d'une réaction endothermique (a) et celui d'une réaction exothermique (b).

Si on connaît la variation d'enthalpie d'une réaction ainsi que son énergie d'activation, on peut tracer son diagramme énergétique.

EXEMPLE

Tracez le diagramme énergétique de la réaction de combustion du propane (C_3H_8). L'énergie d'activation de la combustion du propane est de 182 kJ/mol et sa variation d'enthalpie est de -1662 kJ/mol. L'équation de la réaction est :

$$C_3H_{8(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)}$$

Données

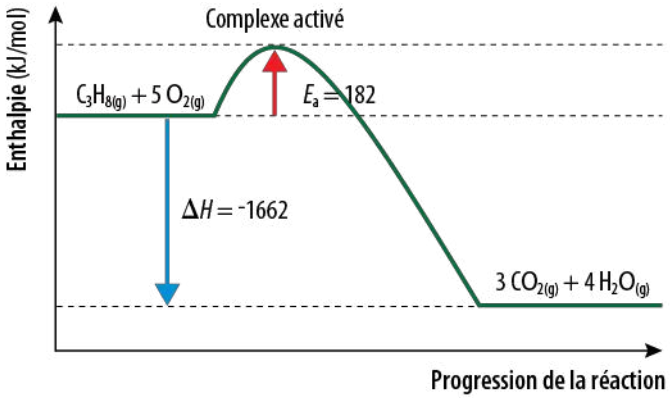
E_a = 182 kJ/mol

ΔH = -1662 kJ/mol

Solution

1. Comme il s'agit d'une réaction exothermique (ΔH négatif), l'énergie des réactifs sera plus élevée de 1662 kJ/mol que celle des produits.
2. L'énergie d'activation sera plus élevée de 182 kJ que celle des réactifs.

Le diagramme énergétique de la réaction de combustion du propane



Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

L'interprétation du diagramme énergétique

L'interprétation du diagramme énergétique d'une réaction chimique permet de déterminer les éléments décrits dans le tableau 4.7.

TABLEAU 4.7 La détermination des éléments du diagramme énergétique

Élément du diagramme énergétique	Comment déterminer l'élément
Réaction endothermique ou exothermique	Sur la courbe, comparer les positions relatives de l'enthalpie des réactifs et de l'enthalpie des produits
Valeur de l'enthalpie du complexe activé	Considérer l'enthalpie la plus élevée du diagramme
Valeur de l'énergie d'activation de la réaction	$E_a = H_{ca} - H_r$
Valeur de la variation d'enthalpie de la réaction	$\Delta H = H_p - H_r$

EXEMPLE

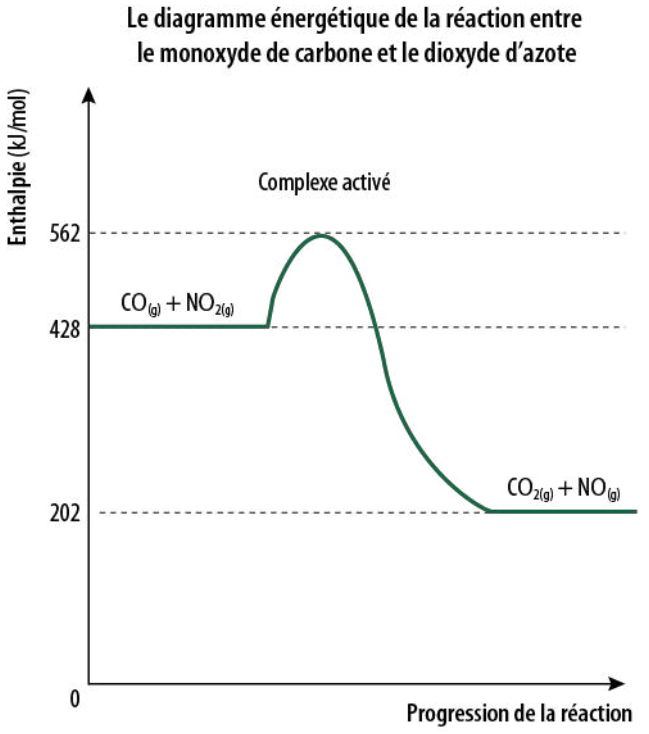
Observez le diagramme ci-contre et répondez aux questions suivantes.

a) La réaction est-elle endothermique ou exothermique ?

b) Quel est le niveau d'énergie atteint par le complexe activé ?

c) Quelle est la valeur de l'énergie d'activation de la réaction ?

d) Quelle est la valeur de la variation d'enthalpie de la réaction ?



Solution

a) La réaction est exothermique, car l'enthalpie des réactifs est plus grande que l'enthalpie des produits.

b) Le complexe activé possède une enthalpie de 562 kJ/mol.

c) La valeur de l'énergie d'activation de la réaction est : $E_a = H_{ca} - H_r = 562 \text{ kJ/mol} - 428 \text{ kJ/mol} = 134 \text{ kJ/mol}$

d) La valeur de la variation d'enthalpie de la réaction est : $\Delta H = H_p - H_r = 202 \text{ kJ/mol} - 428 \text{ kJ/mol} = -226 \text{ kJ/mol}$

Le diagramme énergétique permet aussi de déterminer la vitesse relative à laquelle une réaction chimique se déroule. Il suffit de comparer les valeurs de l'énergie d'activation de différentes réactions. Ainsi :

- plus l'énergie d'activation est élevée, plus la réaction se déroule lentement (*voir la courbe rouge de la figure 4.28, à la page suivante*) ;
- plus l'énergie d'activation est faible, plus la réaction se produit rapidement (*voir la courbe bleue de la figure 4.28, à la page suivante*) ;
- une énergie d'activation presque nulle correspond à une **réaction spontanée** (*voir la courbe verte de la figure 4.28, à la page suivante*).

Réaction spontanée
Une réaction est considérée comme spontanée lorsque l'énergie d'activation nécessaire pour enclencher la réaction est presque nulle.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Par exemple, on peut estimer que la synthèse de l'iodure d'hydrogène (HI) est plus rapide que celle de l'eau, puisque leurs valeurs d'énergie d'activation respectives sont de 90 kJ/mol et de 684 kJ/mol.

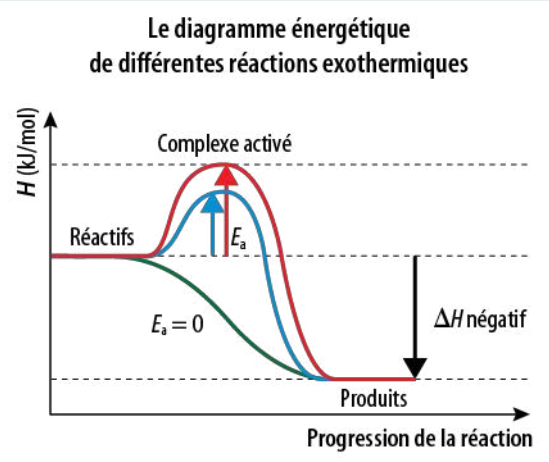


FIGURE 4.28 La variation d'enthalpie de différentes réactions chimiques exothermiques selon que la valeur de l'énergie d'activation est élevée (en rouge), moyenne (en bleu) ou nulle (en vert).

L'oxydation de certains métaux par le dioxygène (O_2) de l'air ou la neutralisation du chlorure d'hydrogène (HCl) par l'hydroxyde de sodium (NaOH) sont des exemples de réactions spontanées qui se déclenchent dès que les réactifs entrent en contact (*voir la figure 4.29*).

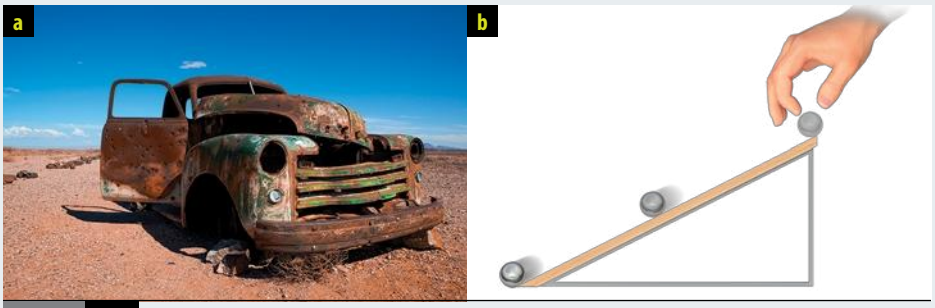


FIGURE 4.29 **Un exemple de réaction spontanée.** La rouille est le résultat de l'oxydation du fer par le dioxygène de l'air (a). Cette réaction spontanée nécessite une énergie d'activation presque nulle, comme une bille qui descend une pente dès qu'on la lâche (b).

Les réactions directe et inverse

Le diagramme énergétique permet aussi de déterminer si une réaction est réversible, et de dire si la réaction est directe ou inverse. Il permet également de comparer les réactions directe et inverse.

Il existe deux types de réactions chimiques :

- les réactions irréversibles, qui ne se produisent que dans un sens, ce qui est le cas de la plupart des réactions (*voir la figure 4.30*) ;
- les réactions réversibles, qui se produisent dans les deux sens (*voir la figure 4.31, à la page suivante*). Les réactions réversibles peuvent s'effectuer sous forme de réaction directe ou de réaction inverse.



FIGURE 4.30 La combustion du bois est une réaction irréversible.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.



FIGURE 4.31 L'assombrissement des verres photochromiques est une réaction réversible. Lorsque la quantité de rayons UV diminue, ces verres retrouvent graduellement leur teinte claire.

- Une **réaction directe** est la réaction qui a lieu lorsque les réactifs deviennent des produits.
- Une **réaction inverse** est la réaction qui a lieu lorsque les produits redeviennent des réactifs.

Par exemple, si la synthèse de l'ammoniac (NH_3) est la réaction directe, sa décomposition sera la réaction inverse.

- Synthèse de l'ammoniac (réaction directe) :

$$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightarrow 2\ NH_{3(g)} + 92\ kJ$$

- Décomposition de l'ammoniac (réaction inverse) :

$$2\ NH_{3(g)} + 92\ kJ \rightarrow N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)}$$

Les caractéristiques des réactions directe et inverse sont les suivantes :

- si la réaction directe est exothermique, sa réaction inverse sera endothermique, et vice versa ;
- les courbes des diagrammes énergétiques des deux réactions sont inversées (*voir la figure 4.32, à la page suivante*) ;
- une réaction directe possède la même variation d'enthalpie (ΔH) en valeur absolue que sa réaction inverse ;
- les énergies d'activation des réactions directe et inverse sont différentes ;
- l'énergie d'activation de la réaction endothermique est toujours plus grande que celle de la réaction exothermique ;
- l'énergie d'activation de la réaction endothermique est égale à la somme de l'énergie d'activation de la réaction exothermique et de la valeur absolue de la variation d'enthalpie de la réaction.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

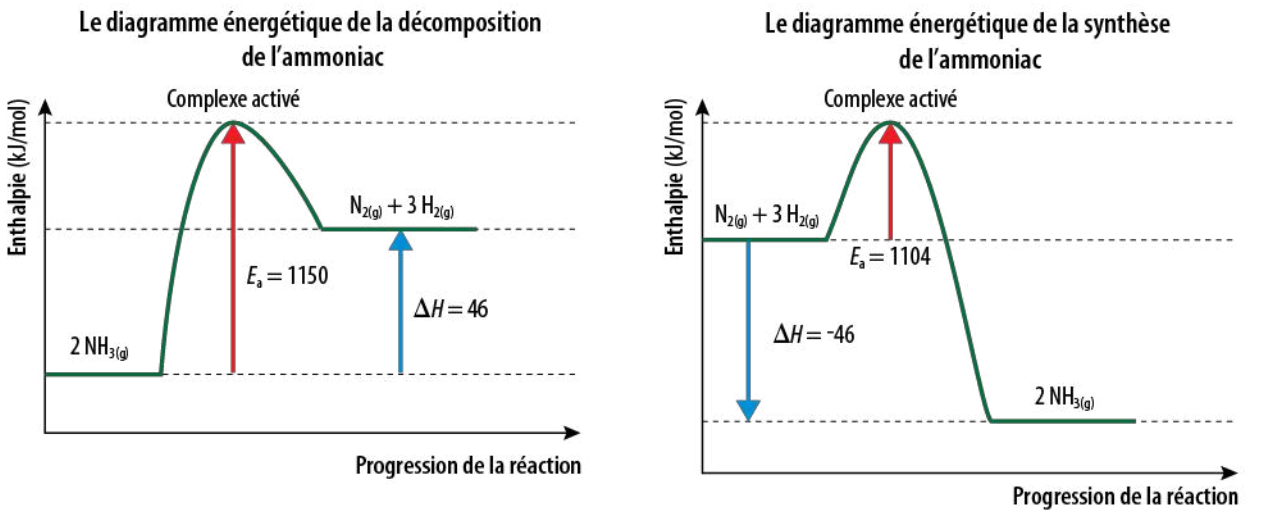


FIGURE 4.32 Les diagrammes énergétiques de la réaction directe de la décomposition de l'ammoniac (réaction endothermique) et de sa réaction inverse de synthèse (réaction exothermique).

À QUOI ÇA SERT ? LES MATÉRIAUX À CHANGEMENT DE PHASE

Microencapsulation
Procédé qui consiste à enfermer un produit dans des microparticules (de 2 à 20 micromètres).

Un matériau à changement de phase (MCP) est un matériau capable de changer d'état physique en fonction de la température ambiante. Lorsque le matériau passe de l'état solide à l'état liquide, il absorbe de l'énergie ; lorsqu'il passe de l'état liquide à l'état solide, il restitue de l'énergie. Le fonctionnement de ces matériaux repose sur la **microencapsulation**.

L'industrie du textile constitue un secteur d'application des matériaux à changement de phase. Dans ce secteur, on cherche à trouver un moyen de réguler la température corporelle en fonction de la température du milieu ambiant par l'utilisation d'un textile intelligent (*voir la figure 4.33*). Pour ce faire, on utilise surtout la paraffine, un mélange d'hydrocarbures solides ou liquides, qui une fois mélangés, se maintiennent à une température moyenne de 30 à 34 °C.

Dans les textiles intelligents, de la paraffine est insérée dans de minuscules sachets étanches amalgamés pour former une membrane. Ainsi, quand la température corporelle excède la température de fusion de la paraffine, celle-ci fond et absorbe l'énergie sous forme de chaleur. Inversement, quand la température corporelle refroidit, la paraffine se solidifie et restitue alors la chaleur emmagasinée.

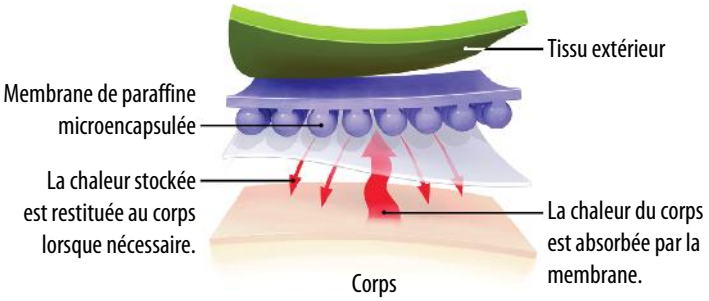


FIGURE 4.33 Le principe de fonctionnement des textiles intelligents.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXERCICES

SECTION 3

1. Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) L'énergie d'une liaison chimique ne dépend que des atomes qui la composent.	☐	☑
b) Une liaison double entre deux atomes possède une énergie de liaison deux fois plus grande que la liaison simple entre ces mêmes atomes.	☐	☑
c) L'énergie nécessaire pour briser une liaison chimique est plus grande que celle libérée lors de sa formation.	☐	☑
d) Dans les diagrammes du bilan énergétique, le palier intermédiaire entre l'enthalpie des réactifs et celle des produits correspond à l'enthalpie des atomes séparés les uns des autres.	☑	☐

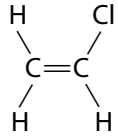
Justification : *a)* L'énergie d'une liaison chimique dépend des atomes et du nombre de liaisons entre ces atomes.

b) Une liaison double entre deux atomes ne possède pas une énergie de liaison deux fois plus grande que la liaison simple entre ces mêmes atomes. Par exemple, les énergies de liaison simple et double entre deux atomes de carbone sont respectivement de 347 kJ/mol et de 607 kJ/mol.

c) L'énergie nécessaire pour briser une liaison chimique est égale à celle libérée lors de sa formation.

2. Le chlorure de vinyle (C_2H_3Cl) est le composé de base des polymères de type polychlorures de vinyle (PVC). À l'aide de l'annexe 9.3, *Les énergies moyennes de liaison,* à la page 461, déterminez la quantité d'énergie nécessaire pour briser les liaisons de cette molécule. Justifiez votre réponse.

Note : La formule chimique développée de la molécule de C_2H_3Cl est :



Données

$E_{C=C}$ = 607 kJ/mol

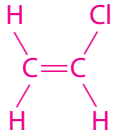
E_{C-H} = 413 kJ/mol

E_{C-Cl} = 397 kJ/mol

ΔH = ? kJ

Solution

1. *Déterminer les liaisons de la molécule de C_2H_3Cl.*



1 liaison double C═C, 3 liaisons C—H et 1 liaison C—Cl

2. *Calculer la variation d'enthalpie du bris des liaisons.*

$\Delta H = (1 \times E_{C=C}) + (3 \times E_{C-H}) + (1 \times E_{C-Cl})$

$= (1 \text{ mol} \times 607 \text{ kJ/mol}) + (3 \text{ mol} \times 413 \text{ kJ/mol}) + (1 \text{ mol} \times 397 \text{ kJ/mol}) = 2243 \text{ kJ}$

Réponse : La quantité d'énergie nécessaire pour briser les liaisons de la molécule de chlorure de vinyle est de $2{,}24 \times 10^3$ kJ/mol.

3. Soit la réaction chimique suivante :

$$BrCl_{3(g)} + 2\,H_{2(g)} \rightarrow HBr_{(g)} + 3\,HCl_{(g)}$$

a) À l'aide de l'annexe 9.3, *Les énergies moyennes de liaison,* à la page 461, calculez la variation d'enthalpie de cette réaction.

Données

$E_{Br—Cl} = 217$ kJ/mol

$E_{H—H} = 436$ kJ/mol

$E_{H—Br} = 366$ kJ/mol

$E_{H—Cl} = 432$ kJ/mol

$\Delta H = ?$ kJ

Solution

1. *Déterminer les liaisons brisées dans les réactifs à l'aide de la notation de Lewis.*

   Cl
   |
   Cl—Br—Cl et H—H

   3 liaisons Br—Cl dans $BrCl_3$ et 2 liaisons H—H dans $2\,H_2$

2. *Calculer la variation d'enthalpie du bris des liaisons des réactifs.*

   $\Delta H_r = (3 \times E_{Br—Cl}) + (2 \times E_{H—H})$

   $= (3\text{ mol} \times 217\text{ kJ/mol}) + (2\text{ mol} \times 436\text{ kJ/mol}) = 1523\text{ kJ}$

3. *Déterminer les liaisons formées dans les produits à l'aide de la notation de Lewis.*

   H—Br et H—Cl

   1 liaison H—Br dans HBr et 3 liaisons H—Cl dans 3 HCl

4. *Calculer la variation d'enthalpie de la formation des liaisons des produits.*

   $\Delta H_p = 1 \times E_{H—Br} + 3 \times E_{H—Cl}$

   $= 1\text{ mol} \times (-366\text{ kJ/mol}) + 3\text{ mol} \times (-432\text{ kJ/mol}) = -1662\text{ kJ}$

5. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction en faisant le bilan énergétique.*

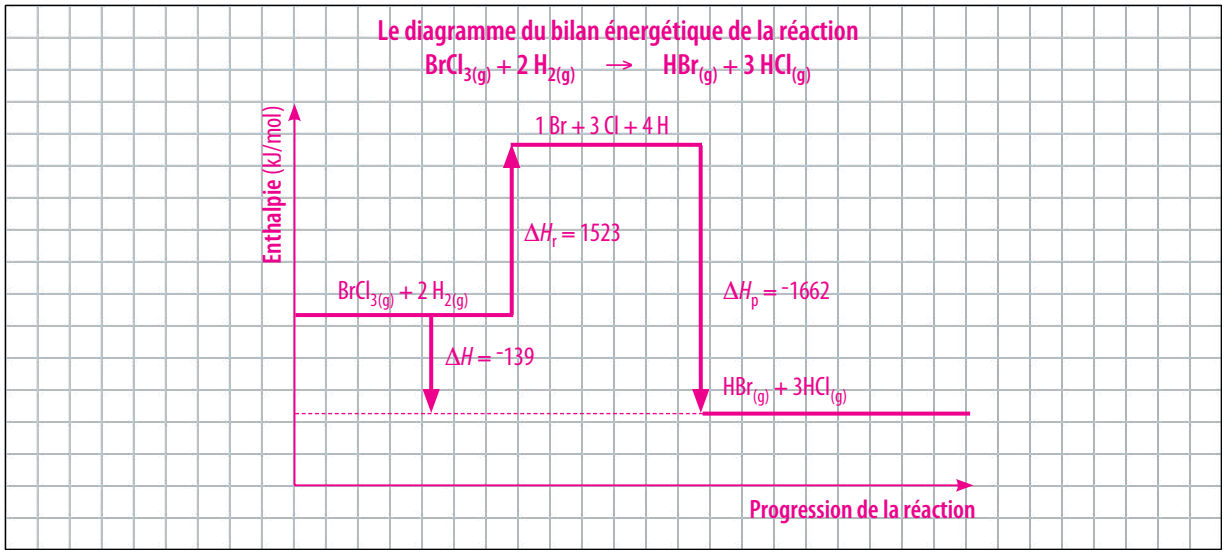
   $\Delta H = \Delta H_r + \Delta H_p = 1523\text{ kJ} - 1662\text{ kJ} = -139\text{ kJ}$

Réponse : La variation d'enthalpie de la réaction est de -139 kJ.

b) La réaction est-elle endothermique ou exothermique ?

La réaction est exothermique, car la variation d'enthalpie de la réaction (ΔH) est négative, ce qui indique que la réaction dégage de l'énergie.

c) Tracez le diagramme du bilan énergétique de la réaction.



Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

4. Le difluoroéthane ($C_2H_4F_2$), connu aussi sous le nom de gaz réfrigérant, est utilisé dans la fabrication des dépoussiérants. Il est obtenu en faisant réagir de l'acétylène (C_2H_2) sur le fluorure d'hydrogène (HF) selon la réaction suivante :

$$C_2H_{2(g)} + 2\,HF_{(g)} \rightarrow H\text{—}\underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle F}{C}}\text{—}\underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle F}{C}}\text{—}H$$

Si la formation d'une mole de difluoroéthane dégage 300 kJ, déterminez si la liaison entre les deux atomes de carbone de la molécule de l'acétylène est simple, double ou triple. (*Au besoin, consultez l'annexe 9.3*, Les énergies moyennes de liaison, *à la page 461*.)

Données

$E_{C—C} = 347$ kJ/mol

$E_{C—H} = 413$ kJ/mol

$E_{C—F} = 552$ kJ/mol

$E_{H—F} = 570$ kJ/mol

$\Delta H = -300$ kJ/mol

$E_{CC} = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Déterminer les liaisons formées dans les produits.*

$$H\text{—}\underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle F}{C}}\text{—}\underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle F}{C}}\text{—}H$$

1 liaison C—C, 4 liaisons C—H et 2 liaisons C—F

2. *Calculer la variation d'enthalpie de la formation des liaisons des produits.*

$\Delta H_p = 1 \times E_{C—C} + 4 \times E_{C—H} + 2 \times E_{C—F}$

$= 1\text{ mol} \times (-347\text{ kJ/mol}) + 4\text{ mol} \times (-413\text{ kJ/mol}) + 2\text{ mol} \times (-552\text{ kJ/mol})$

$= -3103$ kJ

3. *Calculer la variation d'enthalpie du bris des liaisons des réactifs.*

$\Delta H = \Delta H_r + \Delta H_p \Rightarrow \Delta H_r = \Delta H - \Delta H_p$

$\Delta H_r = -300\text{ kJ} - (-3103\text{ kJ}) = 2803$ kJ

4. *Déterminer les liaisons brisées dans les réactifs à l'aide de la notation de Lewis.*

– 1 liaison CC inconnue et 2 liaisons C—H dans C_2H_2

– 2 liaisons H—F dans 2 HF

5. *Calculer l'énergie de liaison entre les deux atomes de carbone dans la molécule de C_2H_2.*

$\Delta H_r = (1 \times E_{CC}) + (2 \times E_{C—H}) + (2 \times E_{H—F})$

$E_{CC} = \Delta H_r - (2 \times E_{C—H}) - (2 \times E_{H—F})$

$= 2803\text{ kJ} - (2\text{ mol} \times 413\text{ kJ/mol}) - (2\text{ mol} \times 570\text{ kJ/mol})$

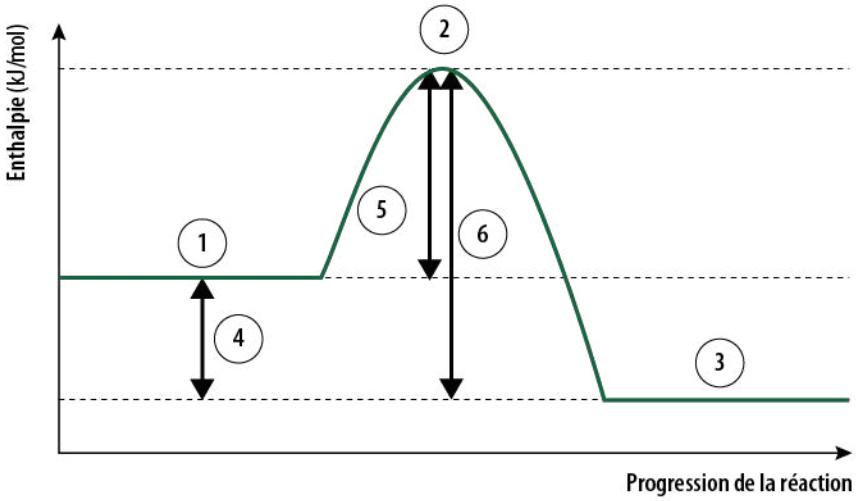
$= 837$ kJ

Réponse : D'après les valeurs de l'énergie de liaison de l'annexe 9.3 de la page 461, la liaison entre les deux atomes de carbone dans la molécule de l'acétylène est une liaison triple (C≡C).

5. Le diagramme suivant représente la variation d'enthalpie pour la réaction de combustion du méthane (CH_4) selon l'équation chimique :

$$CH_{4(g)} + 2\,O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\,H_2O_{(g)}$$

Le diagramme énergétique de la réaction de combustion du méthane



Indiquez quel chiffre représente chacun des éléments suivants sur le diagramme.

a) Le complexe activé. 2

b) La variation d'enthalpie de la réaction. 4

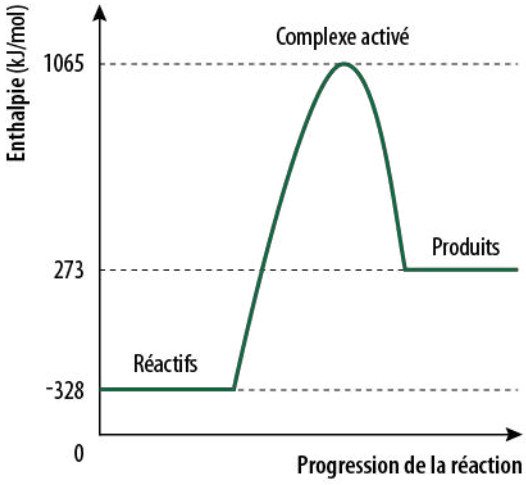
c) Les réactifs. 1

d) L'énergie d'activation. 5

e) Les produits. 3

6. Soit une réaction représentée par le diagramme énergétique ci-contre.

Le diagramme énergétique de la réaction



a) La réaction est-elle endothermique ou exothermique ?

La réaction est endothermique.

b) Quel est le niveau d'enthalpie atteint par le complexe activé ?

1065 kJ/mol.

c) Quelle est la valeur de l'énergie d'activation de la réaction ?

$E_a = H_{ca} - H_r$

$= 1065 \text{ kJ/mol} - (^-328 \text{ kJ/mol}) = 1393 \text{ kJ/mol}$

$= 1{,}39 \times 10^3 \text{ kJ/mol}$

d) Quelle est la valeur de la variation d'enthalpie de la réaction ?

$\Delta H = H_p - H_r = 273 \text{ kJ/mol} - (^-328 \text{ kJ/mol}) = 601 \text{ kJ/mol}$

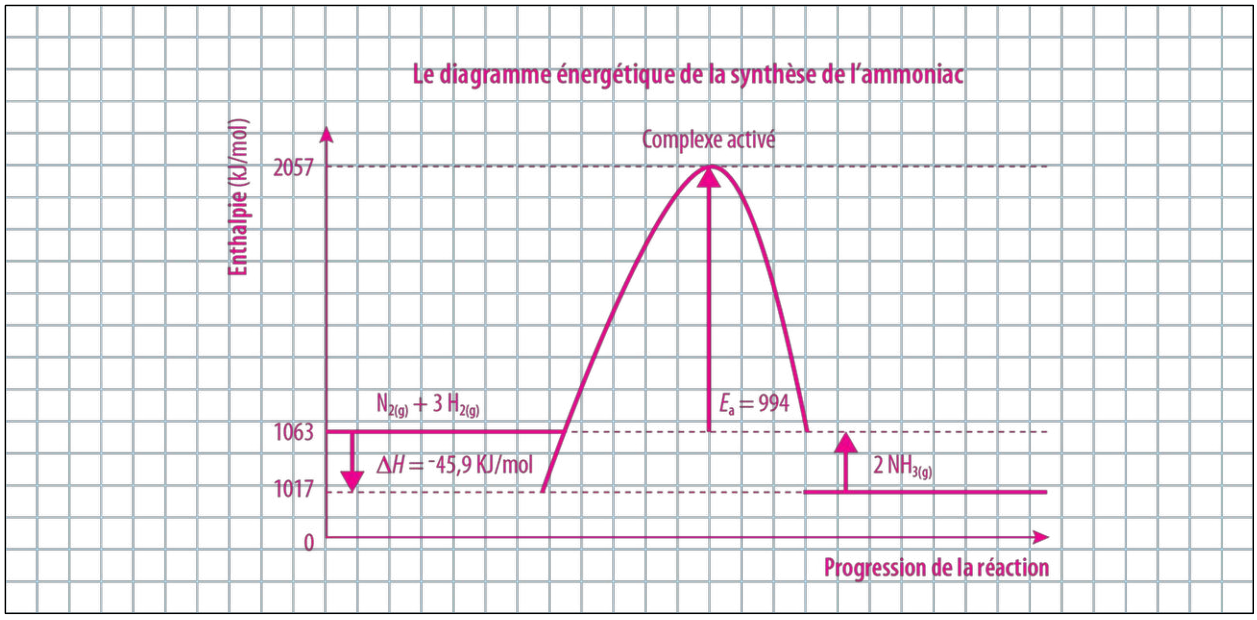
Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

7. L'équation thermochimique de la réaction de synthèse de l'ammoniac (NH_3) est :

$$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightarrow 2\ NH_{3(g)} \quad \Delta H = -45{,}9\ kJ/mol$$

L'enthalpie du complexe activé de cette réaction est de 2057 kJ/mol et l'enthalpie des produits est de 1017 kJ/mol.

Tracez le diagramme énergétique de cette réaction en y indiquant les niveaux d'enthalpie des réactifs et des produits ainsi que l'énergie d'activation de la réaction.



8. Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) Le diagramme énergétique d'une réaction permet de juger si une réaction est réversible ou irréversible.	☑	☐
b) L'énergie d'activation d'une réaction directe est toujours plus grande que celle de sa réaction inverse.	☐	☑
c) L'énergie d'activation d'une réaction directe endothermique est égale à la différence entre l'énergie d'activation de sa réaction inverse exothermique et la variation d'enthalpie, en valeur absolue, de la réaction.	☐	☑
d) Le diagramme énergétique d'une réaction permet de juger si la réaction se déroule rapidement ou lentement.	☑	☐
e) Il n'est pas nécessaire de fournir de l'énergie à une réaction spontanée pour qu'elle se produise.	☐	☑

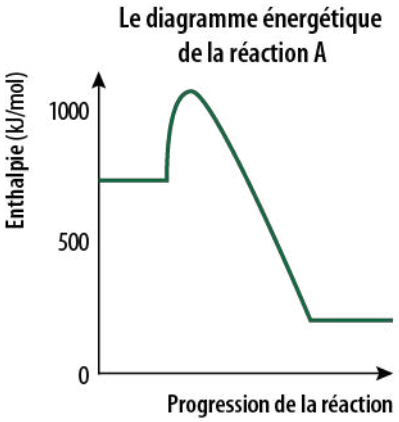
Justification : *b)* L'énergie d'activation d'une réaction directe endothermique est toujours plus grande que celle de sa réaction inverse exothermique.

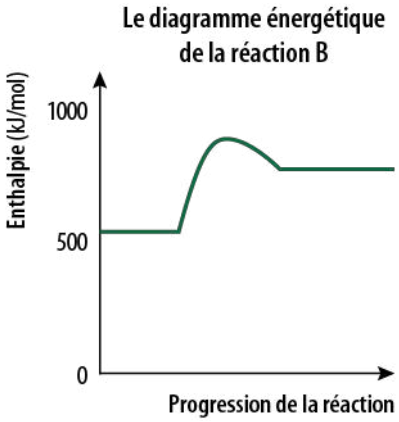
c) L'énergie d'activation d'une réaction directe endothermique est égale à la somme de l'énergie d'activation de sa réaction inverse exothermique et de la variation d'enthalpie, en valeur absolue, de la réaction.

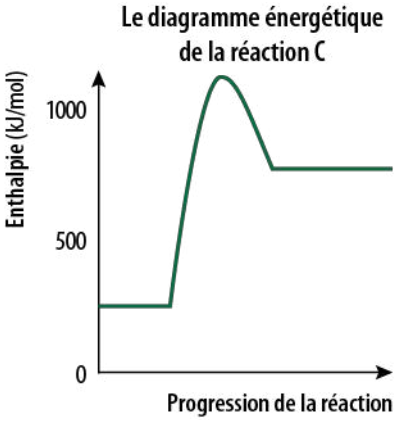
e) Que la réaction soit endothermique ou exothermique, rapide, lente ou spontanée, il est toujours nécessaire de fournir de l'énergie pour que la réaction s'amorce.

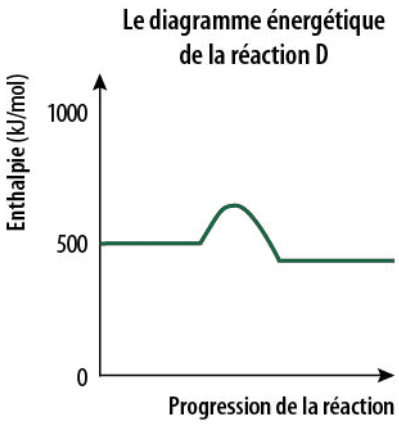
Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

9. Lequel des diagrammes énergétiques ci-dessous correspond à une réaction réversible et possède une réaction directe endothermique ? Justifiez votre réponse.









Réponse : Le diagramme de la réaction B.

Justification : Les réactions B et D sont susceptibles d'être des réactions réversibles, car les énergies d'activation des réactions directe et inverse de ces deux réactions sont très proches.

La réaction directe de la réaction B est endothermique, car l'enthalpie des produits est supérieure à l'enthalpie des réactifs.

10. Une réaction hypothétique Réactifs → Produits possède une énergie d'activation de 1250 kJ/mol. L'enthalpie de ses réactifs et de ses produits est respectivement de 330 kJ/mol et de 590 kJ/mol. Déterminez l'énergie d'activation de la réaction inverse de cette réaction hypothétique.

Données

$E_{a\ (directe)}$ = 1250 kJ/mol

H_r = 330 kJ/mol

H_p = 590 kJ/mol

$E_{a\ (inverse)}$ = ? kJ/mol

Solution

1. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction directe.*

   Réactifs → Produits :

   $\Delta H = H_p - H_r$ = 590 kJ/mol – 330 kJ/mol

   = 260 kJ/mol

2. *Calculer l'énergie d'activation de la réaction inverse.*

   $E_{a\ (directe)} = E_{a\ (inverse)} + \Delta H \quad \Rightarrow \quad E_{a\ (inverse)} = E_{a\ (directe)} - \Delta H$

   $E_{a\ (inverse)}$ = 1250 kJ/mol – 260 kJ/mol = 990 kJ/mol

Réponse : L'énergie d'activation de la réaction inverse est de 990 kJ/mol.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

11. Le diagramme énergétique suivant montre la variation d'enthalpie d'une réaction hypothétique représentée par l'équation suivante :

$$A + B \rightarrow C + D$$

a) La réaction inverse est-elle une réaction endothermique ou exothermique ?

La réaction inverse est une réaction endothermique.

b) Quelle est la valeur de la variation d'enthalpie de la réaction inverse ?

$\Delta H_{(inverse)} = H_{p(inverse)} - H_{r(inverse)}$

$= 300 \text{ kJ/mol} - 75 \text{ kJ/mol}$

$= 2{,}3 \times 10^2 \text{ kJ/mol}$

c) Quelle est la valeur de l'énergie d'activation de la réaction directe ?

$E_{a(directe)} = E_{ca} - H_r$

$= 525 \text{ kJ/mol} - 300 \text{ kJ/mol}$

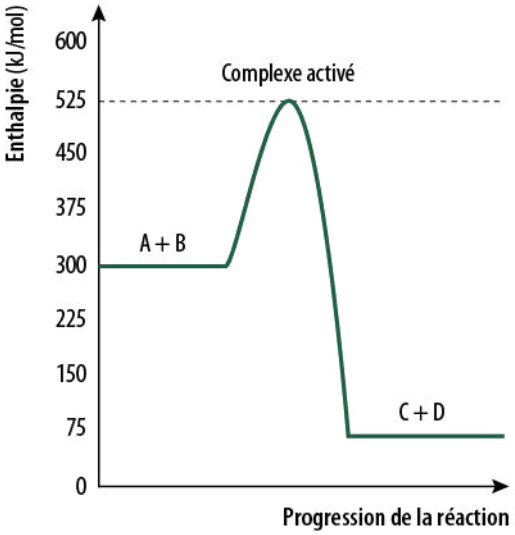
$= 225 \text{ kJ/mol}$

d) Quelle est la valeur de l'énergie d'activation de la réaction inverse ?

$E_{a(inverse)} = E_{ca} - H_r = 525 \text{ kJ/mol} - 75 \text{ kJ/mol} = 450 \text{ kJ/mol}$

$= 4{,}5 \times 10^2 \text{ kJ/mol}$

Le diagramme énergétique de la réaction hypothétique $A + B \rightarrow C + D$



12. Observez les équations thermochimiques suivantes.

1) $N_{2(g)} + 2\,O_{2(g)} + 33{,}2 \text{ kJ} \rightarrow 2\,NO_{2(g)}$

2) $C_2H_{4(g)} \rightarrow 2\,C_{(s)} + 2\,H_{2(g)} \quad \Delta H = -52{,}5 \text{ kJ/mol}$

3) $CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow COCl_{2(g)} + 551 \text{ kJ}$

4) $2\,NOCl_{(g)} \rightarrow 2\,NO_{(g)} + Cl_{2(g)} \quad \Delta H = +154{,}8 \text{ kJ/mol}$

a) Laquelle de ces réactions est susceptible d'être la plus réversible ? Justifiez votre réponse.

La réaction 1, car c'est la réaction chimique qui implique la plus faible quantité d'énergie (la valeur absolue de sa variation d'enthalpie est la plus petite des quatre).

b) Laquelle de ces réactions est susceptible d'être la plus irréversible ? Justifiez votre réponse.

La réaction 3, car c'est la réaction chimique qui implique la plus grande quantité d'énergie (la valeur absolue de sa variation d'enthalpie est la plus grande des quatre).

c) Parmi ces réactions, peut-on déterminer celle qui sera la plus spontanée ? Justifiez votre réponse.

Non, il faut connaître les énergies d'activation de ces réactions pour pouvoir se prononcer sur leur spontanéité.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

13. Tracez le diagramme énergétique d'une réaction directe hypothétique dont la réaction inverse est caractérisée par :

- une enthalpie des réactifs de $^{-}85{,}0$ kJ/mol ;
- une enthalpie des produits de 135 kJ/mol ;
- une énergie d'activation de 320 kJ/mol.

Données

$H_{r(inverse)} = {}^{-}85{,}0$ kJ/mol

$H_{p(inverse)} = 135$ kJ/mol

$E_{a(inverse)} = 320$ kJ/mol

Solution

1. Calculer la variation d'enthalpie de la réaction inverse.

$\Delta H_{(inverse)} = H_{p(inverse)} - H_{r(inverse)} = 135 \text{ kJ/mol} - ({}^{-}85{,}0 \text{ kJ/mol})$

$\Delta H_{(inverse)} = 220$ kJ/mol

2. Calculer l'enthalpie du complexe activé de la réaction inverse.

$E_{a(inverse)} = H_{ca(inverse)} - H_{r(inverse)} \rightarrow H_{ca(inverse)} = E_{a(inverse)} + H_{r(inverse)}$

$H_{ca(inverse)} = 320 \text{ kJ/mol} + ({}^{-}85{,}0 \text{ kJ/mol}) = 235$ kJ/mol

3. Calculer la variation d'enthalpie de la réaction directe.

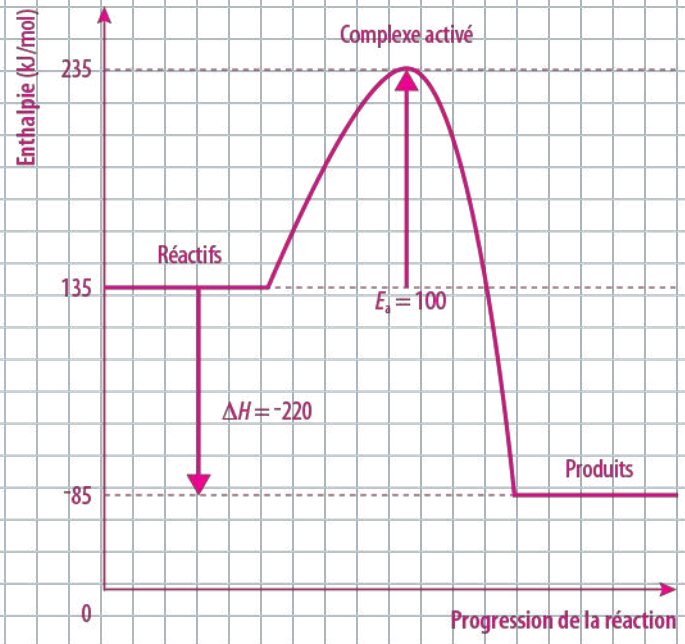
$\Delta H_{(directe)} = {}^{-}\Delta H_{(inverse)} = {}^{-}220$ kJ/mol

4. Calculer l'énergie d'activation de la réaction directe.

$E_{a(directe)} = E_{a(inverse)} + \Delta H_{(directe)}$

$= 320 \text{ kJ/mol} + ({}^{-}220 \text{ kJ/mol}) = 100$ kJ/mol

Le diagramme énergétique de la réaction directe hypothétique



Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

CHAPITRE 4 SYNTHÈSE

LES TRANSFORMATIONS ET LES VARIATIONS D'ÉNERGIE

L'énergie et la chaleur

- L'**énergie (*E*)** est la capacité d'accomplir un travail ou de provoquer un changement. Son unité de mesure est le joule (J).
- L'**énergie thermique (E_T)** est l'énergie cinétique associée au mouvement d'agitation des particules (atomes ou molécules) qui composent un objet ou une substance. Elle est transférée du milieu où la température est la plus élevée vers le milieu où la température est la plus basse.
- La **température (*T*)** est une mesure de l'agitation des particules (atomes ou molécules) contenues dans une substance. Son unité de mesure est le degré Celsius (°C) ou le kelvin (K).
- La **chaleur (*Q*)** est un transfert d'énergie thermique entre deux substances de températures différentes mises en contact l'une avec l'autre. Son unité de mesure est le joule (J). L'équation pour déterminer la quantité de chaleur absorbée ou dégagée est :

$$Q = mc\Delta T$$

  - Pour calculer la chaleur transférée entre deux substances, on doit considérer que la chaleur dégagée par une substance est égale à la chaleur absorbée par l'autre :

$$-Q_{\text{dégagée}} = Q_{\text{absorbée}} \quad \Rightarrow \quad -Q_1 = Q_2$$
$$-m_1c_1\Delta T_1 = m_2c_2\Delta T_2$$

- La **capacité thermique massique (*c*)** est la quantité d'énergie thermique qu'il faut transférer à un gramme d'une substance pour augmenter sa température de un degré Celsius. Son unité de mesure est le joule par gramme, par degré Celsius (J/g • °C).
- La température finale (T_f) d'un mélange composé de deux substances se calcule à l'aide de l'équation :

$$T_f = \frac{m_1c_1T_{i1} + m_2c_2T_{i2}}{m_1c_1 + m_2c_2}$$

Les transformations et l'absorption ou le dégagement d'énergie

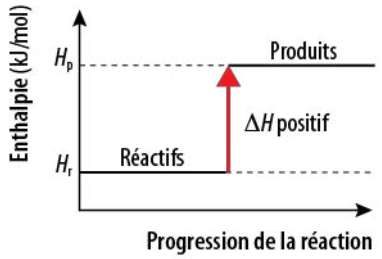
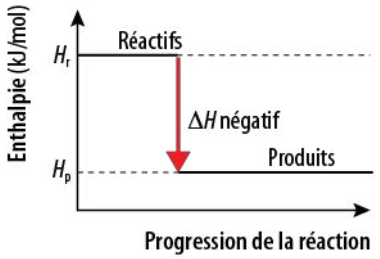
- L'**enthalpie (*H*)** est l'énergie totale d'une substance, soit la somme de toutes les énergies cinétiques et potentielles de toutes les particules (atomes et molécules) contenues dans la substance à pression constante. Son unité de mesure est le kilojoule (kJ).
- La **variation d'enthalpie (ΔH), ou chaleur de réaction**, est l'énergie absorbée ou dégagée au cours d'une transformation physique ou chimique, à pression constante. Son unité de mesure est le kilojoule (kJ). L'équation pour exprimer cette variation est :

$$\Delta H = H_p - H_r$$

- Les **transformations endothermiques** (ex. : fusion, vaporisation) sont des transformations qui absorbent de l'énergie du milieu environnant.
- Les **transformations exothermiques** (ex. : solidification, condensation) sont des transformations qui dégagent de l'énergie dans le milieu environnant.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

- Les caractéristiques des transformations endothermiques et exothermiques sont présentées dans le tableau suivant.

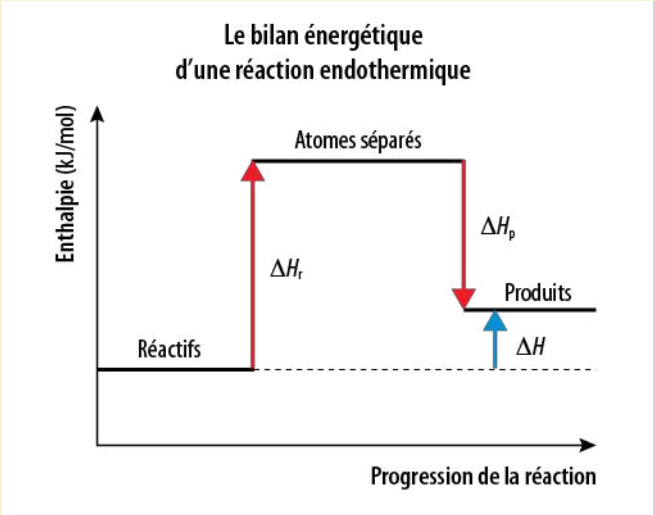
Caractéristique	Transformation endothermique	Transformation exothermique
Température du milieu	Diminue	Augmente
Enthalpie (H)	$H_p > H_r$	$H_r > H_p$
ΔH	Positif	Négatif
Équation thermochimique	Réactifs + Énergie → Produits	Réactifs → Produits + Énergie
	Réactifs → Produits $\Delta H = +x$ kJ/mol	Réactifs → Produits $\Delta H = -x$ kJ/mol
Diagramme d'enthalpie		

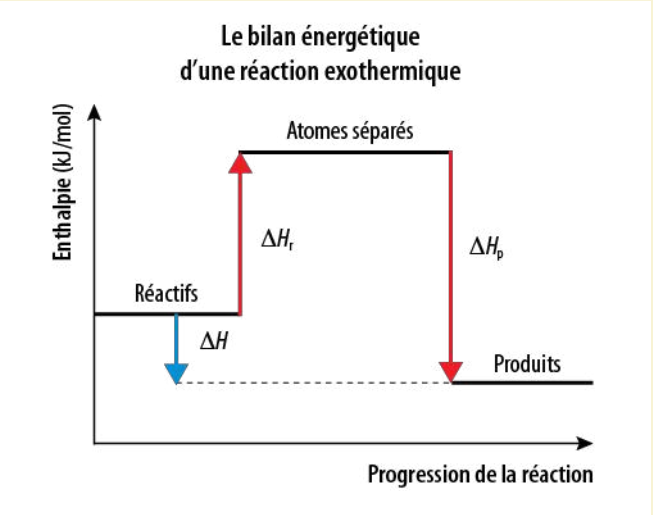
Le bilan énergétique

- L'**énergie de liaison ($E_{A—B}$)** est l'énergie nécessaire pour briser une liaison chimique entre des atomes, ou l'énergie dégagée lorsqu'une liaison chimique se forme entre des atomes. Son unité de mesure est le kilojoule par mole (kJ/mol) de liaison.
- Le **bilan énergétique d'une réaction** est la somme de l'énergie absorbée pour briser les liaisons chimiques des réactifs et de l'énergie dégagée au moment de la formation de nouvelles liaisons dans les produits.
- Pour calculer la variation d'enthalpie d'une réaction chimique, il faut additionner la variation d'enthalpie des liaisons brisées (ΔH_r) et la variation d'enthalpie des liaisons formées (ΔH_p) :

$$\Delta H = \Delta H_r + \Delta H_p$$

- Le bilan énergétique d'une réaction peut être représenté par les diagrammes suivants.



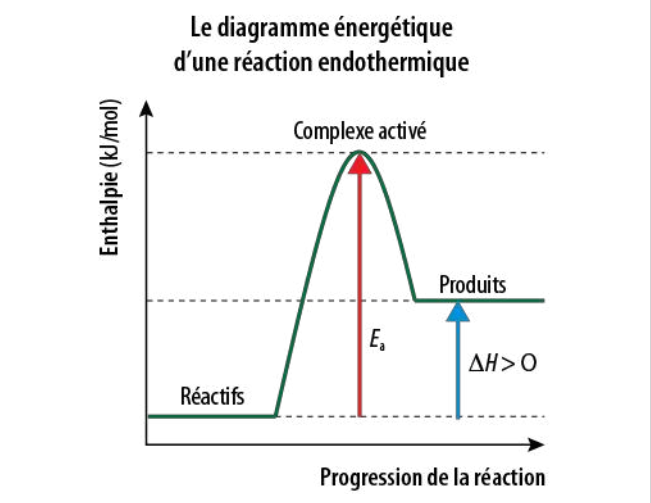


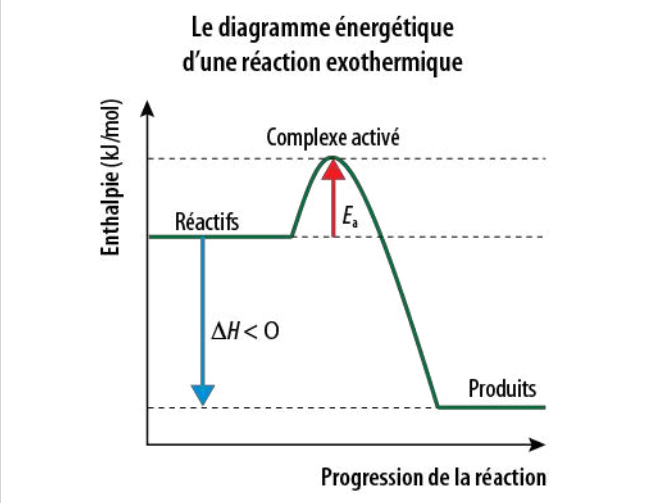
Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

- Le **complexe activé** est un état de transition très énergétique qui survient au cours de la transformation des réactifs en produits. On représente son enthalpie par le symbole H_{ca}.
- L'**énergie d'activation (E_a)** est la quantité d'énergie minimale requise pour qu'une réaction chimique endothermique ou exothermique se produise. C'est la différence entre l'enthalpie du complexe activé (H_{ca}) et l'enthalpie des réactifs (H_r) :

$$E_a = H_{ca} - H_r$$

- Le **diagramme énergétique** d'une réaction chimique est un graphique qui présente les différents niveaux d'énergie des substances en jeu en fonction de la progression de la réaction.





- Une réaction réversible peut se produire sous forme de **réaction directe** ou de **réaction inverse**. Lorsque la variation d'enthalpie est faible, la réaction est plus susceptible d'être réversible.
- Quand elle est inversée, la réaction parcourt la courbe de son diagramme énergétique en sens inverse. En valeur absolue, la variation d'enthalpie est la même. Cependant, la réaction endothermique possède une énergie d'activation plus élevée que la réaction exothermique.

EXERCICES

1 Lesquelles des transformations suivantes dégagent de l'énergie ?

A. Lors de la fusion d'une mole d'or (Au), on observe que l'enthalpie de l'or liquide est de 12,7 kJ supérieure à celle de l'or solide.

B. La synthèse du dioxyde de plomb (PbO_2) est représentée par l'équation thermochimique :

$$Pb_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow PbO_{2(s)} + 277{,}4 \text{ kJ}$$

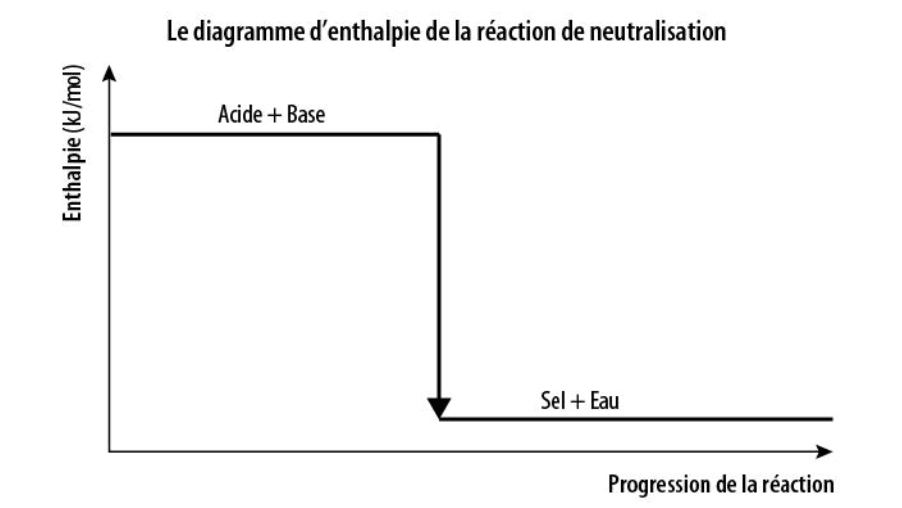
C. La variation d'enthalpie de la respiration cellulaire est négative.

D. La vaporisation de l'eau est représentée par l'équation thermique :

$$H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)} \quad \Delta H = +44{,}0 \text{ kJ/mol}$$

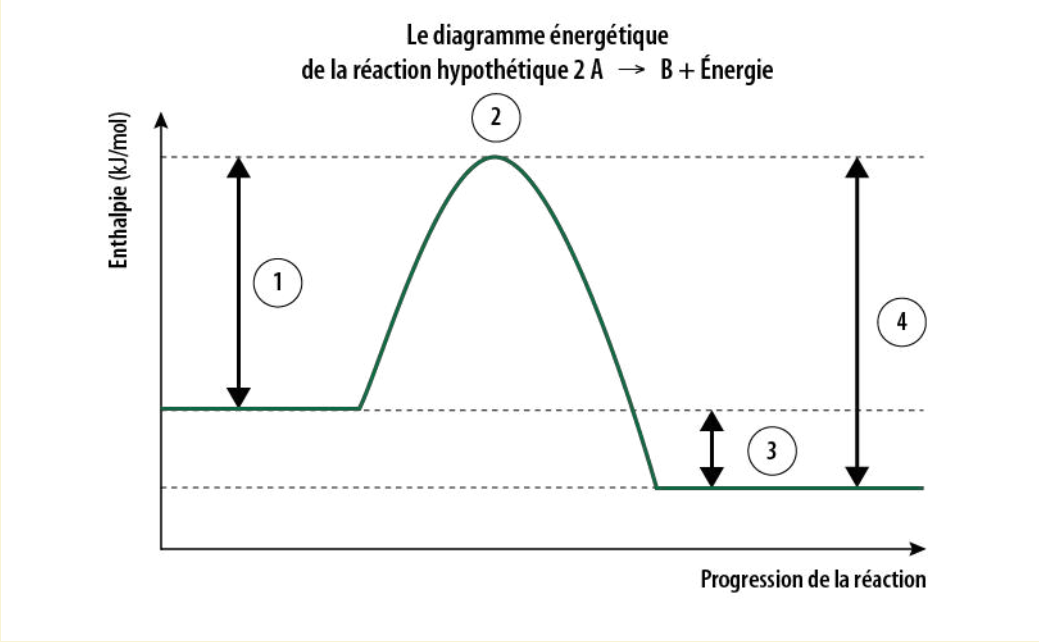
Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

E. La variation d'enthalpie de la réaction de neutralisation d'un acide par une base est représentée par le diagramme suivant :



2 Le diagramme énergétique suivant représente la variation d'enthalpie de la réaction réversible hypothétique :

$$2\,A \rightarrow B + \text{Énergie}$$



Sur ce diagramme énergétique, quel chiffre représente l'énergie d'activation de la réaction endothermique ?

A. Le chiffre 1

B. Le chiffre 2

C. Le chiffre 3

D. Le chiffre 4

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

3 La combustion de 1,00 g de propane (C_3H_8) dégage 50,3 kJ. Écrivez, de deux façons différentes, l'équation thermochimique de la combustion du propane.

Données

m = 1,00 g

$M_{C_3H_8}$ = 44,11 g/mol

Énergie = –50,3 kJ

ΔH = ? kJ/mol

Solution

1. *Écrire l'équation balancée de la combustion de C_3H_8.*

$$C_3H_{8(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)}$$

2. *Calculer le nombre de moles de C_3H_8 dans 1,00 g.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1{,}00\text{ g}}{44{,}11\text{ g/mol}} = 0{,}023\text{ mol}$$

3. *Calculer la quantité d'énergie nécessaire pour la combustion de 1 mol de C_3H_8.*

$$-50{,}3\text{ kJ} \rightarrow 0{,}023\text{ mol} \Rightarrow \frac{-50{,}3\text{ kJ}}{0{,}023\text{ mol}} = \frac{?\text{ kJ}}{1\text{ mol}}$$

$$?\text{ kJ} \rightarrow 1\text{ mol} \qquad \frac{-50{,}3\text{ kJ} \times 1\text{ mol}}{0{,}023\text{ mol}} = -2{,}19 \times 10^3\text{ kJ}$$

Donc : $\Delta H = -2{,}19 \times 10^3$ kJ/mol de C_3H_8.

4. *Écrire l'équation thermochimique de la combustion du de C_3H_8.*

$$C_3H_{8(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)} + 2{,}19 \times 10^3\text{ kJ}$$

ou

$$C_3H_{8(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)} \quad \Delta H = -2{,}19 \times 10^3\text{ kJ/mol de } C_3H_8$$

4 Par une journée froide, Gabriel veut porter la température de 200 mL d'eau de 2,50 °C à 18,5 °C en y ajoutant un certain volume de liquide antigel initialement à 34,2 °C. Quel est le volume d'antigel à ajouter ?

$$c_{\text{antigel}} = 2{,}20\text{ J/g} \cdot \text{°C} ; \rho_{\text{antigel}} = 1{,}11\text{ g/mL}$$

Données

Eau :

V_1 = 200 mL $\Rightarrow$

m_1 = 200 g

c_1 = 4,19 J/g • °C

T_{i1} = 2,50 °C

T_{f1} = 18,5 °C

Liquide antigel :

c_2 = 2,20 J/g • °C

T_{i2} = 34,2 °C

T_{f2} = 18,5 °C

ρ = 1,11 g/mL

V_2 = ? mL

Solution

1. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'eau.*

$$Q_1 = m_1c_1\Delta T_1 = m_1c_1(T_{f1} - T_{i1})$$

$$Q_1 = 200\text{ g} \times 4{,}19\text{ J/g} \cdot \text{°C} \times (18{,}5\text{ °C} - 2{,}50\text{ °C})$$

$$Q_1 = 13{,}4 \times 10^3\text{ J}$$

2. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par l'antigel.*

$$Q_2 = -Q_1 \Rightarrow Q_2 = -13{,}4 \times 10^3\text{ J}$$

3. *Calculer la masse d'antigel à ajouter.*

$$Q_2 = m_2c_2\Delta T_2 \Rightarrow m_2 = \frac{Q_2}{c_2\Delta T_2}$$

$$m_2 = \frac{-13{,}4 \times 10^3\text{ J}}{(2{,}20\text{ J/g} \cdot \text{°C}) \times (18{,}5\text{ °C} - 34{,}2\text{ °C})}$$

4. *Calculer le volume d'antigel à ajouter.*

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho} = \frac{388\text{ g}}{1{,}11\text{ g/mL}} = 350\text{ mL}$$

Réponse : Le volume d'antigel à ajouter est de 350 mL.

5 L'immersion d'un bloc de cuivre à 650 °C dans 200 g d'eau fait passer la température de l'eau de 18,0 °C à 43,1 °C. Quelle est la masse du bloc de cuivre ?

Données

Eau :

$m_1 = 200$ g

$c_1 = 4{,}19$ J/g • °C

$T_{i1} = 18{,}0$ °C

$T_{f1} = 43{,}1$ °C

$\Delta T_1 = ?$ °C

Cuivre :

$c_2 = 0{,}39$ J/g • °C

$T_{i2} = 650$ °C

$T_{f2} = 43{,}1$ °C

$\Delta T_2 = ?$ °C

$m_2 = ?$ g

Solution

1. *Calculer la variation de température de l'eau.*

$\Delta T_1 = T_{f1} - T_{i1} = 43{,}1\ °C - 18{,}0\ °C = 25{,}1\ °C$

2. *Calculer la variation de température du bloc de cuivre.*

$T_2 = T_{f2} - T_{i2} = 43{,}1\ °C - 650\ °C = {}^-607\ °C$

3. *Calculer la masse du bloc de cuivre.*

$$-m_1 c_1 \Delta T_1 = m_2 c_2 \Delta T_2 \quad \Rightarrow \quad m_2 = \frac{-m_1 c_1 \Delta T_1}{c_2 \Delta T_2}$$

$$m_2 = \frac{-200\ \text{g} \times 4{,}19\ \text{J/g} \cdot °\text{C} \times 25{,}1\ °\text{C}}{0{,}39\ \text{J/g} \cdot °\text{C} \times (-607\ °\text{C})}$$

$$= 89\ \text{g}$$

Réponse : La masse du bloc de cuivre est de 89 g.

6 L'urée (CH_4N_2O) est un produit utilisé en industrie dans la production d'aliments pour les ruminants. On peut la produire à partir de la réaction de synthèse suivante :

$$2\,C_{(s)} + O_{2(g)} + 2\,N_{2(g)} + 4\,H_{2(g)} \rightarrow 2\,CH_4N_2O_{(s)}$$

a) Calculez la variation d'enthalpie molaire de la formation d'urée si la formation de 100,0 g d'urée produit 554,5 kJ.

Données

$M_{urée} = 60{,}07$ g/mol

$m = 100{,}0$ g

Énergie $= {}^-554{,}5$ kJ

$\Delta H = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Calculer le nombre de moles d'urée produit.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{100{,}0\ \text{g}}{60{,}07\ \text{g/mol}} = 1{,}665\ \text{mol}$$

2. *Calculer la variation d'enthalpie molaire de la formation de CH_4N_2O.*

$${}^-554{,}5\ \text{kJ} \rightarrow 1{,}665\ \text{mol}$$

$$?\ \text{kJ} \rightarrow 1\ \text{mol}$$

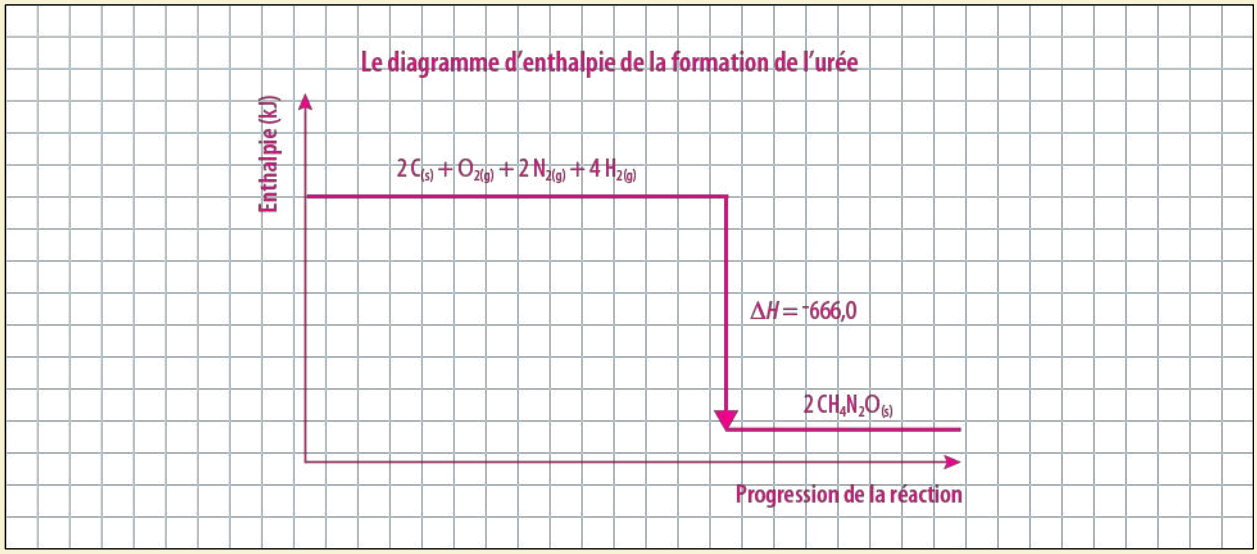
$$\frac{{}^-554{,}5\ \text{kJ}}{1{,}665\ \text{mol}} = \frac{?\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}}$$

$$\frac{{}^-554{,}5\ \text{kJ} \times 1\ \text{mol}}{1{,}665\ \text{mol}} = {}^-333{,}0\ \text{kJ}$$

Réponse : La variation d'enthalpie molaire de la formation de l'urée est de $^-333{,}0$ kJ/mol.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

b) Tracez le diagramme de l'enthalpie de la formation de l'urée en fonction de la progression de la réaction.



c) Quelle quantité d'énergie est dégagée lorsqu'on fait réagir 1250 g de dihydrogène (H_2) ?

Données

M_{H_2} = 2,02 g/mol

m = 1250 g

ΔH = ⁻333,1 kJ/mol

Énergie = ? kJ

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de H_2 utilisé.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1250\text{ g}}{2{,}02\text{ g/mol}} = 619\text{ mol}$$

2. *Calculer le nombre de moles d'urée correspondant.*

Selon le rapport stœchiométrique, 2 mol de H_2 produisent 1 mol d'urée.

Donc : $n_{urée} = \frac{n_{H_2}}{2} = \frac{619\text{ mol}}{2} = 310\text{ mol}$

3. *Calculer l'énergie dégagée.*

⁻333 kJ → 1 mol

? kJ → 310 mol

$$\frac{{}^{-}333{,}0\text{ kJ}}{1\text{ mol}} = \frac{?\text{ kJ}}{310\text{ mol}}$$

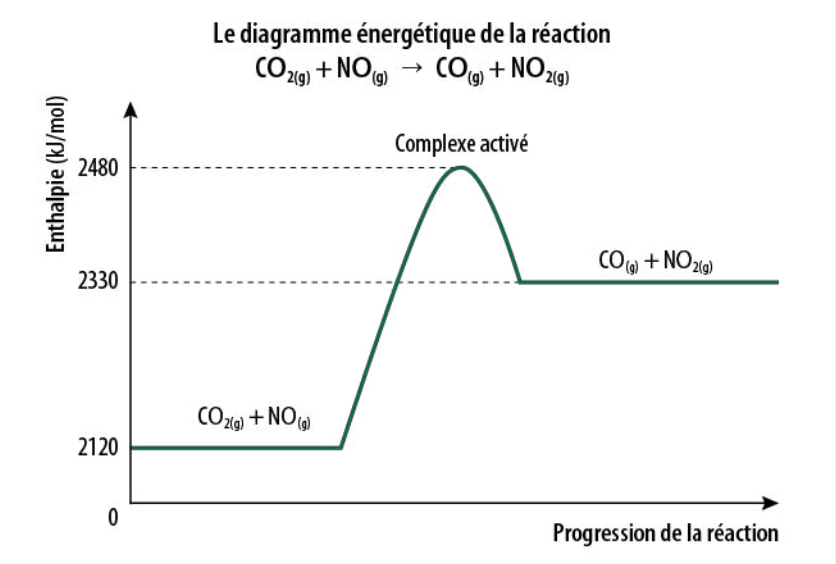
$$\frac{{}^{-}333{,}0\text{ kJ} \times 310\text{ mol}}{1\text{ mol}} = {}^{-}1{,}03 \times 10^5\text{ kJ}$$

Réponse : La quantité d'énergie dégagée est de $1{,}03 \times 10^5$ kJ.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

7 Le diagramme énergétique suivant correspond à la réaction :

$$CO_{2(g)} + NO_{(g)} \rightarrow CO_{(g)} + NO_{2(g)}$$



a) La réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Justifiez votre réponse sans calculs.

La réaction est endothermique, car l'enthalpie des produits est supérieure à l'enthalpie des réactifs.

b) Quelle est la valeur de l'enthalpie du complexe activé ?

Le complexe activé correspond au maximum d'énergie de la courbe : E_{ca} = 2480 kJ/mol.

c) Quelle est la valeur de la variation d'enthalpie de la réaction ?

$\Delta H = H_p - H_r$ = 2330 kJ/mol – 2120 kJ/mol = 210 kJ/mol

d) Quelle est la valeur de l'énergie d'activation de la réaction ?

$E_a = H_{ca} - H_r$ = 2480 kJ/mol – 2120 kJ/mol = 360 kJ/mol

e) Quelle est la valeur de l'énergie d'activation de la réaction inverse ?

$E_{a(inverse)} = H_{ca} - H_{r(inverse)}$ = 2480 kJ/mol – 2330 kJ/mol = 150 kJ/mol

f) Laquelle des réactions, directe ou inverse, est susceptible d'être la plus spontanée ? Justifiez votre réponse.

C'est la réaction inverse, car elle possède l'énergie d'activation la moins élevée.

g) Écrivez l'équation thermochimique de la réaction inverse de deux façons différentes.

$CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + NO_{(g)} + 210\ kJ$

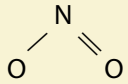
$CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + NO_{(g)} \qquad \Delta H = -210$ kJ/mol de CO

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

8 La combustion de l'ammoniac (NH_3) produit le dioxyde d'azote (NO_2), un gaz responsable des pluies acides. La réaction se fait selon l'équation non balancée :

$$NH_{3(g)} + O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

Déterminez si cette combustion est endothermique ou exothermique et tracez le diagramme de son bilan énergétique.

Note : La formule chimique développée de la molécule de NO_2 est : 

Données

$E_{N—H} = 391$ kJ/mol

$E_{O=O} = 498$ kJ/mol

$E_{N—O} = 201$ kJ/mol

$E_{N=O} = 631$ kJ/mol

$E_{O—H} = 460$ kJ/mol

$\Delta H = ?$ kJ

Solution

1. *Écrire l'équation balancée.*

   $4\ NH_{3(g)} + 7\ O_{2(g)} \rightarrow 4\ NO_{2(g)} + 6\ H_2O_{(g)}$

2. *Déterminer les liaisons brisées dans les réactifs à l'aide de la notation de Lewis.*

    et O=O

   $4\ NH_3$: 12 liaisons N—H

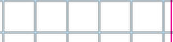
   $7\ O_2$: 7 liaisons O=O

3. *Calculer la variation d'enthalpie du bris des liaisons des réactifs.*

   $\Delta H_r = (12 \times E_{N—H}) + (7 \times E_{O=O})$

   $= (12\ \text{mol} \times 391\ \text{kJ/mol}) + (7\ \text{mol} \times 498\ \text{kJ/mol}) = 8178$ kJ

4. *Déterminer les liaisons formées dans les produits à l'aide de la notation de Lewis.*

    et 

   $4\ NO_2$: 4 liaisons simples N—O et 4 liaisons doubles N=O

   $6\ H_2O$: 12 liaisons O—H

5. *Calculer la variation d'enthalpie de la formation des liaisons des produits.*

   $\Delta H_p = 4 \times E_{N—O} + 4 \times E_{N=O} + 12 \times E_{O—H}$

   $= 4\ \text{mol} \times (-201\ \text{kJ/mol}) + 4\ \text{mol} \times (-631\ \text{kJ/mol}) + 12\ \text{mol} \times (-460\ \text{kJ/mol})$

   $= -8848$ kJ

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

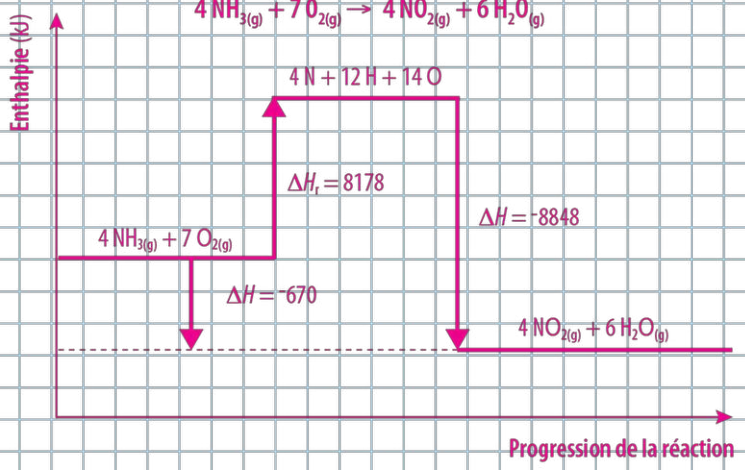
6. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction en faisant le bilan énergétique.*

$\Delta H = \Delta H_r + \Delta H_p = 8178\ kJ - 8848\ kJ = {}^{-}670\ kJ$

$\Delta H = {}^{-}6{,}70 \times 10^{2}\ kJ$

La variation d'enthalpie de la réaction est négative, la réaction est donc exothermique.

Le diagramme du bilan énergétique de la réaction $4\,NH_{3(g)} + 7\,O_{2(g)} \rightarrow 4\,NO_{2(g)} + 6\,H_2O_{(g)}$



9. DÉFI Quels volumes d'eau froide à 8,0 °C et d'eau chaude à 51 °C devez-vous mélanger pour obtenir 1,0 L d'eau tiède à 35 °C ? La masse volumique de l'eau est de 1,0 g/mL.

Données

Eau froide :

$T_{i1} = 8{,}0\ °C$

$T_{f1} = 35\ °C$

$\Delta T_1 = ?\ °C$

$m_1 = ?\ g$

$V_1 = ?\ mL$

Eau chaude :

$T_{i2} = 51\ °C$

$T_{f2} = 35\ °C$

Solution

1. *Calculer la variation de température de l'eau froide.*

$\Delta T_1 = T_{f1} - T_{i1} \Rightarrow \Delta T_1 = 35\ °C - 8{,}0\ °C = 27\ °C$

2. *Calculer la variation de température de l'eau chaude.*

$\Delta T_2 = T_{f2} - T_{i2} \Rightarrow \Delta T_2 = 35\ °C - 51\ °C = {}^{-}16\ °C$

3. *Poser les équations.*

$Q_1 = {}^{-}Q_2 \Rightarrow m_1 c_1 \Delta T_1 = {}^{-}m_2 c_2 \Delta T_2$

Comme : $c_1 = c_2 \Rightarrow m_1 \Delta T_1 = {}^{-}m_2 \Delta T_2$

$m_1 \cdot 27\ °C = {}^{-}m_2 \cdot ({}^{-}16\ °C)$

$27\ m_1 = 16\ m_2$

et

$m_1 + m_2 = 1000$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Données (*suite*)	**Solution (*suite*)**
Eau chaude (*suite*) : $\Delta T_2 = ?\ °C$ $m_2 = ?\ g$ $V_2 = ?\ mL$ $\rho_{eau} = 1{,}0\ g/mL$ $V_t = 1{,}0\ L = 1{,}0 \times 10^3\ mL$ $\Rightarrow m_t = 1{,}0 \times 10^3\ g$	*4. Résoudre le système d'équations et calculer les masses d'eau froide et d'eau chaude.* $27\ m_1 = 16\ m_2 \quad \Rightarrow \quad m_2 = \frac{27\ m_1}{16}$ $m_1 + m_2 = 1000 \quad \Rightarrow \quad m_1 + \frac{27\ m_1}{16} = 1000$ $16\ m_1 + 27\ m_1 = 16\ 000 \quad \Rightarrow \quad 43\ m_1 = 16\ 000$ $m_1 = \frac{16\ 000}{43} = 372\ g$ $m_2 = \frac{27\ m_1}{16} = \frac{27 \times 372\ g}{16} = 628\ g$ *5. Calculer les volumes d'eau froide et d'eau chaude.* Comme 1,0 mL d'eau pèse 1,0 g, alors les volumes d'eau froide et d'eau chaude sont : $V_1 = 372\ mL$ et $V_2 = 628\ mL$
Réponse : Il faut mélanger 0,37 L d'eau froide et 0,63 L d'eau chaude.	

10 DÉFI La décomposition du tétraoxyde de diazote (N_2O_4) en dioxyde d'azote (NO_2) est une réaction qui se fait selon l'équation :

$$N_2O_{4(g)} \rightarrow 2\ NO_{2(g)}$$

Dans un calorimètre contenant 2,00 L d'eau, on introduit 46,01 g de tétraoxyde de diazote. La température de l'eau passe de 20,2 °C à 16,9 °C.

a) Déterminez la variation d'enthalpie molaire de cette réaction de décomposition.
(On prend $c_{eau} = 4{,}19\ J/g \cdot °C$.)

Données	**Solution**
$M_{N_2O_4} = 92{,}02\ g/mol$ $m_{N_2O_4} = 46{,}01\ g$ $m_{eau} = 2000\ g$ $T_i = 20{,}2\ °C$ $T_f = 16{,}9\ °C$ $c_{eau} = 4{,}19\ J/g \cdot °C$ $\Delta H = ?\ kJ/mol$	*1. Calculer la variation de température de l'eau.* $\Delta T = T_f - T_i = 16{,}9\ °C - 20{,}2\ °C = -3{,}3\ °C$ *2. Calculer la quantité de chaleur dégagée par l'eau.* $Q_{eau} = mc\Delta T = 2000\ g \times 4{,}19\ J/g \cdot °C \times (-3{,}3\ °C)$ $Q_{eau} = -27\ 654\ J = -28\ kJ$ *3. Calculer la quantité de chaleur absorbée par 46,01 g de N_2O_4.* $\Delta H_{N_2O_4} = -Q_{eau} = -(-28\ kJ) = 28\ kJ$ *4. Calculer le nombre de moles de N_2O_4.* $n = \frac{m}{M} = \frac{46{,}01\ g}{92{,}02\ g/mol} = 0{,}5000\ mol$ *5. Calculer la variation d'enthalpie molaire de la réaction.* $28\ kJ \rightarrow 0{,}5000\ mol$ $?\ kJ \rightarrow 1\ mol$

Solution (*suite*)

$$\frac{28\ \text{kJ}}{0{,}5000\ \text{mol}} = \frac{?\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}}$$

$$\frac{28\ \text{kJ} \times 1\ \text{mol}}{0{,}5000\ \text{mol}} = 56\ \text{kJ}$$

Réponse : La variation d'enthalpie molaire de la réaction est de 56 kJ/mol.

b) Tracez le diagramme énergétique de la réaction inverse de cette réaction, sachant que l'énergie d'activation de la réaction directe est de 58,6 kJ/mol et que l'enthalpie de N_2O_4 est de 1824 kJ/mol.

Données

$\Delta H_{(directe)} = 56$ kJ/mol

$E_{a(directe)} = 58{,}6$ kJ/mol

$H_{N_2O_4} = 1824$ kJ/mol

Solution

1. *Calculer l'enthalpie de NO_2.*

   $\Delta H = H_{NO_2} - H_{N_2O_4} \Rightarrow H_{NO_2} = \Delta H + H_{N_2O_4}$

   $H_{NO_2} = 56$ kJ/mol + 1824 kJ/mol = 1880 kJ/mol

2. *Calculer l'enthalpie du complexe activé.*

   $E_a = H_{ca} - H_r \Rightarrow H_{ca} = E_a + H_r$

   $H_{ca} = 58{,}6$ kJ/mol + 1824 kJ/mol = 1883 kJ/mol

3. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction inverse.*

   $\Delta H_{(inverse)} = -\Delta H_{(directe)} = -56$ kJ/mol

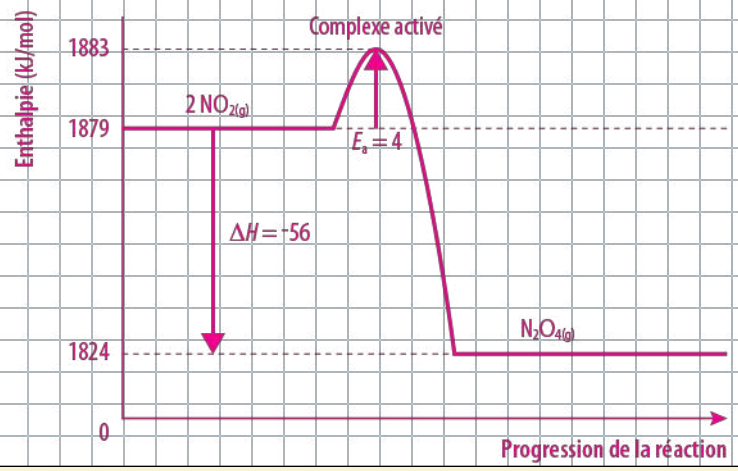
4. *Calculer l'énergie d'activation de la réaction inverse.*

   $E_{a(inverse)} = H_{ca} - H_r = 1883$ kJ/mol – 1879 kJ/mol

   = 4 kJ/mol

5. *Tracer le diagramme énergétique de la réaction inverse.*

Le diagramme énergétique de la réaction $2\ NO_{2(g)} \rightarrow N_2O_{4(g)}$



c) Lequel des composés, N_2O_4 ou NO_2, est le plus susceptible de se décomposer de façon spontanée ? Justifiez votre réponse.

C'est le dioxyde d'azote (NO_2) qui est le plus susceptible de se décomposer de manière spontanée, car son énergie d'activation est beaucoup moins élevée que celle du tétraoxyde de diazote (N_2O_4).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.



CHAPITRE 5

LA CHALEUR MOLAIRE D'UNE RÉACTION

Au début du 20e siècle, l'industrie chimique a connu une avancée importante avec la fabrication de l'acide nitrique à partir de l'ammoniac selon un procédé en trois étapes. Plusieurs autres procédés chimiques ont été développés depuis.

Cependant, la transformation de réactifs en produits à l'aide de plusieurs réactions successives n'est pas le propre de l'industrie chimique. De nombreuses transformations naturelles ont recours à des processus du même genre pour passer des réactifs aux produits. La respiration cellulaire en est un bon exemple, puisqu'elle nécessite plusieurs étapes avant que le glucose et le dioxygène ne se transforment en eau, en dioxyde de carbone et en énergie. La question qui se pose est la suivante : est-il possible de déterminer la quantité d'énergie impliquée dans des transformations nécessitant plusieurs étapes ?

Dans ce chapitre, vous apprendrez comment on procède pour déterminer les chaleurs molaires de dissolution et de neutralisation par la calorimétrie, ainsi que la chaleur molaire d'une réaction se déroulant en plusieurs étapes.

SOMMAIRE

Section 1 La calorimétrie 198
Section 2 La chaleur molaire de réaction 202
Section 3 La loi de Hess 210

RAPPELS

6.2 La dissolution 15
7.2 Le balancement des équations chimiques 16
7.3 La stœchiométrie 17

SECTION 1 LA CALORIMÉTRIE

Les transformations, qu'elles soient physiques ou chimiques, dégagent ou absorbent de l'énergie. La détermination expérimentale de l'énergie absorbée ou dégagée se réalise dans un système isolé, le calorimètre. Pour comprendre le principe de fonctionnement du calorimètre, on doit connaître les trois types de systèmes associés à la thermodynamique.

1.1 Les types de systèmes

Thermodynamique
Branche de la physique et de la chimie qui s'intéresse au comportement thermique des substances, à l'énergie et à ses transformations.

En **thermodynamique**, pour distinguer le système du milieu extérieur, il est essentiel de délimiter :

- le système dans lequel une transformation se déroule ;
- l'environnement qui interagit avec ce système.

Il existe trois types de systèmes, selon les échanges de matière et d'énergie effectués entre le système et son environnement : les systèmes ouverts, les systèmes fermés et les systèmes isolés (*voir le tableau 5.1*).

TABLEAU 5.1 Les trois types de systèmes

Système ouvert	Système fermé	Système isolé
Système qui échange à la fois de l'énergie et de la matière avec le milieu extérieur. **Exemple :** La réaction entre du vinaigre et du bicarbonate de soude dans un bécher ouvert : la réaction absorbe de l'énergie du milieu environnant et le dioxyde de carbone produit se dissipe dans l'atmosphère. 	Système qui échange seulement de l'énergie avec le milieu extérieur. **Exemple :** Une bouteille de yogourt. Le yogourt étant emprisonné dans la bouteille, il n'y a aucun échange de matière avec le milieu environnant. Cependant, la température du yogourt change en fonction du milieu extérieur. 	Système qui ne peut échanger ni matière ni énergie avec le milieu extérieur*. **Exemple :** Une bouteille isotherme. Les parois de la bouteille ne permettent pas d'échange de chaleur avec le milieu environnant pendant une période de quelques heures. Durant cette période, la bouteille est un système isolé. 

* Dans les faits, il n'existe pas de système parfaitement isolé, mis à part l'Univers dans son ensemble.

Il est à remarquer qu'un contenant ouvert (un bécher ouvert, par exemple) dans lequel une transformation s'effectue peut être considéré comme un système fermé. En effet, si la transformation ne fait pas intervenir de gaz, il n'y aura pas d'échange de matière avec le milieu extérieur.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

1.2 Le calorimètre et la calorimétrie

Avant d'aborder les bases théoriques de la calorimétrie, il est important de comprendre les principes de fonctionnement du calorimètre, considéré comme un système isolé.

Le calorimètre

Un **calorimètre** est un instrument servant à mesurer la quantité de chaleur absorbée ou dégagée lors d'une réaction chimique ou d'une transformation physique.

Bien qu'il existe différents types de calorimètres, leur conception obéit à la loi de la conservation de l'énergie. Un calorimètre (*voir la figure 5.1*) est constitué des composantes suivantes :

La loi de la conservation de l'énergie, p. 143

- une bombe rigide dans laquelle on effectue les transformations physiques ou les réactions chimiques ;
- un réservoir d'eau dans lequel la bombe est placée ;
- une paroi isolante qui empêche tout échange de matière et d'énergie avec le milieu extérieur ;
- un thermomètre.

Les seuls échanges d'énergie possibles sont ceux qui surviennent entre les substances contenues dans la bombe et l'eau. La mesure de la température de l'eau lors de la transformation fournit les données nécessaires aux calculs calorimétriques.

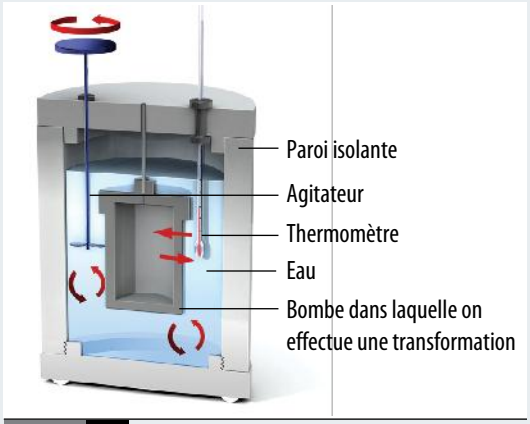


FIGURE 5.1 Vue en coupe d'un système isolé : le calorimètre.

EN PLUS… UN CALORIMÈTRE MAISON

On peut fabriquer un calorimètre à faible coût avec des matériaux simples. Il suffit d'emboîter deux verres de polystyrène l'un dans l'autre à l'envers et de les mettre dans un bécher. Celui-ci rendra les verres plus stables et procurera une isolation supplémentaire. Le tout formera un système suffisamment isolé pour permettre d'observer des phénomènes thermiques à court terme. On verse de l'eau à l'intérieur du verre pour créer un milieu dans lequel les réactions pourront se produire. Un thermomètre introduit par un trou percé dans le verre du dessus indiquera les variations de température des transformations étudiées. Il est important, avec ce type de calorimètre, de ne pas travailler à des températures trop élevées pour ne pas faire fondre le polystyrène. De plus, comme certains solvants peuvent dissoudre le polystyrène, ce type de système est plus approprié pour des transformations en milieu aqueux.

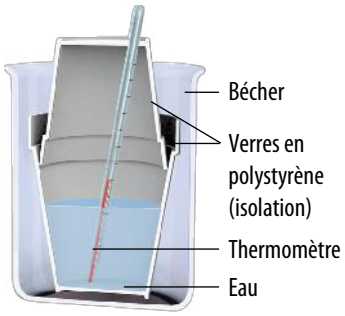


FIGURE 5.2 Un calorimètre maison.

La calorimétrie

La **calorimétrie** est une méthode expérimentale qui permet de mesurer la quantité de chaleur absorbée ou dégagée lors d'une réaction chimique ou d'une transformation physique.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Les calculs calorimétriques sont basés sur la loi de la conservation de l'énergie. Ainsi, dans un calorimètre :

- l'énergie dégagée par une transformation exothermique est nécessairement absorbée par l'eau ;
- l'énergie absorbée par une transformation endothermique provient nécessairement de l'eau.

Si la transformation dégage de la chaleur ($Q_{transformation} < 0$), la température de l'eau monte ($Q_{eau} > 0$). Par contre, si la transformation a besoin d'énergie pour se produire ($Q_{transformation} > 0$), l'eau se refroidit ($Q_{eau} < 0$), car elle transmet une partie de son énergie thermique à la bombe sous forme de chaleur. Il est à noter que Q_{eau} et $Q_{transformation}$ ont la même valeur, mais qu'ils sont de signe opposé.

Le calcul de l'énergie transférée, p. 142

La mesure de la variation de température de l'eau permet de déterminer l'énergie impliquée lors de la transformation à partir des relations :

$$Q_{eau} = m_{eau}\, c_{eau}\, \Delta T_{eau}$$

et

$$Q_{transformation} = {}^{-}Q_{eau}$$

SECTION 1 EXERCICES

1. Une bouteille isotherme contient de la soupe chaude à une température de 60,0 °C. On laisse la bouteille près d'une source de chaleur où la température est de 35,0 °C. Choisissez l'affirmation qui décrit correctement la bouteille et son contenu après deux heures.

A. Système fermé, la température sera supérieure à 60,0 °C.

B. Système isolé, la température sera de 60,0 °C.

C. Système ouvert, la température sera inférieure à 60,0 °C.

D. Système fermé, la température sera inférieure à 60,0 °C.

E. Système isolé, la température sera inférieure à 60,0 °C.

2. Pour chacun des systèmes suivants, indiquez s'il s'agit d'un système ouvert, fermé ou isolé. Expliquez votre réponse.

Système	Type de système et explication
a) Un pot de confiture.	Système fermé. La confiture est emprisonnée dans le pot, mais il y a échange de chaleur avec le milieu extérieur.
b) Une bouteille d'alcool sans bouchon.	Système ouvert. L'alcool s'évapore dans l'air ambiant.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Système	Type de système et explication
c) La réaction de combustion du propane effectuée dans un calorimètre.	Système isolé. Les gaz produits ne s'échappent pas vers l'extérieur et il n'y a aucun échange d'énergie avec le milieu extérieur.
d) Un bécher dans lequel se déroule la neutralisation d'une solution d'acide chlorhydrique (HCl) par une solution de soude (NaOH).	Système fermé. Cette réaction n'échange que de l'énergie avec le milieu extérieur. Il n'y a aucun échange de matière.
e) Une éprouvette dans laquelle se déroule la réaction entre le magnésium (Mg) et une solution d'acide chlorhydrique (HCl).	Système ouvert. Le gaz (H_2) produit par la réaction quitte l'éprouvette ; il y a donc perte de matière.
f) Un lave-vaisselle en fonctionnement.	Système ouvert. Il y a échange d'énergie et de matière (eau, détergent) avec le milieu extérieur.

3. Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) Un calorimètre est considéré comme un système fermé.	☐	☑
b) Dans un calorimètre, on considère que toute l'énergie absorbée ou dégagée par la transformation est échangée avec l'eau contenue dans le réservoir du calorimètre.	☑	☐
c) Seules les réactions chimiques sont effectuées dans un calorimètre.	☐	☑
d) Dans certaines situations, un contenant ouvert dans lequel une transformation s'effectue peut être considéré comme un système fermé.	☑	☐

Justification : *a)* Un calorimètre est considéré comme un système isolé.
c) Dans un calorimètre, on peut effectuer aussi bien des transformations physiques que des réactions chimiques.

4. On dissout 3,4 g d'un sel dans un calorimètre contenant 100 mL d'eau. Les calculs calorimétriques révèlent que l'eau a absorbé 2800 joules lors de cette dissolution.

a) Quelle est la valeur de la chaleur de dissolution de 3,4 g de sel ?
$Q_{dissolution} = {}^{-}Q_{eau} = {}^{-}2800$ J

b) La dissolution du sel est-elle endothermique ou exothermique ? Justifiez votre réponse.
La dissolution du sel est exothermique puisque sa quantité de chaleur est négative.

5. Si les transformations suivantes étaient effectuées dans un calorimètre, la température de l'eau augmenterait-elle ou diminuerait-elle ? Expliquez votre réponse.

a) La dissolution du dichlorure de calcium ($CaCl_2$) dans l'eau, une transformation exothermique.
La température de l'eau du calorimètre augmenterait parce que la chaleur dégagée par la dissolution du dichlorure de calcium serait absorbée par l'eau.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

b) La décomposition du carbonate de calcium ($CaCO_3$) en oxyde de calcium (CaO) et en dioxyde de carbone (CO_2) est une transformation qui absorbe de l'énergie.

La température de l'eau du calorimètre diminuerait parce que la chaleur absorbée par la décomposition proviendrait de l'eau du calorimètre.

c) La fusion d'un morceau de glace.

La fusion est une transformation endothermique, qui nécessite donc de l'énergie. Cette énergie lui sera fournie par l'eau du calorimètre. Donc, la température de l'eau du calorimètre diminuera.

SECTION 2

LA CHALEUR MOLAIRE DE RÉACTION

La calorimétrie est une méthode souvent utilisée pour déterminer la quantité de chaleur absorbée ou dégagée lors des transformations qui se déroulent en milieux aqueux.

Dans cette section, vous apprendrez à calculer la chaleur molaire de dissolution d'une substance (transformation physique), ainsi que la chaleur molaire de neutralisation d'un acide ou d'une base (réaction chimique).

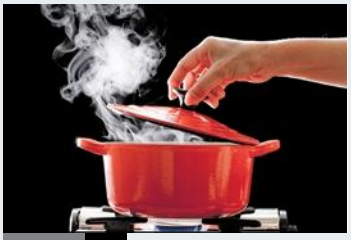


FIGURE 5.3 La chaleur molaire de combustion et la chaleur molaire de vaporisation. L'énergie dégagée lors de la combustion d'une mole de propane (C_3H_8) porte le nom de « chaleur molaire de combustion (ΔH_c) » du propane. L'énergie absorbée lors de la vaporisation d'une mole d'eau porte le nom de « chaleur molaire de vaporisation (ΔH_v) » de l'eau.

La dissolution, p. 15

2.1 Définition de la chaleur molaire de réaction

La chaleur absorbée ou dégagée lors d'une transformation est proportionnelle à la quantité de réactifs transformés ou de produits formés. Ainsi, si on brûle 2,0 g de sucre dans un calorimètre, il y aura deux fois plus d'énergie libérée que si l'on en brûle 1,0 g. Afin de pouvoir comparer les quantités d'énergie impliquées dans différentes transformations, on utilise la mole comme quantité de substance. On parle alors de « chaleur molaire de réaction ». La chaleur molaire de réaction porte le nom du type de transformation qu'elle désigne (*voir la figure 5.3*).

La **chaleur molaire de réaction (ΔH)** est la quantité d'énergie absorbée ou dégagée lors de la transformation d'une mole de réactif ou de la formation d'une mole de produit. Elle s'exprime en kilojoules par mole (kJ/mol).

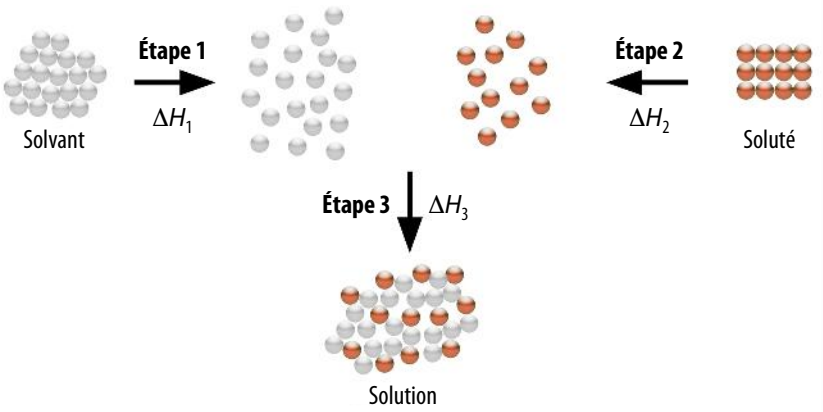
2.2 La chaleur molaire de dissolution

La dissolution est une transformation physique courante, simple et rapide à réaliser en laboratoire, ce qui minimise les pertes de chaleur dans l'environnement.

La dissolution d'un soluté dans un solvant se fait en trois étapes (*voir la figure 5.4, à la page suivante*).

Le bilan énergétique des trois étapes de la dissolution d'une mole de soluté dans un solvant correspond à la chaleur molaire de dissolution.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.



- **Étape 1** Bris des liaisons entre les molécules du solvant (ΔH_1 positif).
- **Étape 2** Bris des liaisons entre les molécules ou les ions du soluté (ΔH_2 positif).
- **Étape 3** Formation des liaisons entre les molécules du solvant et les molécules ou les ions du soluté (ΔH_3 négatif).

FIGURE 5.4 Les étapes du processus de dissolution.

La **chaleur molaire de dissolution (ΔH_d)** est la quantité d'énergie absorbée ou dégagée au cours de la dissolution d'une mole de soluté dans un solvant.

La dissolution d'un soluté dans un solvant peut être une transformation endothermique ou exothermique (*voir le tableau 5.2*). L'eau est le solvant le plus utilisé pour les dissolutions. Lors des expériences calorimétriques, on mesure la variation de la température de l'eau pour déterminer la chaleur molaire de dissolution.

TABLEAU 5.2 Les dissolutions endothermique et exothermique

Type de dissolution	Description	Exemple
Dissolution endothermique	• Le bris des liaisons des molécules du solvant et du soluté absorbe plus d'énergie que n'en dégage la formation des liaisons entre les molécules du solvant et du soluté ($\Delta H_1 + \Delta H_2 > \Delta H_3$). • La température de l'eau du calorimètre diminue.	La dissolution d'une mole de chlorure de sodium (NaCl) absorbe 3,90 kJ.
Dissolution exothermique	• Le bris des liaisons des molécules du solvant et du soluté absorbe moins d'énergie que n'en dégage la formation des liaisons entre les molécules du solvant et du soluté ($\Delta H_1 + \Delta H_2 < \Delta H_3$). • La température de l'eau du calorimètre augmente.	La dissolution d'une mole de chlorure de lithium (LiCl) dégage 37,0 kJ.

Lors des calculs calorimétriques, il est important de considérer que :

- la masse volumique de la solution est équivalente à la masse volumique de l'eau, c'est-à-dire 1 g/mL ;
- la capacité thermique massique de la solution est équivalente à celle de l'eau, c'est-à-dire 4,19 J/g • °C.

La connaissance de la chaleur molaire de dissolution d'une substance permet d'écrire l'équation thermique de la transformation, comme on le voit dans les équations suivantes :

$$NaNO_{3\,(s)} + 20{,}5\ kJ \rightarrow Na^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

$$CO_{2\,(g)} \rightarrow CO_{2\,(aq)} + 20{,}1\ kJ$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

L'exemple suivant montre comment déterminer la chaleur molaire de dissolution d'une substance à l'aide d'un calorimètre.

EXEMPLE

On prépare une solution de nitrate d'argent ($AgNO_3$) afin de l'utiliser comme solution oculaire. La dissolution de 7,45 g de $AgNO_3$ dans 100 mL d'eau fait passer la température de l'eau de 21,6 °C à 19,2 °C. Écrivez l'équation thermique de la dissolution du nitrate d'argent.

Données

$M_{AgNO_3} = 169{,}88 \text{ g/mol}$

$m_{AgNO_3} = 7{,}45 \text{ g}$

$V_{eau} = 100 \text{ mL}$

$\Rightarrow m_{eau} = 100 \text{ g}$

$c_{eau} = 4{,}19 \text{ J/g} \cdot \text{°C}$

$T_i = 21{,}6 \text{ °C}$

$T_f = 19{,}2 \text{ °C}$

$\Delta H_d = ? \text{ kJ/mol}$

Solution

1. *Calculer la variation de température de l'eau.*

   $\Delta T = T_f - T_i = 19{,}2 \text{ °C} - 21{,}6 \text{ °C} = -2{,}40 \text{ °C}$

2. *Calculer l'énergie dégagée par l'eau.*

   $Q_{eau} = m_{solution}\, c\Delta T = 100 \text{ g} \times 4{,}19 \text{ J/g} \cdot \text{°C} \times (-2{,}40 \text{ °C})$

   $= -1005{,}6 \text{ J} = -1{,}01 \text{ kJ}$

3. *Calculer l'énergie absorbée par la dissolution de $AgNO_3$.*

   $Q_d = -Q_{eau} = -(-1{,}01 \text{ kJ}) = 1{,}01 \text{ kJ}$

4. *Calculer le nombre de moles de $AgNO_3$.*

   $$n = \frac{m}{M} = \frac{7{,}45 \text{ g}}{169{,}88 \text{ g/mol}} = 0{,}0439 \text{ mol}$$

5. *Calculer la chaleur molaire de dissolution de $AgNO_3$.*

   0,0439 mol de $AgNO_3$ → 1,01 kJ

   1 mol de $AgNO_3$ → ΔH_d

   $$\frac{1{,}01 \text{ kJ}}{0{,}0439 \text{ mol}} = \frac{\Delta H_d}{1 \text{ mol}}$$

   $$\Delta H_d = \frac{1{,}01 \text{ kJ} \times 1 \text{ mol}}{0{,}0439 \text{ mol}} = 23{,}0 \text{ kJ/mol}$$

6. *Écrire l'équation thermique de dissolution de $AgNO_3$.*

   $AgNO_{3(s)} + 23{,}0 \text{ kJ} \rightarrow Ag^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$

   ou

   $AgNO_{3(s)} \rightarrow Ag^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)} \quad \Delta H = +23{,}0 \text{ kJ/mol}$

2.3 La chaleur molaire de neutralisation

La neutralisation acidobasique est une autre transformation étudiée à l'aide de la calorimétrie. Dans une réaction acidobasique, un acide réagit avec une base pour former un sel et de l'eau.

La théorie d'Arrhenius, p. 357

Selon la théorie d'Arrhenius, l'ion hydrogène (H^+) de l'acide réagit avec l'ion hydroxyde (OH^-) de la base pour former de l'eau selon l'équation :

$$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)}$$

La **chaleur molaire de neutralisation (ΔH_n)** est la quantité d'énergie absorbée ou dégagée au cours de la neutralisation d'une mole d'acide ou d'une mole de base.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Pour faciliter les calculs de détermination de la chaleur molaire de neutralisation par calorimétrie, nous supposons que :

- les solutions acides et basiques ont de faibles concentrations (solutions diluées) ;
- la masse volumique de la solution est équivalente à celle de l'eau, c'est-à-dire 1 g/mL ;
- la capacité thermique massique de la solution (c) est équivalente à celle de l'eau, c'est-à-dire 4,19 J/g • °C ;
- la masse de la solution est équivalente à la somme des masses des solutions acides et basiques.

L'exemple suivant montre comment déterminer la chaleur molaire de neutralisation d'un acide par une base à l'aide d'un calorimètre.

EXEMPLE

Dans un calorimètre, on neutralise complètement 50 mL d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique (HCl) à 0,50 mol/L en ajoutant 50 mL d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (NaOH) à 0,50 mol/L. La température initiale des solutions avant le mélange est de 24,8 °C. La température la plus élevée obtenue au cours de la neutralisation est de 28,2 °C.

Écrivez l'équation thermochimique de neutralisation de l'acide chlorhydrique.

Données

$V_{HCl} = 50$ mL

$\Rightarrow m_{HCl} = 50$ g

$C_{HCl} = 0{,}50$ mol/L

$V_{NaOH} = 50$ mL

$\Rightarrow m_{NaOH} = 50$ g

$C_{NaOH} = 0{,}50$ mol/L

$c_{eau} = 4{,}19$ J/g • °C

$T_i = 24{,}8$ °C

$T_f = 28{,}2$ °C

$\Delta H_n = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Calculer la masse de la solution.*

   $m_{solution} = m_{HCl} + m_{NaOH} = 50\text{ g} + 50\text{ g} = 100\text{ g}$

2. *Calculer la variation de température de la solution.*

   $\Delta T = T_f - T_i = 28{,}2\text{ °C} - 24{,}8\text{ °C} = 3{,}40\text{ °C}$

3. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'eau.*

   $Q_{eau} = m_{solution}\, c\Delta T = 100\text{ g} \times 4{,}19\text{ J/g • °C} \times 3{,}40\text{ °C}$

   $= 1424{,}6\text{ J} = 1425\text{ J}$

4. *Calculer l'énergie dégagée par la neutralisation de HCl.*

   $Q_n = {}^-Q_{eau} = {}^-1425\text{ J}$

5. *Calculer le nombre de moles de HCl neutralisé.*

   $$C = \frac{n}{V} \quad \Rightarrow \quad n = CV$$

   $$n = 0{,}50\text{ mol/L} \cdot 0{,}050\text{ L} = 0{,}025\text{ mol}$$

6. *Calculer la chaleur molaire de neutralisation de HCl.*

   $0{,}025$ mol de HCl $\rightarrow$ ${}^-1425$ J

   1 mol de HCl $\rightarrow$ ΔH_n

   $$\frac{{}^-1425\text{ J}}{0{,}025\text{ mol}} = \frac{\Delta H_n}{1\text{ mol}}$$

   $$\Delta H_n = \frac{{}^-1425\text{ J} \times 1\text{ mol}}{0{,}025\text{ mol}} = {}^-57\,000\text{ J} = {}^-57\text{ kJ/mol}$$

7. *Écrire l'équation thermochimique de la neutralisation.*

   $HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} + 57$ kJ

   ou

   $HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \quad \Delta H = {}^-57$ kJ/mol

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

SECTION 2 EXERCICES

1. Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) La dissolution est une transformation physique qui ne concerne que les substances solides.	☐	☑
b) Toutes les dissolutions sont des transformations endothermiques.	☐	☑
c) La chaleur molaire de neutralisation est l'énergie absorbée ou dégagée lors de la neutralisation d'une mole d'acide ou d'une mole de base.	☑	☐
d) Si la neutralisation de l'acide chlorhydrique (HCl) par l'hydroxyde de sodium (NaOH) est une réaction exothermique, la neutralisation de NaOH par HCl est une réaction endothermique.	☐	☑

Justification : *a)* La dissolution est une transformation physique qui concerne aussi bien les substances solides que les substances liquides et gazeuses.

b) Une dissolution peut être endothermique comme celle du nitrate de sodium ($NaNO_3$) ou exothermique comme celle du dioxyde de carbone (CO_2).

d) Si la neutralisation de HCl par NaOH est exothermique, la neutralisation de NaOH par HCl est aussi exothermique.

2. La dissolution de 8,70 g de chlorure de lithium (LiCl) fait passer la température de 250 mL d'eau contenue dans un calorimètre de 22,6 °C à 29,5 °C. Calculez la chaleur molaire de dissolution du chlorure de lithium. On considère que la solution obtenue se comporte comme de l'eau pure.

Données

$M_{LiCl} = 42{,}39$ g/mol

$m_{LiCl} = 8{,}70$ g

$V_{eau} = 250$ mL

$\Rightarrow m_{eau} = 250$ g

$c_{eau} = 4{,}19$ J/g • °C

$T_i = 22{,}6$ °C

$T_f = 29{,}5$ °C

$\Delta H_d = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Calculer la variation de température de l'eau.*

   $\Delta T = T_f - T_i = 29{,}5\ °C - 22{,}6\ °C = 6{,}90\ °C$

2. *Calculer l'énergie absorbée par l'eau.*

   $Q_{eau} = m_{eau}\, c_{eau}\, \Delta T = 250\ g \times 4{,}19\ J/g \cdot °C \times 6{,}90\ °C$

   $= 7227{,}75\ J = 7{,}23\ kJ$

3. *Calculer l'énergie dégagée par la dissolution de LiCl.*

   $Q_d = {}^{-}Q_{eau} = -(7{,}23\ kJ) = {}^{-}7{,}23\ kJ$

4. *Calculer le nombre de moles de LiCl.*

   $$n = \frac{m}{M} = \frac{8{,}70\ g}{42{,}39\ g/mol} = 0{,}205\ mol$$

5. *Calculer la chaleur molaire de dissolution de LiCl.*

   0,205 mol de LiCl $\rightarrow$ $^{-}7{,}23$ kJ

   1 mol de LiCl $\rightarrow$ ΔH_d

   $$\frac{{}^{-}7{,}23\ kJ}{0{,}205\ mol} = \frac{\Delta H_d}{1\ mol}$$

   $$\Delta H_d = \frac{{}^{-}7{,}23\ kJ \times 1\ mol}{0{,}205\ mol} = {}^{-}35{,}3\ kJ/mol$$

Réponse : La chaleur molaire de dissolution du chlorure de lithium est de $^{-}35{,}3$ kJ/mol.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

3. Martha prépare une solution de chlorure d'ammonium (NH_4Cl) de concentration 0,750 mol/L. Pour cela, elle fait dissoudre, dans un calorimètre, une certaine masse de chlorure d'ammonium dans 400 mL d'eau. Elle observe que la température de l'eau diminue de 2,90 °C.

Écrivez, de deux façons, l'équation thermique de dissolution du chlorure d'ammonium.

Données

$M_{NH_4Cl} = 53{,}50 \text{ g/mol}$

$C_{NH_4Cl} = 0{,}750 \text{ mol/L}$

$V_{eau} = 400 \text{ mL} = 0{,}400 \text{ L}$

$\Rightarrow m_{eau} = 400 \text{ g}$

$c_{eau} = 4{,}19 \text{ J/g} \cdot \text{°C}$

$\Delta T = -2{,}90 \text{ °C}$

$\Delta H_d = ? \text{ kJ/mol}$

Solution

1. *Calculer l'énergie dégagée par l'eau.*

$Q_{eau} = m_{eau}\, c_{eau}\, \Delta T = 400 \text{ g} \times 4{,}19 \text{ J/g} \cdot \text{°C} \times (-2{,}90 \text{ °C})$

$= -4860{,}4 \text{ J} = -4{,}86 \text{ kJ}$

2. *Calculer l'énergie absorbée par la dissolution de NH_4Cl.*

$Q_d = -Q_{eau} = -(-4{,}86 \text{ kJ}) = 4{,}86 \text{ kJ}$

3. *Calculer le nombre de moles de NH_4Cl.*

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV = 0{,}750 \text{ mol/L} \cdot 0{,}400 \text{ L}$$

$$n = 0{,}300 \text{ mol}$$

4. *Calculer la chaleur molaire de dissolution de NH_4Cl.*

$0{,}300 \text{ mol de } NH_4Cl \rightarrow 4{,}86 \text{ kJ}$

$1 \text{ mol de } NH_4Cl \rightarrow \Delta H_d$

$$\frac{4{,}86 \text{ kJ}}{0{,}300 \text{ mol}} = \frac{\Delta H_d}{1 \text{ mol}}$$

$$\Delta H_d = \frac{4{,}86 \text{ kJ} \times 1 \text{ mol}}{0{,}300 \text{ mol}} = 16{,}2 \text{ kJ/mol}$$

5. *Écrire l'équation thermique de la dissolution de NH_4Cl.*

$NH_4Cl_{(s)} + 16{,}2 \text{ kJ} \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$

ou

$NH_4Cl_{(s)} \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)} \quad \Delta H = +16{,}2 \text{ kJ/mol}$

4. L'équation thermique de dissolution de l'ammoniac (NH_3) est :

$$NH_{3(g)} \rightarrow NH_{3(aq)} \qquad \Delta H = -30{,}5 \text{ kJ/mol}$$

Pour une utilisation donnée, on fait dissoudre 4,26 g d'ammoniac dans un calorimètre contenant 250 mL d'eau à une température de 23,5 °C. Quelle sera la température finale de l'eau ?

Données

$M_{NH_3} = 17{,}04 \text{ g/mol}$

$m_{NH_3} = 4{,}26 \text{ g}$

$V_{eau} = 250 \text{ mL}$

$\Rightarrow m_{eau} = 250 \text{ g}$

$c_{eau} = 4{,}19 \text{ J/g} \cdot \text{°C}$

$T_i = 23{,}5 \text{ °C}$

$\Delta H_d = -30{,}5 \text{ kJ/mol}$

$T_f = ? \text{ °C}$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de NH_3.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{4{,}26 \text{ g}}{17{,}04 \text{ g/mol}} = 0{,}250 \text{ mol}$$

2. *Calculer l'énergie dégagée par la dissolution de NH_3.*

$1 \text{ mol de } NH_3 \rightarrow -30{,}5 \text{ kJ}$

$0{,}250 \text{ mol de } NH_3 \rightarrow ? \text{ kJ}$

$$\frac{? \text{ kJ}}{0{,}250 \text{ mol}} = \frac{-30{,}5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}}$$

$$Q_d = \frac{(-30{,}5 \text{ kJ}) \times 0{,}250 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = -7{,}63 \text{ kJ} = -7630 \text{ J}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

3. *Calculer l'énergie absorbée par l'eau.*

$Q_{eau} = {}^{-}Q_d = -\,({}^{-}7630\ J) = 7630\ J$

4. *Calculer la variation de température de l'eau.*

$$Q_{eau} = mc\Delta T \quad \Rightarrow \quad \Delta T = \frac{Q_{eau}}{mc}$$

$$\Delta T = \frac{7630\ J}{250\ g \times 4{,}19\ J/g\ \cdot °C} = 7{,}28\ °C$$

5. *Calculer la température finale de l'eau.*

$\Delta T = T_f - T_i \quad \Rightarrow \quad T_f = T_i + \Delta T$

$T_f = 23{,}5\ °C + 7{,}28\ °C = 30{,}8\ °C$

Réponse : La température finale de l'eau est de 30,8 °C.

5. Quelle masse de chlorate de potassium ($KClO_3$) doit-on dissoudre dans 300 mL d'eau à 35,1 °C si l'on veut porter la température de l'eau après la dissolution à 30,2 °C ?

La chaleur molaire de dissolution du chlorate de potassium est de +41,4 kJ/mol.

Données

$M_{KClO_3} = 122{,}55\ g/mol$

$V_{eau} = 300\ mL$

$\Rightarrow m_{eau} = 300\ g$

$c_{eau} = 4{,}19\ J/g \cdot °C$

$T_i = 35{,}1\ °C$

$T_f = 30{,}2\ °C$

$\Delta H_d = +41{,}4\ kJ/mol$

$m_{KClO_3} = ?\ g$

Solution

1. *Calculer la variation de température de l'eau.*

$\Delta T = T_f - T_i = 30{,}2\ °C - 35{,}1\ °C = {}^{-}4{,}90\ °C$

2. *Calculer l'énergie dégagée par l'eau.*

$Q_{eau} = m_{eau}\, c_{eau}\, \Delta T = 300\ g \times 4{,}19\ J/g \cdot °C \times ({}^{-}4{,}90\ °C)$

$= {}^{-}6159{,}3\ J = {}^{-}6{,}16\ kJ$

3. *Calculer l'énergie absorbée par la dissolution de $KClO_3$.*

$Q_d = {}^{-}Q_{eau} = -\,({}^{-}6{,}16\ kJ) = 6{,}16\ kJ$

4. *Calculer le nombre de moles de $KClO_3$.*

1 mol de $KClO_3$ → 41,4 kJ

? mol de $KClO_3$ → 6,16 kJ

$$\frac{1\ mol}{41{,}4\ kJ} = \frac{?\ mol}{6{,}16\ kJ}$$

$$n = \frac{1\ mol \times 6{,}16\ kJ}{41{,}4\ kJ} = 0{,}149\ mol$$

5. *Calculer la masse de $KClO_3$ à dissoudre.*

$$n = \frac{m}{M} \quad \Rightarrow \quad m = nM$$

$m = 0{,}149\ mol \cdot 122{,}55\ g/mol = 18{,}3\ g$

Réponse : La masse de chlorate de potassium à dissoudre est de 18,3 g.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

6. Dans un calorimètre, on neutralise complètement 100 mL d'une solution aqueuse d'acide nitrique (HNO_3) à 0,50 mol/L en ajoutant 100 mL d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (NaOH) à 1,0 mol/L. La température initiale des solutions avant le mélange est de 23,6 °C. La température la plus élevée obtenue au cours de la neutralisation est de 27,0 °C.

Écrivez l'équation thermochimique de neutralisation de l'acide nitrique.

Données

$V_{HNO_3} = 100\ mL = 0{,}100\ L$

$\Rightarrow m_{HNO_3} = 100\ g$

$C_{HNO_3} = 0{,}50\ mol/L$

$V_{NaOH} = 100\ mL$

$\Rightarrow m_{NaOH} = 100\ g$

$C_{NaOH} = 1{,}0\ mol/L$

$c_{eau} = 4{,}19\ J/g \cdot °C$

$T_i = 23{,}6\ °C$

$T_f = 27{,}0\ °C$

$\Delta H_n = ?\ kJ/mol$

Solution

1. *Calculer la masse de la solution.*

   $m_{solution} = m_{HNO_3} + m_{NaOH} = 100\ g + 100\ g = 200\ g$

2. *Calculer la variation de température de la solution.*

   $\Delta T = T_f - T_i = 27{,}0\ °C - 23{,}6\ °C = 3{,}40\ °C$

3. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'eau.*

   $Q_{eau} = m_{solution}\, c_{eau}\, \Delta T = 200\ g \times 4{,}19\ J/g \cdot °C \times 3{,}40\ °C$

   $= 2849{,}2\ J = 2{,}85\ kJ$

4. *Calculer l'énergie dégagée par la neutralisation de HNO_3.*

   $Q_n = -Q_{eau} = -2{,}85\ kJ$

5. *Calculer le nombre de moles de HNO_3 neutralisé.*

   $C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV$

   $n = 0{,}50\ mol/L \cdot 0{,}100\ L = 0{,}050\ mol$

6. *Calculer la chaleur molaire de neutralisation de HNO_3.*

   $0{,}050\ mol\ de\ HNO_3 \rightarrow -2{,}85\ kJ$

   $1\ mol\ de\ HNO_3 \rightarrow \Delta H_n$

   $\frac{-2{,}85\ kJ}{0{,}050\ mol} = \frac{\Delta H_n}{1\ mol}$

   $\Delta H_n = \frac{-2{,}85\ kJ \times 1\ mol}{0{,}050\ mol} = -57\ kJ$

   $= -57\ kJ/mol$

7. *Écrire l'équation thermochimique de la neutralisation.*

   $HNO_{3(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} + 57\ kJ$

   ou

   $HNO_{3(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \quad \Delta H = -57\ kJ/mol$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

SECTION 3

LA LOI DE HESS

Bon nombre de réactions chimiques sont complexes et impliquent un processus de transformation des réactifs en produits en plusieurs étapes. La calorimétrie ne peut être utilisée pour déterminer les quantités d'énergie impliquées dans ces réactions. La détermination des énergies impliquées dans ce type de réaction nécessite la connaissance des quantités d'énergie propres à chacune des étapes de la réaction globale. Il est donc essentiel de comprendre le mécanisme réactionnel.

3.1 Le mécanisme réactionnel

Dans la majorité des réactions chimiques, les réactifs se transforment en produits en passant par différentes substances intermédiaires grâce à une succession de réactions élémentaires. Il s'agit du mécanisme réactionnel.

Un **mécanisme réactionnel** est une suite de réactions élémentaires qui conduisent des réactifs aux produits, au cours du déroulement d'une réaction complexe.

La formation de la rouille est un bon exemple de mécanisme réactionnel. En effet, le passage du fer (Fe) au trioxyde de difer (Fe_2O_3) se fait selon les trois étapes intermédiaires suivantes :

1. la formation du dihydroxyde de fer ($Fe(OH)_2$) ;
2. l'oxydation du dihydroxyde de fer en trihydroxyde de fer ($Fe(OH)_3$) ;
3. la transformation du trihydroxyde de fer en trioxyde de difer (Fe_2O_3).



FIGURE 5.5 Le dioxyde de carbone (CO_2) produit par les voitures est le principal gaz à effet de serre responsable du réchauffement climatique.

Les équations chimiques balancées ne tiennent compte que de l'état initial et de l'état final d'une transformation chimique. Elles ne décrivent pas la façon dont les réactions se déroulent réellement. Prenons l'exemple de la formation du dioxyde de carbone (CO_2) (*voir la figure 5.5*) à partir du carbone (C) et du dioxygène (O_2) selon l'équation chimique balancée suivante :

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$$

Cette réaction peut, sous certaines conditions, se dérouler en deux étapes (*voir le tableau 5.3*).

TABLEAU 5.3 Les étapes de la formation du dioxyde de carbone

Étape	Équation balancée
1 Une mole de carbone se combine avec une demi-mole de dioxygène pour produire une mole de monoxyde de carbone (CO) selon l'équation balancée ci-contre.	(1) $C_{(s)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow CO_{(g)}$
2 Une mole de monoxyde de carbone réagit avec une demi-mole de dioxygène pour former une mole de dioxyde de carbone selon l'équation balancée ci-contre.	(2) $CO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

L'addition membre à membre des deux équations balancées des réactions élémentaires (1) et (2) permet de déterminer l'équation balancée de la formation du dioxyde de carbone à partir du carbone et du dioxygène.

Le balancement des équations chimiques, p. 16

Équation balancée de la réaction élémentaire (1) : $C_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CO_{(g)}$

Équation balancée de la réaction élémentaire (2) : $CO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$

Somme des équations (1) et (2) : $C_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} + \cancel{CO_{(g)}} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow \cancel{CO_{(g)}} + CO_{2(g)}$

Équation globale balancée : $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$

La substance intermédiaire, le monoxyde de carbone (CO), est un produit dans la première réaction élémentaire, et un réactif dans la seconde. Cette substance ne figure pas dans l'équation globale, car les substances identiques qui se trouvent de chaque côté de la flèche de réaction s'annulent lorsqu'elles sont précédées des mêmes coefficients stœchiométriques.

La stœchiométrie, p. 17

3.2 La représentation graphique d'un mécanisme réactionnel

Un mécanisme réactionnel peut être représenté par un diagramme énergétique. La figure 5.6 illustre le diagramme énergétique d'une réaction hypothétique, A → E, qui se déroule en quatre étapes.

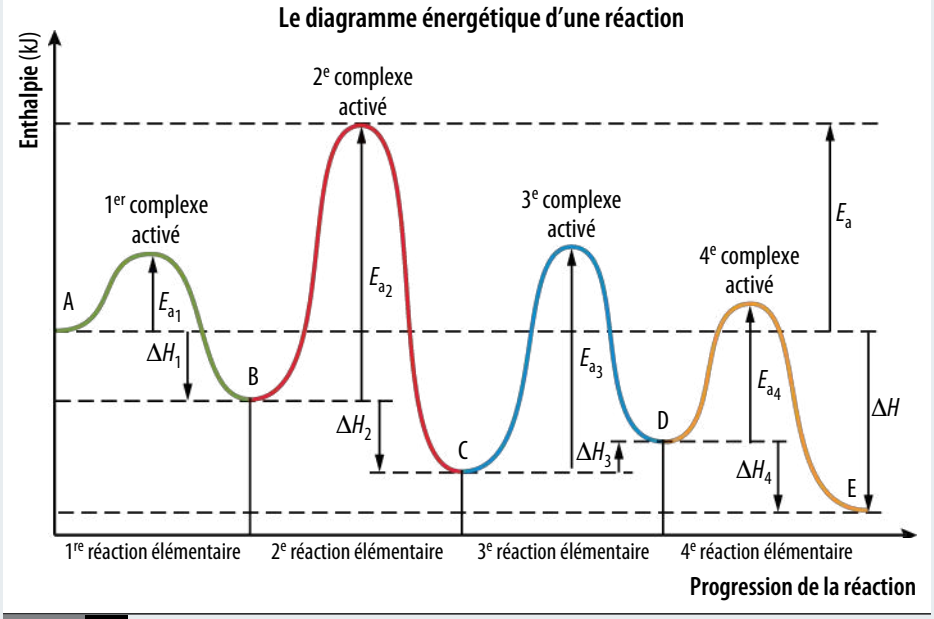


FIGURE 5.6 Le diagramme énergétique d'un mécanisme réactionnel se déroulant en quatre étapes.

L'interprétation du diagramme énergétique d'un mécanisme réactionnel permet de déterminer :

- le nombre de réactions élémentaires (quatre dans le cas illustré à la figure 5.6, à la page précédente) ;
- les substances intermédiaires (B, C et D, dans la figure 5.6) ;
- le complexe activé de chaque réaction élémentaire ;
- l'énergie d'activation de chacune des réactions élémentaires (E_{a_1}, E_{a_2}, E_{a_3} et E_{a_4}, dans la figure 5.6) ;
- l'énergie d'activation de la réaction globale, E_a, qui correspond à l'enthalpie pour former le complexe activé le plus élevé à partir du niveau d'enthalpie de la substance de départ (dans la figure 5.6, entre le deuxième complexe activé et la substance A) ;
- la variation d'enthalpie de chacune des réactions élémentaires (ΔH_1, ΔH_2, ΔH_3 et ΔH_4, dans la figure 5.6) ;
- la variation d'enthalpie de la réaction globale, ΔH, correspondant à la différence d'enthalpie entre la substance finale (E) et la substance de départ (A).

3.3 L'additivité des enthalpies

La calorimétrie est couramment utilisée pour déterminer les variations d'enthalpie de certaines transformations, comme la dissolution ou la neutralisation acidobasique. Toutefois, pour de nombreuses réactions chimiques, il est impossible d'avoir recours à cette méthode pour évaluer la chaleur dégagée ou absorbée. C'est le cas des réactions qui se produisent sur une longue période, comme l'oxydation de certains métaux (*voir la figure 5.7*), ou de réactions très violentes comme celle du sodium (Na) avec l'eau (*voir la figure 5.8*). De plus, comme il a été vu précédemment, la majorité des réactions sont trop complexes pour être étudiées par la calorimétrie. Pour déterminer les variations d'enthalpie de ces réactions complexes, on recourt à une méthode algébrique basée sur la loi d'additivité des enthalpies de réaction. Cette méthode, exposée en 1840 par le chimiste Germain Henri Hess (1802-1850), porte le nom de « loi de Hess ».



FIGURE 5.7 La couleur verte du toit du château Frontenac, à Québec, est causée par l'oxydation du cuivre.



FIGURE 5.8 La réaction du sodium (Na) avec l'eau est une réaction vive qui dégage beaucoup d'énergie.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Selon la **loi de Hess**, ou **loi d'additivité des enthalpies**, si une réaction peut être décomposée en plusieurs réactions élémentaires, sa variation d'enthalpie est égale à la somme algébrique des variations d'enthalpie de chacune de ces réactions élémentaires.

En fait, la variation d'enthalpie d'une réaction chimique complexe demeure la même, quel que soit le nombre d'étapes intermédiaires de la réaction. Elle ne dépend que de l'état initial (réactifs) et de l'état final (produits).

On peut exprimer la loi de Hess par l'équation générale suivante.

L'équation générale de la loi de Hess

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \ldots$$

où

ΔH = variation d'enthalpie de la réaction globale, exprimée en kilojoules par mole (kJ/mol)

ΔH_1, ΔH_2, ΔH_3 = variation d'enthalpie de chacune des réactions élémentaires de la réaction globale, exprimée en kilojoules par mole (kJ/mol)

La connaissance des variations d'enthalpie des réactions élémentaires permet donc de déterminer la variation d'enthalpie de la réaction globale.

Reprenons l'exemple de la formation du dioxyde de carbone à partir du carbone et du dioxygène. Cette réaction peut se dérouler selon deux mécanismes réactionnels différents. Dans le premier mécanisme, la réaction se produit en une seule étape et dégage 393,5 kJ par mole de formation de dioxyde de carbone.

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \qquad \Delta H = -393{,}5 \text{ kJ/mol}$$

Dans le second mécanisme, la réaction s'effectue en deux étapes, représentées par les équations thermochimiques balancées ci-dessous. On remarque que la somme algébrique des deux réactions élémentaires est identique à la réaction globale qui se déroule en une seule étape.

Réaction élémentaire (1) : $C_{(s)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow \cancel{CO_{(g)}} \qquad \Delta H_1 = -110{,}5 \text{ kJ/m}$

Réaction élémentaire (2) : $\cancel{CO_{(g)}} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \qquad \Delta H_2 = -283{,}0 \text{ kJ/mol}$

Réaction globale : $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \qquad \Delta H = -393{,}5 \text{ kJ/mol}$

On peut illustrer les deux mécanismes de formation du dioxyde de carbone à partir du carbone et du dioxygène dans des diagrammes énergétiques (*voir la figure 5.9, à la page suivante*). Ces diagrammes montrent clairement que, dans les deux cas, la variation d'enthalpie de la réaction est identique et ne dépend que de l'enthalpie des réactifs et de l'enthalpie des produits.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

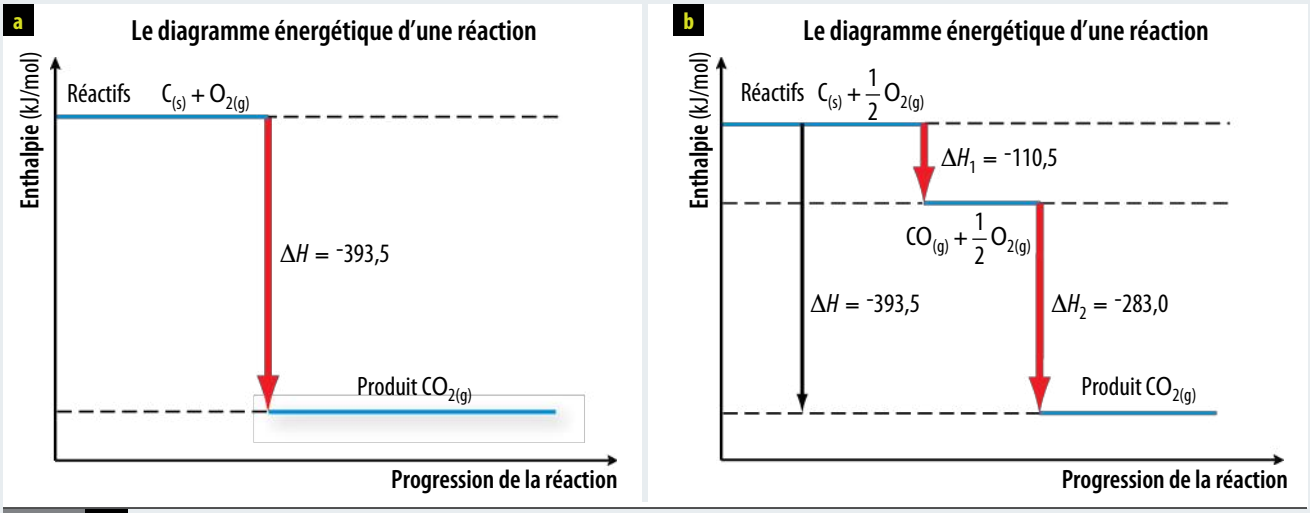


FIGURE 5.9 La variation d'enthalpie de la formation de dioxyde de carbone (CO_2) à partir du carbone (C) et du dioxygène (O_2) est la même, que la réaction se déroule en une seule étape (a) ou en deux étapes (b).

ZOOM GERMAIN HENRI HESS



FIGURE 5.10 La hessite (pointée par le crayon) est un minéral composé de tellurure d'argent (Ag_2Te). Cet échantillon de hessite est intégré à un quartz cristallin (blanc).

Né à Genève, Germain Henri Hess est encore tout jeune quand il quitte la Suisse avec ses parents pour s'installer en Russie. Il y obtient son diplôme de médecine. Vers 1830, il se tourne vers la chimie. Il étudie la chaleur produite par les réactions de combustion et énonce la loi d'additivité des enthalpies qui porte aujourd'hui son nom. Il est reconnu comme le fondateur de la thermochimie.

Ses recherches l'amènent aussi à découvrir un nouveau minerai. Comme il est le premier à l'analyser, celui-ci est nommé «hessite» en son honneur.

3.4 L'application de la loi de Hess

La loi de Hess permet de déterminer la variation d'enthalpie de n'importe quelle réaction complexe. En l'appliquant, on peut décomposer une réaction complexe en plusieurs étapes (ou réactions élémentaires) dont les enthalpies sont déjà connues ou ont déjà été obtenues par calorimétrie. La somme de ces enthalpies permet d'obtenir l'enthalpie de la réaction complexe.

Les réactions élémentaires les plus utilisées dans la décomposition des réactions complexes sont les réactions de formation d'une mole de produits qui sont caractérisées par leur variation d'enthalpie molaire standard de formation.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

La **variation d'enthalpie molaire standard de formation (ΔH_f°)**, ou **enthalpie molaire standard de formation**, correspond à la chaleur absorbée ou dégagée pendant la formation d'une mole d'un composé à partir de ses éléments dans leur état standard. Elle s'exprime en kilojoules par mole (kJ/mol) de produit formé.

L'état standard d'une substance correspond à la forme la plus stable de la substance dans les conditions TAPN (T = 25 °C, p = 101,3 kPa). La synthèse du dioxyde de carbone (CO_2) à partir du carbone solide (C) et du dioxygène gazeux (O_2) est un exemple de réaction de formation dans des conditions standards. L'enthalpie molaire standard de formation du CO_2 gazeux est de -393,5 kJ/mol (*voir l'annexe 9.5, Les enthalpies molaires standards de formation, à la page 463*). À TAPN, le carbone est dans son état le plus stable à l'état solide, alors que le dioxygène et le dioxyde de carbone le sont à l'état gazeux.

La variation d'enthalpie molaire standard, p. 150

Il est important de remarquer que les enthalpies molaires standards de formation d'une substance dépendent de l'état physique de cette substance. La formation de l'eau à partir du dihydrogène (H_2) et du dioxygène (O_2) en est un très bon exemple. En effet, comme le montrent les équations thermochimiques ci-dessous, les enthalpies de formation de l'eau liquide et de l'eau vapeur sont différentes.

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} \qquad \Delta H = -285{,}8 \text{ kJ/mol}$$

et

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} \qquad \Delta H = -241{,}8 \text{ kJ/mol}$$

En conséquence, il est important de vérifier l'état physique des réactifs et des produits d'une réaction chimique pour appliquer correctement la loi de Hess dans la détermination des enthalpies de réaction.

L'exemple de calcul de la chaleur de combustion du propane (C_3H_8), ci-dessous, montre la démarche à suivre lorsqu'on applique la loi de Hess pour la détermination des variations d'enthalpie d'une réaction chimique.

EXEMPLE

1. *Écrire l'équation globale balancée de la réaction.*

   $C_3H_{8(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)} \qquad \Delta H = ?$

2. *Sélectionner les équations dans lesquelles se trouvent les réactifs et les produits de la réaction globale dont on connaît les enthalpies de réaction.*
   Généralement, on utilise les réactions de formation de ces substances.

   (1) $3\ C_{(s)} + 4\ H_{2(g)} \rightarrow C_3H_{8(g)} \qquad \Delta H_1 = -104{,}7$ kJ/mol

   (2) $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \qquad \Delta H_2 = -393{,}5$ kJ/mol

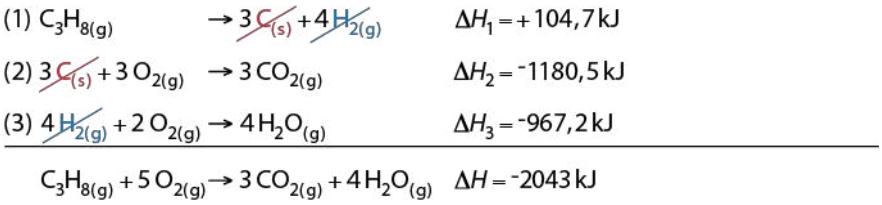
   (3) $H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} \qquad \Delta H_3 = -241{,}8$ kJ/mol

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXEMPLE (*suite*)

3. *Réorganiser les équations sélectionnées pour que les produits et les réactifs soient du bon côté de l'équation globale avec les mêmes cœfficients stœchiométriques.*
   Pour cela :
   - inverser, au besoin, les équations précédentes sans oublier d'inverser le signe du ΔH ;
   - multiplier, au besoin, les équations pour que toutes les substances soient en même quantité que dans l'équation globale ;
   - multiplier les ΔH par les mêmes coefficients.

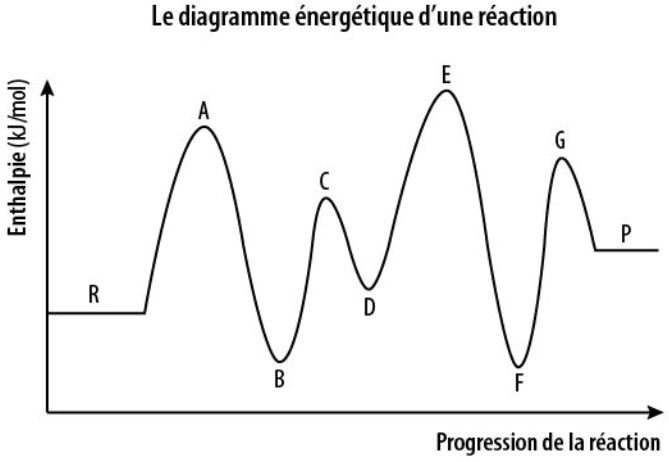
4. *Additionner les équations transformées en annulant les substances identiques se trouvant de chaque côté de l'équation. On additionne aussi leur enthalpie de réaction.*



5. *Au besoin, convertir l'enthalpie de réaction en chaleur molaire de réaction en divisant le ΔH obtenu par le nombre de moles.*
   Dans ce cas, la chaleur molaire de combustion du propane est de -2043 kJ/mol, puisque l'équation globale balancée indique la combustion d'une mole de propane.

SECTION 3 EXERCICES

1. Observez le diagramme ci-dessous et répondez aux questions de la page suivante.



Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

a) Combien d'étapes comporte cette réaction ? La réaction se déroule en quatre étapes.

b) Écrivez le mécanisme réactionnel menant des réactifs aux produits.

Étape 1 : R → B

Étape 2 : B → D

Étape 3 : D → F

Étape 4 : F → P

c) Quelles lettres représentent les substances intermédiaires de la réaction ? Les lettres B, D et F.

d) Quelles lettres représentent les complexes activés de la réaction ? Les lettres A, C, E et G.

e) Quelle étape possède la plus faible énergie d'activation ? L'étape 2.

f) Existe-t-il des étapes exothermiques dans cette réaction ? Si oui, lesquelles ?

Oui, il y en a deux. Les étapes 1 et 3.

g) La réaction globale est-elle endothermique ou exothermique ? Justifiez votre réponse.

La réaction globale est endothermique, car l'enthalpie des produits est plus grande que l'enthalpie des réactifs.

2. À l'aide des équations ci-dessous, proposez un mécanisme réactionnel qui donnerait la réaction globale suivante :

$$12\,NH_{3(g)} + 21\,O_{2(g)} \rightarrow 8\,HNO_{3(l)} + 4\,NO_{(g)} + 14\,H_2O_{(g)}$$

(1) $NH_{3(g)} + \frac{5}{4}O_{2(g)} \rightarrow NO_{(g)} + \frac{3}{2}H_2O_{(g)}$

(2) $NO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)}$

(3) $NO_{2(g)} + \frac{1}{3}H_2O_{(g)} \rightarrow \frac{2}{3}HNO_{3(l)} + \frac{1}{3}NO_{(g)}$

Solution

1. *Multiplier l'équation (1) par 12.* (1) $12\,NH_{3(g)} + 15\,O_{2(g)} \rightarrow \cancel{12\,NO_{(g)}} + 18\,H_2O_{(g)}$
2. *Multiplier l'équation (2) par 12.* (2) $\cancel{12\,NO_{(g)}} + 6\,O_{2(g)} \rightarrow \cancel{12\,NO_{2(g)}}$
3. *Multiplier l'équation (3) par 12.* (3) $\cancel{12\,NO_{2(g)}} + \cancel{4\,H_2O_{(g)}} \rightarrow 8\,HNO_{3(l)} + 4\,NO_{(g)}$
4. *Additionner membre à membre les trois équations.*

$$12\,NH_{3(g)} + 21\,O_{2(g)} \rightarrow 8\,HNO_{3(l)} + 4\,NO_{(g)} + 14\,H_2O_{(g)}$$

3. En classe, Kayla doit déterminer la chaleur molaire de combustion du méthane (CH_4) dont l'équation globale balancée s'écrit de la façon suivante :

$$CH_{4(g)} + 2\,O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\,H_2O_{(g)}$$

Elle propose les réactions de formation suivantes dont elle connaît les enthalpies molaires standards de formation.

(1) $C_{(s)} + 2\,H_{2(g)} \rightarrow CH_{4(g)}$

(2) $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$

(3) $H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$

a) Son enseignante n'est pas d'accord avec sa proposition. Pourquoi ?

En appliquant la loi de Hess, l'équation globale qu'elle obtiendra comportera de l'eau (H_2O) à l'état liquide, alors que, dans l'équation de départ de combustion du méthane, l'eau est à l'état gazeux. Donc, ce ne sera pas la même équation. En conséquence, la chaleur déterminée par ce mécanisme réactionnel ne correspondra pas à la chaleur molaire de combustion du méthane.

b) Son enseignante lui fait remarquer que l'ajout d'une quatrième réaction résoudrait le problème. À quelle réaction pense-t-elle ?

Elle pense à la réaction de transformation de l'eau liquide en vapeur d'eau :

$H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)}$

4. Déterminez l'équation globale et la variation d'enthalpie de la réaction de combustion du butane (C_4H_{10}) à partir des réactions élémentaires suivantes.

(1) $C_4H_{10(g)} \rightarrow 4\,C_{(s)} + 5\,H_{2(g)}$ $\quad \Delta H_1 = +125{,}6$ kJ/mol

(2) $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\quad \Delta H_{2(g)} = -393{,}5$ kJ/mol

(3) $H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)}$ $\quad \Delta H_3 = -241{,}8$ kJ/mol

Solution

1. *Multiplier l'équation (1) par 1.* $\quad C_4H_{10(g)} \rightarrow \cancel{4\,C_{(s)}} + \cancel{5\,H_{2(g)}}$ $\quad \Delta H_1 = +125{,}6$ kJ
2. *Multiplier l'équation (2) par 4.* $\quad \cancel{4\,C_{(s)}} + 4\,O_{2(g)} \rightarrow 4\,CO_{2(g)}$ $\quad \Delta H_2 = -1574$ kJ
3. *Multiplier l'équation (3) par 5.* $\quad \cancel{5\,H_{2(g)}} + \frac{5}{2}O_{2(g)} \rightarrow 5\,H_2O_{(g)}$ $\quad \Delta H_3 = -1209$ kJ

4. *Additionner membre à membre les trois équations.* $\quad C_4H_{10(g)} + \frac{13}{2}O_{2(g)} \rightarrow 4\,CO_{2(g)} + 5\,H_2O_{(g)}$ $\quad \Delta H = -2657$ kJ

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

5. À partir de l'annexe 9.5 de la page 463, *Les enthalpies molaires standards de formation*, écrivez les équations thermochimiques des réactions de formation des composés suivants.

a) Peroxyde d'hydrogène ($H_2O_{2(l)}$) : $H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{2(l)} \qquad \Delta H = -187{,}8\ kJ/mol$

b) Tétraoxyde de trifer ($Fe_3O_{4(s)}$) : $3\ Fe_{(s)} + 2\ O_{2(g)} \rightarrow F_3O_{4(s)} \qquad \Delta H = -1118{,}4\ kJ/mol$

c) Chloroéthène ($C_2H_3Cl_{(g)}$) : $2\ C_{(s)} + \frac{3}{2} H_{2(g)} + \frac{1}{2} Cl_{2(g)} \rightarrow C_2H_3Cl_{(g)} \qquad \Delta H = +37{,}3\ kJ/mol$

d) Acide sulfurique ($H_2SO_{4(l)}$) : $H_{2(g)} + S_{(s)} + 2\ O_{2(g)} \rightarrow H_2SO_{4(l)} \qquad \Delta H = -814{,}0\ kJ/mol$

6. Soit l'équation balancée de la formation de l'acide nitreux (HNO_2) suivante :

$$HCl_{(g)} + NaNO_{2(s)} \rightarrow HNO_{2(l)} + NaCl_{(s)}$$

Déterminez si cette réaction est endothermique ou exothermique à partir des équations suivantes.

(1) $2\ NaCl_{(s)} + H_2O_{(l)} + 570\ kJ \rightarrow 2\ HCl_{(g)} + Na_2O_{(s)}$

(2) $NO_{(g)} + NO_{2(g)} + Na_2O_{(s)} \rightarrow 2\ NaNO_{2(s)} + 427\ kJ$

(3) $NO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow N_2O_{(g)} + O_{2(g)} + 42\ kJ$

(4) $2\ HNO_{2(l)} + 34\ kJ \rightarrow N_2O_{(g)} + O_{2(g)} + H_2O_{(l)}$

Solution

1. *Inverser l'équation (1) et la diviser par 2.* $HCl_{(g)} + \frac{1}{2}\cancel{Na_2O_{(s)}} \rightarrow NaCl_{(s)} + \frac{1}{2}\cancel{H_2O_{(l)}} + 285\ kJ$
2. *Inverser l'équation (2) et la diviser par 2.* $NaNO_{2(s)} + 213{,}5\ kJ \rightarrow \frac{1}{2}\cancel{NO_{(g)}} + \frac{1}{2}\cancel{NO_{2(g)}} + \frac{1}{2}\cancel{Na_2O_{(s)}}$
3. *Diviser l'équation (3) par 2.* $\frac{1}{2}\cancel{NO_{(g)}} + \frac{1}{2}\cancel{NO_{2(g)}} \rightarrow \frac{1}{2}N_2O_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} + 21\ kJ$
4. *Inverser l'équation (4) et la diviser par 2.* $\frac{1}{2}\cancel{N_2O_{(g)}} + \frac{1}{2}\cancel{O_{2(g)}} + \frac{1}{2}\cancel{H_2O_{(l)}} \rightarrow HNO_{2(l)} + 17\ kJ$
5. *Additionner membre à membre les quatre équations.* $HCl_{(g)} + NaNO_{2(s)} \rightarrow HNO_{2(l)} + NaCl_{(s)} + 109{,}5\ kJ$

Réponse : La réaction est exothermique puisqu'elle dégage $1{,}1 \times 10^2$ kJ.

CHAPITRE 5 SYNTHÈSE

LA CHALEUR MOLAIRE D'UNE RÉACTION

La calorimétrie

- Un système ouvert est un système qui échange à la fois de l'énergie et de la matière avec le milieu extérieur.
- Un système fermé est un système qui échange seulement de l'énergie avec le milieu extérieur.
- Un système isolé est un système qui ne peut échanger ni matière ni énergie avec le milieu extérieur.
- Un **calorimètre** est un instrument servant à mesurer la quantité de chaleur absorbée ou dégagée lors d'une transformation chimique ou physique.
- La **calorimétrie** est une technique de mesure de la quantité de chaleur absorbée ou dégagée lors d'une transformation chimique ou physique.
- La mesure de la variation de température de l'eau permet de déterminer l'énergie impliquée lors d'une transformation à partir des relations :

$$Q_{eau} = m_{eau}\, c_{eau}\, \Delta T_{eau}$$

et

$$Q_{transformation} = -Q_{eau}$$

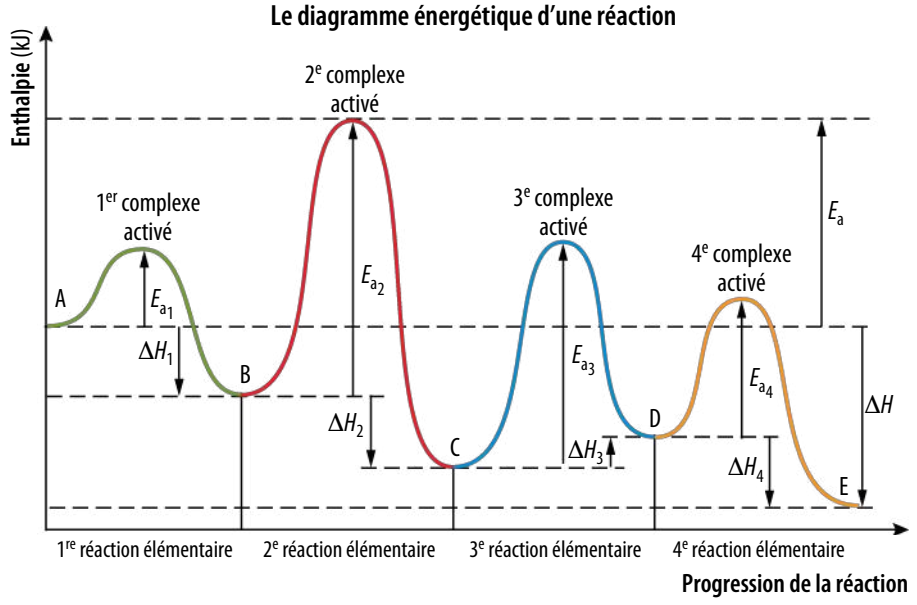
La chaleur molaire de réaction

- La **chaleur molaire de réaction (ΔH)** est la quantité d'énergie absorbée ou dégagée lors de la transformation d'une mole de réactif ou de la formation d'une mole de produit. Elle s'exprime en kilojoules par mole (kJ/mol).
- La **chaleur molaire de dissolution (ΔH_d)** est la quantité d'énergie absorbée ou dégagée au cours de la dissolution d'une mole de soluté dans un solvant.
- La **chaleur molaire de neutralisation (ΔH_n)** est la quantité d'énergie absorbée ou dégagée au cours de la neutralisation d'une mole d'acide ou d'une mole de base.

La loi de Hess

- Un **mécanisme réactionnel** est une suite de réactions élémentaires qui conduisent des réactifs aux produits, au cours du déroulement d'une réaction complexe. Il peut être représenté par un diagramme énergétique comme le suivant.

Le diagramme énergétique d'une réaction



Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

- Selon la **loi de Hess**, ou **loi d'additivité des enthalpies**, si une réaction peut être décomposée en plusieurs réactions élémentaires, sa variation d'enthalpie est égale à la somme algébrique des variations d'enthalpie de chacune de ces réactions élémentaires.

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \ldots$$

- La **variation d'enthalpie molaire standard de formation (ΔH_f°)**, ou **enthalpie molaire standard de formation**, correspond à la chaleur absorbée ou dégagée pendant la formation d'une mole d'un composé à partir de ses éléments dans leur état standard. Elle s'exprime en kilojoules par mole de produit formé (kJ/mol).
- Les étapes à suivre pour déterminer algébriquement la chaleur de réaction à partir de la loi de Hess sont les suivantes.

1. Écrire l'équation globale balancée de la réaction.
2. Sélectionner les équations dans lesquelles se trouvent les réactifs et les produits de la réaction globale dont on connaît les enthalpies de réaction.
3. Réorganiser les équations sélectionnées pour que les produits et les réactifs soient du bon côté de l'équation globale avec les mêmes coefficients stœchiométriques.
4. Additionner les équations transformées en annulant les substances identiques se trouvant de part et d'autre de l'équation. On additionne aussi leur enthalpie de réaction.
5. Au besoin, convertir l'enthalpie de réaction en chaleur molaire de réaction en divisant le ΔH obtenu par le nombre de moles.

EXERCICES

1 Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) Une réaction chimique produisant un gaz et se déroulant dans un contenant fermé est un exemple de système isolé.	☐	☑
b) La chaleur dégagée lors de la réaction de neutralisation acidobasique résulte uniquement de l'interaction des ions H^+ et des ions OH^-.	☑	☐
c) Dans un mécanisme réactionnel, il y a autant de complexes activés que de réactions élémentaires.	☑	☐
d) Lors de l'application de la loi de Hess (ou loi d'additivité des enthalpies), on peut additionner ou soustraire des substances, quel que soit leur état physique.	☐	☑

Justification : *a)* Un contenant fermé est un système qui échange seulement de l'énergie avec le milieu extérieur. Il n'échange pas de matière. Il s'agit donc d'un exemple de système fermé.

d) L'état de la matière est très important, car une même substance possède des enthalpies différentes à l'état liquide et à l'état gazeux.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

2 Pour identifier un sel inconnu, vous choisissez de mesurer sa chaleur molaire de dissolution (ΔH_d). À cette fin, vous utilisez un calorimètre et notez les mesures suivantes :

- Masse de l'eau : 100 g
- Masse de la substance : 3,25 g
- Température initiale de l'eau : 18,0 °C
- Température finale de la solution : 24,4 °C

À partir de ces mesures et du tableau ci-dessous, identifiez le sel inconnu.

Substance	Chaleur molaire de dissolution (kJ/mol)
$Li_2CO_{3(s)}$	-17,6
$LiCl_{(s)}$	-37,0
$NH_4Cl_{(s)}$	+14,8
$HClO_{3(s)}$	-42,0

Données

$M_{Li_2CO_3} = 73,89$ g/mol

$M_{LiCl} = 42,39$ g/mol

$M_{NH_4Cl} = 53,50$ g/mol

$M_{HClO_3} = 84,46$ g/mol

$m_{sel} = 3,25$ g

$m_{eau} = 100$ g

$c_1 = 4,19$ J/g • °C

$T_i = 18,0$ °C

$T_f = 24,4$ °C

$\Delta H_{d(sel)} = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'eau.*

   $Q_{eau} = m_{eau}\, c_{eau}\, \Delta T$

   $= 100 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g} \cdot °C \times (24,4 °C - 18,0 °C)$

   $= 2681,6 \text{ J} = 2,68 \text{ kJ}$

2. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par la dissolution du sel.*

   $Q_d = -Q_{eau} = -2,68$ kJ

3. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par la dissolution de 1 g de sel.*

   $$Q = \frac{Q_d}{m} = \frac{-2,68 \text{ kJ}}{3,25 \text{ g}} = -0,825 \text{ kJ/g}$$

4. *Calculer la chaleur molaire de dissolution du sel pour chacun des quatre sels.*

   $\Delta H_d = QM$

   Remarque : il n'est pas nécessaire de faire le calcul pour NH_4Cl, car sa dissolution est endothermique alors que la dissolution du sel inconnu est exothermique.

   $Li_2CO_{3(s)}$: $\Delta H_d = 0,825 \text{ kJ/g} \cdot 73,89 \text{ g/mol} = -61,0 \text{ kJ/mol}$

   $LiCl_{(s)}$: $\Delta H_d = 0,825 \text{ kJ/g} \cdot 42,39 \text{ g/mol} = -35,0 \text{ kJ/mol}$

   $HClO_{3(s)}$: $\Delta H_d = 0,825 \text{ kJ/g} \cdot 84,46 \text{ g/mol} = -69,7 \text{ kJ/mol}$

6. *Identifier le sel inconnu.*

   Des trois sels, c'est le chlorure de lithium (-35,0 kJ/mol) qui possède la chaleur molaire de dissolution la plus proche de celle du tableau (-37,0 kJ/mol). Donc, le sel inconnu est le LiCl.

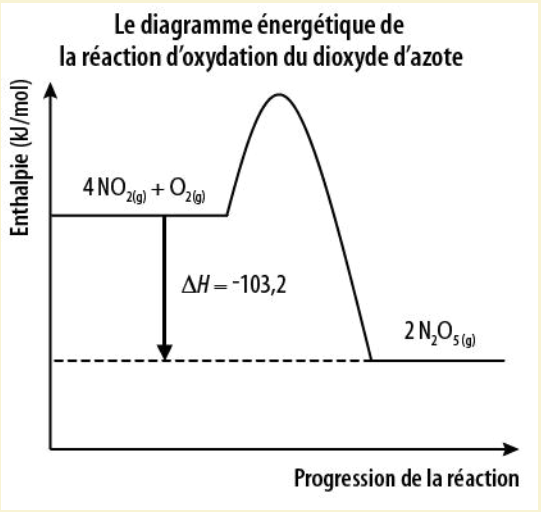
Réponse : Le sel inconnu est le LiCl, puisque la chaleur molaire de dissolution du sel est proche de celle de LiCl.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

3 Écrivez l'équation thermochimique de formation d'une mole de dioxyde d'azote (NO_2) à partir des indications suivantes :

- le diagramme énergétique de la réaction d'oxydation du dioxyde d'azote (NO_2) ;
- l'équation thermochimique de formation du pentaoxyde de diazote (N_2O_5) :

$$N_{2(g)} + \frac{5}{2} O_{2(g)} \rightarrow N_2O_{5(g)} \quad \Delta H = +11,3 \text{ kJ/mol}$$



Données

$\Delta H_r = -103,2$ kJ

$\Delta H_{f(N_2O_5)} = +11,3$ kJ/mol

$\Delta H_{f(NO_2)} = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Écrire l'équation de la réaction de formation de NO_2.*

$$\frac{1}{2} N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)} \quad \Delta H = ? \text{ kJ/mol}$$

2. *Écrire les équations correspondant aux réactions intermédiaires.*

(1) $4\ NO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ N_2O_{5(g)} \quad \Delta H_1 = -103,2$ kJ

(2) $N_{2(g)} + \frac{5}{2} O_{2(g)} \rightarrow N_2O_{5(g)} \quad \Delta H_2 = +11,3$ kJ

3. *Réorganiser les équations : inverser l'équation (1) et multiplier l'équation (2) par 2.*

(1) $2\ N_2O_{5(g)} \rightarrow 4\ NO_{2(g)} + O_{2(g)} \quad \Delta H_1 = +103,2$ kJ

(2) $2\ N_{2(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ N_2O_{5(g)} \quad \Delta H_2 = +22,6$ kJ

4. *Additionner les deux équations.*

(1) $2\ \cancel{N_2O_{5(g)}} \rightarrow 4\ NO_{2(g)} + \cancel{O_{2(g)}} \quad \Delta H_1 = +103,2$ kJ

(2) $2\ N_{2(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow \cancel{2\ N_2O_{5(g)}} \quad \Delta H_2 = +22,6$ kJ

$$2\ N_{2(g)} + 4\ O_{2(g)} \rightarrow 4\ NO_{2(g)} \quad \Delta H = ? \text{ kJ}$$

5. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction globale.*

$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = 103,2$ kJ + 22,6 kJ = 126 kJ

6. *Écrire l'équation thermochimique.*

$2\ N_{2(g)} + 4\ O_{2(g)} \rightarrow 4\ NO_{2(g)} \quad \Delta H = +126$ kJ

7. *Écrire l'équation thermochimique de la formation d'une mole de NO_2. Diviser l'équation précédente par 4.*

$$\frac{1}{2} N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)} \quad \Delta H = +31,5 \text{ kJ/mol}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

4 Martin veut déterminer la chaleur molaire de la réaction suivante.

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(s)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \qquad \Delta H = ? \text{ kJ/mol}$$

Il procède en deux étapes.

Étape 1 : Dans un calorimètre, il dissout 4,00 g d'hydroxyde de sodium (NaOH) solide dans 200 mL d'eau et observe que la température de l'eau augmente de 5,10 °C.

Étape 2 : Il neutralise la solution d'hydroxyde de sodium préparée à l'étape 1 à l'aide de 100 mL d'une solution d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration 1,00 mol/L. La température initiale des deux solutions est de 23,0 °C. La température finale de la solution est de 27,5 °C.

Déterminez la chaleur molaire de la réaction de neutralisation de NaOH solide par HCl aqueux.

Note : La capacité thermique massique et la masse volumique des solutions sont les mêmes que celles de l'eau.

Données

Dissolution :

$M_{NaOH} = 40{,}00$ g/mol

$m_{NaOH} = 4{,}00$ g

$V_{eau} = 200$ mL

$\Rightarrow m_{eau} = 200$ g

$c = 4{,}19$ J/g • °C

$\Delta T = 5{,}10$ °C

$\Delta H_{d(NaOH)} = ?$ kJ/mol

Neutralisation :

$V_{eau} = 300$ mL

$\Rightarrow m_{eau} = 300$ g

$T_i = 23{,}0$ °C

$T_f = 27{,}5$ °C

$C_{HCl} = 1{,}00$ mol/L

$\Delta H_{n(NaOH)} = ?$ kJ/mol

$\Delta H_r = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'eau.*

$Q_{eau} = m_{eau}\, c_{eau}\, \Delta T$

$= 200 \text{ g} \times 4{,}19 \text{ J/g} \cdot °C \times 5{,}10 °C = 4273{,}8 \text{ J}$

$= 4{,}27 \text{ kJ}$

2. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par la dissolution du NaOH.*

$Q_d = {}^-Q_{eau} = {}^-4{,}27 \text{ kJ}$

3. *Calculer le nombre de moles de NaOH.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{4{,}00 \text{ g}}{40{,}00 \text{ g/mol}} = 0{,}100 \text{ mol}$$

4. *Calculer la chaleur molaire de dissolution du NaOH.*

0,100 mol de NaOH $\rightarrow$ $^-4{,}27$ kJ

1 mol de NaOH $\rightarrow$? kJ

$$\frac{{}^-4{,}27 \text{ kJ}}{0{,}100 \text{ mol}} = \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}}$$

$$\Delta H_{d(NaOH)} = \frac{{}^-4{,}27 \text{ kJ} \times 1 \text{ mol}}{0{,}100 \text{ mol}} = {}^-42{,}7 \text{ kJ/mol}$$

5. *Écrire l'équation de dissolution du NaOH dans l'eau.*

$NaOH_{(s)} \rightarrow NaOH_{(aq)} \qquad \Delta H_{d(NaOH)} = {}^-42{,}7$ kJ/mol

6. *Calculer la variation de température de l'eau.*

$\Delta T = 27{,}5 °C - 23{,}0 °C = 4{,}50 °C$

7. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'eau.*

$Q_{eau} = m_{eau}\, c_{eau}\, \Delta T$

$= 300 \text{ g} \times 4{,}19 \text{ J/g} \cdot °C \times 4{,}50 °C = 5656{,}5 \text{ J} = 5{,}66 \text{ kJ}$

8. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par la neutralisation du NaOH aqueux par HCl.*

$Q_n = {}^-Q_{eau} = {}^-5{,}66$ kJ

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

9. Calculer la chaleur molaire de neutralisation du NaOH aqueux par HCl.

0,100 mol de NaOH $\rightarrow$ $^{-}5{,}66$ kJ

1 mol de NaOH $\rightarrow$? kJ

$$\frac{^{-}5{,}66\ \text{kJ}}{0{,}100\ \text{mol}} = \frac{?\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}}$$

$$\Delta H_{n(\text{NaOH})} = \frac{^{-}5{,}66\ \text{kJ} \times 1\ \text{mol}}{0{,}100\ \text{mol}} = ^{-}56{,}6\ \text{kJ/mol}$$

10. Écrire l'équation de neutralisation du NaOH aqueux par HCl.

$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \quad \Delta H_{n(NaOH)} = ^{-}56{,}6$ kJ/mol

11. Calculer la chaleur molaire de la réaction de neutralisation du NaOH solide par HCl.

Étape 1 : $NaOH_{(s)} \rightarrow \cancel{NaOH_{(aq)}} \quad \Delta H_{d(NaOH)} = ^{-}42{,}7$ kJ/mol

Étape 2 :

$HCl_{(aq)} + \cancel{NaOH_{(aq)}} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \quad \Delta H_{n(NaOH)} = ^{-}56{,}6$ kJ/mol

Réaction globale :

$HCl_{(aq)} + NaOH_{(s)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \quad \Delta H_r = ^{-}99{,}3$ kJ/mol

Réponse : La neutralisation d'une mole d'hydroxyde de sodium solide par la solution d'acide chlorydrique dégage 99,3 kJ.

5 DÉFI Dans des conditions normales de température et de pression, certains éléments existent sous plus d'une forme. C'est le cas du carbone (C), qui, à TPN, existe à la fois sous forme de graphite et de diamant. Le graphite peut se transformer en diamant selon l'équation globale suivante.

$$C_{\text{graphite}} \rightarrow C_{\text{diamant}}$$

À l'aide de l'annexe 9.5, *Les enthalpies molaires standards de formation (page 463)*, dites quel énoncé parmi les suivants décrit correctement l'état standard du carbone.

A. L'état standard du carbone est le graphite, car la transformation d'une mole de graphite en diamant dégage 1,90 kJ.

B. L'état standard du carbone est le diamant, car la transformation d'une mole de graphite en diamant absorbe 1,90 kJ.

C. L'état standard du carbone est le graphite, car la transformation d'une mole de graphite en diamant absorbe 1,90 kJ.

D. L'état standard du carbone est le diamant, car la transformation d'une mole de graphite en diamant dégage 1,90 kJ.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

MODULE 2

CONSOLIDATION

1 Vous disposez d'un récipient contenant 500 mL d'eau chaude à une température de 85,0 °C. Quel volume d'eau à 15,0 °C devez-vous verser dans l'eau chaude pour que la température du mélange s'abaisse à 65,0 °C ?

Données

Eau chaude :

$V_1 = 500$ mL

$\Rightarrow m_1 = 500$ g

$T_{i1} = 85{,}0$ °C

$T_{f1} = 65{,}0$ °C

Eau froide :

$T_{i2} = 15{,}0$ °C

$T_{f2} = 65{,}0$ °C

$m_2 = ?$ g

$V_2 = ?$ mL

$c_1 = c_2 = 4{,}19$ J/g • °C

Solution

1. *Calculer la chaleur dégagée par l'eau chaude.*

$Q_1 = m_1 c_1 \Delta T_1 \quad \Rightarrow \quad Q_1 = m_1 c_1 (T_{f1} - T_{i1})$

$= 500 \text{ g} \times 4{,}19 \text{ J/g} \cdot °\text{C} \times (65{,}0 °\text{C} - 85{,}0 °\text{C})$

$= -41\,900 \text{ J} = -4{,}19 \times 10^4 \text{ J}$

2. *Calculer la chaleur absorbée par l'eau froide.*

$Q_2 = -Q_1 = -(-4{,}19 \times 10^4 \text{ J}) = 4{,}19 \times 10^4 \text{ J}$

3. *Calculer la masse d'eau froide.*

$$Q_2 = m_2 c_2 \Delta T_2 \Rightarrow m_2 = \frac{Q_2}{c_2 \Delta T_2} = \frac{Q_2}{c_2 (T_{f2} - T_{i2})}$$

$$m_2 = \frac{4{,}19 \times 10^4 \text{ J}}{4{,}19 \text{ J/g} \cdot °\text{C} \times (65{,}0 °\text{C} - 15{,}0 °\text{C})} = 200 \text{ g}$$

Réponse : Le volume d'eau froide à ajouter est de 200 mL.

2 Le propyne (C_3H_4) réagit avec le dihydrogène (H_2) et forme du propane (C_3H_8). Utilisez les équations ci-dessous et la loi de Hess pour déterminer la chaleur de cette réaction (ΔH_r°).

(1) $H_2O_{(l)} \rightarrow H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \quad \Delta H_1^\circ = +285{,}8 \text{ kJ/mol}$

(2) $C_3H_{4(g)} + 4\,O_{2(g)} \rightarrow 3\,CO_{2(g)} + 2\,H_2O_{(l)} \quad \Delta H_2^\circ = -1936{,}8 \text{ kJ/mol}$

(3) $C_3H_{8(g)} + 5\,O_{2(g)} \rightarrow 3\,CO_{2(g)} + 4\,H_2O_{(l)} \quad \Delta H_3^\circ = -2219{,}2 \text{ kJ/mol}$

Données

$\Delta H_1^\circ = +285{,}8$ kJ/mol

$\Delta H_2^\circ = -1936{,}8$ kJ/mol

$\Delta H_3^\circ = -2219{,}2$ kJ/mol

$\Delta H_r^\circ = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Écrire l'équation balancée de la réaction entre C_3H_4 et H_2.*

$C_3H_{4(g)} + 2\,H_{2(g)} \rightarrow C_3H_{8(g)} \quad \Delta H_r^\circ = ?$ kJ/mol

2. *Réorganiser les équations des réactions intermédiaires.*

– Inverser puis multiplier par 2 l'équation de la réaction (1) :

(1) $2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,H_2O_{(l)} \quad \Delta H_1 = -571{,}6$ kJ

– Inverser l'équation de la réaction (3) :

(3) $3\,CO_{2(g)} + 4\,H_2O_{(l)} \rightarrow C_3H_{8(g)} + 5\,O_{2(g)} \quad \Delta H_3 = +2219{,}2$ kJ

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

3. Additionner les équations des réactions intermédiaires réorganisées.

(1) $2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,H_2O_{(l)}$ $\quad \Delta H_1 = -571{,}6\ kJ$

(2) $C_3H_{4(g)} + 4\,O_{2(g)} \rightarrow 3\,CO_{2(g)} + 2\,H_2O_{(l)}$ $\quad \Delta H_2 = -1936{,}8\ kJ$

(3) $3\,CO_{2(g)} + 4\,H_2O_{(l)} \rightarrow C_3H_{8(g)} + 5\,O_{2(g)}$ $\quad \Delta H_3 = +2219{,}2\ kJ$

$C_3H_{4(g)} + 2\,H_{2(g)} \rightarrow C_3H_{8(g)}$ $\quad \Delta H_r = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$

4. Calculer la variation d'enthalpie de la réaction.

$\Delta H_r = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = (-571{,}6\ kJ) + (-1936{,}8\ kJ) + 2219{,}2\ kJ$

$= -289{,}2\ kJ$

5. Calculer la chaleur molaire de la réaction.

Comme la réaction n'implique qu'une seule mole de C_3H_4 :

$\Delta H_r^\circ = -289{,}2\ kJ/mol$

Réponse : La chaleur molaire de réaction est de -289,2 kJ/mol.

3 Lorsqu'on fait chauffer de l'huile végétale au-delà de sa température critique, elle se dégrade et forme des composés toxiques. Il est alors préférable de ne pas la réutiliser et de la jeter.

Maxime fait frire des pommes de terre dans 2,50 L d'huile de maïs. L'huile, dont la température initiale est de 19,5 °C, absorbe 887,8 kJ durant la cuisson. Maxime doit-il jeter l'huile après la cuisson ou peut-il la conserver ?

- Température critique de l'huile de maïs : 232 °C
- Masse volumique de l'huile : 0,920 g/mL
- Capacité thermique massique de l'huile : 2,00 J/g • °C

Données

$V = 2{,}50\ L = 2{,}50 \times 10^3\ mL$

$c = 2{,}00\ J/g \cdot C$

$\rho = 0{,}920\ g/mL$

$T_c = 232\ °C$

$Q = 887{,}8\ kJ = 8{,}878 \times 10^5\ J$

$T_i = 19{,}5\ °C$

$\Delta T = ?\ °C$

$T_f = ?\ °C$

Solution

1. Calculer la masse d'huile.

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho V$$

$m = 0{,}920\ g/mL \cdot (2{,}50 \times 10^3\ mL) = 2{,}30 \times 10^3\ g$

2. Calculer la variation de température de l'huile.

$$Q = mc\Delta T \Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{mc}$$

$$\Delta T = \frac{8{,}878 \times 10^5\ J}{(2{,}30 \times 10^3\ g) \times 2{,}00\ J/g \cdot °C} = 193\ °C$$

3. Calculer la température finale de l'huile.

$\Delta T = T_f - T_i \Rightarrow T_f = T_i + \Delta T$

$T_f = 19{,}5\ °C + 193\ °C = 212{,}5\ °C$

Réponse : La température finale de l'huile de 213 °C étant inférieure à sa température critique, Maxime peut donc la réutiliser.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

4 On peut produire de l'éthanol (C_2H_5OH) à partir de la réaction suivante :

$$C_2H_5I_{(l)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow C_2H_5OH_{(l)} + NaI_{(aq)}$$

La réaction dégage 149,0 kJ pour une mole d'éthanol et son énergie d'activation est de 115,0 kJ/mol.

Tracez le diagramme énergétique de la réaction inverse de cette réaction.

Données

$\Delta H_{directe} = -149{,}0$ kJ/mol

$E_{a(directe)} = 115{,}0$ kJ/mol

Solution

1. Écrire l'équation de la réaction inverse.

$C_2H_5OH_{(l)} + NaI_{(aq)} \rightarrow C_2H_5I_{(l)} + NaOH_{(aq)}$

2. Calculer la variation d'enthalpie de la réaction inverse.

$\Delta H_{inverse} = -\Delta H_{directe} = -(-149{,}0 \text{ kJ/mol}) = 149{,}0$ kJ/mol

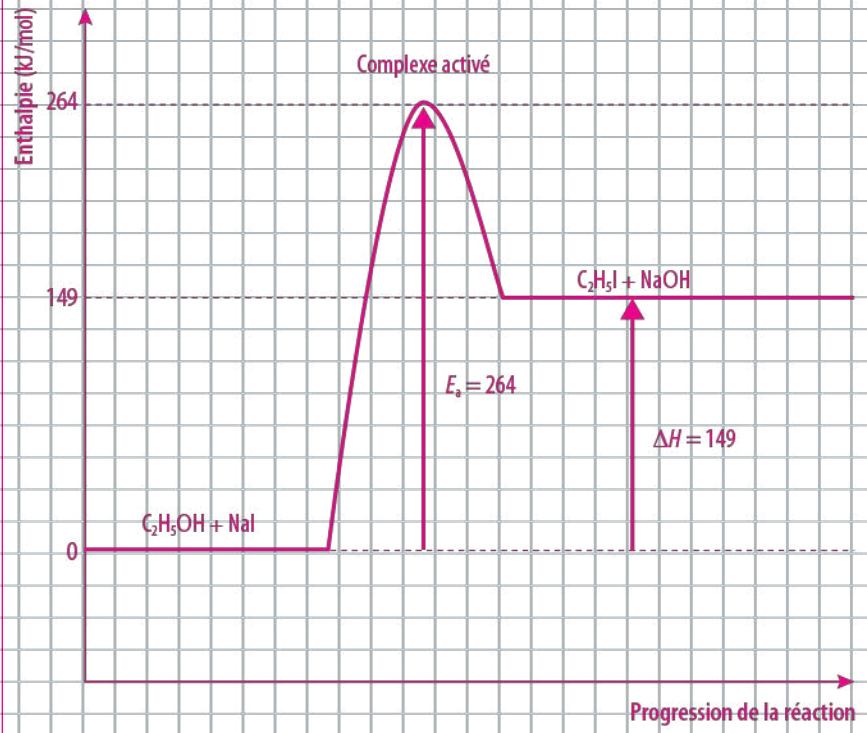
3. Calculer l'énergie d'activation de la réaction inverse.

$E_{a(inverse)} = E_{a(directe)} + \Delta H_{inverse}$

$= 115{,}0 \text{ kJ/mol} + 149{,}0 \text{ kJ/mol} = 264{,}0$ kJ/mol

4. Dessiner le diagramme énergétique de la réaction inverse.

Le diagramme énergétique de la réaction inverse



Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

5 Le nitrate d'argent ($AgNO_3$) est employé dans les émulsions pour les plaques, le film et le papier photographiques. Il s'agit d'un sel très soluble dans l'eau. L'équation thermique de la dissolution de ce sel est la suivante :

$$AgNO_{3(s)} + 22{,}6\ kJ \rightarrow Ag^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

Quelle quantité maximale de nitrate d'argent peut-on dissoudre dans 1,00 L d'eau à 25,0 °C avant que la solution n'atteigne la température de 0,00 °C ?

Données

$M_{AgNO_3} = 169{,}88\ g/mol$

$\Delta H_{dis} = 22{,}6\ kJ/mol$

$c_{eau} = 4{,}19\ J/g \cdot °C$

$V_{eau} = 1{,}00\ L = 1{,}00 \times 10^3\ mL$

$\Rightarrow m_{eau} = 1{,}00 \times 10^3\ g$

$T_i = 25{,}0\ °C$

$T_f = 0{,}00\ °C$

$m_{AgNO_3} = ?\ g$

Solution

1. *Calculer la variation de température de l'eau.*

$\Delta T = T_f - T_i = 0{,}00\ °C - 25{,}0\ °C = -25{,}0\ °C$

2. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par l'eau.*

$Q_{eau} = mc\Delta T = (1{,}00 \times 10^3\ g) \times 4{,}19\ J/g \cdot °C \times (-25{,}0\ °C)$

$= -1{,}05 \times 10^5\ J = -1{,}05 \times 10^2\ kJ$

3. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par le $AgNO_3$.*

$Q_{AgNO_3} = -Q_{eau} = -(-1{,}05 \times 10^2\ kJ) = 1{,}05 \times 10^2\ kJ$

4. *Calculer le nombre de moles de $AgNO_3$.*

$$\frac{22{,}6\ kJ}{1\ mol} = \frac{1{,}05 \times 10^2\ kJ}{?\ mol}$$

$$n = \frac{(1{,}05 \times 10^2\ kJ) \times 1\ mol}{22{,}6\ kJ} = 4{,}65\ mol$$

5. *Calculer la masse de $AgNO_3$ dissous.*

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = nM$$

$m = 4{,}65\ mol \cdot 169{,}88\ g/mol = 790\ g$

Réponse : On peut dissoudre 790 g de nitrate d'argent avant que la solution ne se solidifie.

6 La réaction suivante est-elle endothermique ou exothermique ? Répondez à l'aide du tableau ci-dessous.

$$Mg(OH)_{2(s)} + 2\ HCl_{(g)} \rightarrow MgCl_{2(s)} + 2\ H_2O_{(l)}$$

Substance	ΔH_f (kJ/mol)	Substance	ΔH_f (kJ/mol)
Dihydroxyde de magnésium ($Mg(OH)_2$)	-924,5	Dichlorure de magnésium ($MgCl_2$)	-641,3
Chlorure d'hydrogène (HCl)	-92,3	Eau (H_2O)	-285,8

Solution

1. *Écrire les équations intermédiaires.*

$Mg_{(s)} + O_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow Mg(OH)_{2(s)} \quad \Delta H_1 = -924{,}5\ kJ$

$\frac{1}{2}H_{2(g)} + \frac{1}{2}Cl_{2(g)} \rightarrow HCl_{(g)} \quad \Delta H_2 = -92{,}3\ kJ$

$Mg_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow MgCl_{2(s)} \quad \Delta H_3 = -641{,}3\ kJ$

$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} \quad \Delta H_4 = -285{,}8\ kJ$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

2. Manipuler les équations.

$-1 \times (Mg_{(s)} + O_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow Mg(OH)_{2(s)} \quad \Delta H_1 = -924{,}5\ kJ)$

$-2 \times \left(\frac{1}{2}H_{2(g)} + \frac{1}{2}Cl_{2(g)} \rightarrow HCl_{(g)} \quad \Delta H_2 = -92{,}3\ kJ\right)$

$Mg_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow MgCl_{2(s)} \quad \Delta H_3 = -641{,}3\ kJ$

$2 \times \left(H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} \quad \Delta H_4 = -285{,}8\ kJ\right)$

3. Additionner les équations.

$Mg(OH)_{2(s)} \rightarrow \cancel{Mg_{(s)}} + \cancel{O_{2(g)}} + \cancel{H_{2(g)}} \quad -\Delta H_1 = 924{,}5\ kJ$

$2\,HCl_{(g)} \rightarrow \cancel{H_{2(g)}} + \cancel{Cl_{2(g)}} \quad -2x\,\Delta H_2 = 184{,}6\ kJ$

$\cancel{Mg_{(s)}} + \cancel{Cl_{2(g)}} \rightarrow MgCl_{2(s)} \quad \Delta H_3 = -641{,}3\ kJ$

$\cancel{2H_{2(g)}} + \cancel{O_{2(g)}} \rightarrow 2\,H_2O_{(l)} \quad 2x\,\Delta H_4 = -571{,}6\ kJ$

$Mg(OH)_{2(s)} + 2\,HCl_{(g)} \rightarrow MgCl_{2(s)} + 2\,H_2O_{(l)}$

4. Calculer la variation d'enthalpie de la réaction globale.

$\Delta H = -\Delta H_1 + -2 \times \Delta H_2 + \Delta H_3 + 2 \times \Delta H_4$

$= 924{,}5\ kJ + 184{,}6\ kJ + -641{,}3\ kJ + -571{,}6\ kJ$

$= -103{,}8\ kJ$

Réponse : Puisque la chaleur de réaction est négative, la réaction est exothermique.

7 Certains phosphates présents dans les eaux proviennent des rejets d'usines d'engrais phosphatés sous forme d'acide phosphorique (H_3PO_4). On peut procéder à la neutralisation de cet acide en utilisant de la chaux ($Ca(OH)_2$), une base forte.

La neutralisation de 100 mL d'une solution inconnue de H_3PO_4 par 300 mL de $Ca(OH)_2$ de concentration 0,755 mol/L fait augmenter la température de l'eau de 5,10 °C. Quelle est alors la concentration de la solution de H_3PO_4, sachant que sa chaleur molaire de neutralisation est de -56,8 kJ/mol ?

Données

$V_{eau} = 100\ mL + 300\ mL = 400\ mL$

$\Rightarrow m_{eau} = 400\ g$

$c_{eau} = 4{,}19\ J/g \cdot °C$

$V_{acide} = 100\ mL = 0{,}100\ L$

$\Delta T = 5{,}10\ °C$

$\Delta H_n = -56{,}8\ kJ/mol$

$C_{acide} = ?\ mol/L$

Solution

1. Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'eau.

$Q_{eau} = mc\Delta T = 400\ g \times 4{,}19\ J/g \cdot °C \times 5{,}10\ °C$

$= 8547{,}6\ J = 8{,}55\ kJ$

2. Calculer la chaleur de neutralisation de l'acide.

$Q_{acide} = -Q_{eau} = -8{,}55\ kJ$

3. Calculer le nombre de moles d'acide neutralisé.

$$\frac{-56{,}8\ kJ}{1\ mol} = \frac{-8{,}55\ kJ}{?\ mol}$$

$$n = \frac{-8{,}55\ kJ \times 1\ mol}{-56{,}8\ kJ} = 0{,}151\ mol$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

4. Calculer la concentration de H_3PO_4.

$$C = \frac{n}{V} = \frac{0{,}151\ \text{mol}}{0{,}100\ \text{L}} = 1{,}51\ \text{mol/L}$$

Réponse : La concentration de l'acide phosphorique est de 1,51 mol/L.

8 On réalise la synthèse d'une certaine quantité d'iodure d'hydrogène (HI) en faisant réagir 3,03 g de dihydrogène (H_2) avec suffisamment de diiode (I_2). La réaction se déroule dans un calorimètre contenant 800 mL d'eau à 80,0 °C. À la fin de la réaction, la température de l'eau est de 56,7 °C.

a) La synthèse de l'iodure d'hydrogène est-elle une réaction endothermique ou exothermique ? Justifiez votre réponse.

Puisque la température de la solution a baissé, la réaction a donc absorbé de l'énergie du milieu environnant. La réaction est donc endothermique.

b) Écrivez de deux manières l'équation thermochimique de la synthèse de HI.

Données

Eau :

$V_1 = 800$ mL

$\Rightarrow m_1 = 800$ g

$c_1 = 4{,}19$ J/g • °C

$T_{i1} = 80{,}0$ °C

$T_{f1} = 56{,}7$ °C

$Q_1 = ?$ kJ

HI :

$M_{HI} = 127{,}91$ g/mol

$M_{H_2} = 2{,}02$ g/mol

$m_{H_2} = 3{,}03$ g

$\Delta H = ?$ kJ/mol

Solution

1. Calculer la quantité de chaleur dégagée par l'eau.

$Q_1 = m_1 c_1 \Delta T_1 = 800\ \text{g} \times 4{,}19\ \text{J/g} \cdot °\text{C} \times (56{,}7\ °\text{C} - 80{,}0\ °\text{C})$

$= -78\ 101{,}6\ \text{J} = -78{,}1\ \text{kJ}$

2. Calculer la quantité de chaleur absorbée par la réaction de synthèse de HI.

$Q_2 = -Q_1 = -(-78{,}1\ \text{kJ}) = 78{,}1\ \text{kJ}$

3. Écrire l'équation balancée.

$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2\ HI_{(g)}$

4. Calculer le nombre de moles de H_2 qui a réagi.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{3{,}03\ \text{g}}{2{,}02\ \text{g/mol}} = 1{,}50\ \text{mol}$$

5. Calculer le nombre de moles de HI qui a été formé.

$$n_{HI} = 2 \times n_{H_2} = 2 \times 1{,}50\ \text{mol} = 3{,}00\ \text{mol}$$

6. Calculer l'énergie absorbée pour la formation d'une mole de HI.

78,1 kJ → 3,00 mol de HI

? kJ → 1 mol de HI

$$\frac{78{,}1\ \text{kJ}}{?\ \text{kJ}} = \frac{3{,}00\ \text{mol}}{1\ \text{mol}} = \frac{78{,}1\ \text{kJ} \times 1\ \text{mol}}{3{,}00\ \text{mol}} = 26{,}0\ \text{kJ}$$

$\Delta H = 26{,}0$ kJ/mol

7. Écrire les équations thermochimiques.

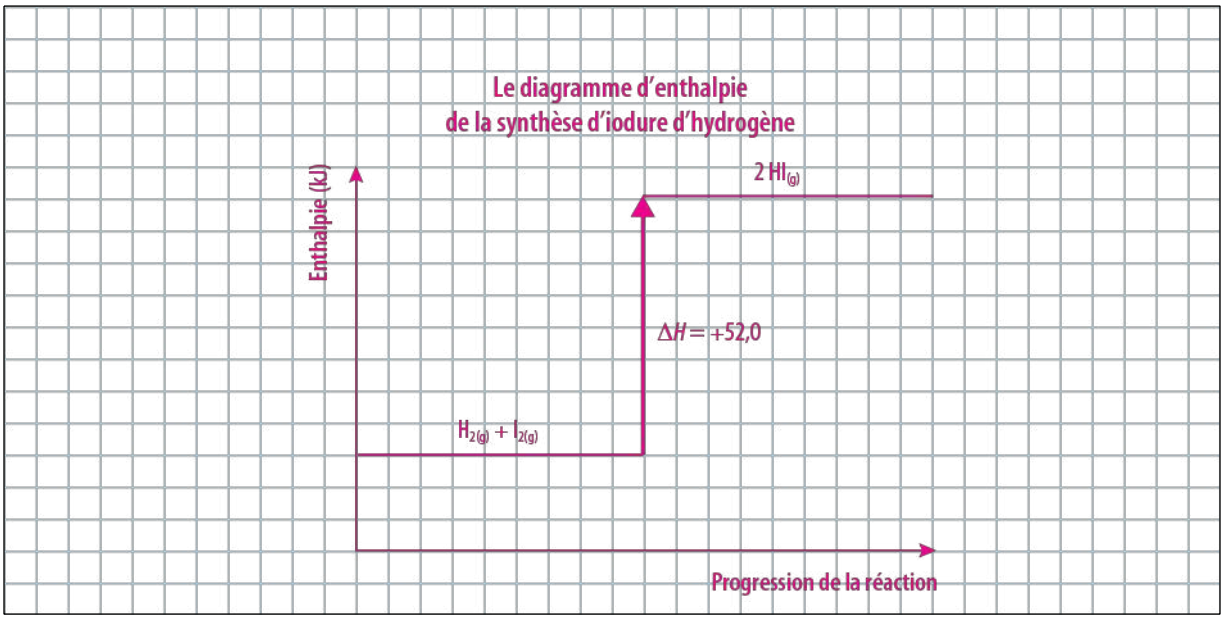
$H_{2(g)} + I_{2(g)} + 52{,}0\ \text{kJ} \rightarrow 2\ HI_{(g)}$

ou

$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2\ HI_{(g)} \qquad \Delta H = +26{,}0$ kJ/mol

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

c) Tracez le diagramme d'enthalpie de la réaction.



9 La formation du dioxyde de soufre (SO_2) à partir du sulfure de dihydrogène (H_2S) se fait selon l'équation non balancée suivante :

$$H_2S_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

La formation de 6,41 g de SO_2 dégage 51,8 kJ de chaleur.

a) À l'aide de l'annexe 9.3, *Les énergies moyennes de liaison*, à la page 461, déterminez l'énergie de la liaison entre l'atome de soufre et l'atome d'oxygène dans la molécule de SO_2.

On considère que les deux liaisons entre S et O sont identiques.

Données

$m_{SO_2} = 6{,}41\,g$

$M_{SO_2} = 64{,}06\,g/mol$

Énergie = $^-51{,}8$ kJ

$E_{H—S} = 344$ kJ/mol

$E_{O=O} = 498$ kJ/mol

$E_{O—H} = 460$ kJ/mol

$E_{SO} = ?$ kJ/mol

Solution

1. Écrire l'équation balancée.

$2\,H_2S_{(g)} + 3\,O_{2(g)} \rightarrow 2\,SO_{2(g)} + 2\,H_2O_{(g)}$

2. Calculer le nombre de moles de SO_2.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{6{,}41\,g}{64{,}06\,g/mol} = 0{,}100\,mol$$

3. Calculer l'énergie dégagée pour deux moles de SO_2.

$^-51{,}8$ kJ → 0,100 mol

? kJ → 2 mol

$$\frac{^-51{,}8\,kJ}{?\,kJ} = \frac{0{,}100\,mol}{2\,mol} = \frac{^-51{,}8\,kJ \times 2\,mol}{0{,}100\,mol} = {}^-1036\,kJ$$

$\Delta H = {}^-1036$ kJ

4. Déterminer les liaisons brisées dans les réactifs à l'aide de la notation de Lewis.

$2\,H_2S$: 4 liaisons H—S et $3\,O_2$: 3 liaisons O=O

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

5. Calculer la variation d'enthalpie du bris des liaisons des réactifs.

$\Delta H_r = 4 \times E_{H-S} + 3\ E_{O=O}$

$= (4\ \text{mol} \times 344\ \text{kJ/mol}) + (3\ \text{mol} \times 498\ \text{kJ/mol}) = 2870\ \text{kJ}$

6. Déterminer les liaisons formées dans les produits à l'aide de la notation de Lewis.

$2\ SO_2$: 4 liaisons S—O inconnues et $2\ H_2O$: 4 liaisons H—O

7. Calculer la variation d'enthalpie de formation des liaisons des produits.

$\Delta H = \Delta H_r + \Delta H_p \quad \Rightarrow \quad \Delta H_p = \Delta H - \Delta H_r$

$\Delta H_p = -1036\ \text{kJ} - 2870\ \text{kJ} = -3906\ \text{kJ}$

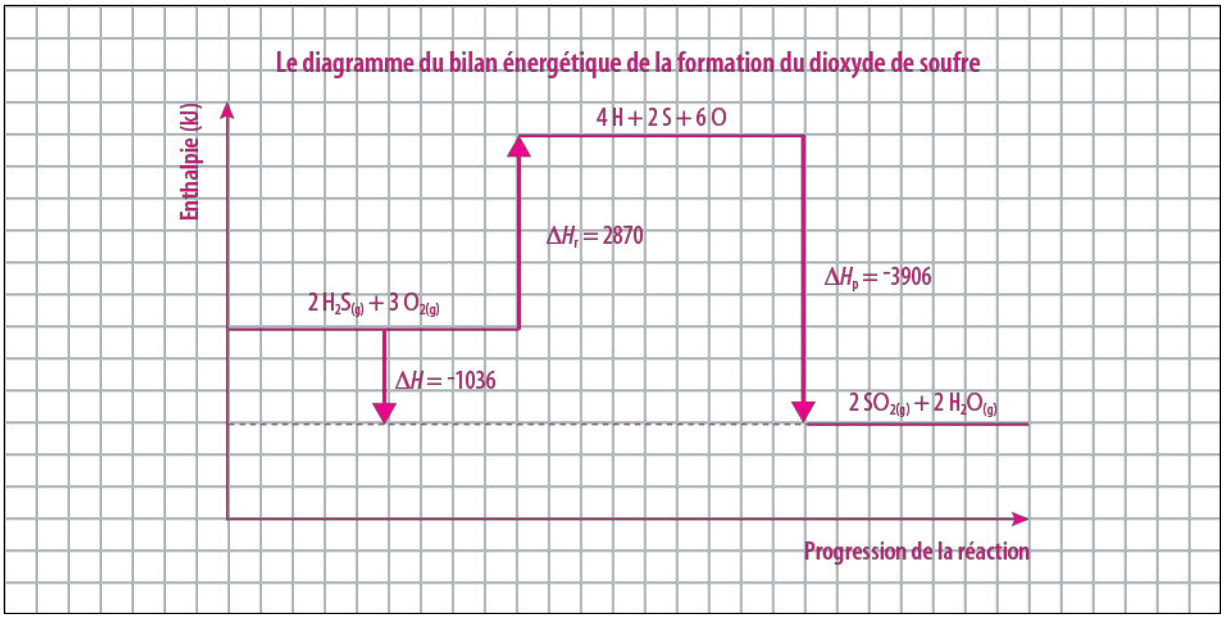
8. Calculer l'énergie de la liaison entre S et O.

$$\Delta H_p = -(4 \times E_{SO} + 4 \times E_{O-H}) \quad \Rightarrow \quad E_{SO} = \frac{-(\Delta H_p + E_{O-H})}{4}$$

$$E_{SO} = \frac{-(-3\,906\ \text{kJ} + 4 \times 460\ \text{kJ})}{4} = 516{,}5\ \text{kJ}$$

Réponse : L'énergie de la liaison entre l'atome de S et l'atome d'oxygène dans la molécule de dioxyde de soufre est de 517 kJ/mol.

b) Tracez le diagramme du bilan énergétique de la formation du dioxyde de soufre.



10 DÉFI Soit la réaction de décomposition du pentoxyde de diazote (N_2O_5), dont l'énergie d'activation est de 200 kJ/mol :

$$2\ N_2O_{5(g)} \rightarrow 4\ NO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

a) Calculez la variation d'enthalpie de cette réaction si, lorsque 150,0 g de réactif se décomposent dans un calorimètre dont la bombe est hermétiquement fermée, les 5,490 L d'eau contenus dans l'appareil passent de 22,00 °C à 12,75 °C. La masse volumique de la solution est égale à celle de l'eau, 1 g/mL.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Données

$M_{N_2O_5} = 108,02$ g/mol

$m_{N_2O_5} = 150,0$ g

$V_{eau} = 5,490$ L = 5490 mL

$\Rightarrow m_{eau} = 5490$ g

$c_{eau} = 4,19$ J/g • °C

$T_i = 22,00$ °C

$T_f = 12,75$ °C

$E_a = 200$ kJ/mol

$\Delta H = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Calculer la variation de température.*

$\Delta T = T_f - T_i = 12,75\ °C - 22,00\ °C = {}^{-}9,250\ °C$

2. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par l'eau.*

$Q_{eau} = m_{eau} c_{eau} \Delta T$

$= 5490\ g \times 4,19\ J/g \cdot °C \times ({}^{-}9,250\ °C)$

$= {}^{-}212\,778,675\ J = {}^{-}2,13 \times 10^2\ kJ$

3. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par la décomposition de N_2O_5.*

$Q = {}^{-}Q_{eau} = -({}^{-}2,13 \times 10^2\ kJ) = 2,13 \times 10^2\ kJ$

4. *Calculer le nombre de moles de N_2O_5.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{150,0\ g}{108,02\ g/mol} = 1,389\ mol$$

5. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction.*

$1\ mol \rightarrow ?\ kJ$

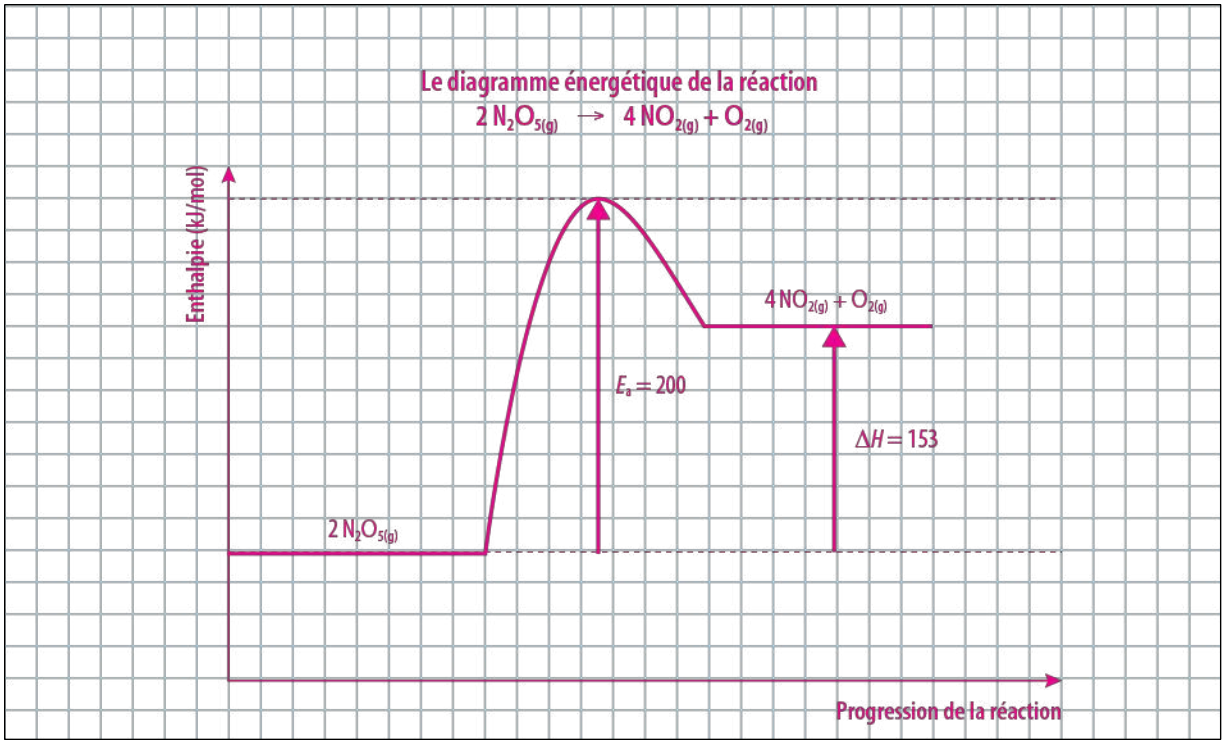
$1,389\ mol \rightarrow 2,13 \times 10^2\ kJ$

$$\frac{2,13 \times 10^2\ kJ}{1,389\ mol} = \frac{?\ kJ}{1\ mol} = \frac{1\ mol \times (2,13 \times 10^2\ kJ)}{1,389\ mol} = 1,53 \times 10^2\ kJ$$

$\Delta H = 153$ kJ/mol

Réponse : La variation d'enthalpie de la réaction est de 153 kJ/mol.

b) Tracez le diagramme énergétique de cette réaction.



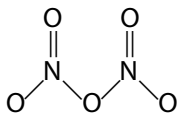
Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

c) Considérant seulement le diagramme énergétique, peut-on dire que cette réaction est réversible ? Justifiez votre réponse.

La réaction est difficilement réversible, car la variation d'enthalpie est grande. Ce n'est toutefois pas absolument impossible, mais l'énergie d'activation pour la réaction endothermique est importante.

d) À l'aide de l'annexe 9.3, *Les énergies moyennes de liaison*, à la page 461, peut-on dire que les deux liaisons entre l'atome d'azote et l'atome d'oxygène dans la molécule de NO_2 sont identiques ?

Note : La molécule de N_2O_5 est représentée par la formule développée suivante :



Données

$\Delta H = 153$ kJ/mol

$E_{N—O} = 201$ kJ/mol

$E_{N=O} = 631$ kJ/mol

$E_{O=O} = 498$ kJ/mol

$E_{NO_2} = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Écrire l'équation thermochimique balancée.*

   $2\ N_2O_{5(g)} + 306\ kJ \rightarrow 4\ NO_{2(g)} + O_{2(g)}$

2. *Déterminer les liaisons brisées dans les réactifs à l'aide de la notation de Lewis.*

   $2\ N_2O_5$: 8 liaisons N—O et 4 liaisons N=O

3. *Calculer la variation d'enthalpie du bris des liaisons des réactifs.*

   $\Delta H_r = (8 \times E_{N—O}) + (4 \times E_{N=O})$

   $= (8\ mol \times 201\ kJ/mol) + (4\ mol \times 631\ kJ/mol) = 4132\ kJ$

4. *Déterminer les liaisons formées dans les produits à l'aide de la notation de Lewis.*

   $4\ NO_2$: 8 liaisons NO inconnues et O_2 : 1 liaison O=O

5. *Calculer la variation d'enthalpie de formation des liaisons des produits.*

   $\Delta H = \Delta H_r + \Delta H_p \Rightarrow \Delta H_p = \Delta H - \Delta H_r$

   $\Delta H_p = 306\ kJ - 4132\ kJ = -3826\ kJ$

6. *Calculer l'énergie de la liaison dans la molécule de NO_2.*

   $$\Delta H_p = 4 \times E_{NO_2} + 1 \times E_{O=O} \Rightarrow E_{NO_2} = \frac{\Delta H_p - E_{O=O}}{4}$$

   $$E_{NO_2} = \frac{-3826\ kJ - 1\ mol \times (-498\ kJ/mol)}{4} = -832\ kJ$$

7. *Calculer l'énergie de la liaison NO.*

   Dans NO_2, il y a 2 liaisons N—O. Si les deux liaisons sont identiques, on aurait :

   $$E_{N-O} = \frac{E_{NO_2}}{2} = \frac{-832\ kJ}{2} = -416\ kJ$$

   L'énergie de la liaison N—O dans la molécule de NO_2 serait de 416 kJ/mol.

   Ceci est peu probable, car cette valeur ne correspond ni à l'énergie de la liaison simple N—O (201 kJ/mol) ni à celle de la liaison double N=O (631 kJ/mol).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

Par contre, on remarque que 832 = 201 + 631.

Donc, dans la molécule de NO_2, on a une liaison simple et une liaison double entre l'azote et l'oxygène.

Réponse : Les deux liaisons entre les atomes de N et de O dans la molécule de NO_2 ne sont pas identiques. Une est simple et l'autre est double.

11 DÉFI Vous fournissez 55,6 kJ d'énergie à 150 g de glace à -13,5 °C placés dans un calorimètre. Cette glace va-t-elle fondre ou non ?

- Capacité thermique massique de la glace (c_{glace}) : 2,05 J/g • °C
- Enthalpie molaire de fusion de la glace (ΔH_f) : 6,02 kJ/mol

Données

$M_{H_2O} = 18,02$ g/mol

$m_{glace} = 150$ g

$c_{glace} = 2,05$ J/g • °C

$T_i = -13,5$ °C

$T_f = 0,00$ °C

$\Delta H_f = 6,02$ kJ/mol

$Q = 55,6$ kJ

Solution

1. *Calculer la quantité de chaleur nécessaire pour faire passer la température de la glace de -13,5 °C à 0,00 °C.*

$Q_1 = m_{glace} c_{glace} \Delta T$

$= 150\text{ g} \times 2,05\text{ J/g} \cdot \text{°C} \times (0,00\text{ °C} - (-13,5\text{ °C}))$

$= 4151,25\text{ J} = 4,15\text{ kJ}$

2. *Calculer le nombre de moles d'eau contenues dans 150 g de glace.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{150\text{ g}}{18,02\text{ g/mol}} = 8,32\text{ mol}$$

3. *Calculer la quantité de chaleur nécessaire pour faire fondre les 150 g de glace à 0 °C.*

1 mol de H_2O → 6,02 kJ

8,32 mol de H_2O → ? kJ

$$\frac{6,02\text{ kJ}}{1\text{ mol}} = \frac{?\text{ kJ}}{8,32\text{ mol}} = \frac{6,02\text{ kJ} \times 8,32\text{ mol}}{1\text{ mol}}$$

$Q_2 = 50,1$ kJ

4. *Calculer la quantité de chaleur totale pour faire fondre les 150 g de glace à -13,5 °C.*

$Q_t = Q_1 + Q_2 = 4,15\text{ kJ} + 50,1\text{ kJ} = 54,3\text{ kJ}$

La quantité de chaleur nécessaire pour faire fondre les 150 g de glace à -13,5 °C est inférieure à la quantité d'énergie fournie par le calorimètre 54,3 kJ (55,6 kJ). Donc, la glace va bien fondre.

Le surplus d'énergie (1,30 kJ) permettra d'élever la température de l'eau au-delà de 0,00 °C (température finale de l'eau = 2,1 °C).

Réponse : Oui, la glace va fondre et devenir liquide.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

MODULE 3

La cinétique chimique



SOMMAIRE

Chapitre 6 Les vitesses de réaction 238
Chapitre 7 Les facteurs qui influent sur la vitesse de réaction 263



CHAPITRE 6

LES VITESSES DE RÉACTION

La vitesse est recherchée par les pilotes d'avion, car c'est elle qui leur permet de faire décoller leur appareil, puis de le maintenir en vol. Bien que les pièces aérodynamiques d'un avion soient conçues de façon à optimiser sa vitesse, c'est une réaction chimique, la combustion du carburant, qui fournit à l'avion l'énergie nécessaire à son accélération lors du décollage. La vitesse de cette réaction chimique est elle aussi déterminante pour permettre à l'avion de quitter le sol.

Dans ce chapitre, nous étudierons ce qu'est la vitesse d'une réaction chimique, comment nous pouvons la mesurer et quels sont les différents moyens de l'exprimer.

SOMMAIRE

Section 1 Comment mesurer la vitesse de réaction ? 239
Section 2 La vitesse générale d'une réaction 247
Section 3 La vitesse moyenne et la vitesse instantanée d'une réaction..... 253

RAPPELS

4.1 La mole 9
5.2 La concentration..... 12
5.4 L'échelle de pH..... 14

COMMENT MESURER LA VITESSE DE RÉACTION ?

SECTION 1

Dans un contexte donné, il peut être important de connaître la vitesse des réactions chimiques, de la mesurer ou encore, de pouvoir la modifier. Par exemple, les questions qui se posent dans les situations suivantes demandent de connaître ou de contrôler la vitesse de réaction.

- De combien de temps dispose-t-on avant que les composantes d'une colle réagissent ensemble pour s'unir et se solidifier définitivement ?
- Comment ralentir l'oxydation des fruits et légumes dans un entrepôt afin d'éviter qu'ils se dégradent trop rapidement (*voir la figure 6.1*) ?
- Quelle distance un avion peut-il parcourir avec un réservoir plein de carburant ?
- Est-ce que la dégradation de l'ozone atmosphérique se fait plus rapidement ou plus lentement que sa régénération ?
- Une réaction effectuée au laboratoire durant le cours de chimie est-elle assez rapide pour se faire à l'intérieur d'une période ?



FIGURE 6.1 Pour ralentir l'oxydation des pommes, les pomiculteurs les conservent dans un entrepôt à atmosphère contrôlée.

L'étude de la vitesse de réaction peut contribuer à résoudre ce type de difficultés et, ainsi, à améliorer la qualité de certains produits de consommation ou à augmenter l'efficacité de procédés industriels.

1.1 La vitesse de réaction

Essentiellement, une réaction chimique se définit comme une transformation de réactifs en produits. À mesure que la réaction se déroule, la quantité de réactifs diminue alors que celle des produits augmente (*voir la figure 6.2*). Cette transformation se fait selon un certain rythme qui peut être lent ou plus rapide. La vitesse de réaction n'est généralement pas constante pour un **système réactionnel** : la réaction est souvent plus rapide dans ses premiers moments et ralentit progressivement par la suite, en raison de la diminution de la concentration des réactifs.

Système réactionnel
Ensemble des réactifs et des produits d'une réaction.

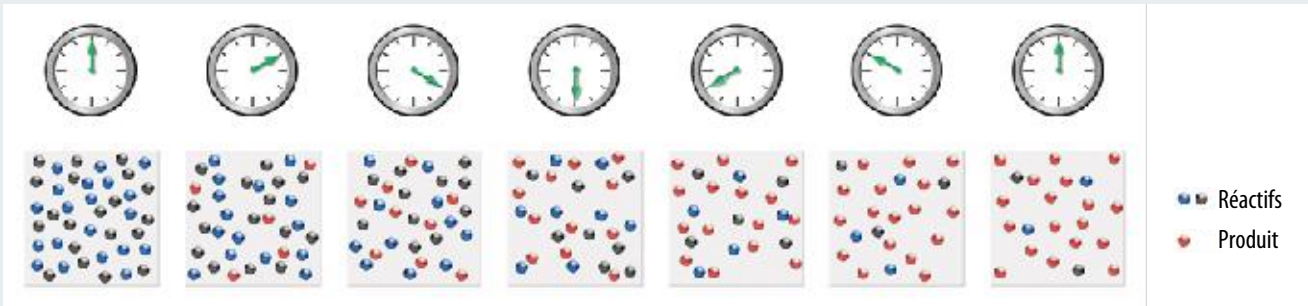


FIGURE 6.2 L'évolution d'une réaction qui transforme des réactifs en un produit à des intervalles de 10 secondes.
Initialement, seules les particules de réactifs sont présentes. À mesure que le temps passe, les particules du produit sont formées.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

La vitesse de réaction est une indication de la quantité de réactifs qui disparaissent pour être transformés en produits pendant une période de temps donnée. On peut l'exprimer en fonction de la disparition des réactifs ou de l'apparition des produits, selon la situation.

La **vitesse de réaction** correspond à la quantité de réactifs transformés en produits par unité de temps.

La vitesse de réaction peut se calculer en mesurant le temps nécessaire à la transformation d'une certaine quantité de réactifs ou encore à la formation des produits.

La vitesse de réaction

$$v_{\text{réactif(s)}} = -\frac{\Delta\text{Quantité de réactif(s)}}{\Delta t}$$

$$v_{\text{produit(s)}} = \frac{\Delta\text{Quantité de produit(s)}}{\Delta t}$$

où $v_{\text{réactif(s)}}$ = vitesse de réaction du ou des réactifs

ΔQuantité de réactif(s) = variation de la quantité de réactif(s)

= $\text{Quantité}_{\text{finale}}$ de réactif(s) – $\text{Quantité}_{\text{initiale}}$ de réactif(s)

$v_{\text{produit(s)}}$ = vitesse de réaction du ou des produits

ΔQuantité de produit(s) = variation de la quantité de produit(s)

= $\text{Quantité}_{\text{finale}}$ de produit(s) – $\text{Quantité}_{\text{initiale}}$ de produit(s)

Δt = variation du temps ($t_f - t_i$)

Par convention, on exprime la vitesse de réaction de manière positive. Cependant, puisque la quantité finale de réactifs est toujours plus petite que leur quantité initiale, la variation de la quantité des réactifs est toujours négative lors d'une réaction. Dans le calcul de la vitesse de réaction, on doit donc ajouter un signe négatif lorsque ce calcul est fait à partir de la transformation des réactifs.

La seconde (s) est souvent utilisée comme unité de temps pour les calculs de vitesse de réaction, mais il est aussi possible d'utiliser d'autres unités telles que les minutes, les heures ou même les années lorsque les réactions se produisent plus lentement.

La mesure de la vitesse de réaction

Comme on l'a vu précédemment, la vitesse d'une réaction peut être calculée à partir des quantités de réactifs transformés ou des produits formés. Afin de pouvoir calculer la vitesse de réaction, ces quantités doivent être mesurées expérimentalement. Différentes méthodes pour mesurer la variation des quantités de réactifs ou de produits peuvent être utilisées selon l'état solide, liquide ou gazeux des substances impliquées (*voir le tableau 6.1, à la page suivante*).

Quelle que soit la méthode de mesure de la vitesse de réaction utilisée, on doit généralement convertir les unités de mesure de la vitesse de réaction de façon à les présenter en moles par seconde (mol/s).

La mole, p. 9

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

TABLEAU 6.1 **Les différentes méthodes de mesure et de calcul de la vitesse de réaction en fonction de l'état physique des réactifs ou des produits**

État physique de la substance	Grandeur physique mesurée	Instrument de mesure	Calcul de la vitesse de réaction	Unité de mesure
Solide	Masse	Balance	$v = \frac{\Delta m}{\Delta t}$	Gramme par seconde (g/s)
Liquide	Masse	Balance	$v = \frac{\Delta m}{\Delta t}$	Gramme par seconde (g/s)
	Volume	Cylindre gradué	$v = \frac{\Delta V}{\Delta t}$	Millilitre ou litre par seconde (mL/s ou L/s)
Gaz	Masse	Balance	$v = \frac{\Delta m}{\Delta t}$	Gramme par seconde (g/s)
	Volume	Burette à gaz	$v = \frac{\Delta V}{\Delta t}$	Millilitre ou litre par seconde (mL/s ou L/s)
	Pression	Manomètre	$v = \frac{\Delta p}{\Delta t}$	Kilopascal par seconde (kPa/s)
	Concentration	Spectrophotomètre	$v = \frac{\Delta c}{\Delta t}$	Mol par litre, par seconde (mol/L • s)
Solution aqueuse	Concentration	Spectrophotomètre ou pH-mètre	$v = \frac{\Delta c}{\Delta t}$	Mol par litre, par seconde (mol/L • s)

1.2 La mesure de la concentration

Il est aisé de déterminer la concentration initiale d'une solution par calcul. Cependant, on ne peut mesurer directement la concentration des particules en cours de réaction. Elle doit être calculée à partir d'autres mesures. Pour ce faire, on peut avoir recours au spectrophotomètre ou au pH-mètre (*voir la figure 6.3*).

La concentration, p. 12

a



- Le spectrophotomètre mesure l'**absorbance** d'un échantillon gazeux ou d'une solution aqueuse pour une certaine longueur d'onde du spectre lumineux.
- Un système de comparaison des absorbances d'échantillons de concentrations connues permet de convertir l'absorbance en concentration.

Absorbance
Capacité d'une substance à absorber la lumière à une longueur d'onde donnée.

b



- Le pH-mètre mesure directement le pH d'une solution aqueuse. Le pH est ensuite converti mathématiquement en concentration d'ions H+ de la solution.

L'échelle de pH, p. 14

FIGURE 6.3 Le spectrophotomètre (a) et le pH-mètre (b).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Le choix d'une méthode de mesure de la vitesse de réaction

Une réaction chimique comporte plusieurs substances qui peuvent être présentes dans des états différents. Nous avons vu qu'il existe différentes méthodes de mesure de la vitesse de réaction (*voir le tableau 6.1, à la page précédente*). Le choix de la méthode appropriée sera guidé par les facteurs suivants :

- la simplicité de la méthode ;
- l'accessibilité aux substances avant, pendant et après la réaction ;
- l'état des substances impliquées (ex. : il est impossible de mesurer l'apparition d'un liquide lorsque la réaction se déroule en milieu aqueux) ;
- la nécessité de mesurer une **vitesse moyenne** pour toute la réaction, ou une **vitesse instantanée** en cours de réaction.

Vitesse moyenne
Vitesse mesurée pour un intervalle de temps donné de la réaction.

Vitesse instantanée
Vitesse mesurée pour un instant précis de la réaction.

L'équation suivante peut servir de point de départ pour illustrer le choix d'une méthode de mesure de calcul de la vitesse de réaction. Elle présente la réaction entre le magnésium (Mg) et l'acide chlorhydrique (HCl) qui forme du dihydrogène (H_2) et du dichlorure de magnésium ($MgCl_2$). L'acide chlorhydrique est habituellement mis en excès dans le système réactionnel :

$$Mg_{(s)} + 2\,HCl_{(aq)} \rightarrow H_{2(g)} + MgCl_{2(aq)}$$

Le tableau 6.2 présente les différentes méthodes possibles pour calculer la vitesse de cette réaction.

TABLEAU 6.2 Le choix d'une méthode de mesure pour calculer la vitesse de la réaction entre le magnésium et l'acide chlorhydrique

Méthode	Degré de difficulté	Commentaire	Justification
En fonction de la variation des réactifs			
$v = -\frac{\Delta m_{Mg}}{\Delta t}$	Facile	Idéale pour calculer la vitesse moyenne de toute la réaction.	• La masse du magnésium est mesurée au début. Elle est nulle à la fin de la réaction. • Méthode difficile à utiliser en cours de réaction, car il faudrait retirer le magnésium du système réactionnel.
$v = -\frac{\Delta [HCl]}{\Delta t}$	Difficile	Méthode rejetée.	• Demanderait l'emploi d'un pH-mètre et, puisque l'acide chlorhydrique est en excès, les variations de concentration de cette substance seraient presque imperceptibles.
En fonction de la variation des produits			
$v = \frac{\Delta [MgCl_2]}{\Delta t}$	Difficile	Méthode rejetée.	• Sel non coloré, difficilement détectable avec un spectrophotomètre.
$v = \frac{\Delta V_{H_2}}{\Delta t}$ ou $v = \frac{\Delta p_{H_2}}{\Delta t}$	Facile	Idéale pour calculer la vitesse instantanée ou moyenne en cours de réaction.	• Le volume de dihydrogène peut être suivi à chaque instant à l'aide d'une burette à gaz. • Sa pression peut être suivie à chaque instant à l'aide d'un manomètre.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Le calcul de la vitesse de la réaction entre le magnésium et l'acide chlorhydrique présentée à la page précédente pourrait être le suivant. Dans l'exemple donné, on a choisi de calculer la vitesse moyenne pour toute la durée de la réaction.

EXEMPLE

On fait réagir une bandelette de magnésium (Mg) d'une masse de 0,10 g dans une solution d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration 1,0 mol/L (en excès). L'équation de la réaction est la suivante :

$$Mg_{(s)} + 2\ HCl_{(aq)} \rightarrow H_{2(g)} + MgCl_{2(aq)}$$

Au bout de 15 min 6 s, la réaction est terminée et tout le magnésium a réagi.

Calculez la vitesse de la réaction. Présentez votre résultat en mol/s.

Données

$m_i = 0{,}10$ g

$m_f = 0$ g

$M = 24{,}31$ g/mol

$\Delta t = 906$ s

$v = ?$ mol/s

Solution

1. *Calculer la vitesse de réaction en g/s.*

$$v = -\frac{\Delta m}{\Delta t} = -\frac{0\,g - 0{,}10\,g}{906\,s} = -\frac{-0{,}10\,g}{906\,s} = 1{,}1 \times 10^{-4}\ g/s$$

2. *Calculer le nombre de moles de Mg transformé en une seconde.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{1{,}1 \times 10^{-4}\,g}{24{,}31\,g/mol} = 4{,}5 \times 10^{-6}\,mol$$

3. *Exprimer la vitesse de réaction en mol/s.*

$v = 4{,}5 \times 10^{-6}$ mol/s

Réponse La valeur de la vitesse de réaction en fonction de la disparition du magnésium est de $4{,}5 \times 10^{-6}$ mol/s.

ZOOM ALFRED NOBEL



FIGURE 6.4 Alfred Nobel (1833-1896) : chimiste suédois

Alfred Nobel est un chimiste et industriel suédois qui a vécu au 19e siècle. Son nom est associé aux célèbres prix Nobel remis chaque année à des personnes qui se sont démarquées dans six domaines d'activité : chimie, physique, médecine, littérature, paix et économie.

On oublie parfois qu'Alfred Nobel est l'inventeur de la dynamite et qu'il a fait fortune en faisant breveter cette invention. Au départ, il dirigeait une entreprise de fabrication de canons et s'intéressait particulièrement aux explosifs. À l'époque, les seuls explosifs utilisés étaient la poudre à canon et la nitroglycérine, deux produits instables et dangereux à utiliser. En 1864, une explosion dans l'usine familiale de préparation de nitroglycérine coûta la vie à plusieurs personnes, parmi lesquelles son frère cadet. Dès lors, il chercha à améliorer la stabilité de cet explosif. En mélangeant la nitroglycérine au kieselguhr, une substance inerte et absorbante composée de restes fossilisés de **diatomées**, il obtint un explosif dont la manipulation était beaucoup moins risquée. Ce mélange est devenu la dynamite.

Diatomée
Algue microscopique.

En 1888, un journal annonça par erreur la mort d'Alfred Nobel, alors qu'il s'agissait plutôt de la mort de son frère Ludvig. L'information avait pour titre : *Le marchand de la mort est mort*. Cet article fit réfléchir Nobel et l'amena à léguer la plus grosse part de sa fortune pour la création des prix Nobel.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

SECTION 1 EXERCICES

1. Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) La vitesse de réaction se définit toujours comme la quantité de produits formés par unité de temps.	☐	☑
b) La vitesse de réaction est toujours exprimée de façon positive.	☑	☐
c) Lors d'une réaction chimique, la quantité de produits augmente alors que celle des réactifs diminue.	☑	☐
d) Afin de calculer la vitesse d'une réaction chimique, on peut mesurer la variation de la quantité de n'importe quelle substance impliquée, quel que soit son état.	☐	☑
e) La vitesse de réaction s'exprime uniquement en mole par seconde (mol/s).	☐	☑

Justification : *a)* La vitesse de réaction peut aussi se définir par la quantité de réactifs transformés par unité de temps.

d) Selon le système réactionnel, il est plus simple de mesurer la variation de la quantité de certaines substances. Il est parfois difficile, voire impossible de mesurer la variation de la quantité de certaines autres substances.

e) Il existe plusieurs autres unités de mesure pour exprimer la vitesse de réaction. Ex. : g/s, L/s, kPa/s, mol/L • s. D'autres unités de temps peuvent aussi être utilisées.

2. Associez chaque instrument de mesure à l'unité de mesure de vitesse qui lui correspond.

a) Cylindre gradué	**II)** mL/s
b) Spectrophotomètre	**III)** mol/L • s
c) pH-mètre	**IV)** kPa/s
d) Balance	**I)** g/s
e) Burette à gaz	**II)** mL/s
f) Manomètre	**IV)** kPa/s

3. Soit la réaction suivante :

$$C_6H_{14(l)} + \frac{19}{2} O_{2(g)} \rightarrow 6\,CO_{2(g)} + 7\,H_2O_{(g)}$$

Écrivez l'équation mathématique qui permet de calculer la vitesse de la réaction en fonction de la substance indiquée. (Plusieurs réponses sont possibles pour certaines substances.)

a) Vitesse en fonction de C_6H_{14} : $v = -\frac{\Delta m}{\Delta t}$ ou $v = -\frac{\Delta V}{\Delta t}$

b) Vitesse en fonction de O_2 : $v = -\frac{\Delta p}{\Delta t}$ ou $v = -\frac{\Delta V}{\Delta t}$ ou $v = -\frac{\Delta m}{\Delta t}$ ou $v = -\frac{\Delta [O_2]}{\Delta t}$

c) Vitesse en fonction de CO_2 : $v = \frac{\Delta p}{\Delta t}$ ou $v = \frac{\Delta V}{\Delta t}$ ou $v = \frac{\Delta m}{\Delta t}$ ou $v = \frac{\Delta [CO_2]}{\Delta t}$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

4. Pour chacune des réactions hypothétiques suivantes, indiquez quelle serait la meilleure méthode pour mesurer la vitesse de réaction.

Votre réponse doit préciser quelle est la substance dont la variation de quantité serait mesurée ainsi que l'instrument utilisé pour le faire. Indiquez aussi pourquoi vous écartez les autres substances du calcul de la vitesse.

a) $A_{(aq)} + B_{(aq)} \rightarrow 2C_{(aq)} + D_{(g)}$

Le plus simple serait de mesurer la variation de la quantité de la substance D. On peut suivre la variation de la pression avec un manomètre, ou la variation du volume de gaz dégagé avec une burette à gaz. Puisque les trois autres substances sont en solution aqueuse et que rien n'indique que l'une ou l'autre des trois est colorée, il sera difficile de mesurer la variation de leur concentration.

b) $W_{(s)} + 2X_{(aq)} \rightarrow Y_{(aq)} + 4Z_{(l)}$

Le plus simple serait de mesurer la variation de la quantité de la substance W. Il s'agit de mesurer la masse initiale avec une balance et d'attendre que la réaction soit complète pour obtenir la variation de la masse. Les variations des concentrations des substances X ou Y seront difficiles à mesurer si celles-ci ne sont pas colorées. Pour ce qui est de la variation de quantité de la substance Z, elle est impossible à mesurer puisqu'il s'agit d'un liquide et que le système réactionnel est déjà une solution aqueuse.

5. On fait réagir du dibrome (Br_2) avec de l'acide formique (HCO_2H). La réaction produit de l'acide bromhydrique (HBr) et du dioxyde de carbone (CO_2). L'équation suivante présente la réaction :

$$Br_{2(aq)} + HCO_2H_{(aq)} \rightarrow 2\,HBr_{(aq)} + CO_{2(g)}$$

Le système réactionnel est placé sous une cloche de verre reliée à un manomètre. La pression mesurée passe de 102,5 kPa à 122,8 kPa en 87 secondes. Calculez la vitesse de réaction en kPa/s en fonction de la formation du dioxyde de carbone.

Données	**Solution**
$p_i = 102{,}5$ kPa $p_f = 122{,}8$ kPa $\Delta t = 87$ s $v = ?$ kPa/s	*Calculer la vitesse de réaction en kPa/s. (La variation de pression est entièrement attribuable à l'apparition du CO_2.)* $v = \frac{\Delta p}{\Delta t} = \frac{122{,}8\,\text{kPa} - 102{,}5\,\text{kPa}}{87\,\text{s}} = \frac{20{,}3\,\text{kPa}}{87\,\text{s}} = 0{,}23$ kPa/s
Réponse : La valeur de la vitesse de réaction en fonction de la formation du dioxyde de carbone est de 0,23 kPa/s.	

6. Dans un four, on fait réagir 25,00 g de fer (Fe) réduit en poudre en présence de dioxygène (O_2) pour produire du trioxyde de difer (Fe_2O_3). L'équation de la réaction est la suivante :

$$4\,Fe_{(s)} + 3\,O_{2(g)} \rightarrow 2\,Fe_2O_{3(s)}$$

Après 60 minutes, le Fe et le Fe_2O_3 sont séparés. On mesure une masse de 6,41 g de Fe_2O_3.

Calculez la vitesse de la réaction. Présentez votre résultat en mol/min.

Données	Solution
$\Delta m = 6{,}41$ g $\Delta t = 60$ min $M = 159{,}7$ g/mol $v = ?$ mol/min	*1. Calculer la vitesse de réaction de Fe_2O_3 en g/min.* $v = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{6{,}41\,\text{g}}{60\,\text{min}} = 0{,}11$ g/min *2. Calculer le nombre de mole de Fe_2O_3 formé en une minute.* $M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}11\,\text{g}}{159{,}7\,\text{g/mol}} = 6{,}9 \times 10^{-4}$ mol *3. Exprimer la vitesse de réaction en mol/min.* $v = 6{,}9 \times 10^{-4}$ mol/min
Réponse : La valeur de la vitesse de réaction est de $6{,}9 \times 10^{-4}$ mol/min en fonction de la formation de trioxyde de difer.	

7. Après avoir procédé à la neutralisation complète de l'acide phosphorique (H_3PO_4) par le dihydroxyde de magnésium ($Mg(OH)_2$), on a pu établir que la concentration du diphosphate de trimagnésium ($Mg_3(PO_4)_2$) avait atteint 0,22 mol/L. Voici l'équation de la réaction :

$$2\ H_3PO_{4(aq)} + 3\ Mg(OH)_{2(aq)} \rightarrow Mg_3(PO_4)_{2(aq)} + 6\ H_2O_{(l)}$$

a) Calculez la vitesse de formation du $Mg_3(PO_4)_2$, sachant que la réaction a duré 16 secondes.

Données	Solution
$\Delta [Mg_3(PO_4)_2] = 0{,}22$ mol/L $\Delta t = 16$ s $v = ?$ mol/L • s	*Calculer la vitesse de formation de $Mg_3(PO_4)_2$.* $v = \frac{\Delta [Mg_3(PO_4)_2]}{\Delta t} = \frac{0{,}22\,\text{mol/L}}{16\,\text{s}} = 0{,}014$ mol/L • s
Réponse : La valeur de la vitesse de formation de $Mg_3(PO_4)_2$ est de 0,014 mol/L • s.	

b) Sachant que la neutralisation est complète, calculez les concentrations initiales de H_3PO_4 et de $Mg(OH)_2$.

Données	Solution
$[Mg_3(PO_4)_2] = 0{,}22$ mol/L $[H_3PO_4] = ?$ mol/L $[Mg(OH)_2] = ?$ mol/L	*1. Calculer la concentration initiale de H_3PO_4.* 2 mol H_3PO_4 → 1 mol $Mg_3(PO_4)_2$? mol/L H_3PO_4 → 0,22 mol/L $Mg_3(PO_4)_2$ $[H_3PO_4] = \frac{0{,}22\,\text{mol/L de } Mg_3(PO_4)_2 \times 2\,\text{mol de } H_3PO_4}{1\,\text{mol de } Mg_3(PO_4)_2}$ $= 0{,}44$ mol/L *2. Calculer la concentration initiale de $Mg(OH)_2$.* 3 mol $Mg(OH)_2$ → 1 mol $Mg_3(PO_4)_2$? mol/L $Mg(OH)_2$ → 0,22 mol/L $Mg_3(PO_4)_2$ $[Mg(OH)_2] = \frac{0{,}22\,\text{mol/L de } Mg_3(PO_4)_2 \times 3\,\text{mol de } Mg(OH)_2}{1\,\text{mol de } Mg_3(PO_4)_2}$ $= 0{,}66$ mol/L
Réponse : La valeur des concentrations initiales est de 0,44 mol/L pour H_3PO_4 et de 0,66 mol/L pour $Mg(OH)_2$.	

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

LA VITESSE GÉNÉRALE D'UNE RÉACTION

SECTION 2

Dans la section 1, on a vu que la vitesse de réaction pour les différents réactifs ou pour les produits est équivalente pour une même réaction, mais pas nécessairement exprimée de la même façon. La vitesse générale de réaction est une façon d'exprimer la vitesse d'une réaction chimique à l'aide d'une valeur unique qui s'applique indifféremment à toutes les substances participant à la réaction.

À QUOI ÇA SERT ? *PRESTO !*

L'autocuiseur a été inventé en 1679 par Denis Papin (1647-1712), un inventeur et physicien français. Cet appareil, qu'il appelle *digesteur* (*voir la figure 6.5 a*), a été utilisé par des scientifiques ; il a contribué à plusieurs observations, découvertes et inventions. On s'en sert toujours au laboratoire ou dans l'industrie comme instrument de stérilisation, sous le nom d'autoclave (*voir* L'autoclave, *à la page 321*). L'autocuiseur a également remporté un grand succès dans les cuisines du monde entier, notamment au Québec où il a été commercialisé sous le nom de Presto^MC (*voir la figure 6.5 b*).

Son succès en cuisine est dû au fait qu'il permet de cuire les aliments plus vite que si on les fait simplement bouillir dans l'eau. Pourtant, l'autocuiseur effectue lui aussi une cuisson à l'eau, mais l'eau qui y est contenue peut atteindre des températures plus élevées que 100 °C, le point d'ébullition habituel de l'eau. Ceci est rendu possible grâce au couvercle qui ferme hermétiquement l'autocuiseur, dans lequel on n'a versé qu'une petite quantité d'eau. Lorsque l'autocuiseur est chauffé, l'eau se met à bouillir rapidement et l'accumulation de la vapeur emprisonnée entraîne une augmentation de la pression. Puisque le point d'ébullition de l'eau augmente à mesure que la pression augmente, la température peut alors dépasser 100 °C, et atteindre un maximum de 118 °C. Ces températures élevées permettent d'accélérer la cuisson des aliments. Lorsqu'elle atteint 180 kPa, la pression de la vapeur d'eau actionne une soupape qui permet son évacuation progressive afin d'éviter l'explosion de l'autocuiseur. Grâce à cet appareil, les carottes ou les pommes de terre, qui sont des aliments plutôt longs à cuire, peuvent être cuites en quelques minutes. Ainsi, les enfants, petits ou grands, peuvent avoir leur repas servi *subito presto !*

a



b



FIGURE 6.5 Le digesteur, l'ancêtre de l'autocuiseur (a). Un autocuiseur moderne (b).

2.1 Des expressions différentes de la vitesse de réaction

L'exemple de la décomposition du pentaoxyde de diazote (N_2O_5) en dioxyde d'azote (NO_2) et en dioxygène (O_2) montre que la vitesse de réaction peut s'exprimer différemment pour des substances d'une même réaction.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

La figure 6.6 présente la variation des concentrations des deux produits de cette réaction pendant les 100 premières secondes de la réaction.

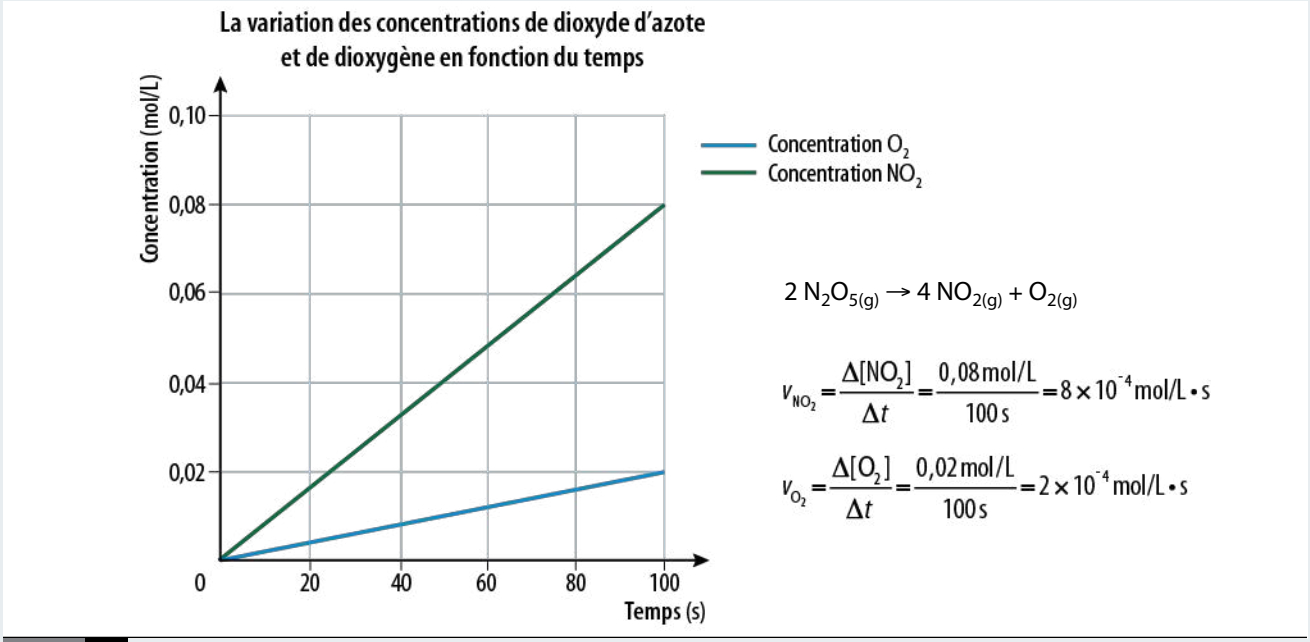


FIGURE 6.6 L'augmentation de la concentration du dioxyde d'azote (NO_2) est plus rapide que celle du dioxygène (O_2). À partir de ce diagramme, on peut calculer la vitesse de réaction de chacun des deux produits.

Dans cette réaction, on obtient des vitesses de formation différentes pour le dioxyde d'azote et le dioxygène. On constate que la vitesse de formation du dioxyde d'azote est quatre fois plus grande que celle du dioxygène. Or, selon la stœchiométrie de l'équation, cette réaction produit quatre molécules de dioxyde d'azote pour chaque molécule de dioxygène produite. En conséquence, la vitesse de formation du dioxyde d'azote est plus élevée que celle du dioxygène précisément d'un facteur 4. Il est important de noter que ce type de comparaison entre les vitesses n'est possible qu'avec des vitesses exprimées en mol/unité de temps, ou en mol/L • unité de temps.

2.2 La vitesse générale d'une réaction

Le fait d'avoir plusieurs expressions et plusieurs valeurs possibles pour la vitesse d'une même réaction n'est pas toujours pratique. Cela oblige notamment à préciser à quelle substance correspond la vitesse indiquée.

La vitesse générale de réaction permet de ramener la vitesse d'une réaction à une seule valeur qui tient compte des coefficients stœchiométriques des diverses substances impliquées dans la réaction.

La **vitesse générale de réaction** est l'expression unique de la vitesse d'une réaction qui tient compte des coefficients stœchiométriques de chaque substance.

Les coefficients stœchiométriques sont donc considérés lors du calcul de la vitesse générale de réaction, comme démontré dans l'encadré suivant.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Le calcul de la vitesse générale de réaction

À partir de la réaction hypothétique suivante : $a\ A + b\ B \rightarrow c\ C + d\ D$

La vitesse générale de réaction se calcule de la façon suivante :

$$v_g = \frac{v_A}{a} = \frac{v_B}{b} = \frac{v_C}{c} = \frac{v_D}{d}$$

où

v_g = vitesse générale de la réaction, exprimée en mol/s ou en mol/L • s

v_A, v_B, v_C et v_D = vitesses de réaction des différentes substances participant à la réaction, exprimées en mol/s ou en mol/L • s

a, b, c et d = coefficients stœchiométriques de chacune de ces substances

L'exemple de calcul suivant reprend la réaction vue précédemment.

EXEMPLE

Lors de la décomposition du pentaoxyde de diazote (N_2O_5), on a recueilli 22,08 g de dioxyde d'azote (NO_2) et 3,84 g de dioxygène (O_2) pendant les 120 premières secondes de la réaction. L'équation de la réaction est la suivante :

$$2\,N_2O_{5(g)} \rightarrow 4\,NO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

Calculez la vitesse générale de la réaction.

Données

$m_i = 0$ g

$m_f = 22{,}08$ g

$\Delta t = 120$ s

$M = 46{,}01$ g/mol

$v_g = ?$ mol/s

Solution

1. *Calculer la vitesse de réaction selon le NO_2 produit.*

$$v = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{22{,}08\,g - 0\,g}{120\,s} = \frac{22{,}08\,g}{120\,s} = 0{,}184\,g/s$$

2. *Exprimer la vitesse en mol/s.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}184\,g}{46{,}01\,g/mol} = 4{,}00 \times 10^{-3}\,mol$$

$$v = 4{,}00 \times 10^{-3}\,mol/s$$

3. *Calculer la vitesse générale de la réaction.*

$$v_g = \frac{v_{NO_2}}{4} = \frac{4{,}00 \times 10^{-3}\,mol/s}{4} = 1{,}00 \times 10^{-3}\,mol/s$$

Réponse La valeur de la vitesse générale de la réaction est de $1{,}00 \times 10^{-3}$ mol/s.

Il est à noter qu'on obtiendrait la même valeur pour la vitesse générale de réaction en la calculant à partir de la masse de dioxygène formé. La vitesse générale de la réaction étant connue, on peut ensuite calculer la vitesse de réaction pour une autre substance de la réaction.

EXEMPLE

À partir des données du même problème, calculez la vitesse de transformation du N_2O_5.

Données

$v_g = 1{,}00 \times 10^{-3}$ mol/s

$v_{N_2O_5} = ?$ mol/s

Solution

Calculer la vitesse de réaction selon le N_2O_5 transformé.

$$v_g = \frac{v_{N_2O_5}}{2} \Rightarrow v_{N_2O_5} = 2 \times v_g = 2 \cdot (1{,}00 \times 10^{-3}\,mol/s)$$

$$= 2{,}00 \times 10^{-3}\,mol/s$$

Réponse La valeur de la vitesse de transformation de N_2O_5 est de $2{,}00 \times 10^{-3}$ mol/s.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

SECTION 2 EXERCICES

1. Pour chacun des énoncés suivants, indiquez s'il s'applique à la vitesse de réaction, à la vitesse générale de réaction ou à aucune des deux. (Certains énoncés pourraient s'appliquer aux deux types de vitesse.)

Énoncé	Vitesse de réaction	Vitesse générale de réaction	Aucune
Peut s'exprimer en g/s.	✓		
Peut s'exprimer en mol/s.	✓	✓	
Peut s'exprimer de façon négative.			✓
Est identique pour les réactifs et les produits.		✓	
S'exprime toujours en mol/s ou mol/L • s.		✓	
Est toujours positive.	✓	✓	
Peut prendre différentes valeurs pour une même réaction.	✓		
Peut s'exprimer en mol/min.	✓	✓	
Peut s'exprimer en kPa/s.	✓		
Tient compte des coefficients stœchiométriques.		✓	

2. Le dihydrogène (H_2) réagit avec le diiode (I_2) pour former de l'iodure d'hydrogène (HI) selon l'équation suivante :

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2\ HI_{(g)}$$

Lors d'une expérience, Marina a mesuré que la concentration de l'iodure d'hydrogène est passée de 0 mol/L à 0,087 mol/L en 3,0 minutes de réaction. Calculez la vitesse générale de la réaction.

Données

$[HI]_i = 0$ mol/L

$[HI]_f = 0{,}87$ mol/L

$\Delta t = 3{,}0$ min

$v_g = ?$ mol/L • min

Solution

1. Calculer la vitesse de formation du HI.

$$v = \frac{\Delta[HI]}{\Delta t} = \frac{0{,}087\,\text{mol/L} - 0\,\text{mol/L}}{3{,}0\,\text{min}}$$

$$= \frac{0{,}087\,\text{mol/L}}{3{,}0\,\text{min}} = 0{,}029\ \text{mol/L} \cdot \text{min}$$

2. Calculer la vitesse générale de la réaction.

$$v_g = \frac{v_{HI}}{2} = \frac{0{,}029\ \text{mol/L} \cdot \text{min}}{2} = 0{,}015\ \text{mol/L} \cdot \text{min}$$

Réponse : La valeur de la vitesse générale de la réaction est de 0,015 mol/L • min. (Accepter aussi $2{,}4 \times 10^{-4}$ mol/L • s.)

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

3. Lors de la réaction chimique suivante, la concentration de bromure de sodium (NaBr) est passée de 1,75 mol/L à 1,15 mol/L entre la 200e et la 850e seconde de la réaction.

$$2\ NaBr_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2\ NaCl_{(s)} + Br_{2(l)}$$

Calculez la vitesse générale de la réaction entre la 200e et la 850e seconde.

Données

$[NaBr]_i = 1{,}75$ mol/L

$[NaBr]_f = 1{,}15$ mol/L

$t_i = 200$ s

$t_f = 850$ s

$v_g = ?$ mol/L • s

Solution

1. Calculer la vitesse de transformation du NaBr.

$$v = -\frac{\Delta[NaBr]}{\Delta t} = -\frac{1{,}15\ mol/L - 1{,}75\ mol/L}{850\ s - 200\ s}$$

$$= -\frac{-0{,}60\ mol/L}{650\ s} = 9{,}2 \times 10^{-4}\ mol/L \cdot s$$

2. Calculer la vitesse générale de la réaction.

$$v_g = \frac{v_{NaBr}}{2} = \frac{9{,}2 \times 10^{-4}\ mol/L \cdot s}{2}$$

$$= 4{,}6 \times 10^{-4}\ mol/L \cdot s$$

Réponse : La valeur de la vitesse générale de la réaction est de $4{,}6 \times 10^{-4}$ mol/L • s.

4. Lors de l'oxydation de l'aluminium (Al) par le dioxygène (O_2), on a mesuré que 2,87 g d'aluminium ont réagi en 18 minutes. Voici l'équation de la réaction :

$$4\ Al_{(s)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ Al_2O_{3(s)}$$

a) Calculez la vitesse générale de la réaction.

Données

$\Delta m = -2{,}87$ g

$\Delta t = 18$ min

$M = 26{,}98$ g/mol

$v_g = ?$ mol/min

Solution

1. Calculer la vitesse de transformation de Al.

$$v = -\frac{\Delta m}{\Delta t} = -\frac{-2{,}87\ g}{18\ min} = 0{,}16\ g/min$$

2. Exprimer la vitesse en mol/min.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}16\ g}{26{,}98\ g/mol} = 5{,}9 \times 10^{-3}\ mol$$

$v = 5{,}9 \times 10^{-3}$ mol/min

3. Calculer la vitesse générale de la réaction.

$$v_g = \frac{v_{Al}}{4} = \frac{5{,}9 \times 10^{-3}\ mol/min}{4} = 1{,}5 \times 10^{-3}\ mol/min$$

Réponse : La valeur de la vitesse générale de la réaction est de $1{,}5 \times 10^{-3}$ mol/min.

b) Calculez la vitesse de formation du trioxyde de dialuminium (Al_2O_3) pour cette même réaction.

Données

$v_g = 1{,}5 \times 10^{-3}$ mol/min

$v_{Al_2O_3} = ?$ mol/min

Solution

Calculer la vitesse de formation du Al_2O_3.

$$v_g = \frac{v_{Al_2O_3}}{2} \Rightarrow v_{Al_2O_3} = 2 \cdot v_g$$

$$v_{Al_2O_3} = 2 \cdot (1{,}5 \times 10^{-3}\ mol/min) = 3{,}0 \times 10^{-3}\ mol/min$$

Réponse : La valeur de la vitesse de formation de Al_2O_3 est de $3{,}0 \times 10^{-3}$ mol/min.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

5. Lors d'une expérience au laboratoire, Saïd fait réagir 20,00 g de trisulfate de dialuminium ($Al_2(SO_4)_3$) avec une solution de phosphate de trisodium (Na_3PO_4). La réaction se déroule selon l'équation suivante :

$$2\ Na_3PO_{4(aq)} + Al_2(SO_4)_{3(s)} \rightarrow 2\ AlPO_{4(s)} + 3\ Na_2SO_{4(aq)}$$

Après 25 minutes, le trisulfate de dialuminium a complètement réagi et un précipité de phosphate d'aluminium ($AlPO_4$) s'est formé. La masse de ce précipité est de 12,51 g.

Calculez la vitesse générale de la réaction à partir de la masse de trisulfate de dialuminium qui a réagi, ainsi qu'à partir de la masse de phosphate d'aluminium recueillie. Comparez ces deux vitesses et commentez les résultats obtenus par Saïd.

Données

À partir de $Al_2(SO_4)_3$:

$m_i = 20{,}00$ g

$m_f = 0$ g

$M = 342{,}17$ g/mol

$\Delta t = 25$ min

$v_g = ?$ mol/min

À partir de $AlPO_4$:

$m_i = 0$ g

$m_f = 12{,}51$ g

$M = 121{,}95$ g/mol

$\Delta t = 25$ min

$v_g = ?$ mol/min

Solution

1. *Calculer la vitesse de réaction du $Al_2(SO_4)_3$.*

$$v = -\frac{\Delta m}{\Delta t} = -\frac{0\,g - 20{,}00\,g}{25\,min} = -\frac{-20{,}00\,g}{25\,min} = 0{,}80\ g/min$$

2. *Exprimer la vitesse en mol/min.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}80\ g}{342{,}14\ g/mol} = 2{,}3 \times 10^{-3}\ mol$$

$$v = 2{,}3 \times 10^{-3}\ mol/min$$

3. *Calculer la vitesse générale de la réaction.*

$$v_g = \frac{v_{Al_2(SO_4)_3}}{1} = \frac{2{,}3 \times 10^{-3}\ mol/min}{1} = 2{,}3 \times 10^{-3}\ mol/min$$

4. *Calculer la vitesse de formation du $AlPO_4$.*

$$v = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{12{,}51\,g - 0\,g}{25\,min} = \frac{12{,}51\,g}{25\,min} = 0{,}50\ g/min$$

5. *Exprimer la vitesse en mol/min.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}50\ g}{121{,}95\ g/mol} = 4{,}1 \times 10^{-3}\ mol$$

$$v = 4{,}100 \times 10^{-3}\ mol/min$$

6. *Calculer la vitesse générale de la réaction.*

$$v_g = \frac{v_{AlPO_4}}{2} = \frac{4{,}1 \times 10^{-3}\ mol/min}{2} = 2{,}1 \times 10^{-3}\ mol/min$$

Réponse : La valeur de la vitesse générale de la réaction obtenue à partir de $Al_2(SO_4)_3$ est de $2{,}3 \times 10^{-3}$ mol/min. La valeur de la vitesse générale de réaction obtenue à partir du $AlPO_4$ est de $2{,}1 \times 10^{-3}$ mol/min.

Les deux valeurs de vitesse générale calculées pour cette réaction sont légèrement différentes. Cette différence est probablement attribuable au fait que tout le précipité de $AlPO_4$ n'a pas été recueilli.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

LA VITESSE MOYENNE ET LA VITESSE INSTANTANÉE D'UNE RÉACTION

SECTION 3

Lorsque la vitesse d'une réaction chimique est représentée graphiquement, on constate habituellement que la vitesse n'est pas constante pendant toute la durée de la réaction. Puisque la concentration des réactifs est plus élevée dans les premiers instants de la réaction, la vitesse est généralement plus grande au début, puis elle diminue progressivement à mesure que les réactifs s'épuisent (*voir la figure 6.7*).

Puisque la vitesse d'une réaction n'est pas constante, il peut être utile de la connaître à différents moments de la réaction. Il existe deux façons de calculer la vitesse d'une réaction à partir du graphique de la vitesse : on peut calculer la vitesse moyenne d'une réaction et la vitesse instantanée à un moment précis.

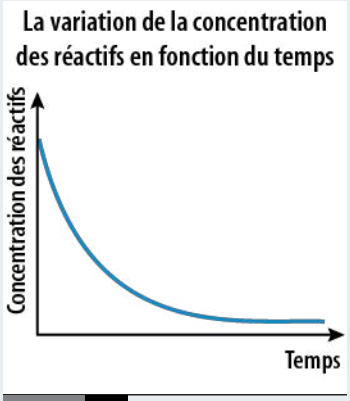


FIGURE 6.7 Les réactifs disparaissent plus rapidement au début de la réaction. La réaction ralentit progressivement à mesure que les réactifs s'épuisent.

3.1 La vitesse moyenne d'une réaction

La **vitesse moyenne d'une réaction** est la variation de la quantité d'un réactif ou d'un produit en fonction d'un intervalle de temps donné.

Le calcul de la vitesse moyenne d'une réaction permet de connaître la vitesse entre deux moments de la réaction. Il peut s'agir de :

- la vitesse moyenne entre le début et la fin de la réaction ;
- de la vitesse moyenne entre deux moments précis au cours de la réaction.

On détermine graphiquement la vitesse moyenne d'une réaction à partir du graphique de variation de la quantité d'un réactif ou d'un produit de cette réaction. La vitesse moyenne se calcule en trouvant le taux de variation (ou pente) de la sécante tracée à partir de deux points pris sur la courbe de ce graphique (*voir la figure 6.8*).

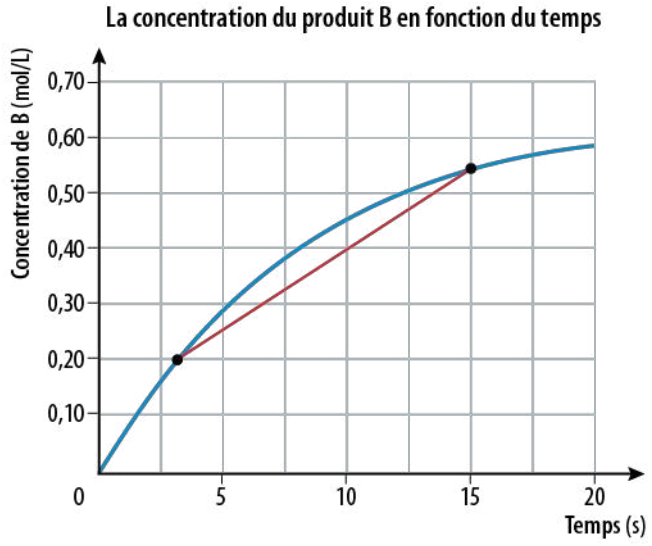


FIGURE 6.8 La vitesse moyenne entre la 3e et la 15e seconde correspond au taux de variation de la sécante qui relie ces deux points.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

L'exemple suivant montre comment calculer la vitesse moyenne à partir de la sécante de la figure 6.8, à la page précédente.

EXEMPLE

Calculez la vitesse moyenne de réaction de la concentration du produit B entre la 3e et la 15e seconde.

Données

[B] au temps 3 s = 0,20 mol/L

[B] au temps 15 s = 0,54 mol/L

$t_1 = 3$ s

$t_2 = 15$ s

$v = ?$ mol/L • s

Solution

Calculer la vitesse moyenne de la réaction en trouvant le taux de variation de la sécante.

$$v = \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{0{,}54\ \text{mol/L} - 0{,}20\ \text{mol/L}}{15\ \text{s} - 3\ \text{s}}$$

$$= \frac{0{,}34\ \text{mol/L}}{12\ \text{s}} = 0{,}028\ \text{mol/L} \cdot \text{s}$$

Réponse La vitesse moyenne de la réaction de la concentration du produit B pour cet intervalle de temps est de 0,028 mol/L • s.

3.2 La vitesse instantanée d'une réaction

La **vitesse instantanée d'une réaction** est la vitesse à un moment précis de la réaction.

On détermine graphiquement la vitesse instantanée d'une réaction à partir du diagramme de variation de la quantité d'un réactif ou d'un produit de cette réaction. La vitesse instantanée se calcule en trouvant le taux de variation (ou pente) de la **tangente** en un point pris sur la courbe de ce diagramme (*voir la figure 6.9*).

Tangente
Droite qui touche une courbe en un seul point. La courbe et sa tangente forment un angle nul en ce point.

Le taux de variation d'une tangente à la courbe, p. 451

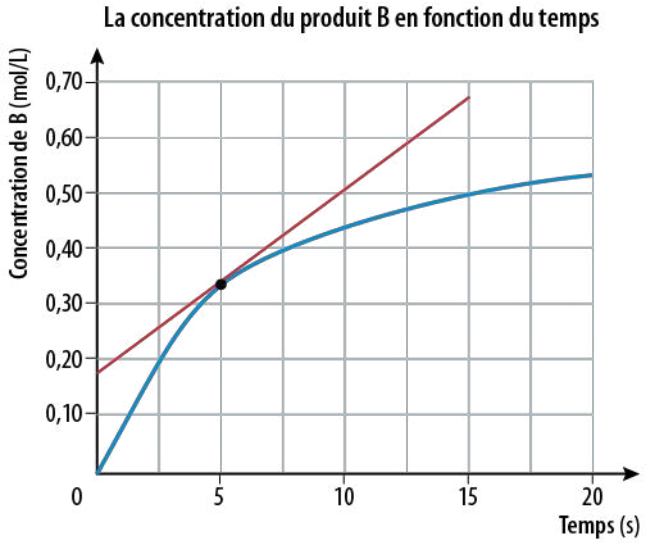


FIGURE 6.9 La vitesse instantanée à la 5e seconde correspond au taux de variation de la tangente en ce point de la courbe.

L'exemple suivant montre comment calculer la vitesse instantanée à la 5e seconde de la réaction à partir de la tangente de la figure 6.9.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXEMPLE

Calculez la vitesse instantanée de réaction de la concentration du produit B à la 5e seconde de la réaction.

Données

[B] au temps 0 s = 0,16 mol/L

[B] au temps 15 s = 0,67 mol/L

$t_2 = 15$ s

$t_1 = 0$ s

$v = ?$ mol/L • s

Solution

Calculer la vitesse instantanée de la réaction en trouvant le taux de variation de la tangente.

$$v = \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{0{,}67\ \text{mol/L} - 0{,}16\ \text{mol/L}}{15\ \text{s} - 0\ \text{s}}$$

$$= \frac{0{,}51\ \text{mol/L}}{15\ \text{s}} = 0{,}034\ \text{mol/L} \cdot \text{s}$$

Réponse La vitesse instantanée de la réaction à la 5e seconde de la réaction est de 0,034 mol/L • s.

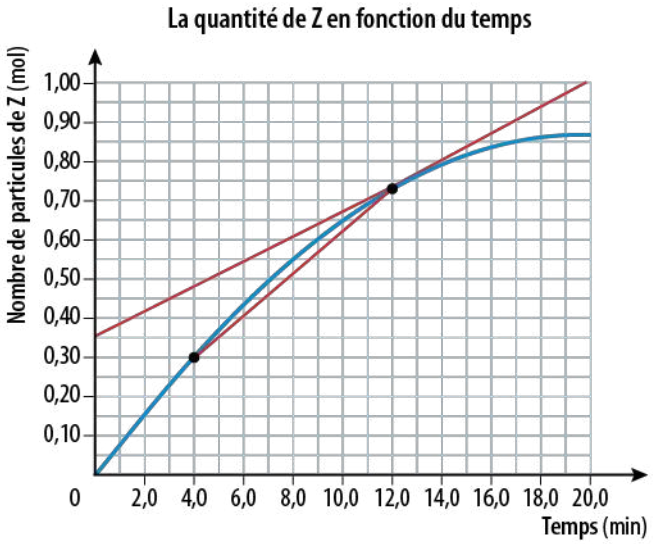
EXERCICES

SECTION 3

1. Pour chacun des énoncés suivants, indiquez s'il s'applique à la vitesse moyenne, à la vitesse instantanée ou à aucune des deux. (Certains énoncés pourraient s'appliquer aux deux types de vitesse.)

Énoncé	Vitesse moyenne	Vitesse instantanée	Aucune
Correspond à un instant précis.		✓	
Correspond à un intervalle de temps.	✓		
Peut se calculer à partir d'un graphique.	✓	✓	
Se calcule à partir d'une tangente.		✓	
S'exprime uniquement en mol/s ou mol/L • s.			✓
Se calcule à partir d'une sécante.	✓		
On l'utilise pour calculer la vitesse de la réaction du début jusqu'à la fin.	✓		

2. Le diagramme ci-contre présente la formation d'un produit Z en fonction du temps.



Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

a) Calculez la vitesse moyenne de formation du produit Z entre la 4e et la 12e minute de réaction.

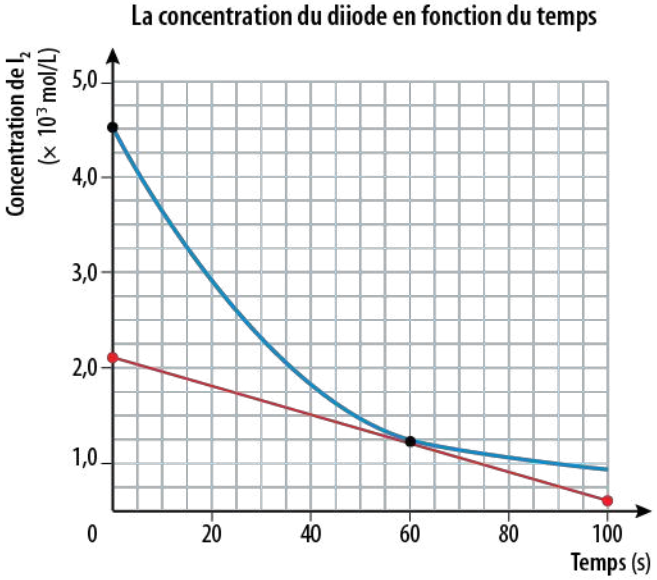
Données	**Solution**
Quantité de Z au temps 4,0 min = 0,30 mol Quantité de Z au temps 12,0 min = 0,73 mol t_1 = 4,0 min t_2 = 12,0 min v = ? mol/min	*Calculer la vitesse moyenne de formation du produit Z en trouvant le taux de variation de la sécante.* $v = \frac{\Delta \text{qté Z}}{\Delta t} = \frac{0{,}73\,\text{mol} - 0{,}30\,\text{mol}}{12{,}0\,\text{min} - 4{,}0\,\text{min}} = \frac{0{,}43\,\text{mol}}{8{,}0\,\text{min}} = 0{,}054\ \text{mol/min}$
Réponse : La vitesse moyenne de formation de Z entre la 4e et la 12e minute est de 0,054 mol/min.	

b) Calculez la vitesse instantanée de formation du produit Z à la 12e minute de réaction.

Données	**Solution**
Quantité de Z au temps 0,0 min = 0,35 mol Quantité de Z au temps 20,0 min = 1,00 mol t_1 = 0,0 min t_2 = 20,0 min v = ? mol/min	*Calculer la vitesse instantanée de formation du produit Z en trouvant le taux de variation de la tangente.* $v = \frac{\Delta \text{qté Z}}{\Delta t} = \frac{1{,}00\,\text{mol} - 0{,}35\,\text{mol}}{20{,}0\,\text{min} - 0{,}0\,\text{min}} = \frac{0{,}65\,\text{mol}}{20{,}0\,\text{min}} = 0{,}033\ \text{mol/min}$
Réponse : La vitesse instantanée de formation du produit Z à la 12e minute est de 0,033 mol/min.	

3. Le diagramme ci-contre présente la transformation du diiode (I_2) lors de sa réaction avec le dihydrogène (H_2) pour former de l'iodure d'hydrogène (HI), selon l'équation chimique suivante :

$$I_2 + H_2 \rightarrow 2\ HI$$



Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Calculez la vitesse instantanée à la 60e seconde de réaction.

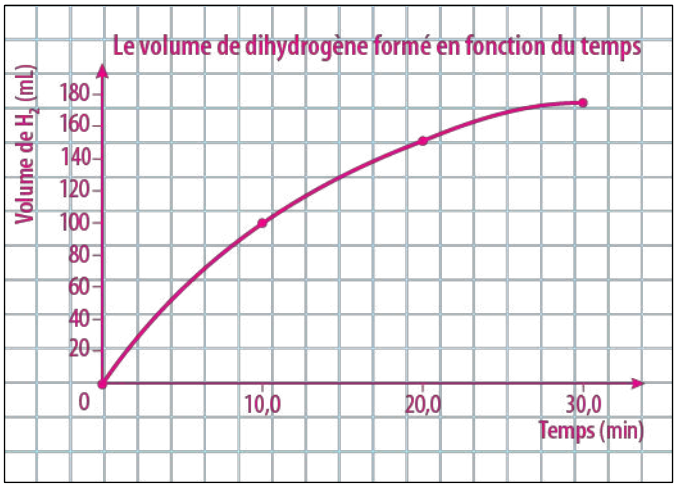
Données	**Solution**
$[I_2]$ au temps 0 s = $2,3 \times 10^{-3}$ mol/L $[I_2]$ au temps 100 s = $0,3 \times 10^{-3}$ mol/L $t_1 = 0$ s $t_2 = 100$ s $v = ?$ mol/L • s	*Calculer la vitesse instantanée de transformation de I_2 en trouvant le taux de variation de la tangente.* $v = -\frac{\Delta[I_2]}{\Delta t} = -\frac{0,3\times10^{-3}\,\text{mol/L} - 2,3\times10^{-3}\,\text{mol/L}}{100\,\text{s} - 0\,\text{s}}$ $= -\frac{-2,0\times10^{-3}\,\text{mol/L}}{100\,\text{s}} = 2,0\times10^{-5}\,\text{mol/L}\cdot\text{s}$

Réponse : La vitesse instantanée de transformation de diiode à la 60e seconde de réaction est de $2,0 \times 10^{-5}$ mol/L • s.

4. Au laboratoire, les élèves observent la réaction du magnésium (Mg) avec de l'acide chlorhydrique (HCl). Pour suivre la réaction, on a choisi de mesurer le volume de dihydrogène (H_2) produit à l'aide d'une burette à gaz. Le volume occupé par la vapeur d'eau est négligeable. Le tableau ci-dessous montre les résultats récoltés lors de l'expérience.

Le volume de dihydrogène produit en fonction du temps

Temps (min)	Volume de H_2 (mL)
0	0
10,0	100
20,0	150
30,0	175



a) À partir de ces résultats, tracez le diagramme du volume de H_2 produit en fonction du temps.

b) Calculez la vitesse moyenne de formation de H_2 pour les 30 premières minutes de la réaction.

Données	**Solution**
$V_{H_2} = 175$ mL $t = 30,0$ min $v = ?$ mL/min	*Calculer la vitesse moyenne de formation de H_2 en trouvant le taux de variation de la sécante.* $v = \frac{\Delta V_{H_2}}{\Delta t} = \frac{175\,\text{mL}}{30,0\,\text{min}} = 5,83\,\text{mL/min}$

Réponse : La vitesse moyenne de formation de dihydrogène pour les 30 premières minutes de la réaction est de 5,83 mL/min.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

CHAPITRE 6 SYNTHÈSE

LES VITESSES DE RÉACTION

Comment mesurer la vitesse de réaction

- La **vitesse de réaction** correspond à la quantité de réactifs transformés en produits par unité de temps.
- Expérimentalement, on peut mesurer :
  - la transformation des réactifs :

$$v_{\text{réactif(s)}} = -\frac{\Delta\text{Quantité de réactif(s)}}{\Delta t}$$

  - la formation des produits :

$$v_{\text{produit(s)}} = \frac{\Delta\text{Quantité de produit(s)}}{\Delta t}$$

- Selon l'état des substances impliquées, différentes méthodes peuvent être utilisées pour calculer la vitesse de réaction. Ces méthodes impliquent de mesurer les variations de masse, de volume, de concentration, de pression ou du nombre de moles d'une substance.

La vitesse générale d'une réaction

- La **vitesse générale de réaction** est l'expression unique de la vitesse d'une réaction qui tient compte des coefficients stœchiométriques de chaque substance. Elle permet de ramener les différentes valeurs et expressions de la vitesse de réaction à une seule valeur qui s'applique à toutes les substances impliquées dans la réaction indifféremment.
- Pour la réaction hypothétique suivante :

$$a\,\text{A} + b\,\text{B} \rightarrow c\,\text{C} + d\,\text{D}$$

la vitesse générale peut se calculer à partir des vitesses de réaction de n'importe quelle substance impliquée dans la réaction, de la façon suivante :

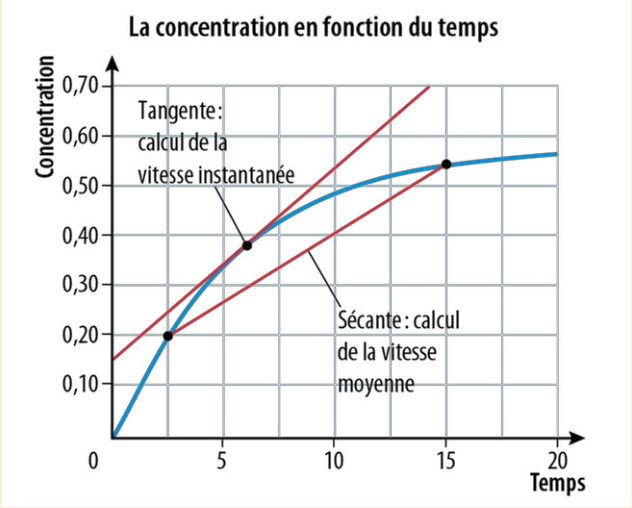
$$v_g = \frac{v_A}{a} = \frac{v_B}{b} = \frac{v_C}{c} = \frac{v_D}{d}$$

La vitesse moyenne et la vitesse instantanée d'une réaction

- La **vitesse moyenne d'une réaction** est la variation de la quantité d'un réactif ou d'un produit en fonction d'un intervalle de temps donné.
- La vitesse moyenne d'une réaction se calcule à partir de deux quantités connues d'une substance impliquée dans une réaction à deux moments connus de la réaction. Elle correspond aussi au taux de variation d'une sécante de la courbe de variation d'une quantité en fonction du temps de réaction (*voir le diagramme ci-dessous*).

$$\text{Vitesse moyenne} = \frac{\text{Quantité}_2 - \text{Quantité}_1}{t_2 - t_1}$$

- La **vitesse instantanée d'une réaction** est la vitesse à un moment précis de la réaction.
- La vitesse instantanée d'une réaction se calcule en trouvant le taux de variation de la tangente en un point pris sur la courbe de variation d'une quantité en fonction du temps de réaction (*voir le diagramme ci-dessous*).



- Pour calculer la vitesse moyenne ou la vitesse instantanée, on peut utiliser des variations de masse, de volume, de concentration ou de pression, ou du nombre de moles.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXERCICES

1 Associez chaque description au type de vitesse qui lui correspond.

a) Vitesse calculée entre deux moments d'une réaction.

b) Variation d'une concentration par unité de temps.

c) Vitesse tenant compte des coefficients stœchiométriques des différentes substances.

d) Vitesse calculée à un moment précis d'une réaction.

I) Vitesse de réaction

II) Vitesse moyenne

III) Vitesse instantanée

IV) Vitesse générale

2 Soit la réaction de combustion de l'isopropanol (C_3H_7OH) :

$$C_3H_7OH_{(l)} + \frac{9}{2}O_{2(g)} \rightarrow 3\,CO_{2(g)} + 4\,H_2O_{(g)}$$

Écrivez l'équation mathématique qui permet de calculer la vitesse de cette réaction en fonction de la substance indiquée. (Plusieurs réponses sont possibles pour certaines substances.)

a) Vitesse en fonction de C_3H_7OH : $v = -\frac{\Delta m}{\Delta t}$ ou $v = -\frac{\Delta V}{\Delta t}$

b) Vitesse en fonction de O_2 : $v = -\frac{\Delta p}{\Delta t}$ ou $v = -\frac{\Delta V}{\Delta t}$ ou $v = -\frac{\Delta m}{\Delta t}$ ou $v = -\frac{\Delta [O_2]}{\Delta t}$

c) Vitesse en fonction de CO_2 : $v = \frac{\Delta p}{\Delta t}$ ou $v = \frac{\Delta V}{\Delta t}$ ou $v = \frac{\Delta m}{\Delta t}$ ou $v = \frac{\Delta [CO_2]}{\Delta t}$

3 La réaction entre le zinc (Zn) et le sulfate de cuivre ($CuSO_4$) en milieu aqueux produit du cuivre solide selon l'équation suivante :

$$Zn_{(s)} + CuSO_{4(aq)} \rightarrow Cu_{(s)} + ZnSO_{4(aq)}$$

En laboratoire, 2,12 g de cuivre ont été obtenus après 45,0 minutes de réaction. Calculez la vitesse de réaction en fonction du cuivre produit. Exprimez votre réponse en mol/s.

Données

$\Delta m = 2{,}12$ g

$\Delta t = 45{,}0$ min $= 2700$ s

$M = 63{,}55$ g/mol

$v = ?$ mol/s

Solution

1. *Calculer la vitesse de réaction en fonction du cuivre.*

$$v = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{2{,}12\text{ g}}{2700\text{ s}} = 7{,}85 \times 10^{-4}\text{ g/s}$$

2. *Exprimer la vitesse en mol/s.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{7{,}85 \times 10^{-4}\text{ g}}{63{,}55\text{ g/mol}} = 1{,}24 \times 10^{-5}\text{ mol}$$

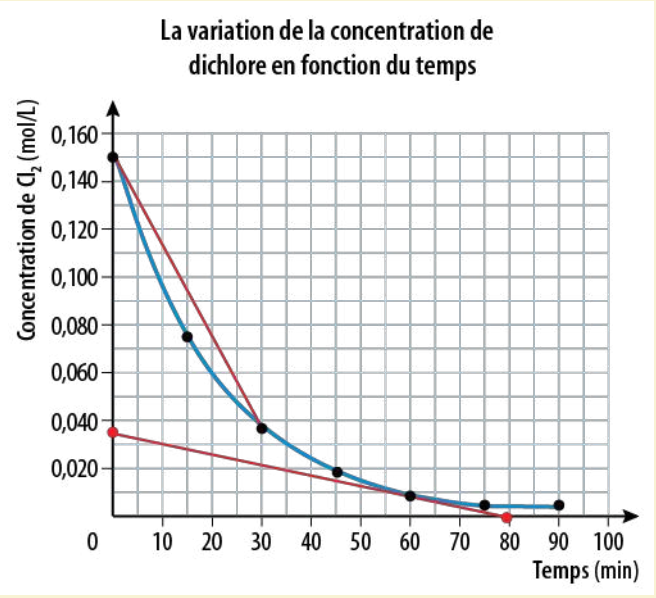
$v = 1{,}24 \times 10^{-5}$ mol/s

Réponse : La valeur de la vitesse de réaction en fonction du cuivre est de $1{,}24 \times 10^{-5}$ mol/s.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

4 Le diagramme ci-contre montre la variation de la concentration de dichlore (Cl_2) lors de sa réaction avec le bromure de sodium (NaBr) pour former du chlorure de sodium (NaCl) et du dibrome (Br_2). Voici l'équation de la réaction :

$$2\ NaBr_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2\ NaCl_{(s)} + Br_{2(l)}$$



a) Calculez la vitesse moyenne de réaction du dichlore en mol/L • min pour les 30 premières minutes de réaction.

Données

$[Cl_2]$ au temps 0 min = 0,150 mol/L

$[Cl_2]$ au temps 30 min = 0,038 mol/L

Δt = 30 min

v = ? mol/L • min

Solution

Calculer la vitesse moyenne de réaction de Cl_2 en trouvant le taux de variation de la sécante.

$$v = -\frac{\Delta[Cl_2]}{\Delta t} = -\frac{(0,038\ mol/L - 0,150\ mol/L)}{30\ min}$$

$$= -\frac{-0,112\ mol/L}{30\ min} = 3,7 \times 10^{-3}\ mol/L \cdot min$$

Réponse : La vitesse moyenne de réaction de Cl_2 pour les 30 premières minutes est de $3,7 \times 10^{-3}$ mol/L • min.

b) Calculez la vitesse instantanée de réaction du dichlore en mol/L • min pour la 60e minute de réaction.

Données

$[Cl_2]$ au temps 0 min = 0,037 mol/L

$[Cl_2]$ au temps 79 min = 0 mol/L

t_1 = 0 min

t_2 = 79 min

v = ? mol/L • min

Solution

Calculer la vitesse instantanée de réaction de Cl_2 en trouvant le taux de variation de la tangente.

$$v = -\frac{\Delta[Cl_2]}{\Delta t} = -\frac{(0\ mol/L - 0,037\ mol/L)}{79\ min - 0\ min}$$

$$= -\frac{-0,037\ mol/L}{79\ min} = 4,7 \times 10^{-4}\ mol/L \cdot min$$

Réponse : La vitesse instantanée de réaction de Cl_2 pour la 60e minute est de $4,7 \times 10^{-4}$ mol/L • min.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

5 L'équation suivante présente la décomposition du carbonate de calcium ($CaCO_3$) en monoxyde de calcium (CaO), ainsi qu'en dioxyde de carbone.

$$CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

Indiquez quelle serait la meilleure méthode afin de suivre l'évolution de la vitesse de cette réaction. Dans votre réponse, indiquez la substance dont la variation de quantité serait mesurée ainsi que l'instrument utilisé pour le faire. Expliquez aussi pourquoi vous écartez les autres substances du calcul de la vitesse.

Le choix le plus facile serait de mesurer la variation du volume de dioxyde de carbone formé par déplacement d'eau à l'aide d'une burette à gaz ou encore la variation de sa pression à l'aide d'un manomètre. Ces deux méthodes permettent de calculer à la fois la vitesse moyenne et la vitesse instantanée de la réaction. Bien qu'il soit facile de mesurer la masse de carbonate de calcium en début de réaction ou la masse de monoxyde de calcium en fin de réaction, ces méthodes ne pourraient être utilisées facilement en cours de réaction, car il faudrait alors arrêter la réaction et séparer ces deux substances solides.

6 DÉFI La combustion de l'octane (C_8H_{18}), un des composés présents dans l'essence, se fait selon la réaction suivante :

$$2\ C_8H_{18(l)} + 25\ O_{2(g)} \rightarrow 16\ CO_{2(g)} + 18\ H_2O_{(g)}$$

On considère que le moteur d'une automobile brûle 1,000 L d'octane en 20,00 minutes sur l'autoroute.

a) Calculez la vitesse de combustion de l'octane. Exprimez votre réponse en nombre de molécules d'octane brûlées par seconde. (ρ_{octane} = 0,70 g/mL à 25 °C).

Données

ΔV = -1,000 L = -1000 mL

Δt = 20,00 min = 1200 s

M = 114,26 g/mol

ρ_{octane} = 0,70 g/mL à 25 °C

v = ? molécules/s

Solution

1. *Calculer la vitesse de réaction de l'octane.*

$$v = -\frac{\Delta V}{\Delta t} = -\frac{-1000\ \text{mL}}{1200\ \text{s}} = 0{,}8333\ \text{mL/s}$$

2. *Exprimer la vitesse en g/s.*

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho V$$

$$m = \frac{0{,}70\ \text{g}}{1\ \text{mL}} \cdot 0{,}8333\ \text{mL} = 0{,}58\ \text{g}$$

v = 0,58 g/s

3. *Exprimer la vitesse en mol/s.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}58\ \text{g}}{114{,}26\ \text{g/mol}} = 5{,}1 \times 10^{-3}\ \text{mol}$$

$v = 5{,}1 \times 10^{-3}$ mol/s

4. *Exprimer la vitesse en molécules/s en multipliant par le nombre d'Avogadro.*

$$v = 5{,}1 \times 10^{-3}\ \text{mol/s} \times \frac{6{,}02 \times 10^{23}\ \text{molécules}}{1\ \text{mol}} = 3{,}1 \times 10^{21}\ \text{molécules/s}$$

Réponse : La valeur de la vitesse de réaction de l'octane est de 3,1 × 10^{21} molécules/s.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

b) Calculez la vitesse générale pour cette réaction.

Données	**Solution**
$v_{octane} = 5{,}1 \times 10^{-3}$ mol/s $v_g = ?$ mol/s	*Calculer la vitesse générale de la réaction.* $v_g = \frac{v_{octane}}{2} = \frac{5{,}1 \times 10^{-3}\,\text{mol/s}}{2} = 2{,}6 \times 10^{-3}\,\text{mol/s}$
Réponse : La valeur de la vitesse générale de la réaction est de $2{,}6 \times 10^{-3}$ mol/s.	

7 DÉFI On fait réagir un morceau de magnésium (Mg) dans une solution d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration 2,0 mol/L. L'équation de la réaction est la suivante :

$$Mg_{(s)} + 2\,HCl_{(aq)} \rightarrow H_{2(g)} + MgCl_{2(aq)}$$

Les conditions de pression et de température du laboratoire sont de 101,3 kPa et 20 °C.

Après 60 secondes de réaction, on a mesuré par déplacement d'eau qu'un volume de dihydrogène (H_2) de 6,6 mL a été produit.

Calculez la vitesse de moyenne en fonction de la formation du dihydrogène pour les 60 premières secondes de la réaction. Exprimez votre réponse en mol/s. Tenez compte de la présence de vapeur d'eau dans la burette dans votre démarche (*voir le tableau 3.6, à la page 120*).

Données	**Solution**
$\Delta V = 6{,}6$ mL $\Delta t = 60$ s $p = 101{,}3$ kPa $T = 20$ °C = 293 K $v = ?$ mol/s	1. *Calculer la vitesse de réaction en mL/s.* $v = \frac{\Delta V}{\Delta t} = \frac{6{,}6\,\text{mL}}{60\,\text{s}} = 0{,}11\,\text{mL/s}$ 2. *Convertir la vitesse en litre/s.* $v = 0{,}11\,\text{mL/s} \times \frac{1\,\text{L}}{1000\,\text{mL}} = 0{,}000\,11\,\text{L} = 1{,}1 \times 10^{-4}\,\text{L/s}$ 3. *Calculer la pression partielle de H_2.* $p_t = p_{pH_2} + p_{pH_2O} \Rightarrow p_{pH_2} = p_t - p_{pH_2O}$ $p_{pH_2} = 101{,}3\,\text{kPa} - 2{,}33\,\text{kPa} = 99{,}0\,\text{kPa}$ 4. *Calculer le nombre de moles de H_2.* $pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$ $n = \frac{99{,}0\,\text{kPa} \cdot (1{,}1 \times 10^{-4}\,\text{L})}{8{,}314\,\text{kPaL/molK} \cdot 293\,\text{K}} = 4{,}5 \times 10^{-6}\,\text{mol}$ 5. *Exprimer la vitesse de réaction en mol/s.* $v = 4{,}5 \times 10^{-6}$ mol/s
Réponse : La valeur de la vitesse de réaction en fonction de l'apparition du dihydrogène est de $4{,}5 \times 10^{-6}$ mol/s.	

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.



CHAPITRE 7

LES FACTEURS QUI INFLUENT SUR LA VITESSE DE RÉACTION

Au chapitre 6, nous avons vu comment il est possible de mesurer la vitesse des réactions chimiques. Certaines de ces réactions peuvent être rapides au point d'être explosives alors que d'autres peuvent être lentes, pouvant même prendre des années pour se produire, comme c'est le cas pour la dégradation des bâtiments due aux précipitations acides.

Ce chapitre présente les conditions qui amènent des particules de réactifs à réagir ensemble, ainsi que les facteurs qui peuvent favoriser les réactions chimiques en agissant sur ces conditions. Nous y verrons aussi comment la loi des vitesses de réaction permet d'exprimer mathématiquement la vitesse d'une réaction chimique.

SOMMAIRE

Section 1 La théorie des collisions 264
Section 2 Les différents facteurs qui agissent sur la vitesse de réaction 271
Section 3 La loi des vitesses de réaction 282

RAPPELS

5.2 La concentration 12

SECTION 1

LA THÉORIE DES COLLISIONS

Avant de se pencher sur les différents facteurs qui influent sur la vitesse des réactions chimiques, il est utile de s'intéresser à ce qui se passe à l'échelle microscopique pendant ces réactions.

1.1 Des collisions efficaces

La théorie cinétique des gaz, p. 52

Selon la théorie cinétique des gaz, les particules de matière sont continuellement en mouvement. Ces mouvements dépendent de l'état physique de la matière ainsi que de sa température. On sait aussi que les particules d'un ensemble ne possèdent pas toutes la même énergie cinétique.

Pour qu'une réaction chimique ait lieu, il faut que :

- des collisions surviennent entre les particules des réactifs ;
- les particules de réactifs se rencontrent selon une orientation particulière ;
- les collisions entre les particules de réactifs se fassent avec suffisamment d'énergie.

Toutes les collisions n'aboutissent pas à des réactions chimiques. Souvent, les collisions entre les particules ne se font pas avec une énergie suffisante pour que la réaction ait lieu. Dans ces cas, les particules ne font que rebondir les unes sur les autres de façon élastique, c'est-à-dire sans perte d'énergie cinétique. On dit que ce sont des collisions inefficaces.

Seules les particules qui possèdent une énergie cinétique suffisante ainsi qu'une orientation adéquate peuvent générer des collisions efficaces leur permettant de se transformer en produits.

Une **collision efficace** est une collision où les particules de réactifs se rencontrent avec une énergie cinétique suffisante et selon l'angle approprié pour permettre aux réactifs de se transformer en produits.

La figure 7.1, à la page suivante, présente un exemple schématisé où l'énergie de la collision détermine l'efficacité de la collision. Toutefois, même avec suffisamment d'énergie, il n'y aura pas de collision efficace si les particules de réactifs se rencontrent selon un angle inapproprié. Elles doivent se rencontrer selon une orientation particulière pour que la réaction ait lieu.

Le nombre de collisions efficaces entre les particules de réactifs a un effet déterminant sur la vitesse d'une réaction chimique. Plus les collisions efficaces sont nombreuses, plus la réaction se déroule rapidement.

La figure 7.2, à la page suivante, montre, sur la courbe de distribution des énergies cinétiques de Maxwell-Boltzmann, le nombre de particules qui sont susceptibles de causer des collisions efficaces. Afin de pouvoir réagir, les particules

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

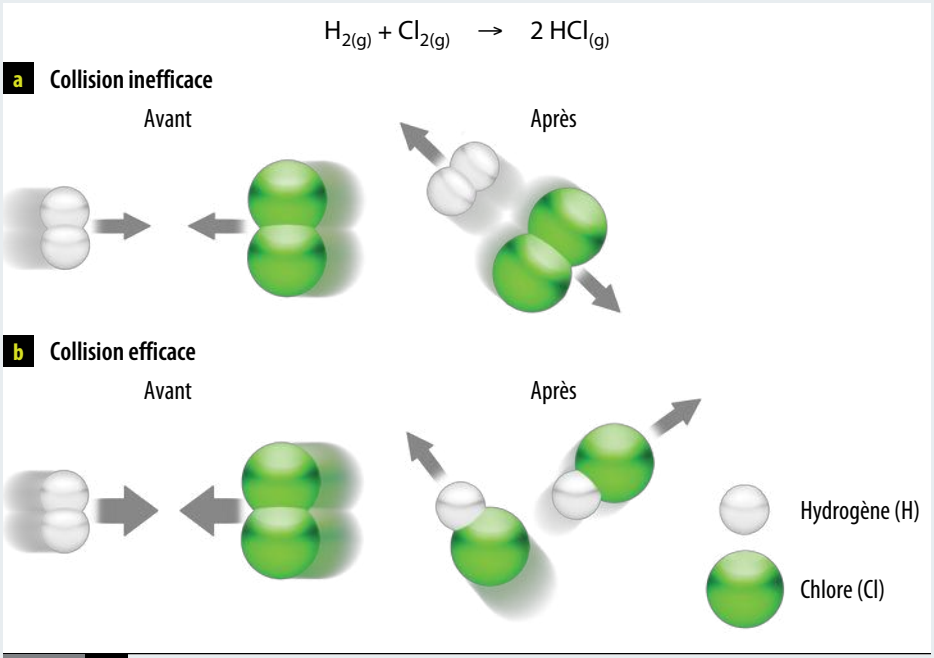


FIGURE 7.1 La formation du chlorure d'hydrogène (HCl) à partir de molécules de dihydrogène (H_2) et de dichlore (Cl_2). La collision entre des molécules de dihydrogène et de dichlore s'est faite avec trop peu d'énergie : les molécules rebondissent sans avoir réagi. La collision est inefficace (a). La collision entre ces mêmes molécules s'est faite avec suffisamment d'énergie et avec un angle adéquat pour donner lieu à la formation de chlorure d'hydrogène. La collision est efficace (b).

doivent posséder une quantité d'énergie suffisante, leur permettant de franchir la barrière énergétique. Cette barrière énergétique correspond à l'énergie d'activation (E_a) de la réaction, c'est-à-dire à la quantité d'énergie nécessaire à la formation du complexe activé.

Le complexe activé et l'énergie d'activation, p. 170

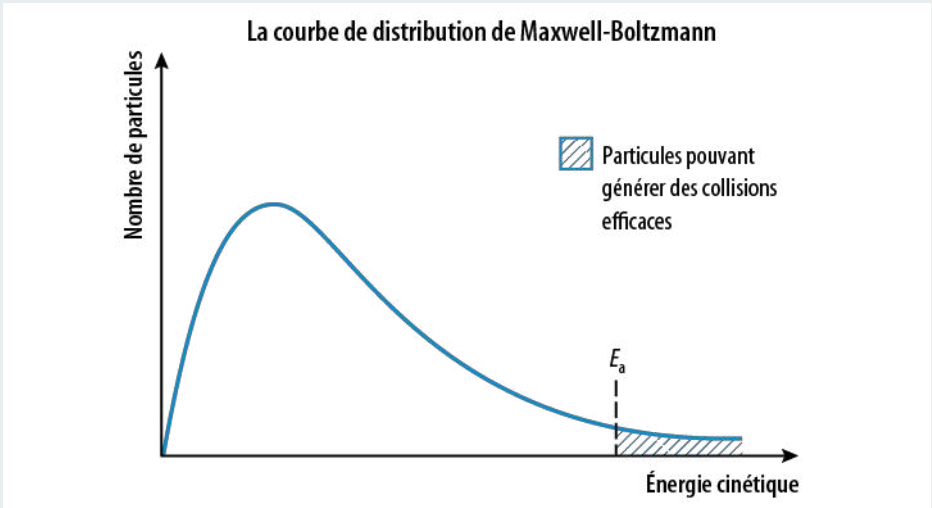


FIGURE 7.2 La courbe de distribution de Maxwell-Boltzmann montre que seules les particules de la partie hachurée possèdent suffisamment d'énergie cinétique pour causer des collisions efficaces. Leur énergie cinétique est égale ou supérieure à l'énergie d'activation (E_a) de la réaction.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Les pages suivantes présentent comment il est possible d'intervenir sur le nombre de collisions efficaces et ainsi d'influer sur la vitesse des réactions chimiques.

ZOOM MAXWELL ET BOLTZMANN

James Clerk Maxwell et Ludwig Boltzmann ne se sont jamais rencontrés. Le nom de ces deux scientifiques aux personnalités très différentes est toutefois associé à la théorie cinétique des gaz et aux courbes de distribution des vitesses et des énergies cinétiques des particules de gaz.

Très curieux, Maxwell s'est intéressé à plusieurs sujets. Ses premiers travaux ont principalement porté sur l'électromagnétisme et la lumière. Il est d'ailleurs l'auteur de la première photographie couleur de l'histoire. Sans être astronome, il démontre, lors d'un concours scientifique du St-John's College (Cambridge, Angleterre), que les anneaux de Saturne sont en fait constitués de fines particules, ce qui sera confirmé par la sonde spatiale Voyager 1 en 1980. Entre 1859 et 1866, il développe sa théorie cinétique et la courbe de distribution des vitesses des particules de gaz.

En 1866, Boltzmann apporte sa contribution à la théorie cinétique des gaz en publiant sa thèse de doctorat. Cette thèse s'appuie sur les travaux de Maxwell, mais il y ajoute une dimension mécanique. C'est ainsi que le nom de Boltzmann a été associé à cette théorie.

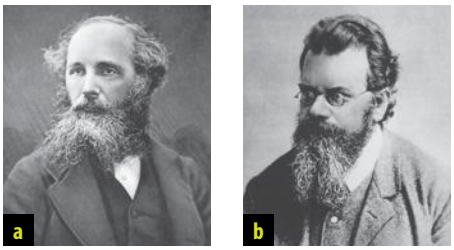


FIGURE 7.3 James Clerk Maxwell (1831-1879), physicien mathématicien écossais (a), et Ludwig Boltzmann (1844-1906), physicien autrichien (b).

1.2 Le mécanisme réactionnel et la vitesse de réaction

Il est fréquent que des réactions chimiques se déroulent en plusieurs étapes successives. C'est le cas notamment des réactions qui impliquent plus de deux molécules de réactifs. En effet, les probabilités de collisions efficaces où toutes les substances réactives se rencontreraient simultanément sont extrêmement minces (*voir la figure 7.4*). La réaction se déroule plutôt en une suite d'étapes où, pour chacune d'elles, seulement deux particules de réactifs entrent en collision à la fois.



FIGURE 7.4 Tout comme il est peu probable que trois amis qui se sont donné rendez-vous arrivent en même temps, à la seconde près, les probabilités que les molécules de réactifs se rencontrent simultanément sont très faibles.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

- Le **mécanisme réactionnel** est la succession des étapes nécessaires à une réaction chimique.
- Les **réactions élémentaires** sont les réactions qui surviennent à chacune des étapes du mécanisme réactionnel.

Chacune des réactions élémentaires possède sa propre énergie d'activation et son propre complexe activé. Théoriquement, les différentes réactions élémentaires peuvent donc se dérouler à des vitesses différentes. Toutefois, ces différentes étapes étant successives et participant à un même mécanisme réactionnel, on peut s'interroger sur l'impact de chacune de ces réactions sur la vitesse globale de la réaction (*voir la figure 7.5*).

Cas 1 La réaction globale est ralentie par la seconde réaction élémentaire.



Cas 2 La réaction globale est ralentie par la première réaction élémentaire.



FIGURE 7.5 L'effet de la vitesse des réactions élémentaires sur la vitesse globale d'une réaction. Dans tout processus comportant plusieurs étapes, comme dans la chaîne de montage d'une usine, c'est l'étape la plus lente qui détermine la vitesse du processus en entier. Ce principe s'applique aussi aux réactions chimiques.

Lors d'une réaction chimique se déroulant selon un mécanisme réactionnel à plusieurs étapes, c'est l'étape la plus lente qui détermine la vitesse de la réaction globale. Contrairement à une interprétation répandue, cette étape déterminante est celle dont le complexe activé possède le plus haut niveau d'énergie par rapport aux réactifs de départ de la réaction, et non par rapport aux molécules intermédiaires. Ce haut niveau d'énergie, le plus difficile à atteindre, correspond en quelque sorte à l'énergie d'activation de la réaction globale. C'est lui qui détermine la vitesse de la réaction, et non pas la plus grande énergie d'activation d'une des réactions élémentaires.

La réaction hypothétique suivante permet de mieux comprendre comment on peut identifier l'étape déterminante d'un mécanisme réactionnel.

Réaction globale : $A + B \rightarrow E$

1re réaction élémentaire : $A + B \rightarrow C + D$

2e réaction élémentaire : $C + D \rightarrow E$

où

A, B = réactifs

C, D = molécules intermédiaires

E = produit de la réaction

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

La figure 7.6 présente le diagramme énergétique de cette réaction hypothétique.

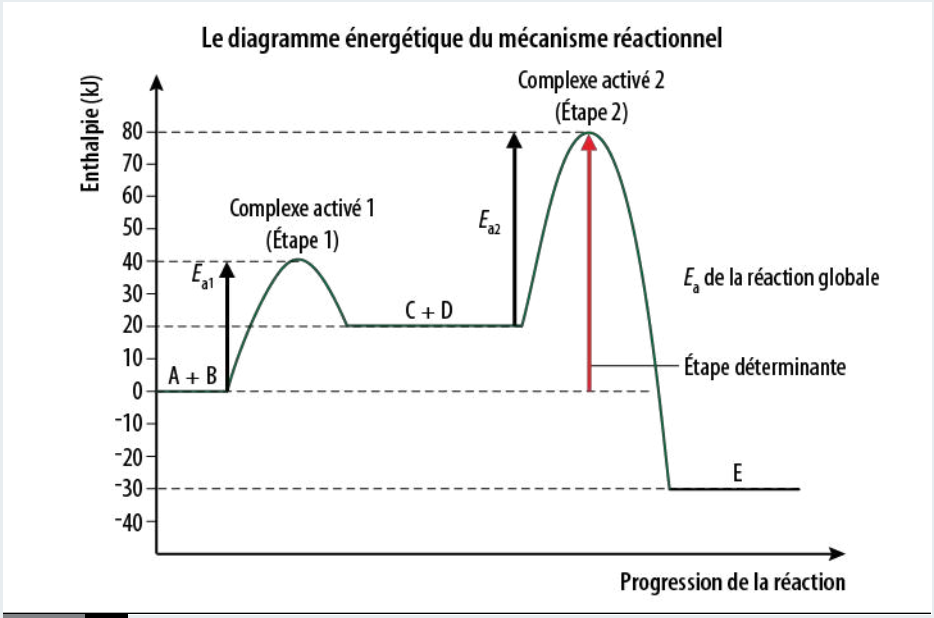


FIGURE 7.6 La réaction se déroule en deux étapes distinctes. L'étape 2 est déterminante pour la vitesse de la réaction, car elle possède le complexe activé de plus haute énergie par rapport aux réactifs de départ. (Une valeur de 0 kJ est arbitrairement attribuée à l'enthalpie des réactifs.)

SECTION 1 EXERCICES

1. Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) Lorsqu'une collision survient entre des particules de réactifs, celles-ci réagissent et se transforment en produits.	☐	☑
b) Toutes les collisions entre les particules de réactifs qui se font avec suffisamment d'énergie donnent lieu à une réaction.	☐	☑
c) L'énergie cinétique minimale des particules nécessaire pour obtenir une réaction correspond à l'énergie d'activation.	☑	☐
d) Les particules qui entrent en collision sans réagir perdent de l'énergie lors de la collision.	☐	☑
e) La vitesse de réaction dépend du nombre de collisions efficaces.	☑	☐

Justification : *a)* Il y a beaucoup de collisions inefficaces qui ne donnent pas lieu à une réaction.

b) La collision entre les réactifs doit aussi se produire selon un angle particulier pour donner lieu à une réaction.

d) Les collisions inefficaces sont élastiques, c'est-à-dire que les particules ne perdent pas d'énergie.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

2. Pour chacune des illustrations suivantes, indiquez si la collision est efficace ou inefficace.

a)



Collision efficace ☐
Collision inefficace ☑

b)



Collision efficace ☑
Collision inefficace ☐

3. Il arrive souvent qu'une réaction chimique se déroule en une succession d'étapes, particulièrement lorsque plusieurs réactifs sont impliqués.

a) Comment nomme-t-on chacune des étapes d'une telle réaction ? Réaction élémentaire.

b) Comment nomme-t-on l'ensemble des étapes d'une telle réaction ? Mécanisme réactionnel.

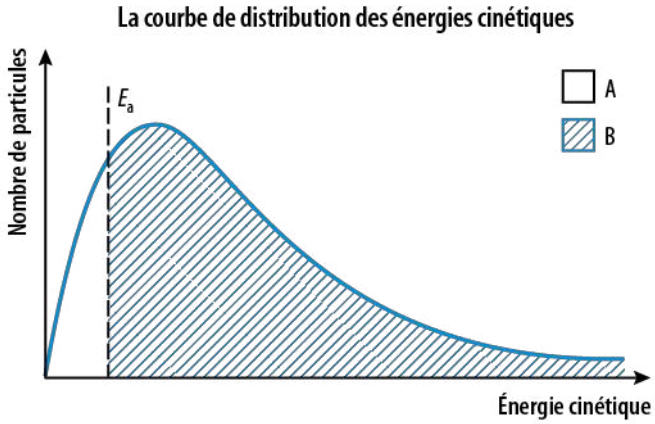
c) Comment peut-on identifier l'étape qui détermine la vitesse globale de la réaction ?

L'étape qui détermine la vitesse globale de la réaction est l'étape la plus lente, soit celle qui a le complexe activé de plus haute énergie par rapport aux réactifs de départ.

4. Observez le diagramme ci-contre.

a) Quelle section comprend les particules susceptibles de réagir ? Expliquez votre réponse.

Les particules de la section B sont susceptibles de réagir, car elles possèdent l'énergie cinétique nécessaire pour franchir la barrière énergétique que constitue l'énergie d'activation.



b) Quelle section comprend les particules qui risquent de ne pas réagir ? Expliquez votre réponse.

Les particules de la section A risquent de ne pas réagir, car elles ne possèdent pas l'énergie cinétique nécessaire pour franchir la barrière énergétique que constitue l'énergie d'activation (E_a).

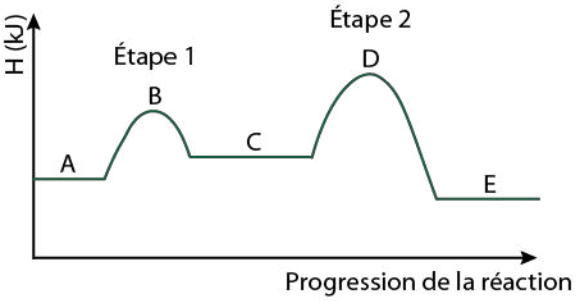
5. Les réactions chimiques qui impliquent plusieurs réactifs se déroulent presque toujours selon un mécanisme réactionnel en plusieurs étapes. Expliquez pourquoi plusieurs étapes sont nécessaires pour ces réactions.

Lorsque plus de deux réactifs sont impliqués dans une réaction, il est presque impossible que tous ces réactifs entrent en collision ensemble exactement au même moment. Le processus se déroulera plutôt en une succession d'étapes où les réactifs se rencontreront deux à deux.

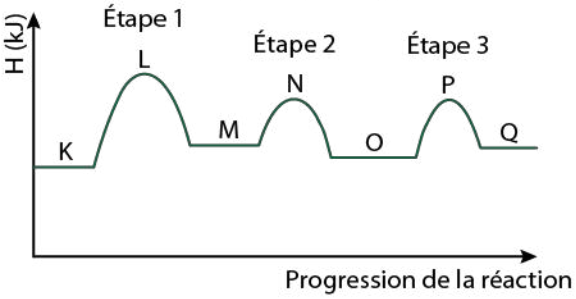
Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

6. Observez les diagrammes suivants.

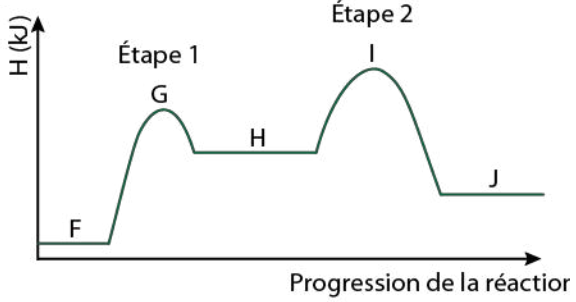
1 Le mécanisme réactionnel



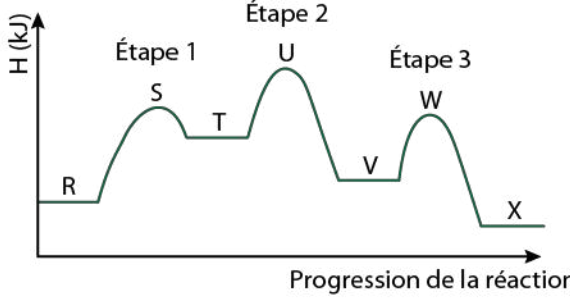
2 Le mécanisme réactionnel



3 Le mécanisme réactionnel



4 Le mécanisme réactionnel



Pour chacun des diagrammes, indiquez dans le tableau ci-dessous l'étape déterminante pour la vitesse de la réaction globale, ainsi que la ou les lettres qui désignent des réactifs, des produits, des molécules intermédiaires et des complexes activés.

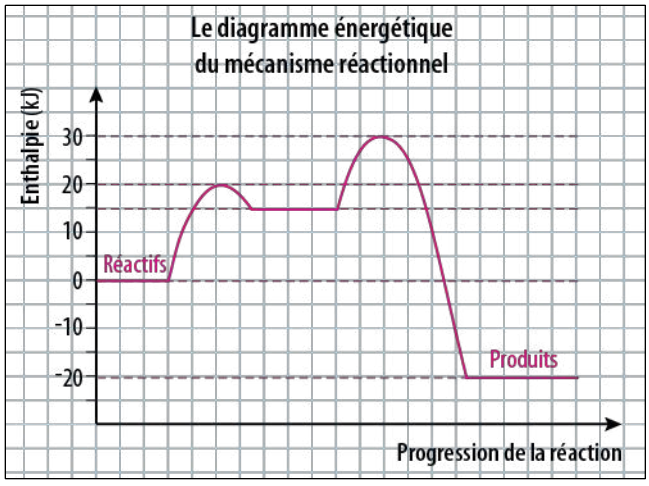
Diagramme	Étape déterminante	Réactifs	Produits	Molécules intermédiaires	Complexes activés
1	Étape 2	A	E	C	B, D
2	Étape 1	K	Q	M, O	L, N, P
3	Étape 2	F	J	H	G, I
4	Étape 2	R	X	T, V	S, U, W

7. Soit la réaction chimique suivante :

Réactifs ⟶ Produits

a) À partir des données suivantes, tracez le diagramme énergétique du mécanisme réactionnel de la réaction.

- L'enthalpie des réactifs est fixée arbitrairement à 0 kJ.
- L'énergie d'activation de la première réaction élémentaire est de 20 kJ.
- La variation d'enthalpie de la première réaction élémentaire est de 15 kJ.
- L'enthalpie du complexe activé de la seconde réaction élémentaire est de 30 kJ.
- La variation d'enthalpie de la seconde réaction élémentaire est de -35 kJ.



b) Quelle est la variation d'enthalpie de la réaction globale ? -20 kJ

c) Quelle est l'étape déterminante de ce mécanisme réactionnel ? La 2e étape

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

SECTION 2

LES DIFFÉRENTS FACTEURS QUI AGISSENT SUR LA VITESSE DE RÉACTION

La vitesse des réactions chimiques a un lien direct avec les collisions qui se produisent entre les particules. Plus le nombre de collisions efficaces entre les particules de réactifs est élevé, plus la vitesse d'une réaction est grande. Est-il possible d'intervenir sur le nombre de ces collisions efficaces afin d'augmenter ou de ralentir la vitesse des réactions ?

Cette section présente différents facteurs qui permettent d'exercer un certain contrôle sur la vitesse à laquelle les réactions chimiques se produisent. Ces facteurs sont :

- la nature et la phase des réactifs ;
- leur concentration ;
- la surface de contact des réactifs ;
- la température du milieu réactionnel ;
- la présence d'un catalyseur.

2.1 La nature et la phase des réactifs

La nature des substances impliquées dans une réaction chimique est un facteur qui influe de façon importante sur la vitesse de réaction (*voir la figure 7.7*). Il apparaît tout à fait logique que des substances différentes réagissent à des vitesses différentes. Toutefois, les causes qui amènent certains réactifs à réagir plus vite que d'autres sont principalement liées aux mécanismes de réaction et ceux-ci demeurent encore aujourd'hui assez peu connus.

Il semble y avoir une relation entre la force des liaisons à briser et la difficulté à atteindre l'énergie d'activation d'une réaction. Par exemple, le diazote (N_2) est difficile à faire réagir. Les atomes de cette molécule très stable sont liés par une triple liaison. La grande quantité d'énergie nécessaire pour briser cette triple liaison est sans doute un facteur qui contribue à la lenteur des réactions qui impliquent le diazote. Mais il existe des cas qui contredisent cette apparente relation entre la vitesse de réaction et la force des liaisons.

Les complexes activés sont des agencements d'atomes très difficiles à étudier en raison de leur instabilité et de leur courte durée d'existence. Il reste donc beaucoup à apprendre sur les différents mécanismes de réaction, et par conséquent sur les liens à établir entre la vitesse de réaction et la nature des réactifs.



FIGURE 7.7 Des plaques de zinc sont fixées à la coque des navires afin de ralentir la corrosion due à l'eau salée. Le zinc s'oxyde beaucoup plus facilement et rapidement que l'acier dont est constituée la coque. En étant oxydé à la place de l'acier, le zinc contribue à protéger la coque de la corrosion.

La phase des réactifs

Le complexe activé et l'énergie d'activation, p. 170

La phase dans laquelle se trouvent les réactifs joue aussi un rôle dans la vitesse des réactions. On ne peut pour autant généraliser en affirmant que les réactions de certaines phases sont plus rapides que celles d'autres phases. Cependant, quelle que soit la phase des réactifs, l'énergie d'activation est déterminante pour la vitesse de réaction. Ainsi, les réactions dont les énergies d'activation sont basses sont plus rapides que celles dont les énergies d'activation sont élevées.

Il est à noter que les réactions fortement exothermiques telles les réactions d'aluminothermie *(voir la figure 7.8)* peuvent être très rapides une fois amorcées, peu importe la phase des réactifs. En effet, l'énergie dégagée par la formation des produits contribue alors à atteindre l'énergie d'activation des molécules n'ayant pas encore réagi, ce qui accélère la réaction jusqu'à la rendre parfois explosive.



FIGURE 7.8 L'aluminothermie est un procédé utilisé pour la préparation de certains métaux et pour le soudage. La réaction d'aluminothermie $Fe_2O_{3(s)} + 2\ Al_{(s)} \rightarrow 2\ Fe_{(l)} + Al_2O_{3(l)}$ dégage une importante quantité d'énergie qui permet aux réactifs qui n'ont pas encore réagi d'atteindre l'énergie d'activation nécessaire et de réagir à leur tour.

2.2 La concentration des réactifs

La concentration, p. 12

Selon la théorie des collisions, la rencontre entre les particules de réactifs est nécessaire pour qu'une réaction se produise entre les réactifs. Une façon de favoriser ces rencontres est d'augmenter la concentration des réactifs. En effet, plus les particules de réactifs sont nombreuses dans un espace donné, plus le nombre de collisions est élevé. Conséquemment, le nombre de collisions efficaces et la vitesse de réaction augmentent (*voir la figure 7.9*).

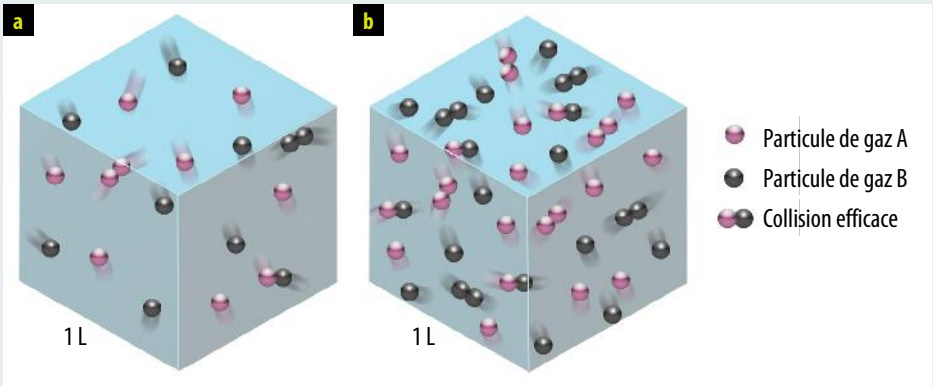


FIGURE 7.9 Avec des concentrations accrues des réactifs A et B, il se produit un plus grand nombre de collisions par seconde, ce qui génère un plus grand nombre de collisions efficaces.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

L'effet d'une augmentation de la concentration des réactifs peut aussi être démontré à partir du diagramme de distribution des énergies cinétiques de Maxwell-Boltzmann (*voir la figure 7.10*).

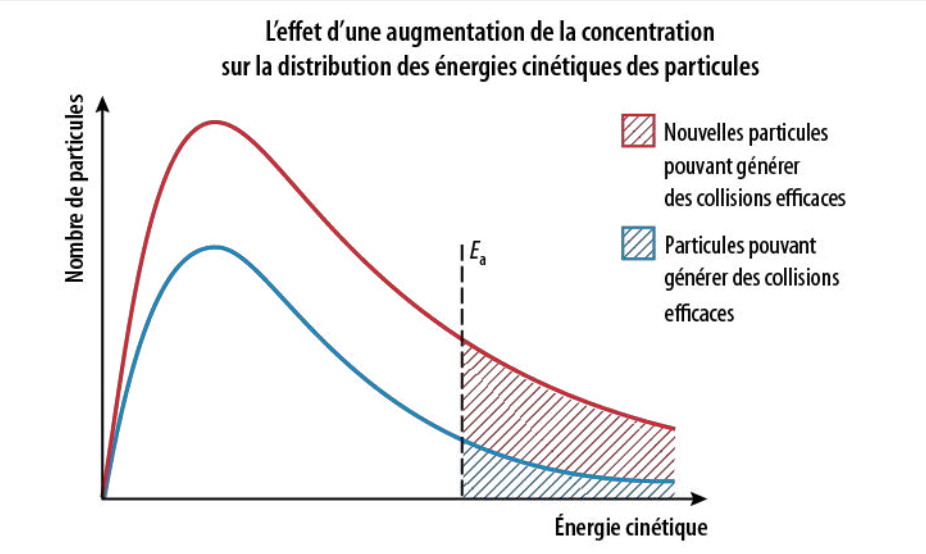


FIGURE 7.10 Une augmentation de la concentration des réactifs (courbe rouge) entraîne une augmentation du nombre total de particules dans le milieu réactionnel. Pour chaque valeur d'énergie cinétique, on a alors un nombre plus élevé de particules. Le nombre de particules qui dépassent la barrière de l'énergie d'activation se trouve ainsi augmenté.

De plus, si l'augmentation de la concentration des réactifs se traduit par une augmentation de la vitesse de réaction, une diminution de la concentration des réactifs aura l'effet contraire et réduira la vitesse.

2.3 La surface de contact des réactifs

Lorsque des réactions chimiques impliquent des réactifs à l'état solide, il n'est pas possible d'augmenter ou de diminuer leur concentration afin d'influer sur la vitesse de réaction puisque la concentration des solides est constante.

À défaut de pouvoir faire varier la concentration d'un réactif solide, il est toutefois possible de faire varier sa surface de contact avec les autres réactifs. L'effet obtenu sera similaire à une modification de la concentration.

En effet, seules les particules de réactifs situées en surface d'un « morceau » de réactif solide sont à même d'entrer en contact avec d'autres particules et d'avoir des collisions efficaces avec celles-ci. Toutes celles situées à l'intérieur du morceau solide n'ont que très peu de chances de participer à des collisions efficaces, car la diffusion à travers les solides est un phénomène particulièrement lent.

Lorsqu'un réactif solide est réduit en petits morceaux ou en poudre, sa surface de contact avec les autres réactifs est grandement augmentée (*voir la figure 7.11, à la page suivante*). Le nombre de particules sujettes à des collisions avec les autres réactifs augmente aussi, ce qui entraîne un accroissement de la vitesse de réaction.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

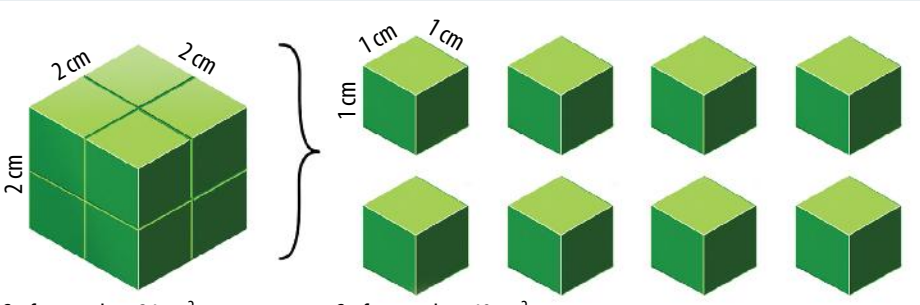


FIGURE 7.11 Un cube de réactif d'un volume de 8 cm^3 et d'une surface de 24 cm^2 est fractionné en huit cubes de dimensions identiques. La surface totale de contact est doublée, car la surface totale de ces huit cubes atteint maintenant 48 cm^2.

Ainsi, un morceau de fer solide prendra des années pour s'oxyder complètement au contact de l'air, alors qu'une masse équivalente de poudre de fer étalée en une mince couche s'oxydera beaucoup plus rapidement, en quelques heures seulement.

Ce principe voit aussi son application dans diverses situations de la vie courante. Ainsi, un verre de lait au chocolat est plus vite préparé avec une poudre chocolatée qu'avec un morceau de chocolat, tout comme les vêtements sèchent plus vite étendus sur une corde à linge que s'ils sont laissés en tas.

À QUOI ÇA SERT ? DES POUSSIÈRES DANGEREUSES

Les usines et les ateliers de transformation de bois ou de métal sont pourvus de systèmes perfectionnés de ventilation conçus afin d'éliminer les poussières provenant de la coupe, du meulage ou du polissage des matériaux. On pourrait croire que ces systèmes sont destinés à préserver la santé des travailleurs en leur évitant d'inhaler ces poussières. Bien que ce soit le cas, ces systèmes ont surtout été conçus pour éviter un tout autre danger.

Le bois est un matériau inflammable. Par ailleurs, les métaux sont des matériaux oxydables ; certains, comme l'aluminium, plus que d'autres. Tant que ces matériaux sont à l'état de grosses pièces, ils présentent des risques assez limités d'incendie ou de réaction chimique. Par contre, les poussières de bois ou de métaux augmentent considérablement les risques, en raison de leur très grande surface de contact. Ainsi, un nuage formé de poussière de bois ou de métal présente un risque élevé d'explosion. Certains métaux réagissent facilement avec l'eau en formant du dihydrogène, ce qui accroît encore le risque d'explosion. Par le passé, au Québec comme ailleurs, ces nuages de poussière ont provoqué de nombreux accidents mortels. Aujourd'hui, il est devenu obligatoire dans les ateliers, y compris ceux des écoles, d'évacuer ces poussières à mesure qu'elles sont produites grâce à des systèmes de collecte, de transport et d'entreposage adéquats, afin d'éviter toute accumulation.



FIGURE 7.12 Des systèmes de ventilation extraient les poussières combustibles des ateliers.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

2.4 La température du milieu réactionnel

La température du milieu réactionnel a un lien direct avec la vitesse des réactions chimiques. Modifier la température est donc un moyen simple et pratique d'ajuster la vitesse des réactions. Ainsi, que ce soit au laboratoire ou dans un procédé industriel, une augmentation de la température permet d'accélérer les réactions chimiques. À l'inverse, en abaissant la température des aliments, on réussit à les conserver plus longtemps en entrepôt ou au réfrigérateur, car on ralentit les diverses réactions chimiques et biochimiques qui mènent à leur dégradation (*voir la figure 7.13*).

Une augmentation de la température du milieu réactionnel entraîne une augmentation de l'énergie cinétique des réactifs et favorise ainsi un plus grand nombre de collisions efficaces (*voir la figure 7.14*).

Comme on peut le constater sur la courbe de distribution de la figure 7.14, l'augmentation de la température provoque un décalage de la courbe vers la droite. L'énergie cinétique de toutes les particules augmente. Il n'y a pas plus de particules au total, mais un plus grand nombre réussit à franchir la barrière énergétique que constitue l'énergie d'activation. Le nombre de collisions efficaces augmente et la réaction se produit alors plus rapidement.

Une diminution de la température du milieu réactionnel aura l'effet inverse : elle amènera la réaction à se produire plus lentement, car moins de particules atteindront alors l'énergie d'activation nécessaire à la réaction.



FIGURE 7.13 Un réfrigérateur maintient la température des aliments autour de 4 °C. Cette basse température ralentit les réactions qui causent la dégradation des aliments, y compris les réactions biochimiques impliquant divers microbes.

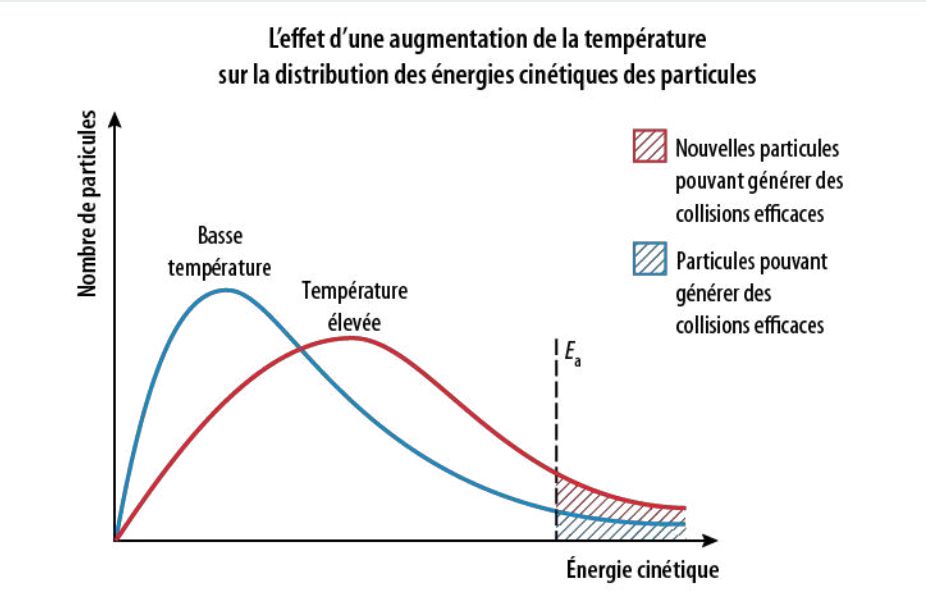


FIGURE 7.14 Une augmentation de la température entraîne une augmentation de l'énergie cinétique pour toutes les particules. Il y a alors plus de particules qui possèdent l'énergie nécessaire pour réagir.

2.5 La présence d'un catalyseur

L'atteinte de l'énergie d'activation est sans aucun doute le principal facteur qui détermine la facilité qu'a une réaction à se produire ainsi que la vitesse à laquelle cette réaction s'accomplit. La théorie des collisions montre que les particules qui franchissent la barrière énergétique que constitue l'énergie d'activation sont celles qui ont la possibilité de réagir. Une astuce est fréquemment utilisée en chimie afin de modifier la vitesse d'une réaction : elle consiste à modifier l'énergie d'activation grâce à l'ajout d'un catalyseur.

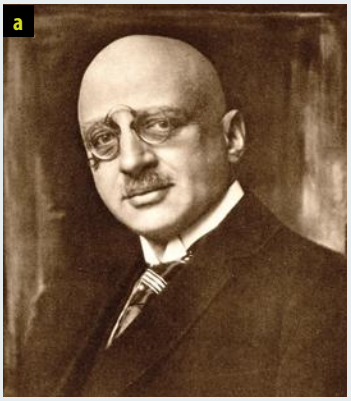
Un **catalyseur** est une substance ajoutée au milieu réactionnel, qui participe au mécanisme de la réaction et en modifie la vitesse, mais sans avoir de conséquences sur la nature des produits formés. Le catalyseur n'est pas un réactif, il n'est donc pas consommé par la réaction.

Le catalyseur agit généralement en introduisant une ou plusieurs étapes au mécanisme réactionnel. Il s'associe aux réactifs de façon à former un ou plusieurs complexes activés dont l'énergie est moindre que celle du complexe activé de la réaction non catalysée. Ceci a pour effet d'abaisser l'énergie d'activation de la réaction et d'en augmenter la vitesse.

Par exemple, la synthèse de l'ammoniac (NH_3) à partir de ses éléments est une réaction très lente, notamment à cause de la très grande stabilité de la molécule de diazote.

$$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightarrow 2\ NH_{3(g)}$$

a



b



FIGURE 7.15 Fritz Haber (1868-1934), récipiendaire du prix Nobel de chimie en 1918 pour ses travaux sur la synthèse de l'ammoniac (a). L'appareil de synthèse de l'ammoniac utilisé par Fritz Haber (b).

Au début du 20e siècle, le chimiste allemand Fritz Haber a développé un procédé de synthèse de l'ammoniac impliquant un catalyseur à base de fer (*voir la figure 7.15*). Dans ce procédé, le rôle du fer consiste essentiellement à favoriser la rencontre des molécules de diazote (N_2) et de dihydrogène (H_2) en les fixant à sa surface. Cette méthode permet de faciliter et d'accélérer la production de l'ammoniac, dont les applications industrielles sont nombreuses.

On utilise parfois certaines substances afin de ralentir la vitesse d'une réaction chimique : on appelle ces substances des inhibiteurs. Bien qu'on leur donne parfois le nom de « catalyseurs négatifs », les inhibiteurs ne devraient pas être considérés comme des catalyseurs, car ils sont partiellement consommés par la réaction et ils ne modifient pas l'énergie d'activation de la réaction. Si un complexe activé de plus haute énergie pouvait être formé avec l'inhibiteur, la vitesse de réaction ne serait pas affectée, car la réaction se déroulerait alors selon le mécanisme qu'elle aurait normalement sans inhibiteur, nécessitant moins d'énergie. Habituellement, les inhibiteurs réagissent avec des molécules intermédiaires du mécanisme réactionnel pour former d'autres produits. Puisque la concentration de ces molécules intermédiaires diminue, la vitesse de la réaction globale diminue.

L'effet d'un catalyseur sur l'énergie d'activation peut être observé dans la courbe de distribution des énergies cinétiques. La figure 7.16 montre que le catalyseur n'agit pas sur l'énergie cinétique des particules, mais qu'il permet plutôt de déplacer la barrière énergétique que constitue l'énergie d'activation de la réaction. Cet effet sur l'énergie d'activation peut aussi être illustré dans un diagramme énergétique (*voir la figure 7.17*).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

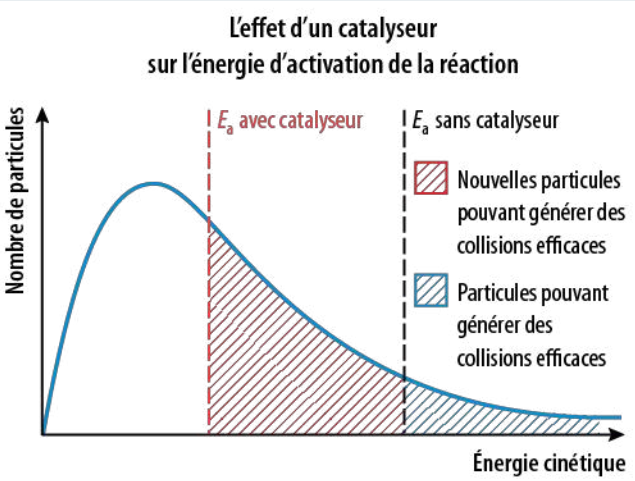


FIGURE 7.16 Le catalyseur abaisse l'énergie d'activation, ce qui a pour effet d'augmenter le nombre de collisions efficaces, accélérant ainsi la réaction.

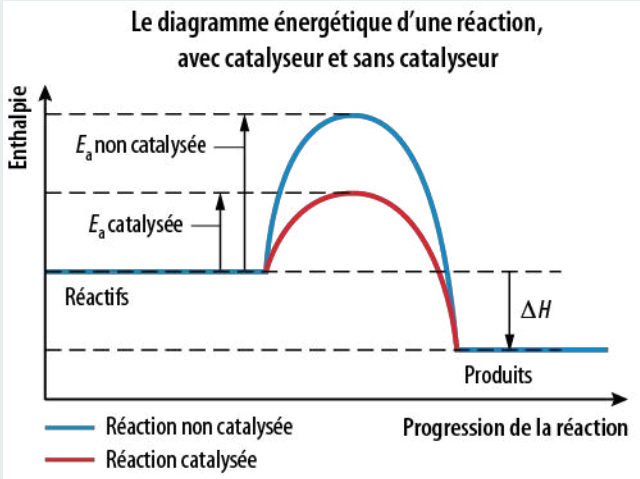


FIGURE 7.17 L'utilisation d'un catalyseur permet d'abaisser l'énergie d'activation sans changer l'enthalpie des réactifs ni celle des produits. La valeur de la variation d'enthalpie (ΔH) n'est donc pas modifiée.

EN PLUS… LA CATALYSE ENZYMATIQUE

Les êtres vivants sont le siège de très nombreuses réactions chimiques. Ces réactions, dites «biochimiques», sont à la base même de la vie et de tous les processus qui la caractérisent. La température des êtres vivants étant relativement basse (37 °C chez les mammifères), la plupart des réactions biochimiques ne pourraient avoir lieu si elles n'étaient pas catalysées. À des températures si peu élevées, les molécules présentes chez les êtres vivants ne possèdent pas l'énergie cinétique nécessaire pour réagir. Les enzymes sont de très grosses molécules de protéines présentes dans les cellules vivantes. Elles ont pour rôle de catalyser les réactions biochimiques afin de les rendre possibles et extrêmement rapides pour la plupart. L'action des enzymes se fait principalement en immobilisant les molécules de réactifs (appelées «substrats»), en les positionnant de façon idéale pour ensuite les forcer à entrer en collision ou encore pour les briser en plus petites molécules (*voir la figure 7.18*). Pour ce faire, l'enzyme doit modifier sa propre structure et change littéralement de forme pendant le processus.

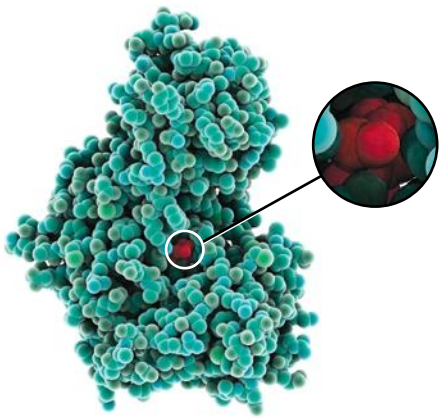


FIGURE 7.18 L'enzyme hexokinase participe au processus biochimique de la glycolyse par lequel les êtres vivants retirent l'énergie contenue dans le glucose (sucre). Illustrée en rouge au centre, une molécule de glucose est attachée à l'enzyme lors de la première étape de sa transformation.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

SECTION 2 EXERCICES

1. Nommez les cinq facteurs qui peuvent influer sur la vitesse des réactions chimiques.

La nature des réactifs, la concentration des réactifs, la surface de contact des réactifs, la température du milieu réactionnel et la présence d'un catalyseur.

2. Une réaction chimique impliquant le bris d'une ou de plusieurs liaisons doubles ou triples risque de procéder moins rapidement qu'une réaction qui n'implique que des liaisons simples. Expliquez pourquoi.

Briser les liaisons doubles ou triples demande généralement plus d'énergie que pour les liaisons simples. Ceci se traduit par une énergie d'activation assez élevée et une réaction lente.

3. Pour chacun des énoncés suivants, cochez la case qui correspond à l'effet obtenu sur la vitesse de réaction.

Énoncé	Effet sur la vitesse de réaction		
	Vitesse ↑	Vitesse ↓	Aucun
a) Augmenter la température du milieu réactionnel.	✓		
b) Diminuer la surface de contact des réactifs.		✓	
c) Diminuer la température du milieu réactionnel.		✓	
d) Ajouter un catalyseur.	✓		
e) Augmenter la concentration des réactifs.	✓		
f) Augmenter la surface de contact des réactifs.	✓		
g) Augmenter la quantité des réactifs liquides.			✓
h) Diminuer la concentration des réactifs.		✓	
i) Ajouter un inhibiteur.		✓	
j) Diminuer la quantité des réactifs solides.			✓

4. Indiquez un moyen simple, économique et efficace d'accélérer la réaction de substances se trouvant à l'état solide.

Réduire le solide en poudre ou en petits morceaux de façon à augmenter sa surface de contact.

5. Pour chacune des situations suivantes, indiquez quelle réaction se fera le plus rapidement. Expliquez brièvement votre réponse.

a) La réaction d'un morceau de calcium (Ca) avec de l'acide chlorhydrique (HCl) de concentration 1 mol/L. La même réaction avec de l'acide chlorhydrique de concentration 5 mol/L.

L'acide de concentration 5 mol/L réagira plus rapidement parce qu'une concentration plus élevée accélère la réaction.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

b) La réaction d'un morceau de calcium (Ca) avec de l'acide chlorhydrique (HCl) de concentration 1 mol/L.
La réaction d'une poudre de calcium avec le même acide.

La poudre de calcium réagira plus rapidement parce qu'une plus grande surface de contact accélère la réaction.

c) La décomposition du trioxyde de dibore (B_2O_3) dans un four.
La décomposition de la même substance à la température de la pièce.

La décomposition sera plus rapide dans un four, car une température plus élevée accélère la réaction.

d) La transformation du monoxyde de carbone (CO) en dioxyde de carbone (CO_2) avec catalyseur.
La même transformation sans catalyseur.

Un catalyseur permettra une réaction plus rapide en abaissant l'énergie d'activation de la réaction.

e) La réaction, dans un ballon, entre des volumes égaux de monoxyde de carbone ($CO_{(g)}$) et de dichlore ($Cl_{2(g)}$) à une pression totale de 100 kPa.
La même réaction à une pression totale de 300 kPa.

La réaction sera plus rapide à une pression de 300 kPa parce que cela correspond à de plus grandes concentrations pour chacun des deux gaz.

f) La réaction entre 0,5 mol de dihydrogène ($H_{2(g)}$) et 0,5 mol de diiode ($I_{2(g)}$) dans un ballon de 5 L.
La même réaction dans un ballon de 10 L.

La réaction est plus rapide dans un ballon de 5 L, car la concentration des gaz est plus élevée.

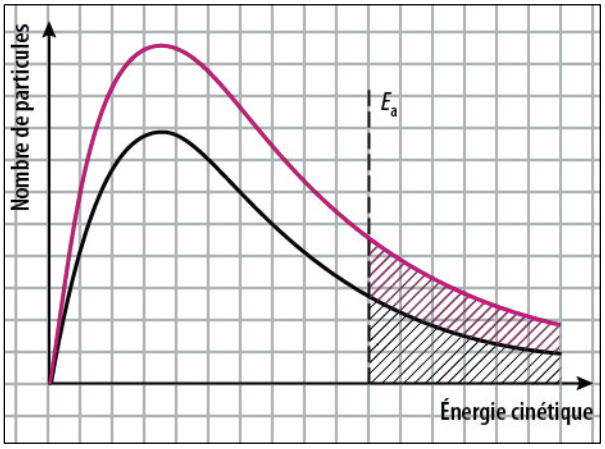
6. La vitesse des réactions chimiques est déterminée par le nombre de collisions efficaces entre les particules de réactifs. Le nombre de collisions efficaces est lui-même dépendant du nombre total de collisions ou de l'énergie d'activation de la réaction.

Pour chacun des facteurs suivants, indiquez s'il agit sur le nombre total de collisions ou sur l'énergie d'activation. Cochez la case appropriée.

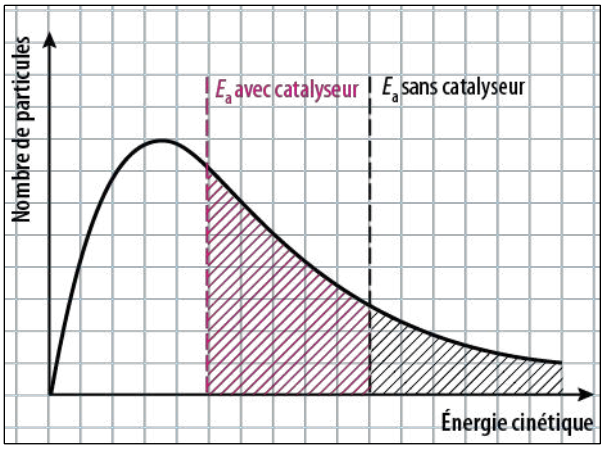
Facteur	Nombre total de collisions	Énergie d'activation
a) Nature des réactifs		✓
b) Surface de contact des réactifs	✓	
c) Concentration des réactifs	✓	
d) Température du milieu réactionnel	✓	
e) Présence d'un catalyseur		✓

7. Modifiez la courbe de chacun des diagrammes suivants en fonction du changement indiqué. Hachurez ensuite la partie du diagramme qui correspond aux nouvelles particules pouvant avoir des collisions efficaces à la suite de la modification.

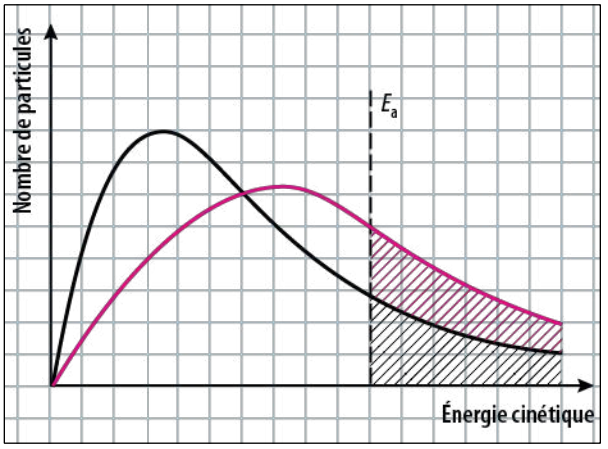
a) Augmentation de la concentration des réactifs.



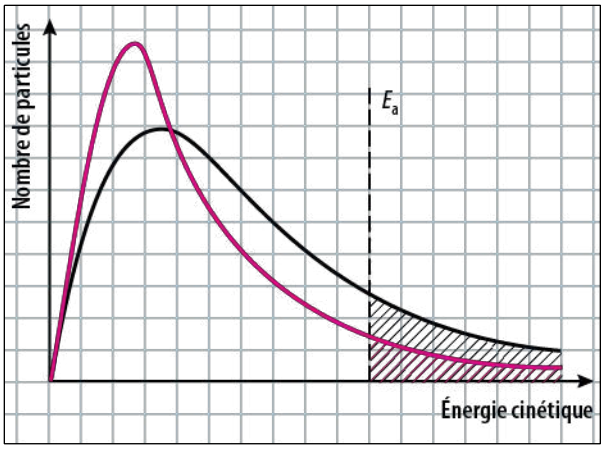
b) Ajout d'un catalyseur.



c) Augmentation de la température du milieu réactionnel.



d) Diminution de la température du milieu réactionnel.



8. Un catalyseur est ajouté au milieu réactionnel afin d'accélérer une réaction chimique. Que peut-on dire sur la quantité de catalyseur lorsque la réaction est complétée ?

La quantité de catalyseur est la même qu'au début de la réaction, car il ne s'agit pas d'un réactif.

Le catalyseur n'est pas consommé par la réaction.

9. Expliquez chacune des situations suivantes en vous appuyant sur vos connaissances relatives aux facteurs qui influent sur la vitesse de réaction.

a) Le test de l'éclisse enflammée permet d'identifier certains gaz. Durant ce test, on observe que la flamme est plus vive dans l'oxygène pur que dans l'air. Expliquez pourquoi.

La flamme est plus vive dans l'oxygène pur, car sa concentration y est plus élevée que dans l'air, où elle n'est que de 20 % environ.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

b) Le sel de déglaçage ($CaCl_2$) répandu sur les routes en hiver a un effet corrosif sur la carrosserie des véhicules. On observe toutefois que les véhicules qui restent dehors tout l'hiver sont moins touchés par la corrosion que ceux qui passent les nuits à l'intérieur d'un garage. Expliquez pourquoi.

La température est plus élevée dans un garage qu'à l'extérieur durant l'hiver. La réaction d'oxydation qui cause la corrosion se fait alors plus rapidement.

c) Pourquoi une feuille de papier journal brûle-t-elle moins rapidement lorsqu'on la froisse pour en faire une petite boulette ?

En réduisant la feuille de papier journal en une boulette, on diminue sa surface de contact avec l'oxygène nécessaire à sa combustion. Le papier brûle alors moins rapidement.

d) Les bijoux en or conservent leur éclat et restent beaux plus longtemps que d'autres, fabriqués avec des métaux moins coûteux tels que l'acier ou le cuivre ou même l'argent. Expliquez pourquoi.

La nature des réactifs influence la vitesse de réaction. L'or est un métal très peu réactif en général.

e) Pourquoi conserve-t-on les aliments périssables au réfrigérateur ?

La dégradation des aliments est causée par des réactions chimiques et par l'activité microbienne. Ces réactions chimiques ou biochimiques sont ralenties lorsque la température est abaissée.

f) Dans les scieries, on installe des systèmes de ventilation performants afin de réduire les risques d'incendie alors que cette mesure n'est pas obligatoire dans un entrepôt de bois. Expliquez pourquoi.

La poussière de bois qu'on trouve dans une scierie offre une très grande surface de contact avec l'oxygène présent dans l'air, bien supérieure à celle des pièces de bois empilées dans un entrepôt. Les risques qu'un nuage de poussière de bois s'enflamme avec une étincelle sont plus grands dans une scierie que dans un entrepôt.

10. Dans le tableau suivant, indiquez pour chacun des facteurs présentés, s'il a un effet à la hausse (↑) ou à la baisse (↓) sur les différents aspects de la réaction. N'indiquez rien pour un aspect de la réaction qui n'est pas affecté.

Facteur \ Effet	Énergie cinétique des particules	Nombre de collisions efficaces	Énergie d'activation	Variation d'enthalpie de la réaction	Vitesse de la réaction
a) Diminution de la concentration des réactifs		↓			↓
b) Augmentation de la surface de contact des réactifs		↑			↑
c) Augmentation de la température du milieu réactionnel	↑	↑			↑
d) Ajout d'un catalyseur		↑	↓		↑
e) Ajout d'un inhibiteur		↓			↓

SECTION 3

LA LOI DES VITESSES DE RÉACTION

La concentration des réactifs exerce une influence sur la vitesse des réactions chimiques. En effet, des concentrations de réactifs plus élevées ont pour effet d'augmenter la vitesse des réactions. L'étude expérimentale des vitesses de réaction permet de constater qu'il existe une relation mathématique entre la concentration des réactifs et la vitesse d'une réaction chimique. Cette relation est expliquée par la loi des vitesses de réaction.

La loi des vitesses de réaction

Soit la réaction hypothétique suivante :

$$a\,A + b\,B \rightarrow c\,C + d\,D$$

La loi de la vitesse de réaction s'exprime de la façon suivante :

$$v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$$

où

v = vitesse de réaction

k = constante de vitesse

[A], [B] = concentrations des réactifs, exprimées en moles par litre (mol/L)

m, n = ordres de réaction en fonction de chacun des réactifs

Seuls les réactifs à l'état gazeux ou aqueux seront considérés dans les calculs de vitesse, car les solides et les liquides ont des concentrations qui ne varient pas.

3.1 L'étude expérimentale de la vitesse et l'ordre de la réaction

L'ordre d'un réactif est une valeur qui indique à quel point la variation de la concentration d'un réactif affecte la vitesse de la réaction. Plus la valeur de l'ordre du réactif est élevée, plus l'impact de la variation de concentration sur la vitesse est important. Afin de déterminer l'ordre de réaction d'un réactif, on doit procéder à une analyse de la vitesse en fonction de la concentration de ce réactif en maintenant constantes toutes les autres conditions dans lesquelles se déroule la réaction. Prenons l'exemple de la décomposition du pentaoxyde de diazote (N_2O_5) à 25 °C.

$$2\,N_2O_{5(g)} \rightarrow 4\,NO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

La réaction est assez rapide dans les premiers instants, mais elle ralentit progressivement par la suite. La figure 7.19, à la page suivante, montre la variation de la concentration du pentaoxyde de diazote pendant la réaction.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

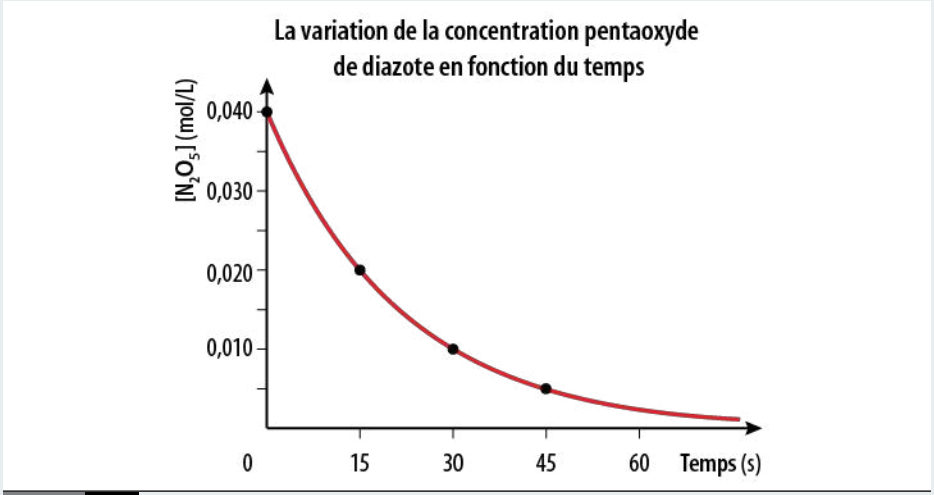


FIGURE 7.19 La disparition du pentaoxyde de diazote (N_2O_5) est de moins en moins rapide à mesure que la réaction progresse.

Un calcul des vitesses instantanées à différents temps de la réaction permet de constater que la vitesse diminue à mesure que la concentration du réactif diminue. Le tableau 7.1 présente les vitesses calculées pour cette réaction avec les concentrations correspondantes.

TABLEAU 7.1 La concentration du pentaoxyde de diazote et les vitesses instantanées à différents moments de la réaction

Temps de la réaction (s)	Concentration du N_2O_5 (mol/L)	Vitesse instantanée ($\times 10^{-4}$ mol/L • s)
0	0,040	28
15	0,020	14
30	0,010	7,0
45	0,005	3,5

Une analyse des vitesses et des concentrations correspondantes montre qu'il y a une relation proportionnelle entre ces deux variables. On peut ainsi écrire :

$$v \propto [N_2O_5]$$

Il est mathématiquement possible de remplacer le symbole de proportionnalité ($\propto$) par une constante de proportionnalité (k). L'équation qui exprime la vitesse de cette réaction est donc :

$$v = k \cdot [N_2O_5]$$

Dans ce cas, la vitesse est directement proportionnelle à la concentration du pentaoxyde de diazote. En effet, lorsque sa concentration est doublée, la vitesse est aussi doublée. La valeur attribuée à l'ordre de la réaction pour le pentaoxyde de diazote est donc de 1, car l'exposant affecté à la concentration de ce réactif dans cette formule est de 1. (L'exposant de valeur 1 n'est généralement pas indiqué dans l'expression mathématique.)

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Il arrive que la vitesse de réaction soit affectée différemment par la variation de la concentration d'un réactif. À titre d'exemple, pour la réaction suivante, le fait de doubler la concentration de monoxyde d'azote (NO) amène la vitesse de réaction à quadrupler.

$$2\,H_{2(g)} + 2\,NO_{(g)} \rightarrow 2\,H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$$

Toutefois, pour la même réaction, si la concentration du dihydrogène (H_2) est doublée, la vitesse de réaction ne fait que doubler. L'ordre de la réaction est ainsi de 1 pour le dihydrogène et de 2 pour le monoxyde d'azote. L'équation exprimant la vitesse de cette réaction serait donc :

$$v = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$$

Le tableau 7.2 montre comment on peut déterminer l'ordre de la réaction pour un réactif donné en doublant sa concentration tout en maintenant constante la concentration des autres réactifs ainsi que la température.

TABLEAU 7.2 L'ordre de réaction d'un réactif en fonction de l'effet observé sur la vitesse

Effet sur la vitesse de réaction lorsque la concentration du réactif est doublée	Ordre de réaction de ce réactif
Aucun effet sur la vitesse.	0
La vitesse est multipliée par deux.	1
La vitesse est multipliée par quatre.	2
La vitesse est multipliée par huit.	3

Les valeurs de l'ordre de réaction sont généralement des nombres entiers, mais il arrive que ce soit des fractions simples comme $^1/_2$ ou $^1/_3$.

3.2 L'ordre global de la réaction

Lorsque des modifications de concentration sont appliquées à plusieurs réactifs à la fois, chacune de ces modifications entraîne un effet sur la vitesse. L'ordre de réaction peut donc être considéré pour l'ensemble des réactifs.

L'**ordre global de la réaction** est la somme des ordres de chacun des réactifs.

Ainsi, pour la réaction suivante :

$$2\,H_{2(g)} + 2\,NO_{(g)} \rightarrow 2\,H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$$

dont l'équation qui exprime la vitesse est :

$$v = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$$

l'ordre global de la réaction est : 1 + 2 = 3.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Ainsi, selon la relation présentée dans le tableau 7.2 entre l'ordre de réaction et l'effet observé sur la vitesse, si on double la concentration de chacun des réactifs, la vitesse de la réaction sera multipliée par 8.

3.3 La constante de vitesse

La constante de vitesse (k) que l'on retrouve dans l'expression mathématique de la vitesse de réaction est indépendante de la concentration des réactifs. Elle n'est cependant valable que pour une réaction donnée, à une température donnée. Le chimiste suédois Arrhenius a établi que sa valeur augmente d'un facteur 2 ou 3 lorsque la température du milieu réactionnel augmente de 10 °C.

On peut calculer la valeur de la constante de vitesse en l'isolant dans l'équation de la vitesse de réaction :

$$k = \frac{v}{[A]^m \cdot [B]^n}$$

Par exemple, la constante de vitesse pour les réactions présentées aux pages 282 et 284 s'exprimerait de la façon suivante.

Décomposition du pentaoxyde de diazote (N_2O_5) :

$$2\ N_2O_{5(g)} \rightarrow 4\ NO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

$$k = \frac{v}{[N_2O_5]}$$

Réaction entre le dihydrogène (H_2) et le monoxyde d'azote (NO) :

$$2\ H_{2(g)} + 2\ NO_{(g)} \rightarrow 2\ H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$$

$$k = \frac{v}{[H_2] \cdot [NO]^2}$$

L'exemple suivant montre le calcul de la constante de vitesse pour la réaction de décomposition du pentaoxyde de diazote à partir des résultats présentés dans le tableau 7.1, à la page 283.

EXEMPLE

Données

$[N_2O_5] = 0{,}040$ mol/L

$v = 28 \times 10^{-4}$ mol/L • s

$k = ?$

Solution

Calculer la valeur de k.

$$k = \frac{v}{[N_2O_5]} = \frac{28 \times 10^{-4}\ \text{mol/L} \cdot \text{s}}{0{,}040\ \text{mol/L}} = 0{,}070\ \text{s}^{-1}$$

Réponse La valeur de la constante de vitesse est de 0,070 s^{-1}.

Puisque k représente une constante, on obtiendra la même valeur quel que soit le temps de réaction, à condition que la température demeure la même.

Il est à noter que les unités de mesure de la constante de vitesse changent d'une réaction à l'autre selon le nombre de réactifs et l'ordre de chacun des réactifs. Le tableau 7.3, à la page suivante, présente les différentes unités de mesure de la constante de vitesse selon l'ordre global de la réaction.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

TABLEAU 7.3 Les unités de mesure de la constante de vitesse en fonction de l'ordre global de la réaction

Ordre global	Unité de mesure de k
0	$mol/L \cdot s$
1	s^{-1}
2	$L/mol \cdot s$
3	$L^2/mol^2 \cdot s$

Voici maintenant un exemple complet où l'on détermine l'expression de la vitesse ainsi que la valeur de la constante de vitesse de la réaction pour la réaction hypothétique suivante :

$$2\ A_{(aq)} + B_{(aq)} \rightarrow C_{(aq)} + 2\ D_{(s)}$$

Plusieurs expériences ont été réalisées de façon à étudier la variation de la vitesse de réaction lorsque la concentration d'un réactif est doublée et que la concentration de l'autre réactif est maintenue constante. La température demeure constante pour chacune des expériences. Toutes les vitesses sont calculées au tout début de la réaction, après 5 secondes. Les résultats de trois expériences sont présentés dans le tableau 7.4.

TABLEAU 7.4 Les vitesses de réaction en fonction des concentrations initiales des réactifs

Expérience	[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	Vitesse d'apparition de C ($\times 10^{-5}$ mol/L • s)
1	0,010	0,010	2,4
2	0,020	0,010	9,6
3	0,010	0,020	4,8

Les résultats montrent que la vitesse de réaction quadruple lorsque la concentration de A est doublée et que celle de B est gardée constante. L'ordre pour ce réactif est donc de 2. Par ailleurs, lorsque la concentration de B est doublée, la vitesse de réaction est aussi doublée. L'ordre du réactif B est donc de 1.

Ainsi, l'expression de la vitesse de cette réaction est :

$$v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$$

L'expression pour la constante de vitesse est :

$$k = \frac{v}{[A]^2 \cdot [B]}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

La valeur de la constante de vitesse est :

$$k = \frac{2{,}4 \times 10^{-5}\ \text{mol/L} \cdot \text{s}}{[0{,}010\ \text{mol/L}]^2 \cdot [0{,}010\ \text{mol/L}]} = 24\ \text{L}^2/\text{mol}^2 \cdot \text{s}$$

La même valeur de k serait obtenue à partir des deux autres expériences.

On peut aussi calculer la vitesse de réaction pour d'autres concentrations de réactifs à condition que la réaction ait lieu à la même température.

Ainsi, pour une concentration de 0,015 mol/L du réactif A et de 0,025 mol/L du réactif B, on calcule la vitesse de réaction de la façon suivante.

EXEMPLE

Données

[A] = 0,015 mol/L
[B] = 0,025 mol/L
k = 24 $L^2/mol^2 \cdot s$
v = ? mol/L • s

Solution

Calculer la vitesse de réaction.

$v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$
$= (24\ L^2/mol^2 \cdot s) \cdot (0{,}015\ mol/L)^2 \cdot 0{,}025\ mol/L$
$= 1{,}4 \times 10^{-4}$ mol/L • s

Réponse La vitesse de réaction est de $1{,}4 \times 10^{-4}$ mol/L • s.

ZOOM SVANTE AUGUST ARRHENIUS



FIGURE 7.20
Svante August Arrhenius, chimiste suédois (1859-1927)

Enfant, le jeune Svante August Arrhenius était un véritable prodige. Autodidacte dès l'âge de trois ans, il s'est distingué tout au long de ses études. À 25 ans, il présente une thèse de doctorat sur la conductivité et la dissociation des électrolytes. Ses travaux, d'abord accueillis tièdement par ses professeurs, lui vaudront le prix Nobel de chimie en 1903. En 1905, il participe à la création de l'Institut Nobel de recherche en physique, et s'en voit confier la direction. Arrhenius occupera ce poste jusqu'à sa mort, en 1927.

À partir de 1891, Arrhenius a occupé différents postes de professeur dans des universités de Suède, s'intéressant à de nombreux sujets. Parmi ses travaux, on remarque sa prédiction d'un réchauffement climatique dû à un accroissement de la concentration de dioxyde de carbone dans l'air. Il formule une loi relative à l'effet de la température sur la vitesse des réactions chimiques, connue aujourd'hui sous le nom de « loi d'Arrhenius ».

Sa participation à l'Institut d'État pour la biologie raciale, dont il était membre du conseil d'administration, constitue un aspect plus sombre de sa carrière. Les travaux de cet institut conduiront à la stérilisation forcée de plus de 60 000 personnes handicapées en Suède entre 1930 et 1970.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

SECTION 3 EXERCICES

1. La loi des vitesses de réaction vient préciser l'effet d'un des facteurs qui influe sur la vitesse des réactions chimiques. De quel facteur s'agit-il ?

A. La nature des réactifs.

B. La température du milieu réactionnel.

(C.) La concentration des réactifs.

D. La surface de contact des réactifs.

E. La présence d'un catalyseur.

2. Encerclez l'énoncé qui définit le mieux l'ordre d'un réactif dans une réaction chimique.

A. La valeur de l'ordre d'un réactif indique combien de fois la vitesse de réaction est multipliée lorsque la concentration de ce réactif est doublée.

(B.) La valeur de l'ordre d'un réactif indique combien de fois la vitesse de réaction est multipliée par deux lorsque la concentration de ce réactif est doublée.

C. La valeur de l'ordre d'un réactif indique le rang (ex. : 1er à réagir, 2^{e} à réagir, etc.) auquel ce réactif réagit dans le mécanisme réactionnel.

D. La valeur de l'ordre d'un réactif indique par quel facteur la vitesse de réaction est multipliée lorsque la concentration de ce réactif est doublée.

3. Comment la constante de vitesse est-elle affectée par la température ? Encerclez le bon énoncé.

A. La constante de vitesse n'est pas affectée par un changement de température.

(B.) La constante de vitesse augmente lorsque la température augmente.

C. La constante de vitesse diminue lorsque la température augmente.

4. Associez l'ordre d'un réactif avec son effet sur la vitesse en fonction de la concentration de ce réactif.

a) Ordre 0	I) La vitesse varie avec le carré de la concentration.
b) Ordre 1	II) La vitesse varie avec le cube de la concentration.
c) Ordre 2	III) La vitesse ne varie pas.
d) Ordre 3	IV) La vitesse varie proportionnellement à la concentration.

5. À partir des expressions suivantes de vitesses de réaction, déterminez l'ordre de réaction pour chacun des réactifs.

a) $v = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$ — Ordre pour H_2 : 1 — Ordre pour NO : 2

b) $v = k \cdot [S_2O_8^{2-}] \cdot [I^-]$ — Ordre pour $S_2O_8^{2-}$: 1 — Ordre pour I^- : 1

c) $v = k \cdot [CHCl_3] \cdot [Cl_2]^{½}$ — Ordre pour $CHCl_3$: 1 — Ordre pour Cl_2 : ½

d) $v = k \cdot [CH_3CHO]^2$ — Ordre pour CH_3CHO : 2

e) $v = k \cdot [X] \cdot [Y]^2$ — Ordre pour X : 1 — Ordre pour Y : 2

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

6. Dans la réaction $2\ NO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2\ NOCl_{(g)}$, l'ordre de la réaction est de 2 pour NO et de 1 pour Cl_2.

a) Quelle équation exprime la vitesse de réaction ? $v = k \cdot [NO]^2 \cdot [Cl_2]$

b) Indiquez ce qu'il adviendra de la vitesse de réaction dans chacune des situations suivantes.

Situation	Effet sur la vitesse de réaction
I) On double la concentration de NO.	La vitesse sera multipliée par quatre.
II) On double la concentration de Cl_2.	La vitesse doublera.
III) On triple la concentration de NO.	La vitesse sera multipliée par neuf.
IV) On diminue la température du milieu réactionnel.	La vitesse diminuera.
V) On réduit la concentration de Cl_2 de moitié.	La vitesse sera divisée par deux.
VI) On réduit la concentration de NO de moitié.	La vitesse sera divisée par quatre.

7. L'éthanal (CH_3CHO), aussi appelé « acétaldéhyde », est une substance odorante produite par certaines plantes. Sa réaction de décomposition possède un ordre global de réaction de 2. Voici l'équation de cette réaction :

$$CH_3CHO_{(g)} \rightarrow CH_{4(g)} + CO_{(g)}$$

La constante de vitesse de cette réaction est de 0,33 L/mol • s à 520 °C.

a) Quelle équation exprime la vitesse de cette réaction ? $v = k \cdot [CH_3CHO]^2$

b) Calculez la vitesse de réaction pour une concentration de 0,020 mol/L d'éthanal.

Données	**Solution**
$k = 0{,}33$ L/mol • s $[CH_3CHO] = 0{,}020$ mol/L $v = ?$ mol/L • s	*Calculer la vitesse de réaction.* $v = k \cdot [CH_3CHO]^2$ $= (0{,}33\ \text{L/mol} \cdot \text{s}) \cdot (0{,}020\ \text{mol/L})^2$ $= 1{,}3 \times 10^{-4}$ mol/L • s
Réponse : La vitesse de réaction est de $1{,}3 \times 10^{-4}$ mol/L • s.	

c) Calculez la vitesse de réaction pour une concentration de 0,040 mol/L d'éthanol.

Données	**Solution**
$[CH_3CHO] = 0{,}040$ mol/L Vitesse à 0,020 mol/L = $1{,}3 \times 10^{-4}$ mol/L • s $v = ?$ mol/L • s	*Calculer la vitesse de réaction à une concentration de 0,040 mol/L.* Puisque la concentration a doublé et que la réaction est d'ordre 2 pour ce réactif, la vitesse sera multipliée par quatre. $v = (1{,}3 \times 10^{-4}\ \text{mol/L} \cdot \text{s}) \cdot 4$ $= 5{,}3 \times 10^{-4}$ mol/L • s
Réponse : La vitesse de réaction est de $5{,}3 \times 10^{-4}$ mol/L • s.	

8. On a mesuré la vitesse de réaction entre le dihydrogène (H_2) et le diiode (I_2) à 425 °C. L'équation de la réaction est la suivante :

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2\,HI_{(g)}$$

Les résultats de trois expériences avec des concentrations initiales différentes sont présentés dans le tableau suivant :

Expérience	$[H_2]$ (mol/L)	$[I_2]$ (mol/L)	v ($\times 10^{-4}$ mol/L • s)
1	0,080	0,080	4,1
2	0,080	0,160	8,2
3	0,160	0,080	8,2

a) Déterminez l'ordre de réaction pour chacun des réactifs.

Ordre pour H_2 : 1

Ordre pour I_2 : 1

b) Déterminez l'ordre global de la réaction.

L'ordre global de la réaction est 2.

c) Quelle équation exprime la vitesse de réaction ?

$v = k \cdot [H_2] \cdot [I_2]$

d) Calculez la constante de vitesse de cette réaction.

Données

$v = 4{,}1 \times 10^{-4}$ mol/L • s

$[H_2] = 0{,}080$ mol/L

$[I_2] = 0{,}080$ mol/L

$k = ?$

Solution

Calculer la constante de vitesse.

$$v = k \cdot [H_2] \cdot [I_2] \Rightarrow k \frac{v}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

$$k = \frac{4{,}1 \times 10^{-4}\,\text{mol/L} \cdot \text{s}}{[0{,}080\,\text{mol/L}] \cdot [0{,}080\,\text{mol/L}]}$$

$= 0{,}064$ L/mol • s

Réponse : La valeur de la constante de vitesse est de 0,064 L/mol • s.

e) Quelle serait la vitesse de la réaction pour une concentration de dihydrogène de 0,025 mol/L et une concentration de diiode de 0,015 mol/L ?

Données

$k = 0{,}064$ L/mol • s

$[H_2] = 0{,}025$ mol/L

$[I_2] = 0{,}015$ mol/L

$v = ?$ mol/L • s

Solution

Calculer la vitesse de réaction.

$v = k \cdot [H_2] \cdot [I_2]$

$= (0{,}064$ L/mol • s) • 0,025 mol/L • 0,015 mol/L

$= 2{,}4 \times 10^{-5}$ mol/L • s

Réponse : La vitesse de réaction serait de $2{,}4 \times 10^{-5}$ mol/L • s.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

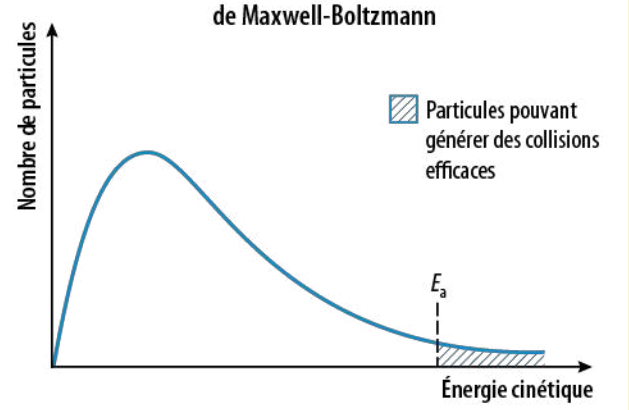
CHAPITRE 7 SYNTHÈSE

LES FACTEURS QUI INFLUENT SUR LA VITESSE DE RÉACTION

La théorie des collisions

- Les particules de matière sont continuellement en mouvement. Pour que des réactions chimiques aient lieu, les particules de réactifs doivent entrer en collision.
- Les **collisions efficaces** sont des collisions qui se font selon une orientation adéquate et avec une énergie suffisante, supérieure à l'énergie d'activation de la réaction. Ces collisions entraînent la transformation des particules de réactifs en produits.
- Une collision qui a lieu selon une orientation inadéquate ou avec une énergie insuffisante n'entraîne pas la formation de produits. Lors de ces collisions inefficaces, les particules de réactifs rebondissent les unes sur les autres de façon élastique.

1 La courbe de distribution des énergies cinétiques de Maxwell-Boltzmann

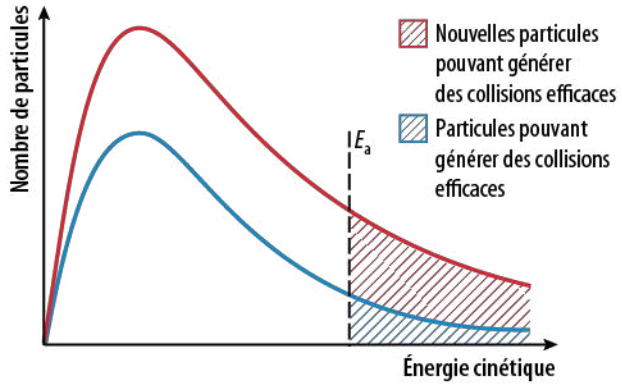


- Les réactions chimiques se déroulent fréquemment en plusieurs étapes. Le **mécanisme réactionnel** est la succession des **réactions élémentaires** d'une réaction chimique.
- La réaction élémentaire dont le complexe activé possède la plus haute énergie par rapport aux réactifs de départ constitue l'étape la plus lente : c'est celle qui détermine la vitesse de la réaction globale.

Les différents facteurs qui agissent sur la vitesse de réaction

- La **nature des réactifs** : des réactifs différents réagissent à des vitesses différentes. Certaines molécules particulièrement stables réagissent lentement.
- La **concentration des réactifs** : une concentration de réactifs plus élevée entraîne une augmentation du nombre de collisions efficaces et une augmentation de la vitesse de réaction.

2 L'effet d'une augmentation de la concentration sur la distribution des énergies cinétiques des particules



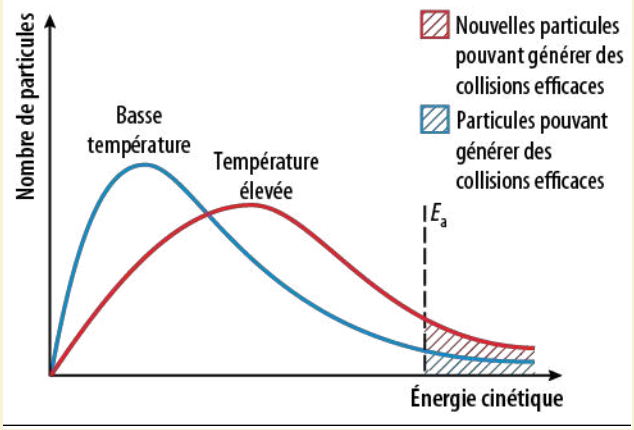
La zone du diagramme hachurée en rouge montre les nouvelles particules qui peuvent générer des collisions efficaces à la suite de l'augmentation de la concentration des réactifs (courbe rouge).

- La **surface de contact des réactifs** : réduire en poudre les réactifs à l'état solide ou les fractionner en petits morceaux augmente leur surface de contact avec les autres réactifs. Ainsi, le nombre de collisions efficaces et la vitesse de réaction augmentent.
- La **température du milieu réactionnel** : l'augmentation de la température du milieu réactionnel augmente l'énergie cinétique de toutes les particules. Plus de particules peuvent alors atteindre l'énergie d'activation, ce qui augmente le nombre de collisions efficaces et la vitesse de réaction (*voir le diagramme 3, à la page suivante*).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

3

L'effet d'une augmentation de la température sur la distribution des énergies cinétiques des particules

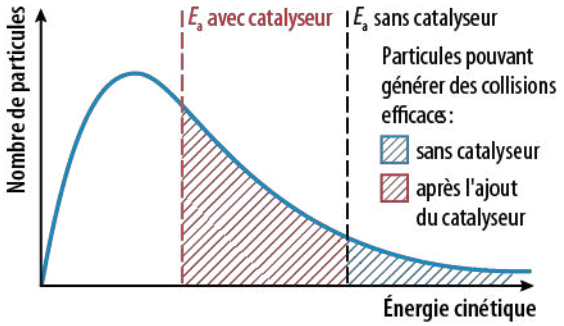


La zone du diagramme hachurée en rouge montre les nouvelles particules qui peuvent avoir des collisions efficaces à la suite de l'augmentation de la température du milieu réactionnel (courbe rouge).

- La **présence d'un catalyseur** modifie le mécanisme réactionnel en introduisant une ou plusieurs étapes dont les complexes activés nécessitent une énergie moindre que celle de la réaction non catalysée.
  - Le catalyseur n'est pas consommé par la réaction : sa quantité demeure la même tout au long de la réaction.
  - Le complexe activé de faible énergie formé en présence d'un catalyseur permet de diminuer l'énergie d'activation de la réaction. Le nombre de collisions efficaces et la vitesse de réaction augmentent.
  - Contrairement au catalyseur, un inhibiteur est une substance qui permet de ralentir une réaction chimique.

4

L'effet d'un catalyseur sur l'énergie d'activation de la réaction



La zone du diagramme hachurée en rouge montre les nouvelles particules qui peuvent avoir des collisions efficaces à la suite de l'introduction d'un catalyseur dans le milieu réactionnel.

La loi des vitesses de réaction

- La **loi des vitesses de réaction** précise l'effet de la concentration des réactifs sur la vitesse de réaction. Cette loi ne s'applique qu'aux réactions élémentaires, soit celles qui se déroulent en une seule étape.
- Soit la réaction hypothétique suivante :

$$a\,A + b\,B \rightarrow c\,C + d\,D$$

La loi de la vitesse de réaction s'exprime de la façon suivante :

$$v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$$

- Les exposants m et n dans cette formule désignent l'**ordre de la réaction** pour chacun des réactifs. Ces ordres sont déterminés expérimentalement. Ils indiquent l'effet de l'augmentation de la concentration d'un réactif en particulier sur la vitesse de réaction.
- La **constante de vitesse** (k) que l'on retrouve dans l'expression mathématique de la vitesse de réaction est indépendante de la concentration des réactifs. Elle n'est cependant valable que pour une réaction donnée, à une température donnée.

L'effet sur la vitesse de réaction selon l'ordre d'un réactif lorsque sa concentration est doublée

Ordre d'un réactif	Effet sur la vitesse de réaction
0	Aucun effet sur la vitesse.
1	La vitesse est doublée.
2	La vitesse est multipliée par quatre.
3	La vitesse est multipliée par huit.

- L'**ordre global de la réaction** est la somme des ordres de chacun des réactifs.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXERCICES

1 Les questions suivantes portent sur la théorie des collisions. Répondez à chacune d'elles par une réponse courte.

a) Comment nomme-t-on les collisions qui donnent lieu à la transformation des particules de réactifs en produits ?

Collisions efficaces.

b) Quelles sont les deux conditions pour obtenir ce type de collision entre des particules de réactifs ?

Énergie cinétique des particules de réactifs suffisante et orientation adéquate des particules de réactifs.

c) Comment nomme-t-on la barrière énergétique que les particules de réactifs doivent franchir pour qu'une réaction ait lieu ?

Énergie d'activation.

d) Qu'arrive-t-il aux particules de réactifs qui entrent en collision sans réussir à réagir ?

Les particules rebondissent de façon élastique (sans perdre d'énergie cinétique).

e) Quel est le nom de l'ensemble des étapes d'une réaction impliquant plusieurs réactifs ?

Mécanisme réactionnel.

f) Comment nomme-t-on chacune des étapes d'une réaction qui implique plusieurs réactifs ?

Réaction élémentaire.

2 Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) Pour une réaction se déroulant selon un mécanisme réactionnel, l'étape qui détermine la vitesse de réaction est l'étape la plus rapide.	☐	☑
b) L'étape déterminante d'un mécanisme réactionnel est celle qui possède l'énergie d'activation la plus élevée.	☐	☑
c) Les ordres de réaction doivent être déterminés expérimentalement.	☑	☐
d) Un catalyseur n'a pas d'effet sur le nombre de collisions entre les particules de réactifs.	☑	☐
e) La quantité, la concentration et la surface de contact des réactifs sont des facteurs qui influent sur la vitesse de réaction.	☐	☑
f) La loi des vitesses de réaction permet de calculer la vitesse d'une réaction chimique à partir de la concentration des réactifs.	☑	☐
g) La constante de vitesse est dépendante de la température.	☑	☐

Justification : *a)* C'est l'étape la plus lente qui détermine la vitesse de la réaction.

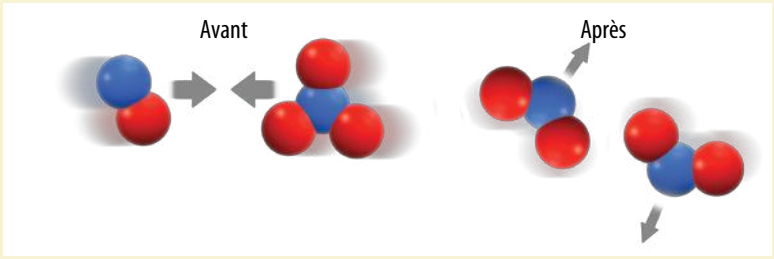
b) L'étape déterminante de la réaction est celle qui possède le complexe activé de plus haute énergie par rapport aux réactifs de départ.

e) La quantité de réactifs n'a pas d'effet sur la vitesse de réaction.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

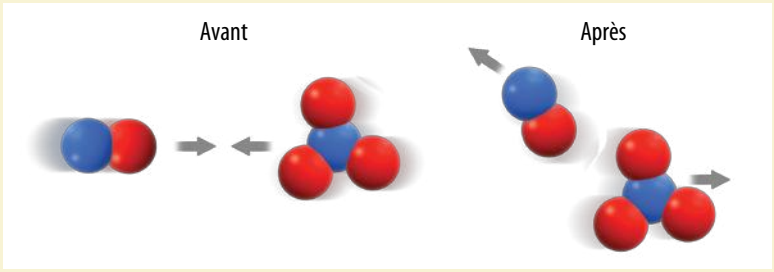
3 Pour chacune des illustrations suivantes, indiquez si la collision est efficace ou inefficace.

a)



Collision efficace ☑
Collision inefficace ☐

b)



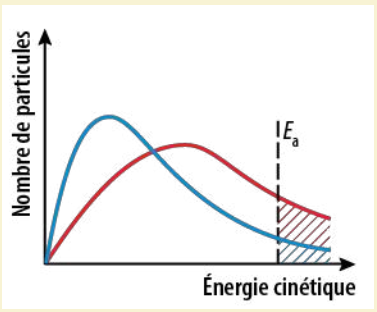
Collision efficace ☐
Collision inefficace ☑

4 On se sert d'un diagramme de distribution des énergies cinétiques pour illustrer le nombre de particules pouvant avoir des collisions efficaces. La courbe de distribution de l'énergie cinétique permet aussi d'observer l'effet de certains facteurs qui influent sur la vitesse de réaction.

Sous chacun des diagrammes suivants, inscrivez le facteur qui a mené à la modification (indiquée en rouge) de la courbe de départ.

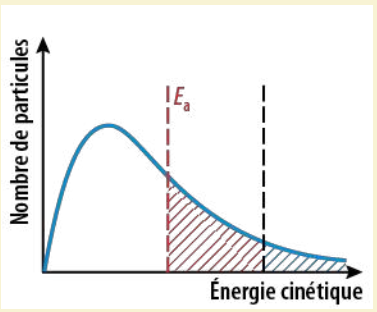
- Concentration des réactifs
- Présence d'un catalyseur
- Température du milieu réactionnel

a)



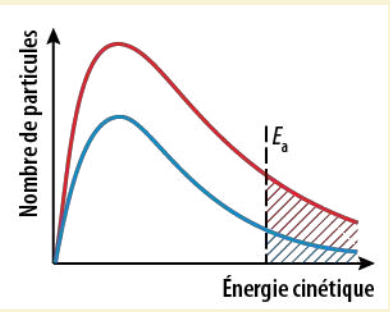
Température du milieu réactionnel.

b)



Présence d'un catalyseur.

c)



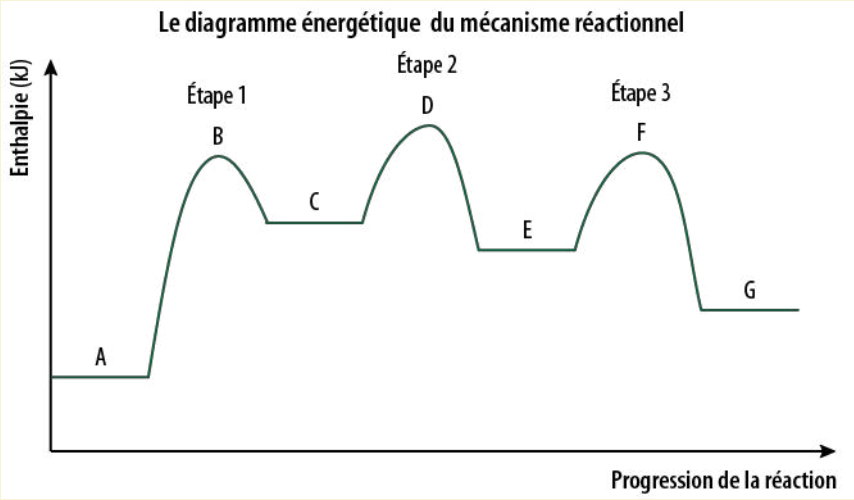
Concentration des réactifs.

5 Le diazote (N_2) est une molécule qui réagit difficilement. Lorsqu'elle participe à une réaction, celle-ci est toujours lente à moins d'être catalysée. Expliquez pourquoi le diazote est une molécule qui réagit plutôt lentement.

Le diazote est une molécule très stable à cause de la triple liaison qui unit les atomes d'azote et qui est difficile à briser. C'est pourquoi elle réagit lentement.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

6 Observez le diagramme suivant, puis répondez aux questions ci-dessous.



a) Quelle est l'étape déterminante pour la vitesse de la réaction globale ? Étape 2

b) Indiquez la ou les lettres qui désignent les réactifs. A

c) Indiquez la ou les lettres qui désignent les produits. G

d) Indiquez la ou les lettres qui désignent des molécules intermédiaires. C et E

e) Indiquez la ou les lettres qui désignent des complexes activés. B, D et F

7 Pour la réaction chimique suivante :

$$3\ Ca_{(s)} + 2\ H_3PO_{4(aq)} \rightarrow Ca_3(PO_4)_{2(s)} + 3\ H_{2(g)}$$

Indiquez, dans le tableau suivant, pour chacune des modifications proposées, si elle a un effet à la hausse (↑) ou à la baisse (↓) ou aucun effet (0) sur les différents aspects de la réaction.

Modification	Énergie cinétique des particules	Nombre de collisions efficaces	Énergie d'activation	Variation d'enthalpie de la réaction	Vitesse de la réaction
a) Augmentation de la masse du calcium (Ca)	0	0	0	0	0
b) Réduction en poudre du calcium	0	↑	0	0	↑
c) Réfrigération du montage de la réaction	↓	↓	0	0	↓
d) Ajout de $Ca_3(PO_4)_2$	0	0	0	0	0
e) Augmentation de la concentration de H_3PO_4	0	↑	0	0	↑
f) Ajout d'un catalyseur	0	↑	↓	0	↑

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

8 Pour chacune des situations suivantes, indiquez laquelle des deux réactions est la plus rapide. Expliquez brièvement votre réponse.

a) La neutralisation d'une mole d'acide chlorhydrique (HCl) avec une mole d'hydroxyde de sodium (NaOH) dans 1 L d'eau.
La même réaction dans 100 L d'eau.

La neutralisation est plus rapide dans 1 L d'eau, car les deux substances sont alors beaucoup plus concentrées que dans 100 L d'eau.

b) L'oxydation d'une tige de fer.
L'oxydation d'une masse de limaille de fer équivalente.

L'oxydation est plus rapide avec la limaille de fer, car sa surface de contact est plus élevée que celle de la tige de fer.

c) L'oxydation de limaille de fer laissée à la température de la pièce.
L'oxydation de limaille de fer chauffée à haute température.

L'oxydation est plus rapide si la limaille est chauffée, car la vitesse de réaction augmente avec la température.

9 Répondez aux questions suivantes en vous appuyant sur vos connaissances relatives aux facteurs qui influent sur la vitesse des réactions chimiques.

a) Pourquoi est-il utile d'étendre le linge sur une corde pour le faire sécher ?

En étendant le linge, on augmente sa surface de contact avec l'air. Bien qu'il ne s'agisse pas d'une réaction chimique, l'évaporation de l'eau se fait alors plus rapidement.

b) Dans le système d'échappement des gaz d'une automobile, un dispositif a pour rôle de transformer des gaz polluants tels que le monoxyde de carbone (CO) et le dioxyde d'azote (NO_2) en gaz inoffensifs (CO_2 et N_2). Ce dispositif comprend un catalyseur. Quelle est l'utilité de ce catalyseur ?

Les gaz ne restent pas longtemps dans le système d'échappement. Le catalyseur accélère les réactions chimiques qui transforment ces gaz polluants, ce qui permet d'éliminer une plus grande quantité de gaz polluants.

c) Les entrepôts où sont conservés les fruits et les légumes avant leur vente dans les épiceries ont souvent une atmosphère réduite en oxygène. Quel avantage cela présente-t-il ?

L'oxydation des fruits et des légumes est une des principales causes de la dégradation des aliments. En réduisant la concentration d'oxygène dans l'entrepôt, on ralentit l'oxydation des fruits et des légumes.

10 Dans la réaction suivante, l'ordre de la réaction est de 2 pour le HCl.

$$CaCO_{3(s)} + 2\ HCl_{(aq)} \rightarrow CaCl_{2(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

a) Quelle est l'équation qui exprime la vitesse de la réaction ? $v = k \cdot [HCl]^2$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

b) Indiquez ce qu'il adviendra de la vitesse de réaction dans chacune des situations suivantes.

Situation	Effet sur la vitesse de réaction
I) On double la concentration de HCl.	La vitesse sera multipliée par quatre.
II) On double la masse de $CaCO_3$.	La vitesse ne sera pas affectée.
III) On augmente la température du milieu réactionnel.	La vitesse augmentera.
IV) On triple la concentration de HCl.	La vitesse sera multipliée par neuf.
V) On ajoute de l'eau au milieu réactionnel de façon à en doubler le volume.	La vitesse sera divisée par quatre.
VI) On ajoute du $CaCl_2$ au milieu réactionnel.	La vitesse ne sera pas affectée.

11 Soit la réaction hypothétique suivante, où l'ordre de réaction est de 1 pour le réactif A et de 2 pour le réactif B.

$$A_{(aq)} + B_{(aq)} \rightarrow C_{(s)} + D_{(aq)}$$

À 25 °C, la constante de vitesse de cette réaction est de 0,27 $L^2/mol^2 \cdot s$.

a) Quelle est l'équation qui exprime la vitesse de cette réaction ? $v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$

b) Calculez la vitesse de réaction lorsque la concentration est de 0,50 mol/L pour chacun des réactifs.

Données	**Solution**
k = 0,27 $L^2/mol^2 \cdot s$	*Calculer la vitesse de réaction.*
[A] = 0,50 mol/L	$v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$
[B] = 0,50 mol/L	= (0,27 $L^2/mol^2 \cdot s$) • (0,50 mol/L) • (0,50 mol/L)^2
v = ? mol/L • s	= 0,034 mol/L • s
Réponse : La vitesse de réaction est de 0,034 mol/L • s.	

c) Calculez la vitesse de réaction avec une concentration de 0,25 mol/L de A et une concentration de 1,00 mol/L de B.

Données	**Solution**
k = 0,27 $L^2/mol^2 \cdot s$	*Calculer la vitesse de réaction.*
[A] = 0,25 mol/L	La concentration de A est divisée par deux. La vitesse est donc divisée par deux, car l'ordre de réaction est de 1 pour ce réactif.
[B] = 1,00 mol/L	La concentration de B est doublée. La vitesse est donc multipliée par quatre, car l'ordre de réaction est de 2 pour ce réactif.
Vitesse pour [A] et [B] à 0,50 mol/L = 0,034 mol/L • s	$v = \frac{0{,}034 \text{ mol/L} \cdot \text{s}}{2}$
v = ? mol/L • s	= 0,068 mol/L • s
Réponse : La vitesse de réaction est de 0,068 mol/L • s.	

d) Calculez la vitesse de réaction avec une concentration de 1,30 mol/L de A et une concentration de 0,80 mol/L de B.

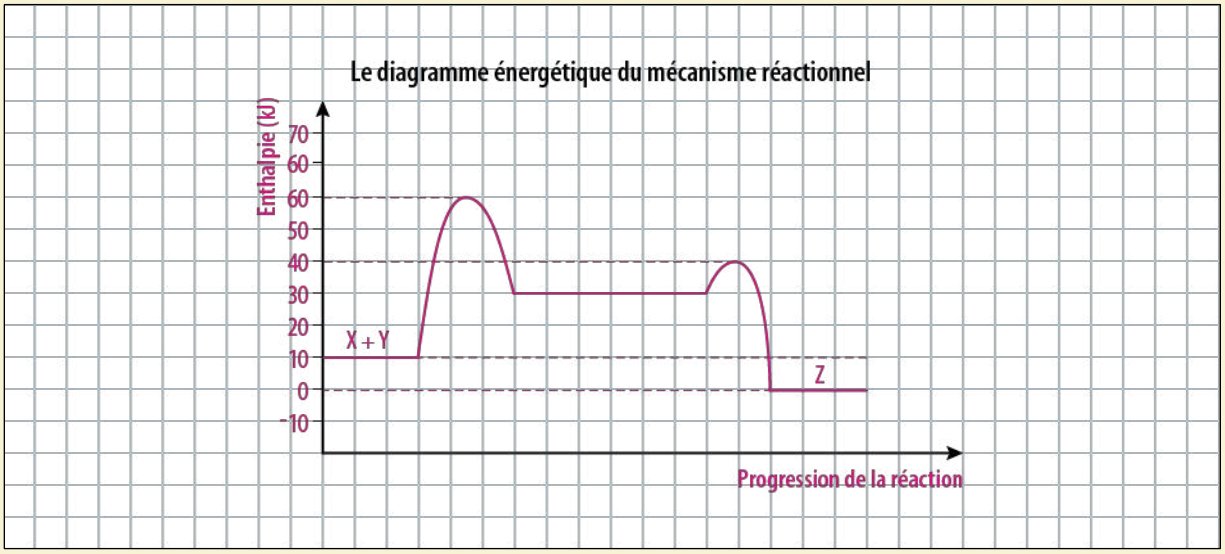
Données	**Solution**
$k = 0{,}27\ L^2/mol^2 \cdot s$	*Calculer la vitesse de réaction.*
$[A] = 1{,}30\ mol/L$	$v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$
$[B] = 0{,}80\ mol/L$	$= (0{,}27\ L^2/mol^2 \cdot s) \cdot (1{,}30\ mol/L) \cdot (0{,}80\ mol/L)^2$
$v = ?\ mol/L \cdot s$	$= 0{,}22\ mol/L \cdot s$
Réponse : La vitesse de réaction est de 0,22 mol/L • s.	

12 DÉFI La réaction chimique globale suivante se déroule en deux étapes successives :

$$X + Y \rightarrow Z$$

a) À partir des données suivantes, tracez le diagramme énergétique du mécanisme réactionnel de la réaction.

- L'enthalpie des produits est fixée arbitrairement à 0 kJ.
- L'énergie d'activation de la première réaction élémentaire est de 50 kJ.
- L'énergie d'activation de la seconde réaction élémentaire est de 10 kJ.
- L'enthalpie du complexe activé de la première réaction élémentaire est de 60 kJ.
- L'enthalpie du complexe activé de la seconde réaction élémentaire est de 40 kJ.



b) Quelle est l'enthalpie des réactifs ? 10 kJ

c) Quelle est l'enthalpie des molécules intermédiaires ? 30 kJ

d) Quelle est la variation d'enthalpie de la seconde réaction élémentaire ? -30 kJ

e) Quelle est la variation d'enthalpie de la réaction globale ? -10 kJ

f) Quelle est l'étape déterminante pour la vitesse de cette réaction ? La 1re étape

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

13 DÉFI Voici l'équation de la décomposition du dioxyde d'azote (NO_2) en monoxyde d'azote (NO) et en dioxygène (O_2) :

$$2\ NO_{2(g)} \rightarrow 2\ NO_{(g)} + O_{2(g)}$$

Deux expériences ont été réalisées pour vérifier l'effet de la concentration initiale du dioxyde d'azote sur la vitesse. Voici les résultats :

Expérience	$[NO_2]$ (mol/L)	v ($\times 10^{-4}$ mol/L • s)
1	0,025	3,375
2	0,050	13,50

a) Déterminez l'ordre de réaction du dioxyde d'azote.

2

b) Déterminez l'ordre global de la réaction.

2

c) Quelle est l'équation qui exprime la vitesse de réaction ?

$v = k \cdot [NO_2]^2$

d) Calculez la constante de vitesse de cette réaction.

Données

$v = 3{,}375 \times 10^{-4}$ mol/L • s

$[NO_2] = 0{,}025$ mol/L

$k = ?$

Solution

Calculer la constante de vitesse.

$v = k \cdot [NO_2]^2 \Rightarrow \quad k = \dfrac{v}{[NO_2]^2}$

$$k = \frac{3{,}375 \times 10^{-4}\ \text{mol/L} \cdot \text{s}}{[0{,}025\ \text{mol/L}]^2}$$

$= 0{,}54$ L/mol • s

Réponse : La valeur de la constante de vitesse est de 0,54 L/mol • s.

e) Quelle serait la vitesse de la réaction avec une concentration de 0,040 mol/L de NO_2 ?

Données

$k = 0{,}54$ L/mol • s

$[NO_2] = 0{,}040$ mol/L

$v = ?$ mol/L • s

Solution

$v = k \cdot [NO_2]^2$

$= (0{,}54\ \text{L/mol} \cdot \text{s}) \cdot (0{,}040\ \text{mol/L})^2$

$= 8{,}6 \times 10^{-4}$ mol/L • s

Réponse : La vitesse de réaction serait de $8{,}6 \times 10^{-4}$ mol/L • s.

f) Quelle serait la vitesse de la réaction avec une concentration de 0,120 mol/L de NO_2 ?

Données

$k = 0{,}54$ L/mol • s

$[NO_2] = 0{,}120$ mol/L

Vitesse à 0,040 mol/L = $8{,}6 \times 10^{-4}$ mol/L • s

$v = ?$ mol/L • s

Solution

Calculer la vitesse de réaction.

La concentration de NO_2 est multipliée par trois. La vitesse est donc multipliée par neuf, car l'ordre de réaction est de 2 pour ce réactif.

$v = (8{,}6 \times 10^{-4}\ \text{mol/L} \cdot \text{s}) \cdot 9 = 7{,}7 \times 10^{-3}$ mol/L • s

Réponse : La vitesse de réaction serait de $7{,}7 \times 10^{-3}$ mol/L • s.

MODULE 3



CONSOLIDATION

1 Quels sont les cinq facteurs qui ont un effet sur la vitesse des réactions chimiques ?

La nature des réactifs, la concentration des réactifs, la surface de contact des réactifs, la température du milieu réactionnel et la présence d'un catalyseur.

2 Nommez quatre façons d'augmenter le nombre de collisions efficaces entre les particules des réactifs lors d'une réaction chimique.

Augmenter la concentration des réactifs.

Augmenter la surface de contact des réactifs.

Augmenter la température du milieu réactionnel.

Ajouter un catalyseur.

3 Du chlorure d'hydrogène gazeux (HCl) a été préparé à partir de dihydrogène (H_2) et de dichlore (Cl_2) selon l'équation suivante :

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2\,HCl_{(g)}$$

Dans le ballon de 5,0 L où la réaction a eu lieu, on a mesuré que la pression partielle du dichlore est passée de 380 kPa à 114 kPa dans les 30,0 premières minutes de la réaction. La température a été maintenue à 45 °C pendant la réaction.

a) Calculez la vitesse de réaction du dichlore en mol/L • min pour les 30,0 premières minutes de la réaction.

Données

$p_i = 380$ kPa

$p_f = 114$ kPa

$\Delta t = 30{,}0$ min

$V = 5{,}0$ L

$T = 45\ °C + 273 = 318$ K

$R = 8{,}314$ (kPa • L)(mol • K)

$v = ?$ mol/L • min

Solution

1. *Calculer la vitesse de réaction en kPa/min.*

$$v = \frac{\Delta p}{\Delta t} = -\frac{114\text{ kPa} - 380\text{ kPa}}{30{,}0\text{ min}} = \frac{266\text{ kPa/min}}{30{,}0\text{ min}}$$

$= 8{,}87$ kPa/min

2. *Calculer le nombre de moles de Cl_2.*

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{8{,}87\text{ kPa} \cdot 5{,}0\text{ L}}{8{,}314\text{ (kPa} \cdot \text{L)(mol} \cdot \text{K)} \cdot 318\text{ K}} = 0{,}0168\text{ mol}$$

3. *Calculer la concentration de Cl_2.*

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0{,}0168\text{ mol}}{5{,}0\text{ L}} = 0{,}0034\text{ mol/L}$$

4. *Exprimer la vitesse de réaction en mol/L • min.*

$v = 0{,}0034$ mol/L • min

Réponse : La vitesse de réaction du dichlore pour les 30,0 premières minutes de réaction est de 0,0034 mol/L • min.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

b) Calculez la vitesse générale de cette réaction pour la même période de temps.

Données	**Solution**
$v_{Cl_2} = 0{,}0034$ mol/L • min $v_g = ?$ mol/L • min	*Calculer la vitesse générale de la réaction.* $v_g = \frac{v_{Cl_2}}{1} = \frac{0{,}0034 \text{ mol/L} \cdot \text{min}}{1}$ $= 0{,}0034$ mol/L • min
Réponse : La vitesse générale de la réaction est de 0,0034 mol/L • min.	

c) Calculez la vitesse de formation du chlorure d'hydrogène durant ces 30 minutes.

Données	**Solution**
$v_g = 0{,}0034$ mol/L • min $v_{HCl} = ?$ mol/L • min	*Calculer la vitesse de réaction pour HCl.* $v_g = \frac{v_{HCl}}{2} \Rightarrow v_{HCl} = 2v_g$ $v_{HCl} = 2 \cdot (0{,}0034 \text{ mol/L} \cdot \text{min})$ $= 0{,}0068$ mol/L • min
Réponse : La vitesse de réaction du chlorure d'hydrogène est de 0,0068 mol/L • min.	

4 L'électrolyse du chlorure de sodium fondu (NaCl) entraîne la formation de sodium (Na) et de dichlore (Cl_2) aux électrodes. L'équation de la réaction est la suivante :

$$2\,NaCl_{(l)} \rightarrow 2\,Na_{(s)} + Cl_{2(g)}$$

Sous une tension électrique constante, la vitesse de formation du dichlore est de $8{,}4 \times 10^{-5}$ mol/s.

a) Combien de temps sera nécessaire pour remplir un ballon de 10,0 L de dichlore à TAPN ?

Données	**Solution**
$v = 8{,}4 \times 10^{-5}$ mol/s $p = 101{,}3$ kPa $T = 25\ °C + 273 = 298$ K $\Delta V = 10{,}0$ L $R = 8{,}314$ (kPa • L)(mol • K) $\Delta t = ?$ s	1. *Calculer le volume de Cl_2 produit en 1 seconde.* $pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p}$ $V = \frac{8{,}4 \times 10^{-5} \text{mol} \cdot 8{,}314 \text{ (kPa} \cdot \text{L)(mol} \cdot \text{K)} \cdot 298 \text{ K}}{101{,}3 \text{ kPa}}$ $= 2{,}05 \times 10^{-3}$ L 2. *Exprimer la vitesse en L/s.* $v = 2{,}05 \times 10^{-3}$ L/s 3. *Calculer le temps nécessaire pour obtenir 10,0 L de Cl_2.* $v = \frac{\Delta V}{\Delta t} \Rightarrow \Delta t = \frac{\Delta V}{v}$ $\Delta t = \frac{10{,}0 \text{ L}}{2{,}05 \times 10^{-3} \text{ L/s}} = 4878 \text{ s} = 81 \text{ min } 18 \text{ s}$
Réponse : Le temps nécessaire pour produire 10,0 L de dichlore à TAPN est de 81 min 18 s.	

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

b) Quelle est la vitesse de la réaction en fonction du chlorure de sodium, en g/s ?

Données

$v_{Cl_2} = 8{,}4 \times 10^{-5}$ mol/s

$M_{NaCl} = 58{,}44$ g/mol

$v_{NaCl} = ?$ g/s

Solution

1. *Calculer la vitesse générale de la réaction.*

$$v_g = \frac{v_{Cl_2}}{1} = \frac{8{,}4 \times 10^{-5}\ \text{mol/s}}{1}$$

$$= 8{,}4 \times 10^{-5}\ \text{mol/s}$$

2. *Calculer la vitesse de réaction de NaCl en mol/s.*

$$v_g = \frac{v_{NaCl}}{2} \Rightarrow v_{NaCl} = 2v_g$$

$$v_{NaCl} = 2 \cdot 8{,}4 \times 10^{-5}\ \text{mol/s} = 1{,}7 \times 10^{-4}\ \text{mol/s}$$

3. *Transformer les moles en grammes de NaCl.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn$$

$$m = 58{,}44\ \text{g/mol} \cdot 1{,}7 \times 10^{-4}\ \text{mol}$$

$$= 9{,}9 \times 10^{-3}\ \text{g}$$

4. *Exprimer la vitesse en g/s.*

$$v = 9{,}9 \times 10^{-3}\ \text{g/s}$$

Réponse : La vitesse de réaction du NaCl est de $9{,}9 \times 10^{-3}$ g/s.

5 La décomposition du carbonate de calcium ($CaCO_3$) libère du dioxyde de carbone (CO_2). Voici l'équation de la réaction :

$$CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

Le CO_2 est récupéré par déplacement d'eau dans une burette à gaz. Les conditions de pression et de température du laboratoire sont de 102,0 kPa et 23 °C.

Après 5 minutes de réaction, le volume de dioxyde de carbone recueilli est de 37,8 mL.

Calculez la vitesse de réaction pour cette période de temps. Exprimez votre réponse en mol/s.

Données

$\Delta V = 37{,}8$ mL

$\Delta t = 300$ s

$p = 102{,}0$ kPa

$T = 23\ °C + 273 = 296$ K

$R = 8{,}314$ (kPa • L)(mol • K)

p_{pH_2O} à 23 °C = 2,81 kPa

$v = ?$ mol/s

Solution

1. *Calculer la vitesse de réaction en mL/s.*

$$v = \frac{\Delta V}{\Delta t} = \frac{37{,}8\ \text{mL}}{300\ \text{s}} = 0{,}126\ \text{mL/s}$$

2. *Convertir la vitesse en L/s.*

$$v = 0{,}126\ \text{mL/s} \cdot \frac{1\text{L}}{1000\ \text{mL}} = 0{,}000\ 126\ \text{L/s} = 1{,}26 \times 10^{-4}\ \text{L/s}$$

3. *Calculer la pression partielle de CO_2.*

$$p_t = p_{pCO_2} + p_{pH_2O} \Rightarrow p_{pCO_2} = p_t - p_{pH_2O}$$

$$p_{pCO_2} = 102{,}0\ \text{kPa} - 2{,}81\ \text{kPa} = 99{,}19\ \text{kPa}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

4. Calculer le nombre de moles de CO_2 formées en une seconde.

$$pV = nRT \quad \Rightarrow \quad n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{99{,}19\ \text{kPa} \cdot 1{,}26 \times 10^{-4}\ \text{L}}{8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 296\ \text{K}} = 5{,}08 \times 10^{-6}\ \text{mol}$$

5. Exprimer la vitesse de réaction en mol/s.

$v = 5{,}08 \times 10^{-6}$ mol/s

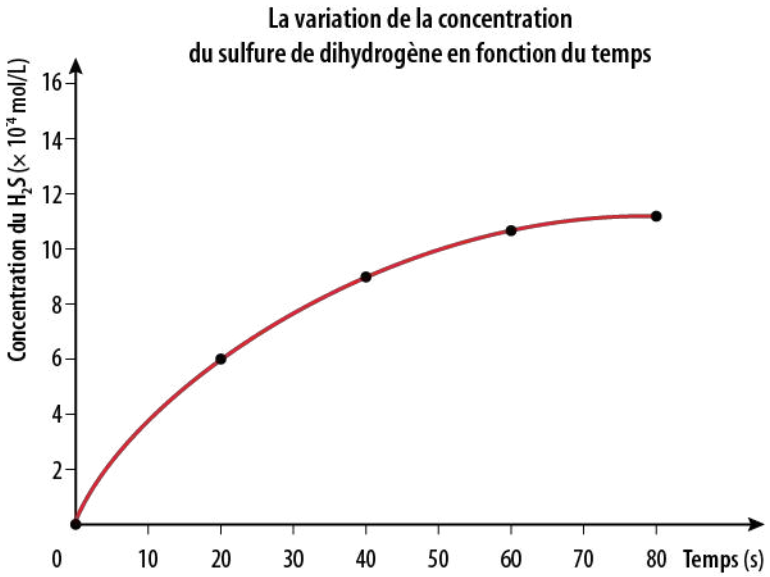
Réponse : La vitesse de réaction est de $5{,}08 \times 10^{-6}$ mol/s.

6 DÉFI Voici l'équation de la réaction entre le méthane (CH_4) et le disoufre (S_2) :

$$CH_{4(g)} + 2\ S_{2(g)} \rightarrow CS_{2(g)} + 2\ H_2S_{(g)}$$

Dans cette réaction, l'ordre de réaction est de 1 pour chacun des réactifs. Au laboratoire, on a mesuré la variation de la concentration du sulfure de dihydrogène (H_2S) à plusieurs reprises.

Les résultats sont présentés dans le diagramme suivant.



a) Calculer la vitesse moyenne de formation du sulfure de dihydrogène durant les 60 premières secondes de réaction.

Données

$[H_2S]$ au temps 0 s = 0 mol/L

$[H_2S]$ au temps 60 s = $10{,}5 \times 10^{-4}$ mol/L

$\Delta t = 60$ s

$v = ?$ mol/L • s

Solution

Calculer la vitesse moyenne de formation de H_2S en trouvant le taux de variation de la sécante.

$$v = \frac{\Delta[H_2S]}{\Delta t} = \frac{10{,}5 \times 10^{-4}\ \text{mol/L} - 0\ \text{mol/L}}{60\ \text{s}}$$

$$= \frac{10{,}5 \times 10^{-4}\ \text{mol/L}}{60\ \text{s}} = 1{,}8 \times 10^{-5}\ \text{mol/L} \cdot \text{s}$$

Réponse : La vitesse moyenne de formation du sulfure de dihydrogène durant les 60 premières secondes est de $1{,}8 \times 10^{-5}$ mol/L • s.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

b) Calculer la vitesse instantanée de formation du sulfure de dihydrogène à la 60e seconde.

Données

$[H_2S]$ au temps 0 s = $7{,}8 \times 10^{-4}$ mol/L

$[H_2S]$ au temps 80 s = $11{,}7 \times 10^{-4}$ mol/L

$t_1 = 0$ s

$t_2 = 80$ s

v = ? mol/L • s

Solution

(Le choix des coordonnées pour le calcul du taux de variation de la tangente peut varier d'un élève à l'autre. La réponse peut aussi varier légèrement selon la précision lors du traçage de la tangente.)

Calculer la vitesse instantanée de formation de H_2S en trouvant le taux de variation de la tangente à 60 s.

$$v = \frac{\Delta[H_2S]}{\Delta t} = \frac{(11{,}7\times10^{-4}\text{ mol/L}) - (7{,}8\times10^{-4}\text{ mol/L})}{80\text{ s} - 0\text{ s}}$$

$$= \frac{3{,}9\times10^{-4}\text{ mol/L}}{80\text{ s}} = 4{,}9\times10^{-6}\text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

Réponse : La vitesse instantanée de formation de sulfure de dihydrogène à la 60e seconde est de $4{,}9 \times 10^{-6}$ mol/L • s.

c) Écrivez l'équation qui exprime la vitesse de la réaction selon la loi des vitesses de réaction.

$v = k \cdot [CH_4] \cdot [S_2]$

d) Quel est l'ordre global de cette réaction ? 2

e) Si à la 60e seconde, la concentration du méthane est de $9{,}5 \times 10^{-4}$ mol/L et que celle du disoufre est de $1{,}48 \times 10^{-3}$ mol/L, calculez la valeur de la constante de vitesse.

Données

$v_{H_2S} = 4{,}9 \times 10^{-6}$ mol /L • s

$[CH_4] = 9{,}5 \times 10^{-4}$ mol/L

$[S_2] = 1{,}48 \times 10^{-3}$ mol/L

k = ?

Solution

1. *Calculer la vitesse générale de la réaction.*

$$v_g = \frac{v_{H_2S}}{2} = \frac{4{,}9\times10^{-6}\text{ mol/L} \cdot \text{s}}{2}$$

$$= 2{,}5\times10^{-6}\text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

2. *Calculer la constante de vitesse.*

$$v = k \cdot [CH_4] \cdot [S_2] \Rightarrow \quad k = \frac{v}{[CH_4] \cdot [S_2]}$$

$$k = \frac{2{,}5\times10^{-6}\text{ mol/L} \cdot \text{s}}{9{,}5\times10^{-4}\text{ mol/L} \cdot 1{,}48\times10^{-3}\text{ mol/L}}$$

$$= 1{,}8\text{ L/mol} \cdot \text{s}$$

Réponse : La valeur de la constante de vitesse est de 1,8 L/mol • s.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

MODULE

4

L'équilibre chimique



SOMMAIRE

Chapitre 8 L'aspect qualitatif de l'équilibre chimique 306
Chapitre 9 L'aspect quantitatif de l'équilibre chimique 337



CHAPITRE 8

L'ASPECT QUALITATIF DE L'ÉQUILIBRE CHIMIQUE

L'équilibre chimique est un état dynamique comparable à celui qui existe dans un écosystème aquatique, comme celui d'un lac. L'écosystème d'un lac est en équilibre dynamique, puisque les interactions entre les nutriments, les gaz dissous, la lumière et les organismes vivants y assurent le maintien de la vie. Cependant, si un facteur de cet équilibre est modifié, par exemple si la lumière est réduite dans les profondeurs du lac à la suite de la formation d'une couche d'algues, tout l'équilibre est alors rompu. Cela peut avoir des conséquences irréversibles, comme la transformation du lac en marais.

Ce chapitre aborde l'aspect qualitatif de l'équilibre chimique. Vous y étudierez ce qu'est un état d'équilibre dynamique, les conditions de son obtention, ainsi que les facteurs qui peuvent influer sur cet équilibre. Par la suite, vous serez en mesure de prévoir dans quel sens (direct ou inverse) un équilibre chimique est déplacé à la suite de la modification d'un des facteurs de cet équilibre.

SOMMAIRE

Section 1 Qu'est-ce que l'équilibre chimique ? 307
Section 2 Les facteurs qui influent sur l'état d'équilibre 314

SECTION 1

QU'EST-CE QUE L'ÉQUILIBRE CHIMIQUE ?

L'étude qualitative d'un équilibre chimique nécessite d'abord la connaissance des conditions de son obtention. Une des conditions d'atteinte de cet équilibre est que la réaction soit une réaction réversible. Il faut donc distinguer une réaction réversible d'une réaction irréversible.

1.1 Les réactions irréversibles et les réactions réversibles

On peut regrouper les réactions chimiques en deux catégories : les réactions irréversibles et les réactions réversibles.

Les réactions irréversibles

L'oxydation du fer (Fe) est un bon exemple de réaction complète. La formation de la rouille (*voir la figure 8.1*) est un phénomène qui se poursuit jusqu'à l'épuisement de l'un ou des deux réactifs de l'oxydation : le fer et le dioxygène (O_2). Le produit de la réaction, la rouille, ne pourra jamais redevenir du fer et du dioxygène. La réaction ne se déroule donc que dans un sens de telle sorte qu'il est impossible de réaliser la réaction inverse. Il s'agit d'une réaction irréversible.

Les réactions directe et inverse, p. 174

Une **réaction irréversible** est une réaction qui ne peut se produire que dans un seul sens, des réactifs vers les produits.

Une réaction chimique irréversible peut être représentée par une équation du type suivant.

Réactifs → Produits

$$4\,Fe_{(s)} + 3\,O_{2(g)} \rightarrow 2\,Fe_2O_{3(s)}$$

La flèche indique que la réaction se fait dans un seul sens, c'est-à-dire des réactifs vers les produits.

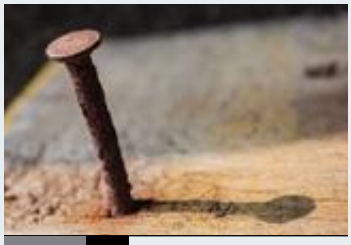


FIGURE 8.1 L'oxydation d'un clou en fer est une réaction irréversible.

Les réactions réversibles

Beaucoup de réactions, comme la combustion, sont des réactions irréversibles qui s'achèvent avec la consommation complète des réactifs. Cependant, ce n'est pas le cas de toutes les réactions chimiques.

En effet, il existe des réactions chimiques dans lesquelles les réactifs ne sont consommés que partiellement et qui continuent donc de coexister avec les produits. Prenons l'exemple de la synthèse de l'ammoniac (NH_3). L'ammoniac est un composé chimique produit industriellement en très grandes quantités. Ses utilisations sont nombreuses. Entre autres, c'est un constituant important

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Les types de systèmes, p. 198

pour la synthèse des engrais azotés (*voir la figure 8.2*). L'ammoniac est synthétisé à partir du diazote (N_2) et du dihydrogène (H_2). Au début de la réaction, le système ne contient que du diazote et du dihydrogène. Au fur et à mesure que la réaction directe se déroule, la concentration des deux réactifs diminue, alors que la concentration du produit, l'ammoniac, augmente. Ce processus se poursuit jusqu'à ce que les concentrations des trois substances ne varient plus (*voir la figure 8.3*).



FIGURE 8.2 L'épandage d'engrais azotés synthétisés à partir de l'ammoniac (NH_3).

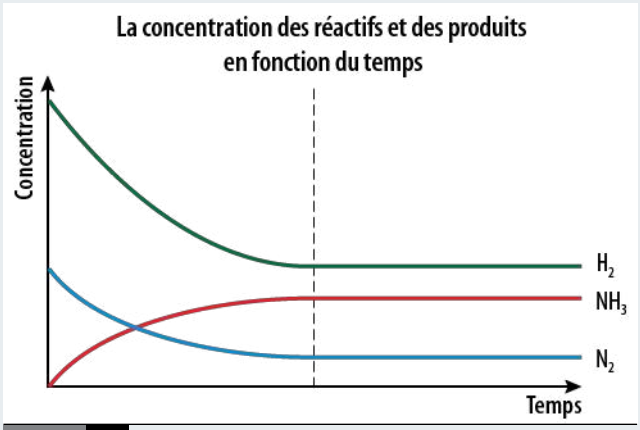


FIGURE 8.3 La variation de la concentration du diazote (N_2), du dihydrogène (H_2) et de l'ammoniac (NH_3) en fonction du temps. La portion du diagramme à droite de la ligne pointillée montre que la réaction directe est en équilibre avec la réaction inverse.

Lorsque les concentrations des réactifs et des produits ne varient plus, la réaction directe est en équilibre avec la réaction inverse. Ainsi, à partir du moment où les concentrations des trois substances sont constantes, les deux réactions se déroulent au même moment : le dihydrogène et le diazote produisent de l'ammoniac, et l'ammoniac produit du dihydrogène et du diazote. Une réaction qui se comporte ainsi est dite réversible.

Une **réaction réversible** est une réaction qui peut se produire dans les deux sens, des réactifs vers les produits ou des produits vers les réactifs.

Une réaction chimique réversible peut être représentée par une équation du type suivant.

$$\text{Réactifs} \rightleftharpoons \text{Produits}$$

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

La double flèche indique que la réaction se déroule dans les deux sens, c'est-à-dire des réactifs vers les produits et des produits vers les réactifs.

1.2 Les conditions nécessaires à l'obtention de l'équilibre chimique

L'**équilibre chimique** est un équilibre dynamique résultant de deux réactions chimiques opposées qui s'effectuent à la même vitesse, laissant ainsi la composition du système réactionnel inchangée.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Pour qu'un système physique ou chimique atteigne l'état d'équilibre, il doit :

- être réversible ;
- être fermé ;
- posséder des propriétés macroscopiques constantes.

Condition 1 : un système réversible

Pour qu'un système atteigne l'équilibre dynamique, il doit être réversible. Dans un tel système, la formation des produits se fait à la même vitesse que la formation des réactifs, de telle sorte que les quantités des réactifs et des produits restent constantes.

On peut prendre, comme exemple du cas contraire, une quantité de sucre ajoutée à une tasse de thé. Cette quantité est complètement dissoute, sans que le thé soit saturé en sucre. Les molécules de sucre dissoutes ne peuvent se redéposer en sucre solide, car il n'existe pas de molécules de sucre solide pour faire le chemin inverse. L'équilibre de solubilité ne peut donc pas être atteint. De même, dans une réaction chimique, si l'un des réactifs est complètement consommé ou qu'un produit, surtout gazeux, ne peut être sauvegardé dans le système, l'équilibre chimique ne peut être atteint.

Si on observe l'un des trois indices suivants dans une réaction, cette réaction est réversible :

- la présence de deux phases d'une même substance (équilibre des phases) ;
- la présence simultanée de réactifs et de produits de la réaction ;
- la présence d'une solution saturée (équilibre de solubilité).

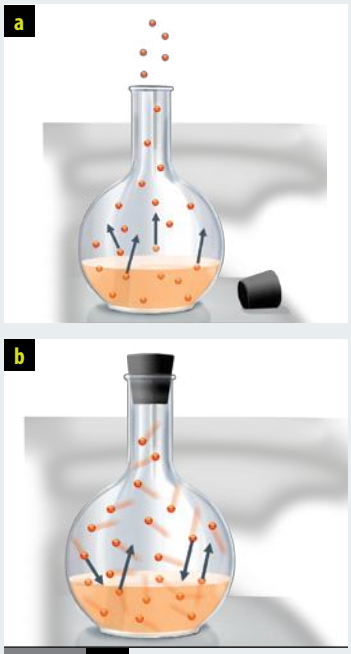


FIGURE 8.4 Dans un système ouvert (a), les molécules gazeuses s'échappent et l'équilibre n'est pas atteint. Dans un système fermé (b), les molécules gazeuses ne peuvent pas s'échapper et un équilibre se crée entre les molécules gazeuses et les molécules liquides.

Condition 2 : un système fermé

Pour qu'un système atteigne l'équilibre, il doit être fermé. Il faut se rappeler que, contrairement aux systèmes ouverts, les systèmes fermés n'échangent pas de matière avec le milieu extérieur.

Un liquide placé dans un récipient ouvert ne peut atteindre l'équilibre des phases, car la vapeur formée par l'évaporation se dissipe dans le milieu extérieur (*voir la figure 8.4a*). Pour atteindre l'état d'équilibre, il est nécessaire de fermer le récipient pour emprisonner la vapeur formée lors de l'évaporation du liquide (*voir la figure 8.4b*). Dans ce cas, les vitesses des processus d'évaporation et de condensation sont égales.

Il est important de noter que la nécessité de fermer les récipients ne s'applique que dans les cas où les réactions impliquent des gaz. La fermeture des récipients permet de les emprisonner.

Lorsque les réactions impliquent des liquides, l'équilibre de solubilité peut être atteint même si la réaction se déroule dans un récipient ouvert. En effet, le soluté, qu'il soit solide ou dissous, ne peut s'échapper du récipient. Dans ce cas, le système est considéré comme fermé, puisqu'il n'y a aucun échange de matière avec le milieu extérieur (*voir la figure 8.5*).



FIGURE 8.5 Bien qu'il soit ouvert, ce bécher constitue un système fermé où se déroule une transformation réversible de la dissolution d'un sel dans l'eau.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Condition 3 : des propriétés macroscopiques constantes

Toute substance se caractérise par :

- des propriétés microscopiques, difficiles à observer ou à mesurer, même avec des instruments de mesure (ex. : les liaisons entre les atomes ou les molécules) ;
- des propriétés macroscopiques, observables à l'œil nu ou mesurables à l'aide d'instruments de mesure (ex. : la couleur, le volume, la pression, la température, la concentration et le pH).

Dans un système à l'équilibre, les propriétés macroscopiques qui dépendent de la quantité de matière demeurent constantes, puisque les quantités de réactifs et de produits restent les mêmes. La quantité d'eau qui ne change pas dans une bouteille fermée est un exemple de propriété macroscopique constante d'un système à l'équilibre des phases.

À QUOI ÇA SERT ? LES RÉCIFS CORALLIENS

Les processus d'équilibre abondent dans la nature. La formation d'un récif corallien est un exemple naturel de processus biologique à l'équilibre (*voir la figure 8.6*). Les récifs coralliens sont formés par de minuscules organismes, les polypes. Une colonie de coraux peut être formée de milliers de polypes qui, en mourant, laissent derrière eux une structure dure et ramifiée faite de carbonate de calcium ($CaCO_3$). Les algues qui vivent dans le corail cimentent divers coraux et coquillages avec des composés du calcium, formant ainsi les récifs coralliens.

Les réactions chimiques qui se produisent dans l'eau de mer affectent des processus d'équilibre. Le dioxyde de carbone gazeux (CO_2) se dissout dans l'eau pour former de l'acide carbonique ($H_2CO_{3(aq)}$), un acide faible. Cette réaction crée un système à l'équilibre dans l'eau de mer représenté par l'équation simplifiée :

$$CO_{2(g)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons 2\,HCO_3^{-}{}_{(aq)}$$

Cet équilibre est très important pour la chimie des océans et la santé des récifs coralliens. Malheureusement, l'augmentation du dioxyde de carbone atmosphérique dans l'eau de mer fait diminuer la quantité de carbonates (CO_3^{2-}). Cette diminution influe sur la quantité de carbonate de calcium dissous que les polypes coralliens utilisent pour fabriquer les coquilles selon l'équilibre suivant :

$$CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons Ca^{2+}{}_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$$

Comme la quantité de carbonate de calcium disponible est moindre, la croissance des coraux ralentit, affectant ainsi tout l'écosystème marin.



FIGURE 8.6 Les récifs coralliens sont des écosystèmes à croissance lente. L'équilibre entre la dissolution et la précipitation du carbonate de calcium est caractéristique de ces récifs.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

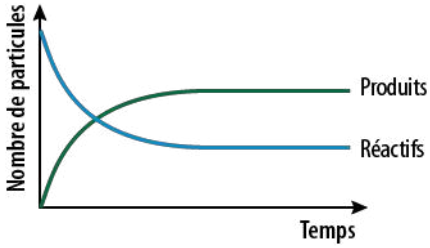
EXERCICES

1. Indiquez si les transformations et les phénomènes suivants sont réversibles ou irréversibles.

	RÉVERSIBLE	IRRÉVERSIBLE
a) La dissolution d'un cube de sucre dans une tasse de thé qui laisse un résidu au fond de la tasse.	☑	☐
b) La cuisson d'une tranche de bacon.	☐	☑
c) L'action de l'acide chlorhydrique sur le magnésium qui fait disparaître complètement le magnésium.	☐	☑
d) L'évaporation d'un parfum à l'intérieur d'un flacon fermé.	☑	☐
e) La transformation représentée par l'équation : $A + B \rightleftharpoons C$	☑	☐
f) L'analyse d'une solution obtenue par la neutralisation complète d'un acide par une base ne décelant que du sel et de l'eau.	☐	☑

2. Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) Lors d'une réaction réversible, à l'équilibre, les réactions directe et inverse se font à la même vitesse.	☑	☐
b) Le graphique suivant est celui d'une réaction réversible.	☑	☐



c) Dans un équilibre chimique, il y a du mouvement à l'échelle microscopique, même si aucun changement n'est perceptible à l'échelle macroscopique.	☑	☐
d) Un système est à l'équilibre s'il remplit une des trois conditions suivantes : être réversible, être fermé et avoir des propriétés macroscopiques constantes.	☐	☑
e) Pour atteindre l'équilibre, une transformation doit toujours s'effectuer dans un récipient fermé.	☐	☑
f) Une réaction complète dont les propriétés macroscopiques sont constantes constitue un système à l'équilibre.	☐	☑
g) Les équilibres de phase et de solubilité sont des équilibres chimiques.	☐	☑

Justification : *d)* Un système est à l'équilibre s'il remplit les trois conditions en même temps.

e) Un système n'impliquant pas de substances gazeuses peut être à l'équilibre dans un récipient ouvert.

f) Une réaction complète ne peut constituer un système à l'équilibre, car c'est une réaction irréversible.

g) Les équilibres de phase et de solubilité sont des équilibres physiques.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

3. Indiquez si les systèmes suivants sont ouverts ou fermés. Expliquez votre réponse.

Système	Ouvert	Fermé	Explication
a) Une bouteille de boisson gazeuse scellée.		✓	Il n'y a pas d'échange de matière avec le milieu extérieur.
b) Une chandelle allumée.	✓		Il y a perte de matière.
c) Un thermomètre à alcool qui indique une température de 21 °C.		✓	Il n'y a pas d'échange de matière avec le milieu extérieur.
d) La combustion dans un moteur d'automobile.	✓		Il y a perte de matière.
e) Un café sucré avec un dépôt de sucre au fond de la tasse.		✓	Il n'y a pas d'échange de matière avec le milieu extérieur.
f) Une bouteille d'air comprimé pour la plongée sous-marine.	✓		Il y a perte de matière.

4. Un verre et un pot fermé hermétiquement sont sur le comptoir de la cuisine. Les deux sont à demi remplis d'eau. On ne les touche pas pendant plusieurs heures. Le liquide et la vapeur d'eau atteindront-ils un équilibre dans l'un ou l'autre des récipients ? Justifiez votre réponse.

Seuls le liquide et la vapeur d'eau dans le pot fermé hermétiquement peuvent atteindre un équilibre, car c'est le seul des deux systèmes qui est fermé, et qui n'échange donc pas de matière avec le milieu extérieur.

5. Les systèmes suivants sont-ils à l'équilibre ? Si oui, indiquez de quel type d'équilibre il s'agit. Si non, indiquez laquelle ou lesquelles des trois conditions nécessaires à l'atteinte de l'état d'équilibre ne sont pas remplies.

a) La flamme d'un brûleur à acétylène qui demeure constante dans sa forme, sa grandeur et sa couleur tout au long de la combustion.

Ce système n'est pas à l'équilibre, car il s'agit d'un système ouvert.

b) Dans une éprouvette bouchée, maintenue à température constante, les quantités de réactifs (H_2 et I_2) ne varient pas et la quantité de produit (HI) ne varie pas.

Ce système est à l'équilibre chimique.

c) Un pneu gonflé d'air durant une journée d'été.

Ce système n'est pas à l'équilibre, car certaines propriétés macroscopiques ne sont pas constantes (pression et température) tout au long de la journée.

d) Dans une éprouvette fermée, un ruban de magnésium disparaît en réagissant avec de l'acide chlorhydrique. On note aussi la formation d'un gaz et une élévation de la température dans l'éprouvette.

Ce système n'est pas à l'équilibre, car il n'est pas réversible et une propriété macroscopique, la température, n'est pas constante.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

e) Du vin dans une bouteille scellée.

Ce système est à l'équilibre des phases.

f) Des cristaux bleus de sulfate de cuivre ($CuSO_4$) au fond d'un bécher de volume fixe d'une solution saturée.

Ce système est à l'équilibre de solubilité.

6. La dissolution d'une certaine quantité de sulfate de cuivre ($CuSO_4$) dans un bécher laisse apparaître des cristaux bleus au fond du bécher. Répondez aux questions suivantes en considérant que l'évaporation de l'eau est négligeable.



a) Dans cette situation, quels sont les constituants du système ?

Dans cette situation, le système est constitué de sulfate de cuivre ($CuSO_4$) solide, d'ions Cu^{2+} et SO_4^{2-} aqueux.

b) Le système est-il ouvert ou fermé ? Justifiez votre réponse.

Même si le bécher est ouvert, le système est fermé, car il n'y a pas d'échange de matière ($CuSO_4$) avec le milieu extérieur.

c) Le système est-il à l'équilibre ?

Oui, il est à l'équilibre dynamique de solubilité.

d) Comparez les vitesses de dissolution et de reformation des cristaux de sulfate de cuivre. Expliquez votre réponse.

La dissolution des cristaux de sulfate de cuivre se fait à la même vitesse que leur reformation, car la réaction est réversible et à l'équilibre.

e) Comment varient les quantités de sulfate de cuivre solide et aqueux dans le système ? Expliquez votre réponse.

Les quantités de sulfate de cuivre solide et aqueux restent identiques dans le système, car la quantité de sulfate de cuivre qui se dissout est équivalente à la quantité qui se dépose.

f) Écrivez l'équation correspondant à cet équilibre.

$CuSO_{4(s)} \rightleftharpoons Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

7. Laquelle de ces propriétés macroscopiques peut servir à surveiller une réaction pouvant atteindre l'équilibre ?

A. Une variation d'intensité de la couleur.

B. Une variation de la pression.

C. Une variation de la concentration.

D. Un changement de température.

E. Toutes ces propriétés peuvent être utilisées.

SECTION 2

LES FACTEURS QUI INFLUENT SUR L'ÉTAT D'ÉQUILIBRE

Dans la section 1, on a vu que, dans un système en équilibre dynamique :

- les réactions directe et inverse se font à la même vitesse ;
- les propriétés macroscopiques sont constantes.

On peut maintenant se poser la question suivante : qu'arrive-t-il à un tel système si les vitesses des réactions directe et inverse ne sont plus égales ou si une des propriétés macroscopiques est modifiée ?

Cette section présente des éléments de réponse à cette question. Nous y verrons :

- le principe de Le Chatelier, qui explique comment un équilibre peut être modifié ;
- l'effet de différents facteurs sur l'état d'équilibre.

2.1 Le principe de Le Chatelier

La synthèse de l'ammoniac (NH_3) à partir de diazote (N_2) et de dihydrogène (H_2) s'effectue jusqu'à l'atteinte d'un état d'équilibre. Cette réaction est représentée par l'équation suivante :

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,NH_{3(g)}$$

Lors de l'atteinte de l'équilibre :

- la vitesse de formation de l'ammoniac est égale à sa vitesse de décomposition ;
- les concentrations de diazote, de dihydrogène et d'ammoniac sont constantes ;
- la température, la pression et le volume du système sont constants.

Si une perturbation extérieure (ex. : un changement de température) affecte le système, les réactions de synthèse et de décomposition de l'ammoniac ne se feront plus à la même vitesse. L'une des deux réactions sera favorisée, car elle aura une plus grande vitesse. Le principe de Le Chatelier permet de prédire laquelle des deux réactions (la synthèse ou la décomposition) sera favorisée à la suite de la modification des conditions d'équilibre.

Selon le **principe de Le Chatelier**, si on modifie les conditions d'un système à l'équilibre, le système réagira de manière à s'opposer partiellement à cette modification jusqu'à ce qu'il atteigne un nouvel état d'équilibre.

Ainsi, si la modification d'une des propriétés macroscopiques du système fait augmenter la vitesse de la réaction de synthèse de l'ammoniac, cette réaction

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

sera favorisée et l'équilibre se déplacera dans le sens de la formation de l'ammoniac :

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,NH_{3(g)}$$

Par contre, si la modification d'une des propriétés macroscopiques du système fait augmenter la vitesse de la réaction de décomposition de l'ammoniac, cette réaction sera favorisée et l'équilibre se déplacera dans le sens de la décomposition de l'ammoniac :

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,NH_{3(g)}$$

Dans les deux cas, la réaction évoluera jusqu'à l'établissement d'un nouvel état d'équilibre.

ZOOM HENRY LE CHATELIER

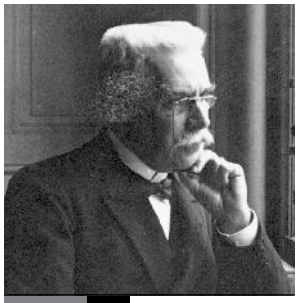


FIGURE 8.7 Henry Le Chatelier (1850-1936) : chimiste et métallurgiste français

Henry Le Chatelier est surtout connu pour avoir énoncé le principe qui porte son nom, relatif à la stabilité des équilibres physicochimiques. Par ailleurs, ce chercheur a contribué à sauver bien des vies en créant des explosifs sécuritaires pour les mines de charbon. Il a aussi étudié la structure des métaux et des alliages. Au cours de sa vie, Le Chatelier a publié plus de 500 articles sur ses travaux en chimie, en plus de ceux concernant la gestion scientifique des industries. De plus, en 1904, ce scientifique a fondé la *Revue de métallurgie* et publié deux livres basés sur ses expériences.

2.2 L'effet de différents facteurs sur l'état d'équilibre

Voyons maintenant comment le principe de Le Chatelier permet de prédire dans quel sens (direct ou inverse) se déplace l'équilibre lorsqu'on ajoute un catalyseur à la réaction, ou lorsqu'on modifie l'un ou l'autre des facteurs suivants : la concentration, la température ou la pression.

L'effet de la variation de la concentration sur l'état d'équilibre

En 1912, le scientifique allemand Fritz Haber comprend que, grâce au principe de Le Chatelier, on peut produire une plus grande quantité d'ammoniac (NH_3) en augmentant la concentration de diazote (N_2) et de dihydrogène (H_2).

En effet, le principe de Le Chatelier établit que, dans un système réactionnel à l'équilibre, toute augmentation de la concentration d'une substance qui le compose déplace l'équilibre en favorisant la réaction qui permet de diminuer en partie la concentration de cette substance.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Dans l'exemple de la synthèse de l'ammoniac, l'augmentation d'un ou des deux réactifs (diazote ou dihydrogène) crée un déséquilibre qui favorise la réaction directe. Selon le principe de Le Chatelier, le système s'oppose à cette augmentation en consommant les réactifs ajoutés. La concentration du diazote et du dihydrogène diminue, alors que celle de l'ammoniac augmente. Cependant, la concentration du réactif ajouté (diazote ou dihydrogène) sera plus grande que sa concentration initiale (*voir la figure 8.8*).

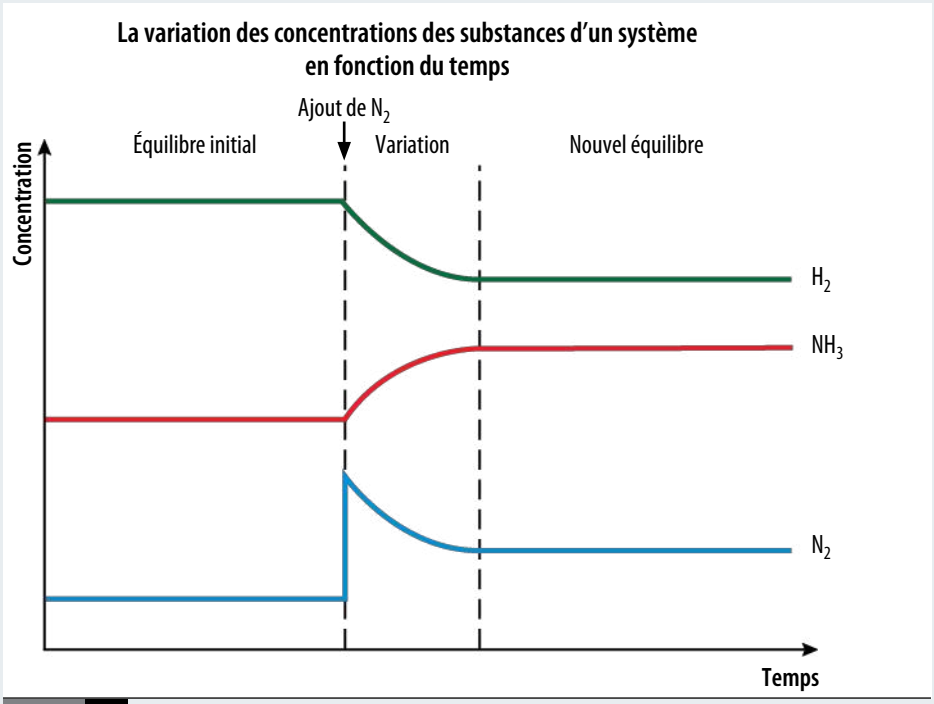


FIGURE 8.8 Lorsqu'on ajoute du diazote (N_2) au système à l'équilibre, une partie du diazote réagit avec le dihydrogène (H_2) pour former de l'ammoniac (NH_3) jusqu'à ce qu'un nouvel équilibre soit atteint.

À l'inverse, l'augmentation de l'ammoniac (le produit) crée un déséquilibre qui favorise la réaction inverse puisque le système s'oppose à cette augmentation en consommant l'ammoniac. La concentration de l'ammoniac diminue, mais en restant plus grande que sa concentration initiale, alors que celle du diazote et du dihydrogène augmente.

L'augmentation de la production d'ammoniac par le procédé de Haber peut également se faire en enlevant une partie de l'ammoniac du système au fur et à mesure qu'il se forme, quand il se trouve sous forme liquide après sa condensation. Ce retrait crée un déséquilibre qui favorise la réaction directe puisque le système va s'opposer au retrait. La concentration de l'ammoniac augmente et celle des réactifs (diazote et dihydrogène) diminue.

Le retrait de l'ammoniac diminue la vitesse de la réaction inverse et augmente la vitesse de la réaction directe. L'équilibre est donc déplacé vers la réaction de synthèse de l'ammoniac. Au fur et à mesure que la concentration d'ammoniac augmente, la vitesse de décomposition s'accroît jusqu'à égaler la vitesse de synthèse. Un autre état d'équilibre est ainsi atteint (*voir la figure 8.9, à la page suivante*).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

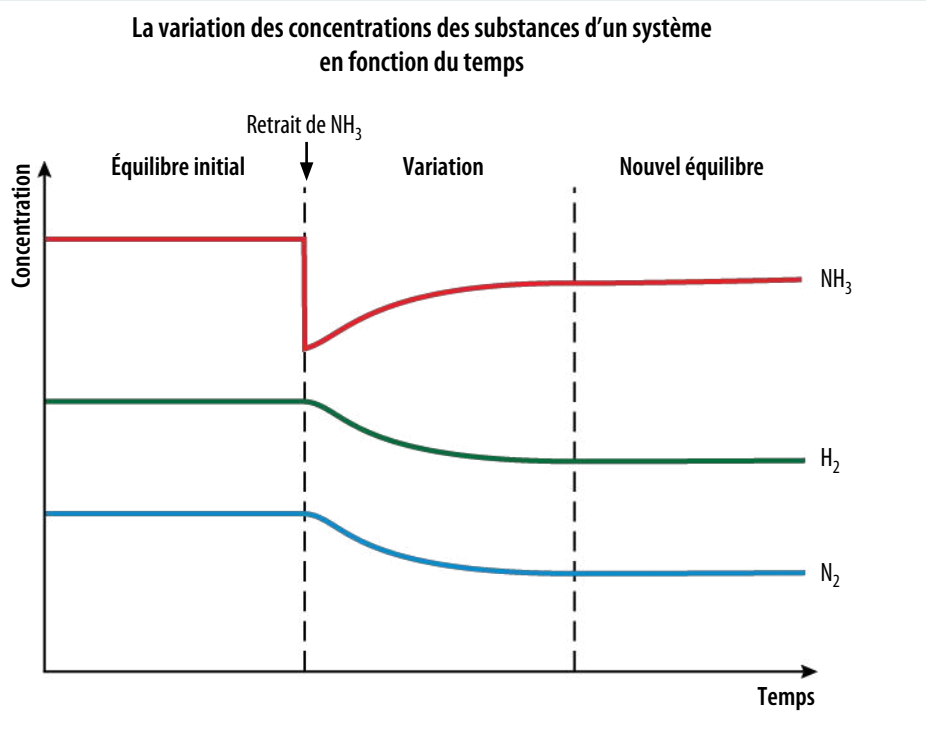


FIGURE 8.9 Lorsqu'on enlève de l'ammoniac (NH_3) du système à l'équilibre, une partie du diazote (N_2) réagit avec le dihydrogène (H_2) pour former de l'ammoniac jusqu'à ce qu'un nouvel équilibre soit atteint.

La variation de la concentration d'une substance d'un système réactionnel a les effets suivants sur un système à l'équilibre :

- l'augmentation de la concentration d'un produit favorise la formation de réactifs ;
- la diminution de la concentration d'un produit favorise la formation de produits ;
- l'augmentation de la concentration d'un réactif favorise la formation de produits ;
- la diminution de la concentration d'un réactif favorise la formation de réactifs.

L'ajout ou le retrait d'une substance d'un système n'a pas toujours d'effet sur son équilibre. En effet, lorsque le système contient une substance en phase solide ou en phase liquide, l'ajout ou le retrait d'une des deux substances, solide ou liquide, n'a aucun effet sur l'équilibre, car la concentration d'un solide ou d'un liquide est constante. Par exemple, l'équilibre suivant montre la synthèse du méthane (CH_4) à partir du carbone solide et du dihydrogène.

$$C_{(s)} + 2H_{2\,(g)} \rightleftharpoons CH_{4(g)}$$

Dans cet équilibre, l'ajout ou le retrait du carbone solide n'a aucun effet sur les vitesses des réactions directe et inverse. La concentration du méthane demeure stable.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

ZOOM FRITZ HABER



FIGURE 8.10 Fritz Haber (1868-1934) : chimiste allemand

Fritz Haber doit sa renommée et son prix Nobel de chimie (1918) à ses travaux sur un procédé permettant de synthétiser l'ammoniac directement à partir de diazote atmosphérique et de dihydrogène. Ce procédé a permis de résoudre les problèmes de pénurie de composés azotés utilisés comme engrais et explosifs que connaissent certains pays au début du 20e siècle.

Il réalise d'importants travaux en électrochimie, sur les réactions de combustion, et tente aussi, mais en vain, d'extraire l'or de l'eau de mer. Il s'intéresse également aux pesticides.

Cependant, sa contribution à la mise au point du Zyklon B ternit grandement sa réputation : ce gaz toxique sera employé des années plus tard dans les chambres à gaz des camps de concentration nazis.

L'effet de la variation de la température sur l'état d'équilibre

À 25 °C, la synthèse de l'ammoniac est tellement lente qu'il ne s'en forme pratiquement pas. Alors, comment peut-on augmenter la production de l'ammoniac en modifiant sa température à l'équilibre ? Pour répondre à cette question, on doit d'abord savoir si la réaction de synthèse de l'ammoniac est une réaction endothermique ou exothermique.

La synthèse de l'ammoniac est une réaction exothermique dont l'équation thermochimique est la suivante :

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,NH_{3(g)} + 92{,}0\,kJ$$

Dans cette réaction, l'augmentation de la température à l'état d'équilibre fait augmenter la quantité d'énergie du système. Ce dernier s'oppose à cette augmentation d'énergie. La réaction absorbe alors en partie l'énergie ajoutée. C'est donc la réaction endothermique de décomposition d'ammoniac (réaction inverse) qui est favorisée. La concentration des réactifs (diazote et dihydrogène) augmente alors que la concentration d'ammoniac diminue jusqu'à l'atteinte d'un nouvel état d'équilibre.

Selon le principe de Le Chatelier, toute augmentation de la température d'un système réactionnel à l'équilibre déplace cet équilibre en favorisant la réaction endothermique.

Pour favoriser la réaction directe et produire plus d'ammoniac, il faut donc diminuer la température du système à l'équilibre. En effet, d'après le principe de Le Chatelier, toute diminution de température dans un système réactionnel à l'équilibre déplace cet équilibre en favorisant la réaction exothermique. La concentration d'ammoniac augmente alors que la concentration de diazote et de dihydrogène diminue, jusqu'à l'établissement d'un nouvel état d'équilibre.

Le tableau 8.1, à la page suivante, résume l'effet d'une modification de la température sur la concentration des substances lors de la synthèse de l'ammoniac.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

TABLEAU 8.1 L'effet de la variation de la température sur l'équilibre du système de la synthèse de l'ammoniac

Modification du système à l'équilibre	$[N_2]$	$[H_2]$	Sens du déplacement	$[NH_3]$	Réaction favorisée
↑ température	↑	↑	←	↓	Inverse
↓ température	↓	↓	→	↑	Directe

Enfin, on peut constater l'effet de la variation de la température sur un équilibre chimique en observant le changement de couleur de certaines substances. La figure 8.11 en est un exemple.

La décomposition du tétraoxyde de diazote (N_2O_4) en dioxyde d'azote (NO_2) à 15 °C

$$N_2O_{4(g)} + 55{,}3\,kJ \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

Incolore Brun

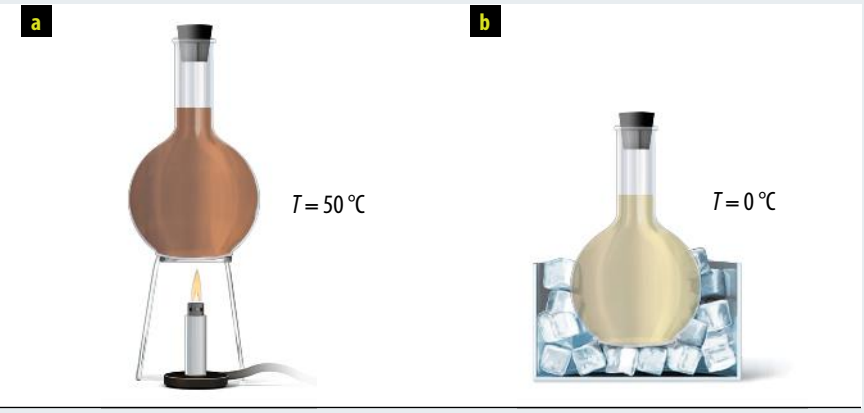


FIGURE 8.11 L'effet de la variation de la température sur un équilibre chimique. Comme la réaction est endothermique, l'élévation de la température de 15 °C à 50 °C accroît la vitesse de décomposition du tétraoxyde de diazote en dioxyde d'azote, ce qui se traduit par un changement dans la coloration du mélange, qui devient brun foncé (a). La diminution de la température de 15 °C à 0 °C augmente la vitesse de formation du tétraoxyde de diazote, ce qui se traduit par une décoloration du mélange (b).

L'effet de la variation de la pression sur l'état d'équilibre

L'augmentation de la production d'ammoniac est aussi possible par la modification de la pression du système, même si techniquement ce procédé est très complexe.

Rappelons l'équation chimique balancée de la synthèse de l'ammoniac :

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

Cette équation montre que, pour la réaction directe, quatre moles de réactifs gazeux produisent deux moles de produits gazeux. Dans la réaction inverse, c'est le contraire. Deux moles gazeuses en produisent quatre. Une augmentation de la pression fait diminuer le volume du système et, par conséquent, fait augmenter la concentration des réactifs et du produit. Le système s'oppose à cette augmentation de pression et l'équilibre se déplace vers la réaction qui lui permet de diminuer le nombre de moles gazeuses, c'est-à-dire dans le sens de formation de l'ammoniac (réaction directe).

Selon le principe de Le Chatelier, dans un système réactionnel à l'équilibre, toute augmentation de la pression par une diminution de volume déplace cet équilibre en favorisant la réaction qui produit le plus petit nombre de molécules de gaz.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

À l'inverse, ce principe établit que, dans un système réactionnel à l'équilibre, toute diminution de la pression par une augmentation de volume déplace cet équilibre en favorisant la réaction qui produit le plus grand nombre de molécules gazeuses. Dans notre exemple, la réaction inverse sera favorisée, augmentant ainsi la concentration de diazote et de dihydrogène.

La variation de la pression est étroitement liée à la variation de volume d'un système gazeux. Comme la pression d'un gaz est inversement proportionnelle à son volume, la variation de volume sur un équilibre aura un effet inverse sur la variation de la pression.

Les effets d'une variation de la pression (ou du volume) sur un système chimique à l'équilibre sont résumés ci-dessous :

- si la pression augmente (par diminution de volume), la réaction se déplace de manière à réduire le nombre total de substances gazeuses, ce qui réduit la pression exercée dans le système ;
- si la pression diminue (par augmentation de volume), la réaction se déplace de manière à accroître le nombre total de substances gazeuses, ce qui accroît la pression exercée dans le système.

Qu'arrive-t-il si, dans une réaction, le nombre de molécules gazeuses est le même dans les réactifs et dans les produits ? C'est ce que montre l'exemple de la synthèse du monoxyde d'azote (NO) à partir du diazote et du dioxygène :

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$$

Dans ce cas, une variation de la pression ou du volume n'aura aucun effet sur l'équilibre, et aucune des deux réactions, directe et inverse, ne sera favorisée.

Qu'en est-il d'un système réactionnel dont les réactifs ou les produits ne sont pas gazeux ? Il faut se rappeler que les solides et les liquides sont presque incompressibles et qu'une variation de pression du système n'a aucun effet sur leur concentration.

Observons un système réactionnel à l'équilibre, représenté par l'équation de la réaction du sulfate de cuivre ($CuSO_4$) aqueux et du zinc (Zn) solide :

$$CuSO_{4(aq)} + Zn_{(s)} \rightleftharpoons Cu_{(s)} + ZnSO_{4(aq)}$$

L'équilibre ne sera déplacé ni vers la droite ni vers la gauche par une variation de la pression puisqu'aucun des réactifs ou des produits n'est gazeux.

L'effet de l'ajout d'un catalyseur sur l'état d'équilibre

Un catalyseur est une substance qui accroît la vitesse d'une réaction chimique en abaissant l'énergie d'activation sans toutefois participer à la réaction.

Le diagramme énergétique d'une réaction, avec catalyseur et sans catalyseur, p. 277

Dans une réaction réversible, le catalyseur abaisse l'énergie d'activation des réactions directe et inverse. La vitesse de ces deux réactions est également augmentée.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Ainsi, le catalyseur ne déplace l'équilibre ni vers la formation des produits ni vers la formation des réactifs. Il ne permet que d'atteindre l'équilibre plus rapidement. Les concentrations des réactifs et des produits à l'équilibre restent inchangées par rapport à celles obtenues en l'absence de catalyseur.

Observons l'équation de la synthèse de l'ammoniac :

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,NH_{3(g)}$$

Dans cette réaction, le catalyseur le plus souvent utilisé est un mélange d'oxyde de magnésium ($MgO_{(s)}$), de trioxyde d'aluminium ($Al_2O_{3(s)}$) et de dioxyde de silicium ($SiO_{2(s)}$), dans lequel on incorpore des cristaux de fer (Fe). L'ajout de ce catalyseur permet d'optimiser la vitesse et le rendement de la réaction de synthèse de l'ammoniac.

À QUOI ÇA SERT ? L'AUTOCLAVE



FIGURE 8.12
Un autoclave ou réacteur de recherche.

En industrie, plusieurs réactions chimiques doivent se faire à haute pression ou à haute température. Les autoclaves permettent de réaliser de telles réactions.

En chimie, les autoclaves, ou réacteurs de recherche, sont des récipients à parois épaisses et à fermeture hermétique. Ces dispositifs sont conçus selon le même principe que les autocuiseurs dont on se sert en cuisine (*voir la rubrique* À quoi ça sert ?, *page 247*). Toutefois, ils sont fabriqués avec des matériaux beaucoup plus solides, comme l'acier inoxydable, et peuvent résister à de plus fortes pressions. Ils permettent d'effectuer des réactions chimiques à une température pouvant atteindre 900 °C et à une pression de 500 MPa (5000 fois la pression atmosphérique).

EXERCICES

SECTION 2

1. Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) Selon le principe de Le Chatelier, si un système à l'équilibre est perturbé, il n'atteindra jamais un autre état d'équilibre.	☐	☑
b) Un système à l'équilibre peut être modifié en retirant une partie des réactifs ou des produits gazeux.	☑	☐
c) Dans la réaction chimique suivante à l'équilibre, $C_{(s)} + 2\,H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_{4(g)}$, l'ajout d'une certaine quantité de carbone solide augmentera la production de méthane (CH_4).	☐	☑
d) L'augmentation de la température d'un système réactionnel à l'équilibre déplace l'équilibre dans le sens de la réaction exothermique.	☐	☑
e) L'ajout d'un catalyseur à un système réactionnel à l'équilibre fait augmenter la concentration des réactifs et des produits.	☐	☑

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

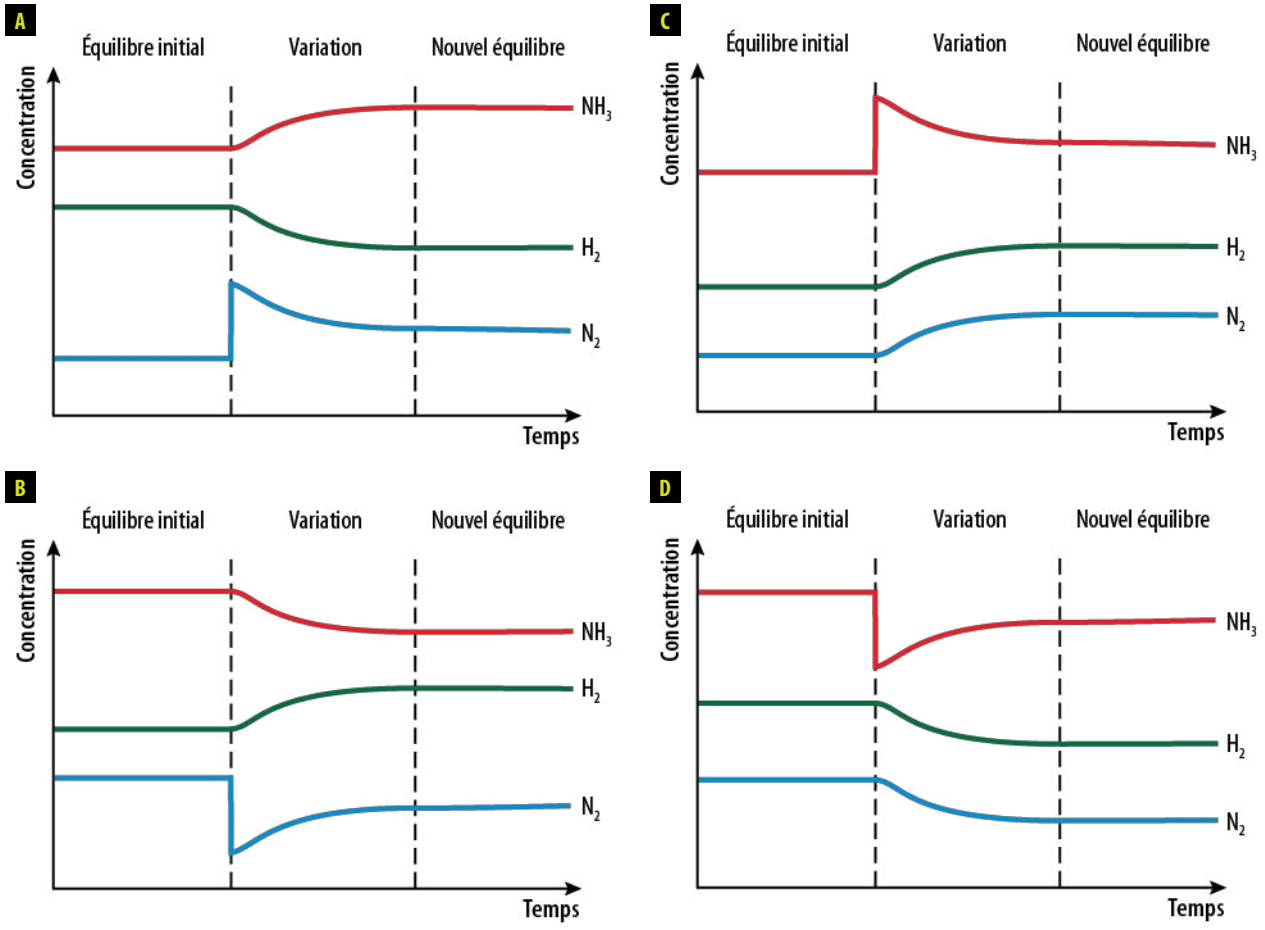
Justification : *a)* Selon le principe de Le Chatelier, si un système à l'équilibre est perturbé, il réagit jusqu'à atteindre un nouvel état d'équilibre.

c) Dans cet équilibre chimique, l'ajout d'une certaine quantité de carbone solide n'a aucun effet sur l'équilibre.

d) L'augmentation de la température d'un système réactionnel à l'équilibre déplace l'équilibre dans le sens de la réaction endothermique.

e) L'ajout d'un catalyseur à un système réactionnel à l'équilibre n'a aucun effet sur la concentration des réactifs et des produits.

2. Les graphiques suivants représentent l'effet de la modification de la concentration du système à l'équilibre représenté par l'équation $N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,NH_{3(g)}$.



a) Lequel de ces quatre diagrammes représente l'effet de l'ajout d'ammoniac dans le système à l'équilibre ?

Le diagramme C.

b) L'ajout d'ammoniac a-t-il favorisé la réaction directe ou la réaction inverse ? Justifiez votre réponse.

Le diagramme C montre que l'ajout d'ammoniac dans le système à l'équilibre provoque une augmentation de la concentration de diazote et de dihydrogène, et une diminution de la concentration d'ammoniac. Cependant, dans le nouvel équilibre, la concentration de l'ammoniac est plus grande que sa concentration initiale. L'ajout d'ammoniac favorise donc la réaction inverse de décomposition.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

c) D'après ces diagrammes, que pourrait-on faire pour augmenter la production d'ammoniac ? Justifiez votre réponse.

Sur les diagrammes A et D, on observe une augmentation de la concentration de l'ammoniac après une perturbation de l'équilibre. Ainsi, pour favoriser la réaction de synthèse de l'ammoniac, il faut soit ajouter au système à l'équilibre un des réactifs (diazote ou dihydrogène) ou les deux (diagramme A), soit retirer du système à l'équilibre une certaine quantité d'ammoniac (diagramme D).

3. Voici un système chimique de formation du trioxyde de soufre (SO_3) à partir du dioxyde de soufre (SO_2) et du dioxygène (O_2), à l'équilibre :

$$2\,SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,SO_{3(g)}$$

Si on retire une partie du trioxyde de soufre du système réactionnel, quel sera l'effet sur la concentration de chacune des substances de la réaction avant l'atteinte du nouvel équilibre ?

$[SO_2]$: La concentration du dioxyde de soufre va diminuer.

$[O_2]$: La concentration du dioxygène va diminuer.

$[SO_3]$: La concentration de trioxyde de soufre va augmenter. Cependant, dans le nouvel équilibre, la concentration de SO_3 sera plus faible que la concentration initiale.

4. Soit l'équation thermochimique suivante :

$$2\,SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,SO_{3(g)} + \text{Énergie}$$

a) Quel effet aura un refroidissement sur l'équilibre du système réactionnel ? Justifiez votre réponse.

Une diminution de la température d'un système à l'équilibre déplacera l'équilibre dans le sens de la réaction exothermique. C'est donc la réaction directe de formation du trioxyde de soufre qui sera favorisée.

b) Quel effet cela aura-t-il sur la concentration des réactifs (dioxyde de soufre et dioxygène) et du produit (trioxyde de soufre) ?

Les concentrations des réactifs vont diminuer, alors que la concentration du produit va augmenter.

c) Si on chauffe ce système réactionnel à l'équilibre, quelles seront les conséquences sur le déplacement de l'équilibre ? Justifiez votre réponse.

L'ajout de chaleur au système signifie une augmentation de sa température. Or, l'augmentation de la température dans un système à l'équilibre favorise la réaction endothermique. La réaction inverse sera donc favorisée.

d) Quel sera l'effet sur la concentration des différentes substances du système ?

La concentration du dioxyde de soufre et du dioxygène va augmenter, alors que la concentration du trioxyde de soufre va diminuer.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

5. Voici l'équation d'un système réactionnel hypothétique :

$$A + B \rightleftharpoons AB$$

Vous chauffez le système à l'équilibre et vous observez que la concentration du produit augmente.

Écrivez l'équation thermochimique de la réaction. Justifiez votre réponse.

L'augmentation de la température du système à l'équilibre fait augmenter la concentration du produit. Cela signifie que la réaction directe a été favorisée. Comme une augmentation de la température du système à l'équilibre favorise la réaction endothermique, la réaction directe est donc endothermique. L'équation thermochimique du système réactionnel hypothétique s'écrira :

$$A + B + \text{Énergie} \rightleftharpoons AB$$

6. Pour chacun des systèmes réactionnels à l'équilibre suivants, est-il préférable d'augmenter ou d'abaisser la température pour favoriser la formation des produits ? Justifiez vos réponses.

a) $4\,NH_{3(g)} + 5\,O_{2(g)} \rightleftharpoons 4\,NO_{(g)} + 6\,H_2O_{(g)} \quad \Delta H = -950\,kJ/mol$

La formation des produits sera favorisée par un abaissement de la température, car la réaction directe est exothermique.

b) $2\,CO_{2(g)} + 566\,kJ \rightleftharpoons 2\,CO_{(g)} + O_{2(g)}$

La formation des produits sera favorisée par une augmentation de la température, car la réaction directe est endothermique.

c) $2\,HF_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + F_{2(g)} \quad \Delta H = +273\,kJ/mol$

La formation des produits sera favorisée par une augmentation de la température, car la réaction directe est endothermique.

d) $CO_{(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_{4(g)} + H_2O_{(g)} + 230\,kJ$

La formation des produits sera favorisée par un abaissement de la température, car la réaction directe est exothermique.

7. Pour chacun des systèmes suivants, indiquez si un changement de pression modifiera ou non l'équilibre. Justifiez votre réponse.

a) $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

Oui, car lors de la réaction, il y a une variation du nombre de moles gazeuses. On passe de zéro mole gazeuse dans les réactifs à une mole gazeuse dans les produits.

b) $CO_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$

Non, car malgré le fait que toutes les substances soient gazeuses, lors de la réaction, il n'y a pas de variation du nombre de moles gazeuses. Deux moles de réactifs gazeux produisent deux moles de produits gazeux.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

c) $PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons PCl_{5(g)}$

Oui, car lors de la réaction, il y a une variation du nombre de moles gazeuses. Deux moles de réactifs gazeux produisent une mole de produit gazeux.

d) $CaC_2O_{4(s)} \rightleftharpoons Ca^{2+}_{(aq)} + C_2O_4^{2-}{}_{(aq)}$

Non, car aucune des substances de la réaction n'est à l'état gazeux. La pression n'a aucun effet sur les substances solides ou aqueuses.

8. Quelle réaction sera favorisée si on augmente la pression de chacun des systèmes suivants ? Justifiez votre réponse.

a) $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,HCl_{(g)}$

Aucune des deux réactions ne sera favorisée, car lors de la réaction, il n'y a pas de variation du nombre de moles gazeuses. Deux moles de réactifs gazeux produisent deux moles de produit gazeux.

b) $NO_{2(g)} + NO_{(g)} \rightleftharpoons N_2O_{3(g)}$

La réaction directe sera favorisée, car une augmentation de la pression déplace l'équilibre dans le sens d'une diminution du nombre de moles gazeuses dans le système. Lors de la réaction, deux moles de réactifs gazeux produisent une mole de produit gazeux.

c) $CH_{4(g)} + 2\,H_2S_{(g)} \rightleftharpoons CS_{2(g)} + 4\,H_{2(g)}$

La réaction inverse sera favorisée, car une augmentation de la pression déplace l'équilibre dans le sens d'une diminution du nombre de moles gazeuses dans le système. Lors de la réaction, trois moles de réactifs gazeux produisent cinq moles de produits gazeux.

d) $Mg_{(s)} + 2\,HCl_{(aq)} \rightleftharpoons MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$

La réaction inverse sera favorisée, car une augmentation de la pression déplace l'équilibre dans le sens d'une diminution du nombre de moles gazeuses dans le système. Lors de la réaction, zéro mole de réactifs gazeux produit une mole de produits gazeux.

9. Quelle réaction sera favorisée si on augmente le volume de chacun des systèmes suivants ? Justifiez votre réponse.

a) $CO_{(g)} + 2\,H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_3OH_{(g)}$

La réaction inverse sera favorisée, car une augmentation du volume déplace l'équilibre dans le sens d'une augmentation du nombre de moles gazeuses dans le système. Lors de la réaction, trois moles de réactifs gazeux produisent une mole de produit gazeux.

b) $2\,SO_{3(g)} \rightleftharpoons 2\,SO_{2(g)} + O_{2(g)}$

La réaction directe sera favorisée, car une augmentation de volume déplace l'équilibre dans le sens d'une augmentation du nombre de moles gazeuses dans le système. Lors de la réaction, deux moles de réactif gazeux produisent trois moles de produits gazeux.

c) $CH_3COOH_{(aq)} + NaHCO_{3(aq)} \rightleftharpoons CH_3COONa_{(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$

La réaction directe sera favorisée, car une augmentation de volume déplace l'équilibre dans le sens d'une augmentation du nombre de moles gazeuses dans le système. Lors de la réaction, zéro mole de réactifs gazeux produit une mole de produits gazeux.

d) $H_{2(g)} + F_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,HF_{(g)}$

Aucune des deux réactions n'est favorisée, car lors de la réaction, il n'y a pas de variation du nombre de moles gazeuses. Deux moles de réactifs gazeux produisent deux moles de produit gazeux.

10. Soit le système réactionnel représenté par l'équation :

$$HCl_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons Cl_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

Irina pense qu'une élévation de la pression dans ce système n'aura aucun effet sur la concentration du dichlore gazeux (Cl_2) à l'équilibre. Selon elle, le nombre de moles gazeuses demeure inchangé au cours de la réaction. Irina a-t-elle raison ? Justifiez votre réponse.

Irina n'a pas raison. Pour connaître l'effet de la pression sur l'équilibre d'un système, il faut travailler à partir d'une équation balancée. L'équation balancée du système réactionnel s'écrit :

$$4\,HCl_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,Cl_{2(g)} + 2\,H_2O_{(g)}$$

On observe que, pendant la réaction, il y a une diminution du nombre de moles gazeuses. Cinq moles de réactifs gazeux produisent quatre moles de produits gazeux. Par conséquent, une augmentation de la pression favorisera la réaction directe et contribuera à une augmentation de la concentration du dichlore gazeux.

11. Parmi les énoncés suivants, encerclez ceux qui décrivent l'effet de l'ajout d'un catalyseur dans un système à l'équilibre.

A. Une fois ajouté dans le système, le catalyseur prend part à la réaction chimique.

(B.) L'ajout du catalyseur fait augmenter les vitesses des réactions directe et inverse.

C. L'ajout d'un catalyseur favorise la réaction directe.

(D.) L'ajout d'un catalyseur permet au système d'atteindre l'équilibre plus rapidement.

(E.) L'ajout d'un catalyseur n'a aucun effet sur la concentration des réactifs et des produits.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

12. Voici un système réactionnel à l'équilibre :

$$CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + NO_{(g)} + 227\,kJ$$

Les modifications suivantes ont été réalisées dans le système à l'équilibre :

I) augmentation de la concentration de CO_2 ;

II) augmentation de la pression par la diminution du volume ;

III) augmentation de la température ;

IV) ajout d'un catalyseur.

Lesquelles de ces modifications favorisent la réaction inverse ?

A. I et II B. I et III C. II et III D. III et IV

13. Le diborane (B_2H_6) est un gaz incolore aux applications variées. L'équation suivante le montre à l'équilibre avec le bore (B) solide et le dihydrogène (H_2) :

$$2\,B_{(s)} + 3\,H_{2(g)} + 36\,kJ \rightleftharpoons B_2H_{6(g)}$$

Quel sera l'effet sur la concentration du diborane si, à l'équilibre :

a) on refroidit le système ?

La réaction étant endothermique, une diminution de la température à l'équilibre favorisera la réaction inverse. La concentration du diborane va donc diminuer.

b) on ajoute une certaine quantité de bore solide ?

L'ajout à l'équilibre d'une substance solide ou liquide n'a aucun effet sur l'équilibre. La concentration du diborane sera inchangée.

c) on augmente la pression du système ?

Lors de la réaction, il y a une diminution du nombre de moles gazeuses (de trois moles à une mole). La réaction directe sera favorisée par une augmentation de la pression. Donc, entre le moment de la modification de la pression et l'atteinte du nouvel équilibre, la concentration du diborane va augmenter.

d) on ajoute un catalyseur ?

L'ajout à l'équilibre d'un catalyseur n'a aucun effet sur l'équilibre. La concentration du diborane sera inchangée.

e) on augmente le volume du système ?

Lors de la réaction, il y a une diminution du nombre de moles gazeuses (de trois moles à une mole). La réaction inverse sera favorisée par une augmentation du volume. Donc, entre le moment de la modification du volume et l'atteinte du nouvel équilibre, la concentration du diborane va diminuer.

CHAPITRE 8 SYNTHÈSE

L'ASPECT QUALITATIF DE L'ÉQUILIBRE CHIMIQUE

Qu'est-ce que l'équilibre chimique ?

- Une **réaction irréversible** est une réaction qui ne peut se produire que dans un seul sens, des réactifs vers les produits.

Réactifs → Produits

$4\,Fe_{(s)} + 3\,O_{2(g)} \rightarrow 2\,Fe_2O_{3(s)}$

- Une **réaction réversible** est une réaction qui peut se produire dans les deux sens, des réactifs vers les produits ou des produits vers les réactifs.

Réactifs ⇌ Produits

$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,NH_{3(g)}$

- L'**équilibre chimique** est un équilibre dynamique résultant de deux réactions chimiques opposées qui s'effectuent à la même vitesse, laissant ainsi la composition du système réactionnel inchangée.
- Pour qu'un système, physique ou chimique, atteigne l'état d'équilibre, il doit :
  - être réversible ;
  - être fermé ;
  - posséder des propriétés macroscopiques constantes.

Les facteurs qui influent sur l'état d'équilibre

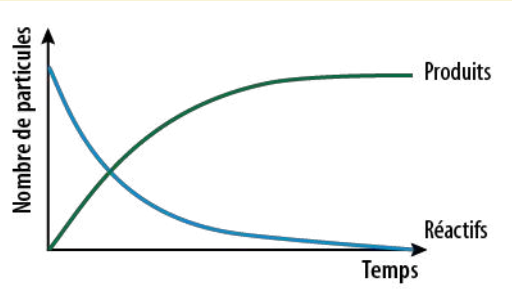
- Selon le **principe de Le Chatelier**, si on modifie les conditions d'un système à l'état d'équilibre, le système réagira de manière à s'opposer partiellement à cette modification jusqu'à ce qu'il atteigne un nouvel état d'équilibre.
- D'après ce principe, trois facteurs influent sur l'état d'équilibre chimique d'un système : la concentration, la température et la pression. L'ajout d'un catalyseur n'a pas d'effet sur l'équilibre.
- Le principe de Le Chatelier établit que, dans un système à l'équilibre :
  - toute augmentation de la concentration d'une substance d'un système réactionnel à l'équilibre déplace cet équilibre en favorisant la réaction qui permet de diminuer en partie la concentration de cette substance ;
  - toute diminution de la concentration d'une substance d'un système réactionnel à l'équilibre déplace cet équilibre en favorisant la réaction qui permet d'augmenter en partie la concentration de cette substance ;
  - toute augmentation de la température d'un système réactionnel à l'équilibre déplace cet équilibre en favorisant la réaction endothermique ;
  - toute diminution de la température d'un système réactionnel à l'équilibre déplace cet équilibre en favorisant la réaction exothermique ;
  - toute augmentation de la pression par une diminution de volume d'un système réactionnel à l'équilibre déplace cet équilibre en favorisant la réaction qui produit le plus petit nombre de molécules de gaz ;
  - toute diminution de la pression par une augmentation de volume d'un système réactionnel à l'équilibre déplace cet équilibre en favorisant la réaction qui produit le plus grand nombre de molécules gazeuses ;
  - la variation de la pression d'un système réactionnel à l'équilibre ne produit un effet que si ce système contient au moins une substance en phase gazeuse.
- L'ajout d'un catalyseur dans un système réactionnel à l'équilibre permet au système d'atteindre l'équilibre plus rapidement. Le catalyseur ne déplace l'équilibre ni vers la formation des produits ni vers la formation des réactifs.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXERCICES

1 Pour chacun des systèmes suivants, indiquez s'il s'agit d'un système réversible ou irréversible.

a)



Irréversible.

b)



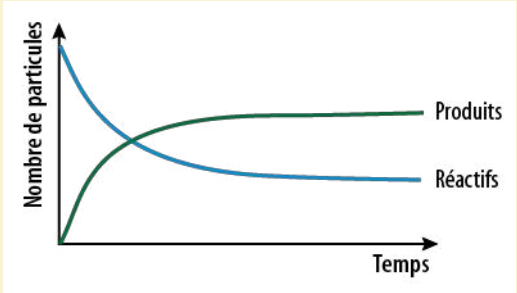
Réversible.

c)



Réversible.

d)



Réversible.

e)



Irréversible.

f)



Irréversible.

2 Déterminez si les systèmes suivants sont ouverts ou fermés. Expliquez votre réponse.

Système	Ouvert	Fermé	Explication
a) Un geyser.	✓		De l'eau et de la vapeur d'eau sont projetées dans le milieu environnant.
b) Une soupe dans un contenant isotherme.		✓	Aucun échange de matière avec l'environnement.
c) Un volcan en éruption.	✓		L'éruption rejette de la lave et des gaz volcaniques dans le milieu ambiant.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Système	Ouvert	Fermé	Explication
d) Le volume d'eau d'une piscine en été.	✓		Il y a perte d'eau par évaporation.
e) Une réaction de précipitation dans une éprouvette ouverte.		✓	Il n'y a pas d'échange de matière avec le milieu extérieur.
f) Une bouteille de boisson gazeuse ouverte.	✓		Il y a perte de matière. Le dioxyde de carbone se dissipe dans l'atmosphère.

3 Les systèmes suivants sont-ils à l'équilibre ? Si oui, indiquez de quel type d'équilibre il s'agit. Si non, indiquez laquelle ou lesquelles des trois conditions nécessaires à l'atteinte de l'état d'équilibre ne sont pas remplies.

a) Une éprouvette remplie d'eau salée. (On néglige l'évaporation de l'eau.)

Ce système n'est pas à l'équilibre, car il est constitué d'une seule phase.

b) Une bouteille contenant un mélange d'eau et de glace maintenu à 0 °C.

Ce système est à l'équilibre de phase.

c) Une éprouvette remplie de diazote (N_2). La pression et la température sont maintenues constantes.

Ce système n'est pas à l'équilibre, car il est constitué d'un seul gaz.

d) L'eau d'un barrage hydroélectrique maintenue à un niveau constant pendant une semaine. La température et la pression du système sont constantes.

Ce système n'est pas à l'équilibre, car c'est un système ouvert.

e) Un ballon fermé contenant un mélange de tétraoxyde de diazote (N_2O_4) et de dioxyde d'azote (NO_2). La pression, la température et la couleur du mélange sont constantes.

Ce système est à l'équilibre chimique, car il est réversible.

f) Un outil en acier qui rouille au contact de l'air.

Ce système n'est pas à l'équilibre, car la réaction est irréversible.

4 Les énoncés suivants concernent un système à l'équilibre. Indiquez à l'aide d'un crochet ceux qui sont vrais.

a) Les vitesses des réactions directe et inverse sont nulles. ☐
b) Les concentrations des réactifs et des produits sont constantes. ☑
c) Le nombre de moles de réactifs est égal au nombre de moles de produits. ☐
d) Les propriétés microscopiques du système doivent être constantes. ☐
e) Les propriétés macroscopiques du système doivent être constantes. ☑
f) Les vitesses des réactions directe et inverse sont égales. ☑

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

5 Parmi les facteurs suivants, lesquels sont nécessaires à l'établissement d'un équilibre chimique ?

I) Système ouvert	IV) Réaction réversible	VII) Propriétés macroscopiques modifiées
II) Température constante	V) Pression constante	
III) Réaction irréversible	VI) Système fermé	

A. I, III et VII B. II, III, V et VII C. I, IV et VII (D.) II, IV, V et VI

6 Soit le système réactionnel à l'équilibre suivant :

$$CO_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(g)} + 41{,}9\,kJ$$

Indiquez dans quel sens (direct ou inverse) cet équilibre se déplacera à la suite de chacune des modifications suivantes.

a) Augmentation de la concentration de vapeur d'eau. — Inverse.

b) Refroidissement du système. — Direct.

c) Diminution du volume du système. — Sans effet.

d) Augmentation de la concentration de dioxyde de carbone (CO_2). — Direct.

e) Diminution de la pression dans le système. — Sans effet.

f) Ajout d'un catalyseur. — Sans effet.

g) Chauffage du système. — Inverse.

h) Diminution de la concentration de dihydrogène (H_2). — Inverse.

i) Diminution de la concentration de vapeur d'eau. — Direct.

j) Augmentation de la concentration de monoxyde de carbone (CO). — Inverse.

7 Soit le système réactionnel à l'équilibre suivant :

$$2\,Cu_2O_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 4\,CuO_{(s)} + \text{Énergie}$$

Proposez trois moyens différents pour favoriser l'oxydation de l'oxyde de dicuivre (Cu_2O).

1. Augmenter la pression du système par diminution de volume.
2. Diminuer la température du système.
3. Augmenter la concentration de dioxygène (O_2).

8 Soit le système réactionnel à l'équilibre suivant :

$$2\,H_2O_{(l)} + \text{Énergie} \rightleftharpoons 2\,H_{2(g)} + O_{2(g)}$$

Les modifications suivantes à l'équilibre favorisent une réaction. Indiquez s'il s'agit de la décomposition de l'eau ou de la formation de l'eau.

a) Une augmentation de la température. — Décomposition de l'eau.

b) Une augmentation de la pression. — Formation de l'eau.

c) Une augmentation de la concentration de $H_{2(g)}$. — Formation de l'eau.

9 Quel sera l'effet sur la concentration de chacune des substances présentes dans les systèmes à l'équilibre suivants? Expliquez votre réponse.

a) On introduit de l'hydroxyde de sodium (NaOH) dans le système suivant.

$$Fe_{(s)} + 2\,HCl_{(aq)} \rightleftharpoons 3\,FeCl_{2(aq)} + H_{2(g)} + \text{Énergie}$$

L'introduction de l'hydroxyde de sodium, une base, va neutraliser une certaine quantité d'acide HCl, entraînant le déplacement de l'équilibre dans le sens inverse. Donc, les concentrations de H_2 et de $FeCl_2$ vont diminuer, tandis que la concentration de HCl va augmenter en restant toutefois inférieure à sa concentration initiale.

b) On diminue le volume du système suivant.

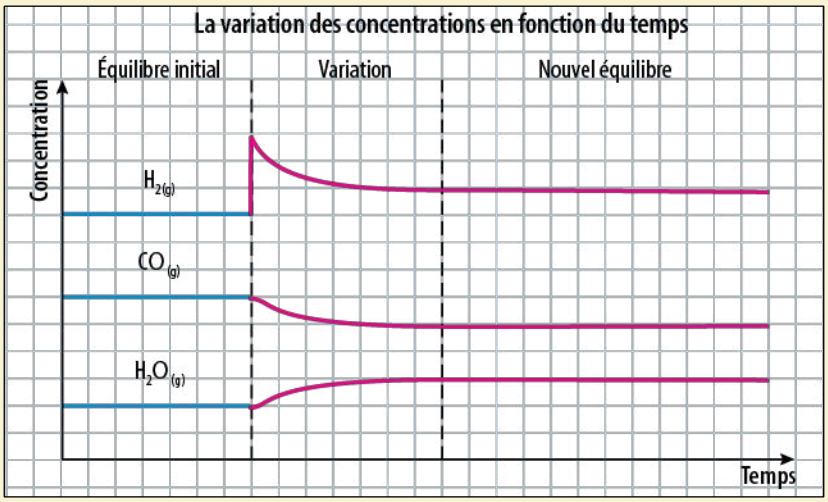
$$MgCO_{3(s)} \rightleftharpoons MgO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

La diminution du volume du système déplace l'équilibre dans le sens de la diminution du nombre de moles gazeuses. Lors de la réaction, zéro mole de réactif gazeux produit une mole de produits gazeux. Donc, la diminution de volume déplace l'équilibre dans le sens inverse, ce qui fait que la concentration du CO_2 va diminuer.

10 Les diagrammes suivants indiquent les concentrations des substances gazeuses impliquées dans l'équilibre de la réaction suivante :

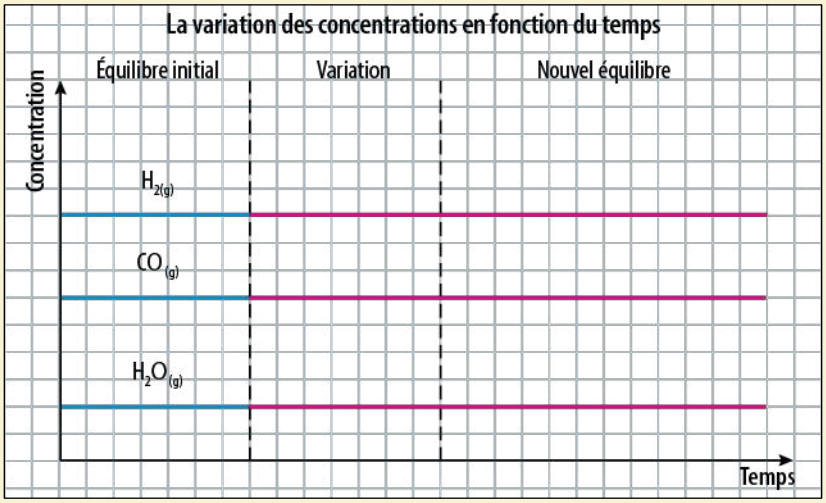
$$C_{(s)} + H_2O_{(g)} + 131{,}3\,kJ \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_{2\,(g)}$$

a) Complétez les courbes de variation des concentrations après l'ajout de dihydrogène (H_2) dans le système.

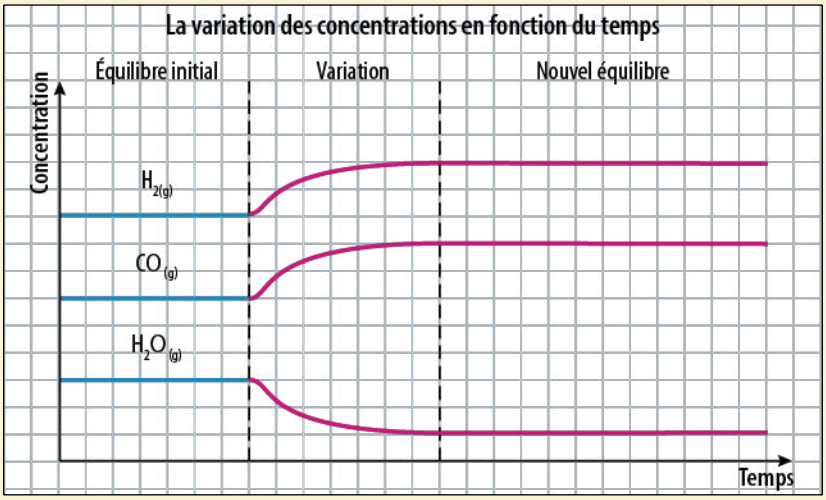


Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

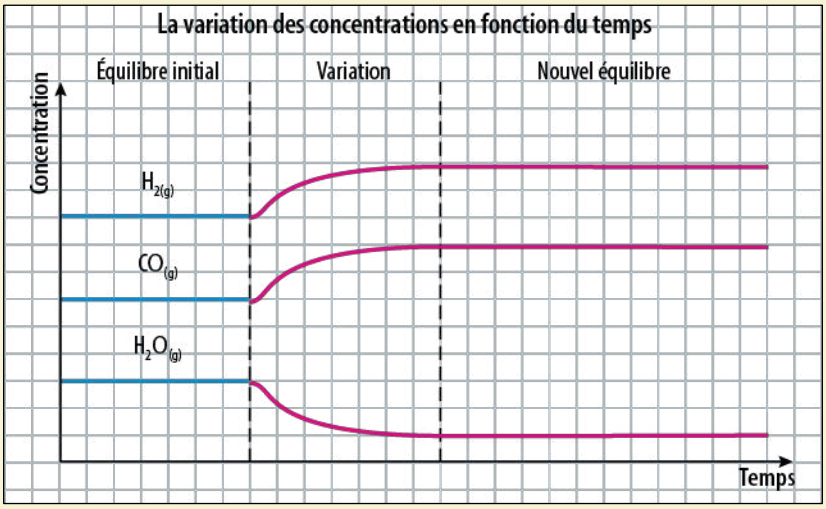
b) Complétez les courbes de variation des concentrations après l'ajout de carbone solide (C) dans le système.



c) Complétez les courbes de variation des concentrations après l'augmentation de la température.

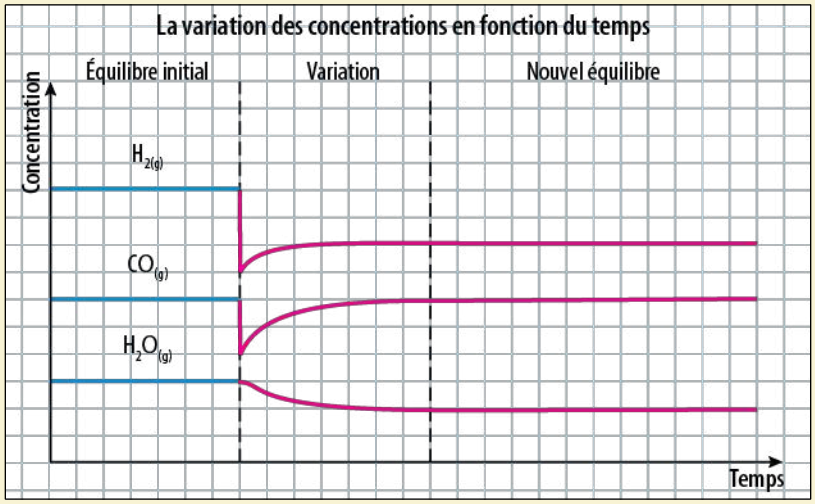


d) Complétez les courbes de variation des concentrations après une diminution de la pression par augmentation de volume.



Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

e) Complétez les courbes de variation des concentrations après le retrait d'une partie des deux produits.



11 La dissolution du chromate de disodium (Na_2CrO_4) dans l'acide chlorhydrique (HCl) atteint l'équilibre représenté par l'équation suivante :

$$2\,CrO_4^{2-}{}_{(aq)} + 2\,H^+_{(aq)} \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

jaune orange

a) Proposez une méthode expérimentale permettant de déterminer si la réaction directe est endothermique ou exothermique. Précisez les résultats attendus.

Il faut chauffer ou refroidir le système et observer le changement de couleur de la solution :
- si la réaction est endothermique, le chauffage déplacera l'équilibre vers les produits et la solution deviendra orange ;
- si la réaction est exothermique, le chauffage déplacera l'équilibre vers les réactifs et la solution deviendra jaune.

Un refroidissement du système aura des effets inverses.

b) Sachant que la réaction est endothermique, nommez quelques actions qui permettraient d'intensifier la coloration orange.

Obtenir une coloration orange signifie que la réaction directe sera favorisée. Pour cela, on peut augmenter la température du système OU ajouter l'un ou les deux réactifs (le chromate de disodium et le chlorure d'hydrogène) OU retirer le produit (dichromate de sodium).

c) De quelle couleur sera la solution si une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) est ajoutée au système à l'équilibre ? Justifiez votre réponse.

La solution d'hydroxyde de sodium étant une base, elle va neutraliser une partie de l'acide (chlorure d'hydrogène) du système à l'équilibre. Donc, la concentration des ions H^+ à l'équilibre va diminuer, ce qui fera déplacer l'équilibre vers la gauche. La concentration des ions chromates (CrO_4^{2-}) va augmenter alors que celle des ions dichromates ($Cr_2O_7^{2-}$) va diminuer. La solution va devenir jaune.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

12 La production du trioxyde de soufre (SO_3) est un procédé industriel important. En effet, on peut convertir le trioxyde de soufre pour obtenir de l'acide sulfurique (H_2SO_4), un composé utilisé, entre autres, dans la fabrication d'engrais et le raffinage du pétrole. Le trioxyde de soufre gazeux est formé à partir de dioxyde de soufre gazeux (SO_2) et de dioxygène gazeux (O_2). Cette réaction s'effectue à 400 °C et elle est exothermique. En milieu industriel, on ajoute un catalyseur pour augmenter le rendement de la production de trioxyde de soufre.

a) Écrivez l'équation thermochimique balancée qui illustre cette réaction à l'état d'équilibre.

$2\,SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,SO_{3(g)} + \text{Énergie}$

b) Quelle réaction sera favorisée à la suite d'une augmentation de la température dans le système? Justifiez votre réponse.

Une augmentation de la température favorise les réactions endothermiques, donc c'est la réaction inverse de décomposition du trioxyde de soufre qui sera favorisée.

c) Quelle réaction sera favorisée à la suite d'une diminution de la pression dans le système? Justifiez votre réponse.

Une diminution de la pression déplace l'équilibre dans le sens d'une augmentation du nombre de moles gazeuses. C'est donc la réaction inverse qui sera favorisée; deux moles de SO_3 gazeux produisent trois moles gazeuses (deux moles de SO_2 et une mole de O_2).

d) Quel sera l'effet du retrait du catalyseur sur le déplacement de l'équilibre? Justifiez votre réponse.

Il n'y aura aucun effet, puisque le catalyseur n'est utilisé que pour permettre à l'équilibre d'être atteint plus rapidement.

e) Quelle réaction sera favorisée à la suite d'un ajout de dioxyde de soufre (SO_2) dans le système? Justifiez votre réponse.

L'ajout d'une substance (réactif ou produit) déplace l'équilibre dans le sens de la consommation de cette substance. L'ajout du SO_2, un réactif, favorisera la réaction directe de formation du SO_3.

f) Quelle réaction sera favorisée à la suite d'un retrait de dioxyde de soufre (SO_2) dans le système. Justifiez votre réponse.

Le retrait d'une substance (réactif ou produit) déplace l'équilibre dans le sens de la reformation de cette substance. Le retrait du SO_2, un réactif, favorisera la réaction inverse, soit la reformation du SO_2.

13 DÉFI L'ozone (O_3) se transforme en dioxygène (O_2) selon la réaction réversible à l'état d'équilibre suivante :

$$2\,O_{3(g)} \rightleftharpoons 3\,O_{2(g)} + 284{,}1\ \text{kJ}$$

L'ozone est-il plus stable à haute ou à basse température ? Justifiez votre réponse.

Puisque la réaction de décomposition de l'ozone en dioxygène est exothermique, une diminution de la température du système favorise la décomposition de l'ozone, et une augmentation de la température du système favorise la formation de l'ozone. Donc, l'ozone est plus stable à haute température.

14 DÉFI Soit le système équilibre suivant :

$$CO_{(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_{4(g)} + H_2O_{(g)}$$

Tout en maintenant le volume et la température du système constants, on peut modifier sa pression par l'ajout d'argon (Ar), un gaz inerte, dans le système.

a) Quel effet aura cet ajout sur l'équilibre du système ? Justifiez votre réponse.

L'ajout d'argon dans le système à l'équilibre, bien qu'il augmente sa pression, n'occasionne aucun déplacement de l'équilibre. En effet, l'augmentation de la pression fera augmenter les concentrations des réactifs et des produits de telle manière que les vitesses des réactions directe et inverse resteront égales.

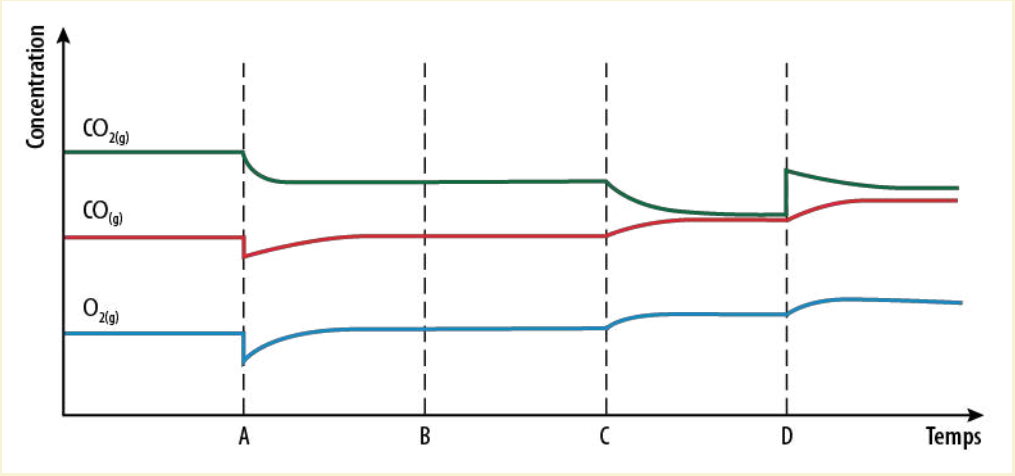
b) Peut-on considérer que l'effet de l'ajout d'argon est similaire à celui de l'ajout d'un catalyseur ? Justifiez votre réponse.

Non, car l'argon n'a aucun effet sur l'énergie d'activation et ne permet pas au système d'atteindre l'équilibre plus rapidement.

15 DÉFI Le dioxyde de carbone (CO_2) se forme dans l'air lorsque le monoxyde de carbone (CO) se combine avec le dioxygène (O_2). À l'équilibre, cette réaction est représentée par l'équation suivante :

$$2\,CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,CO_{2(g)} + \text{Énergie}$$

Le diagramme ci-dessous représente les variations de la concentration des différents composés impliqués dans la synthèse du dioxyde de carbone en fonction du temps.



Quelles sont les modifications imposées au système aux moments A, B, C et D ?

Moment A : Retrait de monoxyde de carbone ($CO_{(g)}$) et de dioxygène ($O_{2(g)}$).

Moment B : Ajout d'un catalyseur ou ajout d'un gaz inerte (Ar, He, etc.) ou aucune modification.

Moment C : Augmentation de la température (ou diminution de la pression par augmentation de volume).

Moment D : Ajout de dioxyde de carbone ($CO_{2(g)}$).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.



CHAPITRE 9

L'ASPECT QUANTITATIF DE L'ÉQUILIBRE CHIMIQUE

L'équilibre acidobasique a des effets importants sur les organismes qui vivent dans les océans. À la surface de l'océan, le dioxyde de carbone atmosphérique est à l'équilibre avec le dioxyde de carbone dissous dans l'eau. Le dioxyde de carbone en solution réagit ensuite avec l'eau pour former l'acide carbonique aqueux. À mesure que la quantité d'acide carbonique augmente, l'acidité de l'eau augmente. De nombreux organismes qui sécrètent du calcium ne se développent pas bien dans l'eau acide. En revanche, les méduses peuvent vivre dans certains endroits où se produisent des changements dans l'équilibre acidobasique. Ces observations montrent que de tels changements provoquent à leur tour des changements dans les milieux biologiques marins.

Le chapitre précédent abordait l'aspect qualitatif de l'équilibre chimique. Le chapitre 9 présente l'aspect quantitatif de l'état d'équilibre en établissant une relation qui permet de prédire les concentrations des substances à l'équilibre.

Cette relation, appelée « constante d'équilibre », sera aussi étudiée pour des cas particuliers impliquant l'eau et la dissociation électrolytique des acides, des bases et des composés ioniques peu solubles en solution.

SOMMAIRE

Section 1 La constante d'équilibre 338
Section 2 L'équilibre acidobasique 357
Section 3 Les composés peu solubles 378

RAPPELS

5.1 Les électrolytes et la dissociation électrolytique 11
5.4 L'échelle de pH 14
7.5 Quelques exemples de transformations chimiques (la neutralisation acidobasique) 19
8.2 La résolution d'une équation du second degré 21

SECTION 1

LA CONSTANTE D'ÉQUILIBRE

Le chapitre 8 a présenté l'étude qualitative de l'équilibre chimique. Il portait plus particulièrement sur les conditions nécessaires pour qu'un système atteigne un état d'équilibre et sur la manière dont cet équilibre pouvait être modifié à la suite de certaines perturbations externes.

La section 1 de ce chapitre aborde la constante d'équilibre, la relation sur laquelle se basent tous les calculs de détermination des concentrations des réactifs et des produits dans un système à l'équilibre.

1.1 L'expression de la constante d'équilibre

Lorsqu'une réaction est complète, la détermination des quantités de réactifs et de produits est basée sur les calculs stœchiométriques. Prenons l'exemple de la combustion du propane (C_3H_8), dont l'équation est la suivante.

$$C_3H_{8(g)} + 5\,O_{2(g)} \rightarrow 3\,CO_{2(g)} + 4\,H_2O_{(g)}$$

Dans ce système, le propane et le dioxygène (O_2) réagissent entre eux dans un rapport de 1 : 5, alors que le propane et le dioxyde de carbone (CO_2) seront toujours dans un rapport de 1 : 3.

Dans une réaction partielle où l'état d'équilibre est atteint, le calcul stœchiométrique n'est pas utile. Prenons l'exemple de la réaction de décomposition du tétraoxyde de diazote (N_2O_4) en dioxyde d'azote (NO_2), dont l'équation est la suivante.

$$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2\,NO_{2(g)}$$

Le tableau 9.1, à la page suivante, montre que les quantités de tétraoxyde de diazote et de dioxyde d'azote à l'équilibre ne sont pas dans les mêmes rapports que dans l'équation chimique. En 1864, en étudiant un grand nombre de réactions chimiques, des chimistes norvégiens, Cato Guldberg (1836-1902) et Peter Waage (1833-1900), sont arrivés à énoncer la loi de l'équilibre chimique, aussi appelée « loi d'action de masse ». Cette loi permet de déterminer les quantités de réactifs et de produits à l'équilibre.

La **loi de l'équilibre chimique (ou loi d'action de masse)** établit qu'à une température donnée, il existe un rapport constant entre les concentrations des produits et les concentrations des réactifs dans un système chimique à l'équilibre.

Un exemple des réactions étudiées est présenté dans le tableau 9.1. Il regroupe les données relatives à la réaction de décomposition du tétraoxyde de diazote de quatre expériences réalisées à une température de 100 °C.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

TABLEAU 9.1 **Les concentrations à l'équilibre résultant de quatre expériences à 100 °C pour la réaction $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2\,NO_{2(g)}$**

Expérience	$[N_2O_4]$ initiale (mol/L)	$[NO_2]$ initale (mol/L)	$[N_2O_4]$ à l'état d'équilibre (mol/L)	$[NO_2]$ à l'état d'équilibre (mol/L)	Rapport $\frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$
1	0,100	0,000	0,0491	0,102	0,212
2	0,000	0,100	0,0185	0,0627	0,212
3	0,050	0,050	0,0332	0,0837	0,211
4	0,075	0,075	0,0411	0,0930	0,210

Les calculs du tableau montrent que l'équilibre est établi quelle que soit la concentration initiale des réactifs et des produits. L'équation balancée du système réactionnel à l'équilibre et les résultats des expériences se résument comme suit :

$$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2\,NO_{2(g)}$$

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 0{,}211$$

On appelle ce rapport constant « la constante d'équilibre de la décomposition de N_2O_4 ».

Les concentrations des réactifs et des produits sont celles à l'équilibre et s'expriment en moles par litre (mol/L). Cependant, pour simplifier, on exprime la constante d'équilibre par un nombre sans unités. On peut généraliser l'expression de cette constante d'équilibre à partir de l'équation de la réaction hypothétique suivante à l'équilibre.

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

L'expression de la constante d'équilibre (K_C) s'écrit de la façon suivante.

L'expression de la constante d'équilibre

$$K_C = \frac{[C]^c\,[D]^d}{[A]^a\,[B]^b}$$

où

K_C = constante d'équilibre en fonction des concentrations

[C], [D] = concentrations des produits à l'équilibre, exprimées en moles par litre (mol/L)

[A], [B] = concentrations des réactifs à l'équilibre, exprimées en moles par litre (mol/L)

c, d = coefficients stœchiométriques entiers des produits de l'équation chimique balancée

a, b = coefficients stœchiométriques entiers des réactifs de l'équation chimique balancée

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

On calcule la valeur de la constante d'équilibre en utilisant seulement les concentrations des substances gazeuses ou en solution aqueuse, comme le montre l'exemple suivant.

$$C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,CO_{(g)}$$

$$K_C = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

La constante d'équilibre de la réaction inverse

Il existe une relation simple entre les constantes d'équilibre des réactions directe et inverse. Le tableau 9.2 illustre cette relation, à partir de l'exemple de la réaction de décomposition du tétraoxyde de diazote (N_2O_4).

TABLEAU 9.2 Comparaison des constantes d'équilibre de la réaction de décomposition du tétraoxyde de diazote et de sa réaction inverse

Réaction	Équation	Constante d'équilibre
Directe	$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2\,NO_{2(g)}$	$K_{C_{dir}} = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$
Inverse	$2\,NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$	$K_{C_{inv}} = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2}$

La relation entre la constante d'équilibre d'une réaction directe et inverse

$$K_{C_{inv}} = \frac{1}{K_{C_{dir}}}$$

où

$K_{C_{inv}}$ = constante d'équilibre de la réaction inverse

$K_{C_{dir}}$ = constante d'équilibre de la réaction directe

L'exemple suivant montre comment calculer la constante d'équilibre d'une réaction à partir des concentrations des produits et des réactifs à l'équilibre.

EXEMPLE

La synthèse du bromure d'iode gazeux ($IBr_{(g)}$) se fait en faisant réagir le diiode gazeux ($I_{2(g)}$) avec le dibrome gazeux ($Br_{2(g)}$) selon l'équation balancée suivante.

$$I_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,IBr_{(g)}$$

À 150 °C, un mélange à l'équilibre dans un ballon de 2,0 L contient 0,024 mol de diiode gazeux, 0,050 mol de dibrome gazeux et 0,38 mol de bromure d'iode gazeux.

Calculez la constante d'équilibre de la synthèse du bromure d'iode à cette température et la constante d'équilibre de la réaction de décomposition du bromure d'iode à la même température.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXEMPLE (*suite*)

Données

$n_{I_2} = 0{,}024\ \text{mol}$

$n_{Br_2} = 0{,}050\ \text{mol}$

$n_{IBr} = 0{,}38\ \text{mol}$

$V = 2{,}0\ \text{L}$

$K_{C_{dir}} = ?$

$K_{C_{inv}} = ?$

Solution

1. *Calculer les concentrations à l'équilibre.*

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[I_2] = \frac{0{,}024\ \text{mol}}{2{,}0\ \text{L}} = 0{,}012\ \text{mol/L}$$

$$[Br_2] = \frac{0{,}050\ \text{mol}}{2{,}0\ \text{L}} = 0{,}025\ \text{mol/L}$$

$$[IBr] = \frac{0{,}38\ \text{mol}}{2{,}0\ \text{L}} = 0{,}19\ \text{mol/L}$$

2. *Calculer la constante d'équilibre de la synthèse de $IBr_{(g)}$.*

$$K_{C_{dir}} = \frac{[IBr]^2}{[I_2][Br_2]} = \frac{[0{,}19]^2}{0{,}012 \cdot 0{,}025} = 1{,}2 \times 10^2$$

3. *Calculer la constante d'équilibre de la décomposition de $IBr_{(g)}$.*

$$K_{C_{inv}} = \frac{1}{K_{C_{dir}}} = \frac{1}{1{,}2 \times 10^2} = 8{,}3 \times 10^{-3}$$

Réponse La constante d'équilibre de la synthèse du bromure d'iode est de $1{,}2 \times 10^2$. La constante d'équilibre de sa décomposition est de $8{,}3 \times 10^{-3}$.

ZOOM CATO MAXIMILIAN GULDBERG ET PETER WAAGE



FIGURE 9.1 Cato Maximilian Guldberg (1836-1902) et Peter Waage (1833-1900) : chimistes norvégiens.

Peter Waage et Cato Maximilian Guldberg, unis par des liens d'amitié et familiaux, ont surtout scellé leur association par la découverte de la loi d'action des masses, qui permet notamment de définir les conditions d'équilibre d'un système réactionnel chimique. Présentée dès 1864, cette loi passe inaperçue durant plus d'une décennie. D'autres scientifiques la valideront plus tard, mais sans avoir pris connaissance des publications antérieures des deux chimistes.

Waage s'est investi par la suite dans des recherches aux applications pratiques, mettant au point, entre autres, de nouvelles méthodes de conservation du lait. Guldberg a lui aussi persévéré dans la recherche. En 1890, il a découvert une loi portant sur les points d'ébullition des liquides.

1.2 L'interprétation de la valeur de la constante d'équilibre

À quoi sert la connaissance de la valeur de la constante d'équilibre d'une réaction ? Comme la constante d'équilibre est un rapport de concentrations, elle permet de comparer, à l'équilibre, la concentration relative des produits à la concentration relative des réactifs. Ainsi, selon la valeur de ce rapport, il est possible de déduire laquelle des deux réactions (formation des produits ou formation des réactifs) est favorisée.

Trois cas peuvent se présenter (*voir le tableau 9.3*).

TABLEAU 9.3 Les valeurs de la constante d'équilibre et la réaction favorisée

Cas 1 : $K_C \gg 1$	Cas 2 : $K_C \approx 1$	Cas 3 : $K_C \ll 1$
		
$K_C \gg 1$	$K_C \approx 1$	$K_C \ll 1$
La formation des produits est favorisée. La position de l'équilibre est à droite (dans le sens de la réaction directe).	Les concentrations des produits et des réactifs sont à peu près égales et aucune des réactions, directe ou inverse, n'est favorisée.	La formation des réactifs est favorisée. La position de l'équilibre est à gauche (dans le sens de la réaction inverse).
Réactifs $\rightleftharpoons$ Produits	Réactifs $\rightleftharpoons$ Produits	Réactifs $\rightleftharpoons$ Produits

Réactifs Produits

$\gg$: beaucoup plus grand que $\approx$: approximativement égal à $\ll$: beaucoup plus petit que

1.3 L'effet de la température sur la valeur de la constante d'équilibre

Plusieurs facteurs peuvent influer sur un système réactionnel à l'équilibre (*voir le chapitre 8*), mais seule la variation de température peut avoir un effet sur la valeur de la constante d'équilibre (K_C). C'est pour cette raison qu'on doit toujours indiquer la température d'un système réactionnel à l'équilibre lorsqu'il est question de la valeur de la constante d'équilibre.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Prenons pour exemple les valeurs de la constante d'équilibre de la réaction de formation du monoxyde d'azote (NO) à partir du diazote (N_2) et du dioxygène (O_2) (*voir la figure 9.2*).

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} + 180,4\ kJ \rightleftharpoons 2\,NO_{(g)}$$

Ces valeurs sont présentées dans le tableau 9.4.

TABLEAU 9.4 La constante d'équilibre de la formation du monoxyde d'azote en fonction de la température

Température (°C)	Constante d'équilibre (K_c)
27	4×10^{-31}
427	5×10^{-13}
827	4×10^{-8}
1227	1×10^{-5}

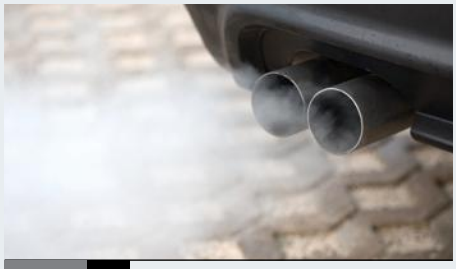


FIGURE 9.2 Le monoxyde d'azote est un gaz qui est notamment produit par les moteurs à combustion des voitures. Le pot catalytique favorise la réaction inverse, soit la réduction du monoxyde d'azote (NO) en diazote (N_2) et en dioxygène (O_2).

Il est important de se rappeler que, selon le principe de Le Chatelier, une augmentation de la température d'un système réactionnel à l'équilibre favorise la réaction endothermique. Dans ce cas, c'est la réaction directe. Ceci a pour conséquence une augmentation de la concentration de monoxyde d'azote et une diminution de la concentration de diazote et de dioxygène à l'équilibre. Cela augmente la valeur de la constante d'équilibre (*voir le tableau 9.5*).

Le principe de Le Chatelier, p. 314

TABLEAU 9.5 Les effets de la variation de la température sur la valeur de la constante d'équilibre d'une réaction chimique

Type de réaction	Changement de température	Réaction favorisée	Variation de la constante d'équilibre (K_c)
Exothermique ($\Delta H < 0$)	Augmentation	Inverse (←)	Diminution
Réactifs $\rightleftharpoons$ Produits + Énergie	Diminution	Directe (→)	Augmentation
Endothermique ($\Delta H > 0$)	Augmentation	Directe (→)	Augmentation
Réactifs + Énergie $\rightleftharpoons$ Produits	Diminution	Inverse (←)	Diminution

1.4 Les calculs relatifs à l'expression de la constante d'équilibre

La détermination de la valeur de la constante d'équilibre à partir des concentrations initiales des réactifs nécessite la connaissance de la concentration, à l'équilibre, d'une des substances présentes dans le système. De même, la détermination des concentrations, à l'équilibre, des différentes substances du système réactionnel nécessite la connaissance des concentrations initiales des réactifs et de la valeur de la constante d'équilibre.

Pour déterminer la valeur de la constante d'équilibre à partir des concentrations initiales des réactifs, et la valeur de la concentration, à l'équilibre, d'une des substances de la réaction, il est nécessaire d'organiser les données,

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

connues et inconnues, dans un tableau IVÉ (Initiale-Variation-Équilibre). Dans ce type de tableau, on reporte :

- les concentrations initiales des réactifs et des produits (I) ;
- les variations de concentration des réactifs et des produits au cours de la réaction (V) ;
- les concentrations, à l'équilibre, des réactifs et des produits (É).

L'exemple suivant permet de comprendre comment construire un tableau IVÉ. Soit la réaction de synthèse de l'iodure d'hydrogène (HI) à partir du dihydrogène (H_2) et du diiode (I_2), selon l'équation balancée suivante.

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,HI_{(g)}$$

Lors d'une expérience en laboratoire, on obtient les résultats notés dans le tableau 9.6. Le tableau IVÉ de cette réaction permet de visualiser les variations de concentration qui ont permis d'obtenir les concentrations à l'équilibre (*voir le tableau 9.7*).

TABLEAU 9.6 Les concentrations initiales et à l'équilibre des substances impliquées dans la synthèse de l'iodure d'hydrogène à 448 °C

Substance	Concentration initiale (mol/L)	Concentration à l'équilibre (mol/L)
$H_{2(g)}$	1,00	0,22
$I_{2(g)}$	1,00	0,22
$HI_{(g)}$	0,00	1,56

TABLEAU 9.7 Les données du tableau 9.6 reportées dans un tableau IVÉ

Concentration (mol/L)	$H_{2(g)}$	+ $I_{2(g)}$	$\rightleftharpoons$ $2\,HI_{(g)}$
Initiale (C_i)	1,00	1,00	0,00
Variation (ΔC)	-0,78	-0,78	+1,56
Équilibre ($C_{éq}$)	0,22	0,22	1,56

Il est à remarquer qu'au cours de la réaction directe, les réactifs sont consommés et les produits sont formés. La variation de concentration des réactifs est donc négative tandis que celle des produits est positive.

L'exemple suivant montre comment utiliser un tableau IVÉ pour calculer la constante d'équilibre lorsque les concentrations initiales et la concentration d'une substance à l'équilibre sont connues.

EXEMPLE

À une certaine température, on injecte 0,83 mol de diiode gazeux (I_2) et 0,83 mol de dichlore gazeux (Cl_2) dans un récipient de 10,0 L. Après un certain temps, l'équilibre suivant s'établit.

$$I_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,ICl_{(g)}$$

Une fois l'équilibre atteint, on détecte la présence de 0,15 mol de dichlore gazeux.

Calculez la valeur de la constante d'équilibre de cette réaction.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXEMPLE (*suite*)

Données

$n_{I_{2i}} = 0{,}83\ \text{mol}$

$n_{Cl_{2i}} = 0{,}83\ \text{mol}$

$n_{Cl_{2éq}} = 0{,}15\ \text{mol}$

$V = 10{,}0\ \text{L}$

$K_C = ?$

Solution

1. *Calculer les concentrations initiales de $I_{2(g)}$ et de $Cl_{2(g)}$ et la concentration de $Cl_{2(g)}$ à l'équilibre.*

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[I_2]_i = [Cl_2]_i = \frac{0{,}83\ \text{mol}}{10{,}0\ \text{L}} = 0{,}083\ \text{mol/L}$$

$$[Cl_2]_{éq} = \frac{0{,}15\ \text{mol}}{10{,}0\ \text{L}} = 0{,}015\ \text{mol/L}$$

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$I_{2(g)}$	+ $Cl_{2(g)}$	$\rightleftharpoons$ $2\ ICl_{(g)}$
Initiale (C_i)	0,083	0,083	0
Variation (ΔC)	$-x$	$-x$	$+2x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$0{,}083 - x$	$0{,}083 - x = 0{,}015$	$2x$

3. *Calculer la variation de concentration (x) de $Cl_{2(g)}$.*

$C_{éq} = C_i - \Delta C \Rightarrow 0{,}015\ \text{mol/L} = 0{,}083\ \text{mol/L} - x$

$x = 0{,}083\ \text{mol/L} - 0{,}015\ \text{mol/L} = 0{,}068\ \text{mol/L}$

4. *Calculer les concentrations de $I_{2(g)}$, de $Cl_{2(g)}$ et de ICl à l'équilibre.*

D'après les coefficients stœchiométriques, le I_2 et le $Cl_{2(g)}$ réagissent dans un rapport de 1 : 1, alors que le I_2 et le ICl ont un rapport de 1 : 2. Donc, à l'équilibre :

$$[I_2]_{éq} = [Cl_2]_{éq} = 0{,}015\ \text{mol/L}$$

$$[ICl]_{éq} = 2x = 2 \cdot 0{,}068\ \text{mol/L} = 0{,}136\ \text{mol/L}$$

5. *Calculer la constante d'équilibre.*

$$K_C = \frac{[ICl]^2}{[I_2][Cl_2]} = \frac{(0{,}136)^2}{(0{,}015)(0{,}015)} = 82$$

Réponse La constante d'équilibre de la réaction est de 82.

L'exemple suivant montre comment utiliser un tableau IVÉ pour calculer les concentrations des différentes substances de la réaction à l'équilibre lorsque la valeur de la constante d'équilibre (K_C) et les concentrations initiales des réactifs sont connues.

La résolution d'une équation du second degré, p. 21

EXEMPLE

À une certaine température, la constante d'équilibre de la réaction suivante est de 49.

$$PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons PCl_{5(g)}$$

On met 2,25 mol de trichlorure de phosphore (PCl_3) et 3,00 mol de dichlore (Cl_2) dans un récipient de 5,0 L. Quelle est la concentration de chaque substance quand la réaction atteint l'équilibre à cette température ?

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXEMPLE (*suite*)

Données

$n_{PCl_{3i}} = 2{,}25\ \text{mol}$

$K_C = 49$

$n_{Cl_{2i}} = 3{,}00\ \text{mol}$

$V = 5{,}0\ \text{L}$

$[PCl_3]_{éq} = ?\ \text{mol/L}$

$[Cl_2]_{éq} = ?\ \text{mol/L}$

$[PCl_5]_{éq} = ?\ \text{mol/L}$

Solution

1. *Calculer les concentrations initiales de PCl_3 et de Cl_2.*

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[PCl_3]_i = \frac{2{,}25\ \text{mol}}{5{,}0\ \text{L}} = 0{,}45\ \text{mol/L}$$

$$[Cl_2]_i = \frac{3{,}00\ \text{mol}}{5{,}0\ \text{L}} = 0{,}60\ \text{mol/L}$$

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$PCl_{3(g)}$	+ $Cl_{2(g)}$	$\rightleftharpoons$ $PCl_{5(g)}$
Initiale (C_i)	0,45	0,60	0
Variation (ΔC)	$-x$	$-x$	$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$0{,}45 - x$	$0{,}60 - x$	x

3. *Calculer les concentrations à l'équilibre de chaque substance.*

$$K_C = \frac{[PCl_5]}{[PCl_3][Cl_2]} = 49$$

Les concentrations à l'équilibre, selon le tableau IVÉ, s'expriment de la façon suivante.

$[PCl_3]_{éq} = 0{,}45 - x \qquad [Cl_2]_{éq} = 0{,}60 - x \qquad [PCl_5]_{éq} = x$

On remplace chaque concentration par son expression dans l'équation de la constante d'équilibre :

$$K_C = \frac{x}{(0{,}45 - x)(0{,}60 - x)} = 49$$

En effectuant les opérations, on obtient une équation du second degré.

$49x^2 - 52{,}45x + 13{,}23 = 0$

Pour trouver les valeurs possibles de x, on peut utiliser l'équation suivante.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x_1 = \frac{-(-52{,}45) + \sqrt{(-52{,}45)^2 - 4(49 \cdot 13{,}23)}}{2 \cdot 49} = 0{,}41$$

$$x_2 = \frac{-(-52{,}45) - \sqrt{(-52{,}45)^2 - 4(49 \cdot 13{,}23)}}{2 \cdot 49} = 0{,}66$$

La valeur de $x = 0{,}66$ est impossible parce qu'elle donnerait une concentration négative des réactifs à l'équilibre. Elle est donc rejetée. La valeur de $x = 0{,}41$ est utilisée pour le calcul des concentrations à l'équilibre.

Le calcul des concentrations de chacune des substances à l'équilibre se fera de la façon suivante.

$[PCl_3]_{éq} = 0{,}45 - x = 0{,}45 - 0{,}41 = 0{,}040\ \text{mol/L}$

$[Cl_2]_{éq} = 0{,}60 - x = 0{,}60 - 0{,}41 = 0{,}19\ \text{mol/L}$

$[PCl_5]_{éq} = x = 0{,}41\ \text{mol/L}$

Réponse À l'équilibre, la concentration du trichlorure de phosphore est de 0,040 mol/L, celle du dichlore est de 0,19 mol/L et celle du pentachlorure de phosphore est de 0,41 mol/L.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXERCICES

1. Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) Pour déterminer les quantités des substances présentes dans un système réactionnel à l'équilibre, il suffit d'utiliser les coefficients stœchiométriques de son équation balancée.	☐	☑
b) Bien que les concentrations des réactifs et des produits à l'équilibre s'expriment en moles par litre (mol/L), la constante d'équilibre est représentée par un nombre sans unités.	☑	☐
c) Dans le calcul de la constante d'équilibre, on n'utilise que les concentrations des substances gazeuses ou aqueuses.	☑	☐
d) Puisque, à l'équilibre, les vitesses des réactions directe et inverse sont égales, leurs constantes d'équilibre sont donc aussi égales.	☐	☑

Justification : *a)* Les coefficients stœchiométriques d'une équation balancée ne suffisent pas à déterminer les quantités des substances présentes dans un système réactionnel à l'équilibre. La connaissance de la valeur de la constante d'équilibre est nécessaire.

d) Les réactifs de la réaction directe sont les produits de la réaction inverse et les produits de la réaction directe sont les réactifs de la réaction inverse ; la constante d'équilibre de la réaction inverse est donc l'inverse mathématique de la constante d'équilibre de la réaction directe.

2. Écrivez l'expression de la constante d'équilibre pour chacune des réactions décrites par les équations suivantes.

a) $NH_4Cl_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$

$$K_C = [NH_3][HCl]$$

b) $3\,Fe_{(s)} + 4\,H_2O_{(g)} \rightleftharpoons Fe_3O_{4(s)} + 4\,H_{2(g)}$

$$K_C = \frac{[H_2]^4}{[H_2O]^4}$$

c) $2\,Hg_{(l)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,HgO_{(s)}$

$$K_C = \frac{1}{[O_2]}$$

d) $2\,HF_{(aq)} + Ba(OH)_{2(aq)} \rightleftharpoons BaF_{2(aq)} + 2\,H_2O_{(l)}$

$$K_C = \frac{[BaF_2]}{[HF]^2\,[Ba(OH)_2]}$$

3. À 210 °C, la formation du méthanol (CH_3OH) se fait par la réaction du monoxyde de carbone (CO) avec le dihydrogène (H_2) selon l'équation suivante.

$$CO_{(g)} + 2\,H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_3OH_{(g)}$$

À l'équilibre, les valeurs des concentrations des trois substances présentes sont :

$[CO] = 0{,}35\ mol/L \quad [H_2] = 0{,}35\ mol/L \quad [CH_3OH] = 0{,}62\ mol/L$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

a) Calculez la constante d'équilibre de la réaction directe à 210 °C.

Données	**Solution**
$[CO] = 0{,}35\ mol/L$ $[H_2] = 0{,}35\ mol/L$ $[CH_3OH] = 0{,}62\ mol/L$ $K_C = ?$	$K_C = \dfrac{[CH_3OH]}{[CO][H_2]^2}$ $K_C = \dfrac{0{,}62}{0{,}35 \times 0{,}35^2} = 14$
Réponse : La constante d'équilibre de la réaction directe à 210 °C est de 14.	

b) Calculez la constante d'équilibre de la réaction inverse à 210 °C.

Données	**Solution**
$K_{C_{dir}} = 14$ $K_{C_{inv}} = ?$	$K_{C_{inv}} = \dfrac{1}{K_{C_{dir}}} = \dfrac{1}{14} = 0{,}071 = 7{,}1 \times 10^{-2}$
Réponse : La constante d'équilibre de la réaction inverse à 210 °C est de $7{,}1 \times 10^{-2}$.	

c) À 210 °C, quelle réaction est favorisée : la réaction directe ou la réaction inverse ? Justifiez votre réponse.

La réaction directe est favorisée, car elle possède une constante d'équilibre supérieure à 1.

4. Dans un récipient de 8,0 L, on mélange un certain nombre de moles de dihydrogène (H_2) et de dioxyde de carbone (CO_2). Lorsque le système atteint l'équilibre, on constate la présence de 0,80 mol de dihydrogène, de 2,4 mol de dioxyde de carbone, de 1,6 mol d'eau vapeur (H_2O) et de 4,2 mol de monoxyde de carbone (CO).

a) Écrivez l'équation balancée de cette réaction considérée comme étant à l'équilibre.

$H_{2(g)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$

b) Calculez la valeur de la constante d'équilibre de cette réaction à la température donnée.

Données	**Solution**
$n_{H_2\,éq} = 0{,}80\ mol$ $n_{CO_2\,éq} = 2{,}4\ mol$ $n_{CO_{éq}} = 4{,}2\ mol$ $n_{H_2O_{éq}} = 1{,}6\ mol$ $V = 8{,}0\ L$ $K_C = ?$	*1. Calculer les concentrations à l'équilibre.* $C = \dfrac{n}{V}$ $[H_2] = \dfrac{0{,}80\ mol}{8{,}0\ L} = 0{,}10\ mol/L$ $[CO_2] = \dfrac{2{,}4\ mol}{8{,}0\ L} = 0{,}30\ mol/L$ $[CO] = \dfrac{4{,}2\ mol}{8{,}0\ L} = 0{,}53\ mol/L$ $[H_2O] = \dfrac{1{,}6\ mol}{8{,}0\ L} = 0{,}20\ mol/L$ *2. Calculer la constante d'équilibre de la réaction.* $K_C = \dfrac{[CO][H_2O]}{[H_2][CO_2]} = \dfrac{0{,}53 \cdot 0{,}20}{0{,}10 \cdot 0{,}30} = 3{,}5$
Réponse : La constante d'équilibre de la réaction est de 3,5.	

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

5. On introduit dans un contenant de 2,50 L une certaine quantité d'iodure d'hydrogène (HI) à 400 °C. Après un certain temps, l'équilibre suivant est atteint.

$$2\,HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$$

Sachant qu'à 400 °C, la constante d'équilibre de cette réaction est de 0,0417 et que le nombre de moles de dihydrogène (H_2) et de diiode (I_2) est respectivement de 0,0112 mol et de 0,0255 mol, calculez le nombre de moles d'iodure d'hydrogène à l'équilibre.

Données

$n_{H_2\,éq} = 0{,}0112\ mol$

$n_{I_2\,éq} = 0{,}0255\ mol$

$V = 2{,}50\ L$

$K_C = 0{,}0417$

$n_{HI\,éq} = ?\ mol$

Solution

1. Calculer les concentrations des produits à l'équilibre.

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[H_2] = \frac{0{,}0112\ mol}{2{,}50\ L} = 0{,}004\,48\ mol/L$$

$$[I_2] = \frac{0{,}0255\ mol}{2{,}50\ L} = 0{,}0102\ mol/L$$

2. Calculer la concentration de HI.

$$K_C = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} \Rightarrow [HI]^2 = \frac{[H_2][I_2]}{K_C}$$

$$[HI] = \sqrt{\frac{[H_2][I_2]}{K_C}} = \sqrt{\frac{0{,}004\,48 \cdot 0{,}0102}{0{,}0417}}$$

$$[HI] = 0{,}0331\ mol/L$$

3. Calculer le nombre de moles de HI à l'équilibre.

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV = 0{,}0331\ mol/L \cdot 2{,}50\ L$$

$$= 0{,}0828\ mol$$

Réponse : Le nombre de moles d'iodure d'hydrogène à l'équilibre est de 0,0828 mol.

6. Dans un récipient de volume inconnu se trouve un mélange à l'équilibre contenant 0,280 mol d'oxyde de diazote gazeux (N_2O), 7,08 mol de diazote gazeux (N_2) et 8,82 mol de dioxygène (O_2). L'équation de cet équilibre s'écrit de la façon suivante.

$$2\,N_2O_{(g)} \rightleftharpoons 2\,N_{2(g)} + O_{2(g)}$$

Quel est le volume du récipient dans lequel la réaction s'est produite, sachant que la constante d'équilibre (K_C) est égale à $1{,}61 \times 10^3$?

Données

$n_{N_2O\,éq} = 0{,}280\ mol$

$n_{N_2\,éq} = 7{,}08\ mol$

$n_{O_2\,éq} = 8{,}82\ mol$

$K_C = 1{,}61 \times 10^3$

$V = ?\ L$

Solution

1. Exprimer la constante d'équilibre.

$$K_C = \frac{[N_2]^2\,[O_2]}{[N_2O]^2}$$

2. Exprimer les concentrations en fonction du nombre de moles.

$$C = \frac{n}{V}$$

Solution (*suite*)

$$[N_2] = \frac{n_{N_2}}{V} \qquad [O_2] = \frac{n_{O_2}}{V}$$

$$[N_2O] = \frac{n_{N_2O}}{V}$$

3. *Exprimer le volume en fonction de la constante d'équilibre et du nombre de moles de chaque substance à l'équilibre.*

$$K_C = \frac{[N_2]^2\,[O_2]}{[N_2O]^2} = \frac{\left(\frac{n_{N_2}}{V}\right)^2\left(\frac{n_{O_2}}{V}\right)}{\left(\frac{n_{N_2O}}{V}\right)^2}$$

$$K_C = \frac{(n_{N_2})^2\,(n_{O_2})}{(n_{N_2O})^2} \cdot \frac{V^2}{V^3} \Rightarrow V = \frac{(n_{N_2})^2\,(n_{O_2})}{K_C\,(n_{N_2O})^2}$$

4. *Calculer le volume du récipient.*

$$V = \frac{7{,}08^2 \cdot 8{,}82}{1{,}61\times10^3 \cdot 0{,}280^2} = 3{,}50\ \text{L}$$

Réponse : Le volume du récipient est de 3,50 L.

7. On veut préparer au moins 36,5 g d'ammoniac (NH_3) par décomposition du chlorure d'ammonium (NH_4Cl). L'équation de cette réaction de décomposition s'écrit de la façon suivante.

$$NH_4Cl_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$$

On introduit dans un récipient de 5,00 L une certaine quantité de chlorure d'ammonium. Une fois l'équilibre atteint, on constate la présence de 12,8 mol de chlorure d'hydrogène (HCl).

Sachant que la constante d'équilibre de cette réaction dans les conditions de l'expérience est de 1,10, obtiendra-t-on la masse d'ammoniac désirée ?

Données

$n_{HCl_{éq}} = 12{,}8\ \text{mol}$

$V = 5{,}00\ \text{L}$

$K_C = 1{,}10$

$M_{NH_3} = 17{,}04\ \text{g/mol}$

$m_{NH_3\,éq} = ?\ \text{g}$

Solution

1. *Calculer la concentration de HCl à l'équilibre.*

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[HCl] = \frac{12{,}8\ \text{mol}}{5{,}00\ \text{L}} = 2{,}56\ \text{mol/L}$$

2. *Calculer la concentration de NH_3 à l'équilibre.*

$$K_C = [NH_3][HCl] \Rightarrow [NH_3] = \frac{K_C}{[HCl]}$$

$$[NH_3] = \frac{1{,}10}{2{,}56} = 0{,}430\ \text{mol/L}$$

3. *Calculer le nombre de moles de NH_3 à l'équilibre.*

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV = 0{,}430\ \text{mol/L} \cdot 5{,}00\ \text{L}$$

$$= 2{,}15\ \text{mol}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

4. Calculer la masse de NH_3 obtenue.

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = nM = 2{,}15\ \text{mol} \cdot 17{,}04\ \text{g/mol}$$

$$= 36{,}6\ \text{g}$$

Réponse : La masse d'ammoniac obtenue est supérieure à celle qui était désirée, puisqu'elle est de 36,6 g.

8. Soit les réactions suivantes.

A. $2\,CH_2Cl_{2(g)} \rightleftharpoons CH_{4(g)} + CCl_{4(g)} \quad K_C = 1{,}05$

B. $2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,H_2O_{(g)} \quad K_C = 1{,}0 \times 10^{-7}$

C. $PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \quad K_C = 0{,}041$

D. $2\,NO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,NOCl_{(g)} \quad K_C = 6{,}25 \times 10^4$

E. $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2\,NO_{2(g)} \quad K_C = 0{,}87$

a) Pour laquelle ou lesquelles de ces réactions la concentration des produits à l'équilibre sera-t-elle significativement plus grande que celle des réactifs ? Justifiez votre réponse.

La réaction D favorise la réaction directe, car sa constante d'équilibre est très grande par rapport à 1 ($K_C \gg 1$).

b) Pour laquelle ou lesquelles de ces réactions les concentrations des réactifs et des produits à l'équilibre seront-elles significativement égales ? Justifiez votre réponse.

Les réactions A et E favorisent autant la réaction directe que la réaction inverse, car leurs constantes d'équilibre sont très proches de 1 ($K_C \approx 1$).

c) Pour laquelle ou lesquelles de ces réactions la concentration des réactifs à l'équilibre sera-t-elle significativement plus grande que celle des produits ? Justifiez votre réponse.

La valeur de la constante d'équilibre correspond au rapport entre les concentrations des produits et les concentrations des réactifs. Si la constante d'équilibre est inférieure à 1, cela signifie que la concentration des réactifs est supérieure à la concentration des produits. C'est le cas des réactions B et C.

9. Soit le système à l'équilibre suivant.

$$2\,CO_{(g)} + O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2\,CO_{2(g)} + 570\,\text{kJ}$$

La valeur de la constante d'équilibre de cette réaction à 727 °C est de $2{,}42 \times 10^{22}$.

On chauffe le système jusqu'à une température de 1027 °C. Lequel des choix suivants représente la valeur de la constante d'équilibre de la réaction à 1027 °C ? Justifiez votre réponse.

A. $K_C = 2{,}42 \times 10^{22}$ ***B.*** $K_C = 4{,}85 \times 10^5$ ***C.*** $K_C = 7{,}37 \times 10^{31}$

La réaction est exothermique, donc une augmentation de la température va favoriser la réaction inverse, qui est endothermique. La valeur de la constante d'équilibre va donc diminuer, puisque l'équilibre se déplacera vers la gauche.

10. Hanna observe la réaction suivante en milieu gazeux. Cette réaction se produit dans deux contenants avec des quantités différentes de composés.

$$A_{(g)} + 2\,B_{(g)} \rightleftharpoons AB_{2(g)}$$

Le contenant 1 est maintenu à 20 °C et le contenant 2, à 100 °C. Hanna mesure les concentrations des substances à l'équilibre dans les deux contenants et obtient les résultats suivants.

Contenant	T (°C)	[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	[AB_2] (mol/L)
1	20	0,500	0,400	0,300
2	100	1,20	0,980	1,05

La réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Justifiez votre réponse par des calculs appropriés.

Données

$[A]_{20\,°C} = 0{,}500$ mol/L

$[B]_{20\,°C} = 0{,}400$ mol/L

$[AB_2]_{20\,°C} = 0{,}300$ mol/L

$[A]_{100\,°C} = 1{,}20$ mol/L

$[B]_{100\,°C} = 0{,}980$ mol/L

$[AB_2]_{100\,°C} = 1{,}05$ mol/L

$K_{C_{20\,°C}} = ?$

$K_{C_{100\,°C}} = ?$

Solution

1. *Calculer la constante d'équilibre à 20 °C.*

$$K_{C_{20\,°C}} = \frac{[AB_2]}{[A][B]^2} = \frac{0{,}300}{0{,}500 \cdot 0{,}400^2} = 3{,}75$$

2. *Calculer la constante d'équilibre à 100 °C.*

$$K_{C_{100\,°C}} = \frac{[AB_2]}{[A][B]^2} = \frac{1{,}05}{1{,}20 \cdot 0{,}980^2} = 0{,}911$$

3. *Déterminer la nature endothermique ou exothermique de la réaction.*

La réaction directe est favorisée à basse température, car $K_C > 1$, alors que la réaction inverse est favorisée à haute température, car $K_C < 1$. Cela indique que la réaction est exothermique.

Réponse : La réaction observée est exothermique.

11. Une chimiste étudie la réaction suivante.

$$C_{(s)} + S_{2(g)} \rightleftharpoons CS_{2(g)}$$

Dans un récipient de 3,00 L, elle introduit 2,50 mol de soufre gazeux (S_2) et un excès de carbone solide (C). La valeur de la constante d'équilibre de cette réaction à une certaine température est de 0,350. Quelle est la concentration à l'équilibre du soufre gazeux et du disulfure de carbone (CS_2) ?

Données

$n_{S_{2i}} = 2{,}50$ mol

$K_C = 0{,}350$

$V = 3{,}00$ L

$[S_2] = ?$ mol/L

$[CS_2] = ?$ mol/L

Solution

1. *Calculer la concentration initiale de S_2.*

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[S_2]_i = \frac{2{,}50\text{ mol}}{3{,}00\text{ L}} = 0{,}833\text{ mol/L}$$

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$C_{(s)}$	+ $S_{2(g)}$	$\rightleftharpoons$ $CS_{2(g)}$
Initiale (C_i)	-	0,833	0
Variation (ΔC)	-	$-x$	$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	-	$0{,}833 - x$	x

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

3. Calculer les concentrations de $S_{2(g)}$ et de CS_2 à l'équilibre.

$[S_2]_{éq} = 0{,}833 - x$

$[CS_2]_{éq} = x$

$$K_C = \frac{[CS_2]}{[S_2]} = \frac{x}{0{,}833 - x} = 0{,}350$$

$x = 0{,}350 \times (0{,}833 - x)$

$x = 0{,}292 - 0{,}350x \Rightarrow x + 0{,}350x = 0{,}292$

$$1{,}35x = 0{,}292 \quad \Rightarrow \quad x = \frac{0{,}292}{1{,}35} = 0{,}216$$

Donc,

$[S_2]_{éq} = 0{,}833 - x = 0{,}833 - 0{,}216 = 0{,}617$ mol/L

$[CS_2]_{éq} = x = 0{,}216$ mol/L

Réponse : Les concentrations à l'équilibre du soufre gazeux et du disulfure de carbone sont respectivement de 0,617 mol/L et de 0,216 mol/L.

12. Le dichlorure de carbonyle ($COCl_2$) gazeux, également appelé « phosgène », est utilisé dans un procédé de fabrication de plastiques, notamment pour les lentilles de lunettes. On le produit en faisant réagir du monoxyde de carbone (CO) avec du dichlore (Cl_2) dans le système à l'équilibre suivant.

$$CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons COCl_{2(g)}$$

La valeur de la constante d'équilibre dans cette réaction à 1000 K est de 24,0. Si on met 2,35 mol de monoxyde de carbone et 1,14 mol de dichlore dans un récipient de 1,00 L, quelle concentration de chaque gaz y aura-t-il à l'état d'équilibre à 1000 K ?

Données

$n_{CO_i} = 2{,}35$ mol

$n_{Cl_{2i}} = 1{,}14$ mol

$V = 1{,}00$ L

$K_C = 24{,}0$

$[Cl_2] = ?$ mol/L

$[CO] = ?$ mol/L

$[COCl_2] = ?$ mol/L

Solution

1. Calculer la concentration initiale de CO et de Cl_2.

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[CO]_i = \frac{2{,}35 \text{ mol}}{1{,}00 \text{ L}} = 2{,}35 \text{ mol/L}$$

$$[Cl_2]_i = \frac{1{,}14 \text{ mol}}{1{,}00 \text{ L}} = 1{,}14 \text{ mol/L}$$

2. Reporter les données dans un tableau IVÉ.

Concentration (mol/L)	$CO_{(g)}$	+ $Cl_{2(g)}$	$\rightleftharpoons$ $COCl_{2(g)}$
Initiale (C_i)	2,35	1,14	0
Variation (ΔC)	$-x$	$-x$	$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$2{,}35 - x$	$1{,}14 - x$	x

Solution (*suite*)

3. Calculer les concentrations des trois gaz à l'équilibre.

$[CO]_{éq} = 2{,}35 - x \qquad [Cl_2]_{éq} = 1{,}14 - x$

$[COCl_2]_{éq} = x$

$$K_C = \frac{[COCl_2]}{[CO]\,[Cl_2]} = \frac{x}{(2{,}35 - x)(1{,}14 - x)} = 24{,}0$$

$x = 24{,}0\,(2{,}35 - x)\,(1{,}14 - x)$

La manipulation de cette expression permet d'obtenir l'équation du second degré suivante.

$24x^2 - 84{,}76x + 64{,}296 = 0$

Pour trouver les valeurs possibles de x, on peut utiliser l'équation suivante.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x_1 = \frac{-(-84{,}76) + \sqrt{(-84{,}76)^2 - 4(24 \times 64{,}296)}}{2 \times 24} = 2{,}43$$

$$x_2 = \frac{-(-84{,}76) - \sqrt{(-84{,}76)^2 - 4(24 \times 64{,}296)}}{2 \times 24} = 1{,}10$$

La valeur de $x = 2{,}43$ est impossible parce qu'elle donnerait une concentration négative des réactifs à l'équilibre. Elle est donc rejetée.

La valeur de $x = 1{,}10$ est utilisée pour le calcul des concentrations à l'équilibre.

Le calcul des concentrations de chacune des substances à l'équilibre se fera de la façon suivante.

$[CO]_{éq} = 2{,}35 - x = 2{,}35 - 1{,}10 = 1{,}25\ \text{mol/L}$

$[Cl_2]_{éq} = 1{,}14 - x = 1{,}14 - 1{,}10 = 0{,}0400\ \text{mol/L}$

$[COCl_2]_{éq} = x = 1{,}10\ \text{mol/L}$

Réponse : À l'équilibre, la concentration du monoxyde de carbone est de 1,25 mol/L, celle du dichlore est de 0,0400 mol/L et celle du phosgène est de 1,14 mol/L.

13. Soit la réaction suivante.

$$Ni_{(s)} + 4\,CO_{(g)} \rightleftharpoons Ni(CO)_{4(g)}$$

Dans un récipient de 2,0 L, on a introduit une certaine quantité de nickel métallique (Ni) et 378,1 g de monoxyde de carbone (CO). Le nombre de moles de tétracarbonyle de nickel ($Ni(CO)_4$) à l'équilibre est de 1,70. Calculez la constante d'équilibre de cette réaction.

Données

$M_{CO} = 28{,}01\ \text{g/mol}$

$m_{CO_i} = 378{,}1\ \text{g}$

$V = 2{,}00\ \text{L}$

Solution

1. Calculer le nombre initial de moles de CO.

$$n_{CO_i} = \frac{m}{M} = \frac{378{,}1\ \text{g}}{28{,}01\ \text{g/mol}} = 13{,}50\ \text{mol}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Données (*suite*)

$n_{Ni(CO)_4\,éq} = 1{,}70\ mol$

$K_C = ?$

Solution (*suite*)

2. Calculer la concentration initiale du CO et la concentration à l'équilibre du $Ni(CO)_4$.

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[CO]_i = \frac{13{,}50\ mol}{2{,}00\ L} = 6{,}75\ mol/L$$

$$[Ni(CO)_4]_{éq} = \frac{1{,}70\ mol}{2{,}00\ L} = 0{,}850\ mol/L$$

3. Reporter les données dans un tableau IVÉ.

Concentration (mol/L)	$Ni_{(s)}$ +	$4\ CO_{(g)}$ ⇌	$Ni(CO)_{4\,(g)}$
Initiale (C_i)	-	6,75	0
Variation (ΔC)	-	$-4x$	$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	-	$6{,}75 - 4x$	$x = 0{,}850$

4. Calculer la concentration du CO à l'équilibre.

$$[CO]_{éq} = 6{,}75 - 4x = 6{,}75 - 4 \times 0{,}850 = 3{,}35\ mol/L$$

5. Calculer la constante d'équilibre de la réaction.

$$K_C = \frac{[Ni(CO)_4]}{[CO]^4} = \frac{0{,}850}{(3{,}35)^4} = 6{,}75 \times 10^{-3}$$

Réponse : La constante d'équilibre de la réaction est de $6{,}75 \times 10^{-3}$.

14. À une certaine température, on injecte 5,0 mol d'ammoniac (NH_3) et 5,0 mol de dioxygène (O_2) dans un récipient de 2,0 L. Après un certain temps, l'équilibre suivant s'établit.

$$4\,NH_{3(g)} + 5\,O_{2(g)} \rightleftharpoons 4\,NO_{(g)} + 6\,H_2O_{(g)}$$

Une fois l'équilibre atteint, on détermine la présence de 4,8 mol de vapeur d'eau. Calculez la valeur de la constante d'équilibre de cette réaction.

Données

$n_{NH_3\,i} = 5{,}0\ mol$

$n_{O_2\,i} = 5{,}0\ mol$

$n_{H_2O_{éq}} = 4{,}8\ mol$

$V = 2{,}0\ L$

$K_C = ?$

Solution

1. Calculer les concentrations initiales du NH_3 et du O_2, et la concentration de l'eau à l'équilibre.

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[NH_3]_i = [O_2]_i = \frac{5{,}0\ mol}{2{,}0\ L} = 2{,}5\ mol/L$$

$$[H_2O]_{éq} = \frac{4{,}8\ mol}{2{,}0\ L} = 2{,}4\ mol/L$$

Solution (*suite*)

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$4\,NH_{3(g)}$	+ $5\,O_{2(g)}$	⇌ $4\,NO_{(g)}$	+ $6\,H_2O_{(g)}$
Initiale (C_i)	2,5	2,5	0	0
Variation (ΔC)	$-4x$	$-5x$	$+4x$	$+6x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$2,5 - 4x$	$2,5 - 5x$	$4x$	$6x = 2,4$

3. *Calculer la valeur de x.*

$$[H_2O]_{éq} = 6x = 2,4\ \text{mol/L}$$

$$6x = 2,4 \Rightarrow x = \frac{2,4}{6} = 0,40\ \text{mol/L}$$

4. *Calculer les concentrations à l'équilibre de NH_3, de O_2 et de NO.*

$$[NH_3]_{éq} = 2,5 - 4x = 2,5 - 4 \times 0,40 = 0,90\ \text{mol/L}$$

$$[O_2]_{éq} = 2,5 - 5x = 2,5 - 5 \times 0,40 = 0,50\ \text{mol/L}$$

$$[NO]_{éq} = 4x = 4 \times 0,40 = 1,6\ \text{mol/L}$$

5. *Calculer la valeur de la constante d'équilibre.*

$$K_C = \frac{[NO]^4\,[H_2O]^6}{[NH_3]^4\,[O_2]^5} = \frac{1,6^4 \cdot 2,4^6}{0,90^4 \cdot 0,5^5} = 6,1 \times 10^4$$

Réponse : La valeur de la constante d'équilibre de la réaction est de $6,1 \times 10^4$.

15. Soit la réaction hypothétique suivante.

$$C_{(g)} + D_{(g)} \rightleftharpoons E_{(g)} + 2\,F_{(g)}$$

On place 1,0 mol de C et 1,0 mol de D dans un contenant de 2,0 L. Quand l'équilibre est atteint, on trouve 0,10 mol de E dans le contenant. Quelle est la valeur de la constante d'équilibre ?

Données

$n_{C_i} = 1,0\ \text{mol}$

$n_{D_i} = 1,0\ \text{mol}$

$n_{E_{éq}} = 0,10\ \text{mol}$

$V = 2,0\ \text{L}$

$K_C = ?$

Solution

1. *Calculer la concentration initiale de C et de D.*

$$C = \frac{n}{V} \qquad [C]_i = [D]_i = \frac{1,0\ \text{mol}}{2,0\ \text{L}} = 0,50\ \text{mol/L}$$

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$C_{(g)}$	+ $D_{(g)}$	⇌ $E_{(g)}$	+ $2\,F_{(g)}$
Initiale (C_i)	0,50	0,50	0	0
Variation (ΔC)	$-0,10$	$-0,10$	$+0,10$	$+2(0,10)$
Équilibre ($C_{éq}$)	0,40	0,40	0,10	0,20

3. *Calculer la constante d'équilibre.*

$$K_C = \frac{[E][F]^2}{[C][D]} = \frac{0,10 \cdot 0,20^2}{0,40 \cdot 0,40} = 0,025$$

Réponse : La valeur de la constante d'équilibre de la réaction est de 0,025.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

L'ÉQUILIBRE ACIDOBASIQUE

SECTION 2

La section 1 s'est intéressée à l'étude quantitative des équilibres chimiques en général. La section 2 présente le cas particulier des équilibres ioniques en solution aqueuse, plus précisément la dissociation des acides et des bases. Une grande partie des acides et des bases ne se dissocient que partiellement dans l'eau, engendrant ainsi un équilibre entre l'acide ou la base de départ et les différents ions provenant de leur dissociation. L'étude de ce type d'équilibre permet de voir comment exprimer la constante d'équilibre d'un acide, d'une base et de l'eau.

Quelques ions polyatomiques courants, p. 467

Avant d'aborder ces notions et de voir comment les principes de l'équilibre s'appliquent aux acides et aux bases, on doit approfondir les différentes théories sur les acides et les bases à mesure que de nouvelles informations sur ces substances sont obtenues.

2.1 La théorie d'Arrhenius

Il est possible de déterminer la nature acide, basique ou neutre d'une substance à partir de :

- certaines propriétés expérimentales, comme la réaction de la substance avec un métal, l'effet de la substance sur le papier de tournesol (*voir la figure 9.3*) ou la couleur que prend un papier pH plongé dans une solution aqueuse ;
- la formule moléculaire de la substance.



FIGURE 9.3 La couleur bleue du papier tournesol indique la présence d'une base.

La première définition théorique des acides et des bases, basée sur la formule moléculaire, a été élaborée en 1887 par le chimiste suédois Svante August Arrhenius. Même si cette théorie présente certaines limites, comme nous le verrons plus loin, elle reste utile pour expliquer de façon simple et pratique le comportement des acides et des bases.

À partir des dissociations des acides comme l'acide chlorhydrique (HCl) et des bases comme l'hydroxyde de sodium (NaOH) ci-dessous, Arrhenius a été amené à définir les acides et les bases de la façon qui suit.

Dissociation de l'acide chlorhydrique : $HCl_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

Dissociation de l'hydroxyde de sodium : $NaOH_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

La théorie d'Arrhenius sur les acides et les bases

Un **acide** est une substance qui, en solution aqueuse, libère des ions hydrogène (H^+).

Une **base** est une substance qui, en solution aqueuse, libère des ions hydroxyde (OH^-).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Certains points importants ressortent de la théorie d'Arrhenius sur les acides et les bases :

- la formule moléculaire d'un acide doit contenir au moins un atome d'hydrogène (H) ;
- la formule moléculaire d'une base doit contenir au moins un groupe d'atomes constitué d'hydrogène (H) et d'oxygène (O).

Bien qu'elle explique certains comportements des acides et des bases, la théorie d'Arrhenius a des limites. Par exemple :

- les définitions d'Arrhenius des acides et des bases ne s'appliquent qu'aux solutions aqueuses ;
- la théorie d'Arrhenius n'explique pas le comportement basique de certaines substances comme l'ammoniac (NH_3).

2.2 La théorie de Brønsted-Lowry

En 1923, devant les limites de la théorie d'Arrhenius sur les acides et les bases, le chimiste danois Johannes Brønsted (1879-1947) et le chimiste anglais Thomas Lowry (1874-1936), ont chacun de leur côté énoncé une théorie plus générale des acides et des bases. Cette théorie, appelée « théorie des acides et des bases de Brønsted-Lowry », est fondée sur la perte ou le gain d'un proton (l'ion H^+) plutôt que sur les propriétés des acides et des bases en solution aqueuse.

La théorie de Brønsted-Lowry sur les acides et les bases

Un **acide** est une substance capable de transférer un ou plusieurs protons (ions H^+) à une autre substance.

Une **base** est une substance capable de capter un ou plusieurs protons (H^+) provenant d'une autre substance.

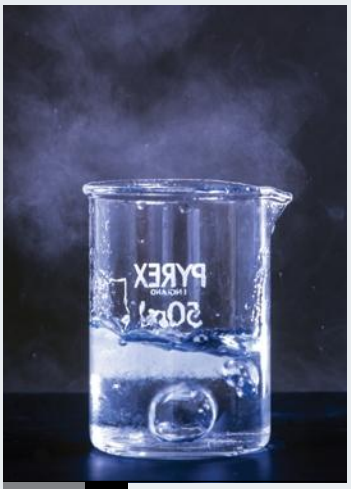


FIGURE 9.4 Le chlorure d'hydrogène gazeux ($HCl_{(g)}$) réagit vivement lorsqu'on le mélange à de l'eau (H_2O) pour produire de l'acide chlorhydrique aqueux ($HCl_{(aq)}$).

Selon ces définitions, un acide de Brønsted-Lowry correspond à un acide d'Arrhenius. Cependant, les bases telles que déterminées par Brønsted-Lowry ne sont pas toutes considérées comme des bases dans la théorie d'Arrhenius. C'est le cas de l'ammoniac (NH_3) ou de l'ion chlorure (Cl^-).

La théorie de Brønsted-Lowry montre que, lorsqu'un acide libère un ion hydrogène, il devrait y avoir une base disponible capable de recevoir cet ion. Il y a donc des couples acide-base.

Les paires acide-base conjugués

Prenons l'exemple de la réaction entre l'acide chlorhydrique (HCl) et l'eau (H_2O) (*voir la figure 9.4 et la figure 9.5, à la page suivante*). L'acide chlorhydrique et l'eau forment un couple acide-base (le couple HCl/H_2O). L'ion hydronium (H_3O^+) et l'ion chlorure (Cl^-) formés lors de cette réaction sont appelés respectivement « acide conjugué de l'eau » et « base conjuguée de l'acide chlorhydrique ».

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

- L'**acide conjugué** d'une base est la particule formée lorsque la base capte l'ion H^+ de l'acide.
- La **base conjuguée** d'un acide est la particule qui reste après le transfert de l'ion H^+ par l'acide.

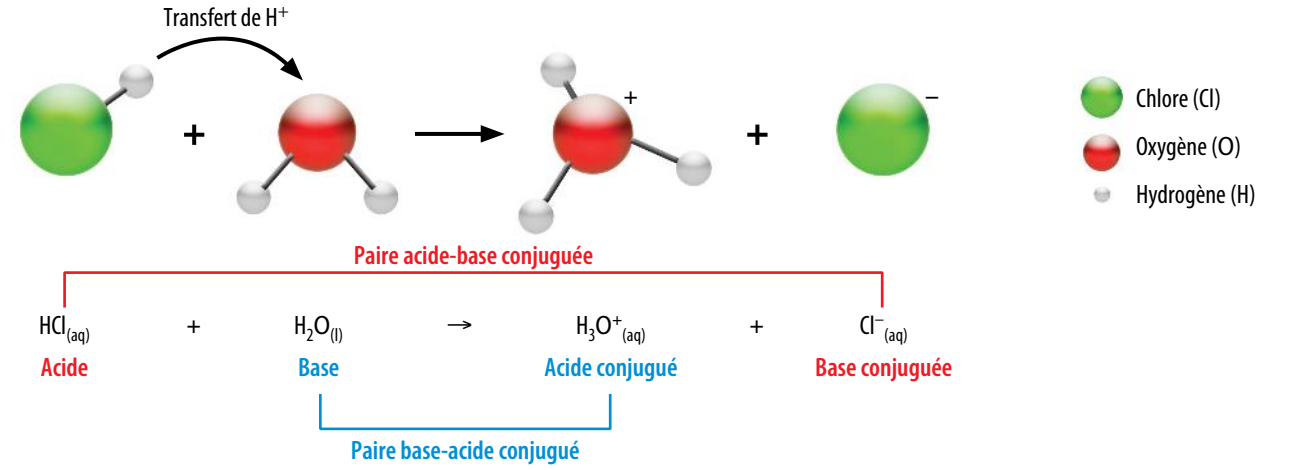


FIGURE 9.5 **La réaction entre l'acide chlorhydrique aqueux (HCl) et l'eau (H_2O), d'après la théorie de Brønsted-Lowry.** Dans cette réaction, l'acide chlorhydrique est un acide parce qu'il transfère un ion hydrogène à l'eau ; l'eau est une base parce qu'elle capte l'ion hydrogène provenant de l'acide.

Dans une réaction impliquant un acide et une base, il existe deux paires acide-base conjugués. Dans l'exemple précédent, les deux paires sont acide chlorhydrique/ion chlorure (HCl/Cl^-) et ion hydronium/eau (H_3O^+/H_2O).

Regardons maintenant la réaction entre l'ammoniac (NH_3), une base de Brønsted-Lowry, et l'eau, tel qu'illustré dans la figure 9.6. Dans cette réaction, les deux paires acide-base conjugués sont ion ammonium/ammoniac (NH_4^+/NH_3) et eau/ion hydroxyde (H_2O/OH^-). Les substances qui, comme l'eau, se comportent comme un acide en présence d'une base, et comme une base en présence d'un acide, sont appelées « substances amphotères ».

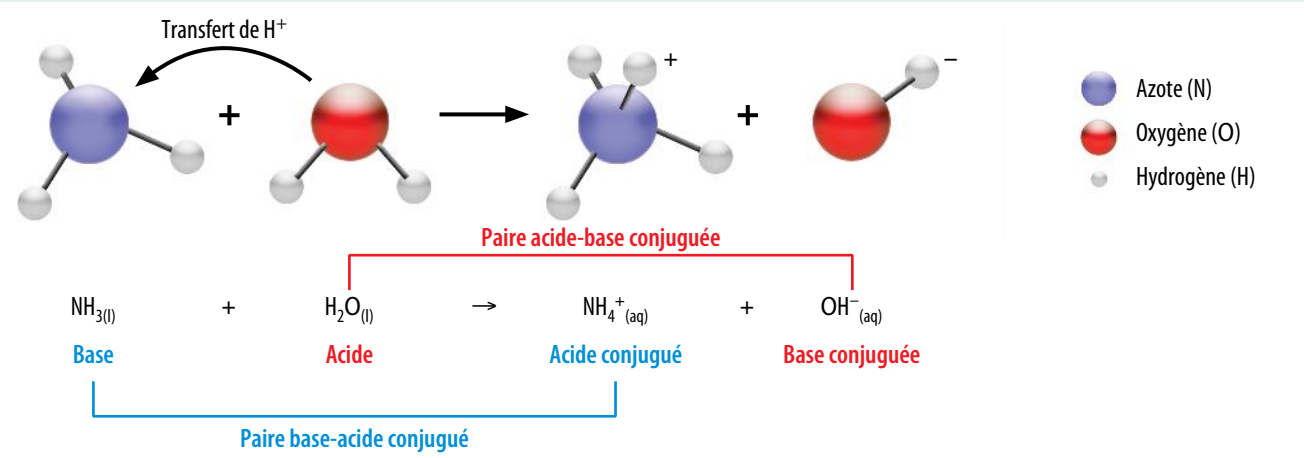


FIGURE 9.6 La réaction entre l'ammoniac (NH_3) et l'eau (H_2O), d'après la théorie de Brønsted-Lowry.

Comme la dissociation des acides et des bases dans l'eau fait augmenter la concentration des ions H^+ et OH^- en solution, il est important d'étudier d'abord le pH des solutions.

2.3 Le calcul du pH

L'échelle de pH, p. 14

Le pH (potentiel Hydrogène) est une mesure du degré d'acidité d'une solution aqueuse. La variation d'une unité sur l'échelle de pH augmente ou diminue de 10 fois l'acidité d'une solution. L'échelle de pH est donc une échelle logarithmique. Elle permet de lier le pH d'une solution aqueuse à sa concentration molaire en ions H^+ par la relation suivante, pouvant être exprimée de deux façons.

Les deux expressions du pH

$$pH = -\log[H^+] \quad \text{ou} \quad [H^+] = 10^{-pH}$$

où pH = valeur de pH, exprimée sans unités

$[H^+]$ = concentration des ions hydrogène, exprimée en moles par litre (mol/L)

Ces deux expressions du pH permettent de déterminer :

- la valeur du pH d'une solution aqueuse à partir de sa concentration en ions hydrogène ;
- la concentration en ions hydrogène en procédant à la mesure du pH de la solution aqueuse.

L'exemple suivant montre comment utiliser ces relations.

EXEMPLE

Quel est le pH d'une solution aqueuse de concentration de $2{,}20 \times 10^{-6}$ mol/L en ions hydrogène ?

Données

$[H^+] = 2{,}20 \times 10^{-6}$ mol/L

pH = ?

Solution

Calculer le pH de la solution aqueuse.

$pH = -\log[H^+]$

$= -\log (2{,}20 \times 10^{-6}) = 5{,}658$

Réponse Le pH de la solution aqueuse est de 5,658.

Le tableau 9.8 montre la relation qui existe entre la valeur du pH, à 25 °C, la nature de la solution et la concentration en ions hydrogène de la solution.

TABLEAU 9.8 La relation entre le pH à 25 °C, la nature de la solution et la concentration en ions hydrogène

pH	Nature de la solution	$[H^+]$ (mol/L)
$pH < 7$	Acide	$[H^+] > 10^{-7}$
$pH = 7$	Neutre	$[H^+] = 10^{-7}$
$pH > 7$	Basique	$[H^+] < 10^{-7}$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

L'étude de la dissociation des acides et des bases en solution aqueuse nécessite d'étudier d'abord l'ionisation de l'eau et de déterminer sa constante d'ionisation.

2.4 La constante d'ionisation de l'eau

Jusqu'ici, nous avons considéré que l'eau pure n'était pas conductrice d'électricité, et donc, qu'elle ne pouvait produire d'ions. Cela n'est pas tout à fait vrai. En effet, il a été démontré que l'eau pure peut conduire l'électricité et qu'elle peut donc s'ioniser (*voir la figure 9.7*). Ce phénomène peut être démontré à l'aide d'appareils de mesure très sensibles (*voir la figure 9.8*).

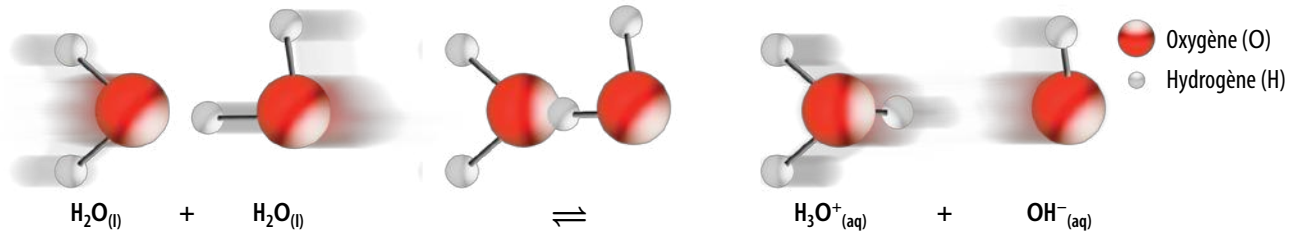


FIGURE 9.7 L'ionisation de l'eau pure se produit lorsque des molécules entrent en collision et qu'il y a formation des ions hydronium (H_3O^+) et hydroxyde (OH^-).

Pour simplifier la suite de cette section, nous remplacerons l'ion hydronium (H_3O^+) par l'ion hydrogène (H^+). L'équation d'ionisation de l'eau s'écrira de la façon suivante.

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

Comme cette ionisation est très faible, la réaction atteint un état d'équilibre représenté par une constante d'équilibre appelée « constante d'ionisation de l'eau » (K_{eau}).

La constante d'ionisation de l'eau

$$K_{eau} = [H^+][OH^-]$$

où K_{eau} = constante d'ionisation de l'eau
$[H^+]$ = concentration des ions hydrogène, exprimée en moles par litre (mol/L)
$[OH^-]$ = concentration des ions hydroxyde, exprimée en moles par litre (mol/L)



FIGURE 9.8 Avec un conductimètre très sensible, on peut constater que l'eau pure possède une faible conductibilité électrique.

Le calcul de la constante d'ionisation de l'eau

À 25 °C, l'eau pure a un pH de 7 ; les concentrations des ions hydrogène (H^+) et des ions hydroxyde (OH^-) sont égales à $1{,}00 \times 10^{-7}$ mol/L. Cela permet de déterminer la valeur de la constante d'ionisation de l'eau.

$$\begin{aligned} K_{eau} &= [H^+][OH^-] \\ &= (1{,}00 \times 10^{-7})(1{,}00 \times 10^{-7}) \\ &= 1{,}00 \times 10^{-14} \end{aligned}$$

Donc, à 25 °C, la constante d'ionisation de l'eau est de $1{,}00 \times 10^{-14}$.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

ZOOM

SØREN PETER LAURITZ SØRENSEN

Au tout début de sa carrière, Søren Sørensen réalise des travaux qui portent notamment sur la synthèse des acides aminés. C'est son intérêt pour la chimie analytique qui l'amène à étudier, un peu plus tard, l'action des enzymes.
En 1909, Sørensen publie un mémoire sur les enzymes dans lequel il élabore une façon simple et pratique de mesurer l'acidité d'une substance, le pH. L'échelle de pH qu'il propose permet d'exprimer les différentes concentrations des ions hydronium (H_3O^+), qui sont souvent très faibles, à l'aide de nombres allant de 0 à 14.



FIGURE 9.9 Søren Peter Lauritz Sørensen (1868-1939) : chimiste danois.

La constante d'ionisation de l'eau dépend de la température. Le tableau 9.9 montre que la valeur de la constante d'ionisation de l'eau (K_{eau}) augmente avec l'augmentation de la température, ce qui indique que l'ionisation de l'eau est favorisée par une augmentation de la température.

TABLEAU 9.9 La constante d'ionisation de l'eau en fonction de la température

Température (°C)	K_{eau}	Température (°C)	K_{eau}
0	$1{,}14 \times 10^{-15}$	40	$2{,}92 \times 10^{-14}$
10	$2{,}92 \times 10^{-15}$	50	$5{,}48 \times 10^{-14}$
20	$6{,}82 \times 10^{-15}$	60	$9{,}55 \times 10^{-14}$
25	$1{,}00 \times 10^{-14}$	70	$1{,}64 \times 10^{-13}$
30	$1{,}47 \times 10^{-14}$	100	$6{,}31 \times 10^{-13}$

La relation entre le pH et la concentration molaire des ions hydrogène et hydroxyde

La connaissance de la constante d'ionisation de l'eau et de la valeur du pH permet de déterminer la concentration molaire de chacun des ions hydrogène et hydroxyde d'une solution aqueuse. Cela est possible, car à une température donnée, la constante d'ionisation de l'eau ne varie pas même si les concentrations des ions hydrogène et hydroxyde varient. L'exemple suivant montre comment effectuer ce type de calcul.

EXEMPLE

À 25 °C, une solution acide a un pH de 3,65. Quelle est la concentration de chacun des ions en solution ?

Données

pH = 3,65
$[H^+] = ?$ mol/L
$[OH^-] = ?$ mol/L

Solution

1. *Calculer la concentration des ions H^+.*

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3{,}65} = 2{,}2 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

2. *Calculer la concentration des ions OH^-.*

$$[H^+][OH^-] = 1{,}00 \times 10^{-14} \quad \Rightarrow \quad [OH^-] = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{[H^+]}$$

$$[OH^-] = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{2{,}2 \times 10^{-4}} = 4{,}5 \times 10^{-11}$$

Réponse La concentration des ions hydrogène est de $2{,}2 \times 10^{-4}$ mol/L et celle des ions hydroxyde est de $4{,}5 \times 10^{-11}$ mol/L.

2.5 La constante d'acidité

Les électrolytes et la dissociation électrolytique, p. 11

Une substance qui s'ionise est considérée comme un électrolyte. Les acides et les bases font partie des électrolytes. Cependant, tous les électrolytes ne conduisent pas le courant de la même manière. Certains le conduisent fortement et d'autres faiblement (*voir la figure 9.10, à la page suivante*). On parle alors d'électrolytes forts et d'électrolytes faibles.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

La force des acides

Lorsqu'un acide se dissocie presque complètement dans l'eau, il est considéré comme un acide fort. Cependant, la majorité des acides sont des acides faibles ; ils ne se dissocient que partiellement. La figure 9.11 présente le comportement des acides forts et des acides faibles lors de leur dissociation.

- Un **acide fort** est un acide qui s'ionise complètement dans l'eau.
- Un **acide faible** est un acide qui s'ionise partiellement dans l'eau.

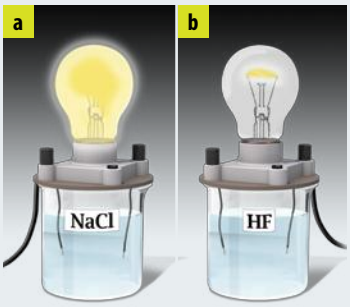
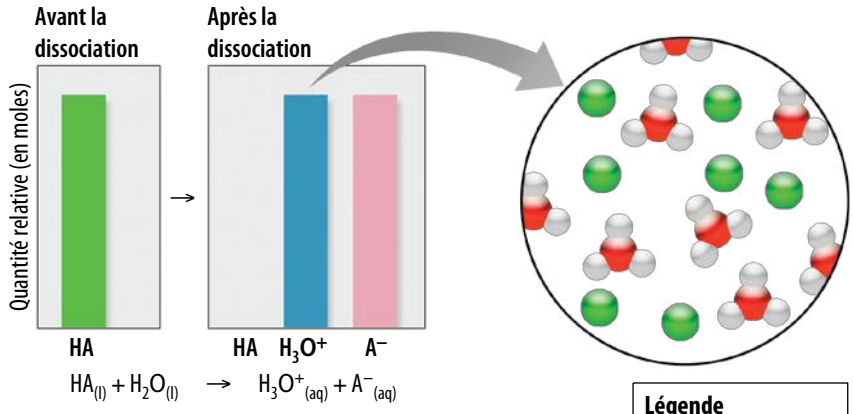


FIGURE 9.10 La force des électrolytes. Le chlorure de sodium (NaCl), un électrolyte fort (a), et l'acide fluorhydrique (HF), un électrolyte faible (b).

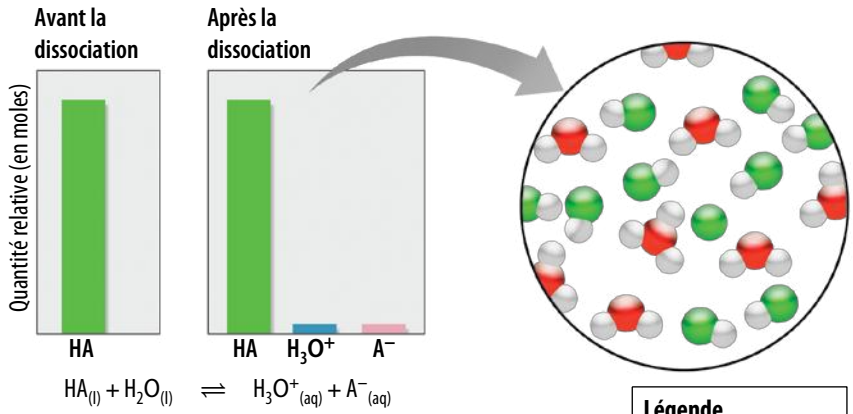
a



À la fin de la dissociation d'un acide fort (HA) dans l'eau :

- il ne reste que les ions hydronium (H_3O^+) et la base conjuguée de l'acide (A^-) ;
- aucune molécule d'acide n'est présente ;
- la concentration de chacun des ions en solution est égale à la concentration initiale de l'acide.

b



Lors de la dissociation d'un acide faible (HA) dans l'eau :

- la plupart des molécules de l'acide restent sous forme moléculaire ;
- un équilibre s'établit entre les molécules d'acide non dissociées et les ions produits dans l'eau ;
- la concentration des ions hydronium (H_3O^+) est différente de la concentration initiale de l'acide.

FIGURE 9.11 Le symbole HA représente un acide hypothétique, qu'il soit fort ou faible. Les molécules de l'acide HA, un acide fort, se dissocient complètement lorsqu'elles sont en solution aqueuse (a). Les molécules de l'acide HA, un acide faible, se dissocient partiellement lorsqu'elles sont en solution aqueuse (b).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Le calcul de la constante d'acidité

Lorsqu'un équilibre s'établit dans une réaction, on le caractérise par une constante d'équilibre. Dans le cas des acides, cette constante s'appelle la « constante d'acidité » (K_a).

Un acide faible qui se dissocie dans l'eau peut être représenté par l'équation suivante.

$$HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$$

Une fois l'équation simplifiée, on obtient :

$$HA_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$$

La constante d'acidité (K_a) s'exprime alors de la façon suivante.

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

où K_a = constante d'acidité

$[H^+]$ = concentration des ions hydrogène à l'équilibre, exprimée en moles par litre (mol/L)

$[A^-]$ = concentration de la base conjuguée à l'équilibre, exprimée en moles par litre (mol/L)

[HA] = concentration de l'acide non dissocié à l'équilibre, exprimée en moles par litre (mol/L)

Il est à souligner que la concentration des ions hydrogène (H^+), à l'équilibre, est indiquée par la valeur du pH de la solution.

La constante d'acidité permet de comparer la force de deux acides. L'acide dont la constante d'acidité est la plus petite est l'acide le plus faible.

Les calculs relatifs à la constante d'acidité (K_a) sont comparables à ceux de la constante d'équilibre (K_C) vus dans la section 1 (*page 339*).

EXEMPLE A

Le pH d'une solution d'acide fluorhydrique (HF) à 0,10 mol/L est de 2,10. Quelle est la valeur de sa constante d'acidité ?

Données

$[HF]_i = 0{,}10\ mol/L$

pH = 2,10

K_a = ?

Solution

1. *Écrire l'expression de la constante d'acidité.*

$$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]}$$

2. *Transformer le pH en concentration molaire.*

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2{,}10} = 7{,}9 \times 10^{-3}\ mol/L$$

3. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$HF_{(aq)}$	$\rightleftharpoons$	$H^+_{(aq)}$	+	$F^-_{(aq)}$
Initiale (C_i)	0,10		0		0
Variation (ΔC)	$-7{,}9 \times 10^{-3}$		$+7{,}9 \times 10^{-3}$		$+7{,}9 \times 10^{-3}$
Équilibre ($C_{éq}$)	0,092		$+7{,}9 \times 10^{-3}$		$+7{,}9 \times 10^{-3}$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXEMPLE A (*suite*)

Solution

4. *Calculer la constante d'acidité de HF.*

$$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]} = \frac{(7{,}9\times10^{-3})(7{,}9\times10^{-3})}{0{,}092} = 6{,}8\times10^{-4}$$

Réponse La constante d'acidité de l'acide fluorhydrique est de $6{,}8 \times 10^{-4}$.

EXEMPLE B

Une solution aqueuse d'acide cyanhydrique (HCN) à 0,30 mol/L possède une constante d'acidité de $6{,}2 \times 10^{-10}$. Quel est le pH de cette solution ?

L'équation à l'équilibre de cette réaction est la suivante.

$$HCN_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$$

Données

$[HCN]_i = 0{,}30\ mol/L$

$K_a = 6{,}2 \times 10^{-10}$

pH = ?

Solution

1. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$HCN_{(aq)}$	$\rightleftharpoons$	$H^+_{(aq)}$	+	$CN^-_{(aq)}$
Initiale (C_i)	0,30		0		0
Variation (ΔC)	$-x$		$+x$		$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$0{,}30 - x$		x		x

Poser les concentrations à l'équilibre en fonction de x.

$[HCN]_{éq} = 0{,}30 - x$

$[H^+]_{éq} = x$

$[CN^-]_{éq} = x$

2. *Calculer la constante d'équilibre.*

$$K_a = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]}$$

$$K_a = 6{,}2\times10^{-10} = \frac{x \cdot x}{0{,}30 - x} = \frac{x^2}{0{,}30 - x}$$

Cette équation du second degré est de type $ax^2 + bx + c = 0$.

Il faut donc la réécrire sous la forme suivante.

$x^2 + (6{,}2 \times 10^{-10}x) - (1{,}9 \times 10^{-10}) = 0$

Pour trouver les valeurs possibles de x, on peut utiliser l'équation suivante.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x_1 = \frac{-(6{,}2\times10^{-10}) + \sqrt{(6{,}2\times10^{-10})^2 - 4\times1\times(-1{,}9\times10^{-10})}}{2\times1} = 1{,}4\times10^{-5}$$

$$x_2 = \frac{-(6{,}2\times10^{-10}) - \sqrt{(6{,}2\times10^{-10})^2 - 4\times1\times(-1{,}9\times10^{-10})}}{2\times1} = -1{,}4\times10^{-5}$$

La valeur de x_2 est impossible parce qu'elle est négative. Elle est donc rejetée.

La valeur de $x_1 = 1{,}4 \times 10^{-5}$ est utilisée pour le calcul des concentrations à l'équilibre.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXEMPLE B (*suite*)

Solution

Le calcul des concentrations de chacune des substances à l'équilibre se fera de la façon suivante.

$$[HCN]_{éq} = 0{,}30 - x = 0{,}30 - 1{,}4 \times 10^{-5} = 0{,}30 \text{ mol/L}$$

$$[H^+]_{éq} = [CN^-]_{éq} = x = 1{,}4 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

3. *Calculer le pH de la solution.*

$$pH = -\log[H^+] = -\log 1{,}4 \times 10^{-5} = 4{,}85$$

Réponse Le pH de la solution aqueuse d'acide cyanhydrique est de 4,85.

2.6 La constante de basicité



FIGURE 9.12 L'hydroxyde de sodium (NaOH) est un composé qui se présente notamment sous forme de billes blanches.

Comme on l'a vu pour les acides, il existe des bases fortes qui s'ionisent complètement, comme l'hydroxyde de sodium (NaOH) (*voir la figure 9.12*), et des bases faibles qui ne s'ionisent que partiellement, comme l'ammoniac (NH_3).

En s'ionisant, les bases faibles produisent des réactions d'équilibre qui s'expriment de la façon suivante.

$$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons BH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

On peut donc déterminer la force d'une base en calculant sa constante d'équilibre, appelée « constante de basicité » (K_b), qui s'exprime de la façon suivante.

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

où K_b = constante de basicité

$[BH^+]$ = concentration de l'acide conjugué à l'équilibre, exprimée en moles par litre (mol/L)

$[OH^-]$ = concentration des ions hydroxyde à l'équilibre, exprimée en moles par litre (mol/L)

$[B]$ = concentration de la base non ionisée à l'équilibre, exprimée en moles par litre (mol/L)

Par exemple, l'ammoniac s'ionise selon cette équation.

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

L'ionisation de l'ammoniac possède une constante de basicité de $1{,}8 \times 10^{-5}$. Cette constante de basicité s'exprime de la façon suivante.

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = 1{,}8 \times 10^{-5}$$

Tout comme la constante d'acidité, la constante de basicité (K_b) permet de classer les bases selon leur force. Plus la constante de basicité est petite, plus la base est faible.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Les calculs effectués avec la constante de basicité sont semblables aux calculs effectués avec la constante d'acidité. L'exemple suivant montre comment résoudre une situation dans laquelle la constante de basicité est impliquée.

EXEMPLE

L'ionisation de l'hydrazine (N_2H_4) dans l'eau s'exprime selon l'équation à l'équilibre suivante :

$$N_2H_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons N_2H_5^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

La valeur de la constante de basicité de l'hydrazine est de $1{,}3 \times 10^{-6}$. Quel est le pH d'une solution d'hydrazine à 0,045 mol/L ?

Données

$[N_2H_4]_i = 0{,}045\ \text{mol/L}$

$K_a = 1{,}3 \times 10^{-6}$

pH = ?

Solution

1. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$N_2H_{4(aq)}$	$\rightleftharpoons$ $N_2H_5^+{}_{(aq)}$	+ $OH^-{}_{(aq)}$
Initiale (C_i)	0,045	0	0
Variation (ΔC)	$-x$	$+x$	$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$0{,}045 - x$	x	x

Poser les concentrations à l'équilibre en fonction de x.

$[N_2H_4]_{éq} = 0{,}045 - x \qquad [N_2H_5^+]_{éq} = x \qquad [OH^-]_{éq} = x$

2. *Calculer la constante d'équilibre.*

$$K_b = \frac{[N_2H_5^+][OH^-]}{[N_2H_4]} = 1{,}3 \times 10^{-6} = \frac{x \cdot x}{0{,}045 - x} = \frac{x^2}{0{,}045 - x}$$

Cette équation du second degré est de type $ax^2 + bx + c = 0$.
Il faut donc la réécrire sous la forme suivante.

$$x^2 + (1{,}3 \times 10^{-6} x) - (5{,}9 \times 10^{-8}) = 0$$

Pour trouver les valeurs possibles de x, on peut utiliser l'équation suivante.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x_1 = \frac{-(1{,}3 \times 10^{-6}) + \sqrt{(1{,}3 \times 10^{-6})^2 - 4 \times 1 \times (-5{,}9 \times 10^{-8})}}{2 \times 1} = 2{,}4 \times 10^{-4}$$

$$x_2 = \frac{-(1{,}3 \times 10^{-6}) - \sqrt{(1{,}3 \times 10^{-6})^2 - 4 \times 1 \times (-5{,}9 \times 10^{-8})}}{2 \times 1} = -2{,}4 \times 10^{-4}$$

La valeur de x_2 est impossible parce qu'elle est négative. Elle est donc rejetée.
La valeur de $x_1 = 2{,}4 \times 10^{-4}$ est utilisée pour le calcul des concentrations à l'équilibre.
Le calcul des concentrations de chacune des substances à l'équilibre se fera de la façon suivante.

$[H_2N_4]_{éq} = 0{,}045 - x = 0{,}045 - (2{,}4 \times 10^{-4}) = 0{,}045\ \text{mol/L}$

$[N_2H_5^+]_{éq} = [OH^-]_{éq} = x = 2{,}4 \times 10^{-4}\ \text{mol/L}$

3. *Calculer le pH de la solution.*

$[H^+][OH^-] = 1{,}00 \times 10^{-14}$

$$[H^+] = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{2{,}4 \times 10^{-4}} = 4{,}2 \times 10^{-11}\ \text{mol/L}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 4{,}2 \times 10^{-11} = 10{,}38$$

Réponse Le pH de la solution aqueuse d'hydrazine est de 10,38.

À QUOI ÇA SERT ? LES INDICATEURS DE pH

Un indicateur de pH, ou indicateur acidobasique, est une substance qui change de couleur en fonction du pH de la solution dans laquelle l'indicateur est présent. L'indicateur de pH est considéré comme un couple acide faible/base faible.

Certains aliments peuvent servir d'indicateur de pH. Le chou rouge, la betterave et le radis en sont des exemples.

Les indicateurs de pH sont utilisés en chimie, en biologie et en médecine. Ils servent, par exemple, à déterminer le point d'équivalence (c'est-à-dire le pH de neutralisation) dans un titrage acidobasique.

Chaque indicateur de pH est caractérisé par un point de virage, la zone de changement de couleur entre la couleur initiale et la couleur finale de l'indicateur. Certains indicateurs peuvent avoir plus d'un point de virage, comme c'est le cas du chou rouge (*voir la figure 9.13*). Le mélange de différents indicateurs de points de virage différents permet d'avoir un indicateur universel à plusieurs points de virage. L'indicateur universel change de couleur à chaque unité de pH.

Le papier pH (*voir la figure 9.14*), qui est utilisé pour déterminer rapidement le pH d'une solution, est un papier imbibé d'un indicateur universel. Il est utilisé entre autres pour vérifier le degré d'acidité de l'urine.



FIGURE 9.13 Les différentes couleurs que prend le jus du chou rouge dans des solutions de pH 2 à pH 12.



FIGURE 9.14 Des bandelettes de papier pH de 0 à 14.

SECTION 2 EXERCICES

1. Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) Selon la théorie d'Arrhenius sur les acides et les bases, un acide est un donneur d'ions hydrogène (H^+), alors qu'une base est un donneur d'ions hydroxyde (OH^-).	☑	☐
b) La théorie d'Arrhenius sur les acides et les bases s'applique à toutes les solutions.	☐	☑
c) Selon la théorie de Brønsted-Lowry des acides et des bases, l'eau est une substance amphotère qui joue le rôle d'un acide ou d'une base selon le milieu où elle se trouve.	☑	☐
d) Une solution aqueuse neutre possède toujours la même concentration de $1{,}00 \times 10^{-7}$ mol/L en ions hydrogène (H^+) et en ions hydroxyde (OH^-).	☐	☑

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Justification : *b)* La théorie d'Arrhenius sur les acides et les bases ne s'applique qu'aux solutions aqueuses. *d)* Une solution aqueuse neutre possède toujours la même concentration en ions hydrogène et en ions hydroxyde. Cependant, cette concentration dépend de la température de l'eau.

2. Écrivez les équations de dissociation des acides et des bases d'Arrhenius suivants.

a) L'acide nitreux (HNO_2) aqueux. $HNO_{2(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + NO_2^-{}_{(aq)}$

b) Le sulfure de dihydrogène (H_2S) aqueux. $H_2S_{(aq)} \rightleftharpoons 2\,H^+_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)}$

c) Le dihydroxyde de calcium ($Ca(OH)_2$) aqueux. $Ca(OH)_{2(aq)} \rightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + 2\,OH^-_{(aq)}$

d) L'hydroxyde d'ammonium (NH_4OH) aqueux. $NH_4OH_{(aq)} \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

3. À l'aide de la théorie de Brønsted-Lowry, écrivez les équations de dissociation dans l'eau de chacune des substances suivantes. Pour chaque cas, indiquez si l'eau joue le rôle d'un acide ou d'une base.

Substance	Équation de dissociation dans l'eau	Rôle de l'eau (acide ou base)
a) NH_3NH_3	$NH_3NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_3NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	Acide
b) HOCN	$HOCN_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OCN^-_{(aq)}$	Base
c) H_3PO_4	$H_3PO_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + H_2PO_4^-{}_{(aq)}$	Base
d) F^-	$F^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HF_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	Acide

4. En vous basant sur la théorie de Brønsted-Lowry des acides et des bases, répondez aux questions suivantes.

a) Écrivez la formule de la base conjuguée de chacun des acides suivants, et l'acide conjugué de chacune des bases.

Acide	Base conjuguée	Base	Acide conjugué
H_3PO_4	$H_2PO_4^-$	$(CH_3)_3N$	$(CH_3)_3NH^+$
H_3O^+	H_2O	OH^-	H_2O
HCO_3^-	CO_3^{2-}	HPO_4^{2-}	$H_2PO_4^-$
$N_2H_5^+$	N_2H_4	ClO_4^-	$HClO_4$

b) Parmi les substances précédentes, y en a-t-il qui se comportent comme des amphotères ? Expliquez votre réponse.

Oui. Il s'agit des substances suivantes : $H_2PO_4^-$ et H_2O. Selon le contexte, ces substances sont des acides ou des bases. Elles peuvent libérer un ion hydrogène en présence d'une base ou capter un ion hydrogène en présence d'un acide.

5. Écrivez l'équation acido-basique de chacun des couples acide-base suivants. Nommez ensuite les paires acide-base conjugués en reliant chaque acide à sa base conjuguée et vice versa.

Couple acide-base	Équation acidobasique	Paires acide-base conjugués
a) H_3PO_4 et C_2H_5N	$H_3PO_{4(aq)} + C_2H_5N_{(aq)} \rightleftharpoons H_2PO_4^-{}_{(aq)} + C_2H_5NH^+{}_{(aq)}$	$H_3PO_4/H_2PO_4^-$ et $C_2H_5NH^+/C_2H_5N$
b) H_2O_2 et HS^-	$H_2O_{2(aq)} + HS^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons HO_2^-{}_{(aq)} + H_2S_{(aq)}$	H_2O_2/HO_2^- et H_2S/HS^-
c) HClO et CH_3NH_2	$HClO_{(aq)} + CH_3NH_{2(aq)} \rightleftharpoons ClO^-{}_{(aq)} + CH_3NH_3^+{}_{(aq)}$	$HClO/ClO^-$ et $CH_3NH_3^+/CH_3NH_2$
d) CH_3COOH et HCO_3^-	$CH_3COOH_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons CH_3COO^-{}_{(aq)} + H_2CO_{3(aq)}$	CH_3COOH/CH_3COO^- et H_2CO_3/HCO_3^-

6. À 50 °C, la constante d'ionisation de l'eau pure est de $5{,}48 \times 10^{-14}$.

a) Calculez la concentration des ions hydrogène (H^+) et la concentration des ions hydroxyde (OH^-) à cette température.

Données

$K_a = 5{,}48 \times 10^{-14}$

$[H^+] = ?$ mol/L

$[OH^-] = ?$ mol/L

Solution

Comme l'eau est pure :

$[H^+] = [OH^-]$

$K_{eau} = [H^+][OH^-] = [H^+]^2$

$[H^+] = \sqrt{K_{eau}} = \sqrt{5{,}48 \times 10^{-14}} = 2{,}34 \times 10^{-7}$ mol/L

$[OH^-] = [H^+] = 2{,}34 \times 10^{-7}$ mol/L

Réponse : La concentration des ions hydrogène et la concentration des ions hydroxyde dans une eau pure à 50 °C sont toutes deux de $2{,}34 \times 10^{-7}$ mol/L.

b) Calculez le pH de l'eau pure à 50 °C.

Données

$[H^+] = 2{,}34 \times 10^{-7}$ mol/L

pH = ?

Solution

$pH = -\log[H^+] = -\log(2{,}34 \times 10^{-7}) = 6{,}631$

Réponse : Le pH de l'eau pure à 50 °C est de 6,631.

c) À une température de 50 °C, l'eau pure est-elle acide, neutre ou basique ? Justifiez votre réponse.

Même si son pH est inférieur à 7, l'eau pure à 50 °C est neutre, car elle contient autant d'ions hydrogène (H^+) que d'ions hydroxyde (OH^-).

7. Remplissez le tableau suivant en considérant que les solutions ont été obtenues dans une eau pure à 25 °C.

Solution	$[H^+]$ (mol/L)	$[OH^-]$ (mol/L)	pH	Nature de la solution
A	$6{,}62 \times 10^{-10}$	$1{,}51 \times 10^{-5}$	9,180	Base
B	$3{,}98 \times 10^{-4}$	$2{,}51 \times 10^{-11}$	3,400	Acide
C	$1{,}00 \times 10^{-7}$	$1{,}00 \times 10^{-7}$	7,000	Neutre
D	$2{,}00 \times 10^{-13}$	$5{,}00 \times 10^{-2}$	12,699	Base

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

8. Le pH de 250 mL d'une solution acide est de 3,56 à 25 °C. Quel est le nombre de moles d'ions hydrogène (H^+) en solution ?

Données

pH = 3,56

V = 250 mL = 0,250 L

n_{H^+} = ? mol

Solution

1. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.*

$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,56} = 2,8 \times 10^{-4}$ mol/L

2. *Calculer le nombre de moles d'ions H^+ dans la solution.*

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV = 2,8 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot 0,250 \text{ L}$$

$n = 7,0 \times 10^{-5}$ mol

Réponse : Le nombre de moles d'ions hydrogène en solution est de $7,0 \times 10^{-5}$ mol.

9. On prépare une solution en dissolvant 3,80 g d'hydroxyde de sodium (NaOH), une base forte, dans 500 mL de solution à 25 °C. Calculez le pH de cette solution.

Données

M_{NaOH} = 40,00 g/mol

m_{NaOH} = 3,80 g

V = 500 mL = 0,500 L

pH = ?

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de NaOH contenues dans 500 mL de solution.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{3,80 \text{ g}}{40,00 \text{ g/mol}} = 9,50 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

2. *Calculer la concentration de la solution de NaOH.*

$$C = \frac{n}{V} = \frac{9,50 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0,500 \text{ L}} = 0,190 \text{ mol/L}$$

3. *Calculer la concentration en ions OH^- de la solution.*

Comme le NaOH est une base forte :

$[OH^-] = [NaOH] = 0,190$ mol/L

4. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.*

$[H^+][OH^-] = 1,00 \times 10^{-14}$

$$[H^+] = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{0,190} = 5,26 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$$

5. *Calculer le pH de la solution.*

$pH = -\log[H^+] = -\log 5,26 \times 10^{-14} = 13,279$

Réponse : Le pH de la solution d'hydroxyde de sodium est de 13,279.

10. À l'aide de l'annexe 9.6, *Les constantes d'ionisation de quelques acides à 25 °C*, à la page 465, répondez aux questions suivantes.

a) Remplissez le tableau suivant.

Acide	Équation de dissociation dans l'eau	Expression de K_a	Valeur de K_a
HSO_3^-	$HSO_3^-{}_{(aq)} \rightarrow H^+{}_{(aq)} + SO_3^{2-}{}_{(aq)}$	$\frac{[H^+][SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]}$	$6{,}2 \times 10^{-8}$
H_2O	$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$	$[H^+][OH^-]$	$1{,}0 \times 10^{-14}$
HCN	$HCN_{(aq)} \rightleftharpoons H^+{}_{(aq)} + CN^-{}_{(aq)}$	$\frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]}$	$6{,}2 \times 10^{-10}$
$HClO_2$	$HClO_{2(aq)} \rightleftharpoons H^+{}_{(aq)} + ClO_2^-{}_{(aq)}$	$\frac{[H^+][ClO_2^-]}{[HClO_2]}$	$1{,}1 \times 10^{-2}$

b) Classez ces acides selon l'ordre décroissant de leur force. Justifiez votre réponse.

Plus la constante d'acidité (K_a) est grande, plus l'acide est fort. Plus la constante d'acidité est petite, plus l'acide est faible. Donc, selon les valeurs de la constante d'acidité du tableau, le classement sera le suivant : $HClO_2$, HSO^-_3, HCN, H_2O.

11. On prépare une solution d'acide fluorhydrique (HF) à 0,40 mol/L. Si le pH de la solution est de 1,80, quelle est la constante d'acidité (K_a) de cet acide ?

Données

[HF] = 0,40 mol

pH = 1,80

K_a = ?

Solution

1. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.*

$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-1{,}80} = 0{,}016$ mol/L

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$HF_{(aq)}$	$\rightleftharpoons$	$H^+{}_{(aq)}$	+	$F^-{}_{(aq)}$
Initiale (C_i)	0,40		0		0
Variation (ΔC)	-0,016		+0,016		+0,016
Équilibre ($C_{éq}$)	0,38		0,016		0,016

3. *Calculer la constante d'acidité.*

$$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]} = \frac{(0{,}016)(0{,}016)}{0{,}38} = 6{,}7 \times 10^{-4}$$

Réponse : La constante d'acidité de l'acide fluorhydrique est de $6{,}7 \times 10^{-4}$.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

12. L'acide iodique (HIO_3) est utilisé pour augmenter la teneur en iode (I) du sel de table. Une solution aqueuse d'acide iodique de concentration de 0,185 mol/L a une constante d'ionisation (K_a) de $1{,}78 \times 10^{-1}$ à 25 °C. L'équation de dissociation de l'acide iodique dans l'eau est la suivante.

$$HIO_{3(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + IO_3^-{}_{(aq)}$$

Quel est le pH de cette solution ?

Données

$[HIO_3]_i = 0{,}185\ mol/L$

$K_a = 1{,}78 \times 10^{-1}$

pH = ?

Solution

1. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$HIO_{3(aq)}$	$\rightleftharpoons$ $H^+_{(aq)}$	+ $IO_3^-{}_{(aq)}$
Initiale (C_i)	0,185	0	0
Variation (ΔC)	$-x$	$+x$	$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$0{,}185 - x$	x	x

Poser les concentrations à l'équilibre en fonction de x.

$[HIO_3]_{éq} = 0{,}185 - x \qquad [H^+]_{éq} = [IO_3^-]_{éq} = x$

2. *Calculer la concentration des ions H^+ à l'équilibre.*

$$K_a = \frac{[H^+][IO_3^-]}{[HIO_3]} = 1{,}78 \times 10^{-1} = \frac{x \cdot x}{0{,}185 - x} = \frac{x^2}{0{,}185 - x}$$

Cette équation du second degré est de type $ax^2 + bx + c = 0$.

Il faut donc la réécrire sous la forme suivante : $x^2 + 0{,}178x - 0{,}0329 = 0$

Pour trouver les valeurs possibles de x, on peut utiliser l'équation suivante.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} \Rightarrow x_1 = \frac{-(0{,}178) + \sqrt{(0{,}178)^2 - (4 \times 1 \times -0{,}0329)}}{2 \times 1} = 0{,}113$$

$$x_2 = \frac{-(0{,}178) - \sqrt{(0{,}178)^2 - (4 \times 1 \times -0{,}0329)}}{2 \times 1} = -0{,}291$$

La valeur de x_2 est impossible parce qu'elle est négative. Elle est donc rejetée.

La valeur de $x_1 = 0{,}113$ est utilisée pour le calcul des concentrations à l'équilibre.

Le calcul des concentrations de chacune des substances à l'équilibre se fera de la façon suivante.

$[HIO_3]_{éq} = 0{,}185 - x = 0{,}185 - 0{,}113 = 0{,}0720\ mol/L$

$[H^+]_{éq} = [IO_3^-]_{éq} = x = 0{,}113\ mol/L$

3. *Calculer le pH de la solution.*

$pH = -\log[H^+] = -\log 0{,}113 = 0{,}947$

Réponse : Le pH de la solution aqueuse d'acide iodique est de 0,947.

13. On fait dissoudre une certaine masse d'acide chloreux ($HClO_2$) dans 500 mL d'eau. Le pH de la solution obtenue est de 1,55. Si la constante d'ionisation (K_a) de cet acide est de $1{,}15 \times 10^{-2}$, quelle masse d'acide chloreux a été dissoute dans l'eau ? L'équation de dissociation de l'acide chloreux est la suivante.

$$HClO_{2(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + ClO_2^-{}_{(aq)}$$

Données

$K_a = 1{,}15 \times 10^{-2}$

$M_{HClO_2} = 68{,}46 \text{ g/mol}$

pH = 1,55

$V = 500 \text{ mL} = 0{,}500 \text{ L}$

$m_{HClO_2} = ? \text{ g}$

Solution

1. *Calculer la concentration d'ions H^+ en solution.*

$[H^+]_{éq} = 10^{-pH} = 10^{-1{,}55} = 0{,}028 \text{ mol/L}$

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$HClO_{2(aq)}$	$\rightleftharpoons$	$H^+_{(aq)}$	+	$ClO_2^-{}_{(aq)}$
Initiale (C_i)	C		0		0
Variation (ΔC)	-0,028		+0,028		+0,028
Équilibre ($C_{éq}$)	$C - 0{,}028$		0,028		0,028

Poser les concentrations à l'équilibre.

$[HClO_2]_{éq} = C - 0{,}028$

$[H^+]_{éq} = [ClO_2^-]_{éq} = 0{,}028$

3. *Calculer la concentration initiale (C) de $HClO_2$.*

$$K_a = \frac{[H^+][ClO_2^-]}{[HClO_2]} = \frac{0{,}028 \times 0{,}028}{C - 0{,}028} = 1{,}15 \times 10^{-2}$$

Cette équation du premier degré de type $ax + b = 0$, nous permet de trouver la concentration initiale.

$C = 0{,}096 \text{ mol/L}$

4. *Calculer le nombre de moles de $HClO_2$.*

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV = 0{,}096 \text{ mol/L} \cdot 0{,}500 \text{ L} = 0{,}048 \text{ mol}$$

5. *Calculer la masse de $HClO_2$ dissoute.*

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = nM$$

$m = 0{,}048 \text{ mol} \cdot 68{,}46 \text{ g/mol} = 3{,}3 \text{ g}$

Réponse : La masse d'acide chloreux dissoute dans l'eau est de 3,3 g.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

14. À l'aide de l'annexe 9.7, *Les constantes d'ionisation de quelques bases à 25 °C*, à la page 465, répondez aux questions suivantes.

a) Remplissez le tableau suivant.

Base	Équation de dissociation dans l'eau	Expression de K_b	Valeur de K_b
$C_6H_5NH_2$	$C_6H_5NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$	$\frac{[C_6H_5NH_3^+][OH^-]}{[C_6H_5NH_2]}$	$7,5 \times 10^{-10}$
NH_2NH_2	$NH_2NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_2NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$	$\frac{[NH_2NH_3^+][OH^-]}{[NH_2NH_2]}$	$8,5 \times 10^{-7}$
NH_3	$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$	$\frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$	$1,8 \times 10^{-5}$
NH_2OH	$NH_2OH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_3OH^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$	$\frac{[NH_3OH^+][OH^-]}{[NH_2OH]}$	$8,7 \times 10^{-9}$

b) Classez ces bases selon l'ordre croissant de leur force. Justifiez votre réponse.

Plus la constante de basicité (K_b) est grande, plus la base est forte. Plus la constante de basicité est petite, plus la base est faible. Donc, selon les valeurs de la constante de basicité du tableau, le classement sera le suivant : $C_6H_5NH_2$, NH_2OH, NH_2NH_2, NH_3.

15. On prépare une solution de triméthylamine ($(CH_3)_3N$) à 0,250 mol/L. Si le pH de la solution est de 11,80, quelle est la constante de basicité (K_b) de cette base ? La triméthylamine s'ionise dans l'eau selon l'équation :

$$(CH_3)_3N_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons (CH_3)_3NH^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

Données

$[(CH_3)_3N] = 0,250\ mol/L$

pH = 11,80

$K_b = ?$

Solution

1. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.*

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-11,80} = 1,6 \times 10^{-12}\ mol/L$$

2. *Calculer la concentration en ions OH^- de la solution.*

$$[H^+][OH^-] = 1,00 \times 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{[H^+]}$$

$$[OH^-] = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{1,6 \times 10^{-12}\ mol/L} = 6,3 \times 10^{-3}\ mol/L$$

3. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$(CH_3)_3N_{(aq)}$	$\rightleftharpoons$ $(CH_3)_3NH^+{}_{(aq)}$	+ $OH^-{}_{(aq)}$
Initiale (C_i)	0,250	0	0
Variation (ΔC)	$-6,3 \times 10^{-3}$	$+6,3 \times 10^{-3}$	$+6,3 \times 10^{-3}$
Équilibre ($C_{éq}$)	0,244	$6,3 \times 10^{-3}$	$6,3 \times 10^{-3}$

Solution (*suite*)

4. Calculer la constante de basicité de la solution.

$$K_b = \frac{[(CH_3)_3NH^+][OH^-]}{[(CH_3)_3N]} = \frac{(6{,}3\times10^{-3})(6{,}3\times10^{-3})}{0{,}244} = 1{,}6\times10^{-5}$$

Réponse : La constante de basicité de la triméthylamine est de $1{,}6 \times 10^{-5}$.

16. La méthylamine (CH_3NH_2), une substance gazeuse utilisée entre autres dans la fabrication de plusieurs médicaments, s'ionise dans l'eau selon l'équation suivante.

$$CH_3NH_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

La concentration d'une solution aqueuse de méthylamine est de 0,150 mol/L. Si la constante de basicité (K_b) de la méthylamine est de $4{,}60 \times 10^{-4}$, quelle est la valeur du pH de la solution ?

Données

$[CH_3NH_2]_i = 0{,}150$ mol/L

$K_b = 4{,}60 \times 10^{-4}$

pH = ?

Solution

1. Reporter les données dans un tableau IVÉ.

Concentration (mol/L)	$CH_3NH_{2(g)} \rightleftharpoons CH_3NH_3^+{}_{(aq)}$	+	$OH^-_{(aq)}$
Initiale (C_i)	0,150	0	0
Variation (ΔC)	$-x$	$+x$	$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$0{,}150 - x$	x	x

Poser les concentrations à l'équilibre en fonction de x.

$[CH_3NH_2]_{éq} = 0{,}150 - x$

$[OH^-]_{éq} = [CH_3NH_3^+]_{éq} = x$

2. Calculer la concentration des ions OH^- à l'équilibre.

$$K_b = \frac{[CH_3NH_3^+][OH^-]}{[CH_3NH_2]}$$

$$4{,}60\times10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0{,}150 - x} = \frac{x^2}{0{,}150 - x}$$

Cette équation du second degré est de type $ax^2 + bx + c = 0$.

Il faut donc la réécrire sous la forme suivante.

$$x^2 + (4{,}60\times10^{-4}x) - (6{,}90\times10^{-5}) = 0$$

Pour trouver les valeurs possibles de x, on peut utiliser l'équation suivante.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x_1 = \frac{-(4{,}60\times10^{-4}) + \sqrt{(4{,}60\times10^{-4})^2 - 4\times1\times(-6{,}90\times10^{-5})}}{2\times1} = 8{,}08\times10^{-3}$$

$$x_2 = \frac{-(4{,}60\times10^{-4}) - \sqrt{(4{,}60\times10^{-4})^2 - 4\times1\times(-6{,}90\times10^{-5})}}{2\times1} = -8{,}54\times10^{-3}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

La valeur de x_2 est impossible parce qu'elle est négative. Elle est donc rejetée.

La valeur de $x_1 = 8{,}08 \times 10^{-3}$ est utilisée pour le calcul des concentrations à l'équilibre.

Le calcul des concentrations de chacune des substances à l'équilibre se fera de la façon suivante.

$$[CH_3NH]_{éq} = 0{,}150 - x = 0{,}150 - (8{,}08 \times 10^{-3}) = 0{,}142 \text{ mol/L}$$

$$[OH^-]_{éq} = [CH_3NH_3^+]_{éq} = x = 8{,}08 \times 10^{-3}$$

3. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.*

$$[H^+][OH^-] = 1{,}00 \times 10^{-14}$$

$$[H^+] = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{8{,}08 \times 10^{-3}} = 1{,}24 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$$

4. *Calculer le pH de la solution.*

$$pH = -\log[H^+] = -\log 1{,}24 \times 10^{-12} = 11{,}907$$

Réponse : Le pH de la solution aqueuse de méthylamine est de 11,907.

17. Vous préparez une solution d'acide nitrique (HNO_3), un acide fort, en dissolvant 0,450 g d'acide nitrique dans un volume inconnu de solution à 25 °C. Le pH de la solution est alors de 1,75. Quel est le volume de cette solution ?

Données

$M_{HNO_3} = 63{,}02$ g/mol

$m_{HNO_3} = 0{,}450$ g

pH = 1,75

$V = ?$ mL

Solution

1. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.*

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-1{,}75} = 0{,}0178 \text{ mol/L}$$

2. *Calculer la concentration de la solution de HNO_3.*

Comme l'acide est fort :

$$[HNO_3] = [H^+] = 0{,}0178 \text{ mol/L}$$

3. *Calculer le nombre de moles de HNO_3 dans la solution.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}450 \text{ g}}{63{,}02 \text{ g/mol}} = 7{,}14 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

4. *Calculer le volume de la solution d'acide nitrique.*

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow V = \frac{n}{C}$$

$$V = \frac{7{,}14 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0{,}0178 \text{ mol/L}} = 0{,}401 \text{ L}$$

Réponse : Le volume de la solution d'acide nitrique est de 401 mL.

SECTION 3

LES COMPOSÉS PEU SOLUBLES

Outre les équilibres existants dans les acides et les bases, il existe un autre type d'équilibre, qui s'établit dans une solution aqueuse, entre les ions produits par une substance et cette substance elle-même. Cet équilibre est dû aux composés ioniques peu solubles.

3.1 Définition

Composé ionique
Molécule comportant une ou plusieurs liaisons ioniques entre un métal et un non-métal.

Comme les acides et les bases, les **composés ioniques** sont des électrolytes qui, en solution aqueuse, se dissocient soit complètement, soit partiellement.

Le sel de table, ou chlorure de sodium (NaCl), est un bon exemple de composé ionique qui se dissocie entièrement dans l'eau selon l'équation suivante.

$$NaCl_{(aq)} \rightarrow Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$



FIGURE 9.15 Les calculs rénaux sont une agglomération de minéraux très peu solubles (dont l'oxalate de calcium) dissous dans l'urine, qui se forme dans les reins ou les uretères.

La solubilité, p. 15

L'oxalate de calcium (CaC_2O_4) est le principal composé des calculs rénaux (*voir la figure 9.15*). Cette substance, composée d'un ion calcium (Ca^{2+}) et d'un ion oxalate ($C_2O_4^{2-}$), se dissocie très peu dans l'eau selon l'équation suivante.

$$CaC_2O_{4(s)} \rightleftharpoons Ca^{2+}_{(aq)} + C_2O_4^{2-}{}_{(aq)}$$

Les composés ioniques qui se dissocient de la même façon que l'oxalate de calcium sont appelés « composés ioniques peu solubles ».

Un **composé ionique peu soluble** est une substance qui se dissocie très peu en solution aqueuse.

Ces composés possèdent une faible solubilité puisque, à l'équilibre, peu de molécules de soluté sont dissoutes dans l'eau ou dans tout autre solvant. La connaissance de la solubilité d'une substance permet de distinguer un composé ionique très soluble d'un composé ionique peu soluble.

La **solubilité** d'une substance correspond à la quantité maximale de substance pouvant être dissoute dans un volume donné de solvant à une température donnée.

La solubilité s'exprime en grammes de soluté dissous par 100 millilitres de solvant (g/100 mL). On peut aussi l'exprimer en nombre de moles de soluté dissous par litre de solvant (mol/L). Dans ce cas, on parle de « solubilité molaire ». Cette dernière unité de mesure est celle qui sera utilisée dans cette section du chapitre.

À 20 °C, la solubilité molaire du chlorure de sodium dans l'eau est de 6,1 mol/L, alors que celle de l'oxalate de calcium est de $5{,}2 \times 10^{-5}$ mol/L. Ces valeurs montrent clairement que le chlorure de sodium est un composé ionique très soluble, alors que l'oxalate de calcium est très peu soluble.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

3.2 La constante du produit de solubilité

Il existe un équilibre entre le composé ionique peu soluble et ses ions en solution. On peut représenter cet équilibre par une constante d'équilibre appelée dans ce cas « constante du produit de solubilité » (K_{ps}).

Avant de voir comment s'exprime, d'une manière générale, la constante du produit de solubilité des composés peu solubles, examinons un exemple de dissociation d'une substance peu soluble : le chlorure d'argent (AgCl) (*voir le tableau 9.10*).

Le chlorure d'argent, d'une solubilité de $1{,}3 \times 10^{-5}$ mol/L à 20 °C, est un composé dont les applications sont nombreuses. Ce composé, qui se présente sous la forme d'une poudre blanche, sert notamment à fabriquer des électrodes de référence utilisées en **électrochimie** pour la mesure des différences de potentiel des réactions d'**oxydoréduction** (*voir la figure 9.16*).

Électrochimie
Discipline de la chimie qui étudie la relation entre les transformations chimiques et le passage du courant électrique.

Oxydoréduction
Réaction chimique au cours de laquelle se produit un échange d'électrons entre deux substances chimiques.

TABLEAU 9.10 La dissociation du chlorure d'argent

Description	Équation
Le chlorure d'argent (AgCl) se dissocie électrolytiquement dans l'eau selon l'équation ci-contre.	$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$
À l'équilibre, il y a présence simultanée de chlorure d'argent solide et des ions argent (Ag^+) et chlorure (Cl^-) en solution. Cet équilibre se caractérise par la constante d'équilibre ci-contre.	$K_C = [Ag^+][Cl^-]$
La constante d'équilibre des sels se nomme la constante du produit de solubilité (K_{ps}).	$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$

Les liaisons chimiques, p. 6

Regardons maintenant quelle est l'expression générale de la constante du produit de solubilité d'un composé ionique peu soluble de formule chimique X_nY_m. Un tel composé se dissocie selon l'équation suivante :

$$X_nY_{m(s)} \rightleftharpoons nX^{m+}_{(aq)} + mY^{n-}_{(aq)}$$

L'expression de la constante du produit de solubilité (K_{ps}) de cet équilibre ionique s'écrit de la façon suivante.

$$K_{ps} = [X^{m+}]^n [Y^{n-}]^m$$

où

K_{ps} = constante du produit de solubilité

$[X^{m+}]$, $[Y^{n-}]$ = concentration des ions à l'équilibre, exprimée en moles par litre (mol/L)

n, m = coefficients de chacun des ions dans l'équation balancée

Comme toutes les constantes d'équilibre, la constante du produit de solubilité :

- est une grandeur sans unité de mesure ;
- ne dépend que de la température.



FIGURE 9.16 Une électrode de référence (Ag/AgCl). Une électrode d'argent est plongée dans une solution saturée de chlorure d'argent.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Le tableau 9.11 donne la valeur de la constante du produit de solubilité de quelques composés peu solubles à 25 °C.

TABLEAU 9.11 La valeur de la constante du produit de solubilité de quelques composés ioniques peu solubles à 25 °C

Composé	Équation de dissociation	Expression de K_{ps}	Valeur de K_{ps}
Dichlorure de plomb ($PbCl_2$)	$PbCl_{2(s)} \rightleftharpoons Pb^{2+}_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)}$	$[Pb^{2+}][Cl^-]^2$	$1{,}70 \times 10^{-5}$
Bromure d'argent (AgBr)	$AgBr_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$	$[Ag^+][Br^-]$	$5{,}35 \times 10^{-13}$
Sulfate de baryum ($BaSO_4$)	$BaSO_{4(s)} \rightleftharpoons Ba^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$	$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$	$1{,}08 \times 10^{-10}$
Dihydroxyde de béryllium ($Be(OH)_2$)	$Be(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Be^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$	$[Be^{2+}][OH^-]^2$	$6{,}92 \times 10^{-22}$
Carbonate de magnésium ($MgCO_3$)	$MgCO_{3(s)} \rightleftharpoons Mg^{2+}_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$	$[Mg^{2+}][CO_3^{2-}]$	$6{,}82 \times 10^{-6}$

La valeur de la constante du produit de solubilité donne une indication de la solubilité d'un composé : plus cette constante est élevée, plus le composé est soluble dans l'eau.

Cependant, la comparaison des solubilités relatives de deux composés à partir de leur constante du produit de solubilité n'est possible que si leurs ions sont dans le même rapport. Par exemple, on peut dégager les données suivantes du tableau 9.11 :

- la solubilité du carbonate de magnésium est supérieure à celle du bromure d'argent, car la constante du produit de solubilité du carbonate de magnésium est plus grande que celle du bromure d'argent ;
- on ne peut comparer la solubilité du carbonate de magnésium à celle du dichlorure de plomb, car le rapport des ions du carbonate de magnésium est de 1 : 1, alors que ce rapport est de 1 : 2 pour le dichlorure de plomb.

Ainsi :

- la connaissance de la solubilité d'un composé peu soluble, à une température donnée, permet de calculer sa constante du produit de solubilité ;
- à l'inverse, la connaissance de la constante du produit de solubilité de ce composé permet de calculer sa solubilité, à une température donnée.

L'exemple de la page suivante montre comment calculer la constante du produit de solubilité d'un composé peu soluble à partir de la valeur de sa solubilité.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXEMPLE

La solubilité de l'iodate de calcium ($Ca(IO_3)_2$), à 20 °C, est de 0,240 g/100 mL d'eau. Calculez la valeur de la constante du produit de solubilité (K_{ps}) de l'iodate de calcium.

Données

$\text{Solubilité}_{Ca(IO_3)_2} = 0{,}240\ \text{g/100 mL}$

$M_{Ca(IO_3)_2} = 389{,}88\ \text{g/mol}$

$K_{ps} = ?$

Solution

1. *Transformer la solubilité en solubilité molaire, s.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}240\ \text{g}}{389{,}88\ \text{g/mol}} = 6{,}16 \times 10^{-4}\ \text{mol pour } 0{,}100\ \text{L}$$

$$s = \frac{6{,}16 \times 10^{-4}\ \text{mol}}{0{,}100\ \text{L}} = 6{,}16 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$$

2. *Calculer la constante du produit de solubilité.*

$$Ca(IO_3)_{2(s)} \rightleftharpoons Ca^{2+}_{(aq)} + 2\,IO_3^-{}_{(aq)}$$

$$K_{ps} = \left[Ca^{2+}\right]\left[IO_3^-\right]^2$$

$$\left[Ca^{2+}\right] = s = 6{,}16 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$$

$$\left[IO_3^-\right] = 2 \cdot s = 2 \cdot (6{,}16 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}) = 1{,}23 \times 10^{-2}\ \text{mol/L}$$

$$K_{ps} = \left[Ca^{2+}\right]\left[IO_3^-\right]^2 = \left(6{,}16 \times 10^{-3}\right) \cdot \left(1{,}23 \times 10^{-2}\right)^2$$

$$= 9{,}32 \times 10^{-7}$$

Réponse La constante du produit de solubilité de l'iodate de calcium est de $9{,}32 \times 10^{-7}$.

L'exemple suivant montre comment calculer la solubilité d'un composé peu soluble à partir de la valeur de sa constante du produit de solubilité.

EXEMPLE

La constante du produit de solubilité du difluorure de nickel (NiF_2) dans l'eau, à 20 °C, est de $7{,}44 \times 10^{-2}$. Calculez sa solubilité.

Données

$K_{ps} = 7{,}44 \times 10^{-2}$

$M_{NiF_2} = 96{,}69\ \text{g/mol}$

$\text{Solubilité}_{NiF_2} = ?\ \text{g/100 mL}$

Solution

1. *Calculer la solubilité molaire à l'aide de la constante du produit de solubilité.*

$$NiF_{2(s)} \rightleftharpoons Ni^{2+}_{(aq)} + 2\,F^-_{(aq)}$$

Poser la variable *s* pour la solubilité molaire.

$$\left[Ni^{2+}\right] = \left[NiF_2\right] = s$$

$$\left[F^-\right] = 2 \cdot \left[NiF_2\right] = 2 \cdot s$$

$$K_{ps} = \left[Ni^{2+}\right]\left[F^-\right]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{7{,}44 \times 10^{-2}}{4}} = 0{,}265\ \text{mol/L}$$

2. *Calculer la solubilité en g/100 mL.*

$$\frac{0{,}265\ \text{mol}}{1{,}00\ \text{L}} = \frac{?\ \text{mol}}{0{,}100\ \text{L}}$$

$$?\ \text{mol} = \frac{0{,}265\ \text{mol} \times 0{,}100\ \text{L}}{1{,}00\ \text{L}} = 0{,}0265\ \text{mol/100 mL}$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = nM = 0{,}0265\ \text{mol} \cdot 96{,}69\ \text{g/mol} = 2{,}56\ \text{g}$$

Réponse La solubilité du difluorure de nickel dans l'eau est de 2,56 g/100 mL.

SECTION 3 EXERCICES

1. Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) Une solution aqueuse de sel saturée est un équilibre de solubilité caractérisé par la constante du produit de solubilité.	☑	☐
b) La dissolution d'un composé peu soluble dans un solvant est toujours favorisée à haute température.	☐	☑
c) Les sels sont les seules substances considérées comme des composés peu solubles.	☐	☑
d) En tout temps, il est possible de comparer les solubilités relatives de composés peu solubles en comparant leurs constantes de produit de solubilité (K_{ps}).	☐	☑

Justification : *b)* Comme dans tout équilibre, l'effet de la température dépend de la nature (endothermique ou exothermique) de la dissolution.

c) En plus des sels, plusieurs bases, comme l'hydroxyde de calcium ($Ca(OH)_2$), sont considérées comme des composés peu solubles.

d) La comparaison des solubilités relatives de composés peu solubles par la comparaison de leurs constantes de produit de solubilité (K_{ps}), n'est possible que si leurs ions sont dans un même rapport.

2. Écrivez l'équation de dissociation électrolytique et l'expression de la constante du produit de solubilité (K_{ps}) de chacun des composés ioniques peu solubles suivants.

a) Le chromate de plomb ($PbCrO_4$).

$$PbCrO_{4(s)} \rightleftharpoons Pb^{2+}_{(aq)} + CrO_4^{2-}{}_{(aq)}$$
$$K_{ps} = [Pb^{2+}][CrO_4^{2-}]$$

b) Le phosphate de nickel ($Ni_3(PO_4)_2$).

$$Ni_3(PO_4)_{2(s)} \rightleftharpoons 3\,Ni^{2+}_{(aq)} + 2\,PO_4^{3-}{}_{(aq)}$$
$$K_{ps} = [Ni^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$$

c) Le trihydroxyde de fer ($Fe(OH)_3$).

$$Fe(OH)_{3(s)} \rightleftharpoons Fe^{3+}_{(aq)} + 3\,OH^-_{(aq)}$$
$$K_{ps} = [Fe^{3+}][OH^-]^3$$

d) Le sulfate de mercure (Hg_2SO_4).

$$Hg_2SO_{4(s)} \rightleftharpoons 2\,Hg^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$
$$K_{ps} = [Hg^+]^2[SO_4^{2-}]$$

3. Un enseignant demande à ses élèves de classer les quatre substances suivantes dans l'ordre croissant de leur solubilité molaire. Les élèves peuvent seulement comparer les constantes du produit de solubilité (K_{ps}) des substances pour établir leur classement.

	Bromure de cuivre ($CuBr$)	Chlorure de cuivre ($CuCl$)	Iodure de plomb (PbI_2)	Carbonate de baryum ($BaCO_3$)
K_{ps}	$6{,}27 \times 10^{-9}$	$1{,}72 \times 10^{-9}$	$9{,}80 \times 10^{-9}$	$2{,}58 \times 10^{-9}$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Li Wei propose le classement suivant : CuCl, $BaCO_3$, CuBr, PbI_2.

Li Wei a-t-elle raison ? Justifiez votre réponse.

Li Wei n'a pas tout à fait raison. Elle ne peut classer que trois composés sur quatre : le bromure de cuivre, le chlorure de cuivre et le carbonate de baryum. Les ions de ces trois composés sont dans un même rapport de 1 : 1. Li Wei a classé correctement la solubilité de ces trois composés, puisque plus la constante du produit de solubilité est élevée, plus le composé est soluble.

Par contre, dans l'iodure de plomb, les ions sont dans un rapport de 1 : 2. Comme ce rapport est différent de celui des trois premiers composés, il n'est pas possible de déduire sa solubilité relative en comparant sa constante du produit de solubilité à celle des trois autres composés. Un calcul est nécessaire dans ce cas.

4. À 25 °C, la solubilité du carbonate de magnésium ($MgCO_3$) est de 0,022 g/100 mL d'eau. Quelle est la valeur de sa constante du produit de solubilité (K_{ps}) ?

Données

$\text{Solubilité}_{MgCO_3} = 0{,}022\ \text{g/100 mL}$

$M_{MgCO_3} = 84{,}32\ \text{g/mol}$

$K_{ps} = ?$

Solution

1. *Transformer la solubilité en solubilité molaire, s.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}022\ \text{g}}{84{,}32\ \text{g/mol}} = 2{,}6 \times 10^{-4}\ \text{mol pour 0,100 L}$$

$$s = \frac{2{,}6 \times 10^{-4}\ \text{mol}}{0{,}100\ \text{L}} = 2{,}6 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$$

2. *Calculer la constante du produit de solubilité.*

$$MgCO_{3(s)} \rightleftharpoons Mg^{2+}_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$$

$$K_{ps} = [Mg^{2+}][CO_3^{2-}]$$

$$[Mg^{2+}] = s = 2{,}6 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$$

$$[CO_3^{2-}] = s = 2{,}6 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$$

$$K_{ps} = [Mg^{2+}][CO_3^{2-}] = s^2 = (2{,}6 \times 10^{-3})^2$$

$$= 6{,}8 \times 10^{-6}$$

Réponse : La constante du produit de solubilité du carbonate de magnésium est de $6{,}8 \times 10^{-6}$.

5. À 25 °C, la solubilité du phosphate de cuivre ($Cu_3(PO_4)_2$), un sel très peu soluble, est de $6{,}10 \times 10^{-6}$ g/L d'eau. Quelle est la valeur de sa constante du produit de solubilité (K_{ps}) ?

Données

$s_{Cu_3(PO_4)_2} = 6{,}10 \times 10^{-6}\ \text{g/L}$

$M_{Cu_3(PO_4)_2} = 380{,}59\ \text{g/mol}$

$K_{ps} = ?$

Solution

1. *Transformer la solubilité en solubilité molaire, s.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{6{,}10 \times 10^{-6}\ \text{g}}{380{,}59\ \text{g/mol}} = 1{,}60 \times 10^{-8}\ \text{mol pour 1 L}$$

$$s = \frac{1{,}60 \times 10^{-8}\ \text{mol}}{1{,}00\ \text{L}} = 1{,}60 \times 10^{-8}\ \text{mol/L}$$

Solution (*suite*)

2. Calculer la constante du produit de solubilité.

$$Cu_3(PO_4)_{2(s)} \rightleftharpoons 3\,Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,PO_4^{3-}_{(aq)}$$

$$K_{ps} = [Cu^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$$

$$[Cu^{2+}] = 3\,s$$

$$= 3 \cdot 1{,}60 \times 10^{-8}\ \text{mol/L} = 4{,}80 \times 10^{-8}\ \text{mol/L}$$

$$[PO_4^{3-}] = 2\,s$$

$$= 2 \cdot 1{,}60 \times 10^{-8}\ \text{mol/L} = 3{,}20 \times 10^{-8}\ \text{mol/L}$$

$$K_{ps} = [Cu^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$$

$$= (4{,}80 \times 10^{-8})^3 \cdot (3{,}20 \times 10^{-8})^2 = 1{,}13 \times 10^{-37}$$

Réponse : La valeur de la constante du produit de solubilité du phosphate de cuivre est de $1{,}13 \times 10^{-37}$.

6. Quelle est la solubilité, en g/100 mL, du trifluorure de fer (FeF_3), un composé entrant dans la fabrication de céramiques, si sa constante du produit de solubilité (K_{ps}) dans l'eau, à 20 °C, est de $1{,}13 \times 10^{-7}$?

Données

$K_{ps} = 1{,}13 \times 10^{-7}$

$M_{FeF_3} = 112{,}85\ \text{g/mol}$

$\text{Solubilité}_{FeF_3} = ?\ \text{g/100 mL}$

Solution

1. Calculer la solubilité molaire à l'aide de la constante du produit de solubilité.

$$FeF_{3(s)} \rightleftharpoons Fe^{3+}_{(aq)} + 3\,F^-_{(aq)}$$

Poser la variable *s* pour la solubilité molaire.

$$[Fe^{3+}] = [FeF_3] = s$$

$$[F^-] = 3 \cdot [FeF_3] = 3 \cdot s$$

$$K_{ps} = [Fe^{3+}][F^-]^3 = s \cdot (3s)^3 = 27s^4$$

$$s = \sqrt[4]{\frac{K_{ps}}{27}} = \sqrt[4]{\frac{1{,}13 \times 10^{-7}}{27}} = 8{,}04 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$$

2. Calculer la solubilité en g/100 mL.

$$\frac{8{,}04 \times 10^{-3}\ \text{mol}}{1{,}00\ \text{L}} = \frac{?\ \text{mol}}{0{,}100\ \text{L}}$$

$$?\ \text{mol} = \frac{(8{,}04 \times 10^{-3}\ \text{mol}) \times 0{,}100\ \text{L}}{1{,}00\ \text{L}} = 8{,}04 \times 10^{-4}\ \text{mol/100 mL}$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = nM$$

$$= 8{,}04 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot 112{,}85\ \text{g/mol} = 0{,}0907\ \text{g}$$

Réponse : La solubilité du trifluorure de fer dans l'eau est de 0,0907 g/100 mL.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

7. Un chimiste cherche à avoir la plus grande concentration possible d'ions sulfure (S^{2-}) dans une solution aqueuse. Pour cela, il doit dissoudre, dans un litre d'eau, une mole de sulfure de cuivre, un sel très peu soluble. Il hésite entre le sulfure de cuivre (I), (Cu_2S), et le sulfure de cuivre (II), (CuS). Au vu des données suivantes, lequel des deux composés devrait-il utiliser ?

- La constante du produit de solubilité du sulfure de cuivre (I), (Cu_2S), est de $1{,}40 \times 10^{-53}$.
- La constante du produit de solubilité du sulfure de cuivre (II), (CuS), est de $2{,}02 \times 10^{-32}$.

Données

$K_{ps(Cu_2S)} = 1{,}40 \times 10^{-53}$

$M_{Cu_2S} = 159{,}16\ g/mol$

$K_{ps(CuS)} = 2{,}02 \times 10^{-32}$

$M_{CuS} = 95{,}61\ g/mol$

$s_{Cu_2S} = ?\ mol/L$

$s_{CuS} = ?\ mol/L$

Solution

1. *Calculer la solubilité molaire du Cu_2S à l'aide de sa constante du produit de solubilité.*

$$Cu_2S_{(s)} \rightleftharpoons 2\,Cu^+_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)}$$

Poser la variable *s* pour la solubilité molaire.

$$[Cu^+] = 2 \cdot [Cu_2S] = 2 \cdot s$$

$$[S^{2-}] = [Cu_2S] = s$$

$$K_{ps} = [Cu^+]^2[S^{2-}] = (2s)^2 \cdot s = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1{,}40 \times 10^{-53}}{4}} = 1{,}52 \times 10^{-18}\ mol/L$$

2. *Calculer la solubilité molaire du CuS à l'aide de sa constante du produit de solubilité.*

$$CuS_{(s)} \rightleftharpoons Cu^{2+}_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)}$$

Poser la variable *s* pour la solubilité molaire.

$$[Cu^{2+}] = [CuS] = s$$

$$[S^{2-}] = [CuS] = s$$

$$K_{ps} = [Cu^{2+}][S^{2-}] = s \cdot s = s^2$$

$$s = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{2{,}02 \times 10^{-32}} = 1{,}42 \times 10^{-16}\ mol/L$$

3. *Calculer la concentration d'ions S^{2-} dans les deux solutions.*

Cu_2S : $[S^{2-}] = [Cu_2S] = s = 1{,}52 \times 10^{-18}\ mol/L$

CuS : $[S^{2-}] = [CuS] = s = 1{,}42 \times 10^{-16}\ mol/L$

Réponse : La concentration d'ions sulfure de la solution molaire de sulfure de cuivre (II) est supérieure à celle de la solution de sulfure de cuivre (I). Le chimiste doit donc utiliser le sulfure de cuivre (II) pour maximiser la quantité d'ions sulfure en solution.

CHAPITRE 9 SYNTHÈSE

L'ASPECT QUANTITATIF DE L'ÉQUILIBRE CHIMIQUE

La constante d'équilibre

- La **loi de l'équilibre chimique (ou loi d'action de masse)** établit qu'à une température donnée, il existe un rapport constant entre les concentrations des produits et les concentrations des réactifs dans un système chimique à l'équilibre. Ce rapport constant s'appelle la constante d'équilibre (K_C) :
- Pour l'équation de la réaction hypothétique suivante à l'équilibre :

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

l'expression générale de la constante d'équilibre (K_C) s'écrit de la façon suivante.

$$K_C = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

- Les constantes d'équilibre de la réaction inverse ($K_{C_{inv}}$) et de la réaction directe ($K_{C_{dir}}$) d'une réaction chimique à l'équilibre sont reliées par la relation suivante.

$$K_{C_{inv}} = \frac{1}{K_{C_{dir}}}$$

- Les valeurs de la constante d'équilibre permettent de déduire quelle réaction (formation des réactifs ou formation des produits) est favorisée.

Valeur de la constante	Réaction favorisée	Position de l'équilibre
$K_C \gg 1$	Réaction directe : la formation des produits est favorisée.	Réactifs $\rightleftharpoons$ Produits
$K_C \approx 1$	Aucune réaction (directe ou inverse) n'est favorisée : les concentrations des produits et des réactifs sont à peu près égales.	Réactifs $\rightleftharpoons$ Produits
$K_C \ll 1$	Réaction inverse : la formation des réactifs est favorisée.	Réactifs $\rightleftharpoons$ Produits

- Pour un système donné à l'équilibre, seule la température (T) peut faire varier la constante d'équilibre (K_C).

Type de réaction	Changement de température	Réaction favorisée	Variation de la constante d'équilibre (K_C)
Exothermique ($\Delta H < 0$)	Augmentation	Inverse (←)	Diminution
Réactifs $\rightleftharpoons$ Produits + Énergie	Diminution	Directe (→)	Augmentation
Endothermique ($\Delta H > 0$)	Augmentation	Directe (→)	Augmentation
Réactifs + Énergie $\rightleftharpoons$ Produits	Diminution	Inverse (←)	Diminution

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

L'équilibre acidobasique

- Selon la **théorie d'Arrhenius** :
  - un **acide** est une substance qui, en solution aqueuse, libère des ions hydrogène (H^+) ;
  - une **base** est une substance qui, en solution aqueuse, libère des ions hydroxyde (OH^-).
- Selon la **théorie de Brønsted-Lowry** :
  - un **acide** est une substance capable de donner un ou plusieurs protons (ions H^+) à une autre substance ;
  - une **base** est une substance capable de capter un ou plusieurs protons (ions H^+) provenant d'une autre substance.
- L'eau s'ionise selon l'équation d'ionisation suivante.

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

- La constante d'ionisation de l'eau (K_{eau}) s'exprime de la façon suivante.

$$K_{eau} = [H^+][OH^-] = 1{,}00 \times 10^{-14}$$

- À 25 °C, la constante d'ionisation de l'eau est égale à $1{,}00 \times 10^{-14}$.
- Le pH et la concentration en ions hydrogène (H^+) d'une solution sont liés par la relation suivante, pouvant s'exprimer de deux façons.

$$pH = -\log[H^+] \quad \text{ou} \quad [H^+] = 10^{-pH}$$

- Un **acide fort** est un acide qui s'ionise complètement dans l'eau.
- Un **acide faible** est un acide qui s'ionise partiellement dans l'eau.
- La dissociation d'un acide faible selon l'équation $HA_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$ se caractérise par la constante d'acidité (K_a) qui s'exprime de la façon suivante.

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

- La dissociation d'une base faible selon l'équation $B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons BH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ se caractérise par la constante de basicité (K_b) qui s'exprime de la façon suivante.

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

Les composés peu solubles

- Un **composé ionique peu soluble** est une substance qui se dissocie très peu en solution aqueuse.
- La **solubilité** d'une substance correspond à la quantité maximale de substance pouvant se dissoudre dans un volume donné de solvant à une température donnée.
  - La solubilité s'exprime en grammes de soluté dissous par 100 millilitres de solvant (g/100 mL). On peut aussi l'exprimer en moles de soluté dissous par litre de solvant (mol/L). Dans ce cas, on parle de « solubilité molaire ».
- L'équilibre de solubilité obtenu à la suite de la dissolution partielle d'un composé ionique peu soluble est décrit par l'équation générale suivante.

$$X_nY_{m(s)} \rightleftharpoons nX^{m+}_{(aq)} + mY^{n-}_{(aq)}$$

- La constante du produit de solubilité (K_{ps}) de cet équilibre est représentée par l'expression suivante.

$$K_{ps} = [X^{m+}]^n[Y^{n-}]^m$$

EXERCICES

1 Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) Dans un système réactionnel à l'équilibre, le principe de Le Chatelier établit qu'à une température donnée, il existe un rapport constant entre les concentrations des produits et les concentrations des réactifs.	☐	☑
b) Dans un système réactionnel à l'équilibre, une petite valeur de la constante d'équilibre (K_C) indique que la réaction inverse est favorisée par rapport à la réaction directe.	☑	☐
c) L'ajout d'un catalyseur dans un système en voie d'atteindre l'équilibre fait augmenter la valeur de la constante d'équilibre (K_C).	☐	☑

Justification : *a)* Dans un système réactionnel à l'équilibre, c'est la loi d'action de masse ou loi de l'équilibre chimique qui établit qu'à une température donnée, il existe un rapport constant entre les concentrations des produits et les concentrations des réactifs.

c) L'ajout d'un catalyseur dans un système en voie d'atteindre l'équilibre n'a aucun effet sur la valeur de la constante d'équilibre (K_C). Il permet seulement au système d'atteindre l'équilibre plus rapidement.

2 Parmi les énoncés suivants concernant la force des acides et des bases, lequel est vrai ?

A. Un acide faible est un acide qui a une faible concentration.

B. Pour déterminer si un acide est fort ou faible, il faut déterminer son pourcentage de dissociation.

C. Une solution de pH 9 est une base faible.

D. Plus une base est faible, plus son acide conjugué est faible.

3 Soit le système réactionnel suivant.

$$C_{(s)} + 2\,H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_{4(g)}$$

Lequel des énoncés suivants décrit correctement ce système réactionnel après l'ajout d'une certaine quantité de dihydrogène (H_2) à l'équilibre ?

A. Un nouvel état d'équilibre est atteint et la valeur de la constante d'équilibre (K_C) augmente.

B. Un nouvel état d'équilibre est atteint et la valeur de la constante d'équilibre (K_C) diminue.

C. L'état d'équilibre initial se rétablit et la valeur de la constante d'équilibre (K_C) reste inchangée.

D. Un nouvel état d'équilibre est atteint et la valeur de la constante d'équilibre (K_C) reste inchangée.

4 L'expression de la constante d'équilibre (K_C) de chacune des réactions suivantes est incorrectement écrite. Dans la case de gauche, indiquez la raison pour laquelle elle est incorrecte, puis corrigez-la dans la case de droite.

a) $SbCl_{5(g)} \rightleftharpoons SbCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$ $\quad K_C = \dfrac{[SbCl_5]}{[SbCl_3][Cl_2]}$

Cette expression de la constante d'équilibre représente la réaction inverse.	$K_C = \dfrac{[SbCl_3][Cl_2]}{[SbCl_5]}$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

b) $CH_{4(g)} + 2\,O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\,H_2O_{(g)}$ $\quad K_C = \dfrac{[CO_2][H_2O]^2}{[CH_4][O_2]^2}$

Cette réaction ne constitue pas un système à l'équilibre, car elle n'est pas réversible. Elle ne peut donc pas être représentée par une constante d'équilibre.

c) $Fe_2O_{3(s)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,Fe_{(s)} + 3\,H_2O_{(g)}$ $\quad K_C = \dfrac{[Fe]^2[H_2O]^3}{[Fe_2O_3][H_2]^3}$

Cette réaction est un équilibre hétérogène solide-gaz. La constante d'équilibre ne s'exprime que pour la concentration des gaz.

$$K_C = \frac{[H_2O]^3}{[H_2]^3}$$

d) $2\,SO_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2\,SO_{3(g)}$ $\quad K_C = \dfrac{[SO_3]}{[SO_2][O_2]}$

L'expression de la constante d'équilibre K_C ne tient pas compte des coefficients stœchiométriques de la réaction. L'expression correcte serait celle ci-contre.

$$K_C = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$$

5 Lors d'une expérience, on étudie la réaction de synthèse de l'ammoniac (NH_3) à deux températures différentes.

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,NH_{3(g)}$$

L'expérience consiste à mesurer la concentration des différentes substances une fois l'équilibre atteint. Les résultats sont présentés dans le tableau suivant.

Concentration à l'équilibre	$T = 180$ °C	$T = 280$ °C
$[N_2]$	0,70	0,80
$[H_2]$	0,10	0,35
$[NH_3]$	0,60	0,44

La réaction de synthèse de l'ammoniac est-elle endothermique ou exothermique ? Justifiez votre réponse.

Données

$[N_2]_{180\,°C} = 0{,}70$ mol/L
$[H_2]_{180\,°C} = 0{,}10$ mol/L
$[NH_3]_{180\,°C} = 0{,}60$ mol/L
$[N_2]_{280\,°C} = 0{,}80$ mol/L
$[H_2]_{280\,°C} = 0{,}35$ mol/L
$[NH_3]_{280\,°C} = 0{,}44$ mol/L
$K_{C_{180\,°C}} = ?$
$K_{C_{280\,°C}} = ?$

Solution

1. *Calculer la constante d'équilibre à 180 °C.*

$$K_{C_{180\,°C}} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{0{,}60^2}{0{,}70 \times 0{,}10^3} = 5{,}1 \times 10^2$$

2. *Calculer la constante d'équilibre à 280 °C.*

$$K_{C_{280\,°C}} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{0{,}44^2}{0{,}80 \times 0{,}35^3} = 5{,}6$$

3. *Déterminer la nature endothermique ou exothermique de la réaction.*

L'augmentation de la température a fait diminuer la valeur de la constante d'équilibre $\left(K_{C_{180\,°C}} > K_{C_{280\,°C}}\right)$.

Solution (*suite*)

De plus, une augmentation de la température favorise les réactions endothermiques (la réaction inverse dans ce cas).

La réaction de synthèse de l'ammoniac est donc une réaction exothermique.

Réponse : La réaction de synthèse de l'ammoniac est exothermique.

6 Le chlorure de nitrosyle (NOCl), un gaz jaunâtre extrêmement toxique et irritant pour les poumons, les yeux et la peau, se décompose en monoxyde d'azote (NO) et en dichlore (Cl_2) selon l'équation suivante.

$$2\,NOCl_{(g)} \rightleftharpoons 2\,NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$$

À une certaine température, on introduit 0,250 mol de chlorure de nitrosyle dans un contenant de 5,00 L fermé hermétiquement. Une fois l'équilibre atteint, le nombre de moles de dichlore dans le contenant est de 0,0435 mol.

Quelle est la valeur de la constante d'équilibre de la décomposition du chlorure de nitrosyle ?

Données

$n_{NOCl_{2i}} = 0{,}250\ mol$

$V = 5{,}00\ L$

$n_{Cl_2} = 0{,}045\ mol$

$K_C = ?$

Solution

1. *Calculer la concentration initiale de NOCl.*

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[NOCl]_i = \frac{0{,}250\ mol}{5{,}00\ L} = 0{,}0500\ mol/L$$

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$2\,NOCl_{(g)} \rightleftharpoons$	$2\,NO_{(g)}$ +	$Cl_{2(g)}$
Initiale (C_i)	0,0500	0	0
Variation (ΔC)	$-2x$	$+2x$	$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$0{,}0500 - 2x$	$2x$	x

3. *Calculer les concentrations de NOCl, de NO et de Cl_2 à l'équilibre.*

$$[Cl_2]_{éq} = x = \frac{0{,}0435\ mol}{5{,}00\ L} = 8{,}70\times10^{-3}\ mol/L$$

$$[NO]_{éq} = 2x = 2 \cdot (8{,}70\times10^{-3}\ mol/L) = 0{,}0174\ mol/L$$

$$[NOCl]_{éq} = 0{,}0500 - 2x$$

$$= 0{,}0500\ mol/L - 2 \cdot (8{,}70\times10^{-3}\ mol/L) = 0{,}0326\ mol/L$$

4. *Calculer la constante d'équilibre.*

$$K_C = \frac{[NO]^2[Cl_2]}{[NOCl]^2} = \frac{0{,}0174^2 \times 8{,}70\times10^{-3}}{0{,}0326^2} = 2{,}48\times10^{-3}$$

Réponse : La constante d'équilibre de la réaction de décomposition du chlorure de nitrosyle est de $2{,}48 \times 10^{-3}$.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

7 Pour chacune des substances, molécules ou ions, suivants :

a) indiquez leur nature (acide, base ou les deux) ;

b) écrivez leur équation de dissociation dans l'eau ;

c) nommez les paires acide-base conjugués.

Substance	Nature		Équation de dissociation	Paire acide-base conjugués	
	Acide	Base			
HNO_3	✓		$HNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$	HNO_3/NO_3^-	H_3O^+/H_2O
N_2H_4		✓	$N_2H_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons N_2H_5^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	$N_2H_5^+/N_2H_4$	H_2O/OH^-
H_2O	✓	✓	$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	H_2O/OH^-	H_3O^+/H_2O
HPO_4^{2-}	✓		$HPO_4^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + PO_4^{3-}{}_{(aq)}$	HPO_4^{2-}/PO_4^{3-}	H_3O^+/H_2O
		✓	$HPO_4^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2PO_4^-{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	$H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$	H_2O/OH^-

8 Une solution d'acide perchlorique ($HClO_4$), un acide fort, a un pH de 1,35.

a) Quelle est la concentration en ions hydroxyde (OH^-) de cette solution ?

Données

pH = 1,35

$K_{eau} = 1{,}00 \times 10^{-14}$

$[OH^-] = ?\ mol/L$

Solution

1. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.*

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-1{,}35} = 4{,}5 \times 10^{-2}\ mol/L$$

2. *Calculer la concentration des ions OH^- de la solution.*

$$[H^+][OH^-] = 1{,}00 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{[H^+]} = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{4{,}5 \times 10^{-2}} = 2{,}2 \times 10^{-13}\ mol/L$$

Réponse : La concentration des ions hydroxyde de la solution est de $2{,}2 \times 10^{-13}$ mol/L.

b) Quelle masse d'acide perchlorique a été dissoute dans 200 mL d'eau pour préparer cette solution ?

Données

$[H^+] = 4{,}5 \times 10^{-2}\ mol/L$

$M_{HClO_4} = 100{,}46\ g/mol$

$V = 200\ mL = 0{,}200\ L$

$m_{HClO_4} = ?\ g$

Solution

1. *Calculer la concentration de la solution de $HClO_4$.*

L'acide étant un acide fort, il se dissocie complètement dans l'eau, donc :

$$[HClO_4] = [H^+] = 4{,}5 \times 10^{-2}\ mol/L$$

2. *Calculer le nombre de moles de $HClO_4$.*

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV$$

$n = (4{,}5 \times 10^{-2}\ mol/L) \times 0{,}200\ L = 9{,}0 \times 10^{-3}\ mol$

Solution (*suite*)

3. Calculer la masse de $HClO_4$ utilisée.

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = nM$$

$$= 9{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol} \times 100{,}46\ \text{g/mol} = 0{,}90\ \text{g}$$

Réponse : La masse d'acide perchlorique dissoute dans l'eau est de 0,90 g.

9 La morphine ($C_{17}H_{19}O_3N$) est une base que l'on peut extraire d'une plante, le pavot à opium. On s'en sert en médecine pour contrôler la douleur. Une solution de morphine à $4{,}50 \times 10^{-3}$ mol/L a un pH de 9,93. Calculez la valeur de la constante de basicité (K_b) de la morphine.

La morphine s'ionise dans l'eau selon l'équation suivante.

$$C_{17}H_{19}O_3N_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_{17}H_{19}O_3NH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

Données

$[C_{17}H_{19}O_3N] = 4{,}50 \times 10^{-3}$ mol/L

pH = 9,93

K_b = ?

Solution

1. Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-9{,}93} = 1{,}2 \times 10^{-10}\ \text{mol/L}$$

2. Calculer la concentration en ions OH^- de la solution.

$$[H^+][OH^-] = 1{,}00 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{[H^+]} = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{1{,}2 \times 10^{-10}} = 8{,}3 \times 10^{-5}\ \text{mol/L}$$

3. Reporter les données dans un tableau IVÉ.

Concentration (mol/L)	$C_{17}H_{19}O_3N_{(aq)} \rightleftharpoons C_{17}H_{19}O_3NH^+_{(aq)}$	+	$OH^-_{(aq)}$
Initiale (C_i)	$4{,}50 \times 10^{-3}$	0	0
Variation (ΔC)	$-8{,}3 \times 10^{-5}$	$+8{,}3 \times 10^{-5}$	$+8{,}3 \times 10^{-5}$
Équilibre ($C_{éq}$)	$4{,}42 \times 10^{-3}$	$8{,}3 \times 10^{-5}$	$8{,}3 \times 10^{-5}$

4. Calculer la constante de basicité.

$$K_b = \frac{[C_{17}H_{19}O_3NH^+][OH^-]}{[C_{17}H_{19}O_3N]}$$

$$= \frac{(8{,}3 \times 10^{-5})(8{,}3 \times 10^{-5})}{4{,}42 \times 10^{-3}} = 1{,}6 \times 10^{-6}$$

Réponse : La constante de basicité de la morphine est de $1{,}6 \times 10^{-6}$.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

10 L'hydroxyde de fer (II) ($Fe(OH)_2$) est un composé ionique peu soluble dont la constante du produit de solubilité (K_{ps}) est de $4{,}87 \times 10^{-17}$ à 25 °C.

a) Écrivez l'équation de dissociation de l'hydroxyde de fer (II) dans l'eau.

$$Fe(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)} + 2\,OH^-_{(aq)}$$

b) Quel est le pH d'une solution saturée d'hydroxyde de fer (II), à l'équilibre, à 25 °C ?

Données

$K_{ps} = 4{,}87 \times 10^{-17}$

pH = ?

Solution

1. *Calculer la solubilité molaire à l'aide de la constante du produit de solubilité pour le $Fe(OH)_2$.*

$$Fe(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)} + 2\,OH^-_{(aq)}$$

Poser la variable s pour la solubilité molaire.

$$[Fe^{2+}] = [Fe(OH)_2] = s$$

$$[OH^-] = 2 \cdot [Fe(OH)_2] = 2 \cdot s$$

$$K_{ps} = [Fe^{2+}][OH^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{4{,}87 \times 10^{-17}}{4}} = 2{,}30 \times 10^{-6}\ \text{mol/L}$$

2. *Calculer la concentration en ions OH^-.*

$$[OH^-] = 2[Fe(OH)_2] = 2 \cdot s = 2 \cdot (2{,}30 \times 10^{-6}\ \text{mol/L})$$

$$[OH^-] = 4{,}60 \times 10^{-6}\ \text{mol/L}$$

3. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.*

$$[H^+][OH^-] = 1{,}00 \times 10^{-14}$$

$$[H^+] = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{4{,}60 \times 10^{-6}} = 2{,}17 \times 10^{-9}\ \text{mol/L}$$

4. *Calculer le pH de la solution.*

$$pH = -\log[H^+] = -\log(2{,}17 \times 10^{-9}) = 8{,}663$$

Réponse : Le pH de la solution saturée d'hydroxyde de fer (II) est de 8,663.

11 L'acide benzoïque (C_6H_5COOH) est un acide faible utilisé comme conservateur alimentaire et naturellement présent dans certaines plantes. Il se dissocie selon l'équation suivante.

$$C_6H_5COOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + C_6H_5COO^-_{(aq)}$$

Une solution d'acide benzoïque de concentration de $5{,}82 \times 10^{-3}$ mol/L possède un pH de 3,24.

a) Quelle est la valeur de la constante d'acidité (K_a) de l'acide benzoïque ?

Données

$[C_6H_5COOH]_i = 5{,}82 \times 10^{-3}$ mol/L

pH = 3,24

K_a = ?

Solution

1. *Calculer la concentration des ions H^+ en solution.*

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3{,}24} = 5{,}8 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$C_6H_5COOH_{(aq)} \rightleftharpoons$	$H^+_{(aq)}$	+ $C_6H_5COO^-_{(aq)}$
Initiale (C_i)	$5{,}82 \times 10^{-3}$	0	0
Variation (ΔC)	$-5{,}8 \times 10^{-4}$	$+5{,}8 \times 10^{-4}$	$+5{,}8 \times 10^{-4}$
Équilibre ($C_{éq}$)	$5{,}24 \times 10^{-3}$	$5{,}8 \times 10^{-4}$	$5{,}8 \times 10^{-4}$

3. *Calculer la constante d'acidité.*

$$K_a = \frac{[H^+][C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]} = \frac{(5{,}8 \times 10^{-4}) \cdot (5{,}8 \times 10^{-4})}{5{,}24 \times 10^{-3}}$$

$$= 6{,}4 \times 10^{-5}$$

Réponse : La constante d'acidité de l'acide benzoïque est de $6{,}4 \times 10^{-5}$.

b) Quel est le pourcentage de dissociation de cet acide ?

Données

$[C_6H_5COOH]_i = 5{,}82 \times 10^{-3}$ mol/L

$[H^+] = 5{,}8 \times 10^{-4}$ mol/L

% de dissociation = ?

Solution

$$\% \text{ de dissociation} = \frac{[H^+]_{éq}}{[HA]_i} \times 100$$

$$= \frac{5{,}8 \times 10^{-4} \text{ mol/L}}{5{,}82 \times 10^{-3} \text{ mol/L}} \times 100 = 10\ \%$$

Réponse : Le pourcentage de dissociation de l'acide benzoïque est de 10 %.

12 Un échantillon de 11,5 g de diiode (I_2) est scellé dans un flacon de 250 mL. À l'équilibre, il est établi que cette forme moléculaire de diiode se dissocie en atomes d'iode (I), comme le montre l'équation suivante.

$$I_{2(g)} \rightleftharpoons 2I_{(g)}$$

La valeur de la constante d'équilibre de cette réaction est de $3{,}80 \times 10^{-5}$. Calculez la concentration à l'équilibre des deux formes d'iode.

Données

$m_{I_2} = 11{,}5$ g

$V = 250$ mL $= 0{,}250$ L

$M_{I_2} = 253{,}80$ g/mol

$K_C = 3{,}80 \times 10^{-5}$

$[I] = ?$ mol/L

$[I_2] = ?$ mol/L

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de I_2.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{11{,}5 \text{ g}}{253{,}80 \text{ g/mol}} = 0{,}0453 \text{ mol}$$

2. *Calculer la concentration initiale.*

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[I_2]_i = \frac{0{,}0453 \text{ mol}}{0{,}250 \text{ L}} = 0{,}181 \text{ mol/L}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

3. Reporter les données dans un tableau IVÉ.

Concentration (mol/L)	$I_{2(g)}$ ⇌	$2\,I_{(g)}$
Initiale (C_i)	0,181	0
Variation (ΔC)	$-x$	$+2x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$0,181 - x$	$2x$

4. Calculer la concentration à l'équilibre de chaque substance.

$$[I_2]_{éq} = 0,181 - x \qquad [I]_{éq} = 2x$$

$$K_C = \frac{[I]^2}{[I_2]} = \frac{(2x)^2}{0,181 - x} = 3,80 \times 10^{-5}$$

$4x^2 = 3,80 \times 10^{-5}\,(0,181 - x)$

La manipulation de cette expression permet d'obtenir l'équation du second degré suivante.

$4\,x^2 + (3,80 \times 10^{-5})\,x - (6,88 \times 10^{-6}) = 0$

Pour trouver les valeurs possibles de x, on peut utiliser l'équation suivante.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x_1 = \frac{-(3,80 \times 10^{-5}) - \sqrt{(3,80 \times 10^{-5})^2 - 4 \times 4 \times (-6,88 \times 10^{-6})}}{2 \times 4}$$

$= -1,31 \times 10^{-3}$

$$x_2 = \frac{-(3,80 \times 10^{-5}) + \sqrt{(3,80 \times 10^{-5})^2 - 4 \times 4 \times (-6,88 \times 10^{-6})}}{2 \times 4}$$

$= 1,31 \times 10^{-3}$

La valeur de $x = -1,31 \times 10^{-3}$ est impossible parce qu'elle donnerait une concentration négative des réactifs à l'équilibre. Elle est donc rejetée.

La valeur de $x = 1,31 \times 10^{-3}$ est utilisée pour le calcul des concentrations à l'équilibre.

Le calcul des concentrations de chacune des substances à l'équilibre se fera de la façon suivante.

$$[I_2]_{éq} = 0,181 - x = 0,181 - (1,31 \times 10^{-3}) = 0,180\ \text{mol/L}$$

$$[I]_{éq} = 2x = 2 \times 1,31 \times 10^{-3} = 2,62 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$$

Réponse : À l'équilibre, la concentration de l'iode est de $2,62 \times 10^{-3}$ mol/L et celle du diiode est de 0,180 mol/L.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

13 Le pH d'une solution aqueuse à 0 °C est de 7,30. Cette solution est-elle acide, basique ou neutre ? Justifiez votre réponse.

La constante d'ionisation de l'eau à 0 °C est de $1{,}14 \times 10^{-15}$.

Données

pH = 7,30

$K_{eau} = 1{,}14 \times 10^{-15}$

Solution

1. *Écrire l'équation de dissociation de l'eau.*

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

2. *Déterminer la concentration des ions H^+ et OH^- à l'équilibre.*

$$K_{eau} = [H^+][OH^-] = 1{,}14 \times 10^{-15}$$

À l'équilibre, les concentrations des ions H^+ et OH^- sont égales.

$$[H^+] = [OH^-]$$

$$[H^+]^2 = 1{,}14 \times 10^{-15} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{1{,}14 \times 10^{-15}}$$

$$= 3{,}38 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

3. *Calculer le pH de l'eau pure à 0 °C.*

$$pH = -\log[H^+] = -\log(3{,}38 \times 10^{-8}) = 7{,}471$$

Conclusion : Le pH de la solution de 7,30 est inférieur au pH de l'eau pure. La solution aqueuse est donc une solution acide.

Réponse : La solution aqueuse de pH 7,30 est acide à 0 °C.

14 L'acide formique (HCOOH) se dissocie dans l'eau selon l'équation suivante.

$$HCOOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$$

Quelle est la valeur de la constante de basicité (K_b) de la base conjuguée ($HCOO^-$) de l'acide formique si la dissolution de 2,30 g de cet acide dans 1,00 L d'eau fournit une solution dont le pH est de 2,52 ?

Données

$m_{HCOOH} = 2{,}30$ g

$M_{HCOOH} = 46{,}03$ g/mol

pH = 2,52

$V = 1{,}00$ L

$K_{eau} = 1{,}00 \times 10^{-14}$

$K_b = ?$

Solution

1. *Calculer la concentration de HCOOH.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2{,}30 \text{ g}}{46{,}03 \text{ g/mol}} = 0{,}0500 \text{ mol}$$

$$C = \frac{n}{V} = \frac{0{,}0500 \text{ mol}}{1{,}00 \text{ L}} = 0{,}0500 \text{ mol/L}$$

2. *Calculer la concentration des ions H^+ en solution.*

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2{,}52} = 3{,}0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

3. Reporter les données dans un tableau IVÉ.

Concentration (mol/L)	$HCOOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$		
Initiale (C_i)	0,0500	0	0
Variation (ΔC)	$-3{,}0 \times 10^{-3}$	$+3{,}0 \times 10^{-3}$	$+3{,}0 \times 10^{-3}$
Équilibre ($C_{éq}$)	0,0470	$3{,}0 \times 10^{-3}$	$3{,}0 \times 10^{-3}$

4. Calculer la constante d'acidité (K_a).

$$K_a = \frac{[H^+][HCOO^-]}{[HCOOH]} = \frac{(3{,}0\times10^{-3})\cdot(3{,}0\times10^{-3})}{0{,}0470}$$

$$= 1{,}9 \times 10^{-4}$$

5. Calculer la constante de basicité (K_b) de la base $HCOO^-$.

$$HCOO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCOOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$K_b = \frac{[HCOOH][OH^-]}{[HCOO^-]}$$

$$K_a = \frac{[H^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

$$K_b \cdot K_a = \frac{\cancel{[HCOOH]}[OH^-]}{\cancel{[HCOO^-]}} \cdot \frac{[H^+]\cancel{[HCOO^-]}}{\cancel{[HCOOH]}}$$

$$K_b \cdot K_a = [H^+]\cdot[OH^-] = K_{eau} = 1{,}00\times10^{-14}$$

$$K_b = \frac{1{,}00\times10^{-14}}{K_a} = \frac{1{,}00\times10^{-14}}{1{,}9\times10^{-4}} = 5{,}3\times10^{-11}$$

Réponse : La constante de basicité de la base conjuguée de l'acide formique est de $5{,}3 \times 10^{-11}$.

15 DÉFI L'iodure d'hydrogène (HI), une substance entrant dans la fabrication de produits iodés, se décompose selon l'équation suivante.

$$2\,HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$$

Une certaine quantité d'iodure d'hydrogène est placée dans un récipient de 1,25 L. À l'équilibre, la substance contient 0,240 mol de dihydrogène (H_2) et de diiode (I_2) ainsi que 2,11 mol d'iodure d'hydrogène (HI).

a) Quelle est la constante d'équilibre (K_C) de cette réaction ?

Données

$n_{H_{2éq}} = 0{,}240\ mol$

$n_{I_{2éq}} = 0{,}240\ mol$

$n_{HI} = 2{,}11\ mol$

Solution

1. Calculer les concentrations à l'équilibre.

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[H_2] = \frac{0{,}240\ mol}{1{,}25\ L} = 0{,}192\ mol/L$$

Données (*suite*)

$V = 1{,}25$ L

$K_C = ?$

Solution (*suite*)

$$[I_2] = \frac{0{,}240\text{ mol}}{1{,}25\text{ L}} = 0{,}192\text{ mol/L}$$

$$[HI] = \frac{2{,}11\text{ mol}}{1{,}25\text{ L}} = 1{,}69\text{ mol/L}$$

2. Calculer la constante d'équilibre de la réaction.

$$K_C = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} = \frac{0{,}192 \times 0{,}192}{1{,}69^2} = 0{,}0129$$

Réponse : La constante d'équilibre de la réaction est de 0,0129.

b) Déterminez la quantité, en grammes, d'iodure d'hydrogène placée initialement dans le récipient.

Données

$[HI]_{éq} = 1{,}69$ mol/L

$V = 1{,}25$ L

$M_{HI} = 127{,}91$ g/mol

$m_{HI} = ?$ g

Solution

1. Reporter les données dans un tableau IVÉ.

Concentration (mol/L)	$2\,HI_{(g)}$	$\rightleftharpoons$	$H_{2(g)}$	+	$I_{2(g)}$
Initiale (C_i)	?		0		0
Variation (ΔC)	$-2x$		$+x$		$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$? - 2x$		x		x

2. Calculer la concentration initiale de HI.

$$x = [H_2] = 0{,}192\text{ mol/L}$$

$$[HI]_{éq} = [HI]_i - 2x \Rightarrow [HI]_i = [HI]_{éq} + 2x$$

$$[HI]_i = 1{,}69\text{ mol/L} + 2 \times 0{,}192\text{ mol/L} = 2{,}07\text{ mol/L}$$

3. Calculer le nombre de moles de HI.

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV$$

$$= 2{,}07\text{ mol/L} \cdot 1{,}25\text{ L} = 2{,}59\text{ mol}$$

4. Calculer la masse de HI utilisée.

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = nM$$

$$= 2{,}59\text{ mol} \cdot 127{,}91\text{ g/mol} = 331\text{ g}$$

Réponse : La masse d'iodure d'hydrogène utilisée est de 331 g.

c) À cet équilibre, on introduit 79,9 g d'iodure d'hydrogène dans le récipient, en maintenant la température constante. Quelles sont les nouvelles concentrations des substances une fois le nouvel équilibre atteint ?

Données

$n_{HI_i} = 2{,}11$ mol

$V = 1{,}25$ L

Solution

1. Calculer le nombre de moles de HI ajoutées.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{79{,}9\text{ g}}{127{,}91\text{ g/mol}} = 0{,}625\text{ mol}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Données (*suite*)

M_{HI} = 127,91 g/mol

m_{HI} = 79,9 g

K_C = 0,0129

$[I_2]$ = ? mol/L

$[H_2]$ = ? mol/L

[HI] = ? mol/L

Solution (*suite*)

2. *Calculer le nombre total de moles de HI.*

n = 2,11 mol + 0,625 mol = 2,74 mol

3. *Calculer la concentration de HI.*

$$C = \frac{n}{V} = \frac{2{,}74\text{ mol}}{1{,}25\text{ L}} = 2{,}19\text{ mol/L}$$

4. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$2\,HI_{(g)} \rightleftharpoons$	$H_{2(g)}$ +	$I_{2(g)}$
Initiale (C_i)	2,19	0,192	0,192
Variation (ΔC)	$-2x$	$+x$	$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$2{,}19 - 2x$	$0{,}192 + x$	$0{,}192 + x$

5. *Calculer les concentrations des trois gaz à l'équilibre.*

$$[HI]_{éq} = 2{,}19 - 2x \qquad [H_2]_{éq} = [I_2]_{éq} = 0{,}192 + x$$

$$K_C = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} = \frac{(0{,}192+x)\times(0{,}192+x)}{(2{,}19-2x)^2} = 0{,}0129$$

$0{,}0129 \times (2{,}19 - 2x)^2 = (0{,}192 + x)\,(0{,}192 + x)$

La manipulation de cette expression permet d'obtenir l'équation du second degré suivante : $0{,}948x^2 + 0{,}497x - 0{,}0250 = 0$

Pour trouver les valeurs possibles de x, on peut utiliser l'équation suivante.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x_1 = \frac{-0{,}497 - \sqrt{0{,}497^2 - 4\times 24 \times (-0{,}0250)}}{2\times 0{,}948} = -0{,}571$$

$$x_2 = \frac{-0{,}497 + \sqrt{0{,}497^2 - 4\times 24 \times (-0{,}0250)}}{2\times 0{,}948} = 0{,}0464$$

La valeur de $x_1 = -0{,}571$ est impossible parce qu'elle donnerait une concentration négative des réactifs à l'équilibre. Elle est donc rejetée.

La valeur de x = 0,0464 est utilisée pour le calcul des concentrations à l'équilibre.

Le calcul des concentrations de chacune des substances à l'équilibre se fera de la façon suivante.

$$[H_2]_{éq} = [I_2]_{éq} = 0{,}192 + x = 0{,}192 + 0{,}0464 = 0{,}238\text{ mol/L}$$

$$[HI]_{éq} = 2{,}19 - 2x = 2{,}19 - 2\times 0{,}0464 = 2{,}10\text{ mol/L}$$

Réponse : À l'atteinte du nouvel équilibre, la concentration de l'iodure d'hydrogène est de 2,10 mol/L, celle du diiode est de 0,238 mol/L et celle du dihydrogène est également de 0,238 mol/L.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

16 DÉFI À partir de la paire acide-base conjuguée NH_4^+/NH_3, déterminez la relation entre la constante d'acidité (K_a) de l'acide et la constante de basicité (K_b) de sa base conjuguée.

Solution

1. Écrire l'équation de dissociation de la base NH_3 dans l'eau.

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]}$$

2. Écrire l'équation de dissociation de l'acide NH_4^+ dans l'eau.

$$NH_4^+{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+{}_{(aq)} + NH_{3(aq)}$$

$$K_a = \frac{[NH_3] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]}$$

3. Déterminer la relation entre la constante d'acidité et la constante de basicité.

$$K_a \cdot K_b = \frac{[NH_3] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]} \cdot \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]}$$

$$K_a \cdot K_b = \frac{\cancel{[NH_3]} \cdot [H_3O^+]}{\cancel{[NH_4^+]}} \cdot \frac{\cancel{[NH_4^+]} \cdot [OH^-]}{\cancel{[NH_3]}} = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

$$K_a \cdot K_b = K_{eau}$$

Réponse : Le produit entre la constante d'acidité d'un acide et la constante de basicité de sa base conjuguée est égal à la constante d'ionisation de l'eau.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.



MODULE 4

CONSOLIDATION

1 Un système atteint l'équilibre selon l'équation suivante.

$$4\,Fe_{(s)} + 3\,O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,Fe_2O_{3(s)} + 1660\,kJ$$

Quelle réaction, directe ou inverse, sera favorisée à la suite de chacune des modifications suivantes ?

a) Augmentation de la température. Réaction inverse.

b) Diminution du volume. Réaction directe.

c) Augmentation de la pression. Réaction directe.

d) Ajout d'un catalyseur. Aucune réaction.

e) Augmentation de la quantité de dioxygène (O_2). Réaction directe.

f) Augmentation de la quantité de trioxyde de difer (Fe_2O_3). Aucune réaction.

2 Le tableau ci-dessous présente quatre systèmes à l'équilibre et indique, pour chacun, la modification qu'on y a apportée.

Système à l'équilibre	Modification apportée
1. $N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,NH_{3(g)}$	Augmentation de la pression.
2. $H_{2(g)} + S_{(s)} \rightleftharpoons H_2S_{(g)}$	Ajout d'un catalyseur.
3. $CO_{(g)} + 2\,H_{2(g)} + \text{Énergie} \rightleftharpoons CH_3OH_{(g)}$	Augmentation de la température.
4. $2\,SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,SO_{3(g)}$	Diminution de la quantité de dioxygène.

Pour quel système la modification a-t-elle favorisé uniquement la réaction inverse ?

A. 1 B. 2 C. 3 (D.) 4

3 Lorsqu'une solution de nitrate de plomb ($Pb(NO_3)_2$) réagit avec une solution d'iodure de potassium (KI), un précipité jaune de diiodure de plomb (PbI_2) se dépose. Cette réaction se fait de la façon suivante.

$$Pb(NO_3)_{2(aq)} + 2\,KI_{(aq)} \rightleftharpoons PbI_{2(s)} + 2\,KNO_{3(aq)}$$

Quelle expression permet de calculer la valeur de la constante d'équilibre (K_C) de ce système ?

(A.) $K_C = \dfrac{[KNO_3]^2}{[Pb(NO_3)_2][KI]^2}$

B. $K_C = \dfrac{[Pb(NO_3)_2][KI]^2}{[KNO_3]^2}$

C. $K_C = \dfrac{[Pb(NO_3)_2][KI]^2}{[PbI_2][KNO_3]^2}$

D. $K_C = \dfrac{[PbI_2][KNO_3]^2}{[Pb(NO_3)_2][KI]^2}$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

4 Soit la réaction suivante :

$$A_{(aq)} + B_{(aq)} \rightleftharpoons C_{(aq)} + D_{(aq)}$$

Le tableau ci-dessous présente les résultats de deux expériences effectuées aux mêmes conditions de température et de pression, dans un récipient de 1,00 L.

Expérience	Concentration des différentes substances à l'équilibre (mol/L)			
	$A_{(aq)}$	$B_{(aq)}$	$C_{(aq)}$	$D_{(aq)}$
Expérience 1	0,0200	0,0400	0,0200	0,0800
Expérience 2	0,0200	0,0200	0,0200	?

a) Quelle est, à l'équilibre, la concentration de la substance D dans l'expérience 2 ?

Données

$[A]_1 = 0{,}0200\ mol/L$

$[B]_1 = 0{,}0400\ mol/L$

$[C]_1 = 0{,}0200\ mol/L$

$[D]_1 = 0{,}0800\ mol/L$

$K_C = ?$

$[A]_2 = 0{,}0200\ mol/L$

$[B]_2 = 0{,}0200\ mol/L$

$[C]_2 = 0{,}0200\ mol/L$

$[D]_2 = ?\ mol/L$

Solution

1. *Écrire l'expression de la constante d'équilibre (K_C).*

$$K_C = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

2. *Calculer la constante d'équilibre (K_C).*

$$K_C = \frac{0{,}0200 \cdot 0{,}0800}{0{,}0200 \cdot 0{,}0400} = 2{,}00$$

3. *Calculer la concentration, à l'équilibre, de la substance D lors de l'expérience 2.*

$$K_C = \frac{[C][D]}{[A][B]} \Rightarrow [D] = \frac{K_C[A][B]}{[C]}$$

$$[D] = \frac{2{,}00 \cdot 0{,}0200 \cdot 0{,}0200}{0{,}0200} = 0{,}0400\ mol/L$$

Réponse : À l'équilibre, la concentration de la substance D dans l'expérience 2 est de 0,0400 mol/L.

b) Déterminez, de deux manières différentes, la constante d'équilibre ($K_{C_{inv}}$) de la réaction inverse.

Données

$[A]_1 = 0{,}0200\ mol/L$

$[B]_1 = 0{,}0400\ mol/L$

$[C]_1 = 0{,}0200\ mol/L$

$[D]_1 = 0{,}0800\ mol/L$

$K_{C_{dir}} = 2{,}00$

$K_{C_{inv}} = ?$

Solution

1. *Première méthode de calcul.*

$$K_{C_{inv}} = \frac{[A][B]}{[C][D]} = \frac{0{,}0200 \cdot 0{,}0400}{0{,}0200 \cdot 0{,}0800} = 0{,}500$$

2. *Deuxième méthode de calcul.*

$$K_{C_{inv}} = \frac{1}{K_{C_{dir}}} = \frac{1}{2{,}00} = 0{,}500$$

Réponse : La constante d'équilibre de la réaction inverse ($K_{C_{inv}}$) est de 0,500.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

c) Une troisième expérience montre qu'en refroidissant le système à l'équilibre, la valeur de la constante de l'équilibre de la réaction inverse ($K_{C_{inv}}$) augmente. Que peut-on déduire quant à la nature endothermique ou exothermique de la réaction directe ? Justifiez votre réponse.

Une diminution de température favorise une réaction exothermique en faisant augmenter sa constante d'équilibre. Donc, la réaction inverse est exothermique. En conséquence, la réaction directe est endothermique.

5 Soit une solution d'un acide inconnu HA de concentration 0,0100 mol/L. La concentration en ions hydroxyde (OH^-) de cette solution d'acide est de $5{,}25 \times 10^{-12}$ mol/L. En vous référant à l'annexe 9.6, *Les constantes d'ionisation de quelques acides à 25 °C*, à la page 465, identifiez l'acide inconnu.

Données

$[HA]_i = 0{,}0100$ mol/L

$[OH^-] = 5{,}25 \times 10^{-12}$ mol/L

$K_a = ?$

Solution

1. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution d'acide.*

À 25 °C, la constante d'ionisation de l'eau s'écrit :

$$K_{eau} = [H^+][OH^-] = 1{,}00 \times 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{[OH^-]}$$

$$[H^+] = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{5{,}25 \times 10^{-12}} = 1{,}90 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$HA_{(aq)}$	$\rightleftharpoons$	$H^+_{(aq)}$	+	$A^-_{(aq)}$
Initiale (C_i)	0,0100		0		0
Variation (ΔC)	$-1{,}90 \times 10^{-3}$		$+1{,}90 \times 10^{-3}$		$+1{,}90 \times 10^{-3}$
Équilibre ($C_{éq}$)	$8{,}10 \times 10^{-3}$		$1{,}90 \times 10^{-3}$		$1{,}90 \times 10^{-3}$

3. *Calculer la constante d'acidité.*

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{(1{,}90 \times 10^{-3})(1{,}90 \times 10^{-3})}{8{,}1 \times 10^{-3}} = 4{,}5 \times 10^{-4}$$

Réponse : Selon l'annexe 9.6, l'acide qui possède une constante d'ionisation de $4{,}5 \times 10^{-4}$ est l'acide nitreux (HNO_2) ($K_a = 4{,}5 \times 10^{-4}$).

6 Voici un tableau de données incomplet qui présente les caractéristiques de quatre acides, à 25 °C.

Acide	Concentration initiale (mol/L)	pH	K_a
H_2CO_3	0,100	3,70	
H_2Se	0,0100		$1{,}70 \times 10^{-4}$
HSO_3^-	0,100		$6{,}20 \times 10^{-8}$
HCN	0,0100	5,60	

Parmi les propositions suivantes, laquelle classe correctement, en ordre croissant, ces quatre acides selon leur capacité à libérer un ion hydrogène (H^+) ?

A. HCN – H_2CO_3 – HSO_3^- – H_2Se

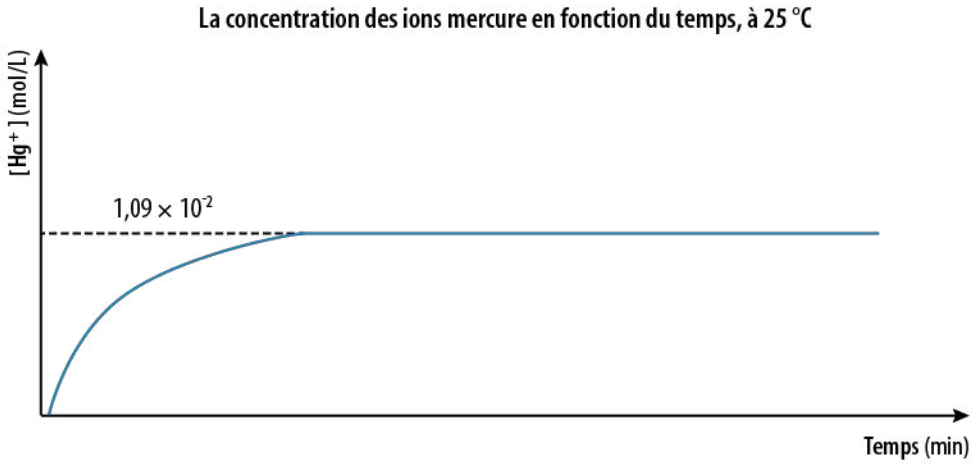
B. H_2Se – H_2CO_3 – HSO_3^- – HCN

C. HCN – HSO_3^- – H_2CO_3 – H_2Se

D. H_2Se – HSO_3^- – H_2CO_3 – HCN

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

7 Patricia fait une expérience pour déterminer la constante du produit de solubilité (K_{ps}) du sulfate de mercure (I) (Hg_2SO_4). Elle dépose 1,00 g de ce sel dans 100 mL d'eau et constate que le sel ne s'est pas complètement dissous. À partir des résultats obtenus, elle trace le diagramme suivant, qui représente la concentration des ions mercure (Hg^+) en fonction du temps, à 25 °C.



Calculez la constante du produit de solubilité de ce sel à 25 °C.

Données

$[Hg^+] = 1{,}09 \times 10^{-2}$ mol/L

$K_{ps} = ?$

Solution

1. *Écrire l'équation de dissolution du Hg_2SO_4.*

$$Hg_2SO_{4(s)} \rightleftharpoons 2\,Hg^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

2. *Calculer la solubilité molaire de ce sel.*

$$[Hg^+] = 2 \cdot [Hg_2SO_4] = 2 \cdot s$$

$$s = \frac{[Hg^+]}{2} = \frac{1{,}09 \times 10^{-2}\ \text{mol/L}}{2} = 5{,}45 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$$

3. *Calculer la concentration des ions SO_4^{2-}.*

$$[SO_4^{2-}] = [Hg_2SO_4] = 5{,}45 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$$

4. *Calculer la constante du produit de solubilité de ce sel.*

$$K_{ps} = [Hg^+]^2\,[SO_4^{2-}]$$

$$= (1{,}09 \times 10^{-2})^2 \cdot (5{,}45 \times 10^{-3}) = 6{,}48 \times 10^{-7}$$

Réponse : La constante du produit de solubilité (K_{ps}) du sulfate de mercure (I), à 25 °C, est de $6{,}48 \times 10^{-7}$.

8 Le carbonate de fer (II) ($FeCO_3$), un composé peu soluble, est le principal constituant de la sidérite, un minéral pouvant être exploité comme minerai de fer. La constante du produit de solubilité du carbonate de fer (II) est de $3{,}20 \times 10^{-11}$. Ce composé se dissocie dans l'eau selon l'équation suivante :

$$FeCO_{3(s)} \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$$

Par ailleurs, l'ion carbonate (CO_3^{2-}) libéré par la dissolution du carbonate de fer (II) est une base dont la constante de basicité est de $2{,}13 \times 10^{-4}$. Les carbonates se dissocient dans l'eau selon l'équation suivante :

$$CO_3^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCO_3^-{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Parmi les propositions ci-dessous, laquelle donne correctement les trois valeurs suivantes ?

- La solubilité molaire du carbonate de fer (II), *s*.
- La concentration des ions hydroxyde (OH^-) dans une solution saturée de carbonate de fer (II), $[OH^-]$.
- Le pH de la solution saturée en carbonate de fer (II).

A. $s = 5{,}50 \times 10^{-5}$ mol/L ; $[OH^-] = 5{,}66 \times 10^{-6}$ mol/L ; pH = 5,25

B. $s = 1{,}13 \times 10^{-5}$ mol/L ; $[OH^-] = 2{,}19 \times 10^{-4}$ mol/L ; pH = 10,3

C. $s = 5{,}66 \times 10^{-6}$ mol/L ; $[OH^-] = 5{,}50 \times 10^{-6}$ mol/L ; pH = 8,74

D. $s = 2{,}00 \times 10^{-4}$ mol/L ; $[OH^-] = 6{,}30 \times 10^{-5}$ mol/L ; pH = 9,80

9 Le monoxyde de carbone (CO) rejeté par les émanations des voitures se combine au dioxygène (O_2) de l'air pour former le dioxyde de carbone (CO_2), un gaz à effet de serre, selon l'équation suivante.

$$CO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + 283{,}0\ kJ$$

Considérant que la réaction est réversible, dans laquelle des situations suivantes l'effet de serre est-il renforcé ? Justifiez votre réponse.

- Situation 1 : Une froide journée d'hiver caractérisée par une pression atmosphérique élevée.
- Situation 2 : Une chaude journée d'été caractérisée par une pression atmosphérique basse.

La réaction directe de formation du dioxyde de carbone est exothermique. Elle est donc favorisée par des températures basses. De plus, lors de la formation du dioxyde de carbone, le nombre de moles gazeuses diminue. Ce phénomène est favorisé par une augmentation de la pression atmosphérique. Comme les journées froides se caractérisent par une pression atmosphérique élevée, la formation de dioxyde de carbone est beaucoup plus favorisée en hiver qu'en été. Donc, c'est en hiver que l'effet de serre est le plus renforcé.

10 DÉFI Soit la réaction suivante :

$$NH_4SH_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + H_2S_{(g)}$$

À 40,0 °C, la constante d'équilibre de cette réaction est de 7,00. Dans un ballon de 1,00 L, on place 4,00 mol d'ammoniac (NH_3) et 3,00 mol de sulfure de dihydrogène (H_2S). Quelle est la pression totale de ce système une fois l'équilibre atteint à 40,0 °C ?

Données

$n_{NH_{3i}} = 4{,}00$ mol

$n_{H_2S_i} = 3{,}00$ mol

$K_C = 7{,}00$

$V = 1{,}00$ L

$T = 40{,}0$ °C = 313 K

R = 8,314 (kPa • L)/mol • K

$p = ?$ kPa

Solution

1. *Calculer les concentrations initiales de NH_3 et de H_2S.*

   Comme le volume est de 1,00 L :

   $[NH_3]_i = 4{,}00$ mol/L $\quad [H_2S]_i = 3{,}00$ mol/L

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$NH_4SH_{(s)} \rightleftharpoons$	$NH_{3(g)}$	+ $H_2S_{(g)}$
Initiale (C_i)	Ne s'applique pas (solide).	4,00	3,00
Variation (ΔC)		$-x$	$-x$
Équilibre ($C_{éq}$)		$4{,}00 - x$	$3{,}00 - x$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

3. Calculer les concentrations à l'équilibre de chaque substance.

$K_C = [NH_3][H_2S] = 7{,}00 = (4{,}00 - x) \cdot (3{,}00 - x)$

La manipulation de cette expression permet d'obtenir l'équation du second degré suivante.

$x^2 - 7{,}00x + 5{,}00 = 0$

Pour trouver les valeurs possibles de x, on peut utiliser l'équation suivante.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{-(-7{,}00) \pm \sqrt{(-7{,}00)^2 - 4 \times 1 \times 5{,}00}}{2 \times 1}$$

$x_1 = 6{,}19$ ou $x_2 = 0{,}807$

La valeur de $x_1 = 6{,}19$ est rejetée, car elle donne des concentrations à l'équilibre négatives.

$[NH_3]_{éq} = 4{,}00 - x = 4{,}00 - 0{,}807 = 3{,}19 \text{ mol/L}$

$[H_2S]_{éq} = 3{,}00 - x = 3{,}00 - 0{,}807 = 2{,}19 \text{ mol/L}$

4. Calculer la pression partielle de chacun des deux gaz à l'équilibre.

$$pV = nRT \Rightarrow p = \frac{nRT}{V} \Rightarrow p = [\,]RT$$

$p_{(NH_3)} = [NH_3]RT$

$= 3{,}19 \text{ mol/L} \times 8{,}314 (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \times 313 \text{ K}$

$= 8{,}30 \times 10^3 \text{ kPa}$

$p_{(H_2S)} = [H_2S]RT$

$= 2{,}19 \text{ mol/L} \times 8{,}314 (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \times 313 \text{ K}$

$= 5{,}70 \times 10^3 \text{ kPa}$

5. Calculer la pression totale du système à l'équilibre.

$p_T = p_{(NH_3)} + p_{(H_2S)} = 8{,}30 \times 10^3 \text{ kPa} + 5{,}70 \times 10^3 \text{ kPa}$

$= 1{,}400 \times 10^4 \text{ kPa}$

Réponse : La pression totale du système à l'équilibre est de $1{,}400 \times 10^4$ kPa.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

11 DÉFI Un élève prépare une solution de vitamine C de concentration 2 % *m*/*V*. La valeur de la constante d'acidité (K_a) de l'acide ascorbique ($C_6H_8O_6$) est de $8{,}00 \times 10^{-5}$. Calculez le pH de la solution.

Données

$C = 2\ \%\ m/V$

$M_{acide} = 176{,}14\ mol/L$

$K_a = 8{,}00 \times 10^{-5}$

pH = ?

Solution

1. *Calculer la concentration initiale de $C_6H_8O_6$ en mol/L.*

$$C_i = 2\ \%\ m/V = \frac{2{,}00\ g}{100\ mL} = 20{,}0\ g/L$$

$$= \frac{20{,}0\ g/L}{176{,}14\ g/mol} = 0{,}114\ mol/L$$

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$C_6H_8O_{6\,(aq)}$	$\rightleftharpoons$	$H^+_{(aq)}$	+	$C_6H_7O_6^-{}_{(aq)}$
Initiale (C_i)	0,114		0		0
Variation (ΔC)	$-x$		$+x$		$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$0{,}114 - x$		x		x

3. *Calculer les concentrations à l'équilibre de chaque substance.*

$$K_a = \frac{[H^+][C_6H_7O_6^-]}{[C_6H_8O_6]}$$

$$8{,}00 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0{,}114 - x}$$

La manipulation de cette expression permet d'obtenir l'équation du second degré suivante.

$x^2 + (8{,}00 \times 10^{-5}x) - (9{,}12 \times 10^{-6}) = 0$

Pour trouver les valeurs possibles de x, on peut utiliser l'équation suivante.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$= \frac{-8{,}00 \times 10^{-5} \pm \sqrt{(8{,}00 \times 10^{-5})^2 - 4 \times 1 \times (-9{,}12 \times 10^{-6})}}{2 \times 1}$$

$x_1 = -3{,}06 \times 10^{-3}$ ou $x_2 = 2{,}98 \times 10^{-3}$

La valeur de $x_1 = -3{,}06 \times 10^{-3}$ est rejetée, car elle est négative.

$[H^+]_{éq} = 2{,}98 \times 10^{-3}\ mol/L$

4. *Calculer la valeur du pH de la solution.*

$$pH = -\log[H^+] = -\log(2{,}98 \times 10^{-3})$$

$$= 2{,}526$$

Réponse : Le pH de la solution d'acide ascorbique est de 2,526.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Chapitre 1

1 En quoi la configuration électronique des gaz nobles permet-elle d'expliquer leur faible réactivité chimique ?

Les gaz nobles sont très peu réactifs, car leur couche périphérique est remplie au maximum d'électrons de valence fortement attirés par le noyau.

2 À l'aide de l'annexe 9.3, *Les énergies moyennes de liaison,* à la page 461, classez les gaz suivants en ordre croissant de réactivité chimique. Expliquez votre réponse.

$O_2 : O{=}O$ $N_2 : N{\equiv}N$ $Cl_2 : Cl{-}Cl$ $F_2 : F{-}F$

N_2, O_2, Cl_2, F_2.

Plus les liaisons entre les atomes sont faibles, plus le gaz est réactif.

3 ***a)*** Quels sont les produits issus de la combustion complète des hydrocarbures ?

Le dioxyde de carbone (CO_2) et l'eau (H_2O).

b) En quoi cette combustion est-elle néfaste pour l'environnement ?

Le dioxyde de carbone est un gaz qui contribue fortement à l'effet de serre.

4 Pour conserver les croustilles intactes lors du transport, on les emballe dans des sacs remplis de diazote (N_2). Expliquez pourquoi on utilise le diazote plutôt que l'air pour gonfler les sacs de croustilles.

Le diazote est un gaz très peu réactif. Il permet de préserver les croustilles et d'empêcher l'oxydation qui se ferait avec le dioxygène de l'air.

5 Quelle est la différence entre un combustible et un comburant ? Donnez un exemple pour chacun.

Un combustible est une substance inflammable, solide, liquide ou gazeuse, qui peut brûler en présence d'un comburant lorsque le point d'ignition est atteint. Parmi les combustibles, on compte, entre autres, le butane (C_4H_{10}), le propane (C_3H_8) et le dihydrogène (H_2).

Un comburant est une substance qui réagit avec le combustible pour permettre sa combustion. Parmi les comburants, on compte le dioxygène (O_2), l'ozone (O_3), etc.

6 Associez chacun des gaz à une de leurs applications.

Gaz		Application
a) Gaz naturel (CH_4)	III	I) Isolation des fenêtres à double vitrage
b) Protoxyde d'azote (N_2O)	V	II) Enseignes lumineuses
c) Néon (Ne)	II	III) Cuisson des aliments
d) Ozone (O_3)	VI	IV) Emballage de la viande
e) Argon (Ar)	I	V) Anesthésiant
f) Diazote (N_2)	IV	VI) Désinfectant

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Chapitre 2

7 Lequel des énoncés suivants ne s'applique pas à la théorie cinétique des gaz ?

A. La distance entre les particules est grande et le niveau d'interaction entre elles est négligeable.

B. La pression est due aux collisions des particules entre elles et avec les parois du contenant.

C. La température absolue est inversement proportionnelle à l'énergie cinétique des particules.

D. La taille des particules est négligeable à cause de la distance qui les sépare.

E. Les collisions entre les molécules sont parfaitement élastiques.

8 Expliquez le phénomène suivant.

Dans un verre, on remplit une paille avec de l'eau et on met le doigt sur l'ouverture supérieure de la paille. Lorsqu'on soulève la paille hors de l'eau, l'eau qui se trouve à l'intérieur ne s'écoule pas. Par contre, lorsqu'on enlève le doigt de l'extrémité supérieure de la paille, l'eau s'écoule.

La pression atmosphérique s'exerce dans toutes les directions. Lorsque le doigt est placé sur l'extrémité supérieure de la paille, la pression atmosphérique qui s'exerce sur l'ouverture inférieure de la paille est plus grande que la force de gravité qui agit sur l'eau en direction du sol. Lorsqu'on retire le doigt, la pression atmosphérique qui s'exerce sur l'eau à partir de l'extrémité supérieure de la paille s'ajoute à la force de gravité et l'eau s'écoule vers le sol.

9 Deux contenants de même volume sont placés dans des conditions identiques de pression et de température. Le premier contenant contient du dioxygène (O_2) et le second contient du dioxyde de carbone (CO_2). Parmi les énoncés suivants, lesquels sont vrais ?

A. Les molécules de dioxygène et de dioxyde de carbone ont la même vitesse moyenne.

B. Les molécules de dioxygène frappent les parois du contenant plus souvent, mais avec une moins grande force, que les molécules de dioxyde de carbone.

C. L'énergie cinétique moyenne des particules est la même dans les deux contenants.

D. Il y a un plus grand nombre de particules de dioxygène que de dioxyde de carbone.

E. La masse de dioxygène est la même que la masse de dioxyde de carbone.

10 Dans les mêmes conditions, du diazote (N_2) et un gaz inconnu (X) passent par effusion à travers la paroi poreuse d'un contenant. Quelle est la masse molaire du gaz inconnu si sa vitesse d'effusion est de 0,0713 m/s et que celle du diazote est de 0,085 m/s ? De quel gaz noble s'agit-il ?

Données

$v_{N_2} = 0{,}085\ \text{m/s}$

$M_{N_2} = 28{,}02\ \text{g/mol}$

$v_X = 0{,}0713\ \text{m/s}$

$M_X = ?\ \text{g/mol}$

Solution

Calculer la masse molaire du gaz inconnu.

$$\frac{v_{N_2}}{v_X} = \sqrt{\frac{M_X}{M_{N_2}}} \Rightarrow \sqrt{M_X} = \sqrt{M_{N_2}} \cdot \frac{v_{N_2}}{v_X}$$

$$M_X = M_{N_2} \cdot \left(\frac{v_{N_2}}{v_X}\right)^2 = 28{,}02\ \text{g/mol} \cdot \left(\frac{0{,}085\ \text{m/s}}{0{,}0713\ \text{m/s}}\right)^2$$

$$= 40\ \text{g/mol}$$

Réponse : La masse molaire du gaz inconnu est de 40 g/mol. Le gaz pourrait être de l'argon (Ar), car sa masse molaire est de 39,95 g/mol.

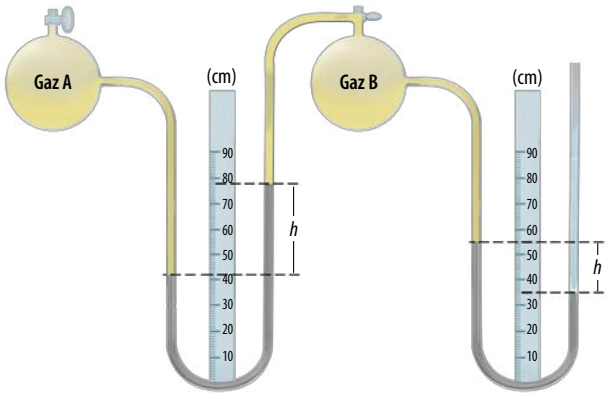
Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

11 Les cinq gaz suivants se trouvent tous aux mêmes conditions de température et de pression. Classez-les en ordre décroissant de vitesse d'effusion.

SO_2, Cl_2, CO, N_2O, Kr

CO, N_2O, SO_2, Cl_2, Kr

12 Indiquez la pression de chacun des gaz contenus dans les ballons du système suivant, sachant que la pression atmosphérique est de 100,7 kPa.



Solution

1. *Convertir la pression atmosphérique en mm Hg.*

$$\frac{101{,}3\text{ kPa}}{760\text{ mm Hg}} = \frac{100{,}7\text{ kPa}}{p}$$

$$p = \frac{760\text{ mm Hg} \cdot 100{,}7\text{ kPa}}{101{,}3\text{ kPa}} = 755\text{ mm Hg}$$

2. *Calculer la différence de hauteur pour le gaz B.*

h = 550 mm Hg – 350 mm Hg = 200 mm Hg

3. *Calculer la pression du gaz B.*

$p_{\text{gaz}_B} = p_{\text{atm}} - h$

= 755 mm Hg – 200 mm Hg = 555 mm Hg

3. *Calculer la différence de hauteur du gaz A.*

h = 780 mm Hg – 420 mm Hg = 360 mm Hg

4. *Calculer la pression du gaz A.*

$p_{\text{gaz}_A} = p_{\text{gaz}_B} + h$

= 555 mm Hg + 360 mm Hg = 915 mm Hg

Réponse : La pression du gaz A est de 915 mm Hg et celle du gaz B est de 555 mm Hg.

Chapitre 3

13 Un ballon de verre contient trois moles de gaz. Si on laisse s'échapper la moitié du gaz, lequel des changements suivants est susceptible de se produire ?

A. Le volume du gaz et la pression diminuent de moitié.

B. La masse du gaz et la pression diminuent de moitié.

C. Le volume du gaz double et la pression diminue de moitié.

D. Le volume demeure le même et le nombre de collisions double.

14 Lequel des énoncés suivants est vrai ?

A. Le volume molaire du diazote (N_2) ne varie pas avec la température, à pression constante.

B. Le volume molaire du diazote liquide est supérieur à celui du diazote gazeux.

C. À température constante, le volume molaire du diazote est inversement proportionnel à la pression.

D. À TPN, le volume molaire du dioxyde de carbone est supérieur à celui du diazote.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

15 Une bonbonne contient un nombre égal de particules de dihydrogène (H_2) et de néon (Ne). La pression totale de la bonbonne est de 100 kPa. Lesquels des énoncés suivants sont en accord avec la loi des gaz ?

A. Les particules de dihydrogène se déplacent plus rapidement que les particules de néon.

B. Si on retire tout le dihydrogène de la bonbonne, la pression diminue de moitié.

C. Le volume occupé par les particules de dihydrogène est deux fois plus grand que celui occupé par les particules de néon.

D. La pression exercée par les particules de dihydrogène est égale à la pression exercée par les particules de néon.

E. Si on retire tout le néon de la bonbonne, la pression devient cinq fois plus petite.

16 À une température et une pression données, un gaz occupe un volume de 200 mL. Quel sera le nouveau volume occupé par la même quantité de gaz si la température diminue du quart et que la pression demeure constante ?

A. 50 L B. 150 L C. 266,7 L D. 800 L

17 Combien de particules de gaz y a-t-il dans une bouteille de deux litres contenant un gaz à TPN ?

A. $4{,}92 \times 10^{22}$ particules

B. $7{,}38 \times 10^{24}$ particules

C. $5{,}38 \times 10^{22}$ particules

D. $6{,}75 \times 10^{24}$ particules

18 Lesquels des énoncés suivants sont vrais ?

A. Si le volume et la quantité de gaz sont constants, la pression d'un gaz double lorsque sa température passe de 10 °C à 20 °C.

B. À température et pression constantes, le volume d'un gaz triple lorsqu'on triple son nombre de particules.

C. À température et volume constants, la quantité de gaz diminue de moitié lorsque la pression diminue de moitié.

D. Si la température et la quantité de gaz sont constantes, le volume d'un gaz quadruple lorsque sa pression est réduite au quart de sa valeur initiale.

19 Déterminez le volume de dioxygène (O_2) produit lorsqu'on décompose 27,03 g d'eau à TAPN selon l'équation $2\,H_2O_{(l)} \rightarrow 2\,H_{2(g)} + O_{2(g)}$.

Données

$m_{H_2O} = 27{,}03$ g

V_m à TAPN $= 24{,}5$ L/mol

$M_{H_2O} = 18{,}02$ g/mol

$V_{O_2} = ?$ L

Solution

1. Calculer le nombre de moles d'eau.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{27{,}03\text{ g}}{18{,}02\text{ g/mol}} = 1{,}5\text{ mol}$$

2. Calculer le nombre de moles de O_2 à partir des rapports molaires de l'équation.

$$\frac{2\text{ mol de } H_2O}{1{,}5\text{ mol de } H_2O} = \frac{1\text{ mol de } O_2}{n_{O_2}}$$

$$n_{O_2} = \frac{1{,}5\text{ mol} \cdot 1\text{ mol}}{2\text{ mol}} = 0{,}75\text{ mol}$$

3. Calculer le volume de O_2 produit.

$$V_m = \frac{V}{n}$$

$$V = V_m\, n = 24{,}5\text{ L/mol} \cdot 0{,}75\text{ mol} = 18\text{ L}$$

Réponse : Le volume de dioxygène produit est de 18 L.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

20 Un échantillon de gaz occupe un certain volume à une température de 20 °C. Si la pression et la quantité de gaz demeurent inchangées, quelle augmentation de température, en degrés Celsius (°C), produira une augmentation de 10 % du volume ?

Données

$V_1 = V_1$

$T_1 = 20\ °C + 273 = 293\ K$

$V_2 = 1{,}1V_1$

$T_2 = ?\ °C$

$\Delta T = ?\ °C$

Solution

1. *Calculer la température finale.*

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1}$$

$$= \frac{1{,}1V_1 \cdot 293\ K}{V_1} = 1{,}1 \cdot 293\ K = 322\ K$$

2. *Convertir la température en degrés Celsius.*

$T_2 = 322\ K - 273 = 49\ °C$

3. *Calculer la variation de température.*

$\Delta T = T_2 - T_1 = 49\ °C - 20\ °C = 29\ °C$

Réponse : Cette augmentation sera produite par une augmentation de température de 29 °C.

21 Quel volume de dioxyde de carbone (CO_2) est obtenu lors de la combustion de 520 g d'octane (C_8H_{18}) à une pression de 102,4 kPa et à une température de 35 °C ?

$$C_8H_{18(g)} + \frac{25}{2}O_{2(g)} \rightarrow 8\ CO_{2(g)} + 9\ H_2O_{(g)}$$

Données

$m_{C_8H_{18}} = 520\ g$

$p = 102{,}4\ kPa$

$T = 35\ °C + 273 = 308\ K$

$R = 8{,}314\ (kPa \cdot L)/(mol \cdot K)$

$M_{C_8H_{18}} = 114{,}26\ g$

$V_{CO_2} = ?\ L$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de C_8H_{18}.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{520\ g}{114{,}26\ g} = 4{,}55\ mol$$

2. *Calculer le volume de C_8H_{18}.*

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p}$$

$$V = \frac{4{,}55\ mol \cdot 8{,}314\ (kPa \cdot L)/(mol \cdot K) \cdot 308\ K}{102{,}4\ kPa} = 114\ L$$

3. *Calculer le volume de CO_2 à l'aide des rapports de volumes de l'équation.*

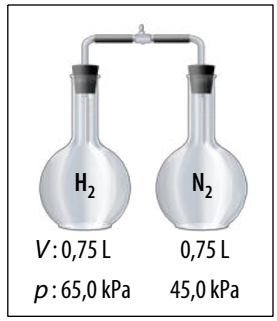
$$\frac{1\ \text{volume de } C_8H_{18}}{114\ L\ \text{de } C_8H_{18}} = \frac{8\ \text{volumes de } CO_2}{V_{CO_2}}$$

$$V_{CO_2} = \frac{114\ L \cdot 8}{1} = 912\ L$$

Réponse : Le volume de dioxyde de carbone obtenu est de 912 L.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

22 On remplit deux ballons qui sont reliés par une valve fermée, l'un avec du dihydrogène (H_2) et l'autre avec du diazote (N_2) (*voir la figure ci-contre*). Calculez la pression partielle du dihydrogène et du diazote une fois le robinet ouvert, ainsi que la pression totale. (On néglige le volume du tube reliant les deux ballons.)



Données

$V_{1H_2} = V_{1N_2} = 0{,}75\ \text{L}$

$p_{1H_2} = 65{,}0\ \text{kPa}$

$p_{1N_2} = 45{,}0\ \text{kPa}$

$p_{2H_2} = ?\ \text{kPa}$

$p_{2N_2} = ?\ \text{kPa}$

$p_T = ?\ \text{kPa}$

Solution

1. *Calculer le volume final des gaz.*

$$V_2 = V_{1H_2} + V_{1N_2}$$
$$= 0{,}75\ \text{L} + 0{,}75\ \text{L} = 1{,}50\ \text{L}$$

2. *Calculer la pression finale de H_2.*

$$p_1V_1 = p_2V_2 \Rightarrow p_2 = \frac{p_1V_1}{V_2}$$
$$p_2 = \frac{65{,}0\ \text{kPa} \cdot 0{,}75\ \text{L}}{1{,}50\ \text{L}} = 33\ \text{kPa}$$

3. *Calculer la pression finale de N_2.*

$$p_1V_1 = p_2V_2 \Rightarrow p_2 = \frac{p_1V_1}{V_2}$$
$$p_2 = \frac{45{,}0\ \text{kPa} \cdot 0{,}75\ \text{L}}{1{,}50\ \text{L}} = 23\ \text{kPa}$$

4. *Calculer la pression totale du mélange.*

$$p_T = p_{H_2} + p_{N_2}$$
$$= 33\ \text{kPa} + 23\ \text{kPa} = 56\ \text{kPa}$$

Réponse : La pression partielle du dihydrogène est de 33 kPa, la pression partielle du diazote est de 23 kPa et la pression totale du mélange est de 56 kPa.

23 Un gaz occupe un volume de 63,0 L à une température de 55 °C et sous une pression de 141 kPa. Quelle sera la pression si le volume est diminué du tiers et que la température est augmentée de 22 °C ?

Données

$p_1 = 141\ \text{kPa}$

$V_1 = 63{,}0\ \text{L}$

$n_1 = n_2$

$T_1 = 55\ °\text{C} + 273 = 328\ \text{K}$

$V_2 = \frac{2}{3}V_1 = \frac{2}{3}63{,}0\ \text{L} = 42{,}0\ \text{L}$

$T_2 = (55\ °\text{C} + 22\ °\text{C}) + 273$
$= 350\ \text{K}$

$p_2 = ?\ \text{kPa}$

Solution

Calculer la pression finale.

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1V_1T_2}{T_1V_2}$$
$$p_2 = \frac{141\ \text{kPa} \cdot 63{,}0\ \text{L} \cdot 350\ \text{K}}{328\ \text{K} \cdot 42{,}0\ \text{L}}$$
$$= 226\ \text{kPa}$$

Réponse : La pression sera de 226 kPa.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

24 Un ballon de verre de 4,0 L contient 18,6 g de dichlore (Cl_2). On vide le ballon et on remplace le dichlore par du difluor (F_2). Si la température et la pression n'ont pas changé, quelle masse de difluor contient le ballon ?

Données

$m_{Cl_2} = 18{,}6\ g$

$M_{Cl_2} = 70{,}90\ g/mol$

$M_{F_2} = 38{,}00\ g/mol$

$m_{F_2} = ?\ g$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de Cl_2.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{18{,}6\ g}{70{,}90\ g/mol} = 0{,}262\ mol$$

2. *Déterminer le nombre de moles de F_2 par l'hypothèse d'Avogadro.*

$$n_{F_2} = n_{Cl_2} = 0{,}262\ mol$$

3. *Calculer la masse de F_2.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn$$

$$m = 38{,}00\ g/mol \cdot 0{,}262\ mol = 9{,}96\ g$$

Réponse : Le ballon contient 9,96 g de difluor.

25 Quelle est la température, en degrés Celsius (°C), de 120,5 g de diazote (N_2) occupant un volume de 45,0 L à une pression de 110 kPa ?

Données

$m_{N_2} = 120{,}5\ g$

$p = 110\ kPa$

$V = 45{,}0\ L$

$R = 8{,}314\ (kPa \cdot L)/(mol \cdot K)$

$M_{N_2} = 28{,}02\ g/mol$

$T = ?\ °C$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de N_2.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{120{,}5\ g}{28{,}02\ g/mol} = 4{,}300\ mol$$

2. *Calculer la température.*

$$pV = nRT \Rightarrow T = \frac{pV}{nR}$$

$$T = \frac{110\ kPa \cdot 45{,}0\ L}{4{,}300\ mol \cdot 8{,}314\ (kPa \cdot L)/(mol \cdot K)}$$

$$= 138\ K$$

3. *Convertir la température en degrés Celsius.*

$T = 138\ K - 273 = -135\ °C$

Réponse : La température est de -135 °C.

26 Dans un laboratoire, un technicien trouve un ballon de verre contenant un gaz incolore. Afin d'en disposer de façon sécuritaire, il décide d'identifier le gaz. À l'aide d'une seringue, il prélève un échantillon du gaz et obtient les données suivantes.

- Température : 22 °C
- Pression atmosphérique : 99,8 kPa
- Volume de la seringue : 455 mL
- Masse de la seringue vide : 76,50 g
- Masse de la seringue pleine : 77,35 g

Identifiez le gaz contenu dans le ballon de verre, sachant que le laboratoire possède des bonbonnes des gaz suivants : dioxygène (O_2), hélium (He), dioxyde d'azote (NO_2), dioxyde de carbone (CO_2).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Données

$p = 99{,}8\ \text{kPa}$

$V = 455\ \text{mL} = 0{,}455\ \text{L}$

$m_{\text{seringue vide}} = 76{,}50\ \text{g}$

$m_{\text{seringue pleine}} = 77{,}35\ \text{g}$

$R = 8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$

$T = 22\ °\text{C} + 273 = 295\ \text{K}$

$M_{H_2} = 2{,}02\ \text{g/mol}$

$M_{O_2} = 32{,}00\ \text{g/mol}$

$M_{He} = 4{,}00\ \text{g/mol}$

$M_{NO_2} = 46{,}01\ \text{g/mol}$

$M_{CO_2} = 44{,}01\ \text{g/mol}$

$m_{\text{gaz}} = ?\ \text{g}$

$M_{\text{gaz}} = ?\ \text{g/mol}$

Solution

1. *Calculer la masse de gaz.*

$$m_{\text{gaz}} = m_{\text{seringue pleine}} - m_{\text{seringue vide}}$$
$$= 77{,}35\ \text{g} - 76{,}50\ \text{g} = 0{,}85\ \text{g}$$

2. *Calculer le nombre de moles.*

$$n = \frac{pV}{RT}$$
$$= \frac{99{,}8\ \text{kPa} \cdot 0{,}455\ \text{L}}{8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 295\ \text{K}}$$
$$= 0{,}0185\ \text{mol}$$

3. *Calculer la masse molaire.*

$$M = \frac{m}{n} = \frac{0{,}85\ \text{g}}{0{,}0185\ \text{mol}} = 46\ \text{g/mol}$$

Réponse : La masse molaire du gaz est de 46 g/mol. Il s'agit donc du dioxyde d'azote.

Chapitre 4

27 Le tableau ci-dessous présente les capacités thermiques massiques de quelques métaux.

La capacité thermique massique de différents métaux

Métal	Capacité thermique massique (J/g • °C)	Métal	Capacité thermique massique (J/g • °C)
Béryllium (Be)	1,83	Cobalt (Co)	0,42
Aluminium (Al)	0,90	Mercure (Hg)	0,14
Étain (Sn)	0,23	Tungstène (W)	0,13

Lequel des énoncés suivants est faux, lorsqu'une même quantité de chaleur est absorbée par un gramme de métal ?

A. Le tungstène aura la plus grande variation de température et le béryllium aura la plus petite variation de température.

B. L'étain aura une variation de température environ deux fois plus grande que celle du cobalt.

C. Le tungstène aura la plus petite variation de température, et le béryllium aura la plus grande variation de température.

D. Le cobalt aura une variation de température trois fois plus petite que celle du mercure.

28 On plonge un bloc de métal de 100 g préalablement chauffé à 309,5 °C dans un calorimètre contenant 200 mL d'eau à une température de 21,5 °C. La température de l'eau s'élève alors à 25,9 °C. De quel métal s'agit-il ?

A. Aluminium B. Fer C. Cuivre D. Plomb

29 Quelle affirmation est vraie relativement à la réaction ci-dessous ?

$$2\ NO_{2(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 2\ O_{2(g)} + 66{,}4\ kJ$$

A. Réaction exothermique, et l'enthalpie des réactifs est supérieure à l'enthalpie des produits.

B. Réaction exothermique, et l'enthalpie des produits est supérieure à l'enthalpie des réactifs.

C. Réaction endothermique, et l'enthalpie des produits est supérieure à l'enthalpie des réactifs.

D. Réaction endothermique, et l'enthalpie des réactifs est inférieure à l'enthalpie des produits.

E. Réaction endothermique, et l'enthalpie des produits est inférieure à l'enthalpie des réactifs.

30 La combustion de 1,00 g de propane (C_3H_8) dégage 50,3 kJ d'énergie.

Parmi les équations thermochimiques suivantes, laquelle représente correctement cette réaction de combustion du propane ?

A. $C_3H_{8(g)} + 5\ O_{2(g)} + 2219\ kJ \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)}$

B. $C_3H_{8(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)} + 50{,}3\ kJ$

C. $C_3H_{8(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)} + 2219\ kJ$

D. $C_3H_{8(g)} + 5\ O_{2(g)} + 50{,}3\ kJ \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)}$

31 Quelle sera la variation de température de 2,00 kg d'air si cet air absorbe toute la chaleur libérée par le refroidissement de 1,00 kg d'eau passant de 40,0 °C à 20,0 °C ?

Données

Eau :

$m_1 = 1{,}00\ kg = 1{,}00 \times 10^3\ g$

$c_1 = 4{,}19\ J/g \cdot °C$

$T_{i1} = 40{,}0\ °C$

$T_{f1} = 20{,}0\ °C$

Air :

$m_2 = 2{,}00\ kg = 2{,}00 \times 10^3\ g$

$c_2 = 1{,}01\ J/g \cdot °C$

$\Delta T_2 = ?\ °C$

Solution

1. *Calculer la variation de température de l'eau.*

   $\Delta T_1 = T_f - T_i = 20{,}0\ °C - 40{,}0\ °C = -20{,}0\ °C$

2. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par l'eau.*

   $Q_1 = mc\Delta T = (1{,}00 \times 10^3\ g) \cdot (4{,}19\ J/g \cdot °C) \cdot (-20{,}0\ °C)$

   $= -8{,}38 \times 10^4\ J$

3. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'air.*

   $Q_2 = -Q_1 = -(-8{,}38 \times 10^4\ J) = 8{,}38 \times 10^4\ J$

4. *Calculer la variation de température de l'air.*

   $$Q_2 = m_2 c_2 \Delta T_2 \Rightarrow \Delta T_2 = \frac{Q_2}{m_2 c_2}$$

   $$\Delta T_2 = \frac{8{,}38 \times 10^4\ J}{(2{,}00 \times 10^3\ g) \cdot (1{,}01\ J/g \cdot °C)} = 41{,}5\ °C$$

Réponse : La variation de température de l'air sera de 41,5 °C.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

32 Le nitrate d'ammonium (NH_4NO_3) est un composé chimique principalement utilisé comme engrais azoté. La synthèse de 1,00 g de nitrate d'ammonium dégage 4,555 kJ d'énergie.

a) Calculez la variation d'enthalpie molaire de formation du nitrate d'ammonium et écrivez son équation thermochimique de deux façons.

Données

$m_{NH_4NO_3} = 1{,}00$ g

$M_{NH_4NO_3} = 80{,}06$ g/mol

Énergie = $^-4{,}555$ kJ

ΔH = ? kJ

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de NH_4NO_3.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1{,}00\text{ g}}{80{,}06\text{ g/mol}} = 0{,}0125\text{ mol}$$

2. *Calculer la variation d'enthalpie molaire de formation de NH_4NO_3.*

0,0125 mol de NH_4NO_3 → $^-4{,}555$ kJ

1 mol de NH_4NO_3 → ? kJ

$$\frac{^-4{,}555\text{ kJ}}{0{,}0125\text{ mol}} = \frac{?\text{ kJ}}{1\text{ mol}}$$

$$\frac{^-4{,}555\text{ kJ} \times 1\text{ mol}}{0{,}0125\text{ mol}} = ^-364\text{ kJ}$$

3. *Écrire l'équation thermochimique balancée.*

$2\ N_{2(g)} + 4\ H_{2(g)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ NH_4NO_{3(s)} + 728$ kJ

ou

$2\ N_{2(g)} + 4\ H_{2(g)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ NH_4NO_{3(s)} \quad \Delta H = ^-364$ kJ/mol

b) Calculez la quantité d'énergie dégagée lors de la production de 2,50 tonnes de nitrate d'ammonium.

Données

$M_{NH_4NO_3} = 80{,}06$ g/mol

$m_{NH_4NO_3} = 2{,}50$ tonnes

$= 2{,}50 \times 10^6$ g

$\Delta H = ^-364$ kJ/mol

Énergie = ? kJ

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de NH_4NO_3.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2{,}50 \times 10^6\text{ g}}{80{,}06\text{ g/mol}} = 3{,}12 \times 10^4\text{ mol}$$

2. *Calculer l'énergie dégagée.*

1 mol de NH_4NO_3 → $^-364$ kJ

$3{,}12 \times 10^4$ mol de NH_4NO_3 → ? kJ

$$\frac{^-364\text{ kJ}}{1\text{ mol}} = \frac{?\text{ kJ}}{3{,}12 \times 10^4\text{ mol}}$$

$$\frac{^-364\text{ kJ} \cdot (3{,}12 \times 10^4\text{ mol})}{1\text{ mol}} = ^-1{,}14 \times 10^7\text{ kJ}$$

Réponse : L'énergie dégagée lors de la production de 2,50 tonnes de nitrate d'ammonium est de $1{,}14 \times 10^7$ kJ.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

33 Le trichlorure de phosphore (PCl_3) est un important produit chimique industriel. Il peut être obtenu à partir de la décomposition thermique du pentachlorure de phosphore (PCl_5) selon l'équation chimique suivante.

$$PCl_{5(g)} \rightarrow PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

a) La décomposition thermique du pentachlorure de phosphore est-elle endothermique ou exothermique ? Justifiez votre réponse.

Données

$E_{Cl—Cl} = 243$ kJ/mol

$E_{P—Cl} = 331$ kJ/mol

$\Delta H = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Déterminer les liaisons brisées dans les réactifs à l'aide des diagrammes de Lewis.*

   5 liaisons P—Cl dans PCl_5

2. *Calculer la variation d'enthalpie du bris des liaisons des réactifs.*

   $\Delta H_r = 5 \cdot E_{P—Cl}$

   $= 5 \text{ mol} \cdot 331 \text{ kJ/mol} = 1655 \text{ kJ}$

3. *Déterminer les liaisons formées dans les produits à l'aide des diagrammes de Lewis.*

   3 liaisons P—Cl dans PCl_3

   1 liaison Cl—Cl dans Cl_2

4. *Calculer la variation d'enthalpie de la formation des liaisons des produits.*

   $\Delta H_p = 3 \cdot E_{P—Cl} + 1 \cdot E_{Cl—Cl}$

   $= 3 \text{ mol} \cdot (^-331 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot (^-243 \text{ kJ/mol}) = ^-1236 \text{ kJ}$

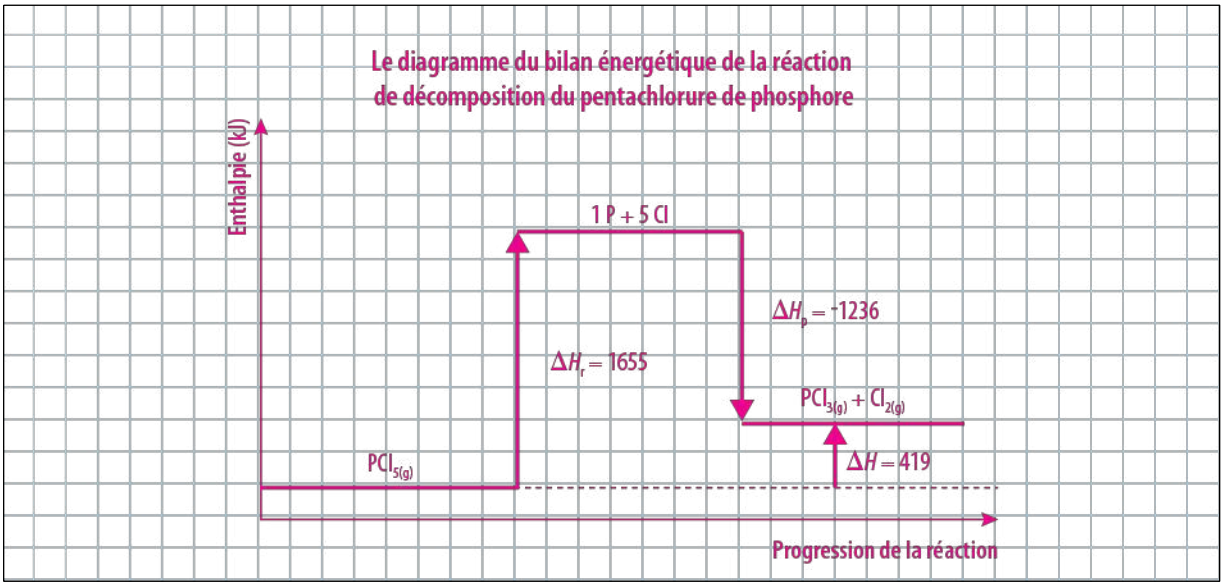
5. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction.*

   $\Delta H = \Delta H_r + \Delta H_p = 1655 \text{ kJ} + (^-1236 \text{ kJ})$

   $= 419 \text{ kJ/mol de } PCl_5$

Réponse : La réaction est endothermique, car son bilan énergétique est positif.

b) Tracez le diagramme du bilan énergétique de la réaction de décomposition du pentachlorure de phosphore.



Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

34 On peut produire de l'éthanol (C_2H_5OH) à partir de la réaction suivante.

$$C_2H_5I_{(l)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow C_2H_5OH_{(l)} + NaI_{(aq)}$$

Dans un calorimètre de 2,00 L, on a introduit 58,9 g d'iodure d'éthyle (C_2H_5I) et un excès d'hydroxyde de sodium (NaOH). La température de l'eau est passée de 20,2 à 26,9 °C.

a) Déterminez la variation d'enthalpie de cette réaction.

Données

$M_{C_2H_5I} = 155{,}97$ g/mol

$m_{C_2H_5I} = 58{,}9$ g

$V_{eau} = 2{,}00$ L $= 2{,}00 \times 10^3$ mL

$\Rightarrow m_{eau} = 2{,}00 \times 10^3$ g

$c_{eau} = 4{,}19$ J/g • °C

$T_i = 20{,}2$ °C

$T_f = 26{,}9$ °C

$\Delta H = ?$ kJ

Solution

1. *Calculer la variation de température de l'eau.*

$$\Delta T = T_f - T_i = 26{,}9\ °C - 20{,}2\ °C = 6{,}70\ °C$$

2. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'eau.*

$$Q_{eau} = mc\Delta T = (2{,}00 \times 10^3\ g) \cdot (4{,}19\ J/g \cdot °C) \cdot 6{,}70\ °C$$

$$Q_{eau} = 56\,146\ J = 56{,}1\ kJ$$

3. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par C_2H_5I.*

$$Q_2 = {}^-Q_{eau} = {}^-56{,}1\ kJ$$

4. *Calculer le nombre de moles de C_2H_5I.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{58{,}9\ g}{155{,}97\ g/mol} = 0{,}378\ mol$$

5. *Calculer la variation d'enthalpie molaire de C_2H_5I.*

0,378 mol de C_2H_5I → $^-56{,}1$ kJ

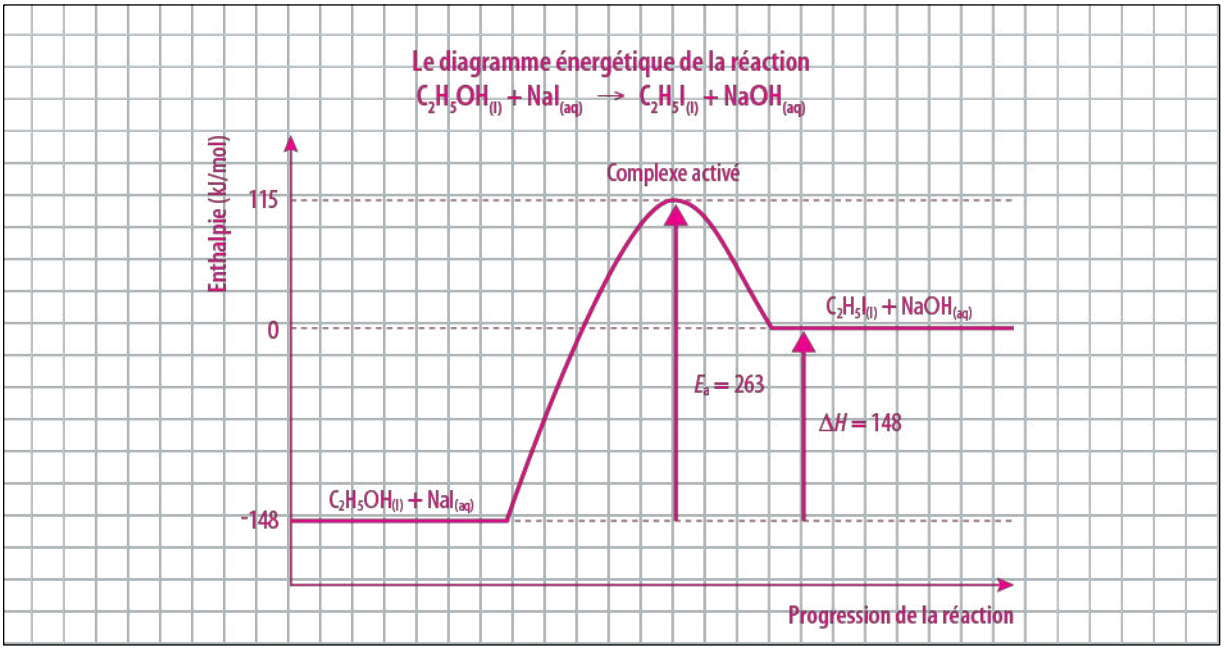
1 mol de C_2H_5I → ? kJ

$$\frac{{}^-56{,}1\ kJ}{0{,}378\ mol} = \frac{?\ kJ}{1\ mol}$$

$$\frac{{}^-56{,}1\ kJ \cdot 1\ mol}{0{,}378\ mol} = {}^-148\ kJ$$

Réponse : La variation d'enthalpie de la réaction est de $^-148$ kJ d'éthanol.

b) Tracez le diagramme énergétique de la réaction inverse de cette réaction sachant que l'énergie d'activation de la réaction directe est de 115 kJ/mol.



Chapitre 5

35 Parmi les systèmes suivants, lequel est un système isolé ?

A. Un grille-pain
C. Un feu de foyer
B. Une glacière de camping
D. Un lave-vaisselle

36 Autrefois, afin de refroidir les premières machines à fabriquer de la crème glacée, on ajoutait du sel de table (NaCl) à de l'eau. Sachant que la chaleur molaire de dissolution du sel de table est de 3,9 kJ/mol, calculez la masse de sel qu'il est nécessaire d'ajouter à 10 L d'eau pour faire passer sa température de 5 °C à 0 °C.

A. 817 g
B. 14 g
C. 3139 g
D. 54 g

37 Lors de la dissolution de 10,00 g de nitrate d'ammonium (NH_4NO_3) dans un calorimètre maison contenant 100 mL d'eau, Naomie constate que la température de l'eau passe de 23,0 °C à 15,7 °C. Calculez la chaleur molaire de dissolution du nitrate d'ammonium.

A. 3,06 kJ/mol
B. 0,306 kJ/mol
C. 30,7 kJ/mol
D. 24,5 kJ/mol

38 Lequel des énoncés suivants s'applique au mécanisme réactionnel d'une réaction chimique ?

A. La variation d'enthalpie d'une réaction complexe est égale à la somme des variations d'enthalpie de chacune de ses réactions élémentaires.

B. La variation d'enthalpie d'une réaction chimique dépend du nombre d'étapes du mécanisme réactionnel.

C. Toutes les réactions chimiques comportent un mécanisme réactionnel en plusieurs étapes.

D. L'énergie d'activation de la réaction globale correspond à la somme des énergies d'activation d'un mécanisme réactionnel.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

39 L'enthalpie de dissolution de l'hydroxyde de sodium ($NaOH_{(s)}$) est de $^{-}44{,}5$ kJ/mol. Un chimiste prépare 250 mL d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à 0,500 mol/L. Si l'on suppose que cette solution a la même capacité thermique massique et la même masse volumique que l'eau, quelle est la température finale de l'eau après la dissolution de l'hydroxyde de sodium solide, si la température initiale est de 20,4 °C ?

Données

$\Delta H_d = {}^{-}44{,}5$ kJ/mol

$V_{eau} = 250$ mL $= 0{,}250$ L
$\Rightarrow m_{eau} = 250$ g

$c_{eau} = 4{,}19$ J/g • °C

$C_{NaOH} = 0{,}500$ mol/L

$T_i = 20{,}4$ °C

$T_f = ?$ °C

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de NaOH dans la solution.*

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV$$

$n = 0{,}500 \text{ mol/L} \cdot 0{,}250 \text{ L} = 0{,}125 \text{ mol}$

2. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par la dissolution de NaOH.*

1,00 mol → $^{-}44{,}5$ kJ

0,125 mol → ? kJ

$$\frac{{}^{-}44{,}5 \text{ kJ}}{1{,}00 \text{ mol}} = \frac{? \text{ kJ}}{0{,}125 \text{ mol}}$$

$$? \text{ kJ} = \frac{{}^{-}44{,}5 \text{ kJ} \cdot 0{,}125 \text{ mol}}{1{,}00 \text{ mol}} = {}^{-}5{,}56 \text{ kJ}$$

3. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'eau.*

$$Q_{eau} = {}^{-}Q_d = {}^{-}({}^{-}5{,}56 \text{ kJ}) = 5{,}56 \times 10^3 \text{ J}$$

4. *Calculer la variation de température de l'eau.*

$$Q_{eau} = mc\Delta T \Rightarrow \Delta T = \frac{Q_{eau}}{mc}$$

$$\Delta T = \frac{5{,}56 \times 10^3 \text{ J}}{250 \text{ g} \cdot (4{,}19 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C})} = 5{,}31 \text{ °C}$$

5. *Calculer la température finale de l'eau.*

$\Delta T = T_f - T_i \Rightarrow T_f = T_i + \Delta T$

$T_f = 20{,}4$ °C + 5,31 °C = 25,7 °C

Réponse : La température de l'eau après dissolution de l'hydroxyde de sodium solide est de 25,7 °C.

40 On procède à la neutralisation de 1,5 L d'une solution d'acide chlorhydrique (HCl) concentrée à 0,80 mol/L par de l'hydroxyde de lithium (LiOH). La température de la solution passe alors de 20,0 °C à 35,5 °C. La quantité d'hydroxyde de lithium ajoutée a tout juste permis la neutralisation complète de l'acide. Sachant que la chaleur de neutralisation de l'acide chlorhydrique est de $^{-}57$ kJ/mol, calculez la chaleur molaire de dissolution de l'hydroxyde de lithium.

Données

$m_{eau} = 1{,}5$ kg

$T_i = 20{,}0$ °C

$T_f = 35{,}5$ °C

$V_{HCl} = 1{,}5$ L

[HCl] = 0,80 mol/L

Solution

1. *Calculer la variation de température de l'eau.*

$\Delta T = T_f - T_i = 35{,}5$ °C $- 20{,}0$ °C $= 15{,}5$ °C

2. *Calculer la chaleur absorbée par l'eau.*

$Q_{eau} = m_{eau}\, c_{eau}\, \Delta T$

$= 1{,}5$ kg • (4,19 kJ/kg • °C) • 15,5 °C

$= 97$ kJ

Données (*suite*)

$c_{eau} = 4{,}19$ kJ/kg • °C

$\Delta H_{neutral\ (HCl)} = -57$ kJ/mol

$\Delta H_{dissol\ (base)} = ?$ kJ/mol

Solution (*suite*)

3. Calculer la chaleur dégagée par la réaction (dissolution et neutralisation).

$Q_{réaction} = -Q_{eau} = -97$ kJ

4. Calculer le nombre de moles de HCl neutralisées.

1 L HCl → 0,80 mol

1,5 L HCl → ? mol

$$\frac{0{,}80\ \text{mol}}{1\ \text{L}} = \frac{?\ \text{mol}}{1{,}5\ \text{L}}$$

$$?\ \text{mol} = \frac{1{,}5\ \text{L} \cdot 0{,}80\ \text{mol}}{1\ \text{L}} = 1{,}2\ \text{mol}$$

5. Déterminer le nombre de moles de LiOH neutralisées.

Puisque la neutralisation est complète sans que la quantité de LiOH n'excède celle de HCl, le nombre de mole de LiOH est égal à celui de HCl, soit 1,2 mol.

6. Calculer la chaleur molaire de réaction.

$$\Delta H_{réaction} = \frac{Q_{réaction}}{n} = \frac{-97\ \text{kJ}}{1{,}2\ \text{mol}} = -81\ \text{kJ/mol}$$

7. Calculer la chaleur molaire de dissolution de LiOH.

$\Delta H_{réaction} = \Delta H_{neutral} + \Delta H_{dissol} \Rightarrow \Delta H_{dissol} = \Delta H_{réaction} - \Delta H_{neutral}$

$\Delta H_{dissol} = -81$ kJ/mol – (-57 kJ/mol)

$= -24$ kJ/mol

Réponse : La chaleur molaire de dissolution de l'hydroxyde de lithium est de -24 kJ/mol.

41 Le disulfure de carbone (CS_2) est un solvant liquide très toxique utilisé pour dissoudre un grand nombre de composés organiques. À l'aide des deux équations ci-dessous, déterminez la chaleur molaire de vaporisation du disulfure de carbone ($\Delta H_{vaporisation}$).

(1) $C_{(s)} + \frac{1}{4} S_{8(s)} + 89{,}0\ \text{kJ} \rightarrow CS_{2(l)}$

(2) $C_{(s)} + \frac{1}{4} S_{8(s)} + 112{,}4\ \text{kJ} \rightarrow CS_{2(g)}$

Données

$\Delta H_{f(CS_{2(l)})} = +89{,}0$ kJ/mol

$\Delta H_{f(CS_{2(g)})} = +112{,}4$ kJ/mol

$\Delta H_{v(CS_2)} = ?$ kJ/mol

Solution

1. Écrire l'équation de vaporisation du CS_2.

$CS_{2(l)} \rightarrow CS_{2(g)} \quad \Delta H = ?$ kJ/mol

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Solution (*suite*)

2. Écrire les équations correspondant aux réactions intermédiaires.

(1) $C_{(s)} + \frac{1}{4}S_{8(s)} + 89{,}0\ kJ \rightarrow CS_{2(l)}$

(2) $C_{(s)} + \frac{1}{4}S_{8(s)} + 112{,}4\ kJ \rightarrow CS_{2(g)}$

3. Réorganiser les équations : inverser l'équation (1).

(1) $CS_{2(l)} \rightarrow C_{(s)} + \frac{1}{4}S_{8(s)} \quad \Delta H_1 = -89{,}0\ kJ$

4. Additionner les deux équations.

(1) $CS_{2(l)} \rightarrow \cancel{C_{(s)}} + \frac{1}{\cancel{4}}\cancel{S_{8(s)}} \quad \Delta H_1 = -89{,}0\ kJ$

(2) $\cancel{C_{(s)}} + \frac{1}{\cancel{4}}\cancel{S_{8(s)}} \rightarrow CS_{2(g)} \quad \Delta H_2 = 112{,}4\ kJ$

$CS_{2(l)} \rightarrow CS_{2(g)} \quad \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$

5. Calculer la variation d'enthalpie de la réaction globale.

$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -89{,}0\ kJ/mol + 112{,}4\ kJ/mol$

$= 23{,}4\ kJ/mol$

6. Calculer la chaleur molaire de vaporisation du CS_2.

$\Delta H_{v(CS_2)} = \frac{23{,}4\ kJ}{1\ mol\ CS_2} = 23{,}4\ kJ/mol\ CS_2$

Réponse : La chaleur de vaporisation du disulfure de carbone est de 23,4 kJ/mol.

Chapitre 6

42 Lequel des énoncés suivants définit le mieux la vitesse de réaction ?

A. Le temps requis pour transformer une certaine quantité de réactifs en produits.

B. Le temps requis pour transformer la totalité des réactifs en produits.

C. La quantité de réactifs transformés en produits par unité de temps.

D. La quantité de réactifs transformés en produits.

43 Parmi les quatre équations suivantes, indiquez celle qui ne permet pas de calculer correctement la vitesse de la réaction dans l'équation chimique donnée dans l'encadré ci-dessous.

$$Al_{(s)} + 3\,HNO_{3(aq)} \rightarrow Al(NO_3)_{3(aq)} + \frac{3}{2}H_{2(g)}$$

A. $v = -\frac{\Delta m_{Al}}{\Delta t}$

B. $v = \frac{\Delta [Al(NO_3)_3]}{\Delta t}$

C. $v = \frac{\Delta [HNO_3]}{\Delta t}$

D. $v = \frac{\Delta P_{H_2}}{\Delta t}$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

44 En vous appuyant sur l'équation chimique suivante, indiquez quelle serait la méthode la plus simple et efficace pour calculer la vitesse moyenne pour la durée complète de la réaction.

$$2\ Fe(OH)_{3(s)} + 3\ H_2SO_{4(aq)} \rightarrow Fe_2(SO_4)_{3(aq)} + 6\ H_2O_{(l)}$$

A. Mesurer la variation de masse de $Fe(OH)_3$.

B. Mesurer la variation de concentration de H_2SO_4.

C. Mesurer la variation de concentration de $Fe_2(SO_4)_3$.

D. Mesurer la variation du volume de H_2O.

45 Il a fallu 37 minutes pour procéder à la dissolution complète de 17,56 g de trihydroxyde de fer ($Fe(OH)_3$). Quelle est la vitesse de la réaction ?

A. $^-$0,47 g/s B. 0,47g/s C. $^-$0,0079 g/s D. 0,0079 g/s

46 Un cylindre gradué contenant 720 mL d'eau est laissé sur un comptoir durant toute une journée. Après 24 heures, le volume est descendu à 715 mL. Quelle est la vitesse d'évaporation de l'eau pour cette période ?

A. $5{,}8 \times 10^{-5}$ mol/s B. $^-5{,}8 \times 10^{-5}$ mol/s C. $3{,}2 \times 10^{-6}$ mol/s D. $8{,}3 \times 10^{-3}$ mol/s

47 Pour la réaction chimique suivante, on calcule que la valeur de la vitesse de réaction en fonction de l'acide nitrique (HNO_3) est de $2{,}18 \times 10^{-4}$ mol/L • s.

$$Al + 3\,HNO_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 + \frac{3}{2}H_2$$

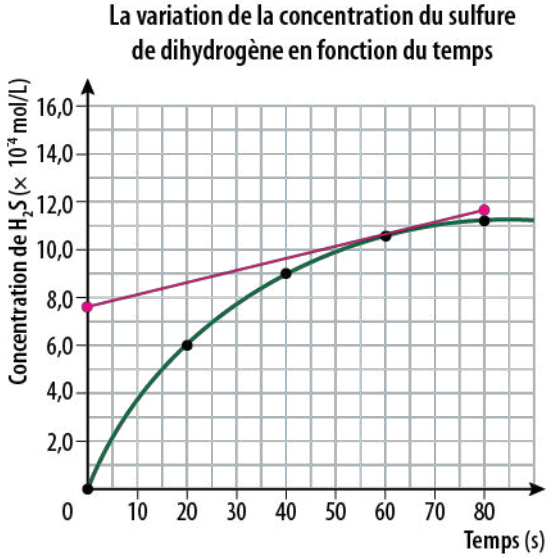
Quelle est la vitesse générale de cette réaction ?

A. $7{,}26 \times 10^{-5}$ mol/L • s B. $2{,}18 \times 10^{-4}$ mol/L • s C. $6{,}54 \times 10^{-4}$ mol/L • s D. $1{,}38 \times 10^{4}$ mol/L • s

48 On mesure la variation de la concentration du sulfure de dihydrogène (H_2S) pendant la réaction suivante.

$$CH_{4(g)} + 2\ S_{2(g)} \rightarrow CS_{2(g)} + 2\ H_2S_{(g)}$$

Les résultats sont présentés dans le diagramme suivant.



Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

a) Calculez la vitesse moyenne de formation du sulfure de dihydrogène pour les 60 premières secondes de réaction.

Données	**Solution**
$[H_2S]$ au temps 0 s = 0 mol/L $[H_2S]$ au temps 60 s = $10{,}5 \times 10^{-4}$ mol/L Δt = 60 s v = ? mol/L • s	*Calculer la vitesse moyenne de réaction de H_2S en trouvant la pente de la sécante.* $v = \frac{\Delta[H_2S]}{\Delta t} = \frac{10{,}5 \times 10^{-4}\ \text{mol/L} - 0\ \text{mol/L}}{60\ \text{s}}$ $= \frac{10{,}5 \times 10^{-4}\ \text{mol/L}}{60\ \text{s}} = 1{,}8 \times 10^{-5}\ \text{mol/L} \cdot \text{s}$
Réponse : La vitesse moyenne de réaction du sulfure de dihydrogène pour les 60 premières secondes est de $1{,}8 \times 10^{-5}$ mol/L • s.	

b) Calculez la vitesse instantanée à la 60e seconde.

Données	**Solution**
$[H_2S]$ au temps 0 s = $7{,}8 \times 10^{-4}$ mol/L $[H_2S]$ au temps 80 s = $11{,}7 \times 10^{-4}$ mol/L t_1 = 0 s t_2 = 80 s v = ? mol/L • s	1. *Tracer la tangente sur le diagramme.* Voir le diagramme, à la page précédente. 2. *Calculer la vitesse instantanée de réaction de H_2S en trouvant le taux de variation de la tangente à 60 s.* $v = \frac{\Delta[H_2S]}{\Delta t} = \frac{(11{,}7 \times 10^{-4}\ \text{mol/L}) - (7{,}8 \times 10^{-4}\ \text{mol/L})}{80\ \text{s} - 0\ \text{s}}$ $= \frac{3{,}9 \times 10^{-4}\ \text{mol/L}}{80\ \text{s}} = 4{,}9 \times 10^{-6}\ \text{mol/L} \cdot \text{s}$
Réponse : La vitesse instantanée de réaction du sulfure de dihydrogène à la 60e seconde est de $4{,}9 \times 10^{-6}$ mol/L • s.	

Chapitre 7

49 Parmi les énoncés suivants, lequel correspond le mieux à la théorie des collisions ?

A. Seules les collisions entre les particules de réactifs se faisant avec suffisamment d'énergie donnent lieu à une réaction chimique.

B. Seules les collisions entre les particules de réactifs se faisant avec une orientation adéquate donnent lieu à une réaction chimique.

(C.) Seules les collisions entre les particules de réactifs se faisant avec suffisamment d'énergie et une orientation adéquate donnent lieu à une réaction chimique.

D. Toutes les collisions entre les particules de réactifs donnent lieu à une réaction chimique.

50 Parmi les facteurs suivants, lesquels exercent une influence sur la vitesse des réactions chimiques ?

I) Nature des réactifs	III) Masse des réactifs	V) Volume des réactifs
II) Concentration des réactifs	IV) Surface de contact des réactifs	

A. II et IV (B.) I, II et IV C. I, II, III et V D. I, II, III, IV et V

51 Parmi les énoncés suivants, lequel est en accord avec la loi des vitesses de réaction ?

A. L'ordre d'un réactif dépend de sa concentration.

B. La constante de vitesse (*k*) dépend de la concentration des réactifs.

C. La constante de vitesse (*k*) est indépendante de la température.

(D.) L'ordre global de la réaction est la somme des ordres de chacun des réactifs.

52 Pour la réaction chimique suivante, chacun des réactifs est d'ordre 1.

$$S_2O_8^{2-}{}_{(aq)} + 3\ I^-{}_{(aq)} \rightarrow 2\ SO_4^{2-}{}_{(aq)} + I_3^-{}_{(aq)}$$

a) Quel est l'effet sur la vitesse de réaction lorsque la concentration de chacun des réactifs est diminuée de moitié ?

A. La vitesse de réaction est divisée par deux.

B. La vitesse de réaction est multipliée par deux.

(C.) La vitesse de réaction est divisée par quatre.

D. La vitesse de réaction ne change pas.

b) On a établi que la constante de vitesse de cette réaction est de $7{,}6 \times 10^{-3}$ L/mol • s.

Quelle est la vitesse initiale de réaction si les deux réactifs ont une concentration de 0,5 mol/L ?

A. $3{,}8 \times 10^{-3}$ mol/L • s

B. $3{,}0 \times 10^{-2}$ mol/L • s

C. $7{,}6 \times 10^{-3}$ mol/L • s

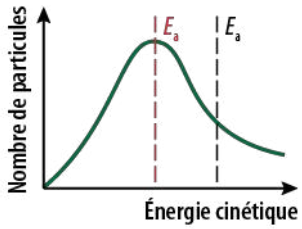
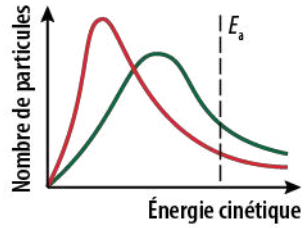
(D.) $1{,}9 \times 10^{-3}$ mol/L • s

53 Sur les diagrammes suivants, le tracé rouge montre l'effet d'une modification d'une condition d'une réaction chimique. Pour chaque réaction :

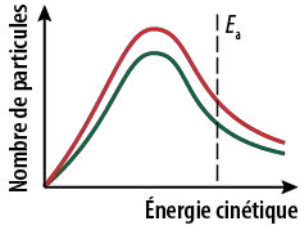
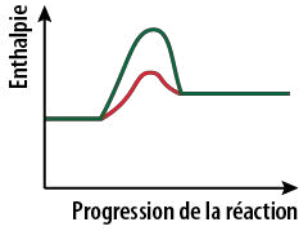
a) indiquez quel facteur pouvant influer sur la vitesse de réaction a été modifié ;

b) précisez quelle modification ce facteur a subie ;

c) indiquez si la vitesse de réaction a augmenté (↑) ou diminué (↓) à la suite de chacune des modifications.

Diagramme	Facteur modifié	Modification subie par le facteur	Effet sur la vitesse de réaction
	Présence d'un catalyseur	Un catalyseur a été ajouté au milieu réactionnel.	↑
	Température du milieu réactionnel	La température a diminué.	↓

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Diagramme	Facteur modifié	Modification subie par le facteur	Effet sur la vitesse de réaction
	Concentration des réactifs	La concentration des réactifs a augmenté.	↑
	Présence d'un catalyseur	Un catalyseur a été ajouté au milieu réactionnel.	↑

54 Au laboratoire, les mesures suivantes ont été obtenues en réalisant la réaction que voici.

$$N_2O_{(g)} + CO_{(g)} \rightarrow N_{2(g)} + CO_{2(g)}$$

$[N_2O]$ (mol/L)	[CO] (mol/L)	Vitesse de réaction (mol/L • s)
0,0060	0,0060	$2,7 \times 10^{-5}$
0,0060	0,012	$5,4 \times 10^{-5}$
0,0180	0,012	$1,6 \times 10^{-4}$

a) Quelle est l'expression de la vitesse de réaction pour cette réaction ?

$v = k\,[N_2O] \cdot [CO]$

b) Calculez la constante de vitesse pour cette réaction.

Données

$v = 2,7 \times 10^{-5}$ mol/L • s

$[N_2O] = 0,0060$ mol/L

$[CO] = 0,0060$ mol/L

$k = ?$

Solution

Calculer la constante de vitesse.

$$v = k \cdot [N_2O] \cdot [CO] \Rightarrow k = \frac{v}{[N_2O] \cdot [CO]}$$

$$k = \frac{2,7 \times 10^{-5}\ \text{mol/L} \cdot \text{s}}{[0,0060\ \text{mol/L}] \cdot [0,0060\ \text{mol/L}]}$$

$= 0,75$ L/mol • s

Réponse : La valeur de la constante de vitesse est de 0,75 L/mol • s.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

c) Calculez la vitesse de la réaction pour une concentration de protoxyde d'azote (N_2O) de 0,010 mol/L et une concentration de monoxyde de carbone (CO) de 0,020 mol/L à la même température.

Données	**Solution**
k = 0,75 L/mol • s $[N_2O]$ = 0,010 mol/L [CO] = 0,020 mol/L v = ? mol/L • s	$v = k \cdot [N_2O] \cdot [CO]$ = (0,75 L/mol • s) • (0,010 mol/L • 0,020 mol/L) = $1,5 \times 10^{-4}$ mol/L • s
Réponse : La valeur de la vitesse de réaction est de $1,5 \times 10^{-4}$ mol/L • s.	

Chapitre 8

55 Parmi les situations suivantes, lesquelles sont des transformations réversibles ?

I) La combustion de l'éthanol	III) L'évaporation de l'éthanol	V) La précipitation d'un sel dans une solution saturée
II) La dissolution d'un sel	IV) La neutralisation d'une base par un acide	

A. I et II B. II, III, IV et V C. II, III et IV (D.) II, III et V

56 Parmi les énoncés suivants, lequel présente toutes les conditions nécessaires à une situation d'équilibre chimique ?

A. Système ouvert, propriétés macroscopiques constantes, réaction réversible

B. Système fermé, propriétés macroscopiques constantes, réaction irréversible

(C.) Système fermé, propriétés macroscopiques constantes, réaction réversible

D. Système ouvert, propriétés macroscopiques variables, réaction irréversible

57 Pour la réaction de formation de l'ammoniac (NH_3), quelles modifications parmi les suivantes favorisent la réaction directe ?

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,NH_{3(g)} + 92{,}0\,kJ$$

I) Augmentation de la pression	III) Diminution de la concentration de diazote (N_2)	V) Augmentation du volume du milieu réactionnel
II) Augmentation de la température	IV) Diminution de la concentration d'ammoniac (NH_3)	

(A.) I et IV B. I, II et IV C. II, III et V D. II et IV

58 L'ozone (O_3) et le dioxygène (O_2) sont des molécules en équilibre dans l'atmosphère terrestre. Voici l'équation de cette réaction d'équilibre.

$$3\,O_{2(g)} + 284{,}1\,kJ \rightleftharpoons 2\,O_{3(g)}$$

Des modifications des conditions de pression et de température de l'atmosphère peuvent influer sur cet équilibre et favoriser la formation de l'ozone ou sa décomposition.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Parmi les situations suivantes, indiquez celle qui favorise le plus la décomposition de l'ozone atmosphérique.

A. Une augmentation de la température et de la pression atmosphérique.

B. Une augmentation de la température et une diminution de la pression atmosphérique.

C. Une diminution de la température et une augmentation de la pression atmosphérique.

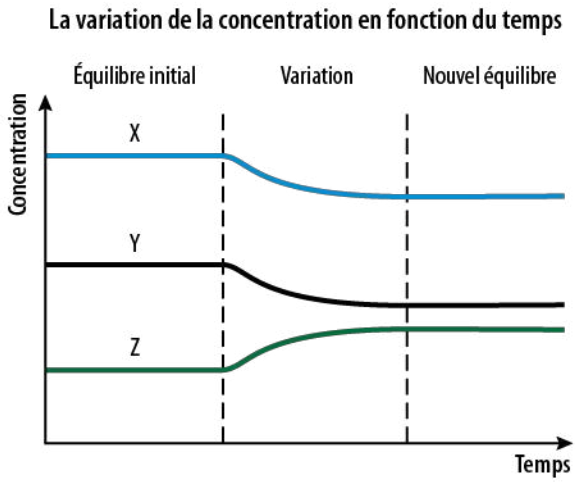
(D.) Une diminution de la température et de la pression atmosphérique.

59 La réaction hypothétique suivante se déroule en solution aqueuse.

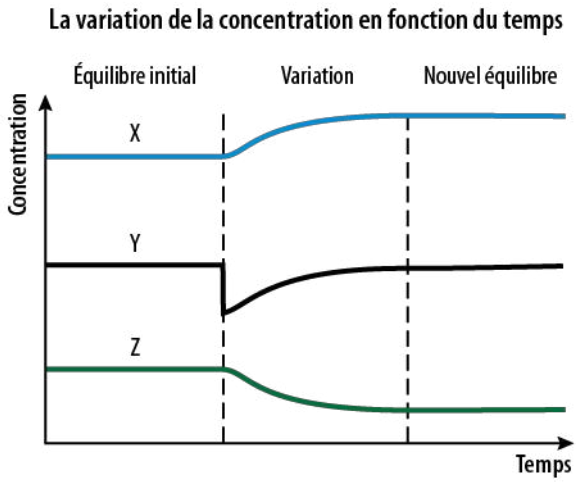
$$X_{(aq)} + Y_{(aq)} \rightleftharpoons Z_{(aq)}$$

Une fois l'équilibre atteint, on ajoute dans le milieu réactionnel une substance qui cause la précipitation d'une partie du réactif Y. Parmi les diagrammes suivants, indiquez celui qui correspond à cette situation.

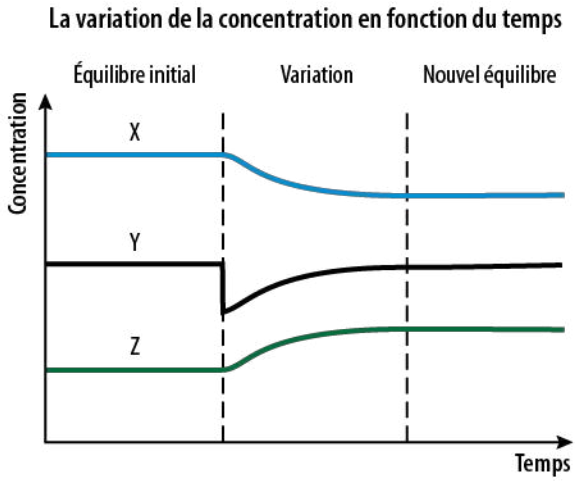
A.



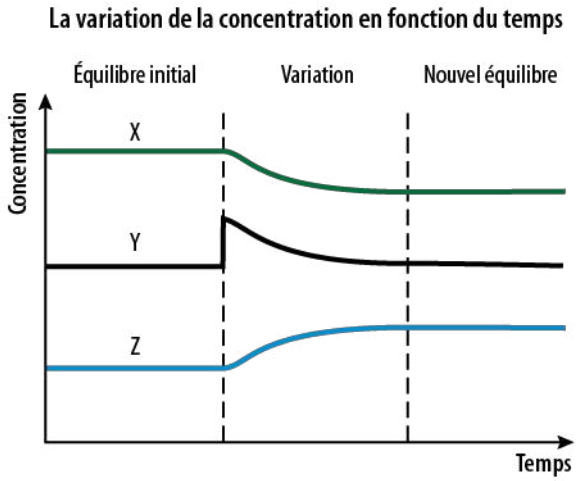
(C.)



B.



D.



Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

60 Soit la réaction à l'équilibre suivante entre le méthane (CH_4), le carbone solide (C) et le dihydrogène (H_2).

$$CH_{4(g)} + 74{,}9\ kJ \rightleftharpoons C_{(s)} + 2\ H_{2(g)}$$

Décrivez quatre façons différentes de favoriser la réaction directe de cette réaction.

Quatre réponses parmi les suivantes : Augmenter la concentration du méthane, retirer le dihydrogène du milieu réactionnel, augmenter la température du milieu réactionnel, diminuer la pression du milieu réactionnel, augmenter le volume du milieu réactionnel.

61 Pour la réaction à l'équilibre suivante, indiquez si les changements proposés favorisent la réaction directe, la réaction inverse ou s'ils n'affectent pas l'équilibre.

$$CaCO_{3(s)} + 178{,}6\ kJ \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

Modification apportée au système réactionnel	Réaction directe favorisée	Réaction inverse favorisée	Pas d'effet sur l'équilibre
a) Ajout de $CaCO_3$			✓
b) Ajout de CaO			✓
c) Ajout de CO_2		✓	
d) Augmentation de la température	✓		
e) Augmentation de la pression		✓	
f) Augmentation du volume	✓		

Chapitre 9

62 Soit la réaction suivante.

$$4\,Fe(OH)_{3(s)} \rightleftharpoons 4\,Fe(OH)_{2(s)} + 2\,H_2O_{(g)} + O_{2(g)}$$

Quelle expression de la constante d'équilibre décrit le mieux cette réaction ?

A. $K_C = \dfrac{[Fe(OH)_2]^4[H_2O]^2[O_2]}{[Fe(OH)_3]^4}$

B. $K_C = \dfrac{1}{[H_2O]^2[O_2]}$

(C.) $K_C = [H_2O]^2[O_2]$

D. $K_C = \dfrac{[Fe(OH)_2]^4}{[Fe(OH)_3]^4}$

63 La dissolution du dichlorure de cobalt ($CoCl_2$) dans l'acide chlorhydrique (HCl) atteint l'état d'équilibre selon l'équation suivante.

$$\underset{\text{rose}}{Co(H_2O)_6^{2+}{}_{(aq)}} + 4\,Cl^-_{(aq)} \rightleftharpoons \underset{\text{bleu}}{CoCl_4^{2-}{}_{(aq)}} + 6\,H_2O_{(l)}$$

Quand on ajoute de la chaleur à ce système à l'équilibre, la solution devient rose. Lequel de ces énoncés s'applique à cette réaction ?

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

A. La réaction est exothermique dans le sens direct, et la valeur de la constante d'équilibre de la réaction directe augmente avec l'augmentation de la température.

B. La réaction est endothermique dans le sens direct, et la valeur de la constante d'équilibre de la réaction directe diminue avec l'augmentation de la température.

C. La réaction est exothermique dans le sens inverse, et la valeur de la constante d'équilibre de la réaction inverse diminue avec l'augmentation de la température.

D. La réaction est endothermique dans le sens inverse, et la valeur de la constante d'équilibre de la réaction inverse augmente avec l'augmentation de la température.

64 Soit la réaction hypothétique suivante.

$$A_{(aq)} + B_{(s)} \rightleftharpoons C_{(aq)}$$

L'analyse de 250 mL de la solution à l'équilibre montre la présence de 0,350 mol de A, de 0,125 mol de B et de 0,625 mol de C. Quelle est la valeur de la constante de cet équilibre dans ces conditions ?

A. $K_C = 1{,}79$ B. $K_C = 0{,}560$ C. $K_C = 3{,}57$ D. $K_C = 0{,}280$

65 Soit la réaction suivante.

$$CO_{(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_{4(g)} + H_2O_{(g)}$$

À l'état d'équilibre, il est établi que :

$$[CH_4] = [H_2O] = 0{,}0110\ \text{mol/L} \quad \text{et} \quad [CO] = [H_2] = ?\ \text{mol/L}$$

Sachant que la constante d'équilibre (K_C) est de $2{,}85 \times 10^{-2}$, déterminez la concentration, à l'équilibre, du dihydrogène (H_2) et du monoxyde de carbone (CO).

Données

$[CH_4] = 0{,}0110\ \text{mol/L}$

$[H_2O] = 0{,}0110\ \text{mol/L}$

$K_C = 2{,}85 \times 10^{-2}$

$[CO] = ?\ \text{mol/L}$

$[H_2] = ?\ \text{mol/L}$

Solution

1. *Écrire l'expression de la constante d'équilibre de la réaction.*

$$K_C = \frac{[CH_4][H_2O]}{[CO][H_2]^3}$$

2. *Calculer la concentration, à l'équilibre, de H_2 et CO.*

$[CH_4] = [H_2O] = 0{,}0110\ \text{mol/L}$

$[CO] = [H_2] = x$

$$K_C = \frac{[CH_4][H_2O]}{[CO][H_2]^3} = \frac{[CH_4]^2}{x \cdot x^3} = \frac{[CH_4]^2}{x^4}$$

$$K_C = 2{,}85 \times 10^{-2} = \frac{(0{,}0110)^2}{x^4} \quad \Rightarrow \quad x^4 = \frac{(0{,}0110)^2}{2{,}85 \times 10^{-2}}$$

$$x = \sqrt[4]{\frac{(0{,}0110)^2}{2{,}85 \times 10^{-2}}} = 0{,}255\ \text{mol/L}$$

Réponse : La concentration, à l'équilibre, du dihydrogène et du monoxyde de carbone est de 0,255 mol/L.

66 Soit les substances suivantes.

I) $Mg(OH)_2$	III) NH_3	V) H_2O
II) L'ion F^-	IV) $Fe(OH)_3$	VI) HPO_4^{2-}

Parmi ces substances, lesquelles sont des bases d'Arrhenius ?

A. I, V et VI (B.) I, IV et V C. II, III, V et VI D. II, III et VI

67 Soit la réaction suivante.

$$NH_4^+{}_{(aq)} + H_2PO_4^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons NH_{3(aq)} + H_3PO_{4(aq)}$$

Dans cette réaction, laquelle des séquences suivantes présente correctement les deux paires acide-base conjugués ?

A. NH_3/NH_4^+ et $H_2PO_4^-/H_3PO_4$

B. $NH_4^+/H_2PO_4^-$ et H_3PO_4/NH_3

C. $H_2PO_4^-/NH_4^+$ et NH_3/H_3PO_4

(D.) NH_4^+/NH_3 et $H_3PO_4/H_2PO_4^-$

68 À une température de 20 °C, la constante d'ionisation de l'eau (K_{eau}) est égale à $6{,}82 \times 10^{-15}$. À 70 °C, cette constante prend la valeur de $1{,}64 \times 10^{-13}$.

Lequel des énoncés suivants est vrai concernant l'ionisation et le pH de l'eau pure ?

A. L'ionisation de l'eau est un phénomène exothermique, et le pH de l'eau pure est toujours égal à 7, peu importe la température de l'eau.

(B.) L'ionisation de l'eau est un phénomène endothermique, et le pH de l'eau pure diminue avec l'augmentation de la température de l'eau.

C. L'ionisation de l'eau est un phénomène endothermique, et le pH de l'eau pure est toujours égal à 7, peu importe la température de l'eau.

D. L'ionisation de l'eau est un phénomène exothermique, et le pH de l'eau pure diminue avec l'augmentation de la température de l'eau.

69 À une température donnée, laquelle des propriétés suivantes permet de classer les acides selon leur force ?

A. Le pH de l'acide

B. La concentration de l'acide

(C.) La constante d'acidité (K_a) de l'acide

D. Ces trois propriétés

70 Le tableau suivant présente des informations sur trois acides HX, HY et HZ.

Acide	Concentration initiale (mol/L)	pH
HX	0,010	2,20
HY	0,0010	3,70
HZ	0,10	2,20

Laquelle des séquences suivantes classe correctement ces trois acides selon leur force décroissante ?

(A.) HX, HZ et HY B. HZ, HX et HY C. HY, HZ et HX D. HZ, HY et HX

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

71 L'acide hydrazoïque (HN_3) se dissocie dans l'eau selon l'équation suivante.

$$HN_{3(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + N_3^-{}_{(aq)}$$

Quelle est la valeur de la constante d'ionisation de l'acide hydrazoïque si la dissolution de 0,250 g de cet acide dans 250 mL d'eau fournit une solution dont le pH est de 3,18 ?

Données

$M_{HN_3} = 43{,}04$ g/mol

$m_{HN_3} = 0{,}250$ g

pH = 3,18

$V = 250$ mL $= 0{,}250$ L

$K_a = ?$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de HN_3.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}250\text{ g}}{43{,}04\text{ mol/L}} = 5{,}81 \times 10^{-3}\text{ mol}$$

2. *Calculer la concentration initiale de HN_3.*

$$C = \frac{n}{V} = \frac{5{,}81 \times 10^{-3}\text{ mol}}{0{,}250\text{ L}} = 2{,}32 \times 10^{-2}\text{ mol/L}$$

3. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.*

$$[H^+]_{éq} = 10^{-pH} = 10^{-3{,}18} = 6{,}6 \times 10^{-4}\text{ mol/L}$$

4. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$HN_{3(aq)} \rightleftharpoons$	$H^+_{(aq)}$ +	$N_3^-{}_{(aq)}$
Initiale (C_i)	$2{,}32 \times 10^{-2}$	0	0
Variation (ΔC)	$-6{,}6 \times 10^{-4}$	$+6{,}6 \times 10^{-4}$	$+6{,}6 \times 10^{-4}$
Équilibre ($C_{éq}$)	$2{,}25 \times 10^{-2}$	$6{,}6 \times 10^{-4}$	$6{,}6 \times 10^{-4}$

5. *Calculer la constante d'ionisation de HN_3.*

$$K_a = \frac{[H^+][N_3^-]}{[HN_3]} = \frac{(6{,}6 \times 10^{-4})(6{,}6 \times 10^{-4})}{2{,}25 \times 10^{-2}} = 1{,}9 \times 10^{-5}$$

Réponse : La constante d'ionisation de l'acide hydrazoïque est de $1{,}9 \times 10^{-5}$.

72 Parmi les expressions suivantes, laquelle correspond à la constante de basicité (K_b) de la pyridine (C_5H_5N), une base de Brønsted-Lowry ?

A. $K_b = \dfrac{[C_5H_5N]}{[C_5H_5NH^+][OH^-]}$

B. $K_b = \dfrac{[C_5H_4N^-][H^+]}{[C_5H_5N]}$

C. $K_b = \dfrac{[C_5H_5NH^+][OH^-]}{[C_5H_5N]}$

D. $K_b = \dfrac{[C_5H_5N]}{[C_5H_4N^-][H^+]}$

73 Soit l'équation de dissolution suivante.

$$Ca_3(PO_4)_{2(s)} \rightleftharpoons 3\,Ca^{2+}_{(aq)} + 2\,PO_4^{3-}{}_{(aq)}$$

Laquelle des expressions suivantes permet de calculer la solubilité molaire du phosphate de calcium ($Ca_3(PO_4)_2$) ?

A. $s = \sqrt[5]{\dfrac{K_{ps}}{108}}$

B. $s = \sqrt{K_{ps}}$

C. $s = \sqrt[3]{\dfrac{K_{ps}}{4}}$

D. $s = \left(\dfrac{K_{ps}}{108}\right)^5$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

74 Soit les constantes du produit de solubilité (K_{ps}) des deux sels suivants.

- Carbonate d'argent (Ag_2CO_3) : $K_{ps} = 8{,}46 \times 10^{-12}$
- Carbonate de magnésium ($MgCO_3$) : $K_{ps} = 6{,}82 \times 10^{-6}$

On dispose de solutions saturées de ces deux sels. Dans quelle solution la concentration en ions carbonate (CO_3^{2-}) est-elle la plus grande ?

Données

$K_{ps(Ag_2CO_3)} = 8{,}46 \times 10^{-12}$

$K_{ps(MgCO_3)} = 6{,}82 \times 10^{-6}$

$s_{Ag_2CO_3} = ?$ mol/L

$s_{MgCO_3} = ?$ mol/L

Solution

1. *Calculer la solubilité molaire du Ag_2CO_3.*

$Ag_2CO_{3(s)} \rightleftharpoons 2\,Ag^+_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$

Poser la variable s pour la solubilité molaire.

$[Ag^+] = 2 \cdot [Ag_2CO_3] = 2 \cdot s$

$[CO_3^{2-}] = [Ag_2CO_3] = s$

$K_{ps} = [Ag^+]^2 [CO_3^{2-}] = (2s)^2 \cdot s = 4s^3$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8{,}46 \times 10^{-12}}{4}} = 1{,}28 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

2. *Calculer la solubilité molaire du $MgCO_3$.*

$MgCO_{3(s)} \rightleftharpoons Mg^{2+}_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$

Poser la variable s pour la solubilité molaire.

$[Mg^{2+}] = [MgCO_3] = s$

$[CO_3^{2-}] = [MgCO_3] = s$

$K_{ps} = [Mg^{2+}][CO_3^{2-}] = s \cdot s = s^2$

$$s = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{6{,}82 \times 10^{-6}} = 2{,}61 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

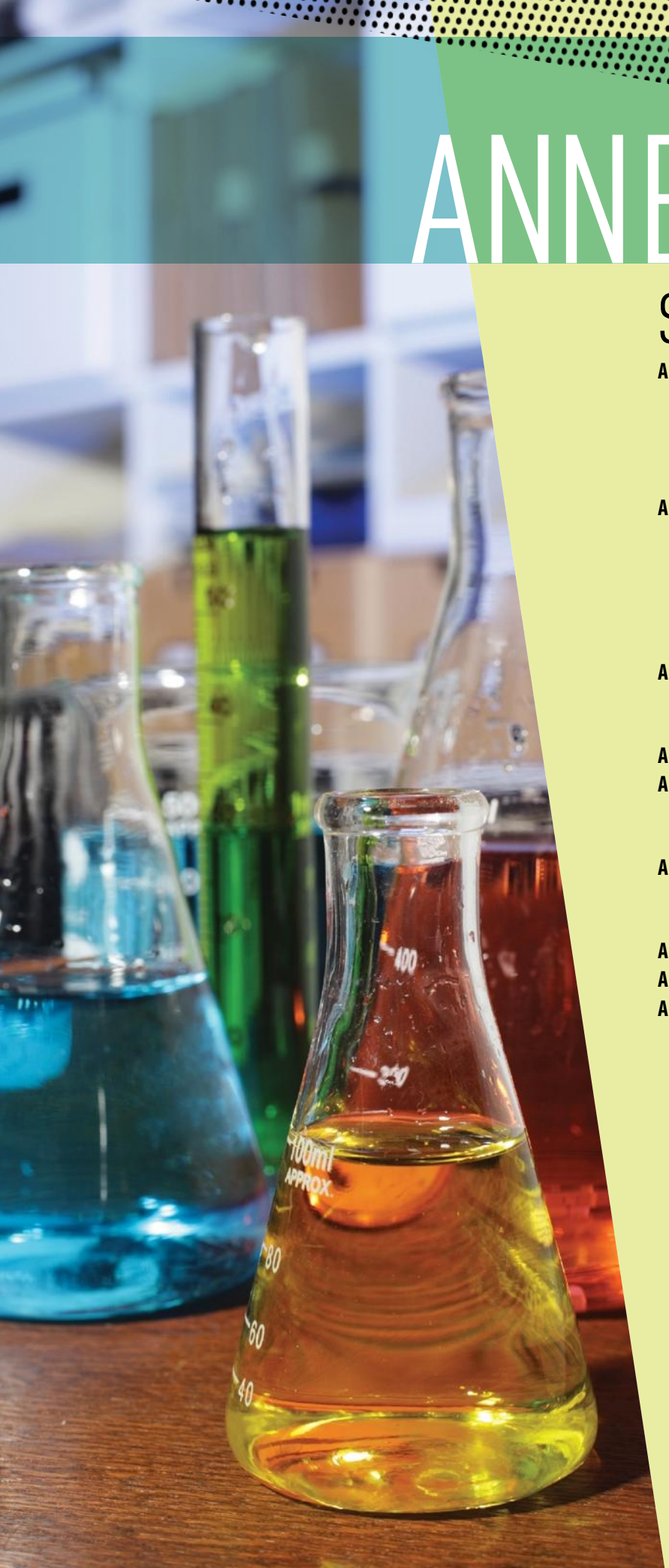
3. *Calculer la concentration en ions CO_3^{2-} dans les deux solutions.*

Ag_2CO_3 : $[CO_3^{2-}] = [Ag_2CO_3] = s = 1{,}28 \times 10^{-4}$ mol/L

$MgCO_3$: $[CO_3^{2-}] = [MgCO_3] = s = 2{,}61 \times 10^{-3}$ mol/L

Réponse : La concentration en ions carbonate d'une solution saturée de carbonate de magnésium est supérieure à celle d'une solution saturée de carbonate d'argent.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.



ANNEXES

SOMMAIRE

ANNEXE 1 La sécurité au laboratoire 436
1.1 Les symboles de danger du SIMDUT et du SGH 436
1.2 Les symboles de sécurité utilisés dans la collection *Delta Chimie* 437
1.3 Les règles de sécurité au laboratoire 438
ANNEXE 2 Les techniques de mesure 439
2.1 Les caractéristiques d'un instrument de mesure 439
2.2 La mesure du volume d'un gaz 439
2.3 La mesure de la masse d'un gaz 441
2.4 La mesure du pH 442
2.5 La mesure de la solubilité 442
ANNEXE 3 Les techniques de manipulation 444
3.1 La préparation des solutions 444
3.2 Le titrage 445
ANNEXE 4 Le rapport de laboratoire 448
ANNEXE 5 La présentation des résultats scientifiques 450
5.1 Le tableau 450
5.2 Le diagramme 450
ANNEXE 6 L'interprétation des résultats de la mesure 452
6.1 L'incertitude 452
6.2 Les chiffres significatifs 453
ANNEXE 7 Les unités de mesure en chimie 456
ANNEXE 8 Quelques équations utilisées en chimie 457
ANNEXE 9 Les tableaux de référence 460
9.1 La capacité thermique massique de diverses substances 460
9.2 Les propriétés thermodynamiques de certains éléments 460
9.3 Les énergies moyennes de liaison 461
9.4 Les chaleurs molaires de dissolution à 25 °C 462
9.5 Les enthalpies molaires standards de formation 463
9.6 Les constantes d'ionisation de quelques acides à 25 °C 465
9.7 Les constantes d'ionisation de quelques bases à 25 °C 465
9.8 Les constantes du produit de solubilité dans l'eau à 25 °C pour divers composés 466
9.9 Quelques ions polyatomiques courants 467
9.10 La solubilité (dans l'eau) de quelques composés ioniques courants 467

ANNEXE 1

LA SÉCURITÉ AU LABORATOIRE

Il est important de prêter attention à la santé et à la sécurité au laboratoire, et donc de bien connaître la signification des symboles qui indiquent un danger potentiel. Il faut aussi être au fait des règles de sécurité et les respecter pour prévenir les accidents.

1.1 Les symboles de danger du SIMDUT et du SGH

Le Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT) est en usage partout au Canada. Ce système est cependant graduellement remplacé par le Système général harmonisé (SGH), un projet international dont l'objectif est d'uniformiser les règles de sécurité dans tous les pays. Chacun des symboles de danger du SIMDUT et du SGH a un sens particulier. Toutes les personnes qui manipulent des produits dangereux doivent connaître la signification de ces symboles et les précautions à prendre lorsqu'elles utilisent ces substances (*voir le tableau 1*).

TABLEAU 1 Les précautions associées aux symboles de danger du SIMDUT et du SGH

Symbole du SIMDUT	Symbole du SGH	Risques et précautions à prendre
 Gaz comprimé	 Gaz sous pression	**Risque :** explosion. **Précautions à prendre :** manipuler le contenant avec précaution ; le tenir éloigné de la chaleur et des flammes ; ne pas le perforer ; ouvrir doucement la valve de la bonbonne.
 Matière inflammable et combustible	 Gaz, liquide ou solide inflammables	**Risques :** incendie ou explosion. **Précautions à prendre :** tenir le contenant et son contenu loin de la chaleur, des flammes et des étincelles ; conserver dans un endroit ventilé.
 Matière comburante	 Gaz, liquide ou solide comburants	**Risques :** incendie, aggravation d'incendie ou explosion. **Précautions à prendre :** tenir le contenant et son contenu loin de la chaleur, des flammes, des étincelles et de toute matière combustible, par exemple le bois, l'essence, les solvants.
 Matière ayant des effets toxiques immédiats et graves	 Matière ayant une toxicité aiguë	**Risque :** intoxication si la matière est avalée, si elle entre en contact avec la peau ou si elle est respirée. **Précaution à prendre :** éviter tout contact avec ce produit. Laisser une personne compétente le manipuler pour soi.
 Matière ayant d'autres effets toxiques	 Matière nocive	**Risques :** allergie cutanée, irritation de la peau, des yeux et des voies respiratoires, vertiges et somnolence. **Précaution à prendre :** éviter tout contact avec ce produit. Laisser une personne compétente le manipuler pour soi.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

TABLEAU 1 **Les précautions associées aux symboles de danger du SIMDUT et du SGH (*suite*)**

Symbole du SIMDUT	Symbole du SGH	Risques et précautions à prendre
 Matière corrosive	 Matière corrosive	**Risques :** brûlure, irritation de la peau ou des yeux, ou lésions oculaires. **Précautions à prendre :** éviter tout contact avec la peau et les yeux ; rincer abondamment à l'eau, si cela se produit. Porter des lunettes de sécurité, des gants, un sarrau ou un tablier pour manipuler ce produit.
 Matière dangereusement réactive	 Matière et objet explosifs instables	**Risques :** explosion en masse, effet de souffle, projections ou incendie. **Précautions à prendre :** manipuler le contenant avec précaution ; éviter les vibrations ; le tenir éloigné de la chaleur, des flammes et de la lumière vive ; ne pas le perforer.
Aucun symbole	 Matière présentant divers dangers	**Risques :** réactions allergiques, asthme ou difficultés respiratoires si la matière est respirée ; anomalies génétiques, cancer ou dommages aux organes ; perte de fertilité ou anomalies du fœtus, nocivité pour les bébés nourris au lait maternel. **Précaution à prendre :** éviter tout contact avec le produit.
Aucun symbole	 Matière toxique pour le milieu aquatique	**Risque :** effets néfastes à long terme. **Précautions à prendre :** ne pas rejeter dans les eaux usées (éviers, égouts) ; récupérer dans les contenants appropriés après utilisation.
 Matière infectieuse	 Matière infectieuse	**Risque :** risque biologique, car matière potentiellement infectieuse. **Précaution à prendre :** éviter tout contact avec ce produit.

1.2 Les symboles de sécurité utilisés dans la collection *Delta Chimie*

TABLEAU 2 **Les symboles de sécurité dans la collection *Delta Chimie***

Symbole	Précaution à prendre	Symbole	Précaution à prendre
 Protection des yeux	Porter des lunettes de sécurité.	 Attention aux brûlures	Manipuler avec prudence les substances et les objets chauds.
 Protection des cheveux	S'attacher les cheveux.	 Attention à la chaleur	Porter des mitaines isolantes.
 Protection de la peau	Porter des gants.	 Attention aux vapeurs nocives	Travailler sous la hotte ou dans un local bien aéré.
 Protection des vêtements	Porter un sarrau ou un tablier.	 Attention aux objets tranchants ou pointus	Manipuler avec prudence les objets tranchants ou pointus.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

1.3 Les règles de sécurité au laboratoire

La sécurité suppose un comportement et une attitude responsables, donc le respect de certaines règles. Il est important de bien connaître ces règles de sécurité et, surtout, de les observer en tout temps.

Les règles de sécurité au laboratoire

1. Repérer l'endroit le plus proche où se trouvent la trousse de premiers soins, l'extincteur, la couverture ininflammable, la douche de sécurité, le lave-yeux et l'alarme d'incendie. Apprendre à utiliser adéquatement chacun de ces objets.
2. Avant de commencer une expérience, s'assurer de bien connaître la marche à suivre et de comprendre tous ses aspects, tels que les manipulations à effectuer, l'élimination des déchets ou les symboles de sécurité.
3. Obtenir l'approbation de la personne responsable avant de commencer les manipulations dont on a soi-même élaboré le protocole. Obtenir également son approbation si on a modifié une partie d'un protocole déjà approuvé.
4. Manipuler le matériel avec soin, agir avec calme et se concentrer sur son travail.
5. Garder la surface de travail propre et en ordre.
6. Porter des lunettes de sécurité, des gants et un sarrau ou un tablier, lorsque prescrit.
7. Éviter de porter des bijoux, des vêtements pouvant gêner les mouvements et des chaussures non lacées. S'attacher les cheveux.
8. Ne jamais boire, manger ou mâcher de la gomme.
9. Ne jamais laisser sans surveillance une expérience en cours.
10. Ne pas toucher ni goûter à une substance. Ne respirer aucune substance directement.
11. Avant d'utiliser un appareil électrique ou un appareil chauffant, s'assurer qu'il est en bon état. Signaler toute défectuosité ou anomalie à la personne responsable.
12. Ne jamais chauffer une substance inflammable avec un brûleur ; utiliser plutôt une plaque chauffante.
13. Se rincer les mains à l'eau après une expérience.
14. Avertir immédiatement la personne responsable de tout incident, même s'il semble sans gravité. Cet incident peut être une blessure, le déversement d'un produit ou un bris de matériel.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

ANNEXE 2

LES TECHNIQUES DE MESURE

2.1 Les caractéristiques d'un instrument de mesure

Au laboratoire, les mesures sont effectuées à l'aide d'instruments dont les qualités attendues sont la précision, la fidélité, la justesse et la sensibilité (*voir la figure 1*).

La précision	La justesse
• Correspond à l'incertitude absolue de l'instrument de mesure. Cette incertitude est souvent indiquée par le fabriquant. • Lorsque la précision n'est pas indiquée, elle correspond à la moitié de la plus petite graduation de l'instrument. Dans le cas d'un appareil électronique, elle correspond à l'unité de la plus petite graduation affichée.	• Capacité d'un instrument à prendre des mesures avec très peu d'erreurs. • Certaines précautions, comme la mise à zéro de la balance avant son utilisation, peuvent améliorer la justesse d'un instrument de mesure.
La fidélité	**La sensibilité**
• Capacité d'un instrument à reproduire chaque fois le même résultat pour la mesure d'une même quantité, dans les mêmes conditions.	• Capacité d'un instrument de mesure à distinguer deux valeurs différentes, mais très rapprochées l'une de l'autre.

FIGURE 1 Les caractéristiques d'un instrument de mesure.

2.2 La mesure du volume d'un gaz

Un gaz n'a pas un volume défini comme un solide. Il remplit complètement l'espace où il se trouve. Mesurer le volume d'un gaz revient donc à mesurer le volume du contenant dans lequel il est placé. Au laboratoire, il existe différentes méthodes pour mesurer le volume d'un gaz.

Mesurer le volume d'un gaz à l'aide d'une seringue

1. Aspirer le gaz dans la seringue.
2. Fermer la seringue à l'aide d'un bouchon.
3. Mesurer le volume de gaz à la base du joint d'étanchéité de la seringue (*voir la figure 2*).

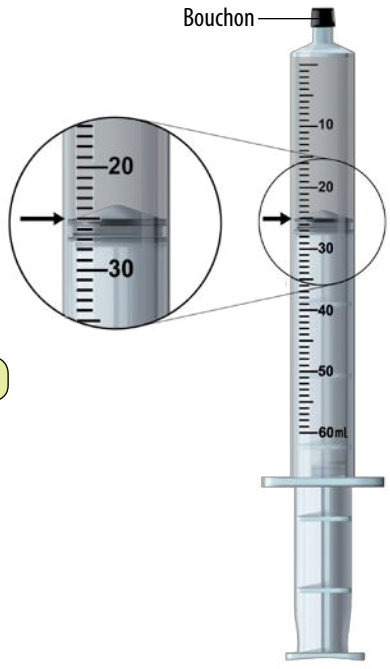


FIGURE 2 La base du joint d'étanchéité indique le volume du gaz : 25,0 mL ± 0,5 mL.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Mesurer le volume d'un gaz par déplacement d'eau à l'aide d'un cylindre gradué



1. Remplir aux trois quarts le bac de récupération de gaz avec de l'eau.
2. Remplir à ras bord un cylindre gradué avec de l'eau et le retourner dans le bac d'eau, au-dessus de l'ouverture qui laisse s'échapper le gaz. S'assurer qu'il n'y a pas d'air dans le cylindre gradué.
3. Relier l'extrémité du tube de caoutchouc où est fixé un bouchon à un système qui dégage un gaz (*voir la figure 3*). Le gaz recueilli dans le cylindre forme des bulles qui s'élèvent en exerçant une pression qui pousse l'eau vers le bas.
4. Ajuster le niveau d'eau dans le cylindre avec celui dans le bac. Lorsque les niveaux d'eau sont à la même hauteur, la pression à l'intérieur du cylindre est alors égale à la pression atmosphérique.
5. Mesurer le volume du gaz dans le cylindre.

Note : À l'étape 4, si la profondeur du bac ne permet pas d'ajuster les niveaux d'eau, fermer le cylindre gradué à l'aide d'un bouchon troué. Mettre un doigt sur le trou du bouchon et transférer le cylindre dans un autre contenant, plus profond, rempli d'eau. Ajuster le niveau d'eau dans le cylindre avec celui du contenant.

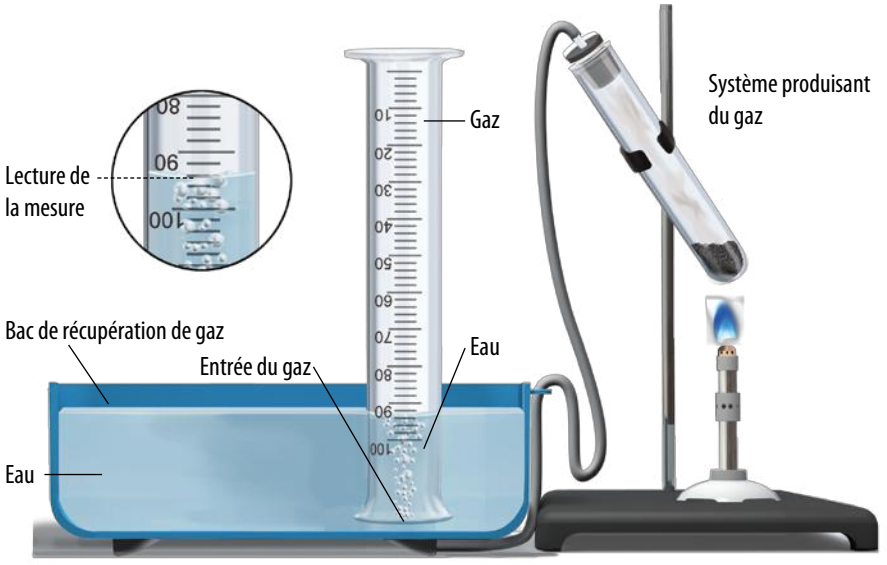
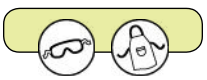


FIGURE 3 Montage utilisé pour recueillir un gaz par déplacement d'eau à l'aide d'un cylindre gradué. Lorsque l'eau dans le cylindre gradué atteint le même niveau que dans le bac, la pression exercée par le gaz et la vapeur d'eau dans le cylindre est égale à la pression atmosphérique.

Mesurer le volume d'un gaz par déplacement d'eau à l'aide d'une burette à gaz



1. Mesurer le volume de solution à faire réagir et le verser dans la burette.
2. Verser doucement de l'eau distillée dans la burette jusqu'à ras bord en la faisant glisser le long de la paroi.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

3. À l'aide d'un fil de cuivre, fixer le solide à faire réagir au bouchon de caoutchouc troué qui sera placé dans l'ouverture de la burette.

4. Fermer la burette à l'aide du bouchon. Lors de cette opération, il faut qu'un peu de liquide déborde de la burette pour s'assurer qu'il ne reste pas d'air dans la burette.

5. Remplir aux trois quarts un bécher de 500 mL avec de l'eau du robinet à température de la pièce.

6. Mettre un doigt sur le trou du bouchon de la burette et la renverser dans le bécher rempli d'eau.

7. À l'aide de la pince, fixer la burette de façon à ce que le bouchon soit posé au fond du bécher (*voir la figure 4*).

8. Laisser réagir complètement.

9. Ajuster le niveau d'eau dans la burette afin qu'il soit le même que celui du bécher. La pression du gaz dans la burette est alors égale à la pression atmosphérique.

10. Mesurer le volume du gaz dans la burette au bas du ménisque.

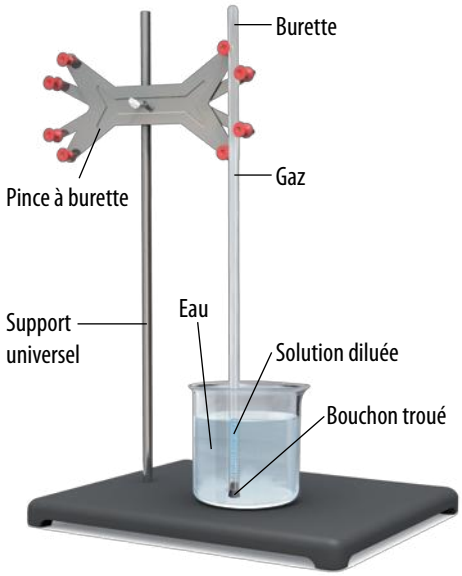


FIGURE 4 Montage utilisé pour recueillir le gaz produit lors d'une réaction chimique et pour en mesurer le volume.

2.3 La mesure de la masse d'un gaz

Lorsqu'on veut mesurer la masse d'un gaz, on procède par la technique de différence de pesée. On mesure d'abord la masse de la seringue vide qui contiendra le gaz, puis on mesure la masse de la seringue contenant le gaz. Par la suite, pour connaître la masse du gaz, on doit soustraire la masse de la seringue vide de la masse de la seringue contenant le gaz.

Le calcul de la masse d'un gaz dans une seringue

$$m_{gaz} = m_{seringue\ avec\ le\ gaz} - m_{seringue\ vide}$$

Les étapes à suivre pour faire le vide dans une seringue

1. Utiliser une seringue dont le piston est percé de façon à ce qu'on puisse y insérer un clou lorsque le piston est positionné à la mesure du volume de gaz à peser.

2. Enfoncer complètement le piston dans la seringue.

3. Mettre le bouchon sur la seringue.

4. Tirer sur le piston de la seringue jusqu'à ce que le trou dans le piston soit visible à la base de la seringue.

5. Insérer un clou dans le trou du piston afin de le maintenir en place (*voir la figure 5*).

6. Pour retirer le clou une fois la pesée terminée, tirer sur le piston de la seringue en le tenant par l'extrémité, laisser tomber le clou et relâcher rapidement le piston.

Note : Par la suite, lors de la pesée de la seringue contenant du gaz, ne pas oublier de remettre le bouchon et le clou.

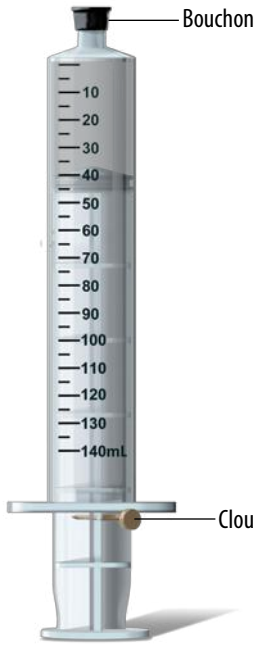


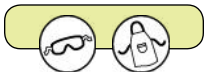
FIGURE 5 Lorsqu'on fait le vide dans une seringue pour déterminer la masse de la seringue vide, on insère un clou dans le piston afin de le maintenir en place.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

2.4 La mesure du pH

Le pH d'une solution peut être mesuré à l'aide d'un papier pH universel ou d'un pH-mètre.

La mesure du pH d'une solution avec un papier pH universel



1. À l'aide d'un compte-gouttes préalablement rincé à l'eau distillée et sec ou préalablement rincé avec la solution, prélever un échantillon de la solution et en déposer une goutte sur une languette de papier pH (ne pas tremper le papier pH directement dans la solution pour ne pas la contaminer).
2. Comparer la teinte prise par le papier pH avec l'échelle des teintes de référence et en déduire le pH de la solution (*voir la figure 6*).

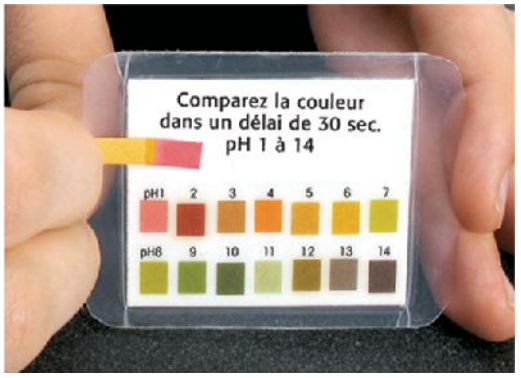
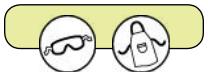


FIGURE 6 Le papier pH universel prend une teinte différente selon le pH de la solution testée. Ici, la valeur du pH est de 1.

La mesure du pH à l'aide d'un pH-mètre



1. Rincer la tête de l'électrode du pH-mètre avec de l'eau distillée, puis l'essuyer avec un papier filtre propre.
2. Au besoin, calibrer le pH-mètre en suivant les directives qui vous seront données.
3. Plonger la tête de l'électrode du pH-mètre calibré dans la solution de pH inconnu.
4. Lire la mesure du pH (*voir la figure 7*).
5. Rincer la tête de l'électrode avec de l'eau distillée, puis l'essuyer avec un papier filtre propre.



FIGURE 7 La lecture du pH se fait directement sur l'écran d'affichage du pH-mètre. Ici, la valeur du pH est de 3,30.

2.5 La mesure de la solubilité

La solubilité est la propriété qui désigne la quantité maximale de soluté pouvant être dissoute dans un volume de solvant donné (généralement 100 mL), à une température donnée.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

La mesure de la solubilité d'un soluté solide



1. Peser un bécher de 400 mL et un cylindre gradué de 10 mL.
2. À l'aide du cylindre gradué de 10 mL et d'un compte-gouttes, mesurer précisément 10 mL de solvant.
3. Peser le cylindre gradué contenant le solvant et calculer la masse du solvant.
4. Verser le solvant dans une éprouvette et noter sa température.
5. À l'aide d'une spatule, ajouter une petite quantité de soluté dans le solvant.
6. Boucher l'éprouvette et agiter en prenant soin de ne pas refermer la main sur l'éprouvette pour ne pas faire augmenter la température.
7. Au besoin, ajouter de petites quantités de soluté et agiter entre chaque ajout jusqu'à l'obtention d'un résidu non dissous au fond de l'éprouvette (*voir la figure 8*). À ce moment, la solution est saturée.
8. Décanter la solution en la transvasant dans le bécher. S'assurer de conserver tout le résidu dans l'éprouvette (*voir la figure 9*).
9. Peser le bécher contenant la solution.
10. Calculer la masse du soluté de la façon suivante :

$$\text{Masse}_{\text{soluté}} = \text{Masse}_{\text{bécher avec solution}} - \text{Masse}_{\text{bécher}} - \text{Masse}_{\text{solvant}}$$

11. Exprimer la solubilité pour un volume de 100 mL de solvant en effectuant le calcul suivant :

$$\text{Solubilité}^{*}\ (\text{g}/100\ \text{mL}) = \frac{\text{Masse}_{\text{soluté}}}{10\ \text{mL}} \times 100$$

* À la température notée préalablement.



FIGURE 8 La solution est saturée.



FIGURE 9 La décantation de la solution.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

ANNEXE 3

LES TECHNIQUES DE MANIPULATION

3.1 La préparation des solutions

Au laboratoire, on utilise souvent des solutions chimiques dont la concentration est déterminée en fonction des besoins d'une expérience ou d'une analyse. Il existe deux façons de préparer une solution : par dissolution d'un composé solide ou par dilution d'un concentré liquide.

Le procédé de dissolution d'un composé solide



La concentration, p. 12



FIGURE 10 Agiter doucement la solution en effectuant un mouvement circulaire afin de dissoudre le soluté.



FIGURE 11 Le ménisque formé par la solution atteint le trait de jauge.

1. Bien rincer à l'eau distillée une fiole jaugée de volume correspondant au volume de solution à préparer.
2. Déterminer la masse du soluté nécessaire pour obtenir la concentration désirée en tenant compte du volume de solution à préparer à l'aide de la formule suivante :

$$C_{\text{solution}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

où

C_{solution} = concentration de la solution, exprimée en grammes par litre (g/L)

$m_{\text{soluté}}$ = masse du soluté, exprimée en grammes (g)

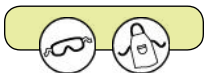
V_{solution} = volume de la solution à préparer, exprimé en litres (L)

3. À l'aide d'une balance et d'une nacelle de pesée, mesurer la masse de soluté calculée à l'étape précédente.
4. Verser le soluté dans la fiole jaugée en utilisant un entonnoir.
5. Rincer la nacelle de pesée et l'entonnoir avec l'eau distillée d'un flacon laveur et verser l'eau de rinçage dans la fiole jaugée.
6. Remplir la fiole jaugée d'eau distillée environ jusqu'à la moitié.
7. Boucher la fiole jaugée, puis l'agiter doucement jusqu'à dissolution complète du soluté (*voir la figure 10*).
8. Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge de la fiole jaugée (*voir la figure 11*).
9. Boucher la fiole jaugée et l'agiter doucement pour homogénéiser le mélange.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Le procédé de dilution d'un concentré liquide

La dilution, p. 13



1. Bien rincer à l'eau distillée une fiole jaugée de volume correspondant au volume de solution à préparer.
2. Déterminer le volume de solution initiale (V_1) à prélever pour obtenir le volume de solution (V_2) et la concentration (C_2) désirés à l'aide de la formule suivante :

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

où
C_1 = concentration de la solution initiale
V_1 = volume de solution initiale à prélever
C_2 = concentration de la solution finale
V_2 = volume de solution finale

3. Prélever le volume de solution initiale (V_1) en le mesurant précisément à l'aide d'un cylindre gradué, puis le verser dans la fiole jaugée (*voir la figure 12*).
4. Remplir la fiole jaugée d'eau distillée environ jusqu'à la moitié.
5. Boucher la fiole jaugée et l'agiter doucement pour homogénéiser le mélange (*voir la figure 10, à la page précédente*).
6. Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge de la fiole jaugée (*voir la figure 13b*).
7. Boucher la fiole jaugée et l'agiter doucement pour homogénéiser le mélange.



FIGURE 12 La solution initiale est une solution concentrée.

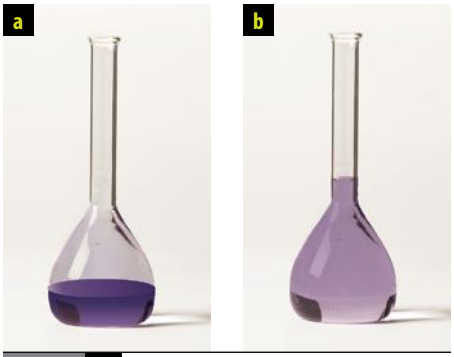


FIGURE 13 La solution concentrée (a) et la solution diluée (b).

3.2 Le titrage

Le titrage permet de déterminer la concentration d'une solution en la faisant réagir avec une autre solution dont on connaît déjà la concentration. La solution dont la concentration est connue porte le nom de « solution étalon ».

Pour un titrage réussi, il faut :

- ajouter progressivement des quantités connues de la solution étalon ;
- être en mesure de déterminer le moment où la réaction chimique est complète.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

La burette permet de verser la solution de façon progressive et de connaître le volume de la solution versée. La plupart du temps, on constate que la réaction de neutralisation est complète en observant un changement de couleur résultant de l'ajout d'un indicateur.

Voici les étapes à suivre pour déterminer la concentration d'une solution par titrage acidobasique.

A Le remplissage de la burette

1. Effectuer le montage requis pour le titrage (*voir la figure 14, à la page suivante*).
2. Remplir la burette à ras bord de solution étalon.
3. Ouvrir légèrement le robinet pour remplir la partie sous le robinet et ajuster le zéro. Au besoin, recueillir la solution dans un bécher, puis la jeter à l'endroit approprié.

B La préparation de la solution à titrer

4. À l'aide d'un cylindre gradué et d'un compte-gouttes, mesurer précisément un volume connu de la solution à titrer, puis le verser dans un erlenmeyer propre et sec ou préalablement rincé avec la solution à titrer.
5. Ajouter le nombre de gouttes d'indicateur requis à la solution à titrer.

C Le déroulement du titrage

6. Ouvrir le robinet de la burette et laisser couler lentement la solution étalon dans la solution à titrer en remuant doucement l'erlenmeyer pour bien mélanger.
7. Lorsque la solution contenue dans l'erlenmeyer change de couleur de façon persistante à l'endroit où le jet de solution étalon touche à la solution à titrer, fermer légèrement le robinet pour diminuer le débit de la solution qui coule de la burette et le verser goutte à goutte en agitant constamment.
8. Continuer de verser goutte à goutte en agitant jusqu'à ce que la coloration soit permanente dans toute la solution à titrer. À ce moment, fermer le robinet. La neutralisation est alors complète (*voir la figure 15, à la page suivante*).
9. Sur la burette, mesurer le volume total de solution étalon versée dans le bécher.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

D Le calcul de la concentration de la solution inconnue

10 Calculer le nombre de moles de solution étalon utilisée à l'aide de l'équation suivante :

$$n = C \cdot V$$

où

n = nombre de moles de solution étalon utilisée, exprimé en moles (mol)

C = concentration de la solution étalon, exprimée en moles par litre (mol/L)

V = volume de solution étalon utilisé, exprimé en litres (L)

11 Utiliser l'équation chimique de la réaction de neutralisation acidobasique effectuée pour déterminer, par stœchiométrie, le nombre de moles de la solution inconnue ayant réagi.

12 Calculer la concentration de la solution inconnue de la façon suivante :

$$C = \frac{n}{V}$$

où

C = concentration de la solution inconnue, exprimée en moles par litre (mol/L)

n = nombre de moles de solution inconnue neutralisée, exprimé en moles (mol)

V = volume de solution inconnue neutralisée, exprimé en litres (L)



FIGURE 14 Le montage à réaliser pour effectuer un titrage.



FIGURE 15 Lorsque l'indicateur change de couleur de façon permanente, il faut fermer le robinet.

ANNEXE 4

LE RAPPORT DE LABORATOIRE

Un rapport de laboratoire est constitué des éléments suivants.

Le but de l'expérimentation

Le but énonce de façon claire et concise le problème qu'on se propose de résoudre en réalisant l'expérience. Lorsque le problème s'y prête, la formulation doit permettre de distinguer clairement la variable indépendante et la variable dépendante.

L'hypothèse

Dans l'hypothèse, on énonce ce qu'on croit être la solution au problème à résoudre. Cette hypothèse doit être justifiée par des connaissances et un raisonnement scientifiques ou par des observations.

Le cadre théorique et la méthodologie

Cette partie du rapport de laboratoire comporte les éléments suivants.

Le cadre théorique Dans un texte continu, on présente les concepts scientifiques nécessaires à la compréhension du rapport de laboratoire (notions, lois, équations chimiques). Cette partie peut comprendre des schémas.

La stratégie expérimentale Il faut décrire le mécanisme expérimental qui permettra d'atteindre le but, en spécifiant les données qui devront être mesurées ou observées.

Dans cette partie, on doit :

- identifier la variable dépendante et la variable indépendante ;
- mentionner l'étalonnage à effectuer et spécifier les moyens utilisés pour s'assurer de la qualité des données obtenues (conditions expérimentales, choix des instruments de mesure) ;
- expliquer le traitement des données qui permettra d'atteindre le but (diagrammes, comparaison avec des valeurs théoriques) ;
- mentionner les variables calculées et indiquer les équations à utiliser.

Les stratégies de contrôle Au cours d'une expérience, plusieurs variables doivent être contrôlées afin de s'assurer qu'elles n'interfèrent pas avec les mesures à prendre. Dans cette partie, on doit nommer les variables à contrôler et décrire les manipulations ou les installations qui permettront d'assurer leur contrôle.

Le matériel et les manipulations

Dans cette partie, on présente les éléments suivants :

- la liste des accessoires de laboratoire, des instruments de mesure (incluant leur précision) et des substances utilisées (en précisant la quantité et la concentration) ;
- le schéma du montage, par exemple un plan, un dessin, une photo ;
- les manipulations nécessaires pour réaliser l'expérience (celles-ci doivent être numérotées et décrites à l'aide de phrases courtes débutant par un verbe à l'infinitif).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Les résultats

Cette partie comprend les éléments suivants :

- les tableaux des mesures et des observations (*voir l'annexe 5*, La présentation des résultats scientifiques, *à la page suivante*) ;
- les tableaux des données transformées ou des valeurs calculées ;
- les diagrammes effectués à partir des mesures ou des données transformées.

Pour chaque type de calcul effectué, on doit présenter un exemple de calcul incluant l'équation mathématique, le calcul et la réponse.

L'analyse des résultats

Dans l'analyse des résultats, on interprète les données et on évalue la stratégie expérimentale suivie. Cette partie comporte les quatre aspects suivants.

La réponse au but On donne la réponse au but déterminé au début du rapport. Le raisonnement doit être expliqué et justifié à l'aide des résultats obtenus et des concepts scientifiques liés au laboratoire.

L'évaluation de l'hypothèse On confirme ou infirme l'hypothèse de départ en se basant sur les résultats.

L'évaluation de la qualité des données et de la stratégie expérimentale suivie Dans cette partie, on présente les différentes sources d'erreur, on revient sur le contrôle des variables, on évalue l'effet de l'incertitude des instruments de mesure et on mentionne tout facteur extérieur qui aurait pu influer sur les résultats. Lorsque cela est pertinent, on compare les résultats obtenus avec les valeurs théoriques.

L'amélioration de la méthode On suggère des façons d'améliorer l'expérimentation pour corriger certaines lacunes mentionnées précédemment.

La conclusion

Dans la dernière partie du rapport, on fait la synthèse de ce qu'on a observé en réalisant l'expérience. On rappelle le but fixé au départ et on résume le résultat obtenu.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

ANNEXE 5

LA PRÉSENTATION DES RÉSULTATS SCIENTIFIQUES

5.1 Le tableau

Le tableau sert à organiser des données quantitatives ou qualitatives afin de faciliter l'analyse de l'information. On construit un tableau afin de présenter les mesures prises au cours d'une expérience et les valeurs calculées grâce au traitement mathématique des résultats.

Pour construire un tableau, il faut observer les règles suivantes (*voir la figure 16*).

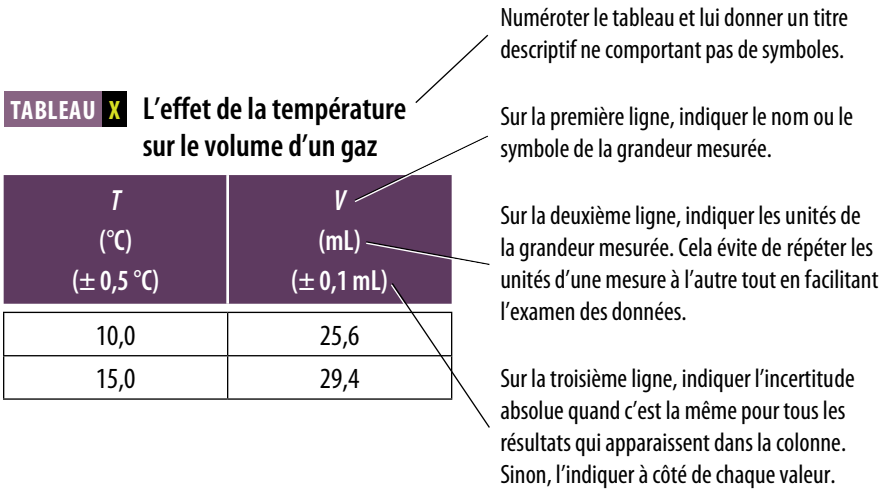


FIGURE 16 Les règles de présentation d'un tableau.

5.2 Le diagramme

Le diagramme est une représentation graphique des données.

Le tracé de la courbe la mieux ajustée

Dans un diagramme, on trace la courbe la mieux ajustée, ou courbe de tendance, lorsque la variation de la variable dépendante est continue (*voir la figure 17, à la page suivante*). Cette courbe peut être une droite ou non. Voici les règles à observer pour en effectuer le tracé.

1. Placer les points sur le graphique, puis les relier en minimisant la distance entre les points et la courbe : on essaie donc d'avoir le même nombre de points de part et d'autre de la courbe.
2. Tracer la courbe à l'aide d'une règle droite ou flexible et d'un crayon fin. La courbe doit être régulière, sans lignes brisées.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

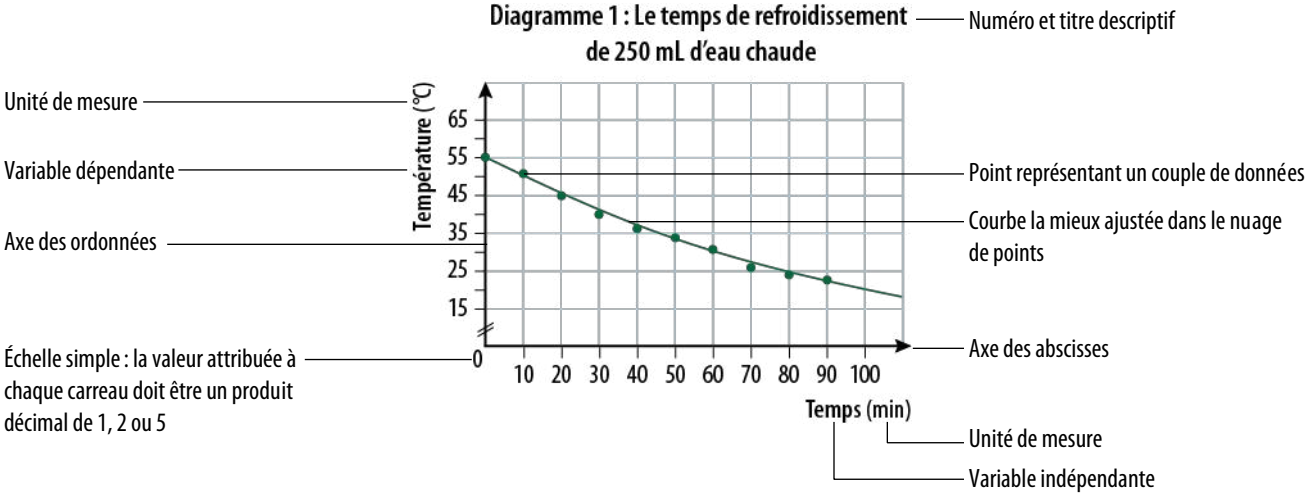


FIGURE 17 La présentation d'un diagramme : un exemple de courbe la mieux ajustée.

Il est à noter que lorsque le taux de variation est calculé à partir des résultats de l'expérience, on doit utiliser des points qui se trouvent sur la courbe la mieux ajustée, même s'ils ne correspondent pas à des mesures prises au laboratoire.

Le taux de variation d'une tangente à la courbe

Dans un diagramme illustrant le volume de gaz en fonction du temps, on peut déterminer la vitesse instantanée en calculant le taux de variation d'une tangente à la courbe tracée en un point précis. Pour tracer une tangente à une courbe en un point A, il faut tracer une droite :

- qui touche à la courbe uniquement au point A ;
- qui a le même taux de variation que la courbe en ce point.

La droite obtenue est une tangente à la courbe. La tangente est bien orientée si les points de la courbe s'écartent de la tangente de façon à peu près symétrique de part et d'autre du point A (*voir la figure 18*). Pour calculer le taux de variation (a), on choisit deux points sur la tangente et on calcule :

$$a = \frac{\Delta y}{\Delta x}$$

Il peut parfois être difficile de tracer la tangente à la courbe en un point donné. Dans ce cas, on peut sélectionner deux points rapprochés et situés à égale distance de part et d'autre du point dont on cherche la vitesse instantanée. On trace ensuite une droite qui relie ces deux points. La droite ainsi tracée est parallèle à la tangente et a donc le même taux de variation.

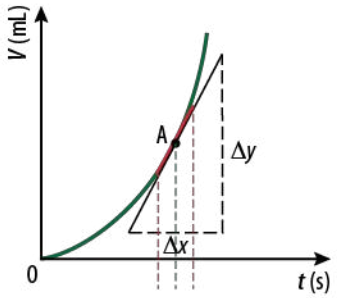


FIGURE 18 Le tracé d'une tangente à la courbe au point A (en noir). La droite (en rouge) tracée en utilisant deux points à même distance du point A a le même taux de variation que la tangente au point A.

ANNEXE 6

L'INTERPRÉTATION DES RÉSULTATS DE LA MESURE

6.1 L'incertitude

Toutes les mesures réalisées à l'aide d'un instrument ou d'un appareil comportent une incertitude. Les deux sources d'incertitude sont l'appareil de mesure lui-même, ainsi que l'habileté d'une personne à effectuer la mesure, à percevoir et à interpréter sa lecture. En fait, aucune mesure ne peut être faite avec une certitude totale.

L'incertitude absolue



FIGURE 19 Le volume d'eau mesuré est de 30,0 mL ± 0,5 mL.

L'incertitude de lecture associée à un instrument de mesure correspond généralement à la moitié de la plus petite graduation de l'instrument. Pour un appareil électronique, elle correspond à l'unité de la plus petite graduation affichée. En général, on inscrit cette incertitude dans le tableau des résultats à l'aide du symbole « ± » placé devant sa valeur.

Par exemple, pour une mesure prise à l'aide d'un cylindre gradué de 50 mL dont la plus petite graduation est 1 mL, l'incertitude absolue sera de 0,5 mL (*voir la figure 19*). Cela s'écrit de la façon suivante :

$$V = (30{,}0 \pm 0{,}5)\ \text{mL}$$

Cette notation signifie que le volume d'eau mesuré n'est pas exactement égal à 30,0 mL, mais qu'il est compris entre 29,5 et 30,5 mL. Le dernier chiffre de la mesure (le plus à droite) est toujours une valeur estimée.

Il est à noter que, lorsque l'incertitude comporte plus d'un chiffre significatif (*voir la section 6.2, à la page suivante*), sa valeur est arrondie pour qu'il n'y en ait qu'un seul. Ainsi, l'incertitude de ± 2,5 mL (deux chiffres significatifs) d'un cylindre gradué aux 5 mL sera arrondie à ± 3 mL (un chiffre significatif).

L'incertitude relative

Si on veut connaître le niveau de précision d'une mesure, on peut exprimer l'incertitude sous forme de pourcentage. On parle alors d'incertitude relative. C'est le rapport entre l'incertitude absolue et la valeur mesurée.

$$\text{Incertitude relative} = \frac{\text{Incertitude absolue}}{\text{Valeur de la mesure}} \cdot 100\ \%$$

EXEMPLE

Quelle est l'incertitude relative du volume de solution dans le cylindre gradué de la figure 19 ?

Données

$V = 30{,}0$ mL

Incertitude absolue = ± 0,5 mL

Incertitude relative = ?

Solution

$$\text{Incertitude relative} = \frac{\text{Incertitude absolue}}{\text{Valeur de la mesure}} \cdot 100\ \%$$

$$= \frac{0{,}5\ \text{mL}}{30{,}0\ \text{mL}} \cdot 100\ \% = 1{,}7\ \%$$

Réponse Le volume d'eau mesuré est de 30,0 mL ± 1,7 %.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

6.2 Les chiffres significatifs

Dans un nombre, les chiffres significatifs comprennent les chiffres dont on connaît la valeur avec certitude (appelés « chiffres certains ») plus un chiffre dont la valeur est estimée au cours de la mesure (appelé « chiffre incertain »). Le degré de certitude d'une mesure correspond au nombre de chiffres significatifs qu'elle contient.

Les règles d'utilisation des chiffres significatifs dans les mesures

Par convention, les nombres entiers provenant d'un dénombrement ainsi que les nombres provenant d'une définition sont considérés comme exacts puisqu'ils ne proviennent pas d'une mesure. Ils possèdent donc un nombre infini de chiffres significatifs. Par exemple, le nombre d'Avogadro qui stipule qu'il y a $6{,}02 \times 10^{23}$ molécules de H_2O dans une mole d'eau contient une infinité de chiffres significatifs. Il en est de même pour le 2 qu'on utiliserait pour faire la moyenne entre deux nombres, en les divisant par 2, ou pour les nombres entiers utilisés dans une fraction.

Certaines règles permettent de déterminer le nombre de chiffres significatifs d'une mesure.

- Les zéros situés au début du nombre ne sont pas significatifs.
- Tous les autres chiffres sont significatifs, y compris les zéros situés à la fin ou à l'intérieur d'un nombre.

Les exemples suivants montrent l'application de ces règles.

- 40,082 possède cinq chiffres significatifs.
- 5074 possède quatre chiffres significatifs.
- 1700 possède quatre chiffres significatifs.
- 0,3 possède un seul chiffre significatif : le 3.
- 0,0927 possède trois chiffres significatifs : le 9, le 2 et le 7.
- 0,002 10 possède trois chiffres significatifs : le 2, le 1 et le 0 à la fin du nombre.

Pour exprimer une mesure en n'utilisant que des chiffres significatifs, il faut souvent utiliser la notation scientifique. Par exemple, 300 m peut avoir un, deux ou trois chiffres significatifs selon la précision de la mesure. En exprimant cette mesure en notation scientifique, toute ambiguïté disparaît. L'écriture de ce nombre pourrait être :

- $3{,}00 \times 10^2$ m (3 chiffres significatifs) ;
- $3{,}0 \times 10^2$ m (2 chiffres significatifs) ;
- 3×10^2 m (1 chiffre significatif).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Les règles d'utilisation des chiffres significatifs dans les calculs

Les chiffres significatifs servent d'abord à déterminer le degré de certitude d'un résultat obtenu par le calcul de plusieurs mesures. Lorsqu'on utilise une calculatrice, le résultat d'un calcul comporte souvent plusieurs chiffres qui ne sont pas significatifs. Les règles suivantes permettent d'exprimer des résultats de calculs avec le nombre adéquat de chiffres significatifs.

Règle 1 La conversion d'unités

La notation scientifique doit conserver le même nombre de chiffres significatifs que le nombre initial.

Exemple :

- $V = 5{,}75\ \text{L} = 5{,}75 \times 10^3\ \text{mL}$ (trois chiffres significatifs dans les deux notations) et non $V = 5750\ \text{mL}$ (quatre chiffres significatifs).

Règle 2 L'addition et la soustraction

Dans un calcul, la valeur comportant le plus petit nombre de décimales détermine le nombre de décimales à reporter dans la réponse.

Exemples :

- 1,2 g + 1,22 g + 1,222 g = 3,642 g doit être arrondi à 3,6 g, car la valeur 1,2 n'a qu'une seule décimale.
- 4,00 mL + 3,00 mL = 7 mL sur la calculatrice, mais la réponse exprimée doit être 7,00 mL pour respecter les règles des chiffres significatifs.

Règle 3 La multiplication et la division

Dans un calcul, la valeur comportant le plus petit nombre de chiffres significatifs détermine le nombre de chiffres significatifs à reporter dans la réponse.

Exemples :

- 3,33 g × 3,001 g = 9,993 33 g doit être arrondi à 9,99 g, car la valeur 3,33 n'a que trois chiffres significatifs.
- 1,2 m × 5,00 m = 6 m sur la calculatrice, mais doit être exprimée 6,0 m, car 1,2 a deux chiffres significatifs.
- 2,45 mL × 3 fioles = 7,35 mL, car 3 est un nombre entier qui comprend une infinité de chiffres significatifs.

Les calculs complexes Lorsque les calculs comportent des additions ou des soustractions ainsi que des multiplications ou des divisions, il faut appliquer la règle qui correspond à la nature de chaque opération.

Pour les besoins de ce cahier, nous indiquerons parfois un résultat plus précis à certains calculs intermédiaires pour éviter l'emploi de la notation scientifique dans la démarche. La réponse finale sera toutefois arrondie selon la règle applicable en fonction des données utilisées dans le dernier calcul.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

EXEMPLE

À une température donnée, un mélange de gaz contient 25,6 g d'argon (Ar) et 287,5 g de xénon (Xe). Quelle est la pression partielle du xénon si la pression totale du mélange est de 200,0 kPa ?

Données

$m_{Ar} = 25{,}6$ g

$m_{Xe} = 287{,}5$ g

$M_{Ar} = 39{,}35$ g/mol

$M_{Xe} = 131{,}29$ g/mol

$p_T = 200{,}0$ kPa

$p_{Xe} = ?$ kPa

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de chaque type de gaz.*

$$n_{Ar} = \frac{m_{Ar}}{M_{Ar}} = \frac{25{,}6\text{ g}}{39{,}35\text{ g/mol}} = 0{,}650\ 57\text{ mol}$$

$= 0650\ 57$ mol $\rightarrow$ 0,651 mol

Règle de la division : conserver 3 chiffres significatifs.

$$n_{Xe} = \frac{m_{Xe}}{M_{Xe}} = \frac{287{,}5\text{ g}}{131{,}29\text{ g/mol}} = 2{,}1898\text{ mol}$$

$= 2{,}1898$ mol $\rightarrow$ 2,190 mol

Règle de la division : conserver 4 chiffres significatifs.

2. *Calculer le nombre total de moles de gaz.*

$n_T = n_{Ar} + n_{Xe}$

$= 0{,}651$ mol + 2,190 mol = 2,841 mol

Règle de l'addition : conserver 3 décimales.

3. *Calculer la pression partielle du Xe.*

$$p_{Xe} = \frac{n_{Xe}}{n_T} \cdot p_T = \frac{2{,}190\text{ mol}}{2{,}841\text{mol}} \cdot 200{,}0\text{ kPa} = 154{,}17\text{ kPa}$$

$= 154{,}17$ kPa $\rightarrow$ 154,2 kPa

Règle de la division : conserver 4 chiffres significatifs.

Réponse La pression partielle du xénon est de 154,2 kPa.

Comment arrondir un nombre

Il existe plusieurs méthodes pour arrondir un nombre selon les règles mentionnées auparavant. La méthode utilisée dans ce cahier est nommée « arrondi au plus proche » ou « arrondi arithmétique ». Elle s'applique ainsi.

Étape 1

Choisir le dernier chiffre à conserver ainsi que celui qui le suit.

Exemple : Soit le nombre 5,074 38. Pour l'arrondir au centième, on le tronque à 5,074 parce que le dernier chiffre à conserver est 7 et qu'il est suivi de 4.

Étape 2

- **Si le chiffre qui suit le dernier chiffre à conserver est inférieur à 5, conserver le dernier chiffre tel quel (arrondissement par défaut).**

  Exemple : Dans le nombre tronqué 5,074, le chiffre 4 qui suit le dernier chiffre à conserver (7) est inférieur à 5. Arrondi au centième, ce nombre est alors égal à 5,07.

- **Si le chiffre qui suit le dernier chiffre à conserver est égal ou supérieur à 5, augmenter d'une unité le dernier chiffre à conserver (arrondissement par excès).**

  Exemple : Soit le nombre 5,074 68. Pour l'arrondir au millième, ce nombre est d'abord tronqué à 5,0746 (dernier chiffre à conserver = 4 ; celui qui suit = 6).
  Dans le nombre tronqué 5,0746, le chiffre 6 qui suit le dernier chiffre à conserver (4) est supérieur à 5. Arrondi au millième, ce nombre est alors égal à 5,075.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

ANNEXE 7 LES UNITÉS DE MESURE EN CHIMIE*

Nom et symbole de la grandeur mesurée	Nom et symbole de l'unité de mesure	Quelques équivalences
Aire (*A*)	• mètre carré (m^2) • centimètre carré (cm^2)	1 m^2 = 10 000 cm^2
Capacité thermique massique (*c*)	• joule par gramme, par degré Celsius (J/g • °C) • kilojoule par kilogramme, par degré Celsius (kJ/kg • °C)	1 J/g • °C = 1 kJ/kg • °C
Concentration d'une solution (*C*)	• gramme par litre (g/L) • mole par litre (mol/L) • partie par million (ppm) • pourcentage volume/volume (% *V/V*) • pourcentage masse/volume (% *m/V*) • pourcentage masse/masse (% *m/m*)	$\frac{m\ \text{g/mol}}{M} = n\ \text{mol/L}$
Énergie (*E*)	• joule (J) • kilojoule (kJ)	1 J = 1 N • 1 m 1 kJ = 1000 J
Enthalpie (*H*)	• joule (J) • kilojoule (kJ)	1 kJ = 1000 J
Masse (*m*)	• gramme (g) • kilogramme (kg) • tonne (t) • mégatonne (Mt)	1000 g = 1 kg 1 t = 1000 kg 1 Mt = 1 × 10^9 kg
Masse molaire (*M*)	• gramme par mole (g/mol)	$M = \frac{m}{n}$
Masse volumique (ρ)	• gramme par centimètre cube (g/cm^3) • gramme par millilitre (g/mL)	1 g/cm^3 = 1 g/mL
Pression (*p*)	• Pascal (Pa) • kilopascal (kPa) • millimètre de mercure (mm Hg)	1 Pa = 1 N/m^2 101,3 kPa = 760 mm Hg
Quantité de chaleur (*Q*)	• joule (J) • kilojoule (kJ)	1 kJ = 1000 J
Quantité de matière (*n*)	• mole (mol)	1 mol = 1,023 × 10^{23} atomes ou molécules
Solubilité d'une substance	• gramme par litre (g/L) • gramme par 100 millilitres (g/100 mL)	$\frac{x\ \text{g/L}}{10} = \frac{x\ \text{g}}{100\ \text{mL}}$
Température (*T*)	• degré Celsius (°C) • kelvin (K)	0 °C = 273 K
Vitesse de dispersion ou d'effusion (*v*)	• mètres par seconde (m/s)	1 m/s = 3,6 km/h
Vitesse de réaction (*v*)	• millilitre par seconde (mL/s) • mole par seconde (mol/s) • mole par litre, par seconde (mol/L • s)	1 mol/L • s = 60 mol/L • min
Volume (*V*)	• millilitre (mL) • litre (L)	1 L = 1000 mL

* Cette annexe présente les unités de mesure les plus couramment utilisées pour exprimer les grandeurs mesurées en chimie. Certaines unités de mesure ne font pas partie du Système international (SI), même si elles sont couramment utilisées par les scientifiques.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

ANNEXE 8

QUELQUES ÉQUATIONS UTILISÉES EN CHIMIE

Bilan énergétique

$$\Delta H = \Delta H_r + \Delta H_p$$

où

ΔH = variation d'enthalpie de la réaction (kJ/mol)
ΔH_r = variation d'enthalpie du bris des liaisons des réactifs (kJ/mol)
ΔH_p = variation d'enthalpie de la formation des liaisons des produits (kJ/mol)

Concentration molaire

$$C = \frac{n}{V}$$

où

C = concentration molaire (mol/L)
n = quantité de soluté (mol)
V = volume de la solution (L)

Constante d'acidité

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

où

K_a = constante d'acidité
$[H^+]$ = concentration des ions hydrogène à l'équilibre (mol/L)
$[A^-]$ = concentration de la base conjuguée à l'équilibre (mol/L)
$[HA]$ = concentration de l'acide non dissocié à l'équilibre (mol/L)

Constante de basicité

$$K_b = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

où

K_b = constante de basicité
$[BH^+]$ = concentration de l'acide conjugué à l'équilibre (mol/L)
$[OH^-]$ = concentration des ions hydroxyde à l'équilibre (mol/L)
$[B]$ = concentration de la base non dissociée à l'équilibre (mol/L)

Constante d'équilibre

Soit

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

où

a, b, c, d = coefficients stœchiométriques des différentes substances de l'équation chimique balancée
K_C = constante d'équilibre en fonction des concentrations
$[C]$, $[D]$ = concentrations des produits à l'équilibre (mol/L)
$[A]$, $[B]$ = concentrations des réactifs à l'équilibre (mol/L)

Constante d'équilibre de la réaction inverse

$$K_{C_{inv}} = \frac{1}{K_{C_{dir}}}$$

où

$K_{C_{inv}}$ = constante d'équilibre de la réaction inverse
$K_{C_{dir}}$ = constante d'équilibre de la réaction directe

Constante d'ionisation de l'eau

$$K_{eau} = [H^+] \cdot [OH^-]$$

où

K_{eau} = constante d'ionisation de l'eau
$[H^+]$ = concentration des ions hydrogène à l'équilibre (mol/L)
$[OH^-]$ = concentration des ions hydroxyde à l'équilibre (mol/L)

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Constante du produit de solubilité

$K_{ps} = [X^{m+}]^n \cdot [Y^{n-}]^m$

où

K_{ps} = constante du produit de solubilité
$[X^{m+}]$, $[Y^{n-}]$ = concentration des ions à l'équilibre (mol/L)
n, m = coefficients de chacun des ions dans l'équation balancée

Dilution

$C_1 V_1 = C_2 V_2$

où

C_1 = concentration de la solution initiale
V_1 = volume de la solution initiale
C_2 = concentration de la solution finale
V_2 = volume de la solution finale

Énergie d'activation

$E_a = H_{ca} - H_r$

où

E_a = énergie d'activation de la réaction (kJ/mol)
H_{ca} = enthalpie du complexe activé (kJ/mol)
H_r = enthalpie des réactifs (kJ/mol)

Expression du pH*

$pH = -\log [H^+]$

$[H^+] = 10^{-pH}$

où

pH = valeur du pH
$[H^+]$ = concentration des ions hydrogène à l'équilibre (mol/L)

* Il est possible de déterminer le lien entre le pOH et la concentration des ions hydroxyde (OH^-) en remplaçant pH par pOH, et $[H^+]$ par $[OH^-]$ dans les équations.

Loi de Dalton ou loi des pressions partielles

$p_T = p_1 + p_2 + p_3 + \ldots + p_n$

où

p_T = pression totale du mélange de gaz (kPa ou mm Hg)
p_1, p_2, p_3, p_n = pressions partielles respectives des gaz 1, 2, 3, n (kPa ou mm Hg)

Loi de Graham

$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$

où

v_1, v_2 = vitesse de diffusion ou d'effusion des gaz 1 et 2 (m/s ou mL/s)
M_1, M_2 = masse molaire des gaz 1 et 2 (g/mol)

Loi des gaz parfaits

$pV = nRT$

où

p = pression du gaz (kPa)
V = volume du gaz (L)
n = quantité de gaz (mol)
R = constante des gaz (kPa • L)/(mol • K)
T = température du gaz (K)

Loi des vitesses de réaction

$v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$

où

v = vitesse de réaction (mol/L • s)
k = constante de vitesse
[A], [B] = concentration des réactifs (mol/L)
m, n = ordre de la réaction en fonction de chacun des réactifs

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Loi générale des gaz

$$\frac{p_1V_1}{n_1T_1} = \frac{p_2V_2}{n_2T_2}$$

où

p_1, p_2 = pressions initiale et finale du gaz (kPa ou mm Hg)
V_1, V_2 = volumes initial et final du gaz (mL ou L)
n_1, n_2 = quantités initiale et finale de gaz (mol)
T_1, T_2 = températures initiale et finale du gaz (K)

Pression partielle d'un gaz

$$p_1 = \frac{n_1}{n_T} \cdot p_T$$

où

p_1 = pression partielle du gaz 1 (kPa ou mm Hg)
n_1 = quantité de gaz 1 (mol)
n_T = quantité totale de gaz du mélange (mol)
p_T = pression totale du mélange de gaz (kPa ou mm Hg)

Quantité de chaleur

$$Q = mc\Delta T$$

où

Q = quantité de chaleur (J)
m = masse d'une substance (g)
c = capacité thermique massique d'une substance (J/g • °C)
ΔT = variation de la température (°C)

Transfert de chaleur entre deux systèmes et température finale du mélange

$$-m_1c_1\Delta T_1 = m_2c_2\Delta T_2$$

et

$$T_f = \frac{m_1c_1T_{i1} + m_2c_2T_{i2}}{m_1c_1 + m_2c_2}$$

où

m_1, m_2 = masses respectives des substances 1 et 2 (g)
c_1, c_2 = capacités thermiques massiques respectives des substances 1 et 2 (J/g • °C)
ΔT_1, ΔT_2 = variation des températures respectives des substances 1 et 2 (°C)
T_{i1}, T_{i2} = températures initiales respectives des substances 1 et 2 (°C)
T_f = température finale du mélange (°C)

Variation d'enthalpie

$$\Delta H = H_p - H_r$$

où

ΔH = variation d'enthalpie de la réaction (kJ)
H_p = enthalpie des produits (kJ)
H_r = enthalpie des réactifs (kJ)

Vitesse de réaction

$$v_{\text{réactif(s)}} = -\frac{\Delta\text{Quantité de réactif(s)}}{\Delta t}$$

ou

$$v_{\text{produit(s)}} = \frac{\Delta\text{ Quantité de produit(s)}}{\Delta t}$$

où

$v_{\text{réactif(s)}}$ = vitesse de réaction du ou des réactifs
ΔQuantité de réactif(s) = variation de la quantité de réactif(s)
$v_{\text{produit(s)}}$ = vitesse de réaction du ou des produits
ΔQuantité de produit(s) = variation de la quantité de produit(s)
Δt = variation du temps ($t_f - t_i$)

Vitesse générale de réaction

$$v_g = \frac{v_A}{a} = \frac{v_B}{b} = \frac{v_C}{c} = \frac{v_D}{d}$$

où

v_g = vitesse générale de la réaction (mol/s ou mol/L • s)
v_A, v_B, v_C, v_D = vitesses de réaction des différentes substances participant à la réaction (mol/s ou mol/L • s)
a, b, c, d = coefficients stœchiométriques de chacune de ces substances

ANNEXE 9

LES TABLEAUX DE RÉFÉRENCE

9.1 La capacité thermique massique de diverses substances

Substance	Chaleur massique (J/g • °C) à 25 °C
Composé	
Ammoniaque (liquide)	4,69
Éthanol	2,44
Eau (solide à 0 °C)	2,05
Eau (liquide)	4,19
Eau (gaz)	1,41
Autres substances	
Air	1,01
Antigel	2,20
Béton	2,10
Bois	1,76
Ciment	0,88
Gypse	1,09
Granit	0,79
Verre	0,84

9.2 Les propriétés thermodynamiques de certains éléments*

Nom	Formule chimique	ΔH_{fus} (kJ/mol)	ΔH_{vap} (kJ/mol)	c (J/g • °C)
Aluminium	Al	10,79	294	0,90
Argent	Ag	11,28	258	0,24
Argon	Ar	1,18	6,43	0,52
Béryllium	Be	7,90	297	1,83
Bore	B	50,2	480	1,03
Calcium	Ca	8,54	155	0,65
Carbone (graphite)	C	117	—	0,71
Cobalt	Co	16,06	377	0,42
Cuivre	Cu	12,93	300,4	0,39
Diazote	N_2	0,71	5,57	1,04
Dibrome	Br_2	10,57	29,96	0,47
Difluor	F_2	0,51	6,62	0,82

* Enthalpies molaires à 101,325 kPa (1 atm) et capacités thermiques massiques sous des conditions standards à TAPN.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Les propriétés thermodynamiques de certains éléments (*suite*)

Nom	Formule chimique	ΔH_{fus} (kJ/mol)	ΔH_{vap} (kJ/mol)	c (J/g • °C)
Dihydrogène	H_2	0,12	0,90	14,30
Diiode	I_2	15,52	41,57	0,21
Dioxygène	O_2	0,44	6,82	0,92
Étain (blanc)	Sn	7,17	296,1	0,23
Fer	Fe	13,81	340	0,45
Gallium	Ga	5,58	254	0,37
Hélium	He	0,014	0,08	5,19
Krypton	Kr	1,64	9,08	0,25
Magnésium	Mg	8,48	128	1,02
Manganèse	Mn	12,91	221	0,48
Mercure	Hg	2,29	59,1	0,14
Nickel	Ni	17,04	377,5	0,44
Plomb	Pb	4,78	179,5	0,13
Radon	Rn	3,25	18,10	0,09
Scandium	Sc	14,1	332,7	0,57
Sélénium	Se	6,69	95,48	0,32
Tétraphosphore	P_4	0,66	12,4	0,77
Tungstène	W	52,31	806,7	0,13
Uranium	U	9,14	417,1	0,12
Vanadium	V	21,5	459	0,49
Xénon	Xe	2,27	12,57	0,16

9.3 Les énergies moyennes de liaison

Liaison	Énergie (kJ/mol)	Liaison	Énergie (kJ/mol)	Liaison	Énergie (kJ/mol)	Liaison	Énergie (kJ/mol)
Hydrogène		**Carbone**		**Halogènes**		**Phosphore/soufre**	
H—H	436	C—C	347	F—Cl	256	P—P	210
H—N	391	C—N	305	F—Br	280	P—S	444
H—O	460	C—O	358	F—I	272	P—F	490
H—F	570	C—F	552	Cl—Br	217	P—Cl	331
H—Si	299	C—Si	305	Cl—I	211	P—Br	272
H—P	297	C—P	264	Br—I	179	P—I	184
H—S	344	C—S	259	F—F	159	S—S	266
H—Cl	432	C—Cl	397	Cl—Cl	243	S—F	343
H—Br	366	C—Br	280	Br—Br	193	S—Cl	277
H—I	298	C—I	209	I—I	151	S—Br	218
H—Mg	126	C—H	413			S—I	170

Les valeurs de ce tableau représentent des valeurs moyennes de dissociation des liaisons entre les paires d'atomes énumérées.
Les valeurs réelles peuvent varier pour différentes molécules.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Les énergies moyennes de liaison (*suite*)

Liaison	Énergie (kJ/mol)	Liaison	Énergie (kJ/mol)	Liaison	Énergie (kJ/mol)	Liaison	Énergie (kJ/mol)
Azote		**Oxygène**		**Silicium**		**Liaisons multiples**	
N—N	160	O—O	204	Si—Si	226	C═C	607
N—O	201	O—F	222	Si—P	364	C═N	615
N—F	272	O—Si	368	Si—S	226	C═O	745
N—Si	330	O—P	351	Si—F	553	N═N	418
N—P	209	O—S	265	Si—Cl	381	N═O	631
N—S	464	O—Cl	269	Si—Br	368	O═O	498
N—Cl	200	O—Br	235	Si—I	293	C≡C	839
N—Br	276	O—I	249	Si═O	640	C≡N	891
N—I	159					C≡O	1077
						N≡N	945

9.4 Les chaleurs molaires de dissolution à 25 °C

Substance	ΔH_d (kJ/mol)	
	absorbée	dégagée
$AgNO_{3(s)}$	22,6	
$CaBr_{2(s)}$	26,0	
$CO_{2(g)}$		20,1
$CuSO_{4(s)}$		67,7
$CuSO_4 \cdot 5\ H_2O_{(s)}$	12,0	
$HCl_{(g)}$		74,8
$HI_{(g)}$		81,7
$H_2SO_{4(l)}$		74,1
$HClO_{3(s)}$		42,0
$KClO_{3(s)}$	41,4	
$KI_{(s)}$	20,3	
$KNO_{3(s)}$	34,9	
$KOH_{(s)}$		57,6
$LiCl_{(s)}$		37,0
$Li_2CO_{3(s)}$		17,6
$MgSO_4 \cdot 7\ H_2O_{(s)}$	16,0	
$NaCl_{(s)}$	3,9	
$NaNO_{3(s)}$	20,5	
$NaOH_{(s)}$		44,5
$Na_2SO_4 \cdot 10\ H_2O_{(s)}$	79,0	
$NH_{3(g)}$		30,5
$NH_4Cl_{(s)}$	14,8	
$NH_4NO_{3(s)}$	25,7	

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

9.5 Les enthalpies molaires standards de formation*

Nom chimique	Formule chimique	$\Delta H°_f$ (kJ/mol)	Nom chimique	Formule chimique	$\Delta H°_f$ (kJ/mol)	Nom chimique	Formule chimique	$\Delta H°_f$ (kJ/mol)
Acétone	$(CH_3)_2CO_{(l)}$	-248,1	Chlorure d'argent	$AgCl_{(s)}$	-127,0	Dioxyde de plomb	$PbO_{2(s)}$	-277,4
Acide éthanoïque (acétique)	$CH_3COOH_{(l)}$	-432,8	Chlorure d'hydrogène	$HCl_{(g)}$	-92,3	Dioxyde de silicium	$SiO_{2(s)}$	-910,7
Acide méthanoïque (formique)	$HCOOH_{(l)}$	-425,1	Chlorure de potassium	$KC_{(s)}$	-436,7	Dioxyde de soufre	$SO_{2(g)}$	-296,8
Acide nitrique	$HNO_{3(l)}$	-174,1	Chlorure de sodium	$NaCl_{(s)}$	-411,2	Disulfure de carbone (liquide)	$CS_{2(l)}$	+89,0
Acide sulfurique	$H_2SO_{4(l)}$	-814,0	Décaoxyde de tétraphosphore	$P_4H_{10(s)}$	-3012,5	Disulfure de carbone (gaz)	$CS_{2(g)}$	+112,4
Ammoniac	$NH_{3(g)}$	-45,9	Dibrome (gaz)	$Br_{2(g)}$	+30,9	Eau (liquide)	$H_2O_{(l)}$	-285,8
Benzène	$C_6H_{6(l)}$	+49,0	Dichloro-1,2 éthane	$C_2H_4Cl_{2(l)}$	-126,9	Eau (gaz)	$H_2O_{(g)}$	-241,8
Bromure d'argent	$AgBr_{(s)}$	-100,4	Dichlorure de magnésium	$MgCl_{2(s)}$	-641,3	Éthane	$C_2H_{6(g)}$	-83,8
Bromure d'hydrogène	$HBr_{(g)}$	-36,3	Dihydroxyde de baryum	$Ba(OH)_{2(s)}$	-944,7	Éthanediol-1,2	$C_2H_4(OH)_{2(l)}$	-454,8
Bromure de sodium	$NaBr_{(s)}$	-361,1	Dihydroxyde de calcium	$Ca(OH)_{2(s)}$	-986,1	Éthanol	$C_2H_5OH_{(l)}$	-235,2
Butane	$C_4H_{10(g)}$	-125,6	Dihydroxyde de magnésium	$Mg(OH)_{2(s)}$	-924,5	Éthène (éthylène)	$C_2H_{4(g)}$	+52,5
Carbonate de baryum	$BaCO_{3(s)}$	-1216,3	Diiode (gaz)	$I_{2(g)}$	+62,4	Éthyne (acétylène)	$C_2H_{2(g)}$	+226,8
Carbonate de calcium	$CaCO_{3(s)}$	-1206,9	Dioxyde d'azote	$NO_{2(g)}$	+33,2	Fluorure d'hydrogène	$HF_{(g)}$	-273,3
Carbonate de magnésium	$MgCO_{3(s)}$	-1095,8	Dioxyde de carbone (à partir du diamant)	$CO_{2(g)}$	-395,4	Glucose	$C_6H_{12}O_{6(s)}$	-1273,1
Chlorate de potassium	$KClO_{3(s)}$	-397,7	Dioxyde de carbone (à partir du graphite)	$CO_{2(g)}$	-393,5	Hexane	$C_6H_{14(l)}$	-198,7
Chloroéthène	$C_2H_3Cl_{(g)}$	+37,3	Dioxyde d'étain	$SnO_{2(s)}$	-577,6	Hydroxyde de potassium	$KOH_{(s)}$	-424,8
Chlorure d'ammonium	$NH_4Cl_{(s)}$	-314,4	Dioxyde de manganèse	$MnO_{2(s)}$	-520,0	Hydroxyde de sodium	$NaOH_{(s)}$	-425,6

* Enthalpies molaires standards de formation mesurées à TAPN (25 °C et 101,3 kPa). Par définition, l'enthalpie molaire des éléments à l'état standard est nulle.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Les enthalpies molaires standards de formation (*suite*)

Nom chimique	Formule chimique	$\Delta H°_f$ (kJ/mol)	Nom chimique	Formule chimique	$\Delta H°_f$ (kJ/mol)	Nom chimique	Formule chimique	$\Delta H°_f$ (kJ/mol)
Iodure d'argent	$AgI_{(s)}$	-61,8	Oxyde de dicuivre	$Cu_2O_{(s)}$	-168,6	Sulfate de baryum	$BaSO_{4(s)}$	-1473,2
Iodure d'hydrogène	$HI_{(g)}$	+26,5	Oxyde de magnésium	$MgO_{(s)}$	-601,6	Sulfure de cuivre	$CuS_{(s)}$	-53,1
Iodure de sodium	$NaI_{(s)}$	-287,8	Oxyde de manganèse	$MnO_{(s)}$	-385,2	Sulfure de dicuivre	$Cu_2S_{(s)}$	-79,5
Méthanal (formaldéhyde)	$CH_2O_{(g)}$	-108,6	Oxyde de mercure	$HgO_{(s)}$	-90,8	Sulfure de dihydrogène	$H_2S_{(g)}$	-20,6
Méthane	$CH_{4(g)}$	-74,4	Oxyde de nickel	$NiO_{(s)}$	-239,7	Sulfure de mercure	$HgS_{(s)}$	-58,2
Méthanol	$CH_3OH_{(l)}$	-239,1	Oxyde de plomb	$PbO_{(s)}$	-219,0	Sulfure de zinc	$ZnS_{(s)}$	-206,0
Méthylpropane	$C_4H_{10(g)}$	-134,2	Oxyde de zinc	$ZnO_{(s)}$	-350,5	Tetraoxyde de trifer	$Fe_3O_{4(s)}$	-1118,4
Monoxyde d'azote	$NO_{(g)}$	+90,2	Ozone	$O_{3(g)}$	+142,7	Trichlorure de phosphore (liquide)	$PCl_{3(l)}$	-319,7
Monoxyde de carbone	$CO_{(g)}$	-110,5	Pentachlorure de phosphore (gaz)	$PCl_{5(g)}$	-374,9	Trichlorure de phosphore (gaz)	$PCl_{3(g)}$	-287,0
Nitrate d'ammonium	$NH_4NO_{3(s)}$	-365,6	Pentachlorure de phosphore (solide)	$PCl_{5(s)}$	-443,5	Triméthyl-2,2,4 pentane	$C_8H_{18(l)}$	-259,2
Nitrométhane	$CH_3NO_{2(l)}$	-113,1	Pentane	$C_5H_{12(l)}$	-173,5	Trioxyde d'aluminium	$Al_2O_{3(s)}$	-1675,7
Octane	$C_8H_{18(l)}$	-250,1	Pentaoxyde de diazote	$N_2O_{5(g)}$	11,3	Trioxyde de dichrome	$Cr_2O_{3(s)}$	-1139,7
Oxyde d'étain	$SnO_{(s)}$	-280,7	Peroxyde d'hydrogène	$H_2O_{2(l)}$	-187,8	Trioxyde de difer	$Fe_2O_{3(s)}$	-824,2
Oxyde de baryum	$BaO_{(s)}$	-553,5	Phényléthène (styrène)	$C_6H_5CHCH_{2(l)}$	+103,8	Trioxyde de soufre (liquide)	$SO_{3(l)}$	-441,0
Oxyde de calcium	$CaO_{(s)}$	-634,9	Propane	$C_3H_{8(g)}$	-104,7	Trioxyde de soufre (gaz)	$SO_{3(g)}$	-395,7
Oxyde de cuivre	$CuO_{(s)}$	-157,3	Saccharose	$C_{12}H_{22}O_{11(s)}$	-2225,5	Urée	$CO(NH_2)_{2(s)}$	-333,5

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

9.6 Les constantes d'ionisation de quelques acides à 25 °C

Acide	Formule chimique	Base conjuguée	K_a
Acide acétique	CH_3COOH	CH_3COO^-	$1{,}8 \times 10^{-5}$
Acide arsénique	H_3AsO_4	$H_2AsO_4^-$	$5{,}6 \times 10^{-3}$
	$H_2AsO_4^-$	$HAsO_4^{2-}$	$1{,}7 \times 10^{-7}$
	$HAsO_4^{2-}$	AsO_4^{3-}	$5{,}1 \times 10^{-12}$
Acide benzoïque	C_6H_5COOH	$C_6H_5COO^-$	$6{,}3 \times 10^{-5}$
Acide carbonique	H_2CO_3	HCO_3^-	$4{,}2 \times 10^{-7}$
	HCO_3^-	CO_3^{2-}	$4{,}8 \times 10^{-11}$
Acide chloreux	$HClO_2$	ClO_2^-	$1{,}1 \times 10^{-2}$
Acide citrique	$H_3C_6H_5O_7$	$H_2C_6H_5O_7^-$	$7{,}4 \times 10^{-3}$
Acide cyanhydrique	HCN	CN^-	$6{,}2 \times 10^{-10}$
Acide cyanique	$HOCN$	OCN^-	$3{,}5 \times 10^{-4}$
Acide fluorhydrique	HF	F^-	$7{,}2 \times 10^{-4}$
Acide fluoroacétique	CH_2FCOOH	CH_2FCOO^-	$2{,}6 \times 10^{-3}$
Acide formique	$HCOOH$	$HCOO^-$	$1{,}8 \times 10^{-4}$
Acide hydrazoïque	HN_3	N_3^-	$1{,}9 \times 10^{-5}$
Acide hypobromeux	$HBrO$	BrO^-	$2{,}8 \times 10^{-9}$
Acide nitreux	HNO_2	NO_2^-	$4{,}5 \times 10^{-4}$
Acide salicylique	HOC_6H_4COOH	$HOC_6H_4COO^-$	$1{,}0 \times 10^{-3}$
Acide sulfureux	H_2SO_3	HSO_3^-	$1{,}5 \times 10^{-2}$
	HSO_3^-	SO_3^{2-}	$6{,}2 \times 10^{-8}$
Acide trifluoroacétique	CF_3COOH	CF_3COO^-	$3{,}0 \times 10^{-1}$
Peroxyde d'hydrogène	H_2O_2	HO_2^-	$2{,}4 \times 10^{-12}$
Phénol	C_6H_5OH	$C_6H_5O^-$	$1{,}3 \times 10^{-10}$

9.7 Les constantes d'ionisation de quelques bases à 25 °C

Base	Formule chimique	Acide conjugué	K_b
Ammoniac	NH_3	NH_4^+	$1{,}8 \times 10^{-5}$
Aniline	$C_6H_5NH_2$	$C_6H_5NH_3^+$	$7{,}5 \times 10^{-10}$
Caféine	$C_8H_{10}N_4O_2$	$C_8H_{10}N_4O_2H^+$	$4{,}1 \times 10^{-4}$
Codéine	$C_{18}H_{21}O_3N$	$C_{18}H_{21}O_3NH^+$	$1{,}6 \times 10^{-6}$
Créatine	$C_4H_9N_3O_2$	$C_4H_9N_3O_2H^+$	$5{,}0 \times 10^{-14}$
Diméthylamine (N-méthylméthanamine)	$(CH_3)_2NH$	$(CH_3)_2NH_2^+$	$5{,}4 \times 10^{-4}$
1,2-diaminoéthane (éthylènediamine)	$NH_2CH_2CH_2NH_2$	$NH_2CH_2CH_2NH_3^+$	$8{,}4 \times 10^{-5}$
Éthylamine	$C_2H_5NH_2$	$C_2H_5NH_3^+$	$4{,}5 \times 10^{-4}$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Les constantes d'ionisation de quelques bases à 25 °C (*suite*)

Base	Formule chimique	Acide conjugué	K_b
Hydrazine	N_2H_4	$N_2H_5^+$	$8{,}5 \times 10^{-7}$
	$N_2H_5^+$	$N_2H_6^{2+}$	$8{,}9 \times 10^{-16}$
Hydroxylamine	NH_2OH	NH_3OH^+	$8{,}7 \times 10^{-9}$
Méthylamine	CH_3NH_2	$CH_3NH_3^+$	$4{,}6 \times 10^{-4}$
Morphine	$C_{17}H_{19}O_3N$	$C_{17}H_{19}O_3NH^+$	$1{,}6 \times 10^{-6}$
Pyridine	C_5H_5N	$C_5H_5NH^+$	$1{,}7 \times 10^{-9}$
Triméthylamine	$(CH_3)_3N$	$(CH_3)_3NH^+$	$6{,}4 \times 10^{-5}$
Urée	NH_2CONH_2	$NH_2CONH_3^+$	$1{,}3 \times 10^{-14}$

9.8 Les constantes du produit de solubilité dans l'eau à 25 °C pour divers composés

Catégorie de substance	Substance	K_{ps}
Aluminium	$AlPO_4$	$9{,}84 \times 10^{-21}$
Argent	$AgBrO_3$	$5{,}38 \times 10^{-5}$
	$AgBr$	$5{,}35 \times 10^{-13}$
	Ag_2CO_3	$8{,}46 \times 10^{-12}$
	$AgCl$	$1{,}77 \times 10^{-10}$
	Ag_2CrO_4	$1{,}12 \times 10^{-12}$
	$AgCN$	$5{,}97 \times 10^{-17}$
	AgI	$8{,}52 \times 10^{-17}$
Barium	$BaCO_3$	$2{,}58 \times 10^{-9}$
	$BaCrO_4$	$1{,}17 \times 10^{-10}$
	BaF_2	$1{,}84 \times 10^{-7}$
	$Ba(IO_3)_2$	$4{,}01 \times 10^{-9}$
	$BaSO_4$	$1{,}08 \times 10^{-10}$
Béryllium	$Be(OH)_2$	$6{,}92 \times 10^{-22}$
Cadmium	CdF_2	$6{,}44 \times 10^{-3}$
	$Cd(OH)_2$	$7{,}2 \times 10^{-15}$
Calcium	$CaCO_3$	$3{,}36 \times 10^{-9}$
	CaF_2	$3{,}45 \times 10^{-11}$
	$Ca(OH)_2$	$5{,}02 \times 10^{-6}$
	$Ca(IO_3)_2$	$6{,}47 \times 10^{-6}$
	$Ca_3(PO_4)_2$	$2{,}07 \times 10^{-33}$
	$CaSO_4$	$4{,}93 \times 10^{-5}$
Cobalt	$Co(OH)_2$	$5{,}92 \times 10^{-15}$
	$Co_3(PO_4)_2$	$2{,}05 \times 10^{-35}$
Cuivre	$CuBr$	$6{,}27 \times 10^{-9}$
	$CuCl$	$1{,}72 \times 10^{-9}$
	$CuCN$	$3{,}47 \times 10^{-20}$
	CuI	$1{,}27 \times 10^{-12}$
	$CuSCN$	$1{,}77 \times 10^{-13}$
	$Cu_3(PO_4)_2$	$1{,}40 \times 10^{-37}$
Étain	$Sn(OH)_2$	$5{,}45 \times 10^{-27}$
Europium	$Eu(OH)_3$	$9{,}38 \times 10^{-27}$
Fer	FeF_2	$2{,}36 \times 10^{-6}$
	$Fe(OH)_2$	$4{,}87 \times 10^{-17}$
	$Fe(OH)_3$	$2{,}79 \times 10^{-39}$
Magnésium	$MgCO_3$	$6{,}82 \times 10^{-6}$
	$Mg(OH)_2$	$5{,}61 \times 10^{-12}$
Mercure	Hg_2SO_4	$6{,}5 \times 10^{-7}$
Nickel	$Ni(OH)_2$	$5{,}48 \times 10^{-16}$
	$Ni_3(PO_4)_2$	$4{,}74 \times 10^{-32}$
Plomb	$PbCO_3$	$7{,}40 \times 10^{-14}$
	$PbCl_2$	$1{,}70 \times 10^{-5}$
	$Pb(OH)_2$	$1{,}43 \times 10^{-20}$
	PbI_2	$9{,}8 \times 10^{-9}$
	$Pd(IO_3)_2$	$3{,}69 \times 10^{-13}$
Strontium	$Sr(IO_3)_2$	$1{,}14 \times 10^{-7}$
Yttrium	$Y(IO_3)_3$	$1{,}12 \times 10^{-10}$
Zinc	$ZnCO_3$	$1{,}46 \times 10^{-10}$
	$Zn(OH)_2$	3×10^{-17}

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

9.9 Quelques ions polyatomiques courants

Formule chimique	Nom	Formule chimique	Nom	Formule chimique	Nom
PO_4^{3-}	Phosphate	ClO_2^-	Chlorite	SiO_3^{2-}	Silicate
PO_3^{3-}	Phosphite	ClO^-	Hypochlorite	NH_4^+	Ammonium
SO_4^{2-}	Sulfate	CrO_4^{2-}	Chromate	HPO_4^{2-}	Hydrogénophosphate ou biphosphate
SO_3^{2-}	Sulfite	$Cr_2O_7^{2-}$	Bichromate	$H_2PO_4^-$	Dihydrogénophosphate
CO_3^{2-}	Carbonate	$C_2H_3O_2^-$	Acétate ou éthanoate	HPO_3^{2-}	Hydrogénophosphite
NO_3^-	Nitrate	CN^-	Cyanure	$H_2PO_3^-$	Dihydrogénophosphite
NO_2^-	Nitrite	OH^-	Hydroxyde	HSO_4^-	Hydrogénosulfate ou bisulfate
ClO_4^-	Perchlorate	MnO_4^-	Permanganate	HSO_3^-	Hydrogénosulfite ou bisulfite
ClO_3^-	Chlorate	$C_2O_4^{2-}$	Oxalate	HCO_3^-	Hydrogénocarbonate ou bicarbonate

9.10 La solubilité (dans l'eau) de quelques composés ioniques courants

Ions négatifs (anions)	Ions positifs (cations)									
	Li^+ Na^+ K^+ Rb^+ Cs^+ Fr^+ H^+ NH_4^+	Be^{2+} Mg^{2+}	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}	Ra^{2+}	Éléments de transition et Ga^{3+} Ge^+ Bi^{3+} As^{3+} As^{5+} In^{3+} Sn^{2+} Sn^{4+} Al^{3+}	Tl^+	Pb^{2+}	Ag^+ Cu^+ Hg_2^{2+}
$CH3COO^-$ NO^{3-} ClO^{4-}										
SO_4^{2-}										
SO_3^{2-} PO_4^{3-} CO_3^{2-}										
S^{2-}										
OH^-										
Cl^- Br^- I^-										
CrO_4^{2-}										Ag^+

Peu soluble à 25 °C : formation d'un précipité.

RÉPONSES AUX EXERCICES

Cette partie du cahier ne contient que les réponses aux exercices qui comportent des calculs.

Rappels

4 LE DÉNOMBREMENT DE LA MATIÈRE Pages 28 et 29

15. 3×10^{23} molécules d'eau

16. 12,50 mol de Cu

17. *a)* $n = 1{,}23$ mol

b) $n = 2{,}02$ mol

18. *a)* $m = 438$ g

b) $m = 0{,}035$ g

5 LES SOLUTIONS AQUEUSES Pages 29 à 31

21. $C = 0{,}500$ mol/L

22. $n = 1{,}1$ mol de $CuSO_4$

23. $C_2 = 0{,}13$ mol/L

27. $[H^+] = 2{,}00 \times 10^{-5}$ mol/L

7 LES TRANSFORMATIONS CHIMIQUES Pages 31 et 33

31. Il faut ajouter 4,5 L d'eau à 0,53 L de la solution initiale concentrée.

32. $m_{NaN_3} = 111$ g

8 QUELQUES NOTIONS MATHÉMATIQUES Pages 33 et 34

36. *a)* $t = \pm 3{,}19$

b) $x = \pm 4{,}80$

37. Valeurs possibles : $x = 2{,}475$ et $x = -0{,}808$

38. Valeurs possibles : $x = 1{,}34 \times 10^{-3}$ et $x = -1{,}35 \times 10^{-3}$

40. *a)* 10^{16}

b) $30{,}5 \times 10^{6}$

c) 10

d) $2{,}7 \times 10^{-1}$

e) $1{,}63 \times 10^{5}$

f) $-2{,}235 \times 10^{4}$

Module 1
LES GAZ

Chapitre 1 Les propriétés chimiques des gaz

SYNTHÈSE Pages 44 à 50

18. Lors de la combustion de 10,0 L d'essence, le mélange à 90 % octane et 10 % éthanol libère 475 mol de CO_2 ; l'essence à 100 % octane libère 490 mol de CO_2.

Chapitre 2 Les propriétés physiques des gaz

SECTION 1 Pages 60 à 63

9. $V_{O_2} = 0{,}88$ mL

11. $M_X = 131{,}6$ g/mol ; gaz inconnu : xénon (Xe).

SECTION 2 Pages 68 à 70

3. $p = 86{,}9$ kPa

4. $h = 754$ mm Hg

5. *a)* $p = 1225$ mm Hg

b) $p = 443$ mm Hg

c) $p = 0$ mm Hg

d) $p = 1305$ mm Hg

9. $p_{atm} = 102{,}4$ kPa

SYNTHÈSE Pages 72 à 76

7. Rapport des vitesses de diffusion = 1,412. Donc, une particule de CH_4 se déplace à 1,412 fois la vitesse d'une particule de O_2.

10. $M_X = 32{,}3$ g/mol

12. *a)* $p_{gaz\ A} = 50$ mm Hg ; $p_{gaz\ B} = 260$ mm Hg

b) $p_{gaz\ A} = 543$ mm Hg ; $p_{gaz\ B} = 353$ mm Hg

13. $t_{He} = 90{,}67$ min

Chapitre 3 Les lois des gaz

SECTION 1.1 Pages 81 et 82

1. $V_2 = 1{,}90$ mL

2. $\Delta p = 261$ kPa

3. $p_2 = 534$ kPa

4. $1{,}49 \times 10^{3}$ ballons

Section 1.2 Pages 85 et 86

1. *a)* 312 K

b) 138 K

c) 112 °C

d) −137 °C

2. $V_2 = 1{,}1$ L

3. $\Delta T = 250$ °C

4. $V_1 = 2{,}9$ L

SECTION 1.3 Pages 88 et 89

1. $p_2 = 11$ MPa

2. $p_2 = 691$ kPa

3. $p_1 = 32{,}8$ kPa

4. $\Delta T = 567$ °C

SECTION 1.4 Pages 92 et 93

1. $\Delta n = 0{,}8$ mol

2. $V_2 = 1{,}5 \times 10^{2}$ L

3. $V_2 = 94{,}5$ mL

4. $m_{échappée} = 3{,}2$ g

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

SECTION 1.5 Pages 95 et 96

1. $V = 80{,}8$ L

2. $m_{Ne} = 4{,}0$ g

3. $m_{O_2} = 16{,}00$ g

4. $M_{\text{gaz inconnu}} = 2{,}02$ g/mol

SECTION 1.6 Pages 99 à 104

1. $p_2 = 200$ mm Hg

2. $p_2 = 486$ kPa

3. $n_2 = 19$ mol

4. $p_2 = 5{,}6 \times 10^2$ mm Hg

6. $V_{O_2} = 8{,}1$ L

8. $p_3 = 5{,}6 \times 10^2$ kPa

9. *b)* $m_{He} = 0{,}0892$ g ; $m_{O_2} = 0{,}714$ g ; $m_{Ar} = 0{,}891$ g

11. $T_2 = 273$ °C

12. $T_2 = 184$ °C

15. $n_{O_2} = 0{,}19$ mol

SECTION 2 Pages 106 à 108

2. $T_2 = 266$ °C

3. $V_2 = 9{,}10$ L

4. $V_2 = 17$ L

5. $p_2 = 2{,}4 \times 10^2$ kPa

SECTION 3 Pages 111 et 112

1. $V = 7{,}93$ L

2. $T = 640$ °C

3. $m_{He} = 4{,}48$ g

4. $M = 4{,}0 \times 10^1$ g/mol

5. $M_{gaz} = 28$ g/mol ; gaz inconnu : diazote (N_2).

SECTION 4 Pages 115 à 117

2. $V_{O_2} = 20{,}7$ L

3. $V_{SO_2} = 30{,}0$ L

4. $V_{N_2} = 65{,}0$ L

5. $m_{NH_3} = 37$ kg

SECTION 5 Pages 121 et 122

2. $p_{N_2} = 79$ kPa ; $p_{O_2} = 21$ kPa ; $p_{Ar} = 0{,}94$ kPa

3. $p_T = 52{,}4$ kPa

4. $p_T = 1{,}3 \times 10^3$ kPa

5. $p_T = 53{,}9$ kPa

SYNTHÈSE Pages 124 à 128

4. $p_2 = 391$ kPa ; la bonbonne n'éclatera pas.

5. $N_{F_2} = 2{,}90 \times 10^{22}$ molécules

6. $V_{O_2} = 184$ L

7. $n_{\text{ajouté}} = 0{,}89$ mol d'air

8. $p_T = 56$ kPa

9. $m_{KClO_3} = 1{,}48$ g

10. $\Delta h = 3{,}6$ cm

MODULE 1 CONSOLIDATION Pages 129 à 134

3. $p_{atm} = 100{,}7$ kPa

6. Rapport de vitesse de diffusion = 1,591. Donc, une particule de N_2 se déplacera à environ 1,591 fois la vitesse d'une particule de Cl_2.

9. $n_{Xe} = 0{,}362$ mol ; la quantité de néon serait la même.

10. $V_{Cl_2} = 3{,}16 \times 10^3$ L

11. $p_{Ar} = 24{,}3$ kPa ; $p_{Xe} = 94{,}8$ kPa ; $p_{Ne} = 78{,}4$ kPa

12. $M_x = 64$ g/mol

13. 3 bonbonnes

14. $V_2 = 252$ mL

15. *a)* $m_{N_2} = 0{,}361$ g

b) $m_{Li} = 0{,}537$ g

Module 2
L'ASPECT ÉNERGÉTIQUE DES TRANSFORMATIONS

Chapitre 4 Les transformations et les variations d'énergie

SECTION 1 Pages 144 à 148

4. Éthanol, car $c = 2{,}44$ J/g • °C

5. $T_f = 57$ °C

7. $V_2 = 57$ mL

9. $T_{i2} = 15$ °C

SECTION 2 Pages 158 à 165

5. $H_{CS_{2(l)}} = 89{,}0$ kJ/mol

7. *a)* III) $\Delta H = -294$ kJ/mol

IV) $\Delta H = 10{,}800$ kJ/mol

b) $\Delta H = 1{,}90 \times 10^3$ kJ/mol

11. *b)* $\Delta H = 374$ kJ

13. $E = 180$ kJ

14. *a)* $4\,HCl_{(g)} + 2\,C_2H_{4(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,C_2H_4Cl_{2(l)} + 2\,H_2O_{(l)} + 627$ kJ

ou

$4\,HCl_{(g)} + 2\,C_2H_{4(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,C_2H_4Cl_{2(l)} + 2\,H_2O_{(l)} \quad \Delta H = -314$ kJ/mol

b) $m_{HCl} = 37{,}6$ kg

SECTION 3 Pages 177 à 184

2. $\Delta H = 2{,}24 \times 10^3$ kJ/mol

3. *a)* $\Delta H = -139$ kJ

4. $E_{CC} = 837$ kJ. Il s'agit d'une liaison triple (C≡C).

6. *c)* $E_a = 1{,}39 \times 10^3$ kJ/mol

d) $\Delta H = 601$ kJ/mol

10. $E_{a(\text{inverse})} = 990$ kJ/mol

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

11. *b)* $\Delta H_{(inverse)} = 2{,}3 \times 10^2$ kJ/mol

c) $E_{a(directe)} = 225$ kJ/mol

d) $E_{a(inverse)} = 4{,}5 \times 10^2$ kJ/mol

SYNTHÈSE Pages 187 à 196

3. $C_3H_{8(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)} + 2{,}19 \times 10^3$ kJ
ou
$C_3H_{8(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)} \quad \Delta H = {}^-2{,}19 \times 10^3$ kJ/mol de C_3H_8

4. $V = 350$ mL

5. $m_2 = 89$ g

6. *a)* $\Delta H = {}^-333{,}0$ kJ/mol

c) $E = {}^-1{,}03 \times 10^5$ kJ

7. *c)* $\Delta H = 210$ kJ/mol

d) $E_a = 360$ kJ/mol

e) $E_{a(inverse)} = 150$ kJ/mol

8. $\Delta H = {}^-1{,}29 \times 10^3$ kJ ; la réaction est exothermique.

9. $V_{eau\ froide} = 0{,}37$ L ; $V_{eau\ chaude} = 0{,}63$ L

10. *a)* $\Delta H = 56$ kJ/mol

Chapitre 5 La chaleur molaire d'une réaction

Section 2 Pages 206 à 209

2. $\Delta H_d = {}^-35{,}3$ kJ/mol

3. $NH_4Cl_{(s)} + 16{,}2\ kJ \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$
ou
$NH_4Cl_{(s)} \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)} \quad \Delta H = +16{,}2$ kJ/mol

4. $T_f = 30{,}8$ °C

5. $m_{KClO_3} = 18{,}3$ g

6. $HNO_{3(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} + 57$ kJ
ou
$HNO_{3(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \quad \Delta H = {}^-57$ kJ/mol

Section 3 Pages 216 à 219

2. $12\ NH_{3(g)} + 21\ O_{2(g)} \rightarrow 8\ HNO_{3(l)} + 4\ NO_{(g)} + 14\ H_2O_{(g)}$

4. $C_4H_{10(g)} + \frac{13}{2} O_{2(g)} \rightarrow 4\ CO_{2(g)} + 5\ H_2O_{(g)} \quad \Delta H = {}^-2657$ kJ

6. La réaction est exothermique puisqu'elle dégage $1{,}1 \times 10^2$ kJ.

SYNTHÈSE Pages 221 à 225

2. LiCl ($\Delta H = {}^-35{,}0$ kJ/mol)

3. $\frac{1}{2} N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)} \quad \Delta H = +31{,}5$ kJ/mol

4. $\Delta H_r = 99{,}3$ kJ

MODULE 2 CONSOLIDATION Pages 226 à 236

1. $V_{eau\ froide} = 200$ mL

2. $H_r^o = {}^-289{,}2$ kJ/mol

3. $T_f = 213$ °C ; l'huile peut être réutilisée.

5. $m_{AgNO_3} = 790$ g

6. $\Delta H = {}^-103{,}8$ kJ ; la réaction est exothermique.

7. $C_{H_3PO_4} = 1{,}51$ mol/L

8. *b)* $H_{2(g)} + I_{2(g)} + 52{,}0\ kJ \rightarrow 2\ HI_{(g)}$
ou
$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2\ HI_{(g)} \quad \Delta H = +26{,}0$ kJ/mol

9. $E_{SO} = 517$ kJ/mol

10. *a)* $\Delta H = 153$ kJ/mol

d) Les deux liaisons entre les atomes de N et de O dans la molécule de NO_2 ne sont pas identiques. Une est simple et l'autre est double.

Module 3
LA CINÉTIQUE CHIMIQUE

Chapitre 6 Les vitesses de réaction

Section 1 Pages 244 à 246

5. $v = 0{,}23$ kPa/s

6. $v = 6{,}9 \times 10^{-4}$ mol/min

7. *a)* $v = 0{,}014$ mol/L • s

b) $[H_3PO_4] = 0{,}44$ mol/L
$[Mg(OH)_2] = 0{,}66$ mol/L

Section 2 Pages 250 à 252

2. $v_g = 0{,}015$ mol/L • min (Autre réponse acceptable : $2{,}4 \times 10^{-4}$ mol/L • s)

3. $v_g = 4{,}6 \times 10^{-4}$ mol/L • s

4. *a)* $v_g = 1{,}5 \times 10^{-3}$ mol/min

b) $V_{Al_2O_3} = 3{,}0 \times 10^{-3}$ mol/min

5. À partir de $Al_2(SO_4)_3$: $v_g = 2{,}3 \times 10^{-3}$ mol/min
À partir de $AlPO_4$: $v_g = 2{,}1 \times 10^{-3}$ mol/min

Section 3 Pages 255 à 257

2. *a)* $v = 0{,}054$ mol/min

b) $v = 0{,}033$ mol/min

3. $v = 2{,}0 \times 10^{-5}$ mol/L • s

4. *b)* $v = 5{,}83$ mL/min

SYNTHÈSE Pages 259 à 262

3. $v = 1{,}24 \times 10^{-5}$ mol/s

4. *a)* $v = 3{,}7 \times 10^{-3}$ mol/L • min

b) $v = 4{,}7 \times 10^{-4}$ mol/L • min

6. *a)* $v = 3{,}1 \times 10^{21}$ molécules/s

b) $v_g = 2{,}6 \times 10^{-3}$ mol/s

7. $v = 4{,}5 \times 10^{-6}$ mol/s

Chapitre 7 Les facteurs qui influent sur la vitesse de réaction

Section 3 Pages 288 à 290

7. *b)* $v = 1{,}3 \times 10^{-4}$ mol/L • s

c) $v = 5{,}3 \times 10^{-4}$ mol/L • s

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

8. *d)* $k = 0{,}064$ L/mol • s

e) $v = 2{,}4 \times 10^{-5}$ mol/L • s

SYNTHÈSE Pages 293 à 299

11. *b)* $v = 0{,}034$ mol/L • s

c) $v = 0{,}068$ mol/L • s

d) $v = 0{,}22$ mol/L • s

13. *d)* $k = 0{,}54$ L/mol • s

e) $v = 8{,}6 \times 10^{-4}$ mol/L • s

f) $v = 7{,}7 \times 10^{-3}$ mol/L • s

MODULE 3 CONSOLIDATION Pages 300 à 304

3. *a)* $v = 0{,}0034$ mol/L • min

b) $v_g = 0{,}0034$ mol/L • min

c) $v_{HCl} = 0{,}0068$ mol/L • min

4. *a)* $\Delta t = 81$ min 18 s

b) $v_{NaCl} = 9{,}9 \times 10^{-3}$ g/s

5. $v = 5{,}08 \times 10^{-6}$ mol/s

6. *a)* $v = 1{,}8 \times 10^{-5}$ mol/L • s

b) $v = 4{,}9 \times 10^{-6}$ mol/L • s

e) $k = 1{,}8$ L/mol • sec

Module 4
L'ÉQUILIBRE CHIMIQUE

Chapitre 8 L'aspect qualitatif de l'équilibre chimique

Aucune réponse numérique dans ce chapitre.

Chapitre 9 L'aspect quantitatif de l'équilibre chimique

SECTION 1 Pages 347 à 356

3. *a)* $K_C = 14$

b) $K_{C_{inv}} = 7{,}1 \times 10^{-2}$

4. *b)* $K_C = 3{,}5$

5. $n_{HI_{éq}} = 0{,}0828$ mol

6. $V = 3{,}50$ L

7. $m_{NH_3} = 36{,}6$ g ; la masse est supérieure à celle désirée.

10. La réaction est exothermique.

11. $[S_2]_{éq} = 0{,}617$ mol/L ; $[CS_2]_{éq} = 0{,}216$ mol/L

12. $[CO]_{éq} = 1{,}25$ mol/L ; $[Cl_2]_{éq} = 0{,}0400$ mol/L ; $[COCl_2]_{éq} = 1{,}14$ mol/L

13. $K_C = 6{,}75 \times 10^{-3}$

14. $K_C = 6{,}1 \times 10^{4}$

15. $K_C = 0{,}025$

SECTION 2 Pages 368 à 377

6. *a)* $[H^+] = 2{,}34 \times 10^{-7}$ mol/L ; $[OH^-] = 2{,}34 \times 10^{-7}$ mol/L

b) pH = 6,631

8. $n_{H^+} = 7{,}0 \times 10^{-5}$ mol

9. pH = 13,279

11. $K_a = 6{,}7 \times 10^{-4}$

12. pH = 0,947

13. $m_{HClO_2} = 3{,}3$ g

15. $K_b = 1{,}6 \times 10^{-5}$

16. pH = 11,907

17. $V = 401$ mL

SECTION 3 Pages 382 à 385

4. $K_{ps} = 6{,}8 \times 10^{-6}$

5. $K_{ps} = 1{,}13 \times 10^{-37}$

6. Solubilité$_{FeF_3} = 0{,}0907$ g/100 mL

7. Solution I (Cu_2S) : $[S^{2-}] = [Cu_2S] = s = 1{,}52 \times 10^{-18}$ mol/L
Solution II (CuS) : $[S^{2-}] = [CuS] = s = 1{,}42 \times 10^{-16}$ mol/L
La concentration d'ions S^{2-} est supérieure dans la solution molaire de sulfure de cuivre II ; le chimiste doit donc utiliser cette solution.

SYNTHÈSE Pages 388 à 400

5. La réaction est exothermique.

6. $K_C = 2{,}48 \times 10^{-3}$

8. *a)* $[OH^-] = 2{,}2 \times 10^{-13}$ mol/L

b) $m_{HClO_4} = 0{,}90$ g

9. $K_b = 1{,}6 \times 10^{-6}$

10. *b)* pH = 8,663

11. *a)* $K_a = 6{,}4 \times 10^{-5}$

b) % de dissociation = 10 %

12. $[I]_{éq} = 2{,}62 \times 10^{-3}$ mol/L ; $[I_2]_{éq} = 0{,}180$ mol/L

13. La solution de pH 7,30 est acide à 0 °C.

14. $K_b = 5{,}3 \times 10^{-11}$

15. *a)* $K_C = 0{,}0129$

b) $m_{HI} = 331$ g

c) [HI] = 2,10 mol/L ; $[I_2] = 0{,}238$ mol/L ; $[H_2] = 0{,}238$ mol/L

16. $K_a \cdot K_b = K_{eau}$

MODULE 4 CONSOLIDATION Pages 401 à 407

4. *a)* À l'équilibre, $[D]_2 = 0{,}0400$ mol/L

b) $K_{C_{inv}} = 0{,}500$

5. $K_a = 4{,}5 \times 10^{-4}$, ce qui correspond à l'acide nitreux (HNO_2).

7. $K_{ps} = 6{,}48 \times 10^{-7}$

10. $p_T = 1{,}400 \times 10^{4}$ kPa

11. pH = 2,526

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Révision de fin d'année

CHAPITRE 1 Page 408

Aucune réponse numérique dans ce chapitre.

CHAPITRE 2 Pages 409 et 410

10. $M_X = 40$ g/mol, ce qui peut correspondre à l'argon ($M = 39{,}95$ g/mol).

12. $p_{\text{gaz A}} = 915$ mm Hg ; $p_{\text{gaz B}} = 555$ mm Hg

CHAPITRE 3 Pages 410 à 415

19. $V_{O_2} = 18$ L

20. $\Delta T = 29$ °C

21. $V_{CO_2} = 912$ L

22. $p_{H_2} = 33$ kPa ; $p_{N_2} = 23$ kPa ; $p_T = 56$ kPa

23. $p_2 = 226$ kPa

24. $m_{F_2} = 9{,}96$ g

25. $T = -135$ °C

26. $M_X = 46$ g/mol, ce qui correspond au CO_2.

CHAPITRE 4 Pages 415 à 420

31. $\Delta T = 41{,}5$ °C

32. *a)* $2\,N_{2(g)} + 4\,H_{2(g)} + 3\,O_{2(g)} \rightarrow 2\,NH_4NO_{3(s)} + 728$ kJ/mol

ou

$2\,N_{2(g)} + 4\,H_{2(g)} + 3\,O_{2(g)} \rightarrow 2\,NH_4NO_{3(s)} \quad \Delta H = -364$ kJ/mol

b) Énergie $= 1{,}14 \times 10^7$ kJ

33. *a)* $\Delta H = 419$ kJ/mol de PCl_5 ; la réaction est endothermique.

34. *a)* $\Delta H = -148$ kJ

CHAPITRE 5 Pages 420 à 423

39. $T_f = 25{,}7$ °C

40. $\Delta H_{\text{dissol}} = -24$ kJ/mol

41. $\Delta H_{\text{vaporisation}} = 23{,}4$ kJ/mol

CHAPITRE 6 Pages 423 à 425

48. *a)* $v = 1{,}8 \times 10^{-5}$ mol/L • s

b) $v = 4{,}9 \times 10^{-6}$ mol/L • s

CHAPITRE 7 Pages 425 à 428

54. *b)* $k = 0{,}75$ L/mol • s

c) $v = 1{,}5 \times 10^{-4}$ mol/L • s

CHAPITRE 8 Pages 428 à 430

Aucune réponse numérique dans ce chapitre.

CHAPITRE 9 Pages 430 à 434

65. $[CO]_{éq} = [H_2]_{éq} = 0{,}255$ mol/L

71. $K_a = 1{,}9 \times 10^{-5}$

74. Solution Ag_2CO_3 : $[CO_3^{2-}] = [Ag_2CO_3] = s = 1{,}28 \times 10^{-4}$ mol/L

Solution $MgCO_3$: $[CO_3^{2-}] = [MgCO_3] = s = 2{,}61 \times 10^{-3}$ mol/L

Dans la solution saturée de $MgCO_3$, la concentration en ions carbonate est supérieure à celle de la solution saturée de Ag_2CO_3.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

INDEX

Un numéro de page en **gras** indique que le terme est défini à cette page.

A

Acide(s), 11, 19, 357-358, 362, 387
  conjugué, 358-**359**
  dissociation d'un, 363, 387
  faible, **363**, 387
  fort, **363**, 387
Acidité, 14
Alcalino-terreux, 3-4
Alcalins, 3-4
Anion, 5
Arrhenius
  Svante August, 285, 287, 357
  théorie d', **357**-358
Arrondir un nombre, 455
Atmosphère terrestre, 40, 65
Atome(s), **1**-3, 7
  configuration électronique d'un, 2, 38
Autoclave, 247, 321
Autocuiseur, 247
Avogadro
  Amadeo, 89
  hypothèse d', **90**, 113, 123
  loi d', **90**
  nombre d', 9

B

Balance, 241
Baromètre à mercure, 65
Base(s), 11, 19, 357-358, 362, 387
  conjuguée, 358-**359**, 363
  dissociation d'une, 387
  faible(s), 366
  forte(s), 366
Basicité, 14
Bilan énergétique, 457
  d'une réaction, 166, **167**-176, 186
  diagramme du, 169, 171
Biot, Jean-Baptiste, 87
Black, Joseph, 152
Boltzmann, Ludwig, 266
Brønsted, Johannes, 358
Brown, Robert, 54
Burette à gaz, 241

C

Calculs
  complexes, 454
  stœchiométriques, 17-18, 156, 338
Calorimètre, **199**, 204, 220
  maison, 199
Calorimétrie, **199**, 205, 212, 214, 220
Capacité thermique massique, 140-**141**, 185, 205, 456
  de diverses substances, 460
Catalyse enzymatique, 277
Catalyseur(s), **276**-277, 292, 320-321, 328
  négatif(s), 276
Cation, 5
Chaleur, 139-**140**, 151, 185
  absorbée, 142, 152-153, 185, 199, 212, 214, 221
  de réaction (*voir* Enthalpie, variation d')
  dégagée, 142, 152-153, 185, 199, 212, 214, 221
  molaire de dissolution, 202, **203**-204, 220, 462
  molaire de neutralisation, **204**-205, 220
  molaire de réaction, **202**, 220, 221
  transfert de, 139
Changement(s) d'état, 14
Changement(s) de phase, 14, 54
  endothermique, 151-152
  exothermique, 151-152
  matériau à, 176
Charges électriques, 11
  négatives, 11
  positives, 11
Charges ioniques courantes, 3
Chiffres significatifs, 22, 453-455
  règles d'utilisation, 453-454
Coefficient(s) stœchiométrique(s), 16-17, 211, 221, 248, 249, 258
Collision(s), 91, 98, 109, 291
  efficace(s), **264**-266, 272-273, 275, 277, 291-292
  inefficace(s), 264-265, 291
  théorie des, 264-268, 272, 291
Comburant, 40, 44
Combustible, 39, 44
Combustion, 20
Complexe activé, **170**, 176, 187, 212, 265, 267, 276, 292
  enthalpie du, 171, 173, 187
Composé(s), 6-9, 20
  complexe, 19
  covalent, 7
  ioniques, 378
  ionique(s) peu soluble(s), **378**-380, 387
  simples, 19
Compressibilité, **57**
Concentration(s), 12-13, 205, 241, 258, 328
  constantes, 314
  d'un gaz, 110
  d'un ou des réactifs, 253, 272-273, 282-283, 286-287, 291-292, 319, 321, 338, 340, 386
  d'une solution, 456
  d'une solution diluée, 13
  des produits, 319, 321, 328, 338, 340, 386
  en ions hydrogène, 360, 387
  mesure de la, 241
  molaire, 12, 457
  molaire d'ions hydrogène, 362
  molaire d'ions hydroxyde, 362
  relative des produits, 342
  relative des réactifs, 342
  variation de la, 248, 308, 316-317
Condensation
  liquide, 14
  solide, 14
Configuration électronique d'un atome, 2, 38
Constante d'acidité, 362-367, 457
  calcul de la, 364-366
Constante d'équilibre, 338, **339**-346, 386, 457
  calculs de la, 343-346
  de la réaction directe, 340, 386
  de la réaction inverse, 340, 386, 457
  effet de la variation de la température sur la valeur de la, 342-343
  interprétation de la valeur de la, 342
  relation entre la constante d'équilibre des réactions directe et inverse, **340**
  valeur(s) de la, 342-343, 386
  variation de la, 343, 386
Constante(s) d'ionisation
  de l'eau, **361**-362, 387, 457
  de quelques acides, 465
  de quelques bases, 465-466
Constante de basicité, 366-368, 387, 457

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Constante(s) du produit de solubilité, 379-381, 387, 458
dans l'eau, 466
Corrosion, 20
Couche(s) électronique(s), 4
périphérique, 38
Courbe
de distribution de Maxwell-Boltzmann, 55, 265
de distribution des énergies cinétiques, 276
la mieux ajustée, 450
Cylindre gradué, 241

D

Décomposition, 20
Dénombrement de la matière, 9-11
Diagramme, 450
de distribution des énergies cinétiques de Maxwell-Boltzmann, 273
du bilan énergétique, 169, 171
énergétique, **171**-173, 175-176, 187, 213
Diffusion, 57-**58**, 60, 71
Dilution, 13-14, 458
Dissociation électrolytique, 11
Dissolution, 15, 202-203, 212, 220
d'un composé solide, 444
d'un concentré liquide, 445
endothermique, 203
exothermique, 203

E

Échelle de température absolue (*voir* Kelvin)
Effusion, 57-**58**, 71
Électrochimie, 379
Électrolyse, 39
Électrolyte(s), 11, 362, 378
et la dissociation électrolytique, 11
faibles, 362
forts, 362
Électron(s), 5-7
célibataire, 3
de valence, 2-5
doublets d', 3, 7
Électronégativité, 3, 5-7
Élément(s)
diatomique, 6
naturels, 4
phases des, 4
synthétiques, 4
triatomique, 6
Énergie(s), 18-19, **137**-139, 185, 386, 456
absorbée, 143, 150, 153-154, 156, 167, 185-186, 200, 202, 220
absorption d', 18, 149-158
chimique, 137
cinétique(s), 52, 54-56, 59, 71, 83, 87, 137-138, 149, 185, 264-265, 275
cinétiques de Maxwell-Boltzmann, 273, 291
d'activation, 170, **171**-173, 175, 187, 212, 265, 267, 272, 275-277, 291, 320, 458
dégagée, 143, 150, 153-154, 156, 166-167, 185-186, 200, 202, 220
dégagement d', 18, 149-158
électrique, 137
loi de la conservation de l', 142-**143**, 199-200
mécanique, 137
moyennes de liaison, 461-462
nucléaire, 137
potentielle(s), 149, 185
potentielle gravitationnelle, 137
rayonnante, 137
thermique, 18, 137-**138**, 139, 185
totale, 185
transférée, 142-144
transfert d', 140
transformations d', 149-158
variation d', 140-142, 151
Enthalpie(s), **149**, 170, 185, 212, 456
de réaction, 214-215
des atomes séparés, 169
des produits, 169, 171, 213
des réactifs, 169, 171, 187, 213
diagramme d', 155-156
du complexe activé, 171, 173, 187
molaire, **150**
molaire(s) standard(s) de formation, 214-**215**, 221, 463-464
relative des produits, 155
relative des réactifs, 155
variation d', 149, **150**-151, 154-157, 168, 172-173, 175, 185-187, 212-215, 221
variation d'enthalpie de changement de phase, 152
variation d'enthalpie molaire standard, **150**-151
Équation(s) chimique(s)
balancée, 17, 210-211
balancée d'un système réactionnel à l'équilibre, 339
balancement d', 16-17
squelette, 16-17
Équation du second degré, 21-22
Équations utilisées en chimie, 457-459
Équilibre
acidobasique, 357-368, 387
chimique, 307, **308**-310, 328
facteurs qui influent sur l'état d', 314-321, 328
processus d', 310
État
gazeux, 240-241
liquide, 240-241
solide, 240-241
standard, 215
État d'équilibre, 315-321, 328
effet de l'ajout d'un catalyseur sur l', 320-321
effet de la variation de la concentration sur l', 315-318, 328
effet de la variation de la pression sur l', 319-320, 328
effet de la variation de la température sur l', 318-319, 328
Expansion, **57**, 71

F

Familles chimiques, 2-3
Force(s) d'attraction, 52, 57, 71
Formule chimique, 7-9, 11
développée, 169
semi-développée, 169
Formule moléculaire, 357-358
Fusion, 14

G

Gay-Lussac
loi de, 84, 86-87, 123
Louis Joseph, 87
Gaz
changement de volume d'un, 79
collecte d'un, 120
comburant, 40
combustible, 39
comportement des, 52, 55-57, 71, 108, 123
comportement physique des, 78
compressibilité des, 78
concentration d'un, 110
hilarant, 40-41
loi générale des, 104-106, 109, 123-124, 459
loi(s) simple(s) des, 78-80, 104, 106, 108-109, 123

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

masse d'un, 110
masse molaire d'un, 110
masse volumique d'un, 110
mélange(s) de, 118-119, 124
mole de, 94
noble(s), 3-4, 38, 44
parfait(s), 57, 64, **108**, 124
pression d'un, **64**, 66-67, 71, 79-80, 83, 85-87, 90-91, 94, 97-98, 105, 109-110, 113, 118, 120, 123
pression(s) partielle(s) d'un, **118**-**119**, 124, 459
pression totale des, 118, 120, 124
propriétés caractéristiques d'un, 37
propriétés chimiques d'un, 36-44
propriétés non caractéristiques d'un, 37
propriétés physiques d'un, 51-60, 64-67, 71
rapports de volume des, 113, 124
rapports molaires des, 113, 124
réactivité chimique d'un, 37-41
relation entre la pression et la quantité de, **97**-98, 119
relation entre la pression et la température absolue d'un, 105
relation entre la pression et la température d'un, 86-87
relation entre la pression et le nombre de moles d'un, 105
relation entre la pression et le volume d'un, 78-80, 105
relation entre le volume et la quantité d'un, 89-92
relation entre le volume et la température absolue d'un, 105
relation entre le volume et la température d'un, 82-85
relation entre le volume et le nombre de moles d'un, 105
stœchiométrie des, 113-114, 124
température absolue d'un, 84, 86, 105, 123
température d'un, 84, 86-87, 90, 94, 110, 113, 118, 120, 123
théorie cinétique des, 52-60, 71, 94, 108, 124, 264
utilisation dans les applications technologiques, 42-43
variables des, 78, 123
variation de la pression d'un, 104
variation de la quantité de, 104
variation de la température absolue d'un, 104
variation du volume d'un, 91, 104
volume d'un, 80, 82-84, 89-91, 94, 105, 110, 118, 123
Guldberg, Cato Maximilian, 341

H

Haber, Fritz, 276, 318
Halogènes, 3-4
Hess
Germain Henri, 212, 214
loi de, 212-**213,** 214-215, 220-221

I

Incertitude, 452
absolue, 452
relative, 452
Indicateur
acidobasique, 368
de pH, 368
Inhibiteur(s), 276, 292
Ion(s), 5-6, 11
négatif, 5
polyatomiques, 8
polyatomiques courants, 467
positif, 5
Ion(s) hydrogène, 19, 357, 361, 387
concentration en, 360, 387
Ion(s) hydroxyde, 19, 357, 361, 387
Isotopes, 1

J

Jauge à pression, 66

K

Kelvin(s), 86
échelle (ou échelle de température absolue), 83
Lord, 83

L

Le Chatelier
Henry, 315
principe de, **314**-321, 328, 343
Liaison(s), 54
bris de, 166, 186
chimique(s), 5, 6-7, 166-167, 186
covalente(s), 7
double, 167
énergie de, 38, **166**-167, 186
force des, 271
formation de, 166-167, 186
ionique, **6**-7
simple, 167
triple, 167
Loi(s)
d'action de masse (*voir* Loi de l'équilibre chimique)
d'additivité des enthalpies (*voir* Loi de Hess)
d'Avogadro, **90**-92, 94, 123
de Boyle-Mariotte, **78**-80, 123
de Charles, **84**, 92, 123
de Dalton (*voir* Loi des pressions partielles)
de Gay-Lussac, 84, 86-**87**, 123
de Graham, 59-**60**, 71, 458
de Hess, 212-**213**, 214-215, 220-221
de l'équilibre chimique, **338**, 386
de la conservation de l'énergie, 142-**143**, 199-200
de la conservation de la masse, 16
des combinaisons gazeuses, **89**
des combinaisons volumétriques, 113-115, 124
des gaz parfaits, 108, **109**, 110, 114, 123, 458
des pressions partielles, **118**, 119, 120, 124, 458
des vitesses de réaction, **282**-287, 292, 458
générale des gaz, 104, **105**, 106, 109, 123-124, 459
simple(s) des gaz, 78-80, 104, 106, 108-109, 123
Lowry, Thomas, 358

M

Manomètre, 66, 71, 241
Masse, 140, 205, 241, 258, 456
atomique, 10
atomique relative, 3
molaire, 10-11, 94, 456
molaire atomique, 10
molaire moléculaire, 10
volumique, 39, 94, 205, 456
Maxwell, James Clerk, 266
Mécanisme réactionnel, **210**-212, 220, 266, **267**, 268, 276, 291
diagramme énergétique du, 211-213, 268
Mesure
caractéristiques d'un instrument de, 439
de la masse d'un gaz, 441
de la solubilité, 442-443
du pH, 442
du volume d'un gaz, 439-441

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

interprétation des résultats de la, 452-455
techniques de, 439
Métalloïdes, 4
Métaux, 4, 6
Modèle atomique simplifié, 2
Mole(s), 9
variation du nombre de, 90
Molécule(s), 5-9
Mouvement
de rotation, 52-53, 71
de translation, 52-53, 56, 71
de vibration, 52-53, 71

N

Neutralisation acidobasique, 19, 204, 212, 220
équation générale de la, 19
Neutrons, 1
Newtons, 64
Nobel, Alfred, 243
Nombre de masse, 1
Nomenclature, 8
Non-métaux, 4, 6-7
Notation de Lewis, 2-3, 7, 166
Notation scientifique, 22-23
règles de calcul en, 23
Nucléons, 1
Numéro atomique, 1, 3-4

O

Oxydation, 20
Oxydoréduction, 379
Ozone, 40, 44

P

Paires acide-base conjugués, 358-360
Particules élémentaires, 1
Pascals (Pa), 64
Périodes, 3-4
Perméation gazeuse, 58
pH, 11, 360-361, 364, 387
calcul du, 360-361
échelle de, 14, 360
expressions du, **360**, 458
indicateur de, 368
valeur du, 360, 362
pH-mètre, 241
Phase(s)
changements de, 14, 54
de la matière, 52-54, 71
équilibre des, 309-310
gazeuse, 52-53, 71, 109
liquide, 52-53, 71
solide, 52-53, 71
Plasma, 53
Poussières combustibles, 274
Précipitation, 20
Précipité, 20
Présentation des résultats scientifiques, 450-451
Pression, 15, **64**-67, 71, 241, 258, 328, 456
atmosphérique, 65, 67, 71
d'un gaz, 56, **64**, 66-67, 71, 79-80, 83, 85-87, 90-91, 94, 97-98, 105, 109-110, 113, 118, 120, 123
partielle, **118**-119
relative, 66, 71
totale, 118
variation de, 97
Produit(s), 16-19, 150, 153-154, 156, 167, 175, 186, 213, 215, 221, 239-240, 258, 267, 277, 307-309, 338, 386
concentration des, 319, 321, 328, 338, 340, 386
dangereux, 436
formation des, 258, 317, 321
nature des, 276
Propriété(s)
caractéristique, 37
macroscopiques, 310, 315
microscopiques, 310
non caractéristique, 37
thermodynamiques de certains éléments, 460
Protons, 1, 358, 387

Q

Quantité
de chaleur, 456, 459
de matière, 456

R

Rapport de laboratoire, 448-449
Rapports molaires, 17
Réactif(s), 16-19, 150, 153-154, 156, 167, 175, 186, 213, 215, 221, 239-240, 258, 267, 276, 285, 307-309, 328, 338, 386
concentration d'un ou des, 253, 272-273, 282-283, 286-287, 291-292, 319, 321, 338, 340, 386
enthalpie des, 169, 171, 187, 213, 277
formation des, 317, 321
nature des, 271-272, 291
ordre d'un, 282, 285
phase des, 271-272
surface de contact des, 273-274, 291
transformation des, 187, 258
variation de la concentration d'un ou des, 282, 284
Réaction(s)
chimique(s), 199, 212, 239
complexe(s), 210, 220
de formation, 215
diagramme énergétique d'une, 220
directe, 174, **175**-176, 187, 316, 318, 320, 343-344, 386
élémentaire(s), 210-214, 220-221, **267**, 291
endothermique(s), 18, 153-155, 171, 173, 175, 187, 318, 343, 386
endothermique d'une réaction exothermique, 155
équation thermochimique d'une, **154**, 156
exothermique(s), 19, 39, 153-155, 171, 173, 175, 187, 318, 386
globale, 212, 213, 221
inverse, 174, **175**-176, 187, 316, 320, 386
irréversible(s), 174, **307**-308, 328
ordre de la, 282-284, 292
ordre global de la, **284**-285, 292
réversible(s), 174, 187, 307-**308**, 320, 328
temps de, 285
vitesse de, 239-243, 249, 253, 258, 264, 266-268, 271-272, 275-276, 282-287, 292, 308, 315-316, 320, 328, 456, 459
Réactivité chimique, **37**, 44
causes de la, 38
Règles de nomenclatures et d'écriture, 7-9
Repas autochauffants, 155

S

Sadi Carnot, Nicolas Léonard, 140
Sécante
taux de variation d'une, 253-254, 258
Sécurité au laboratoire, 436-438
règles de, 438
symboles de, 437
Sels, 11
SGH, 436

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

SIMDUT, 436
Solidification, 14
Solubilité, 15, **378**, 380, 387
d'une substance, 456
dans l'eau de quelques composés ioniques courants, 467
équilibre de, 309, 387
molaire, 387
Soluté(s), 11-12, 15, 202-203, 220
Solution(s), 12
acide(s), 19, 205
aqueuse(s), 11-14, 241, 357-358, 360, 362-363, 378, 387
basique(s), 19, 205
concentration d'une solution diluée, 13
concentrée, 13
diluée, 13
électrolytiques, 20
préparation des, 444-445
Solvant(s), 11, 13, 15, 202-203, 220, 378, 387
Søren, Sørensen, 362
Spectrophotomètre, 241
Stœchiométrie, 17-18, 156-158
Sublimation, 14
Substances
amphotères, 359
intermédiaires, 212
Symbole(s)
chimique, 2-3
de danger, 37
Synthèse, 19
Système(s)
à l'équilibre, 309, 317, 328, 386
équation balancée d'un système réactionnel à l'équilibre, 339
fermé(s), 198, 220, 309, 328
isolé(s), 138, 143, 198-199, 220
ouvert(s), 198, 220
propriétés macroscopiques d'un, 309, 328
réactionnel, 239, 317, 320, 328
réactionnel à l'équilibre, 342-343
réversible, 309, 328

T

Tableau
IVÉ, **344**-345
périodique des éléments, 3-4, 10
règles de présentation d'un, 450
Tangente
taux de variation d'une, 254, 258, 451
TAPN, 78, 94, 108, 114, 123, 150
Techniques de manipulation, 444-447
Température, 15, 79, 82-83, **138**-139, 153, 185, 285, 287, 328, 338, 456
absolue, 56, 71
constante, 152, 286, 314
du milieu réactionnel, 275, 291
finale, 185
règle de conversion de la, 123
variation de la, 140-142, 153, 200, 203, 220, 319, 342
Théorie
d'Arrhenius, 204, **357**, 387
de Brønsted-Lowry, **358**-360, 387
des collisions, 264-268, 272, 291
Théorie cinétique des gaz, 52-60, 71, 94, 108, 124, 264
et la relation entre la pression et le nombre de moles d'un gaz, **97**
et loi d'Avogadro, **91**
et loi de Boyle-Mariotte, **80**
et loi de Charles, **85**
et loi de Gay-Lussac, **87**
Thermomètre électronique, 144
Titrage, 445-447
TPN, 78, 94, 108-109, 114, 123
Transfert de chaleur, 139
entre deux systèmes et température finale du mélange, 459
Transformation(s), 136-196
chimique(s), 16-20, 150, 185
des réactifs, 187, 258
endothermique, 18-19, **151**-156, 185-186, 200, 203
exothermique, 18-19, **151**-156, 185-186, 200, 203
Transformations physique(s), 14-15, 150, 155, 185, 199, 202
endothermique(s), 151-152
exothermique(s), 151-152

U

Unités de mesure en chimie, 456

V

Vaporisation, 14
Variable, 21
du comportement des gaz, 110
isoler une, 20-21
Variation
d'enthalpie, 215, 459
d'enthalpie molaire standard de formation, 214, 215, 221
de pression, 97
du nombre de moles, 97
Vitesse
constante de, 282, 285-287, 292
constante et ordre global de la réaction, 286
d'effusion, 60, 71, 456
de décomposition, 314
de diffusion, 60, 71
de dispersion ou d'effusion, 456
de formation, 248, 314
générale de réaction, **248**-249, 258, 459
instantanée d'une réaction, 242, **254**, 283
moyenne, 55, 71
moyenne d'une réaction, 242, **253**-254, 258
relative, 173
Vitesse(s) de réaction, 239, **240**-243, 249, 253, 258, 264, 266-268, 271-272, 275-276, 282-287, 292, 308, 315-316, 320, 328, 456, 459
directe, 317
facteurs qui agissent sur la, 271-277, 291
globale, 267, 291
graphique de la, 253
inverse, 317
loi des, **282**-287, 292, 458
mesure de la, 240-242
variation de la, 286
Volume, 241, 456
constant, 314
molaire gazeux, **94**-95, 109, 123
variation de, 319
von Guericke, Otto, 67

W

Waage, Peter, 341
Wells, Horace, 41

Z

Zéro absolu, 83, 139

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

SOURCES

Légende h : haut b : bas c : centre g : gauche d : droite

PHOTOS

Couverture

gerenme / iStockphoto

Rappels

p. 18 : Nasa • p. 20 : David Taylor / Science Photo Library

Module 1

p. 35 : Creativemarc / Shutterstock.com

Chapitre 1

p. 36 : Shamil Zhumatov / Reuters / Corbis • p. 39cg : Phongkrit / Shutterstock.com • p. 39bd : Simon Clay / Alamy • p. 40g : Marbury / Shutterstock.com • p. 40gd : © 2006 Richard Megna – Fundamental Photographs, NYC • p. 41h : The LIFE Picture Collection / Getty Images • p. 41b : Sheila Terry / Science Photo Library • p. 42 (oxygène) : Wando Studios / iStockphoto • p. 42 (diazote / argon) : Home Studio / Shutterstock.com • p. 42 (acétylène) : Charles D. Winters / Science Source • p. 42 (propane) : padchas / Shutterstock.com • p. 42 (xénon) : Jet Propulsion Laboratory / Nasa • p. 43h : Jultud / Shutterstock • p. 43bg : Inge Weber / Stockfood / maXx Images • p. 43bd : © 3M • p. 46 : Hupeng | Dreamstime.com

Chapitre 2

p. 51 : Jon Milnes / Shutterstock.com • p. 53bd : Bestweb | Dreamstime.com • p. 54 : Natural History Museum, London / Science Photo Library • p. 57bd (gonflement du ballon) : takepicsforfun / Shutterstock.com • p. 57bd (ballon en vol) : topseller / Shutterstock.com • p. 58hg : Power and Syred / Science Photo Library • p. 58bg : Miguel Garcia Saavedra / Shutterstock.com • p. 58bd : sezer66 / Shutterstock.com • p. 59 : Robert Kyllo / Shutterstock.com • p. 66b : RapidEye / iStockphoto • p. 67b : akg-images • p. 70hd : Jan-Otto / iStockphoto • p. 74 : Hong Vo / Shutterstock.com

Chapitre 3

p. 82gcd : © 1990 Chip Clark – Fundamental Photographs, NYC • p. 87 : Sheila Terry / Science Photo Library • p. 92 : HLPhoto / Shutterstock.com • p. 104 : Gwenvidig / iStockphoto

Module 2

p. 135 : Charles D. Winters / Science Source / Getty Images

Chapitre 4

p. 136 : Kenneth Keifer / Shutterstock.com • p. 137h : MrJafari / Shutterstock.com • p. 137b : microgen / iStockphoto • p. 139bg : Mauro Matacchione Photography / iStockphoto • p. 140 : J.-L. Charmet / Science Photo Library • p. 141b : Steven Coling / Shutterstock.com • p. 144 : GIPhotoStock / Science Photo Library • p. 149 : Shebeko / Shutterstock.com • p. 151hg (a) : Evlakhov Valeriy / Shutterstock.com • p. 151hg (b) : ggw1962 / Shutterstock.com • p. 151dh : Foodfolio / maXx Images • p. 151db : Kichigin / Shutterstock.com • p. 152 : US National Library of Medecine • p. 155 : Photo by Mark Wilson, Gizmodo.com • p. 156 : Carlosmoura | Dreamstime.com • p. 174cg : Petrova Maria / Shutterstock.com • p. 174bg : anki21 / Shutterstock.com • p. 175gd : Martyn F. Chillmaid / Science Source

Chapitre 5

p.197 : Mauro Rodrigues / Shutterstock.com • p. 198g : Charles D. Winters / Science Photo Library • p. 198c : Fotofermer / Shutterstock.com • p. 198d : Dudaeva / Shutterstock.com • p. 202 : kazoka / Shutterstock.com • p. 210 : Joe Belanger / Shutterstock.com • p. 212g : Gdvcom | Dreamstime.com • p. 212d : E. R. Degginger / Science Photo Library • p. 214 : Dirk Wiersma / Science Source

Module 3

p. 237 : Icholakov | Dreamstime.com

Chapitre 6

p. 238 : muratart / Shutterstock.com • p. 241h : Martin Shields / Alamy • p. 241b : Charles D. Winters / Science Photo Library • p. 243 : Wikimedia Commons • p. 247h : Oldtime / Alamy • p. 247b : Samoshkin | Dreamstime.com

Chapitre 7

p. 263 : Sylvain Sonnet / Hemis / Corbis • p. 266cg : Science Photo Library • p. 266cd : Interfoto / Alamy • p. 266b : wavebreakmedia / Shutterstock.com • p. 271 : Brosen via Wikimedia Commons • p. 272c : Schuyler S. via Wikimedia Commons • p. 274 : Paul Costanzo / 123RF • p. 275 : belchonock / iStockphoto • p. 276h : Chronicle / Alamy • p. 276b : Jewish Museum Berlin • p. 277 : Laguna Design / Science Photo Library • p. 287 : World History Archive / Alamy

Module 4

p. 305 : Jared Alden / Photolibrary / Getty images

Chapitre 8

p. 306 : karamysh / Shutterstock.com • p. 307 : Peter Kai / Shutterstock.com • p. 308 : chas53 / iStockphoto • p. 309 : © 2001 Richard Megna, Fundamental Photographs, NYC • p. 310 : Brian Kinney / Shutterstock.com • p. 315 : Académie des Sciences, Paris, France / Archives Charmet / Bridgeman Images • p. 318 : DIZ Muenchen GmbH, Sueddeutsche Zeitung Photo / Alamy • p. 321 : Timof / Shutterstock.com • p. 329bd : johnfoto18 / Shutterstock.com

Chapitre 9

p. 337 : H Goethel / maXx Images • p. 341 : Photogravure by H. Riffart, Berlin. Vers 1891 • p. 343 : Stefan Redel / Shutterstock.com • p. 357 : Andrew Lambert Photography / Science Photo Library • p. 358 : Martyn F. Chillmaid / Science Source • p. 361 : Gracieuseté de Techne USA • p. 362 : SPL / Science Source • p. 366 : Walkerma / Wikimedia Commons • p. 368g : Andrew Lambert Photography / Science Photo Library • p. 368d : Coprid / iStockphoto • p. 378 : Evan Lorne / Shutterstock.com • p. 379 : Ten Of All Trades / Wikimedia Commons

Annexes

p. 435 : davidf / iStockphoto.com • p. 442h : Arto Dokouzian • p. 442b, p. 443gd, p. 444hb, p. 445gd, p. 447gd et 452 : Janicke Morissette / Le bureau officiel

ILLUSTRATIONS

Toutes les illustrations ont été faites par Michel Rouleau, sauf :
p. 6, 7hbd, 10, 11, 14h, 16, 29 (Late Night Studio)
p. 37, 45, 436, 437 (Arto Dokouzian)

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

2e cycle du secondaire | 3e année

DELTA

CHIMIE

- Documents pour les enseignants
- Documents pour les élèves
- Corrigé des documents pour les élèves
- Corrigé du cahier pour les élèves
- Indications pour les TTP
- Offre numérique

Guide

CHENELIÈRE ÉDUCATION

DELTA
Chimie
2e cycle du secondaire • 3e année

Guide
Mourad Mezian, Marie-Hélène Tougas

© 2016 TC Média Livres Inc.

Édition : Suzanne Champagne, Marie-Ève Robitaille
Coordination et révision linguistique : Suzanne Lavigne, Colette Lens
Rédaction : Isabelle Lapierre, Régent Lavigueur
Correction d'épreuves : Danielle Maire
Conception graphique : Pige communication
Infographie : Pige communication

Contenus interactifs
Édition : Annie Fortier
Coordination : Amélie Dumont, Véronique Gagnon
Rédaction : Stéphanie Poirier, Myriam Sauvé
Révision : Colette Lens, Samuel Rosa
Correction d'épreuves : Danielle Maire
Recherche d'hyperliens : Murielle Belley

Remerciements

Pour leur collaboration à titre de consultants pédagogiques des contenus interactifs, l'Éditeur tient à remercier les enseignants suivants : Rémi Narbonne (Collège Jeanne-Normandin), Alain Poitras (C. S. des Affluents).

Pour sa précieuse expertise, l'Éditeur tient également à remercier Ève Bélisle, M. Sc., enseignante, Collège Ahuntsic.

Sources iconographiques

Toutes les illustrations sont de Michel Rouleau.

Note aux utilisateurs

Les hyperliens proposés dans ce guide-corrigé mènent à des sites Internet qui présentent du contenu de qualité pertinent sur le plan pédagogique.

Les hyperliens sont fonctionnels. Cependant, comme ils mènent à des sites externes variés, TC Média Livres Inc. n'est pas responsable des contenus qui y sont hébergés. Nous recommandons donc fortement aux utilisateurs de toujours vérifier le contenu du site consulté avant de le présenter aux élèves, puisque des changements ont pu y être effectués depuis la parution du guide-corrigé. Notez également que certains sites affichent des messages publicitaires.

CHENELIÈRE ÉDUCATION

5800, rue Saint-Denis, bureau 900
Montréal (Québec) H2S 3L5 Canada
Téléphone : 514 273-1066
Télécopieur : 514 276-0324 ou 1 800 814-0324
info@cheneliere.ca

TOUS DROITS RÉSERVÉS.
Toute reproduction du présent ouvrage, en totalité ou en partie, par tous les moyens présentement connus ou à être découverts, est interdite sans l'autorisation préalable de TC Média Livres Inc.
Les pages portant la mention « Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc. » peuvent être reproduites uniquement par l'enseignant dont les élèves disposent personnellement du cahier périssable faisant partie intégrante de l'ensemble didactique comprenant le présent ouvrage et **exclusivement** pour les élèves visés dans ce paragraphe.
Toute utilisation non expressément autorisée constitue une contrefaçon pouvant donner lieu à une poursuite en justice contre l'individu ou l'établissement qui effectue la reproduction non autorisée.

ISBN 978-2-7650-5057-5
Dépôt légal : 1er trimestre 2016
Bibliothèque et Archives nationales du Québec
Bibliothèque et Archives Canada

Imprimé au Canada

Nous reconnaissons l'aide financière du gouvernement du Canada par l'entremise du Fonds du livre du Canada (FLC) pour nos activités d'édition.

Gouvernement du Québec – Programme de crédit d'impôt pour l'édition de livres – Gestion SODEC.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Tableau de planification

Cahier		Guide-corrigé imprimé et numérique					
Contenu	**Pages du cahier**	**Corrigé du cahier**	**Labos**	**Exercices supplémentaires**	**Évaluations**	**Activités interactives**	**Hyperliens**
Rappels							
1. L'atome : constituants et représentations	1	—	—	p. G-7	—	—	1
2. Le tableau périodique des éléments	3	—	—	p. G-8	—	—	1
3. Les molécules	5	—	—	p. G-8 et G-9	—	—	—
4. Le dénombrement de la matière	9	—	—	p. G-9 et G-10	—	—	—
5. Les solutions aqueuses	11	—	—	p. G-10 et G-11	—	—	—
6. Les transformations physiques	14	—	—	p. G-12	—	—	—
7. Les transformations chimiques	16	—	—	p. G-12 à G-15	—	—	1
8. Quelques notions mathématiques	20	—	—	p. G-15 à G-17	—	—	—
Exercices	24	p. G-3 à G-6	—	—	—	—	—
Module 1 Les gaz							
Chapitre 1 Les propriétés chimiques des gaz							
S1. La réactivité chimique des gaz	37	—	—	p. G-23 à G-25	p. G-26 et G-27	1	6
S2. L'utilisation des gaz dans la vie quotidienne	41	—	—				5
Synthèse	44	p. G-21 et G-22	—	—	—	1[1]	—
Exercices de fin de chapitre	44	p. G-21 et G-22	—	—	—	—	—
Chapitre 2 Les propriétés physiques des gaz							
S1. La théorie cinétique des gaz	52	p. G-31	—	p. G-34 à G-37	p. G-38 à G-41	2	6
S2. La pression	64	p. G-31 et G-32	—			3	3
Synthèse	71	p. G-32 et G-33	—	—	—	2 et 3	—
Exercices de fin de chapitre	72	p. G-32 et G-33	—	—	—	—	—
Chapitre 3 Les lois des gaz							
S1. Les lois simples des gaz	78	p. G-45 à G-50	Labos 1, 3 et 5 Démos 2 et 4	p. G-85 à G-92	p. G-93 à G-97	4	9
S2. La loi générale des gaz	104	p. G-50	—			5	—
S3. La loi des gaz parfaits	108	p. G-50 et G-51	Labo 6			6	2

1. Les activités interactives sont répétées dans la synthèse de chaque chapitre. Il est donc possible de les réaliser à la fin de la ou des sections qu'elles abordent ou encore en fin de chapitre, à titre de révision.

Cahier		Guide-corrigé imprimé et numérique					
Contenu	**Pages du cahier**	**Corrigé du cahier**	**Labos**	**Exercices supplémentaires**	**Évaluations**	**Activités interactives**	**Hyperliens**
S4. La loi des combinaisons volumétriques et la stœchiométrie des gaz	113	p. G-51 et G-52	—	—	p. G-93 à G-97	7	—
S5. La loi de Dalton	118	p. G-52 et G-53	—	—		8	2
Synthèse	123	p. G-53 et G-54	—	—	—	4 à 8	—
Exercices de fin de chapitre	124	p. G-53 et G-54	—	—	—	—	—
Consolidation du module 1	129	p. G-55 et G-56	—	—	p. G-98 à G-101	9	—
Module 2 L'aspect énergétique des transformations							
Chapitre 4 Les transformations et les variations d'énergie							
S1. L'énergie et la chaleur	137	p. G-105 et G-106	Labos 7 et 8	p. G-131 à G-138	p. G-139 à G-144	10	4
S2. Les transformations et l'absorption ou le dégagement d'énergie	149	p. G-106 à G-108	Labo 9			11	1
S3. Le bilan énergétique	166	p. G-108 à G-110	—			12	3
Synthèse	185	p. G-110 à G-113	—	—	—	10 à 12	—
Exercices de fin de chapitre	187	p. G-110 à G-113	—	—	—	—	—
Chapitre 5 La chaleur molaire d'une réaction							
S1. La calorimétrie	198	p. G-147	—	p. G-183 à G-187	p. G-188 à G-192	13	—
S2. La chaleur molaire de réaction	202	p. G-147 à G-149	Labos 10 et 11			14	—
S3. La loi de Hess	210	p. G-149 et G-150	Labos 12, 13 et 14			15	—
Synthèse	220	p. G-150 et G-151	—	—	—	13 à 15	—
Exercices de fin de chapitre	221	p. G-150 et G-151	—	—	—	—	—
Consolidation du module 2	226	p. G-152 à G-156	—	—	p. G-193 à G-196	16	—
Module 3 La cinétique chimique							
Chapitre 6 Les vitesses de réaction							
S1. Comment mesurer la vitesse de réaction ?	239	p. G-199 et G-200	Démo 15 Labo 16	p. G-214 à G-217	p. G-218 à G-221	17	3
S2. La vitesse générale d'une réaction	247	p. G-200 et G-201	—			18	—
S3. La vitesse moyenne et la vitesse instantanée d'une réaction	253	p. G-201 et G-202	—			19	—
Synthèse	258	p. G-202 et G-203	—	—	—	17 à 19	—
Exercices de fin de chapitre	259	p. G-202 et G-203	—	—	—	—	—

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Cahier		Guide-corrigé imprimé et numérique					
Contenu	**Pages du cahier**	**Corrigé du cahier**	**Labos**	**Exercices supplémentaires**	**Évaluations**	**Activités interactives**	**Hyperliens**
Chapitre 7 Les facteurs qui influent sur la vitesse de réaction							
S1. La théorie des collisions	264	p. G-225	Labos 17, 18, 19 et 20	p. G-248 à G-253	p. G-254 à G-258	20	6
S2. Les différents facteurs qui agissent sur la vitesse de réaction	271	p. G-225 et G-226	—			21	8
S3. La loi des vitesses de réaction	282	p. G-226 et G-227	—			22	—
Synthèse	291	p. G-227 et G-228	—	—	—	20 à 22	—
Exercices de fin de chapitre	293	p. G-227 et G-228	—	—	—	—	—
Consolidation du module 3	300	p. G-229 et G-230	—	—	p. G-259 à G-262	23	—
Module 4 L'équilibre chimique							
Chapitre 8 L'aspect qualitatif de l'équilibre chimique							
S1. Qu'est-ce que l'équilibre chimique ?	307	p. G-265	Démo 21	p. G-288 à G-294	p. G-295 à G-298	24	3
S2. Les facteurs qui influent sur l'état d'équilibre	314	p. G-265 à G-267	Labos 22 et 23 Démo 24			25	3
Synthèse	328	p. G-267 et G-268	—			24 et 25	—
Exercices de fin de chapitre	329	p. G-267 et G-268	—	—	—	—	—
Chapitre 9 L'aspect quantitatif de l'équilibre chimique							
S1. La constante d'équilibre	338	p. G-301 à G-304	Labo 25	p. G-332 à G-340	p. G-341 à G-346	26	2
S2. L'équilibre acidobasique	357	p. G-304 à G-307	Labo 26			27	5
S3. Les composés peu solubles	378	p. G-308 et G-309	Labo 27			28	1
Synthèse	386	p. G-309 à G-313	—	—	—	26 à 28	—
Exercices de fin de chapitre	388	p. G-309 à G-313	—	—	—	—	—
Consolidation du module 4	401	p. G-314 et G-315	—	—	p. G-347 à G-350	29	—
Révision de fin d'année	408	p. G-353 à G-360	—	—	p. G-361 à G-368	—	—
Annexes							
Annexe 1 La sécurité au laboratoire	436	—	—	—	—	—	1
Annexe 2 Les techniques de mesure	439	—	—	—	—	—	—
Annexe 3 Les techniques de manipulation	444	—	—	—	—	—	2
Annexe 4 Le rapport de laboratoire	448	—	—	—	—	—	—
Annexe 5 La présentation des résultats scientifiques	450	—	—	—	—	—	—

Cahier		Guide-corrigé imprimé et numérique					
Contenu	**Pages du cahier**	**Corrigé du cahier**	**Labos**	**Exercices supplémentaires**	**Évaluations**	**Activités interactives**	**Hyperliens**
Annexe 6 L'interprétation des résultats de la mesure	452	—	—	p. G-371 et G-372	—	—	—
Annexe 7 Les unités de mesure en chimie	456	—	—	—	—	—	—
Annexe 8 Quelques équations utilisées en chimie	457	—	—	—	—	—	—
Annexe 9 Les tableaux de référence	460	—	—	—	—	—	—
Réponses aux exercices	468	—	—	—	—	—	—
	L'oxydoréduction p. G-375						
	Offre numérique p. N-1						
	Médiagraphie p. N-9						

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Sommaire

Rappels

	Fiche
Corrigé du cahier	G-3
Exercices	G-7
1 L'atome : constituants et représentations	G-7
2 Le tableau périodique des éléments	G-8
3 Les molécules	G-8
4 Le dénombrement de la matière	G-9
5 Les solutions aqueuses	G-10
6 Les transformations physiques	G-12
7 Les transformations chimiques	G-12
8 Quelques notions mathématiques	G-15

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Rappels

Cahier, p. 24

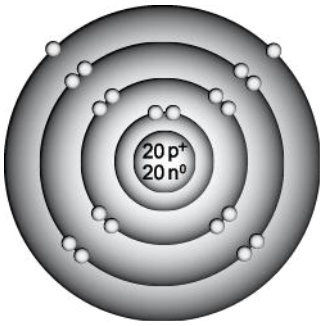
1 L'atome : constituants et représentations

Cahier, p. 24

1. *a)* Les protons et les neutrons.

b) Les électrons.

2.



Calcium (Ca)

3. Fluor F 2 7

Magnésium Mg 2 8 2

4. *a)* $\dot{M}g\cdot$

b) $\cdot\ddot{B}r:$

c) $\cdot\dot{S}i\cdot$

d) $\cdot\ddot{A}\dot{s}\cdot$

e) $\dot{A}l\cdot$

f) $\dot{K}$

5. B

Justification : Le symbole du soufre est S. Le soufre possède six électrons de valence (famille VIA). Si on respecte la règle de disposition des électrons de valence, il doit y avoir des points à l'emplacement des quatre points cardinaux.

2 Le tableau périodique des éléments

Cahier, p. 25

6. Le dernier chiffre du numéro de la famille (nombre en chiffres romains) indique le nombre d'électrons de valence des éléments de cette famille.

7. Le numéro de la période indique le nombre de couches électroniques contenues dans un élément faisant partie de cette période.

8. *a)* Magnésium (Mg).

b) Antimoine (Sb).

c) Sélénium (Se).

d) Mercure (Hg).

e) Azote (N), Oxygène (O), Fluor (F), Néon (Ne).

3 Les molécules

Cahier, p. 25 à 27

9.

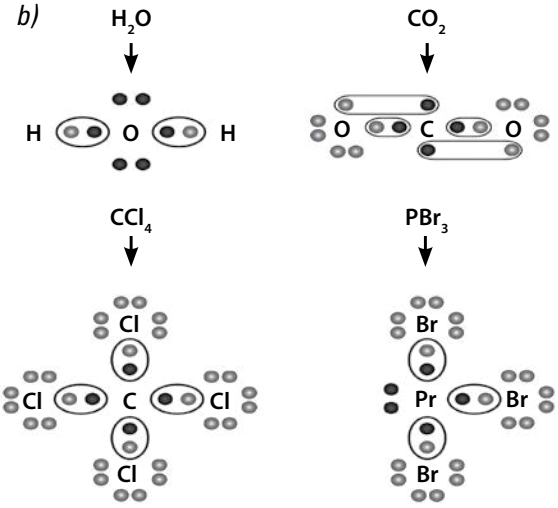
	Mg	Al	S	Cl
a)	Perte	Perte	Gain	Gain
b)	2	3	2	1
c)	$^{+}2$	$^{+}3$	$^{-}2$	$^{-}1$

10. Dans une liaison ionique, il y a un transfert d'électrons de valence, alors que dans une liaison covalente il y a un partage d'électrons de valence.

11. De façon générale, une liaison ionique se produit entre un métal et un non-métal.

12. *a)* $CaCl_2$, LiF, $CaCO_3$, $FeSO_4$.

b)



13. *a)* Chlorure de césium.

b) Fluorure d'argent.

c) CCl_4

d) Dinitrate de calcium.

e) SF_6

f) KI

g) Sulfure de disodium.

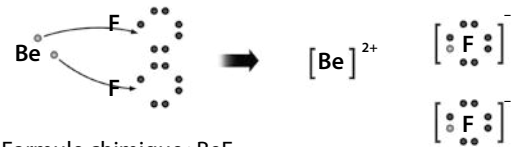
h) NaOH

i) $CuSO_4$

j) Phosphate de trisodium.

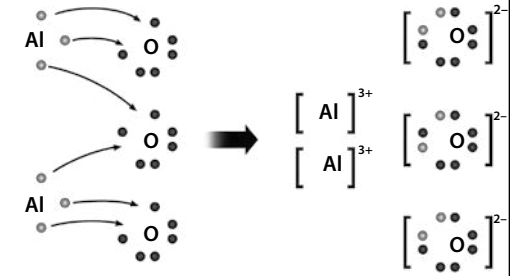
Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

14. *a)*



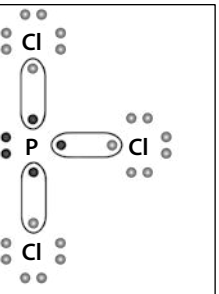
Formule chimique : BeF_2

b)



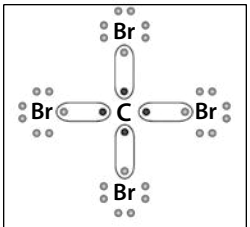
Formule chimique : Al_2O_3

c)



Formule chimique : PCl_3

d)



Formule chimique : CBr_4

4 Le dénombrement de la matière

Cahier, p. 28 et 29

15. Solution

$$\frac{6{,}02\times10^{23}\text{ molécules}}{1\text{ mol de molécules}}=\frac{?}{0{,}5\text{ mol de molécules}}$$

$$?=\frac{6{,}02\times10^{23}\text{ molécules}\cdot0{,}5\ \cancel{\text{mol de molécules}}}{1\ \cancel{\text{mol de molécules}}}$$

$$=3\times10^{23}\text{ molécules}$$

Réponse : Il y a 3 × 10^{23} molécules d'eau.

16. Solution

$$\frac{1\text{ mol d'atomes}}{6{,}02\times10^{23}\text{ atomes}}=\frac{?}{7{,}525\times10^{24}\text{ atomes}}$$

$$?=\frac{1\text{ mol d'atomes}\ \ 7{,}525\times10^{24}\ \cancel{\text{atomes}}}{6{,}02\times10^{23}\ \cancel{\text{atomes}}}$$

$$=12{,}50\text{ mol d'atomes}$$

Réponse : Il y a 12,50 mol de cuivre.

17. *a)* **Données**

$m = 48{,}0$ g $\quad M_K = 39{,}10$ g/mol $\quad n = ?$ mol

Solution

$$M=\frac{m}{n}\ \Rightarrow\ n=\frac{m}{M}=\frac{48{,}0\text{ g}}{39{,}10\text{ g/mol}}$$

$$=1{,}23\text{ mol}$$

Réponse : Le nombre de moles contenues dans 48,0 g de potassium est de 1,23 mol.

b) **Données**

$m = 150$ g $\quad M_{Ca(OH)_2} = 74{,}10$ g/mol $\quad n = ?$ mol

Solution

$$M=\frac{m}{n}\ \Rightarrow\ n=\frac{m}{M}=\frac{150\text{ g}}{74{,}10\text{ g/mol}}$$

$$=2{,}02\text{ mol}$$

Réponse : Le nombre de moles contenues dans 150 g de dihydroxyde de calcium est de 2,02 mol.

18. *a)* **Données**

$n = 18{,}0$ mol $\quad M_{Mg} = 24{,}31$ g/mol $\quad m = ?$ g

Solution

$$M=\frac{m}{n}\ \Rightarrow\ m=Mn=24{,}31\text{g/mol}\cdot18{,}0\text{ mol}$$

$$=438\text{ g}$$

Réponse : La masse de 18,0 mol de magnésium est de 438 g.

b) **Données**

$n = 2{,}3\times10^{-4}$ mol $\quad m = ?$ g

$M_{Al_2S_3} = 150{,}14$ g/mol

Solution

$$M=\frac{m}{n}\ \Rightarrow\ m=Mn=150{,}14\text{ g/mol}\cdot2{,}3\times10^{-4}\text{ mol}$$

$$=0{,}035\text{ g}$$

Réponse : La masse de 2,3 × 10^{-4} mol de trisulfure de dialuminium est de 0,035 g.

5 Les solutions aqueuses

Cahier, p. 29 à 31

19. A et B

20. A et D

Les équations A et D représentent des dissociations électrolytiques, car les molécules ont été séparées en ions de charges opposées.

21. Données

$m = 250$ g

$M_{CaCO_3} = 100{,}09$ g/mol

$V = 5{,}00$ L

$C = ?$ mol/L

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de $CaCO_3$.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{250\text{ g}}{100{,}09\text{ g/mol}} = 2{,}50\text{ mol}$$

2. *Calculer la concentration de $CaCO_3$.*

$$C = \frac{n}{V} = \frac{2{,}50\text{ mol}}{5{,}00\text{ L}} = 0{,}500\text{ mol/L}$$

Réponse : La concentration molaire de la solution est de 0,500 mol/L.

22. Données

$V = 4{,}5$ L $\qquad n = ?$ mol

$C = 0{,}25$ mol/L

Solution

Calculer le nombre de moles de $CuSO_4$.

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV = 0{,}25\text{ mol/L} \cdot 4{,}5\text{ L}$$

$$= 1{,}1\text{ mol}$$

Réponse : La solution contient 1,1 mol de sulfate de cuivre.

23. Données

$C_1 = 2{,}0$ mol/L $\qquad V_2 = 1600$ mL

$V_1 = 100$ mL $\qquad C_2 = ?$ mol/L

Solution

Calculer le volume initial de la solution.

$$C_1V_1 = C_2V_2 \Rightarrow C_2 = \frac{C_1V_1}{V_2} = \frac{2{,}0\text{ mol/L} \cdot 100\text{ mL}}{1600\text{ mL}}$$

$$= 0{,}13\text{ mol/L}$$

Réponse : La concentration de la solution diluée est de 0,13 mol/L.

24. *a)* Sel. *d)* Acide.

b) Acide. *e)* Sel.

c) Base. *f)* Base.

25. *a)* Acide. *d)* Acide.

b) Basique. *e)* Neutre.

c) Basique.

26. *a)* L'acide chlorhydrique.

b) 100 fois.

27. Données

pH = 4,7 $\qquad [H^+] = ?$ mol/L

Solution

Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4{,}7}$$

$$= 2{,}00 \times 10^{-5}\text{ mol/L}$$

Réponse : La concentration en ions H^+ de la solution est de $2{,}00 \times 10^{-5}$ mol/L.

6 Les transformations physiques

Cahier, p. 31

28. *a)* Fusion.

b) Condensation liquide.

c) Solidification.

d) Sublimation.

29. On peut dissoudre un maximum de 96 g de nitrate de sodium dans 100 mL de solution à 30 °C.

7 Les transformations physiques

Cahier, p. 31 à 33

30. *a)* $2\ NO_2 \rightarrow N_2O_4$

b) $2\ CO + O_2 \rightarrow 2\ CO_2$

c) $FeCl_3 + 3\ NaOH \rightarrow Fe(OH)_3 + 3\ NaCl$

d) $C_7H_{16} + 11\ O_2 \rightarrow 7\ CO_2 + 8\ H_2O$

31. Données

$C_1 = 9{,}5$ mol/L

$C_2 = 1{,}00$ mol/L

$V_2 = 5{,}0$ L

$V_1 = ?$ mL

Solution

1. *Calculer le volume initial de la solution.*

$$C_1V_1 = C_2V_2 \Rightarrow V_1 = \frac{C_2V_2}{C_1} = \frac{1{,}00\text{ mol/L} \cdot 5{,}0\text{ L}}{9{,}5\text{ mol/L}}$$

$$= 0{,}53\text{ L}$$

2. *Calculer le volume d'eau à ajouter.*

$$\text{Volume d'eau à ajouter} = V_2 - V_1$$

$$= 5{,}0\text{ L} - 0{,}53\text{ L} = 4{,}5\text{ L}$$

Réponse : Il faut ajouter 4,5 L d'eau à 0,53 L de la solution initiale concentrée.

32. Données

$n_{N_2} = 2{,}5$ mol

$M_{NaN_3} = 65{,}02$ g/mol

$m_{NaN_3} = ?$ g

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de NaN_3.*

2 mol de $NaN_3 \rightarrow 3$ mol de N_2

n mol de $NaN_3 \rightarrow 2{,}5$ mol de N_2

$$n = \frac{2{,}5\text{ mol de } N_2 \cdot 2\text{ mol de } NaN_3}{3\text{ mol de } N_2}$$

$$= 1{,}7\text{ mol}$$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

2. Calculer la masse de NaN_3.

$$M=\frac{m}{n} \Rightarrow m=Mn=65{,}02 \text{ g/mol} \cdot 1{,}7 \text{ mol}$$
$$= 111 \text{ g}$$

Réponse : La masse de trinitrure de sodium nécessaire est de 111 g.

33. *a)* Exothermique.

b) Exothermique.

c) Endothermique.

d) Endothermique.

e) Exothermique.

34. Le pH sera de 7,0, car puisque l'acide et la base ont été mélangés en quantités égales (les volumes et les concentrations de chaque solution sont égaux). La solution obtenue est donc neutre, c'est-à-dire que les caractères acides et basiques des solutions initiales ont été neutralisés.

35. $Fe_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow Fe_2O_{3(s)}$ (synthèse, oxydation)

$CaCl_{2(s)} \rightarrow Ca_{(s)} + Cl_{2(g)}$ (décomposition)

$AgNO_{3(aq)} + NaCl_{(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(aq)}$ (précipitation)

$C_2H_5OH_{(l)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$ (décomposition, oxydation)

$H_2SO_{4(aq)} + NaOH \rightarrow H_2O_{(l)} + Na_2SO_{4(aq)}$ (neutralisation)

8 Quelques notions mathématiques

Cahier, p. 33 et 34

36. *a)* $-50{,}0=\frac{1}{2}(-9{,}80)t^2$

$$-100=(-9{,}80)t^2$$
$$t=\sqrt{\frac{100}{9{,}80}}$$
$$t=\pm 3{,}19$$

b) $700 \times 1{,}15 = 35{,}0x^2$

$$x^2=\frac{700\times 1{,}15}{35{,}0}$$
$$x^2=\frac{700\times 1{,}15}{35{,}0}=23$$
$$x=\pm 4{,}80$$

37. Solution

1. Déterminer les valeurs de a, b et c.

$x=\frac{-b\pm\sqrt{b^2-4ac}}{2a}$, où $a = 3$, $b = -5$ et $c = -6$

$$x=\frac{-(-5)\pm\sqrt{(-5)^2-4\cdot 3\cdot -6}}{2\cdot 3}$$

2. Calculer les valeurs possibles de x.

$$x_1=\frac{-(-5)+\sqrt{(-5)^2-(4\cdot 3\cdot -6)}}{2\cdot 3}=\frac{5+\sqrt{97}}{6}=\frac{5+9{,}85}{6}$$
$$=\frac{14{,}85}{6}=2{,}475$$

$$x_2=\frac{-(-5)-\sqrt{(-5)^2-(4\cdot 3\cdot -6)}}{2\cdot 3}=\frac{5-\sqrt{97}}{6}=\frac{5-9{,}85}{6}$$
$$=\frac{-4{,}85}{6}=-0{,}808$$

Réponse : Les valeurs possibles de *x* sont 2,475 et $-0{,}808$.

38. Solution

1. Déterminer les valeurs de a, b et c.

$x=\frac{-b\pm\sqrt{b^2-4ac}}{2a}$

où $a = 1$, $b = 1{,}8 \times 10^{-5}$ et $c = -1{,}8 \times 10^{-6}$

$$x=\frac{-1{,}8\times 10^{-5}\pm\sqrt{(1{,}8\times 10^{-5})^2-(4\cdot 1\cdot -1{,}8\times 10^{-6})}}{2\cdot 1}$$

2. Calculer les valeurs possibles de x.

$$x_1=\frac{-1{,}8\times 10^{-5}+\sqrt{(1{,}8\times 10^{-5})^2-(4\cdot 1\cdot -1{,}8\times 10^{-6})}}{2\cdot 1}$$
$$=\frac{-1{,}8\times 10^{-5}+\sqrt{(7{,}2\times 10^{-6})}}{2}=\frac{2{,}67\times 10^{-3}}{2}$$
$$=1{,}34\times 10^{-3}$$

$$x_2=\frac{-1{,}8\times 10^{-5}-\sqrt{(1{,}8\times 10^{-5})^2-(4\cdot 1\cdot -1{,}8\times 10^{-6})}}{2\cdot 1}$$
$$=\frac{-1{,}8\times 10^{-5}-\sqrt{(7{,}2\times 10^{-6})}}{2}=\frac{-2{,}70\times 10^{-3}}{2}$$
$$=-1{,}35\times 10^{-3}$$

Réponse : Les valeurs possibles de *x* sont $1{,}34 \times 10^{-3}$ et $-1{,}35 \times 10^{-3}$.

39. *a)* $2{,}352\times 10^{3}$

b) $4{,}2\times 10^{-4}$

c) $9{,}08\times 10^{11}$

d) $9{,}11\times 10^{-16}$

40. *a)* $10^{(10+2+4)}=10^{16}$

b) $(6{,}1\times 5{,}0)\times 10^{(4+2)}=30{,}5\times 10^{6}$

c) $10^{(3-2)}=10$

d) $(1{,}5\times 1{,}8)\div 10^{(3-4)}=2{,}7\times 10^{-1}$

e) $(0{,}23\times 10^{5})+(1{,}40\times 10^{5})=(0{,}23+1{,}40)\times 10^{5}=1{,}63\times 10^{5}$

f) $(0{,}965\times 10^{4})-(3{,}2\times 10^{4})=(0{,}965-3{,}2)\times 10^{4}$
$$=-2{,}235\times 10^{4}$$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

1 L'atome : constituants et représentations

1. Représentez l'atome de chlore selon le modèle atomique simplifié.

2. Représentez de façon schématisée la configuration électronique des atomes de soufre (S) et de néon (Ne).

Soufre **Néon**

3. Dessinez les molécules suivantes à l'aide de la représentation de Lewis.

a) H_2O *b)* HCl *c)* PCl_3

4. Combien de doublets d'électrons libres y a-t-il pour chacun des atomes soulignés dans les molécules suivantes ?

a) $CH_3\underline{O}H$ *b)* $CH_3\underline{Cl}$ *c)* $\underline{N}O$

_____ _____ _____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

2 Le tableau périodique des éléments

5. À l'aide du tableau périodique, trouvez chacun des éléments qui correspondent aux descriptions suivantes.

a) Non-métal qui possède 3 couches électroniques dont la dernière est saturée. _____

b) Métal de la famille des alcalins qui possède 5 couches électroniques. _____

c) Non-métal de la famille 16 (VIA) de la quatrième période. _____

d) Non-métal n'appartenant à aucune famille. _____

e) Les métalloïdes de la sixième période. _____

f) Élément de la troisième période ayant 5 électrons de valence. _____

6. Quelle est la relation entre le numéro de la période et la configuration électronique des éléments qui en font partie ?

_____

_____

7. Quelle indication le numéro de la famille chimique fournit-il ?

_____

_____

3 Les molécules

8. Un élément fictif appelé Y se trouve dans la famille 2 (IIA). Un second élément fictif appelé Z se trouve dans la famille des halogènes.

a) Écrivez le composé formé de ces deux éléments. _____

b) S'agit-il d'un composé ionique ou covalent ? Justifiez votre réponse.

_____

_____

_____

_____

_____

9. Écrivez le nom ou la formule des composés suivants.

a) Na_2SO_4 _____

b) Tribromure de gallium _____

c) $Mg_3(PO_4)_2$ _____

d) K_2S _____

e) Oxyde de magnésium _____

f) Li_2CrO_4 _____

g) Nitrite de potassium _____

h) Bisulfate de rubidium _____

i) $K_2Cr_2O_7$ _____

j) CaH_2 _____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

k) Phosphure d'aluminium _____

l) Phosphite de tirubidium _____

m) $CsMnO_4$ _____

n) Phosphure de triammonium _____

o) Carbure de calcium _____

p) $NaHCO_3$ _____

q) Acétate de lithium _____

r) Dichlorite de magnésium _____

s) $Al(ClO_3)_3$ _____

t) Silicate de disodium _____

u) Oxalate de radium _____

v) $Al_2(CO_3)_3$ _____

w) $Co(NO_2)_2$ _____

4 Le dénombrement de la matière

10. Combien y a-t-il de molécules dans 0,25 mol de molécules de difluorure de calcium (CaF_2) ?

11. Combien de moles trouve-t-on dans $3,221 \times 10^{24}$ atomes de zinc (Zn) ?

12. Combien y a-t-il de moles dans chacune des quantités suivantes ?

a) 56,7 g d'azote (N)

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

b) 122,4 g de dinitrate de calcium ($Ca(NO_3)_2$)

13. Quelle est la masse de chacun des échantillons suivants ?

a) $1,4 \times 10^{-3}$ mol d'or (Au)

b) 2,75 mol d'acide sulfurique (H_2SO_4)

5 Les solutions aqueuses

14. Quelle masse d'hydroxyde d'ammonium (NH_4OH) y a-t-il dans 350,0 mL d'une solution dont la concentration est de 0,65 mol/L ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

15. On a 250 mL d'une solution concentrée de bicarbonate de sodium ($NaHCO_3$). À l'aide de cette solution, on prépare 2,0 L d'une solution de bicarbonate de sodium de concentration 18,1 g/L. Quelle est la concentration molaire de la solution de départ ?

16. La liste suivante présente le pH de différentes solutions. Indiquez pour chacune si elle est acide, basique ou neutre.

a) Jus d'orange (pH = 3) _____

b) Eau de mer (pH = 8) _____

c) Sang (pH = 7,2) _____

d) Solution de Na_2SO_4 (pH = 7) _____

e) Eau de javel (pH = 11) _____

17. Indiquez si les substances suivantes appartiennent à la catégorie des acides, des bases ou des sels en observant leur formule chimique.

a) Trisulfate de dithallium ($Tl_2(SO_4)_3$) _____

b) Acide nitrique (HNO_3) _____

c) Phosphate de triammonium ($(NH_4)_3PO_4$) _____

d) Dihydroxyde de strontium ($Sr(OH)_2$) _____

e) Trisulfure de digallium (Ga_2S_3) _____

18. Une boisson gazeuse possède un pH de 3,2. Calculez la quantité de moles d'ions H^+ ingurgités à la fin d'une journée si l'on a bu 355 mL de cette boisson.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

6 Les transformations physiques

19. Comment se nomment les transformations physiques suivantes ?

a) En automne, on voit du givre sur la pelouse tôt le matin. _____

b) L'eau gèle dans l'asphalte en hiver et fissure celle-ci. _____

c) En été, la crème glacée coule au soleil. _____

d) Le volume de jus dans un verre sur le bord d'une fenêtre diminue peu à peu. _____

e) La vapeur d'eau de l'atmosphère se transforme en nuage. _____

f) La glace sèche est utilisée lors de tours de magie pour produire un écran de fumée. _____

20. Expliquez le processus de dissolution.

_____

_____

21. La solubilité d'une substance varie en fonction de la température et de la pression. Expliquez comment varie la solubilité d'un solide dans l'eau lorsque la température diminue.

_____

7 Les transformations chimiques

22. Balancez les réactions chimiques suivantes.

a) $C_5H_{12} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ _____

b) $CH_4 + H_2O \rightarrow CO + H_2$ _____

c) $Ca(OH)_2 \rightarrow Ca + O_2 + H_2O$ _____

d) $Zn + AgNO_3 \rightarrow Ag + Zn(NO_3)_2$ _____

e) $HNO_3 + C \rightarrow H_2O + NO + CO_2$ _____

23. Voici une transformation chimique : $HCl + Al(OH)_3 \rightarrow AlCl_3 + H_2O$

a) De quel type de transformation s'agit-il ? _____

b) Balancez cette transformation chimique. _____

c) Combien de moles de trichlorure d'aluminium ($AlCl_3$) sont formées si 1,68 mol d'acide chlorhydrique (HCl) est utilisée ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

24. Combien de moles de chlorure d'ammonium (NH_4Cl) sont produites à partir de 73,5 g de dichlorure de fer ($FeCl_2$) selon la réaction suivante ?

$$FeCl_2 + 2\ NH_4OH \rightarrow Fe(OH)_2 + 2\ NH_4Cl$$

25. La réaction du dinitrate de plomb ($Pb(NO_3)_2$) avec de l'iodure de potassium (KI) produit du diiodure de plomb (PbI_2) et du nitrate de potassium (KNO_3). Cette transformation chimique est représentée par l'équation équilibrée suivante :

$$Pb(NO_3)_{2(aq)} + 2\ KI_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2\ KNO_{3(aq)}$$

a) En laboratoire, on obtient 170,5 g de diiodure de plomb. Quelle masse d'iodure de potassium a été nécessaire à cette formation ?

b) De quel type de transformation chimique s'agit-il ?

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

26. Les phénomènes suivants sont-ils endothermiques ou exothermiques ?

	Endothermique	Exothermique
a) De la buée qui se forme sur le miroir de la salle de bain lorsque vous prenez votre douche.	☐	☐
b) La neige qui fond au printemps.	☐	☐
c) La cire de la chandelle qui se solidifie lorsqu'elle se refroidit.	☐	☐
d) La cuisson de macaronis dans de l'eau bouillante.	☐	☐

27. Voici la réaction chimique de combustion du butane (C_4H_{10}), le gaz utilisé pour les briquets :



$$C_4H_{10(g)} + \frac{13}{2}\ O_{2(g)} \rightarrow 4\ CO_{2(g)} + 5\ H_2O_{(g)} + 2657,4\ kJ$$

a) La combustion du butane est-elle une réaction endothermique ou exothermique ?

_____

b) Calculez l'énergie impliquée si on brûle tout le butane contenu dans un briquet dont la masse est de 2,08 g.

28. Voici une réaction de neutralisation :

$$HNO_3 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + H_2O$$

On utilise 50,0 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) ayant une concentration en ions OH^- de 1×10^{-3} mol/L. Quel volume d'une solution d'acide nitrique (HNO_3) ayant un pH de 3 est nécessaire pour réaliser la neutralisation ? Justifiez votre réponse.

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

29. Pour chacune des réactions du tableau ci-dessous, déterminez de quelle réaction il s'agit. (Une réaction peut correspondre à plus d'un type de réaction. Les réactions ne sont pas balancées.)

Réaction	Synthèse	Oxydation	Décomposition
a) $CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow C_6H_{12}O_{6(s)} + O_{2(g)}$			
b) $Cu_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CuO_{(s)}$			
c) $C_8H_{18(l)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$			

8 Quelques notions mathématiques

30. Isolez la variable identifiée dans chacune des équations suivantes.

a) Isoler c dans $Q = mc\Delta T$.

b) Isoler T dans $pV = nRT$.

c) Isoler T_2 dans $\frac{p_1V_1}{n_1T_1} = \frac{p_2V_2}{n_2T_2}$.

d) Isoler M_2 dans $\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$.

31. Résolvez les équations suivantes en isolant la variable.

a) $50 = 2x + 5$

b) $50(2 - x) = 654$

c) $\frac{45}{2x} = \frac{8}{2+x}$

d) $32 \cdot (3x - 4,5) = -8,4 \cdot (56 - 4,4x)$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

e) $5x = 52 + 1,4x$

g) $\frac{52}{8x^2} = 5$

f) $82 = 8 + 7x^2$

h) $\frac{24}{5,8} = \sqrt{\frac{144x^2}{6,76}}$

32. Déterminez les valeurs de *x* possibles pour les équations du second degré suivantes.

a) $4x^2 = -2,4x + 15$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

b) $\dfrac{4x \cdot (2x-5)}{0{,}8-x} = 78$

33. Transformez les valeurs suivantes en notation scientifique.

a) 96 482 _____ *d)* 0,622 _____

b) 18 millions _____ *e)* 7248 _____

c) 0,000 005 60 _____

34. Convertissez les mesures suivantes, puis écrivez votre résultat en notation scientifique.

a) 64 mm _____ km _____

b) 150,0 µg _____ g _____

c) 0,040 J _____ kJ _____

d) 1,0 L _____ mL _____

35. Effectuez les calculs suivants à l'aide d'une calculatrice, puis écrivez le résultat en notation scientifique.

a) $6{,}023 \times 10^{23} \times 3{,}6 \times 10^{-8}$ _____

b) $0{,}000\ 15\ \text{mol/L} \times 60{,}05\ \text{L}$ _____

c) $0{,}0200\ \text{mol} \div 5{,}00 \times 10^{-2}\ \text{L}$ _____

d) $9280\ \text{J} \div 0{,}025\ \text{mol}$ _____

e) $32{,}01\ \text{g/mol} \times 7{,}5\ \text{mol}$ _____

f) $0{,}002\ 475\ \text{g} \div 16{,}02\ \text{g/mol}$ _____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Sommaire

Module 1 Les gaz

Chapitre 1 Les propriétés chimiques des gaz

	Fiche
Corrigé du cahier	G-21
Exercices	G-23
Évaluation	G-26

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Chapitre 1 Les propriétés chimiques des gaz

Cahier, p. 44

Synthèse

Cahier, p. 44 à 50

1 *a*, *c* et *f*

2 *a)* Manipuler le contenant avec précaution ; éviter les vibrations ; le tenir éloigné de la chaleur, des flammes et de la lumière vive ; ne pas le perforer.

b) Tenir le contenant et son contenu loin de la chaleur, des flammes, des étincelles et de toute matière combustible.

c) Manipuler le contenant avec précaution ; le tenir éloigné de la chaleur et des flammes ; ne pas le perforer ; ouvrir doucement la valve de la bonbonne.

3 Impact positif :
La couche d'ozone bloque la majorité des rayons ultraviolets provenant du Soleil.

Impact négatif :
Plusieurs réponses possibles. Ex. : L'ozone entre dans la formation du smog ; il accélère la dégradation des polymères.

4 La combustion des hydrocarbures produit du dioxyde de carbone (CO_2), un gaz qui contribue à l'augmentation de l'effet de serre.

5 Lors de sa combustion, le dihydrogène ne produit que de l'eau, diminuant ainsi les émissions de gaz à effet de serre.

6 *a)* X

b) ✓

c) X

d) ✓

e) ✓

f) X

7 *a)* Argon ou diazote.

b) Propane, butane.

c) Ozone.

d) Dihydrogène.

8 C et E

9 *a)* Non. L'emploi d'une solution acide corrosive n'est pas sécuritaire à proximité des passagers. De plus, le gaz produit (H_2) est inflammable (combustible), ce qui est dangereux en présence de sources de chaleur.

b) Oui. Le gaz produit n'est ni toxique ni dommageable pour l'environnement. Par ailleurs, l'emploi d'un réactif solide nécessite peu d'espace. Cependant, le sodium solide (Na) doit demeurer à l'abri de l'eau, car il réagit avec celle-ci.

c) Non. L'emploi d'un liquide combustible est dangereux à proximité des passagers, car il pourrait s'enflammer. De plus, un des gaz produits est un gaz à effet de serre.

10 *a)* Le dioxygène sert de comburant à la combustion du dihydrogène, qui est le combustible.

b) $2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,H_2O_{(g)}$ + Énergie

11 Les halogènes sont très réactifs, car il ne leur manque qu'un seul électron pour compléter leur dernière couche électronique. Les gaz nobles, quant à eux, sont très peu réactifs, car leur couche périphérique est remplie au maximum par les électrons de valence.

12 L'hélium est un gaz noble très peu réactif. À l'opposé, le dihydrogène est un gaz combustible très réactif qui produit une combustion vive en présence de dioxygène et d'une source de chaleur. Il y a donc un risque d'explosion lié à son utilisation.

13 *a)* Faux

b) Faux

c) Vrai

d) Vrai

Justification : *a)* Le propane est un hydrocarbure qui produit du dioxyde de carbone, un gaz à effet de serre important, lors de sa combustion. *b)* La principale caractéristique qui justifie l'utilisation de l'argon dans les fenêtres à double vitrage est que l'argon est un bon isolant.

14 L'argon, un gaz noble, est un bon isolant thermique. Son utilisation comme isolant dans les fenêtres permet de réduire les pertes d'énergie et de diminuer la consommation d'électricité ou de gaz naturel pour le chauffage.

15 Le difluor est plus réactif que le dioxygène, car il faut 498 kJ pour briser la liaison double du dioxygène alors qu'il ne faut que 159 kJ pour briser la liaison simple du difluor.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

16 Le propane est un gaz combustible qui réagit fortement avec le dioxygène en présence d'une flamme ou de chaleur intense. Grâce à son odeur, l'éthanethiol permet de détecter une fuite de propane et d'éviter un incendie ou une explosion si le propane est présent en concentration élevée.

17 DÉFI

Plusieurs réponses possibles. Ex. : Il doit être non toxique pour la santé et pour l'environnement ; il doit posséder une grande capacité d'absorption de la chaleur lors du changement de phase liquide en phase gazeuse ; la pression nécessaire pour faire passer le gaz de la phase gazeuse à la phase liquide doit permettre de les utiliser dans une tuyauterie de dimension raisonnable ; il doit être chimiquement stable, il ne doit pas être combustible.

18 DÉFI

Données

$M_{C_8H_{18}} = 114{,}26 \text{ g/mol}$
$M_{C_2H_5OH} = 46{,}08 \text{ g/mol}$
$\rho_{C_8H_{18}} = 0{,}70 \text{ g/mL}$
$\rho_{C_2H_5OH} = 0{,}789 \text{ g/mL}$

Essence à 100 % octane :
$V_{C_8H_{18}} = 10{,}0 \text{ L} = 1{,}00 \times 10^4 \text{ mL}$

Mélange à 90 % octane et 10 % éthanol :
$V_{C_8H_{18}} = 9{,}00 \text{ L} = 9{,}00 \times 10^3 \text{ mL}$
$V_{C_2H_5OH} = 1{,}00 \text{ L} = 1{,}00 \times 10^3 \text{ mL}$

Solution

1. *Calculer la masse de 10,0 L de C_8H_{18}.*

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$m = \rho V = 0{,}70 \text{ g/mL} \cdot (1{,}00 \times 10^4 \text{ mL}) = 7000 \text{ g}$$

2. *Calculer le nombre de moles de C_8H_{18}.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{7000 \text{ g}}{114{,}26 \text{ g/mol}} = 61{,}3 \text{ mol}$$

3. *Calculer la quantité de CO_2 émise par 10,0 L de C_8H_{18}.*

$$\frac{1 \text{ mol de } C_8H_{18}}{61{,}3 \text{ mol de } C_8H_{18}} = \frac{8 \text{ mol de } CO_2}{n_{CO_2}}$$

$$n_{CO_2} = \frac{61{,}3 \text{ mol} \times 8 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 490 \text{ mol}$$

4. *Calculer la masse de 9,00 L de C_8H_{18}.*

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$m = \rho V = 0{,}70 \text{ g/mL} \times 9{,}00 \times 10^3 \text{ mL} = 6300 \text{ g}$$

5. *Calculer le nombre de moles de C_8H_{18}.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{6300 \text{ g}}{114{,}26 \text{ g/mol}} = 55{,}1 \text{ mol}$$

6. *Calculer la quantité de CO_2 émise par 9,0 L de C_8H_{18}.*

$$\frac{1 \text{ mol de } C_8H_{18}}{55{,}1 \text{ mol de } C_8H_{18}} = \frac{8 \text{ mol de } CO_2}{n_{CO_2}}$$

$$n_{CO_2} = \frac{55{,}1 \text{ mol} \times 8 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 441 \text{ mol}$$

7. *Calculer la masse de 1,00 L de C_2H_5OH.*

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$m = \rho V = 0{,}789 \text{ g/mL} \cdot (1{,}00 \times 10^3 \text{ mL}) = 789 \text{ g}$$

8. *Calculer le nombre de moles de C_2H_5OH.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{789 \text{ g}}{46{,}08 \text{ g/mol}} = 17{,}1 \text{ mol}$$

9. *Calculer la quantité de CO_2 émise par 1,00 L de C_2H_5OH.*

$$\frac{1 \text{ mol de } C_2H_5OH}{17{,}1 \text{ mol de } C_2H_5OH} = \frac{2 \text{ mol de } CO_2}{n_{CO_2}}$$

$$n_{CO_2} = \frac{17{,}1 \text{ mol} \times 2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 34{,}2 \text{ mol}$$

10. *Calculer la quantité totale de CO_2 émise par 10 L du mélange octane-éthanol.*

441 mol + 34,2 mol = 475 mol

Réponse : Lors de la combustion de 10,0 L, le mélange constitué de 10 % d'éthanol et de 90 % d'octane libère 475 mol de dioxyde de carbone, tandis que l'essence composée à 100 % d'octane en libère 490 mol.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Chapitre 1 Les propriétés chimiques des gaz

1 L'être humain utilise les gaz à des fins technologiques. Cette utilisation a un impact sur sa qualité de vie, sur son environnement et sur la société. Classez les exemples d'applications technologiques suivants dans les catégories appropriées du tableau ci-dessous.

- Ballons gonflés à l'hélium
- Ballons-sondes
- Barbecues au gaz propane
- Brûleurs de laboratoire
- Coussins gonflables
- Cuisinières au gaz naturel ou propane
- Éoliennes
- Extincteurs chimiques
- Gaz propane pour les autos
- Moteurs à combustion
- Montgolfières

Catégories	Exemples d'applications technologiques
Transport	
Outils	
Cuisine	
Loisirs	
Météorologie	
Sources d'énergie	

2 Expliquez pourquoi un élément du groupe VIA a généralement plus de facilité à réagir avec un élément du groupe IIA ou avec deux éléments du groupe IA qu'avec d'autres éléments.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

3 Nommez trois utilisations des gaz nobles.

4 Nommez un gaz qui correspond à chacun des énoncés suivants.

a) Un gaz qui peut assurer une combustion.

b) Un gaz combustible qui peut alimenter un appareil portatif.

c) Un gaz qui offre un milieu neutre.

5 Si on expose une bouteille d'oxygène à une source de chaleur intense, y a-t-il un risque que le gaz s'enflamme ou explose ?

6 Certains produits chimiques se décomposent ou réagissent au contact du dioxygène (O_2) ou de l'humidité de l'air ambiant. Afin de les conserver ou de les utiliser, les chimistes travaillent dans des boîtes à gants où ils peuvent manipuler les produits sans que ceux-ci soient en contact avec l'air ambiant. La boîte à gants doit être remplie d'un gaz le moins réactif et le moins toxique possible pour assurer la sécurité des chimistes. Suggérez les gaz les plus appropriés pour remplir une boîte à gants. Expliquez votre choix.

7 La réaction de combustion du propane (C_3H_8) est donnée par l'équation chimique suivante :

$$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$$

Précisez le rôle que jouent le propane et le dioxygène (O_2) dans cette réaction.

8 Nommez un gaz dont le peu de réactivité ne s'explique pas uniquement par la tendance à saturer sa couche électronique périphérique, mais plutôt par une autre raison. Expliquez votre réponse.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

9 Le diazote (N_2), le dioxygène (O_2) et l'argon (Ar) sont les trois principaux gaz constituant l'atmosphère terrestre. Chacun de ces gaz possède une réactivité chimique qui lui est propre. Classez-les en ordre croissant de réactivité chimique. Expliquez votre réponse. Au besoin, consultez l'annexe 9.3, *Les énergies moyennes de liaison*, à la page 461 du cahier.

10 DÉFI

Le dioxyde de carbone (CO_2) est normalement présent dans l'air à 0,03 % et commence à produire des effets toxiques chez l'humain à partir de 7 %.

Déterminez si les personnes présentes dans une pièce hermétiquement fermée ressentiront les effets d'une intoxication au dioxyde de carbone si elles utilisent un brûleur au propane (C_3H_8) dont 3 mol subissent une combustion complète. Justifiez votre réponse.

La composition de 100 mol d'air avant l'utilisation du brûleur est la suivante : 78 mol de diazote (N_2), 21 mol de dioxygène (O_2), 0,93 mol d'argon (Ar), 0,03 mol de dioxyde de carbone et 0,04 mol de vapeur d'eau (H_2O).

$$C_3H_{8(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)}$$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Chapitre 1 Les propriétés chimiques des gaz

/50

1. Comment explique-t-on que les gaz nobles se présentent principalement sous forme d'atomes alors que les gaz formés d'éléments de la famille des halogènes se présentent sous forme de molécules ? **/6**

2. Le diazote (N_2), le dioxygène (O_2) et l'argon (Ar) sont les trois principaux gaz constituant l'atmosphère terrestre et chacun de ces gaz possède une réactivité chimique qui lui est propre. Classez ces trois gaz en ordre croissant de réactivité chimique. Justifiez votre réponse. **/6**

3. Nommez un avantage et un inconvénient de l'utilisation du dihydrogène (H_2) comme combustible. **/8**

4. Nommez un effet négatif de la présence de l'ozone près du sol. **/4**

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5. Dans les brûleurs portatifs de camping, le butane (C_4H_{10}) est utilisé pour réagir avec le dioxygène (O_2) de l'air afin de produire la chaleur qui permet de cuire les aliments. **/8**

a) Quel est le rôle chimique de chacun de ces gaz ?

_____

b) Quelle est l'équation chimique qui décrit la réaction entre le butane et le dioxygène ?

6. Associez par des traits les gaz de la colonne de gauche à une propriété de la colonne de droite. Chacun des gaz ne doit être associé qu'à une seule propriété. **/10**

a) Protoxyde d'azote (N_2O)	I) Désinfectant
b) Ozone (O_3)	II) Isolant
c) Diazote (N_2)	III) Comburant
d) Argon (Ar)	IV) Combustible
e) Méthane (CH_4)	V) Très faible réactivité

7. De nombreux produits contiennent des gaz comprimés dans des contenants pressurisés. Une stricte réglementation exige que les fabricants de ces produits mentionnent, à l'aide de symboles, les dangers liés à leur utilisation. Associez les symboles de danger illustrés ci-dessous aux précautions qu'il faut prendre pour manipuler un produit qui afficherait de tels symboles. **/8**

a) Tenir le contenant et son contenu loin de la chaleur, des flammes et des étincelles ; conserver le contenant dans un endroit ventilé.

b) Éviter tout contact avec ce produit. Laisser une personne compétente le manipuler pour soi.

c) Manipuler le contenant avec précaution ; le tenir éloigné de la chaleur et des flammes ; ne pas le perforer ; ouvrir doucement la valve de la bonbonne.

d) Éviter tout contact avec la peau et les yeux ; rincer abondamment à l'eau, si cela se produit. Porter des lunettes de sécurité, des gants, un sarrau ou un tablier pour manipuler ce produit.

I) 

II) 

III) 

IV) 

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Sommaire

Module 1 Les gaz

Chapitre 2 Les propriétés physiques des gaz

	Fiche
Corrigé du cahier	G-31
Exercices	G-34
Évaluation	G-38

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Chapitre 2 Les propriétés physiques des gaz

Cahier, p. 60

Section 1
La théorie cinétique des gaz

Cahier, p. 60 à 63

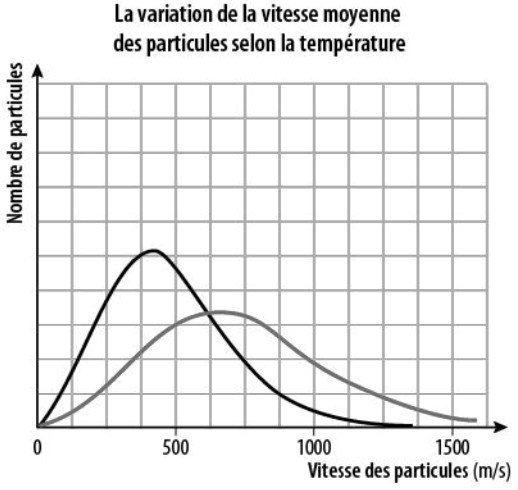
1. *a)* Liquide *c)* Gazeuse *e)* Gazeuse
b) Liquide et gazeuse *d)* Solide *f)* Solide

2. Lorsqu'on diminue la température d'un gaz, les particules gazeuses perdent de l'énergie cinétique, se déplacent moins rapidement et se rapprochent les unes des autres. Lorsque la température diminue considérablement, des liens se créent entre les particules et on assiste à un changement de phase. Le gaz peut alors prendre une forme solide (condensation solide) ou une forme liquide (condensation liquide).

3. *a)* Faux *b)* Vrai *c)* Faux *d)* Faux *e)* Vrai

Justification : *a)* Dans un échantillon de gaz, les particules n'ont pas toutes la même énergie cinétique. Lorsque deux particules entrent en collision, il se produit un transfert d'énergie cinétique. Une des particules gagne de l'énergie alors que l'autre en perd. *c)* La variation de vitesse entre deux particules de natures différentes est due au fait qu'elles n'ont pas la même masse molaire. La particule ayant la masse molaire la plus faible se déplace plus rapidement. *d)* Comme les particules d'un gaz ne possèdent pas toutes la même énergie cinétique, elles ne se déplacent pas toutes à la même vitesse.

4.



5. *a)* Étant donné que les trois ballons sont à la même température, l'énergie cinétique moyenne des trois gaz est la même.

b) Dans le ballon 3, car la masse molaire des particules d'argon est plus élevée que celle des particules de diazote et d'hélium.

6. B

7. Le gaz ayant la masse molaire la plus grande est le gaz B, car il diffuse moins rapidement que le gaz A. En effet, comme les deux gaz possèdent la même énergie cinétique moyenne, celui dont la masse est la plus grande a une diffusion moins rapide.

8. HI, H_2S, CO, Ne, CH_4

9. **Données**

$M_{O_2} = 32{,}00$ g/mol $M_{He} = 4{,}00$ g/mol
$v_{He} = 2{,}5$ mL/jour $v_{O_2} = ?$ mL/jour

Solution

Calculer la vitesse d'effusion de O_2.

$$\frac{v_{O_2}}{v_{He}} = \sqrt{\frac{M_{He}}{M_{O_2}}} \Rightarrow v_{O_2} = v_{He} \cdot \sqrt{\frac{M_{He}}{M_{O_2}}}$$

$$v_{O_2} = 2{,}5 \text{ mL/jour} \cdot \sqrt{\frac{4{,}00 \text{ g/mol}}{32{,}00 \text{ g/mol}}} = 0{,}88 \text{ mL/jour}$$

Réponse : La quantité de dioxygène qui s'est échappée par effusion en une journée est de 0,88 mL.

10. La courbe A correspond à la distribution du gaz ayant la plus petite masse molaire car, à la même température, le gaz dont la masse molaire est plus faible possède la plus grande vitesse moyenne.

11. **Données**

$\frac{v_{Ar}}{v_x} = 1{,}815$ $M_{Ar} = 39{,}95$ g/mol $M_x = ?$ g/mol

Solution

Calculer la masse molaire du gaz inconnu.

$$\frac{v_{Ar}}{v_x} = \sqrt{\frac{M_x}{M_{Ar}}} \Rightarrow M_x = M_{Ar} \cdot \left(\frac{v_{Ar}}{v_x}\right)^2$$

$$M_x = 39{,}95 \text{ g/mol} \cdot (1{,}815)^2 = 131{,}6 \text{ g/mol}$$

Réponse : La masse molaire du gaz inconnu est de 131,6 g/mol. Ce gaz est donc du xénon (Xe).

Section 2
La pression

Cahier, p. 68 à 70

1. Comme les particules gazeuses sont continuellement en mouvement, elles entrent sans cesse en collision avec les parois du contenant où elles se trouvent. La somme des forces des collisions sur la surface du contenant correspond à la pression du gaz.

2. *a)* Faux *b)* Vrai *c)* Faux

Justification : *a)* Comme il n'y a pas de pression atmosphérique sur la Lune, aucune pression ne s'exerce sur le jus dans le verre pour le faire monter dans la paille. *c)* Lorsque la différence de hauteur entre les colonnes de mercure est nulle, c'est que la pression du gaz est égale à la pression atmosphérique.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

3. Données

p = 652 mm Hg p = ? kPa

Solution

$$\frac{760\text{ mm Hg}}{652\text{ mm Hg}} = \frac{101{,}3\text{ kPa}}{p}$$

$$p = \frac{101{,}3\text{ kPa} \cdot 652\text{ mm Hg}}{760\text{ mm Hg}} = 86{,}9\text{ kPa}$$

Réponse : La valeur de la pression est de 86,9 kPa.

4. Données

p = 100,5 kPa h = ? mm Hg

Solution

$$\frac{760\text{ mm Hg}}{p} = \frac{101{,}3\text{ kPa}}{100{,}5\text{ kPa}}$$

$$h = p = \frac{100{,}5\text{ kPa} \cdot 760\text{ mm Hg}}{101{,}3\text{ kPa}} = 754\text{ mm Hg}$$

Réponse : La hauteur de la colonne de mercure est de 754 mm Hg.

5. *a)* **Solution**

1. *Calculer la différence de hauteur.*
   h = 720 mm Hg – 250 mm Hg = 470 mm Hg
2. *Calculer la pression.*
   $p = p_{atm} + h$
   = 755 mm Hg + 470 mm Hg = 1225 mm Hg

Réponse : La pression est de 1225 mm Hg.

b) **Solution**

1. *Calculer la différence de hauteur.*
   h = 640 mm Hg – 320 mm Hg = 320 mm Hg
2. *Calculer la pression.*
   $p = p_{atm} - h$
   = 763 mm Hg – 320 mm Hg = 443 mm Hg

Réponse : La pression est de 443 mm Hg.

c) **Solution**

Calculer la pression.
$p = h$ = 0 mm Hg

Réponse : La pression est de 0 mm Hg.

d) **Solution**

1. *Calculer la différence de hauteur.*
   h = 880 mm Hg – 330 mm Hg = 550 mm Hg
2. *Calculer la pression.*
   $p = p_{atm} + h$
   = 755 mm Hg + 550 mm Hg = 1305 mm Hg

Réponse : La pression est de 1305 mm Hg.

6. Lorsqu'on appuie fortement la ventouse sur la paroi de verre, on fait le vide entre cette paroi et la ventouse. Afin de séparer la ventouse du panneau de verre, il faut alors exercer une force plus grande que la pression atmosphérique, ce qui dépasse grandement la force exercée lors du soulèvement du panneau de verre.

7. *a)* Non, la bonbonne n'est pas vide. Dans un manomètre à cadran, une lecture de pression nulle signifie qu'il n'y a pas de différence entre la pression du gaz dans la bonbonne et la pression atmosphérique.

b) Non, car comme la pression du gaz dans la bonbonne est égale à la pression extérieure à la bonbonne, l'hélium va diffuser lentement vers l'extérieur de la bonbonne.

8. La pression atmosphérique s'exerce dans toutes les directions. Cette pression pousse donc plus fort sur le carton, vers le haut, que la gravité ne tire vers le bas l'eau contenue dans le verre.

9. Solution

1. *Calculer la différence de hauteur de la colonne de mercure.*
   h = 72,0 cm Hg – 31,0 cm Hg = 41,0 cm Hg = 410 mm Hg
2. *Calculer l'équivalence en mm Hg de la différence de hauteur.*

$$\frac{101{,}3\text{ kPa}}{p} = \frac{760\text{ mm Hg}}{410\text{ mm Hg}}$$

$$p = \frac{410\text{ mm Hg} \cdot 101{,}3\text{ kPa}}{760\text{ mm Hg}} = 54{,}7\text{ kPa}$$

3. *Calculer la valeur de la pression atmosphérique.*
   $p_{gaz} = p_{atm} - h$
   $p_{atm} = p_{gaz} + h$ = 47,7 kPa + 54,7 kPa = 102,4 kPa

Réponse : La valeur de la pression atmosphérique est de 102,4 kPa.

Chapitre 2 Synthèse

 Cahier, p. 72 à 76

1 L'ammoniac va diffuser plus rapidement. Comme sa masse molaire est plus faible que celle du disulfure de dihydrogène, sa vitesse de diffusion est plus grande.

2 *a)* Expansion *c)* Compressibilité
b) Diffusion *d)* Effusion

3 *a)* Dans un gaz, l'espace entre les particules est beaucoup plus grand que leur taille. Il est donc possible de rapprocher les particules, ce qui n'est pas le cas dans un liquide où l'espace est plus restreint.

b) Comme les particules de gaz sont très éloignées les unes des autres, le nombre de particules par unité de volume est plus petit.

c) Parce que les particules de gaz sont complètement indépendantes et qu'elles se déplacent continuellement en ligne droite et dans toutes les directions, le volume d'un gaz varie selon l'espace qu'il peut occuper.

d) Contrairement aux particules gazeuses, les particules d'un liquide présentent un certain niveau d'interaction entre elles ce qui fait que le liquide occupe toujours le même espace alors que les particules de gaz occupent tout l'espace disponible.

4 *a)* La vitesse moyenne des molécules est plus faible dans le ballon B. Comme les trois ballons sont à la même température, l'énergie cinétique moyenne des gaz est la même. La vitesse sera donc plus faible pour le gaz ayant la plus grande masse molaire.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

b) Dans le ballon A. Le nombre de collisions entre les particules et les parois du ballon correspond à la pression d'un gaz. Ainsi, plus la pression est élevée, plus le nombre de collisions est grand.

5 *a)* Faux *c)* Faux *e)* Faux
b) Vrai *d)* Vrai

Justification : *a)* La masse molaire du xénon est plus élevée que celle de l'hélium. Comme ils présentent le même nombre de moles, la masse de gaz dans la bouteille de xénon est plus élevée. *c)* Comme les gaz sont à la même température, ils possèdent la même énergie cinétique moyenne. Étant donné que la masse molaire du xénon est plus élevée, ses particules se déplacent moins vite. *e)* Selon la théorie cinétique, les collisions entre les particules de gaz et les parois sont élastiques, c'est-à-dire qu'elles s'effectuent sans perte d'énergie.

6 La pression serait la même, car elle ne dépend ni de la taille ni de la masse des particules. En effet, une particule plus légère entre en collision avec les parois de la bouteille plus souvent, mais avec moins de force qu'une particule lourde.

7 **Données**

$M_{O_2} = 32{,}00\ \text{g/mol}$ $M_{CH_4} = 16{,}05\ \text{g/mol}$

Solution

$$\frac{v_{CH_4}}{v_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{CH_4}}} = \sqrt{\frac{32{,}00\ \text{g/mol}}{16{,}05\ \text{g/mol}}} = 1{,}412$$

Réponse : Le rapport des vitesses de diffusion des deux gaz est de 1,412, ce qui signifie qu'une particule de méthane se déplace à 1,412 fois la vitesse d'une particule de dioxygène.

8 Oui, Alexandre a raison. Comme il n'y a pas de pression atmosphérique sur la Lune, aucune pression extérieure ne peut pousser la poussière vers l'intérieur du sac de l'aspirateur.

9 *a)* La compressibilité.

b) La pression exercée par le pied sur le coussin d'air fait en sorte que les particules d'air se rapprochent les unes des autres.

c) Comme les particules des gaz sont toujours en mouvement, elles entrent en collision avec les parois du coussin. Comme la pression extérieure exercée sur le coussin est moindre, le gaz prend de l'expansion.

10 **Données**

$M_{H_2} = 2{,}02\ \text{g/mol}$ $v_X = \frac{1}{4} v_{H_2}$ $M_X = ?\ \text{g/mol}$

Solution

$$\frac{v_{H_2}}{v_X} = \sqrt{\frac{M_X}{M_{H_2}}} \Rightarrow \left(\frac{v_{H_2}}{v_X}\right)^2 = \frac{M_X}{M_{H_2}}$$

$$M_X = M_{H_2} \cdot \left(\frac{v_{H_2}}{v_X}\right)^2 = 2{,}02\ \text{g/mol} \cdot \left(\frac{v_{H_2}}{\frac{1}{4} v_{H_2}}\right)^2$$

$$= 2{,}02\ \text{g/mol} \cdot 4^2 = 32{,}32\ \text{g/mol}$$

Réponse : La masse molaire du gaz inconnu est de 32,3 g/mol.

11 B

12 *a)* **Solution**

1. *Calculer la différence de hauteur pour le gaz B.*
   h = 69,0 cm Hg – 43,0 cm Hg = 26,0 cm Hg
   = 260 mm Hg
2. *Calculer la pression du gaz B.*
   $p_{\text{gaz B}} = h$ = 260 mm Hg
3. *Calculer la différence de hauteur du gaz A.*
   h = 47,0 cm Hg – 26,0 cm Hg = 21,0 cm Hg
   = 210 mm Hg
4. *Calculer la pression du gaz A.*
   $p_{\text{gaz A}} = p_{\text{gaz B}} - h$ = 260 mm Hg – 210 mm Hg
   = 50 mm Hg

Réponse : La pression du gaz A est de 50 mm Hg et la pression du gaz B est de 260 mm Hg.

b) **Solution**

1. *Calculer la différence de hauteur pour le gaz B.*
   h = 62,0 cm Hg – 21,0 cm Hg = 41,0 cm Hg
   = 410 mm Hg
2. *Calculer la pression du gaz B.*
   $p_{\text{gaz}} = p_{\text{atm}} - h$ = 763 mm Hg – 410 mm Hg
   = 353 mm Hg
3. *Calculer la différence de hauteur du gaz A.*
   h = 51,0 cm Hg – 32,0 cm Hg = 19,0 cm Hg
   = 190 mm Hg
4. *Calculer la pression du gaz A.*
   $p_{\text{gaz A}} = p_{\text{gaz B}} + h$ = 353 mm Hg + 190 mm Hg
   = 543 mm Hg

Réponse : La pression du gaz A est de 543 mm Hg et la pression du gaz B est de 353 mm Hg.

13 DÉFI

Données

$M_{N_2} = 28{,}02\ \text{g/mol}$ $t_{N_2} = 240\ \text{min}$

$M_{He} = 4{,}00\ \text{g/mol}$ $t_{He} = ?\ \text{min}$

Solution

1. *Calculer le rapport de vitesse.*

$$\frac{v_{He}}{v_{N_2}} = \sqrt{\frac{M_{N_2}}{M_{He}}} = \sqrt{\frac{28{,}02\ \text{g/mol}}{4{,}00\ \text{g/mol}}} = 2{,}647$$

2. *Calculer le temps de diffusion de He.*

   Comme sa vitesse de diffusion est 2,647 fois plus rapide que celle du N_2, on en déduit que le temps de diffusion est 2,647 fois moins long.

$$t_{He} = \frac{t_{N_2}}{2{,}647} = \frac{240\ \text{min}}{2{,}647} = 90{,}67\ \text{min}$$

Réponse : La pression de l'hélium diminuera de 10 % après 90,67 minutes.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Chapitre 2 Les propriétés physiques des gaz

1 Quels énoncés sont vrais ?

A. Les liquides ont un volume déterminé et le niveau d'interaction entre les particules qui les composent est faible.

B. Les solides ont une forme déterminée et les particules qui les composent sont très éloignées les unes des autres.

C. Les gaz ont un niveau de désordre plus élevé que les liquides.

D. Dans les liquides, il y a présence de trois types de mouvements particulaires.

E. Les gaz présentent une forme déterminée et le niveau d'interaction entre les particules qui les composent est négligeable.

2 Lesquels des énoncés suivants sont faux concernant la théorie cinétique des gaz ?

a) La masse des particules de gaz est négligeable par rapport à l'espace entre les particules.

b) Les particules de gaz se déplacent plus rapidement quand leur température augmente.

c) Les particules d'un gaz sont animées d'un mouvement linéaire vers le haut.

d) Plus la température d'un gaz est élevée, plus l'énergie cinétique moyenne de ses particules est grande.

1. *a* 2. *b* et *d* 3. *b* et *c* 4. *a* et *c*

3 Associez chaque énoncé au comportement des gaz correspondant.

	Compressibilité	Expansion	Diffusion	Effusion
a) Quand on fait cuire des biscuits de pain d'épice, une odeur de gingembre se répand dans la cuisine.	☐	☐	☐	☐
b) Un ballon de fête se retrouve partiellement dégonflé quelques jours après l'événement.	☐	☐	☐	☐
c) Une porte est retenue au moyen d'un piston contenant du diazote (N_2).	☐	☐	☐	☐
d) Un ballon de fête explose à cause d'une exposition prolongée au soleil.	☐	☐	☐	☐
e) Au fil du temps, l'odeur d'un savon s'échappe de son emballage même s'il est hermétiquement fermé.	☐	☐	☐	☐
f) Quand on actionne la manette de la bouteille de dioxyde de carbone (CO_2), la veste de sauvetage se gonfle immédiatement.	☐	☐	☐	☐

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4 Classez en ordre décroissant de vitesse de diffusion les gaz suivants, qui se trouvent tous aux mêmes conditions de température et de pression :

SO_2, O_2, CH_4, NO_2, Cl_2, Ar, Kr

Diffusion plus rapide							Diffusion plus lente

5 Expliquez le phénomène de l'évaporation de l'eau sous l'effet du soleil du point de vue des éléments suivants : le niveau d'interaction entre les particules ; la position relative des particules ; les types de mouvements que l'on trouve dans chaque phase de la matière.

6 Pourquoi les gaz finissent-ils par remplir leur contenant ? Expliquez ce phénomène à l'aide de l'une des hypothèses de la théorie cinétique des gaz.

7 Les liquides se dilatent légèrement lorsqu'ils sont chauffés. Pour éviter que les bouteilles n'éclatent lorsqu'elles sont exposées aux rayons du soleil, on ne les remplit jamais au maximum de leur capacité. On laisse une petite quantité de gaz entre la surface du liquide et le bouchon. Quel comportement des gaz est mis à profit dans une telle situation ? Expliquez votre réponse.

8 Si on laisse, dans une voiture stationnée durant une nuit d'automne, une bouteille de plastique à moitié remplie d'eau et hermétiquement fermée, ses parois vont se contracter. Pourquoi ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

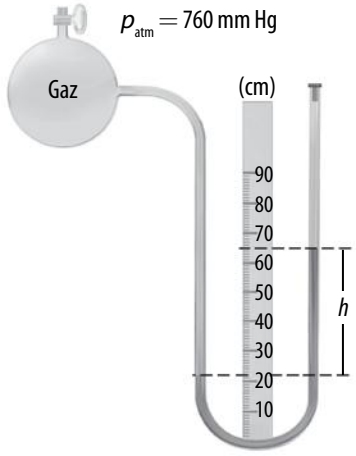
9 Un contenant relié à un manomètre à cadran sur lequel on peut lire une pression de 150 kPa est rempli d'une quantité donnée de diazote (N_2) à la température ambiante. Quelle serait la pression lue par le manomètre si on remplaçait le diazote par du xénon (Xe) dans les mêmes conditions ? Expliquez votre réponse.

_____

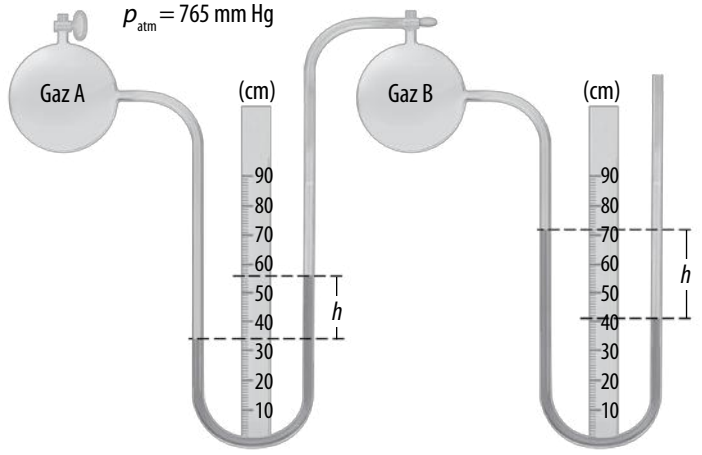
_____

10 Quelle est la pression des gaz contenus dans les manomètres à mercure suivants ?

a)



b)



Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

11 Dans les mêmes conditions de température et de pression, la vitesse de diffusion du néon (Ne) est 2,04 fois supérieure à celle d'un gaz inconnu. À l'aide du tableau périodique, identifiez le gaz inconnu parmi les gaz nobles.

12 Il faut 8,5 minutes à 5,0 L de dioxygène (O_2) pour s'échapper par effusion à travers une paroi poreuse. Combien de temps faudra-t-il à 5,0 L de dioxyde de carbone (CO_2) pour en faire autant si les conditions sont exactement les mêmes ?

13 DÉFI

Par une journée ensoleillée où la pression atmosphérique est de 102,7 kPa, le manomètre à cadran d'une bonbonne de propane indique une pression de 0 kPa. Deux jours plus tard, alors que le temps est pluvieux et que la pression atmosphérique a chuté, le manomètre de la bonbonne indique une pression faible, mais supérieure à zéro. Expliquez ce phénomène.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Chapitre 2 Les propriétés physiques des gaz

/50

1. Nommez les différents types de mouvements particulaires qu'on trouve dans chacune des phases de la matière. **/3**

2. Les affirmations suivantes sont-elles vraies ou fausses ? Justifiez vos réponses. **/10**

a) Les particules d'un gaz n'exercent aucune force de répulsion les unes sur les autres.

b) Les particules d'un liquide sont très éloignées les unes des autres et la majeure partie du volume du contenant dans lequel le liquide se trouve est constituée de vide.

c) Plus la température d'un gaz diminue, plus ses particules se déplacent rapidement.

d) Les particules d'un gaz se déplacent en ligne droite dans toutes les directions grâce au mouvement de translation qui les anime.

e) À une température donnée, l'énergie cinétique moyenne des particules de deux gaz différents est la même.

3. Quel comportement des gaz leur permet d'occuper un volume inférieur lorsqu'on les soumet à une force à l'aide d'un piston coulissant dans un cylindre, par exemple ? **/2**

4. Expliquez le lien entre la vitesse d'effusion des gaz, leur masse molaire et la température. **/4**

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5. Dans les mêmes conditions, la vitesse de diffusion d'un gaz inconnu est évaluée à 0,178 fois celle de la vitesse de diffusion du dihydrogène (H_2). Quelle est la masse molaire du gaz inconnu ? De quel gaz pourrait-il s'agir parmi les suivants : le dioxygène (O_2), le dioxyde de carbone (CO_2), le dioxyde d'azote (NO_2) ou le dioxyde de soufre (SO_2) ? **/5**

6. Si la masse molaire du gaz X est 25 fois plus grande que celle du gaz Y, combien de temps faudra-t-il au gaz X, par rapport au gaz Y, pour diffuser, si les deux gaz sont soumis aux mêmes conditions de température et de pression ? Justifiez votre réponse. **/4**

7. À une température et une pression données, la vitesse d'effusion du méthane (CH_4) à travers une paroi poreuse est de 34,6 mL/min.

a) Quelle est la vitesse d'effusion de l'acétylène (C_2H_2) à travers cette même paroi poreuse ? Les conditions de température et de pression sont identiques pour les deux gaz. **/5**

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

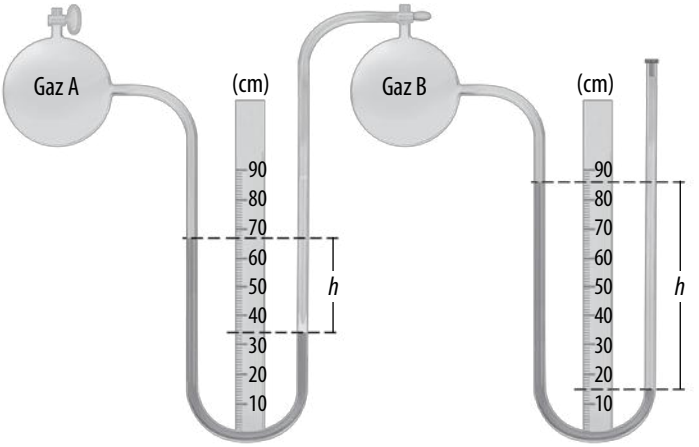
b) Combien de jours seront nécessaires pour que 4,00 g d'acétylène s'échappent par effusion à travers la paroi poreuse, sachant que dans ces conditions la masse volumique de l'acétylène est de $1{,}170 \times 10^{-6}$ g/mL ? **/5**

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

8. Deux bouteilles identiques sont placées dans les mêmes conditions et contiennent le même nombre de moles de gaz. Une des bouteilles contient de l'hélium (He) et l'autre du diazote (N_2). Comparez la pression mesurée dans chaque bouteille et justifiez votre réponse. **/4**

9. Quand on plonge une paille dans un verre d'eau, qu'on bouche l'extrémité supérieure avec un doigt et qu'on soulève la paille au-dessus du verre, l'eau reste dans la paille. Lorsqu'on retire le doigt, l'eau s'écoule dans le verre. Expliquez ce phénomène. **/4**

10. Indiquez la pression de chacun des gaz contenus dans le système suivant, sachant que la pression atmosphérique est de 99,8 kPa. **/4**



Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Sommaire

Module 1 Les gaz

Chapitre 3 Les lois des gaz

	Fiche
Corrigé du cahier (exercices du chapitre)	G-45
Corrigé du cahier (consolidation du module 1)	G-55
Labo 1	G-57
Démo 2	G-62
Labo 3	G-67
Démo 4	G-72
Labo 5	G-76
Labo 6	G-81
Exercices	G-85
Évaluation	G-93
Évaluation du module 1	G-98

Note : Les symboles de sécurité utilisés dans les labos sont définis à la page 437 du cahier.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Chapitre 3 Les lois des gaz

Cahier, p. 81

Section 1
Les lois simples des gaz

Section 1.1
La relation entre la pression et le volume

Cahier, p. 81 et 82

1. Données

$p_1 = 350{,}5$ kPa $\quad p_2 = 101{,}3$ kPa

$V_1 = 0{,}550$ mL $\quad V_2 = ?$ mL

Solution

Calculer le volume final de la bulle de gaz.

$p_1V_1 = p_2V_2$

$$V_2 = \frac{p_1V_1}{p_2} = \frac{350{,}5\,\text{kPa} \cdot 0{,}550\,\text{mL}}{101{,}3\,\text{kPa}} = 1{,}90\,\text{mL}$$

Réponse : Le volume de la bulle de gaz à la surface du lac sera de 1,90 mL.

2. Données

$p_1 = 95{,}0$ kPa $\quad V_1 = 15{,}0$ L $\quad V_2 = 4{,}0$ L $\quad \Delta p = ?$ kPa

Solution

1. *Calculer la pression finale.*

$p_1V_1 = p_2V_2$

$$p_2 = \frac{p_1V_1}{V_2} = \frac{95{,}0\,\text{kPa} \cdot 15{,}0\,\text{L}}{4{,}0\,\text{L}} = 356\,\text{kPa}$$

2. *Calculer l'augmentation de la pression.*

$\Delta p = p_2 - p_1 = 356\,\text{kPa} - 95{,}0\,\text{kPa} = 261\,\text{kPa}$

Réponse : La pression va augmenter de 261 kPa.

3. Données

$p_1 = 950{,}0$ kPa $\quad V_2 = ?$ L

$V_1 = 2{,}50$ L $\quad p_2 = ?$ kPa

$V_{\text{second réservoir}} = 1{,}95$ L

Solution

1. *Calculer le volume final.*

$V_2 = 2{,}50\,\text{L} + 1{,}95\,\text{L} = 4{,}45\,\text{L}$

2. *Calculer la pression finale.*

$p_1V_1 = p_2V_2$

$$p_2 = \frac{p_1V_1}{V_2} = \frac{950{,}0\,\text{kPa} \cdot 2{,}50\,\text{L}}{4{,}45\,\text{L}} = 534\,\text{kPa}$$

Réponse : La pression finale du gaz est de 534 kPa.

4. Données

$p_1 = 15\,000$ kPa $\quad V_1 = 25{,}0$ L $\quad p_2 = 100$ kPa $\quad V_2 = ?$ L

Solution

1. *Calculer le volume final.*

$p_1V_1 = p_2V_2$

$$V_2 = \frac{p_1V_1}{p_2} = \frac{15000\,\text{kPa} \cdot 25{,}0\,\text{L}}{100\,\text{kPa}} = 3750\,\text{L}$$

2. *Calculer le volume de gaz qui sort de la bonbonne.*

3750 L – volume de la bonbonne = 3750 L – 25,0 L
= 3725 L

3. *Calculer le nombre de ballons.*

$$\frac{3725\,\text{L}}{2{,}50\,\text{L}} = 1490\,\text{ballons}$$

Réponse : On peut gonfler $1{,}49 \times 10^3$ ballons.

Section 1.2
La relation entre le volume et la température

Cahier, p. 85 et 86

1. *a)* 38,6 °C + 273 = 312 K *c)* 385 K – 273 = 112 °C

b) $^-$134,9 °C + 273 = 138 K *d)* 136,4 K – 273 = $^-$137 °C

2. Données

$V_1 = 0{,}65$ L $\quad T_2 = 210\,°\text{C} + 273 = 483\,\text{K}$

$T_1 = 20\,°\text{C} + 273 = 293\,\text{K}$ $\quad V_2 = ?$ L

Solution

Calculer le volume final de gaz.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1T_2}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{0{,}65\,\text{L} \cdot 483\,\text{K}}{293\,\text{K}} = 1{,}1\,\text{L}$$

Réponse : Le volume final sera de 1,1 L.

3. Données

$V_1 = 32{,}6$ mL $\quad V_2 = 60{,}0$ mL

$T_1 = 25{,}0\,°\text{C} + 273 = 298\,\text{K}$ $\quad \Delta T = ?\,°\text{C}$

Solution

1. *Calculer la température finale.*

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{V_2T_1}{V_1}$$

$$T_2 = \frac{60{,}0\,\text{mL} \cdot 298\,\text{K}}{32{,}6\,\text{mL}} = 548\,\text{K}$$

2. *Convertir la température en degrés Celsius.*

548 K – 273 = 275 °C

3. *Calculer la variation de température.*

$\Delta T = T_f - T_i = 275\,°\text{C} - 25{,}0\,°\text{C} = 250\,°\text{C}$

Réponse : La température devra augmenter de 250 °C.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4. Données

$T_1 = 21\ °C + 273 = 294\ K$ $T_2 = 32\ °C + 273 = 305\ K$

$V_2 = 3{,}0\ L$ $V_1 = ?\ L$

Solution

Calculer le volume initial des ballons.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_1 = \frac{V_2 T_1}{T_2}$$

$$V_1 = \frac{3{,}0\ L \cdot 294\ K}{305\ K} = 2{,}9\ L$$

Réponse : Le volume initial maximal des ballons doit être de 2,9 L.

Section 1.3
La relation entre la pression et la température

Cahier, p. 88 et 89

1. Données

$p_1 = 4{,}5\ MPa$ $T_2 = 450\ °C + 273 = 723\ K$

$T_1 = 22\ °C + 273 = 295\ K$ $p_2 = ?\ MPa$

Solution

Calculer la pression finale.

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 T_2}{T_1}$$

$$p_2 = \frac{4{,}5\ MPa \cdot 723\ K}{295\ K} = 11\ MPa$$

Réponse : La nouvelle pression dans le cylindre est de 11 MPa.

2. Données

$p_1 = 610{,}0\ kPa$ $T_2 = 58\ °C + 273 = 331\ K$

$T_1 = 19\ °C + 273 = 292\ K$ $p_2 = ?\ kPa$

Solution

Calculer la pression finale.

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 T_2}{T_1}$$

$$p_2 = \frac{610{,}0\ kPa \cdot 331\ K}{292\ K} = 691\ kPa$$

Réponse : La pression finale dans le pneu est de 691 kPa.

3. Données

$T_1 = 0\ °C + 273 = 273\ K$ $T_2 = 145\ °C + 273 = 418\ K$

$p_2 = 50{,}2\ kPa$ $p_1 = ?\ kPa$

Solution

Calculer la pression initiale.

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow p_1 = \frac{p_2 T_1}{T_2}$$

$$p_1 = \frac{50{,}2\ kPa \cdot 273\ K}{418\ K} = 32{,}8\ kPa$$

Réponse : La pression initiale dans le ballon était de 32,8 kPa.

4. Données

$p_1 = 42{,}3\ kPa$ $p_2 = 3p_1$

$T_1 = 10\ °C + 273 = 283\ K$ $T_2 = ?\ °C$

Solution

1. *Calculer la pression finale.*

   $p_2 = 3p_1 = 3 \cdot 42{,}3\ kPa = 127\ kPa$

2. *Calculer la température finale.*

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{p_2 T_1}{p_1}$$

$$T_2 = \frac{127\ kPa \cdot 283\ K}{42{,}3\ kPa} = 850\ K$$

3. *Convertir la température en degrés Celsius.*

   $T_2 = 850\ K - 273 = 577\ °C$

4. *Calculer la variation de température.*

   $\Delta T = T_2 - T_1 = 577\ °C - 10\ °C = 567\ °C$

Réponse : La température doit augmenter de 567 °C.

Section 1.4
La relation entre le volume et la quantité de gaz

Cahier, p. 92 et 93

1. Données

$V_1 = 28{,}0\ L$ $V_2 = 35{,}0\ L$ $\Delta n = ?\ mol$

$n_1 = 3{,}2\ mol$ $n_2 = ?\ mol$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles final.*

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \Rightarrow n_2 = \frac{V_2 n_1}{V_1}$$

$$n_2 = \frac{35{,}0\ L \cdot 3{,}2\ mol}{28{,}0\ L} = 4{,}0\ mol$$

2. *Calculer la variation du nombre de moles.*

   $\Delta n = n_2 - n_1 = 4{,}0\ mol - 3{,}2\ mol = 0{,}8\ mol$

Réponse : La quantité d'air introduite dans le pneu est de 0,8 mol.

2. Données

$V_1 = 50{,}0\ L$ $n_2 = 12{,}5\ mol$

$n_1 = 4{,}3\ mol$ $V_2 = ?\ L$

Solution

Calculer le volume final de gaz.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1 n_2}{n_1}$$

$$V_2 = \frac{50{,}0\ L \cdot 12{,}5\ mol}{4{,}3\ mol} = 145\ L$$

Réponse : Le volume du récipient devrait être de $1{,}5 \times 10^2$ L.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

3. Données

m_1 = 2,20 g — n_1 = ? mol
M_{CO_2} = 44,01 g/mol — n_2 = ? mol
V_1 = 65,0 mL — V_2 = ? mL
$m_{ajoutée}$ = 1,00 g

Solution

1. Calculer le nombre de moles de CO_2 initial.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n_1 = \frac{m_1}{M}$$

$$n_1 = \frac{2{,}20\text{ g}}{44{,}01\text{ g/mol}} = 0{,}0500\text{ mol}$$

2. Calculer le nombre de moles de CO_2 final.

m_2 = 2,20 g + 1,00 g = 3,20 g

$$n_2 = \frac{m_2}{M} = \frac{3{,}20\text{ g}}{44{,}01\text{ g/mol}} = 0{,}0727\text{ mol}$$

3. Calculer le volume final.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1 n_2}{n_1}$$

$$V_2 = \frac{65{,}0\text{ mL} \cdot 0{,}0727\text{ mol}}{0{,}0500\text{ mol}} = 94{,}5\text{ mL}$$

Réponse : Le gaz occupe un volume final de 94,5 mL.

4. Données

m_1 = 18,0 g — n_1 = ? mol
M_{He} = 4,00 g/mol — n_2 = ? mol
V_1 = 10,20 L — $m_{échappée}$ = ? g
V_2 = 8,40 L

Solution

1. Calculer le nombre de moles initial.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n_1 = \frac{m_1}{M}$$

$$n_1 = \frac{18{,}0\text{ g}}{4{,}00\text{ g/mol}} = 4{,}50\text{ mol}$$

2. Calculer le nombre de moles final.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \Rightarrow n_2 = \frac{V_2 n_1}{V_1}$$

$$n_2 = \frac{8{,}40\text{ L} \cdot 4{,}50\text{ mol}}{10{,}20\text{ L}} = 3{,}71\text{ mol}$$

3. Calculer la variation du nombre de moles.

$\Delta n = n_2 - n_1$ = 3,71 mol – 4,50 mol = -0,79 mol

4. Calculer la masse de He échappée.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m_{échappée} = M\Delta n$$

= 4,00 g/mol • 0,79 mol = 3,2 g

Réponse : La masse d'hélium qui s'est échappée est de 3,2 g.

Section 1.5
Le volume molaire gazeux

 Cahier, p. 95 et 96

1. Données

m = 255,6 g — V_m à TPN = 22,4 L/mol
M_{Cl_2} = 70,90 g/mol — V = ? L

Solution

1. Calculer le nombre de moles.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{255{,}6\text{ g}}{70{,}90\text{ g/mol}} = 3{,}605\text{ mol}$$

2. Calculer le volume.

$$V_m = \frac{V}{n} \Rightarrow V = V_m n$$

V = 22,4 mol/L • 3,605 mol = 80,8 L

Réponse : Le volume du ballon est de 80,8 L.

2. Données

V = 5,0 L — M_{Ne} = 20,18 g/mol
V_m à TAPN = 24,5 L/mol — m = ? g

Solution

1. Calculer le nombre de moles.

$$V_m = \frac{V}{n} \Rightarrow n = \frac{V}{V_m}$$

$$n = \frac{5{,}0\text{ L}}{24{,}5\text{ L/mol}} = 0{,}20\text{ mol}$$

2. Calculer la masse.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn$$

m = 20,18 g/mol • 0,20 mol = 4,0 g

Réponse : La masse de néon est de 4,0 g.

3. Données

$m_{N_2} = 14{,}01\text{ g}$ — M_{O_2} = 32,00 g/mol
$M_{N_2} = 28{,}02\text{ g/mol}$ — m_{O_2} = ? g

Solution

1. Calculer le nombre de moles de N_2.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{14{,}01\text{ g}}{28{,}02\text{ g/mol}} = 0{,}5000\text{ mol}$$

2. Déterminer le nombre de moles de O_2 à l'aide de l'hypothèse d'Avogadro.

$$n_{O_2} = n_{N_2} = 0{,}5000\text{ mol}$$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

3. *Calculer la masse de O_2.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn$$
$$= 32{,}00 \text{ g/mol} \cdot 0{,}5000 \text{ mol} = 16{,}00 \text{ g}$$

Réponse : Dans les mêmes conditions, il y aurait 16,00 g de dioxygène dans le récipient.

4. Données

$m_{\text{bonbonne}} = 2{,}50$ kg $\quad M_{He} = 4{,}00$ g/mol
$m_{\text{bonbonne + He}} = 11{,}20$ kg $\quad M_{\text{gaz inconnu}} = ?$ g/mol
$m_{\text{bonbonne + gaz inconnu}} = 6{,}90$ kg

Solution

1. *Calculer la masse des gaz.*

$m_{\text{gaz}} = m_{\text{bonbonne + gaz}} - m_{\text{bonbonne}}$
$m_{He} = 11{,}20 \text{ kg} - 2{,}50 \text{ kg} = 8{,}70 \text{ kg} = 8{,}70 \times 10^3 \text{ g}$
$m_{\text{gaz inconnu}} = 6{,}90 \text{ kg} - 2{,}50 \text{ kg} = 4{,}40 \text{ kg} = 4{,}40 \times 10^3 \text{ g}$

2. *Calculer le nombre de moles de He.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$
$$n = \frac{8{,}70 \times 10^3 \text{ g}}{4{,}00 \text{ g/mol}} = 2{,}18 \times 10^3 \text{ mol}$$

3. *Déterminer le nombre de moles du gaz inconnu à l'aide de l'hypothèse d'Avogadro.*

$n_{\text{gaz inconnu}} = n_{He} = 2{,}18 \times 10^3$ mol

4. *Calculer la masse molaire du gaz inconnu.*

$$M = \frac{m}{n} = \frac{4{,}40 \times 10^3 \text{ g}}{2{,}18 \times 10^3 \text{ mol}} = 2{,}02 \text{ g/mol}$$

Réponse : La masse molaire du gaz inconnu est de 2,02 g/mol.

Section 1.6
La relation entre la pression et la quantité de gaz

Cahier, p. 99 à 104

1. Données

$p_1 = 600$ mm Hg $\quad n_2 = \frac{1}{3} n_1 \quad p_2 = ?$ mm Hg
$n_1 = n_1$

Solution

Calculer la pression finale.

$$\frac{p_1}{n_1} = \frac{p_2}{n_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 n_2}{n_1}$$
$$p_2 = \frac{600 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1}{3} n_1}{n_1} = \frac{600 \text{ mm Hg}}{3} = 200 \text{ mm Hg}$$

Réponse : La nouvelle pression sera de 200 mm Hg.

2. Données

$p_1 = 412$ kPa $\quad n_2 = ?$ mol
$n_1 = 25{,}0$ mol $\quad p_2 = ?$ kPa
$n_{\text{ajouté}} = 4{,}5$ mol

Solution

1. *Calculer le nombre de moles final.*

$n_2 = 25{,}0 \text{ mol} + 4{,}5 \text{ mol} = 29{,}5 \text{ mol}$

2. *Calculer la pression finale.*

$$\frac{p_1}{n_1} = \frac{p_2}{n_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 n_2}{n_1}$$
$$p_2 = \frac{412 \text{ kPa} \cdot 29{,}5 \text{ mol}}{25{,}0 \text{ mol}} = 486 \text{ kPa}$$

Réponse : La nouvelle pression est de 486 kPa.

3. Données

$p_1 = 225$ kPa $\quad p_2 = 102$ kPa
$n_1 = 42$ mol $\quad n_2 = ?$ mol

Solution

Calculer le nombre de moles final.

$$\frac{p_1}{n_1} = \frac{p_2}{n_2} \Rightarrow n_2 = \frac{p_2 n_1}{p_1}$$
$$n_2 = \frac{102 \text{ kPa} \cdot 42 \text{ mol}}{225 \text{ kPa}} = 19 \text{ mol}$$

Réponse : La quantité de gaz est de 19 mol.

4. Données

$p_1 = 187{,}5$ mm Hg $\quad m_2 = 0{,}30$ g $\quad p_2 = ?$ mm Hg
$m_1 = 0{,}10$ g $\quad n_1 = ?$ mol
$M = 2{,}02$ g/mol $\quad n_2 = ?$ mol

Solution

1. *Calculer le nombre de moles initial et final.*

$$M = \frac{m}{n}$$
$$n_1 = \frac{m_1}{M} = \frac{0{,}10 \text{ g}}{2{,}02 \text{ g/mol}} = 0{,}050 \text{ mol}$$
$$n_2 = \frac{m_2}{M} = \frac{0{,}30 \text{ g}}{2{,}02 \text{ g/mol}} = 0{,}15 \text{ mol}$$

2. *Calculer la pression finale.*

$$\frac{p_1}{n_1} = \frac{p_2}{n_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 n_2}{n_1}$$
$$p_2 = \frac{187{,}5 \text{ mm Hg} \cdot 0{,}15 \text{ mol}}{0{,}050 \text{ mol}} = 5{,}6 \times 10^2 \text{ mm Hg}$$

Réponse : La nouvelle pression est de $5{,}6 \times 10^2$ mm Hg.

5. D

6. Données

$n_{O_2} = 0{,}50$ mol $\quad n_{O_3} = ?$ mol
V_m à TAPN = 24,5 L/mol $\quad V = ?$ L

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de O_3.*

$$\frac{3 \text{ mol de } O_2}{0{,}50 \text{ mol de } O_2} = \frac{2 \text{ mol de } O_3}{n_{O_3}}$$
$$n_{O_3} = \frac{0{,}50 \text{ mol} \cdot 2 \text{ mol}}{3 \text{ mol}} = 0{,}33 \text{ mol}$$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

2. Calculer le volume de O_3.

$$V_m = \frac{V}{n} \Rightarrow V = V_m n$$

V = 24,5 L/mol • 0,33 mol = 8,1 L

Réponse : Le volume d'ozone est de 8,1 L.

7. Il doit mesurer la température et la pression atmosphérique afin de s'assurer qu'elles sont demeurées inchangées. Selon la loi d'Avogadro, le volume d'un gaz est proportionnel à son nombre de moles si la température et la pression sont constantes.

8. Données

Avant la compression :

p_1 = 101,3 kPa V_1 = 5,0 L T_1 = 23 °C + 273 = 296 K

Dans la bonbonne, après la compression :

V_2 = 0,80 L T_2 =23 °C + 273 = 296 K p_2 = ? kPa

Après le refroidissement :

T_3 = ⁻10 °C + 273 = 263 K p_3 = ? kPa

Solution

1. Calculer la pression dans la bonbonne.

$$p_1V_1 = p_2V_2 \Rightarrow p_2 = \frac{p_1V_1}{V_2}$$

$$p_2 = \frac{101,3\,\text{kPa} \cdot 5,0\,\text{L}}{0,80\,\text{L}} = 633\,\text{kPa}$$

2. Calculer la pression après le refroidissement.

$$\frac{p_2}{T_2} = \frac{p_3}{T_3} \Rightarrow p_3 = \frac{p_2T_3}{T_2}$$

$$p_3 = \frac{633\,\text{kPa} \cdot 263\,\text{K}}{296\,\text{K}} = 562\,\text{kPa}$$

Réponse : La pression dans la bonbonne à ⁻10 °C est de 5,6 × 10^2 kPa.

9. *a)* Les trois ballons contiennent le même nombre de particules.

b) **Données**

V = 500,0 mL = 0,5000 L
V_m à TPN = 22,4 L/mol
M_{He} = 4,00 g/mol
M_{O_2} = 32,00 g/mol
M_{Ar} = 39,95 g/mol
m_{He} = ? g
m_{O_2} = ? g
m_{Ar} = ? g

Solution

1. Calculer le nombre de moles de chaque gaz.

$$V_m = \frac{V}{n} \Rightarrow n = \frac{V}{V_m}$$

$$n = \frac{0,5000\,\text{L}}{22,4\,\text{L/mol}} = 0,0223\,\text{mol}$$

2. Calculer la masse des gaz.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn$$

m_{He} = 4,00 g/mol • 0,0223 mol = 0,0892 g

$m_{O_2} = 32,00\,\text{g/mol} \cdot 0,0223\,\text{mol} = 0,714\,\text{g}$

m_{Ar} = 39,95 g/mol • 0,0223 mol = 0,891 g

Réponse : Les masses des gaz sont les suivantes : 0,0892 g d'hélium, 0,714 g de dioxygène et 0,891 g d'argon.

10. A et C

11. Données

p_1 = 200,0 kPa p_2 = 350,0 kPa

T_1 = 39,0 °C + 273 = 312 K T_2 = ? °C

Solution

1. Calculer la température finale.

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{p_2T_1}{p_1}$$

$$T_2 = \frac{350,0\,\text{kPa} \cdot 312\,\text{K}}{200,0\,\text{kPa}} = 546\,\text{K}$$

2. Convertir la température en degrés Celsius.

T_2 = 546 K – 273 = 273 °C

Réponse : La valve s'ouvrira à une température de 273 °C.

12. Données

V_1 = 200,0 cm^3 V_2 = 335,0 cm^3

T_1 = 0,0 °C + 273 = 273 K T_2 = ? °C

Solution

1. Calculer la température finale.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{V_2T_1}{V_1}$$

$$T_2 = \frac{335,0\,\text{cm}^3 \cdot 273\,\text{K}}{200,0\,\text{cm}^3} = 457\,\text{K}$$

2. Convertir la température en degrés Celsius.

T_2 = 457 K – 273 = 184 °C

Réponse : La température d'ébullition du diiode est de 184 °C.

13. Selon la théorie cinétique des gaz, à mesure que le nombre de particules d'un gaz augmente, elles se heurtent entre elles et heurtent les parois du récipient qui les contient plus fréquemment. Par conséquent, la pression exercée par les particules de gaz sur les parois du contenant augmente. À température et volume constants, la pression augmente proportionnellement au nombre de moles. Ainsi, si le nombre de moles double, la pression double aussi.

14. A

15. Données

V = 20,0 L V_m à TPN = 22,4 L/mol

Pourcentage de dioxygène dans l'air = 21 %

n_{O_2} = ? mol

Solution

1. Calculer le nombre de moles d'air.

$$V_m = \frac{V}{n} \Rightarrow n = \frac{V}{V_m}$$

$$n = \frac{20,0\,\text{L}}{22,4\,\text{L/mol}} = 0,893\,\text{mol}$$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

2. Calculer le nombre de moles de O_2.

$$n_{O_2} = n_{air} \cdot 21\% = 0{,}893\,\text{mol} \cdot 0{,}21 = 0{,}19\,\text{mol}$$

Réponse : Le nombre de moles de dioxygène est de 0,19 mol.

16. Selon la théorie cinétique des gaz, une augmentation du nombre de particules entraîne une augmentation des collisions entre les particules et les parois du contenant. Comme le ballon est élastique, l'augmentation des collisions provoque une augmentation du volume, et la pression n'augmente pas. Dans la bonbonne, comme le volume demeure constant, la pression augmente.

17. A, D et E

Section 2
La loi générale des gaz

 Cahier, p. 106 à 108

1. B

2. Données

p_1 = 101,3 kPa $\quad p_2$ = 3546 kPa
V_1 = 500,0 mL $\quad V_2 = \frac{1}{20} V_1$
T_1 = 35 °C + 273 = 308 K $\quad T_2$ = ? °C

Solution

1. Calculer le volume final.

$$V_2 = \frac{1}{20} V_1 = \frac{1}{20} \cdot 500{,}0\,\text{mL} = 25{,}00\,\text{mL}$$

2. Calculer la température finale.

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{p_2 V_2 T_1}{p_1 V_1}$$

$$T_2 = \frac{3546\,\text{kPa} \cdot 25{,}00\,\text{mL} \cdot 308\,\text{K}}{101{,}3\,\text{kPa} \cdot 500{,}0\,\text{mL}} = 539\,\text{K}$$

3. Convertir la température en degrés Celsius.

T_2 = 539 K – 273 = 266 °C

Réponse : La température finale de l'air est de 266 °C.

3. Données

$p_1 = p_1$ $\quad n_1 = n_1$ $\quad p_2 = 2p_1$ $\quad T_2 = \frac{2}{3} T_1$
V_1 = 36,4 L $\quad T_1 = T_1$ $\quad n_2 = \frac{3}{4} n_1$ $\quad V_2$ = ? L

Solution

Calculer le volume final.

$$\frac{p_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{p_2 V_2}{n_2 T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{p_1 V_1 n_2 T_2}{n_1 T_1 p_2}$$

$$V_2 = \frac{p_1 \cdot 36{,}4\,\text{L} \cdot \frac{3}{4} n_1 \cdot \frac{2}{3} T_1}{n_1 T_1 \cdot 2 p_1}$$

$$= \frac{36{,}4\,\text{L} \cdot \frac{3}{4} \cdot \frac{2}{3}}{2} = 9{,}10\,\text{L}$$

Réponse : Le volume final sera de 9,10 L.

4. Données

p_1 = 600,0 kPa $\quad p_2$ = 101,3 kPa
V_1 = 3,0 L $\quad T_2$ = 25 °C + 273 = 298 K
T_1 = 40 °C + 273 = 313 K $\quad V_2$ = ? L

Solution

Calculer le volume final.

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{p_1 V_1 T_2}{p_2 T_1}$$

$$V_2 = \frac{600{,}0\,\text{kPa} \cdot 3{,}0\,\text{L} \cdot 298\,\text{K}}{101{,}3\,\text{kPa} \cdot 313\,\text{K}} = 17\,\text{L}$$

Réponse : Le volume final sera de 17 L.

5. Données

p_1 = 85,0 kPa $\quad T_1$ = ⁻196 °C + 273 = 77 K
V_1 = 1,75 L $\quad V_2 = 2\,V_1$
n_1 = 0,450 mol $\quad n_2 = 3\,n_1$
T_2 = (⁻196 °C + 65 °C) + 273 = 142 K
p_2 = ? kPa

Solution

1. Calculer le nombre final de moles.

$n_2 = 3n_1 = 3 \cdot 0{,}450$ mol = 1,35 mol

2. Calculer le volume final.

$V_2 = 2V_1 = 2 \cdot 1{,}75$ L = 3,50 L

3. Calculer la pression finale.

$$\frac{p_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{p_2 V_2}{n_2 T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 V_1 n_2 T_2}{n_1 T_1 V_2}$$

$$p_2 = \frac{85{,}0\,\text{kPa} \cdot 1{,}75\,\text{L} \cdot 1{,}35\,\text{mol} \cdot 142\,\text{K}}{0{,}450\,\text{mol} \cdot 77\,\text{K} \cdot 3{,}50\,\text{L}} = 235\,\text{kPa}$$

Réponse : La pression finale sera de $2{,}4 \times 10^2$ kPa.

Section 3
La loi des gaz parfaits

 Cahier, p. 111 et 112

1. Données

p = 230 kPa $\quad T$ = ⁻15 °C + 273 = 258 K
n = 0,850 mol $\quad V$ = ? L
$R = 8{,}314\,(\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$

Solution

Calculer le volume de gaz.

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p}$$

$$V = \frac{0{,}850\,\text{mol} \cdot 8{,}314\,(\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 258\,\text{K}}{230\,\text{kPa}} = 7{,}93\,\text{L}$$

Réponse : Le gaz occupe un volume de 7,93 L.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

2. Données

p = 65,0 kPa
V = 25,0 L
$M_{O_2} = 32,00$ g/mol
$m_{O_2} = 6,85$ g
$R = 8,314$ (kPa • L) / (mol • K)
$n_{O_2} = ?$ mol
$T = ?$ °C

Solution

1. Calculer le nombre de moles.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{6,85\text{ g}}{32,00\text{ g/mol}} = 0,214\text{ mol}$$

2. Calculer la température.

$$pV = nRT \Rightarrow T = \frac{pV}{nR}$$

$$T = \frac{65,0\text{ kPa} \cdot 25,0\text{ L}}{0,214\text{ mol} \cdot 8,314\text{ (kPa} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}} = 913\text{ K}$$

3. Convertir la température en degrés Celsius.

T = 913 K – 273 = 640 °C

Réponse : Cette pression s'exerce à une température de 640 °C.

3. Données

p = 99,5 kPa
V = 28,0 L
M_{He} = 4,00 g/mol
$R = 8,314$ (kPa • L) / (mol • K)
T = 26 °C + 273 = 299 K
$n_{He} = ?$ mol
$m_{He} = ?$ g

Solution

1. Calculer le nombre de moles.

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{99,5\text{ kPa} \cdot 28,0\text{ L}}{8,314\text{ (kPa} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)} \cdot 299\text{ K}} = 1,12\text{ mol}$$

2. Calculer la masse.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn = 4,00\text{ g/mol} \cdot 1,12\text{ mol} = 4,48\text{ g}$$

Réponse : La masse d'hélium est de 4,48 g.

4. Données

m = 7,52 g
$R = 8,314$ (kPa • L) / (mol • K)
T = 15 °C + 273 = 288 K
p = 93,3 kPa
V = 5,0 L
$M = ?$ g/mol

Solution

1. Calculer le nombre de moles.

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{93,3\text{ kPa} \cdot 5,0\text{ L}}{8,314\text{ (kPa} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)} \cdot 288\text{ K}} = 0,19\text{ mol}$$

2. Calculer la masse molaire.

$$M = \frac{m}{n} = \frac{7,52\text{ g}}{0,19\text{ mol}} = 40\text{ g/mol}$$

Réponse : La masse molaire de ce gaz est de $4,0 \times 10^1$ g/mol.

5. Données

p = 98,8 kPa
V = 150,0 mL = 0,1500 L
$m_{\text{seringue vide}}$ = 75,80 g
$m_{\text{seringue pleine}}$ = 75,97 g
$R = 8,314$ (kPa • L) / (mol • K)
T = 21 °C + 273 = 294 K
$M_{H_2} = 2,02$ g/mol
M_{He} = 4,00 g/mol
M_{Ne} = 20,18 g/mol
$M_{N_2} = 28,02$ g/mol
$M_{O_2} = 32,00$ g/mol
$m_{gaz} = ?$ g
$M_{gaz} = ?$ g/mol

Solution

1. Calculer la masse de gaz.

$$m_{gaz} = m_{\text{seringue pleine}} - m_{\text{seringue vide}}$$
$$= 75,97\text{ g} - 75,80\text{ g} = 0,17\text{ g}$$

2. Calculer le nombre de moles.

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{98,8\text{ kPa} \cdot 0,1500\text{ L}}{8,314\text{ (kPa} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)} \cdot 294\text{ K}} = 0,006\,06\text{ mol}$$

3. Calculer la masse molaire.

$$M = \frac{m}{n} = \frac{0,17\text{ g}}{0,006\,06\text{ mol}} = 28\text{ g/mol}$$

Réponse : La masse molaire du gaz est de 28 g/mol, il s'agit donc du diazote (N_2).

Section 4
La loi des combinaisons volumétriques et la stœchiométrie des gaz

Cahier, p. 115 à 117

1. B, C et D

2. Données

$m_{CH_3OH} = 18,0$ g
$M_{CH_3OH} = 32,05$ g/mol
V_m à TAPN = 24,5 L/mol
$V_{O_2} = ?$ L

Solution

1. Calculer le nombre de moles de CH_3OH.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{18,0\text{ g}}{32,05\text{ g/mol}} = 0,562\text{ mol}$$

2. Calculer le nombre de moles de O_2 à partir des rapports molaires de l'équation.

$$\frac{2\text{ mol de } CH_3OH}{0,562\text{ mol de } CH_3OH} = \frac{3\text{ mol de } O_2}{n_{O_2}}$$

$$n_{O_2} = \frac{0,562\text{ mol} \cdot 3\text{ mol}}{2\text{ mol}} = 0,843\text{ mol}$$

3. Calculer le volume de O_2.

$$V_m = \frac{V}{n} \Rightarrow V = V_m n$$

V = 24,5 L/mol • 0,843 mol = 20,7 L

Réponse : Le volume de dioxygène nécessaire est de 20,7 L.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

3. Données

$V_{O_2} = 15{,}0\ \text{L}$ $V_{SO_2} = ?\ \text{L}$

Solution

Calculer le volume de SO_2 à partir des rapports de volumes de l'équation.

$$\frac{2\ \text{volumes de } SO_2}{V_{SO_2}} = \frac{1\ \text{volume de } O_2}{15{,}0\ \text{L de } O_2}$$

$$V_{SO_2} = \frac{15{,}0\ \text{L} \cdot 2}{1} = 30{,}0\ \text{L}$$

Réponse : Le volume de dioxyde de soufre est de 30,0 L.

4. Données

$m_{NaN_3} = 117\ \text{g}$ $M_{NaN_3} = 65{,}02\ \text{g/mol}$

$p = 101{,}2\ \text{kPa}$ $n_{N_2} = ?\ \text{mol}$

$T = 20{,}2\ ^\circ\text{C} + 273 = 293\ \text{K}$ $V_{N_2} = ?\ \text{L}$

$R = 8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de NaN_3.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{117\ \text{g}}{65{,}02\ \text{g/mol}} = 1{,}80\ \text{mol}$$

2. *Calculer le nombre de moles de N_2 à partir des rapports molaires de l'équation.*

$$\frac{2\ \text{mol de } NaN_3}{1{,}80\ \text{mol de } NaN_3} = \frac{3\ \text{mol de } N_2}{n_{N_2}}$$

$$n_{N_2} = \frac{1{,}80\ \text{mol} \cdot 3\ \text{mol}}{2\ \text{mol}} = 2{,}70\ \text{mol}$$

3. *Calculer le volume de N_2.*

$$pV = nRT \quad \Rightarrow \quad V = \frac{nRT}{p}$$

$$V = \frac{2{,}70\ \text{mol} \cdot 8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 293\ \text{K}}{101{,}2\ \text{kPa}} = 65{,}0\ \text{L}$$

Réponse : Le volume de diazote gazeux est de 65,0 L.

5. Données

$M_{NH_3} = 17{,}04\ \text{g/mol}$ $T = 90\ ^\circ\text{C} + 273 = 363\ \text{K}$

$p = 420\ \text{kPa}$ $n_{NH_3} = ?\ \text{mol}$

$V_{H_2} = 2{,}4 \times 10^4\ \text{L}$ $m_{NH_3} = ?\ \text{kg}$

$R = 8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$

Solution

1. *Calculer le volume de NH_3 à partir des rapports de l'équation.*

$$\frac{3\ \text{volumes de } H_2}{2{,}4 \times 10^4\ \text{L de } H_2} = \frac{2\ \text{volumes de } NH_3}{V_{NH_3}}$$

$$V_{NH_3} = \frac{2{,}4 \times 10^4\ \text{L} \cdot 2}{3} = 1{,}6 \times 10^4\ \text{L}$$

2. *Calculer le nombre de moles de NH_3.*

$$pV = nRT \quad \Rightarrow \quad n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{420\ \text{kPa} \cdot 1{,}6 \times 10^4\ \text{L}}{8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 363\ \text{K}} = 2{,}2 \times 10^3\ \text{mol}$$

3. *Calculer la masse de NH_3.*

$$M = \frac{m}{n} \quad \Rightarrow \quad m = Mn$$

$m = 17{,}04\ \text{g/mol} \cdot 2{,}2 \times 10^3\ \text{mol} = 37\,488\ \text{g} = 37{,}488\ \text{kg}$

Réponse : La masse d'ammoniac produite sera de 37 kg.

Section 5
La loi de Dalton

 Cahier, p. 121 et 122

1. C

2. Données

$\%_{N_2} = 78\ \%$ $p_{N_2} = ?\ \text{kPa}$

$\%_{O_2} = 21\%$ $p_{O_2} = ?\ \text{kPa}$

$\%_{Ar} = 0{,}93\ \%$ $p_{Ar} = ?\ \text{kPa}$

$p_T = 101{,}3\ \text{kPa}$

Solution Plusieurs démarches possibles. Ex. :

Calculer la pression partielle des gaz.

$$p_{N_2} = \%_{N_2} \cdot p_T$$

$= 0{,}78 \cdot 101{,}3\ \text{kPa} = 79\ \text{kPa}$

$$p_{O_2} = \%_{O_2} \cdot p_T$$

$= 0{,}21 \cdot 101{,}3\ \text{kPa} = 21\ \text{kPa}$

$$p_{Ar} = \%_{Ar} \cdot p_T$$

$= 0{,}0093 \cdot 101{,}3\ \text{kPa} = 0{,}94\ \text{kPa}$

Réponse : La pression partielle du diazote est de 79 kPa, celle du dioxygène de 21 kPa et celle de l'argon de 0,94 kPa.

3. Données

$m_{Ne} = 0{,}563\ \text{g}$ $n_{Ne} = ?\ \text{mol}$

$M_{Ne} = 20{,}18\ \text{g/mol}$ $n_{He} = ?\ \text{mol}$

$m_{He} = 0{,}856\ \text{g}$ $n_T = ?\ \text{mol}$

$M_{He} = 4{,}00\ \text{g/mol}$ $p_T = ?\ \text{kPa}$

$p_{He} = 46{,}3\ \text{kPa}$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de Ne et de He.*

$$M = \frac{m}{n} \quad \Rightarrow \quad n = \frac{m}{M}$$

$$n_{Ne} = \frac{0{,}563\ \text{g}}{20{,}18\ \text{g/mol}} = 0{,}0279\ \text{mol}$$

$$n_{He} = \frac{0{,}856\ \text{g}}{4{,}00\ \text{g/mol}} = 0{,}214\ \text{mol}$$

2. *Calculer le nombre total de moles.*

$n_T = n_{Ne} + n_{He}$

$= 0{,}0279\ \text{mol} + 0{,}214\ \text{mol} = 0{,}242\ \text{mol}$

3. *Calculer la pression totale.*

$$p_{He} = \frac{n_{He}}{n_T} \cdot p_T \quad \Rightarrow \quad p_T = p_{He} \cdot \frac{n_T}{n_{He}}$$

$$p_T = 46{,}3\ \text{kPa} \cdot \frac{0{,}242\ \text{mol}}{0{,}214\ \text{mol}} = 52{,}4\ \text{kPa}$$

Réponse : La pression totale du mélange est de 52,4 kPa.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4. Données

$V_{1_{O_2}} = 52{,}0\,\text{L}$ $\quad V_{2_{He}} = 5{,}0\,\text{L}$

$p_{1_{O_2}} = 101{,}3\,\text{kPa}$ $\quad p_{2_{O_2}} = ?\,\text{kPa}$

$V_{2_{O_2}} = 5{,}0\,\text{L}$ $\quad p_{2_{He}} = ?\,\text{kPa}$

$V_{1_{He}} = 14{,}0\,\text{L}$ $\quad p_T = ?\,\text{kPa}$

$p_{1_{He}} = 101{,}3\,\text{kPa}$

Solution Plusieurs démarches possibles. Ex. :

1. Calculer la pression de O_2 et la pression de He dans 5,0 L.

$$p_1V_1 = p_2V_2 \Rightarrow p_2 = \frac{p_1V_1}{V_2}$$

$$p_{2_{O_2}} = \frac{101{,}3\,\text{kPa} \cdot 52{,}0\,\text{L}}{5{,}0\,\text{L}} = 1054\,\text{kPa}$$

$$p_{2_{He}} = \frac{101{,}3\,\text{kPa} \cdot 14{,}0\,\text{L}}{5{,}0\,\text{L}} = 284\,\text{kPa}$$

2. Calculer la pression totale.

$p_T = p_{O_2} + p_{He}$

= 1054 kPa + 284 kPa = 1338 kPa

Réponse : La pression totale est de $1{,}3 \times 10^3$ kPa.

5. Données

$p_{H_2O} = 1{,}71\,\text{kPa à } 15\,°\text{C}$ $\quad R = 8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$

$V = 25{,}5\,\text{mL} = 0{,}0255\,\text{L}$ $\quad p_{H_2} = ?\,\text{kPa}$

$n = 5{,}56 \times 10^{-4}\,\text{mol}$ $\quad p_T = ?\,\text{kPa}$

$T = 15\,°\text{C} + 273 = 288\,\text{K}$

Solution

1. Calculer la pression du H_2.

$$pV = nRT \Rightarrow p = \frac{nRT}{V}$$

$$p = \frac{5{,}56 \times 10^{-4}\,\text{mol} \cdot 8{,}314\,(\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 288\,\text{K}}{0{,}0255\,\text{L}}$$

$$= 52{,}2\,\text{kPa}$$

2. Calculer la pression totale.

$p_T = p_{gaz} + p_{vapeur\ d'eau}$

= 52,2 kPa + 1,71 kPa = 53,9 kPa

Réponse : La pression est de 53,9 kPa.

Chapitre 3 Synthèse

Cahier, p. 124 à 128

1 C

2 D

3 C

4 Données

$p_1 = 200\,\text{kPa}$

$T_1 = 20{,}0\,°\text{C} + 273 = 293\,\text{K}$

$T_2 = 300{,}0\,°\text{C} + 273 = 573\,\text{K}$

$p_{max} = 510\,\text{kPa}$

$p_2 = ?\,\text{kPa}$

Solution

Calculer la pression finale.

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1T_2}{T_1}$$

$$p_2 = \frac{200\,\text{kPa} \cdot 573\,\text{K}}{293\,\text{K}} = 391\,\text{kPa}$$

Réponse : La bonbonne n'éclatera pas, car la pression sera de 391 kPa.

5 Données

$p = 247\,\text{kPa}$

$V = 0{,}500\,\text{L}$

$R = 8{,}314\,(\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$

$T = 35\,°\text{C} + 273 = 308\,\text{K}$

$N_A = 6{,}023 \times 10^{23}$ molécules/mol

$n = ?$ mol

$N = ?$ molécules

Solution

1. Calculer le nombre de moles de F_2.

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{247\,\text{kPa} \cdot 0{,}500\,\text{L}}{8{,}314\,(\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 308\,\text{K}} = 0{,}0482\,\text{mol}$$

2. Calculer le nombre de molécules de F_2.

$N = n \cdot N_A$

= 0,0482 mol • $6{,}023 \times 10^{23}$ molécules/mol

= $2{,}90 \times 10^{22}$ molécules

Réponse : Il y a $2{,}90 \times 10^{22}$ molécules de difluor.

6 Données

$m_{C_8H_{18}} = 75{,}0\,\text{g}$ $\quad V_m$ à TPN = 22,4 L/mol

$M_{C_8H_{18}} = 114{,}26\,\text{g/mol}$ $\quad V_{O_2} = ?\,\text{L}$

Solution

1. Calculer le nombre de moles de C_8H_{18}.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{75{,}0\,\text{g}}{114{,}26\,\text{g/mol}} = 0{,}656\,\text{mol}$$

2. Calculer le nombre de moles de O_2 à partir des rapports molaires de l'équation.

$$\frac{2\,\text{mol de } C_8H_{18}}{0{,}656\,\text{mol de } C_8H_{18}} = \frac{25\,\text{mol de } O_2}{n_{O_2}}$$

$$n_{O_2} = \frac{0{,}656\,\text{mol} \cdot 25\,\text{mol}}{2\,\text{mol}} = 8{,}20\,\text{mol}$$

3. Calculer le volume de O_2.

$$V_m = \frac{V}{n} \Rightarrow V = V_m n$$

V = 22,4 L/mol • 8,20 mol = 184 L

Réponse : Le volume de dioxygène produit est de 184 L.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

7 Données

$V_1 = 3{,}50$ L — $T_2 = 10$ °C + 273 = 283 K
$n_1 = 0{,}450$ mol — $n_2 = ?$ mol
$T_1 = 22$ °C + 273 = 295 K — $n_{ajouté} = ?$ mol
$V_2 = 10{,}0$ L

Solution

1. *Calculer le nombre de moles final.*

$$\frac{V_1}{n_1 T_1} = \frac{V_2}{n_2 T_2} \Rightarrow n_2 = \frac{V_2 n_1 T_1}{V_1 T_2}$$

$$n_2 = \frac{10{,}0\,\text{L} \cdot 0{,}450\,\text{mol} \cdot 295\,\text{K}}{3{,}50\,\text{L} \cdot 283\,\text{K}} = 1{,}34\,\text{mol}$$

2. *Calculer le nombre de moles à ajouter.*

$n_{ajouté} = 1{,}34$ mol – 0,450 mol = 0,89 mol

Réponse : Il faut ajouter 0,89 mol d'air.

8 Données

$V_{1A} = 0{,}25$ L — $V_{1C} = 1{,}00$ L — $p_{2A} = ?$ kPa
$p_{1A} = 150{,}0$ kPa — $p_{1C} = 32{,}0$ kPa — $p_{2B} = ?$ kPa
$V_{1B} = 0{,}25$ L — $V_{2A} = V_{2B} = V_{2C} = ?$ L — $p_{2C} = ?$ kPa
$p_{1B} = 60{,}0$ kPa — $p_T = ?$ kPa

Solution Plusieurs démarches possibles. Ex. :

1. *Calculer le volume final.*

$V_2 = V_{1A} + V_{1B} + V_{1C}$
$= 0{,}25$ L + 0,25 L + 1,00 L = 1,50 L

2. *Calculer les pressions finales des gaz.*

$p_1 V_1 = p_2 V_2$

$$p_{2A} = \frac{p_{1A} V_{1A}}{V_{2A}} = \frac{150{,}0\,\text{kPa} \cdot 0{,}25\,\text{L}}{1{,}50\,\text{L}} = 25\,\text{kPa}$$

$$p_{2B} = \frac{p_{1B} V_{1B}}{V_{2B}} = \frac{60{,}0\,\text{kPa} \cdot 0{,}25\,\text{L}}{1{,}50\,\text{L}} = 10\,\text{kPa}$$

$$p_{2C} = \frac{p_{1C} V_{1C}}{V_{2C}} = \frac{32{,}0\,\text{kPa} \cdot 1{,}00\,\text{L}}{1{,}50\,\text{L}} = 21{,}3\,\text{kPa}$$

3. *Calculer la pression totale.*

$p_T = p_A + p_B + p_C = 25$ kPa + 10 kPa + 21,3 kPa = 56 kPa

Réponse : La pression totale du mélange est de 56 kPa.

9 Données

$M_{KClO_3} = 122{,}55$ g/mol — $R = 8{,}314\,(\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$
$p_T = 101{,}6$ kPa — $p_{O_2} = ?$ kPa
$p_{H_2O} = 2{,}49$ kPa à 21 °C — $n_{O_2} = ?$ mol
$V_{O_2} = 0{,}450$ L — $n_{KClO_3} = ?$ mol
$T = 21\,°\text{C} + 273 = 294\,\text{K}$ — $m_{KClO_3} = ?$ g

Solution

1. *Calculer la pression de O_2.*

$p_T = p_{O_2} + p_{\text{vapeur d'eau}}$

$p_{O_2} = p_T - p_{\text{vapeur d'eau}}$

= 101,6 kPa – 2,49 kPa = 99,1 kPa

2. *Calculer le nombre de moles de O_2.*

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

$$n_{O_2} = \frac{99{,}1\,\text{kPa} \cdot 0{,}450\,\text{L}}{8{,}314\,(\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 294\,\text{K}} = 0{,}0182\,\text{mol}$$

3. *Calculer le nombre de moles de $KClO_3$ à partir des rapports de l'équation.*

$$\frac{2\,\text{mol de KClO}_3}{n_{KClO_3}} = \frac{3\,\text{mol de O}_2}{0{,}0182\,\text{mol de O}_2}$$

$$n_{KClO_3} = \frac{0{,}0182\,\text{mol} \cdot 2\,\text{mol}}{3\,\text{mol}} = 0{,}0121\,\text{mol}$$

4. *Calculer la masse de de $KClO_3$.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn$$

$m = 122{,}55$ g/mol • 0,0121 mol = 1,48 g

Réponse : La masse de chlorate de potassium est de 1,48 g.

10 DÉFI

Données

$V_1 = 1{,}80$ mL — $r = 0{,}25$ cm
$T_1 = 2{,}0$ °C + 273 = 275 K — $V_2 = ?$ mL
$T_2 = 110$ °C + 273 = 383 K — $\Delta h = ?$ cm

Solution

1. *Calculer le volume final.*

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{1{,}80\,\text{mL} \cdot 383\,\text{K}}{275\,\text{K}} = 2{,}51\,\text{mL}$$

2. *Calculer la variation de volume.*

$\Delta V = V_2 - V_1 = 2{,}51$ mL – 1,80 mL = 0,71 mL

Comme 1 mL = 1 cm^3, alors 0,71 mL = 0,71 cm^3.

3. *Calculer la variation de hauteur de la goutte de mercure.*

$\Delta V_{gaz} = V_{cylindre} = \pi r^2 \cdot \Delta h$

$$\Delta h = \frac{\Delta V_{gaz}}{\pi r^2} = \frac{0{,}71\,\text{cm}^3}{\pi \cdot (0{,}25\,\text{cm})^2} = 3{,}6\,\text{cm}$$

Réponse : La goutte de mercure montera de 3,6 cm.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Module 1 Consolidation

Cahier, p. 129 à 134

1 A, B et D

2 *a)* Expansion. *c)* Effusion.
b) Diffusion. *d)* Compressibilité.

3 **Solution**

1. *Calculer la différence de hauteur de la colonne de mercure.*
   h = 62,0 cm Hg – 25,0 cm Hg = 37,0 cm Hg = 370 mm Hg
2. *Calculer l'équivalence en mm Hg de la différence de hauteur.*
   $$\frac{101,3\text{ kPa}}{p_{atm}} = \frac{760\text{ mm Hg}}{370\text{ mm Hg}}$$
   $$p = \frac{370\text{ mm Hg} \cdot 101,3\text{ kPa}}{760\text{ mm Hg}} = 49,3\text{ kPa}$$
3. *Calculer la valeur de la pression atmosphérique.*
   $p_{gaz} = p_{atm} - h$
   $p_{atm} = p_{gaz} + h$ = 51,4 kPa + 49,3 kPa = 100,7 kPa

Réponse : La valeur de la pression atmosphérique est de 100,7 kPa.

4 B et D

5 He, C_2H_6, NO_2, Cl_2, I_2

6 **Données**
$M_{N_2} = 28,02$ g/mol $M_{Cl_2} = 70,90$ g/mol

Solution
$$\frac{v_{N_2}}{v_{Cl_2}} = \sqrt{\frac{M_{Cl_2}}{M_{N_2}}} = \sqrt{\frac{70,90\text{ g/mol}}{28,02\text{ g/mol}}} = 1,591$$

Réponse : Le rapport des vitesses de diffusion des deux gaz est de 1,591. Ce rapport signifie qu'une particule de diazote se déplace à environ 1,591 fois la vitesse d'une particule de dichlore.

7 Selon la loi générale des gaz, la relation entre le nombre de moles d'un gaz et sa température est inversement proportionnelle. Afin de pouvoir augmenter le nombre de particules d'un gaz sans augmenter la fréquence des collisions entre les particules et leur contenant (pression), l'énergie cinétique des particules doit diminuer. Pour ce faire, la température doit diminuer. Ainsi, si on double le nombre de particules, la température absolue diminuera de moitié.

8 Puisque $pV = nRT$, et si
n = 1 mol, alors $V = 1\text{ mol} \cdot \frac{RT}{P}$
$$V = \frac{RT}{P}$$

9 **Données**
p = 800 mm Hg T = 24 °C + 273 = 297 K
V = 8,35 L n_{He} = ? mol
$R = 8,314\text{ (kPa} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$

Solution

1. *Convertir la pression en kilopascals.*
   $$\frac{800\text{ mm Hg}}{760\text{ mm Hg}} = \frac{p}{101,3\text{ kPa}}$$
   $$p = \frac{101,3\text{ kPa} \cdot 800\text{ mm Hg}}{760\text{ mm Hg}} = 107\text{ kPa}$$
2. *Calculer le nombre de moles.*
   $$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$
   $$n = \frac{107\text{ kPa} \cdot 8,35\text{ L}}{8,314\text{ (kPa} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)} \cdot 297\text{ K}} = 0,362\text{ mol}$$

Réponse : La quantité de xénon renfermée dans le réservoir est de 0,362 mol. Cette quantité serait la même si c'était du néon. Selon la loi d'Avogadro, des volumes égaux de gaz différents, aux mêmes conditions de température et de pression, contiennent le même nombre de moles.

10 **Données**
m_{NaCl} = 150 kg = 1,50 × 10^5 g V_m à TAPN = 24,5 L/mol
M_{NaCl} = 58,44 g/mol V_{Cl_2} = ? L

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de NaCl.*
   $$n = \frac{m}{M} = \frac{1,50 \times 10^5\text{ g}}{58,44\text{ g/mol}} = 2,57 \times 10^3\text{ mol}$$
2. *Calculer le nombre de moles de Cl_2 à partir des rapports de l'équation.*
   $$\frac{2\text{ mol de NaCl}}{2,57 \times 10^3\text{ mol de NaCl}} = \frac{1\text{ mol de Cl}_2}{n_{Cl_2}}$$
   $$n_{Cl_2} = \frac{2,57 \times 10^3\text{ mol} \cdot 1\text{ mol}}{2\text{ mol}} = 1,29 \times 10^3\text{ mol}$$
3. *Calculer le volume de Cl_2.*
   $$V_m = \frac{V}{n} \Rightarrow V = V_m n$$
   V = 24,5 L/mol • 1,29 × 10^3 mol = 3,16 × 10^3 L

Réponse : On obtiendra un volume de dichlore de 3,16 × 10^3 L.

11 **Données**
$\%_{Ar}$ = 12,3 % p_T = 197,5 kPa p_{Ne} = ? kPa
$\%_{Xe}$ = 48,0 % p_{Ar} = ? kPa
$\%_{Ne}$ = 39,7 % p_{Xe} = ? kPa

Solution Plusieurs démarches possibles. Ex. : *Calculer la pression partielle des gaz.*
$p_{Ar} = \%_{Ar} \cdot p_T$ = 0,123 • 197,5 kPa = 24,3 kPa
$p_{Xe} = \%_{Xe} \cdot p_T$ = 0,48 • 197,5 kPa = 94,8 kPa
$p_{Ne} = \%_{Ne} \cdot p_T$ = 0,397 • 197,5 kPa = 78,4 kPa

Réponse : La pression partielle de l'argon est de 24,3 kPa, celle du xénon est de 94,8 kPa et celle du néon est de 78,4 kPa.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

12 Données

$m_{O_2} = 0{,}64$ g
$p_{O_2} = 98{,}0$ kPa
$M_{O_2} = 32{,}00$ g/mol
$T_{O_2} = 21°C + 273 = 294$ K
$m_x = 2{,}37$ g
$p_x = 195$ kPa
$T_x = 45$ °C + 273 = 318 K
$n_{O_2} =$? mol
$n_x =$? mol
$M_x =$? g/mol

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de O_2.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{0{,}64\text{ g}}{32{,}00\text{ g/mol}} = 0{,}020\text{ mol}$$

2. *Calculer le nombre de moles du gaz inconnu.*

$$\frac{p_{O_2}}{n_{O_2}T_{O_2}} = \frac{p_x}{n_xT_x} \Rightarrow n_x = \frac{p_x\,n_{O_2}T_{O_2}}{T_x p_{O_2}}$$

$$n_x = \frac{195\text{ kPa} \cdot 0{,}020\text{ mol} \cdot 294\text{ K}}{318\text{ K} \cdot 98{,}0\text{ kPa}} = 0{,}037\text{ mol}$$

3. *Calculer la masse molaire du gaz inconnu.*

$$M = \frac{m}{n} = \frac{2{,}37\text{ g}}{0{,}037\text{ mol}} = 64\text{ g/mol}$$

Réponse: La masse molaire du gaz inconnu est de 64 g/mol.

13 Données

$p_1 = 12\,000$ kPa
$T_1 = 20$ °C + 273 = 293 K
$p_2 = 10{,}0$ kPa
$V_2 = 100\,000$ L
$T_2 = -50$ °C + 273 = 223 K
$V_1 =$? L

Solution

1. *Calculer le volume initial nécessaire.*

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2} \Rightarrow V_1 = \frac{p_2V_2T_1}{p_1T_2}$$

$$V_1 = \frac{10{,}0\text{ kPa} \cdot 100\,000\text{ L} \cdot 293\text{ K}}{12\,000\text{ kPa} \cdot 223\text{ K}} = 109\text{ L}$$

2. *Calculer le nombre de bonbonnes nécessaire.*

$$\text{Nombre de bonbonnes} = \frac{110\text{ L}}{50{,}0\text{ L}} = 2{,}18\text{ bonbonnes}$$

Réponse: Il faudra acheter 3 bonbonnes.

14 Données

$p_T = 75{,}6$ kPa
$p_{H_2O} = 2{,}07$ kPa à 18 °C
$V_1 = 350$ mL
$p_2 = 102{,}2$ kPa
$p_{gaz} = p_1 =$? kPa
$V_2 =$? mL

Solution

1. *Calculer la pression du gaz.*

$p_T = p_{gaz} + p_{vapeur\ d'eau}$

$p_{gaz} = p_T - p_{vapeur\ d'eau} = 75{,}6$ kPa $- 2{,}07$ kPa $= 73{,}5$ kPa

2. *Calculer le volume du gaz sec.*

$$p_1V_1 = p_2V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{p_1V_1}{p_2}$$

$$V_2 = \frac{73{,}5\text{ kPa} \cdot 350\text{ mL}}{102{,}2\text{ kPa}} = 252\text{ mL}$$

Réponse: Le volume de gaz sec est de 252 mL.

15 DÉFI

a) **Données**

$p_1 = 124{,}6$ kPa
$V_1 = V_2 = 1{,}00$ L
$R = 8{,}314\text{ (kPa} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)}$
$T = 20{,}0$ °C + 273 = 293 K
$p_2 = 93{,}2$ kPa
$M_{N_2} = 28{,}02$ g/mol
$n_1 =$? mol
$n_2 =$? mol
$n_{réagi} =$? mol
$m_{N_2} =$? g

Solution Plusieurs démarches possibles. Ex.:

1. *Calculer le nombre de moles initial de N_2.*

$$pV = nRT \Rightarrow n_1 = \frac{p_1V}{RT}$$

$$n_1 = \frac{124{,}6\text{ kPa} \cdot 1{,}00\text{ L}}{8{,}314\text{ (kPa} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)} \cdot 293\text{ K}} = 0{,}0511\text{ mol}$$

2. *Calculer le nombre de moles final de N_2.*

$$\frac{p_1}{n_1} = \frac{p_2}{n_2} \Rightarrow n_2 = \frac{p_2n_1}{p_1}$$

$$n_2 = \frac{93{,}2\text{ kPa} \cdot 0{,}0511\text{ mol}}{124{,}6\text{ kPa}} = 0{,}0382\text{ mol}$$

3. *Calculer le nombre de moles qui a réagi.*

$n_{réagi} = n_1 - n_2$
$= 0{,}0511$ mol $- 0{,}0382$ mol $= 0{,}0129$ mol

4. *Calculer la masse de N_2.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn$$

$m = 28{,}02$ g/mol $\cdot$ 0,0129 mol $= 0{,}361$ g

Réponse : La masse de diazote qui a réagi avec le lithium est de 0,361 g.

b) **Données**

$M_{Li} = 6{,}94$ g/mol
$n_{N_2} = 0{,}0129$ mol
$n_{Li} =$? mol
$m_{Li} =$? g

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de Li à partir des rapports molaires de l'équation.*

$$\frac{6\text{ mol de Li}}{n_{Li}} = \frac{1\text{ mol de N}_2}{0{,}0129\text{ mol de N}_2}$$

$$n_{Li} = \frac{0{,}0129\text{ mol} \cdot 6\text{ mol}}{1\text{ mol}} = 0{,}0774\text{ mol}$$

2. *Calculer la masse de Li.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn$$

$m = 6{,}94$ g/mol $\cdot$ 0,0774 mol $= 0{,}537$ g

Réponse : La masse initiale de lithium était de 0,537 g.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



LABO 1 La relation entre la pression et le volume d'un gaz

Cahier, p. 78

Mise en situation

Toute une ascension

Depuis quelques années, l'escalade gagne en popularité. Plusieurs se lancent dans l'ascension de l'Everest ou du Kilimandjaro par défi personnel ou pour une cause caritative. Il n'en reste pas moins que chaque personne qui décide d'escalader ces montages doit être en bonne forme physique. Un entraînement rigoureux de plusieurs semaines est nécessaire avant de s'adonner à de longues journées de marche, souvent épuisantes. En effet, au fur et à mesure que les alpinistes montent en altitude, la pression atmosphérique diminue ainsi que celle du dioxygène (O_2) par le fait même. La troposphère (couche atmosphérique où se trouve la majorité de l'air respirable) se termine aux environs de 10 000 mètres. Vient ensuite la stratosphère qui contient surtout de l'ozone (O_3). Lorsque l'altitude augmente, le rythme cardiaque des alpinistes s'accélère. Le débit des globules rouges qui transportent le dioxygène aux cellules augmente dans la circulation sanguine. Le rythme respiratoire des alpinistes s'accélère également. Ce phénomène s'appelle l'hyperventilation. Généralement, le corps humain réussit à s'acclimater rapidement et l'hyperventilation cesse.

Pour quelle raison les alpinistes souffrent-ils d'hyperventilation lorsque la pression de l'air diminue avec l'altitude ?

La préparation

1. Selon la théorie cinétique des gaz, que se passe-t-il lorsque :

a) la pression d'un gaz diminue ?

_____

_____

_____

_____

b) le volume du contenant d'un gaz augmente ?

_____

_____

2. Lorsqu'on étudie la pression et le volume d'un gaz en laboratoire, quelles valeurs doivent demeurer constantes ?

_____

3. Quelles sont les variables dépendante et indépendante dans la situation décrite ci-dessus ?

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 1 La relation entre la pression et le volume d'un gaz

Cahier, p. 78

Le but de l'expérience

Déterminer expérimentalement l'effet de la pression sur le volume d'un gaz.

L'hypothèse

Comment la variation de la pression influence-t-elle le volume d'un gaz ? Justifiez votre hypothèse à l'aide de la théorie cinétique des gaz.

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade
- Une seringue de 140 mL
- Un bouchon pour seringue
- Un support universel
- Une serre en C
- Deux pinces universelles
- Un fil de métal torsadé
- Six masses de 500 g

Pour le groupe classe
- Un baromètre
- Un thermomètre

Manipulations

1. Lire les conditions expérimentales (température et pression atmosphérique) du laboratoire à l'aide du baromètre et du thermomètre, puis les noter dans le tableau 1 de la question 1.
2. Tirer sur le piston de la seringue pour aspirer 140 mL d'air dans le cylindre de la seringue.
3. Fermer hermétiquement la seringue au moyen du bouchon pour seringue.
4. Réaliser le montage de la figure 1. Fixer d'abord la seringue au support universel à l'aide de deux pinces, puis fixer solidement le support universel à la table à l'aide de la serre en C.
5. Fixer le fil de métal sur le piston de la seringue en l'enfonçant dans les encoches faites dans le piston. Veiller à ne pas enfoncer le piston. Lire le volume de la seringue et noter le résultat dans le tableau 2 de la question 1.
6. Accrocher une masse de 500 g au fil. Lire le volume de la seringue et noter le résultat dans le tableau 2 de la question 1.

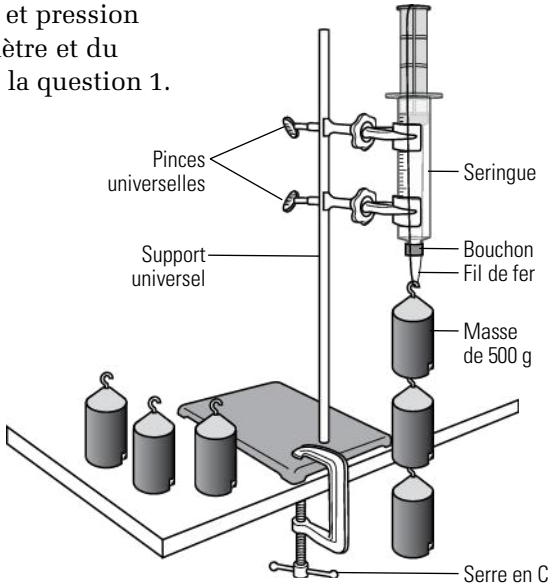


Figure 1 Le montage expérimental.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

7 Recommencer l'étape 6 en ajoutant chaque fois une nouvelle masse de 500 g, jusqu'à ce que les six masses soient suspendues au fil. Chaque fois, lire le volume de la seringue et noter les résultats dans le tableau 2 de la question 1, puis compléter le tableau.

8 Démonter soigneusement le matériel et le ranger.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats obtenus dans les tableaux 1 et 2.

TABLEAU 1
Les conditions expérimentales du laboratoire

T (±0,5 °C)	p_{atm} (kPa)

TABLEAU 2
L'influence de la pression sur le volume d'un gaz

m_{totale} (kg)	V_{gaz} (±0,05 mL)	$p_{ajoutée}$ (kPa)	p_{totale} (kPa)
0,000			
0,500			
1,000			
1,500			
2,000			
2,500			
3,000			

2. Dans le tableau 3, inscrivez le produit de la pression totale (p_{totale}) par le volume du gaz (V_{gaz}) pour chaque masse.

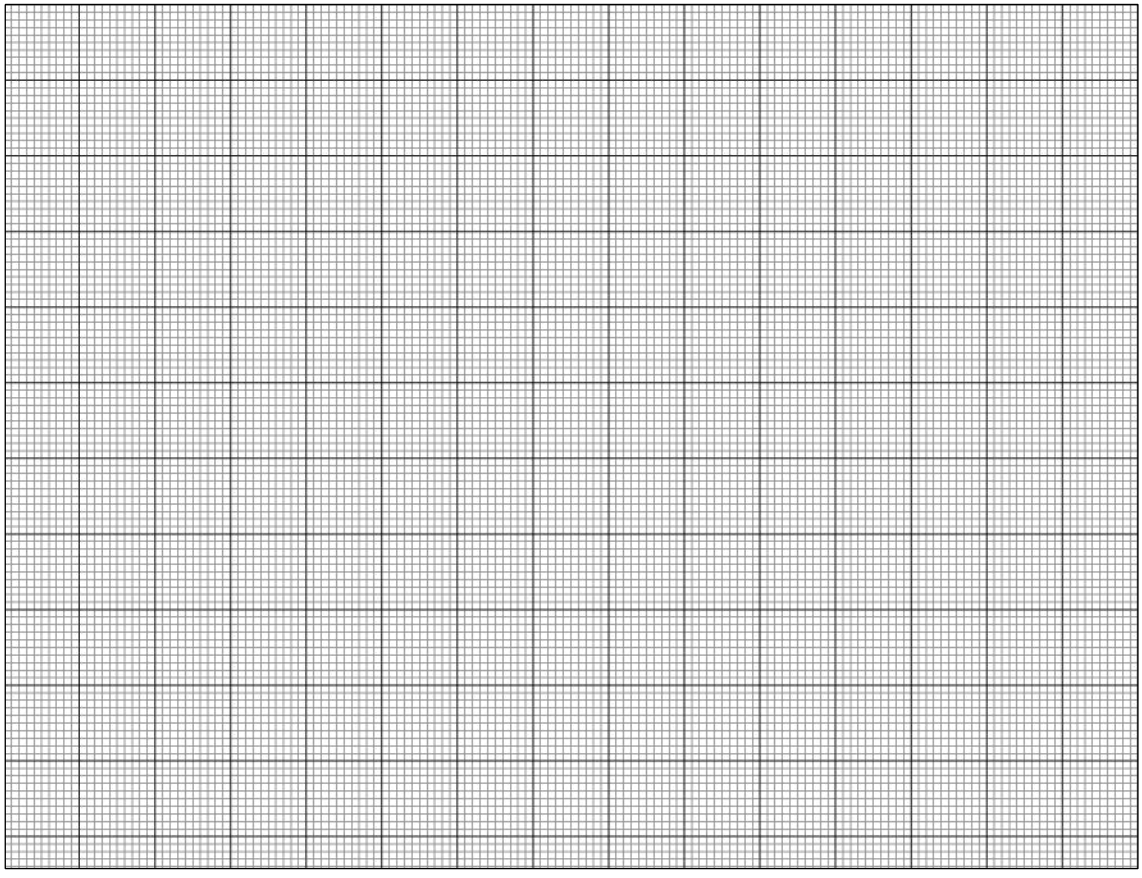
TABLEAU 3
Le produit de la pression par le volume d'un gaz

m_{totale} (kg)	$p_{totale}V_{gaz}$ (kPa • mL)	m_{totale} (kg)	$p_{totale}V_{gaz}$ (kPa • mL)
0,000		2,0	
0,500		2,5	
1,000		3,0	
1,500		—	—

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

L'analyse des résultats

3. Construisez le graphique du volume de gaz en fonction de la pression totale en traçant la meilleure droite.



4. D'après la forme de la courbe obtenue sur le graphique, qu'arrive-t-il au volume d'un échantillon de gaz lorsque la pression augmente et que sa température est maintenue constante ?

5. Quelle expression mathématique est la plus simple pour décrire la droite du graphique obtenu à la question 3 ? Énoncez cette expression sous forme littérale.

6. Comparez les valeurs des produits du tableau 3. Que remarquez-vous ? Expliquez les résultats obtenus.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

7. Relevez les points qui ne suivent pas la tendance du graphique et tentez d'expliquer leur présence.

La conclusion

8. À température constante, comment la variation de la pression influence-t-elle le volume d'un échantillon de gaz ?

9. Étant donné les résultats obtenus, votre hypothèse de départ était-elle justifiée ? Expliquez votre réponse.

10. Pour quelle raison les alpinistes souffrent-ils d'hyperventilation lorsque la pression de l'air diminue avec l'altitude ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

La loi de Boyle-Mariotte

But

Déterminer l'effet d'une variation du volume sur la pression d'un gaz.

En groupe-classe et individuellement

75 minutes

DÉMO 2

Matériel

Pour le groupe-classe

- Un baromètre
- Un rétroprojecteur
- Un appareil Loi de Boyle-Mariotte
- Un thermomètre

Manipulations

1. Prendre la pression de la classe à l'aide du baromètre. Demander aux élèves de noter le résultat dans le tableau 1 de la question 1 de la **DÉMO 2**.
2. Mettre le rétroprojecteur en marche et déposer l'appareil sur le rétroprojecteur. Ajuster la lentille de façon que les élèves voient bien les graduations de la seringue et du manomètre.
3. Déposer le thermomètre sur l'appareil de façon à ne pas obstruer la lecture des mesures. Lire la température initiale et demander aux élèves de la noter dans le tableau 1 de la question 1.
4. Ouvrir la valve de l'appareil et tirer sur le piston pour remplir la seringue d'air. Refermer la valve.
5. Lire la pression initiale du manomètre et le volume initial du gaz contenu dans la seringue, et demander aux élèves de les noter dans le tableau 2 de la question 1.
6. Pousser le piston de la seringue afin de diminuer le volume de 5 mL. Demander aux élèves de lire de façon précise le volume sur la seringue et la pression sur le manomètre, puis de noter ces données dans le tableau 2 de la question 1.
7. Répéter l'étape 6 de façon à obtenir six valeurs de volume et de pression qui serviront à construire une courbe de six points.
8. Tirer lentement sur le piston de la seringue de façon à retrouver le volume initial et noter la pression correspondante dans le tableau 3 de la question 1.
9. Lire la température finale du thermomètre et demander aux élèves de noter le résultat dans le tableau 1 de la question 1.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

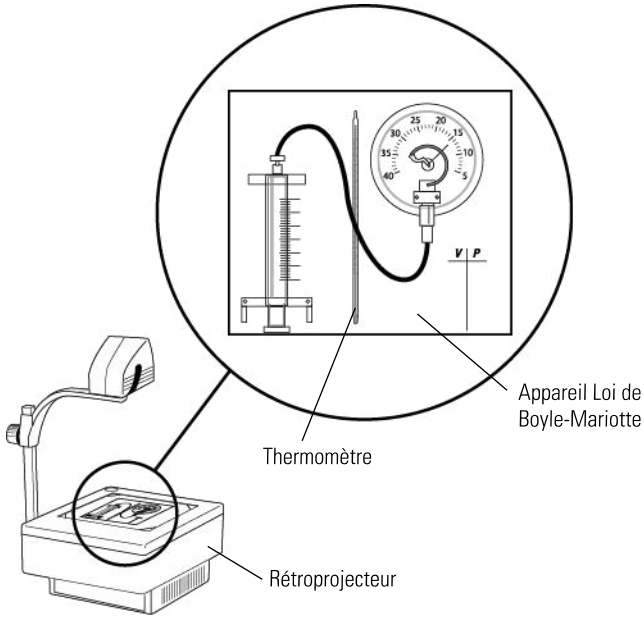


Figure 1 Le montage de la démonstration.

Notes personnelles

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

DÉMO 2 La loi de Boyle-Mariotte

Cahier, p. 78

Mise en situation

Le ballon sauteur

Depuis quelques années, les ballons sauteurs sont très populaires auprès des jeunes enfants. En plus d'être amusants, ils leur permettent de dépenser de l'énergie tout en faisant de l'exercice. Généralement fabriqués de vinyle, ces ballons possèdent un dessous texturé qui offre une certaine adhérence au sol afin d'éviter que le ballon glisse et que l'enfant se blesse. Lorsque l'enfant saute sur le ballon en position assise, le volume du ballon diminue ; puis, lorsque l'enfant pousse sur le sol avec ses pieds, le ballon reprend sa forme et rebondit. Le mode d'emploi fourni avec le ballon indique la pression maximale d'air à introduire dans le ballon et la masse maximale des petits sauteurs.

Pourquoi cette dernière mise en garde est-elle nécessaire ? Quel est le lien entre la masse de l'enfant et le bon fonctionnement du ballon ?

La préparation

1. À l'aide de la théorie cinétique, expliquez comment l'air contenu dans le ballon sauteur peut diminuer de volume lorsqu'on s'assoit dessus. Comment se nomme cette propriété ?

2. Qu'advient-il du nombre de collisions entre les particules d'air et contre la paroi du ballon à ce moment ? Justifiez votre réponse.

3. Selon vous, quelle est la relation entre le volume et la pression ? Justifiez votre réponse.

4. Quelles variables doivent demeurer constantes afin de déterminer cette relation ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



DÉMO 2 La loi de Boyle-Mariotte

Cahier, p. 78

1. Inscrivez les résultats obtenus dans les tableaux 1, 2 et 3, puis calculez le produit demandé dans la dernière colonne du tableau 2.

TABLEAU 1
Les conditions expérimentales du laboratoire

T_i (± 0,5 °C)	T_f (± 0,5 °C)	p_{atm} (kPa)

TABLEAU 2
L'influence du volume sur la pression d'un gaz

V (± 0,5 mL)	p (± 0,5 PSI*)	p (kPa)	pV (kPa · mL)

* Sur la majorité des appareils, la pression est donnée en PSI, une mesure qui provient des États-Unis. Ces données correspondent donc à celles qui seront probablement visibles sur l'appareil (14,6 PSI = 101,3 kPa).

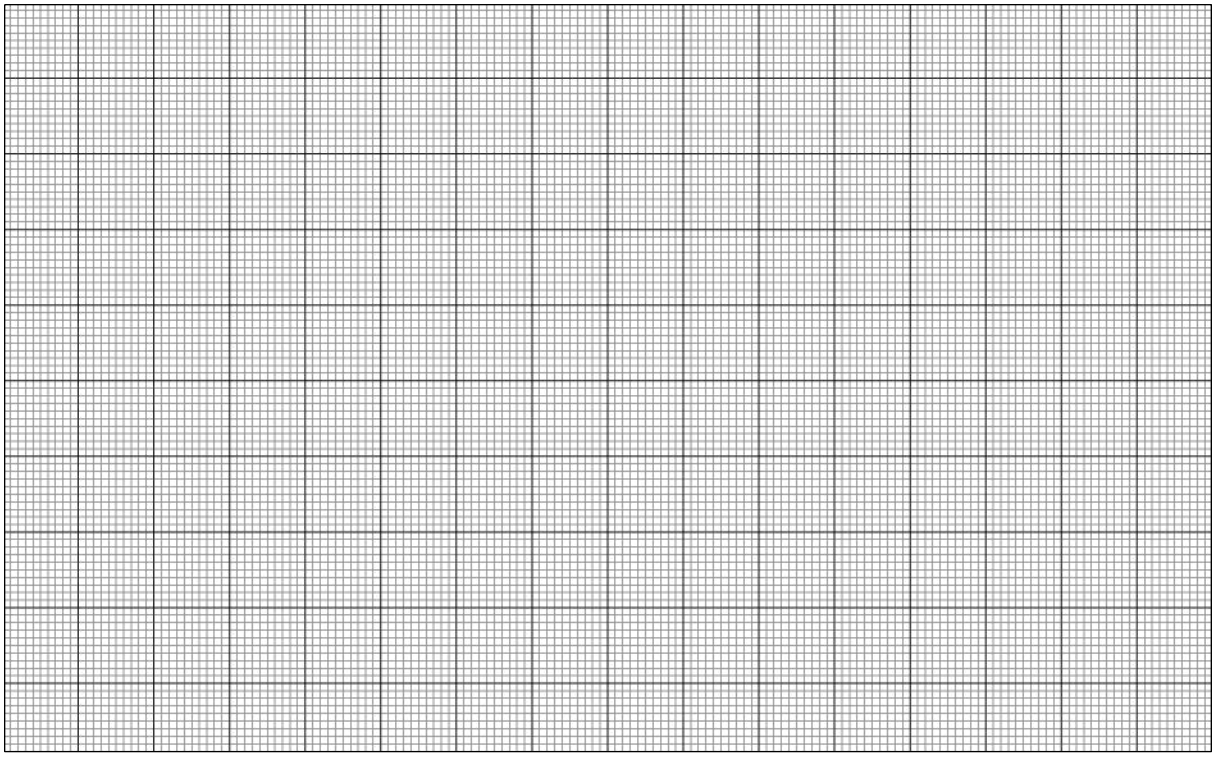
TABLEAU 3
Les résultats après l'expérimentation

V (± 0,5 mL)	p (± 0,5 PSI*)	p (kPa)

* Même observation qu'au tableau 2 ci-dessus.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

2. Construisez le graphique de la pression d'un gaz, en kPa, en fonction de son volume, puis tracez la courbe la mieux ajustée.



3. Quelle relation la courbe du graphique représente-t-elle ? Donnez également l'expression mathématique qui décrit le mieux la courbe.

4. Cette courbe illustre-t-elle bien les résultats expérimentaux ? Expliquez votre réponse.

5. Comparez les valeurs des produits pV pour chaque donnée recueillie et expliquez les résultats obtenus.

6. Pourquoi la fiche d'instructions du ballon sauteur indique-t-elle une masse maximale pour les utilisateurs ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



LABO 3 La relation entre le volume et la température d'un gaz

Cahier, p. 82

Mise en situation

À pleins gaz

Les combustibles fossiles constituent l'une des plus grandes sources d'énergie exploitées dans le monde. Bien qu'ils soient responsables d'émissions de gaz à effet de serre, ils sont utilisés à grande échelle (chauffage, électricité, transport, etc.). Des énergies alternatives se développent peu à peu, mais leur usage demeure marginal et restreint. En effet, la majorité des voitures fonctionnent encore à l'essence et même si les véhicules hybrides gagnent en popularité, ceux-ci requièrent toujours ce dérivé du pétrole.

Lorsqu'on se présente à la pompe à essence, on remarque la mention : « Volume corrigé à 15 °C ». Cette température affichée est une norme internationale adoptée depuis de nombreuses années dans tous les pays où l'on peut acheter ou vendre du pétrole. La correction du volume est effectuée depuis 1920 pour tous les produits pétroliers. Tout d'abord manuelle, cette correction est devenue automatique au tournant des années 1980. On a réussi à mettre au point un dispositif qui peut mesurer la température des liquides et faire les calculs de correction. De nos jours, tous les détaillants d'essence ont des pompes munies de ce dispositif.

Pour quelle raison les pompes à essence portent-elles la mention « Volume corrigé à 15 °C » ?

La préparation

1. Selon la théorie cinétique des gaz, que se passe-t-il lorsque :

a) la température d'un gaz augmente ? _____

_____

_____

b) le volume du contenant d'un gaz augmente ? _____

_____

2. Lorsqu'on étudie la température et le volume d'un gaz, quelles valeurs doivent rester constantes ?

_____

3. Quelles sont les variables dépendante et indépendante dans la situation décrite ci-dessus ?

_____

4. Comment peut-on étudier l'effet de la variation de température d'un gaz sur le volume occupé lors d'une expérience en laboratoire ?

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 3 La relation entre le volume et la température d'un gaz

Cahier, p. 82

Le but de l'expérience

Déterminer expérimentalement l'effet de la température sur le volume d'un gaz.

L'hypothèse

Comment la variation de la température influence-t-elle le volume d'un gaz ? Justifiez votre hypothèse à l'aide de la théorie cinétique des gaz.

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

- Un cristallisoir de 325 mL
- Une burette à gaz de 50 mL
- Une feuille de paraffine adhésive extensible d'environ 5 cm sur 5 cm
- Une pince à burette
- Un bouchon en caoutchouc n° 5 à deux trous, muni d'un tube de verre relié à un tube en latex et d'un thermomètre
- Un erlenmeyer de 150 mL
- Un support universel
- Une pince universelle
- Un bécher de 400 mL
- Une plaque chauffante

Pour le groupe classe

- Un baromètre
- De l'eau du robinet
- De l'eau glacée

Manipulations

1. Mesurer la pression atmosphérique du laboratoire à l'aide du baromètre, puis noter le résultat dans le tableau 1 de la question 1.
2. Réaliser le montage de la figure 1 en remplissant d'abord aux deux tiers le cristallisoir d'eau du robinet.
3. Remplir la burette d'eau du robinet à pleine capacité. Étirer la feuille de paraffine adhésive et sceller l'ouverture de la burette en s'assurant qu'aucune bulle d'air ne s'y est infiltrée.
4. Retourner la burette à l'envers dans le cristallisoir de façon à ce que son extrémité soit dans l'eau.
5. Fixer la burette au support universel à l'aide de la pince à burette. Enlever la feuille de paraffine.
6. Insérer le bouchon muni des tubes et du thermomètre dans l'erlenmeyer.
7. Fixer l'erlenmeyer au support universel à l'aide de la pince universelle.

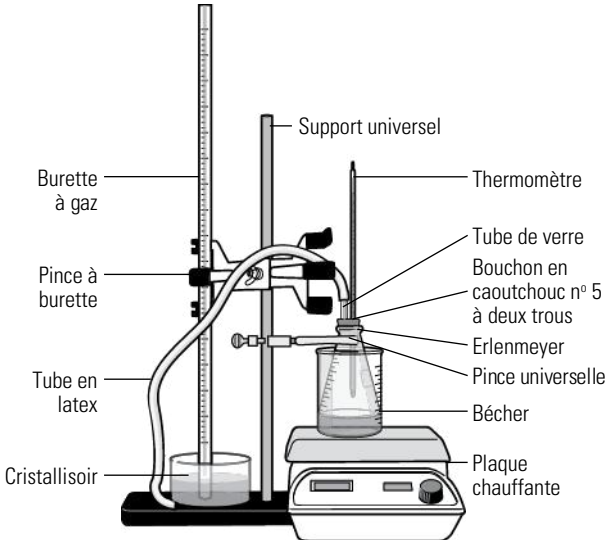


Figure 1 Le montage expérimental.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

8 Mettre environ 200 mL d'eau glacée (sans glaçons) dans le bécher de 400 mL et le placer sur la plaque chauffante.

9 Descendre lentement la pince universelle le long du support universel afin de plonger l'erlenmeyer dans l'eau glacée au maximum, puis resserrer la pince. S'assurer que l'erlenmeyer ne touche pas au fond du bécher d'eau glacée et qu'il est immergé au maximum sans que de l'eau s'y infiltre. Au besoin, ajouter de l'eau glacée pour remplir le bécher.

10 Attendre que la température de l'air à l'intérieur de l'erlenmeyer baisse jusqu'à 9 °C (environ quatre minutes).

11 Lorsque la température de l'air a atteint 9 °C, insérer le tube en latex dans la burette en le déposant sur la pince à burette de façon à l'éloigner de la plaque chauffante. Allumer la plaque chauffante et chauffer en l'ajustant à intensité maximale.

12 Lorsque la température atteint 10 °C, lire le volume initial de gaz dans la burette et le noter dans le tableau 2 de la question 1.

13 Lire le volume de gaz dans la burette à chaque augmentation de température de 5 °C, jusqu'à ce que la burette soit pleine d'air, et le noter dans le tableau 2 de la question 1.

14 Éteindre la plaque chauffante lorsque la burette est pleine d'air.

15 Démonter soigneusement le matériel, le nettoyer et le ranger.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats obtenus dans les tableaux 1 et 2, puis calculez le quotient demandé à la dernière colonne du tableau 2.

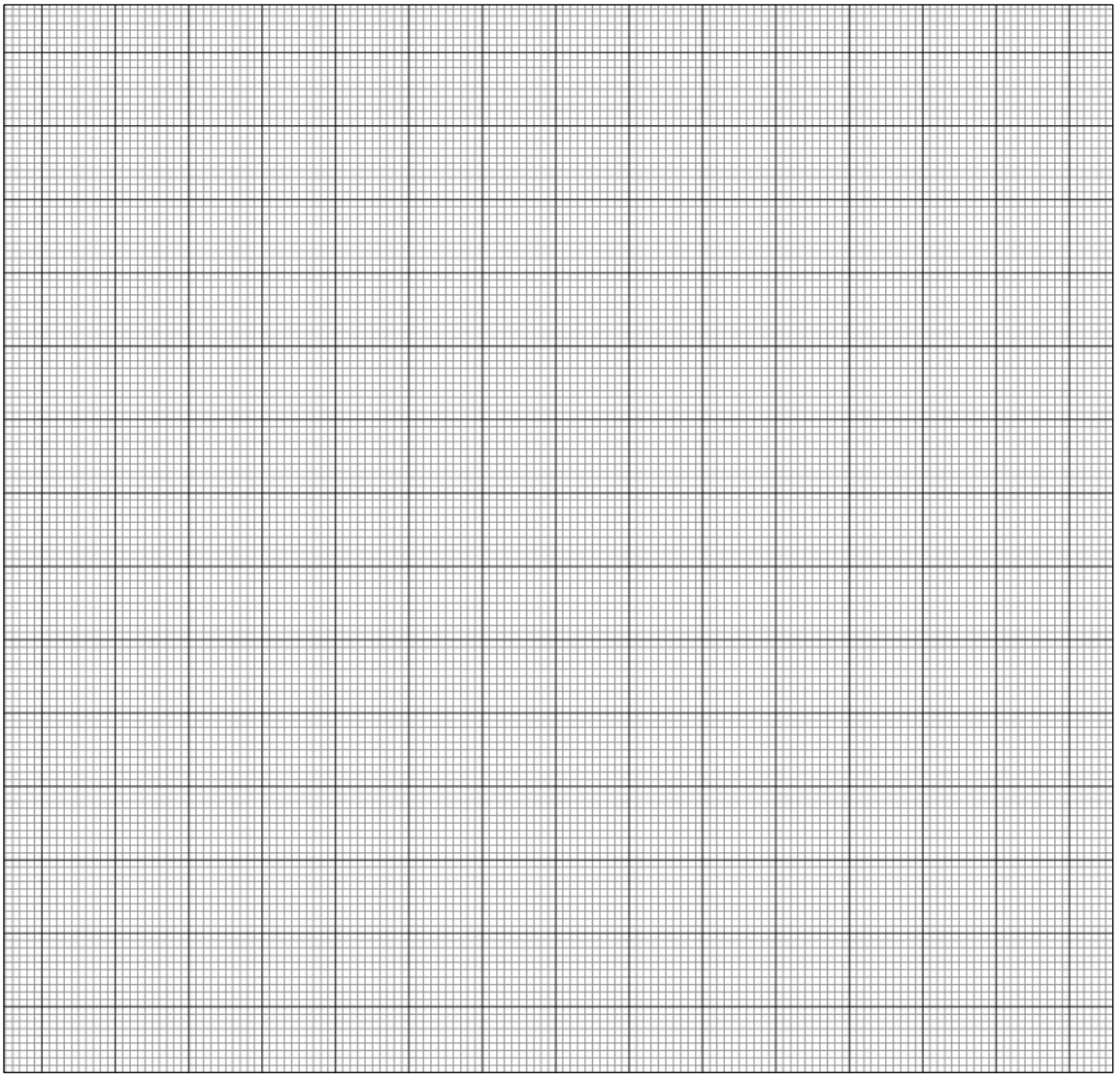
TABLEAU 1 **Les conditions expérimentales du laboratoire**
p_{atm} **(kPa)**

TABLEAU 2 **L'influence de la température sur le volume d'un gaz**		
T **(±0,5°C)**	V_{gaz} **(±0,05 mL)**	$\frac{V}{T}$ **(mL/°C)**
10,0		
15,0		
20,0		
25,0		
30,0		
35,0		
40,0		
45,0		
50,0		
55,0		
60,0		
65,0		
70,0		
75,0		

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

L'analyse des résultats

2. Construisez le graphique du volume de gaz en fonction de la température en traçant la meilleure droite.



3. D'après la forme de la courbe obtenue sur le graphique, qu'arrive-t-il au volume d'un gaz lorsque la température augmente ?

4. Comparez les valeurs des quotients $\frac{V}{T}$ pour chaque donnée recueillie. Ces valeurs sont-elles constantes ? Expliquez vos résultats.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5. Comparez le quotient $\frac{V}{T}$ de deux ensembles de données de votre choix du tableau 2 en utilisant cette fois la température absolue. Que remarquez-vous ?

6. Quelles sont les causes d'erreurs possibles dans ce laboratoire ? Comment influencent-elles les résultats et votre interprétation de ceux-ci ?

La conclusion

7. À pression constante, comment la variation de la température influence-t-elle le volume d'un gaz ?

8. Étant donné les résultats obtenus, votre hypothèse de départ était-elle justifiée ? Expliquez pourquoi.

9. Pour quelle raison les pompes à essence portent-elles la mention « Volume corrigé à 15 °C » ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

La relation entre la pression et la température d'un gaz

But

Déterminer l'effet de la température sur la pression d'un gaz.

En groupe-classe et individuellement

45 minutes

DÉMO 4

Matériel

Pour le groupe-classe

- Un baromètre
- Un thermomètre
- Un appareil à démonstration du zéro absolu
- Trois béchers de 2 L
- Des glaçons
- De l'eau du robinet
- De l'eau bouillante

Manipulations

1. Prendre la pression atmosphérique et la température ambiantes de la classe à l'aide du baromètre et du thermomètre et demander aux élèves de noter ces mesures dans le tableau 1 de la question 1 de la **DÉMO 4**.
2. Pour déterminer l'équivalence des mesures de pression absolue en kilopascals (kPa), ouvrir la valve de la boule pour que le gaz qui y est contenu s'équilibre avec la pression atmosphérique ambiante. Demander aux élèves de noter la pression indiquée sur le manomètre dans le tableau 1. Une fois cette équivalence trouvée, les élèves pourront l'utiliser pour convertir en kilopascals les mesures qui seront prises en pression absolue, comme le montre l'exemple suivant.

Exemple

À combien de kilopascals (kPa) correspond une pression finale de 19,0 si une pression initiale équivalente à 15,0 correspond à 101,3 kPa ?

$$\frac{101{,}3\text{ kPa}}{15{,}0} = \frac{?}{19{,}0}$$

$$? = \frac{101{,}3\text{ kPa}}{15{,}0} \cdot 19{,}0 = 128{,}31\text{ kPa}$$

La pression finale équivaut à 128 kPa.

3. Déposer des glaçons et de l'eau du robinet dans le bécher 1, de façon à ce qu'il soit rempli environ aux deux tiers, et y mettre le thermomètre.

Remarque

Pour les trois béchers, s'assurer qu'il y a assez d'eau pour immerger la boule de métal de l'appareil.

4. Plonger la boule de l'appareil dans le bécher 1 et attendre environ 30 secondes avant de prendre la mesure de la pression afin de s'assurer que le gaz a atteint la température de l'eau. Lire la mesure de la pression sur le manomètre et la température de l'eau sur le thermomètre, et demander aux élèves de noter les résultats dans le tableau 1.
5. Verser 1 L d'eau bouillante dans le bécher 2 et y mettre le thermomètre. Ajouter de l'eau provenant du bécher 1 jusqu'à ce que la température de l'eau du bécher atteigne 50 °C et que le bécher soit rempli environ aux deux tiers.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

6. Plonger la boule de l'appareil dans le bécher 2 et attendre environ 30 secondes avant de prendre la mesure de la pression afin de s'assurer que le gaz a atteint la température de l'eau. Lire la mesure de la pression sur le manomètre et la température de l'eau sur le thermomètre, et demander aux élèves de noter les résultats dans le tableau 1.
7. Verser de l'eau bouillante dans le bécher 3, de façon à ce qu'il soit rempli environ aux deux tiers, et y mettre le thermomètre.
8. Plonger la boule de l'appareil dans le bécher 3 et attendre environ 30 secondes avant de prendre la mesure de la pression afin de s'assurer que le gaz a atteint la température de l'eau. Lire la mesure de la pression sur le manomètre et la température de l'eau sur le thermomètre, et demander aux élèves de noter les résultats dans le tableau 1.

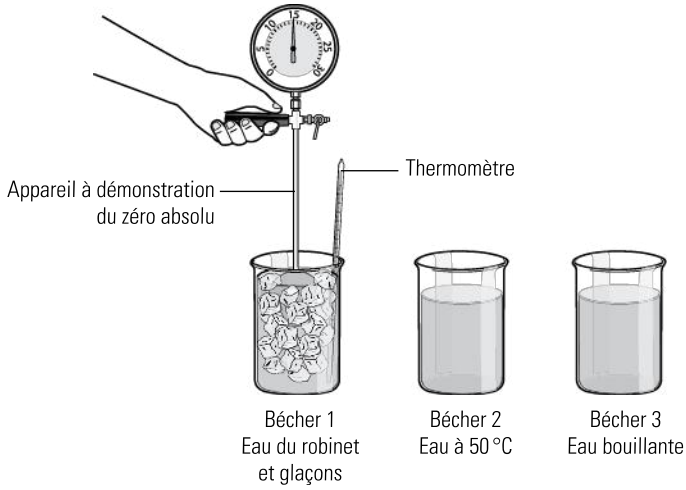


Figure 1 Le montage de la démonstration.

Notes personnelles

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



DÉMO 4 La relation entre la pression et la température d'un gaz

Cahier, p. 86

Mise en situation

Un aérosol au soleil

L'aérosol a été inventé par l'Allemand August Schmauss en 1920. La bombe aérosol fut ensuite conçue par le Norvégien Erik Rotheim en 1929. Mais c'est en 1941 que débute véritablement la commercialisation des bombes aérosol. Un contenant rigide, une valve et un diffuseur constituent alors l'ensemble de la bombe. La combinaison d'un produit actif, par exemple de la mousse à raser ou de la crème fouettée, et d'un gaz propulseur forme le contenu de la bombe. Une simple pression sur le diffuseur et le mélange de gaz propulseur et de produit actif est relâché. Pendant de nombreuses années, on a utilisé des CFC (composés de chlorofluorocarbone) comme gaz propulseur. Ces gaz ont de nombreuses qualités telles que leur ininflammabilité, leur absence d'odeur et leur stabilité chimique. Mais ils détruisent la couche d'ozone. C'est pourquoi leur utilisation a été interdite en 1985, lors du Protocole de Montréal. Aujourd'hui, d'autres gaz remplacent les CFC comme propulseurs dans les bombes aérosol. Ces gaz n'ont malheureusement pas les mêmes qualités que les CFC. Certains d'entre eux sont inflammables alors que d'autres contribuent à l'effet de serre. Par ailleurs, une bombe aérosol doit être manipulée avec soin : on ne peut pas la laisser dans une voiture surchauffée en été, par exemple.

Que risque-t-il d'arriver si on laisse une bombe aérosol dans une voiture surchauffée en été ?

La préparation

1. Selon la théorie cinétique des gaz, que se passe-t-il lorsque :

a) la température d'un gaz augmente ?

_____

_____

_____

b) la pression d'un gaz augmente ?

_____

_____

_____

_____

2. Que prévoit la loi de Gay-Lussac lorsque la température d'un gaz augmente alors que le volume et le nombre de moles ne varient pas ?

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



DÉMO 4 La relation entre la pression et la température d'un gaz

Cahier, p. 86

1. Inscrivez les résultats obtenus dans le tableau 1, puis calculez le quotient demandé dans la dernière colonne.

TABLEAU 1
L'influence de la température absolue sur la pression d'un gaz

Milieu de l'appareil	T		p		$\frac{p}{T}$
	(± 0,5 °C)	(K)	absolue	(kPa)	(kPa/K)
Air ambiant					
Bécher 1					
Bécher 2					
Bécher 3					

2. Sur une feuille millimétrique, construisez le graphique de la pression d'un gaz en fonction de sa température absolue. Tracez la droite la mieux ajustée, puis prolongez-la vers la gauche, par extrapolation, jusqu'à ce que la pression devienne théoriquement nulle.

3. Comparez la valeur du zéro absolu trouvée par Gay-Lussac à celle que vous venez d'extrapoler.

4. Comparez les valeurs des quotients $\frac{p}{T}$ pour chaque donnée recueillie et expliquez les résultats obtenus.

5. Quelle est la plus simple expression mathématique pour décrire la courbe du graphique obtenu ? Énoncez également cette expression sous forme littérale.

6. Que risque-t-il d'arriver si on laisse une bombe aérosol dans une voiture surchauffée en été ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



LABO 5

La relation entre le volume et le nombre de moles d'un gaz

Cahier, p. 89

Mise en situation

Le double visage de l'ozone

L'ozone (O_3) est un gaz que l'on trouve principalement dans la partie supérieure de la stratosphère, entre 20 000 m et 65 000 m d'altitude. Il capte la presque totalité des rayons ultraviolets provenant du Soleil. Sans cette couche de gaz de plusieurs kilomètres, les coups de soleil et les cancers de la peau seraient beaucoup plus importants qu'ils le sont actuellement. Dans la partie inférieure de la troposphère, la couche de l'atmosphère où nous vivons, on trouve également de l'ozone. Cet ozone à basse altitude contribue à la formation du smog, particulièrement en été lorsque la chaleur et la pollution sont présentes. En effet, le dioxyde d'azote (NO_2) rejeté par les tuyaux d'échappement des voitures à essence réagit avec le dioxygène (O_2) de l'air pour former du monoxyde d'azote (NO) et de l'ozone selon l'équation suivante :

$$NO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow NO_{(g)} + O_{3(g)}$$

Cet ozone est particulièrement agressif pour les voies respiratoires. Il peut également brûler certains végétaux et être à l'origine de la corrosion de certains matériaux.

Qu'arriverait-il au volume d'ozone dans la troposphère si l'émission de dioxyde d'azote par les automobiles baissait de moitié ?

La préparation

1. Selon la théorie cinétique des gaz, que se passe-t-il lorsque le nombre de moles d'un gaz diminue ?

2. Lorsqu'on étudie le nombre de moles et le volume d'un gaz en laboratoire, quelles valeurs doivent demeurer constantes ? Justifiez votre réponse.

3. Quelles sont les variables dépendante et indépendante dans la mise en situation décrite ci-dessus ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 5 La relation entre le volume et le nombre de moles d'un gaz

Cahier, p. 89

Le but de l'expérience

Déterminer expérimentalement l'effet du nombre de moles sur le volume d'un gaz.

L'hypothèse

Comment la variation du nombre de moles influe-t-elle sur le volume d'un gaz ? Justifiez votre hypothèse à l'aide de la théorie cinétique des gaz.

_____

_____

_____

_____

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

- Une pince à burette
- Un support universel
- Un bécher de 400 mL
- De l'eau du robinet (pour chaque essai)
- Une burette à gaz de 50 mL
- Un bouchon en caoutchouc à un trou muni d'un morceau de fil de cuivre (Cu) torsadé
- Un morceau de feuille adhésive de 5 cm sur 5 cm
- Trois morceaux de ruban de magnésium (Mg) de 0,5 cm, 1 cm et 1,5 cm
- Un flacon-laveur rempli d'eau du robinet
- 10 mL d'acide chlorhydrique (HCl) à 6 mol/L (pour chaque essai)

Pour le groupe classe

- Quatre burettes à robinet, remplies d'acide chlorhydrique à 6 mol/L
- Un bac de récupération des liquides

Manipulations

1. Fixer la pince à burette au support universel.
2. Remplir le bécher aux deux tiers d'eau du robinet, puis le déposer à côté du support universel, sous la pince.
3. Enrouler solidement l'extrémité intérieure du fil de cuivre du bouchon autour d'un premier morceau de magnésium afin qu'il reste bien fixé au fil de cuivre jusqu'à ce qu'il disparaisse.
4. Prélever 10 mL d'acide chlorhydrique dans la burette à gaz à partir de la burette à robinet située à l'avant de la classe. Bien placer le bec verseur vers le fond de la burette de façon à éviter toute éclaboussure, puis tourner le robinet.

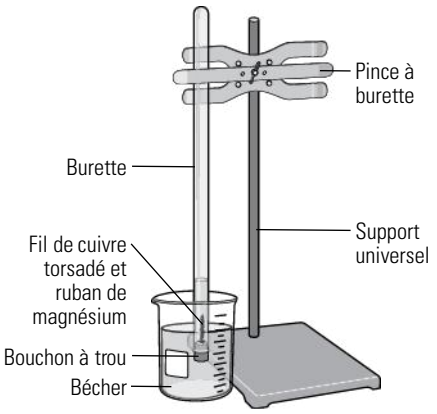


Figure 1 Le montage expérimental.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5 À l'aide du flacon-laveur, remplir la burette à gaz d'eau à ras bord. Prendre beaucoup de précautions afin d'éviter les éclaboussures.

Attention !

- Il faut manipuler l'acide chlorhydrique à 6 mol/L avec beaucoup de précaution. En cas de contact, rincer à grande eau.
- Comme l'acide chlorhydrique peut sortir de la burette, manipuler avec soin l'eau qui peut déborder du bécher, car elle est acidifiée.

6 À l'aide du bouchon muni du fil de cuivre et du morceau de magnésium, boucher la burette à gaz.

7 Renverser immédiatement la burette à gaz dans le bécher en bouchant le trou du bouchon avec un morceau de feuille adhésive. S'assurer qu'aucune bulle d'air ne s'infiltre par le trou du bouchon avant de renverser la burette à l'envers dans le bécher rempli d'eau.

8 Fixer la burette à la pince à burette et enlever le morceau de feuille adhésive.

9 Quand la réaction entre l'acide chlorhydrique et le magnésium est terminée, déloger les bulles de gaz qui sont collées aux parois de la burette à gaz en tapant légèrement avec un doigt. Prendre la mesure du gaz et la noter dans le tableau 2 de la question 3.

10 Démonter soigneusement le matériel, verser le contenu de la burette à gaz dans un bac de récupération des liquides et nettoyer le matériel.

11 Reprendre les étapes 2 à 10 avec deux autres morceaux de ruban de magnésium.

12 Démonter soigneusement le matériel, disposer des solutions dans le bac à récupération des liquides prévu à cet effet, nettoyer le matériel et le ranger.

Les résultats

1. Notez dans le tableau 1 la masse d'un mètre de magnésium, selon la mesure qui vous a été fournie.

TABLEAU 1
La mesure du magnésium

$m_{1\,m}$ de Mg

2. Effectuez les calculs stœchiométriques sur l'équation chimique balancée de la réaction afin de trouver les masses des morceaux de magnésium et la quantité de gaz en nombre de moles, puis reportez-les dans les trois premières colonnes du tableau 2 de la question 3.

$$Mg_{(s)} + 2\ HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

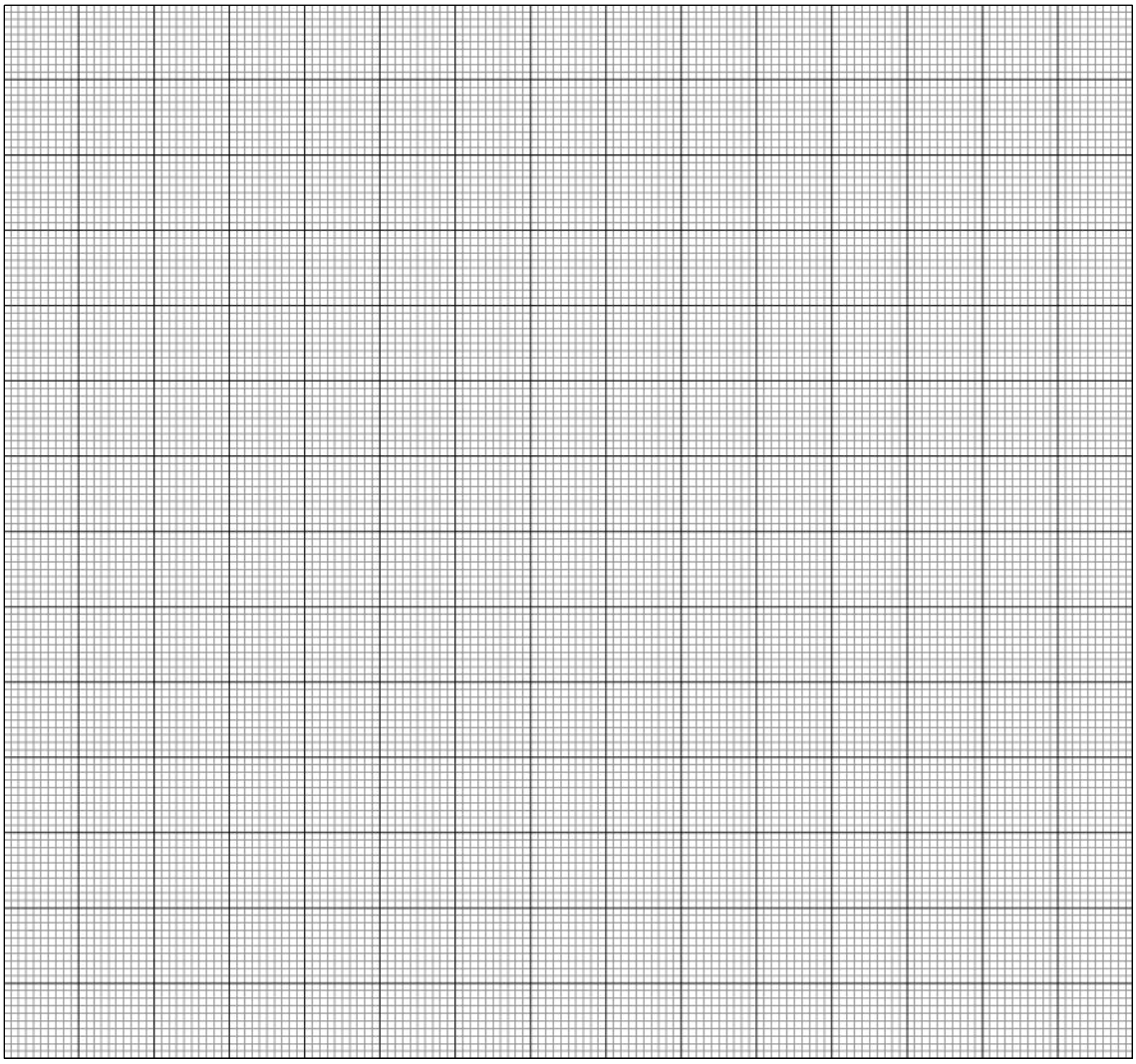
3. Inscrivez les résultats obtenus dans le tableau 2, puis complétez le tableau avec la moyenne de la classe (V_{XH_2}) et le quotient du volume moyen et de la quantité de dihydrogène en nombre de moles $\left(\frac{V\text{moyen}_{H_2}}{n_{H_2}}\right)$.

TABLEAU 2
L'influence de la quantité exprimée en nombre de moles sur le volume d'un gaz

Essai	l (cm)	m_{Mg} (g)	n_{Mg} ($\times 10^{-4}$ mol)	n_{H_2} ($\times 10^{-4}$ mol)	V_{H_2} (mL)	$V\text{moyen}_{H_2}$ (mL)	$\frac{V\text{moyen}_{H_2}}{n_{H_2}}$ (mL/mol)
1							
2							
3							

L'analyse des résultats

4. Construisez le graphique du volume moyen de gaz en fonction de la quantité de gaz exprimée en nombre de moles en traçant la courbe la mieux ajustée.



Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5. Quelle expression mathématique décrit la droite du graphique obtenue à la question 4 ? Énoncez cette expression sous forme mathématique et littérale.

6. Comparez les valeurs des quotients $\frac{V\text{moyen}_{H_2}}{n_{H_2}}$ pour chaque donnée recueillie.

7. Indiquez une formule mathématique qui décrit la relation entre le volume et le nombre de moles d'un échantillon de gaz.

8. Quelles sont les causes d'erreurs possibles dans ce laboratoire ? Comment influencent-elles les résultats et votre interprétation de ceux-ci ?

La conclusion

9. Qu'arrive-t-il au volume d'un gaz lorsque sa quantité augmente ?

10. Qu'arriverait-il au volume d'ozone (O_3) dans la troposphère si l'émission de dioxyde d'azote (NO_2) par les automobiles baissait de moitié ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



LABO 6 La détermination de la masse molaire et du volume molaire d'un gaz inconnu

Cahier, p. 108

Mise en situation

Gaz inconnus

Un technicien en travaux pratiques (TTP) entre en poste dans une nouvelle école secondaire en début d'année scolaire. Afin de se familiariser avec son nouvel environnement de travail, il fait le tour de tous les espaces de rangement de son local de préparation. Au fond d'une armoire, il découvre quatre bonbonnes de gaz. Les étiquettes permettant d'identifier ces gaz ont été abîmées, si bien qu'il est impossible de savoir quel est le contenu de chaque bonbonne. L'identification de ces gaz est essentielle pour assurer un rangement sécuritaire des bonbonnes.

Est-il préférable d'utiliser la masse molaire ou le volume molaire pour identifier un gaz ?

La préparation

1. Selon la théorie cinétique des gaz, si on a une mole de deux gaz différents dans les mêmes conditions de température et de pression, que peut-on dire de leur volume respectif ?

2. Quelles variables doit-on connaître pour identifier un gaz inconnu ?

3. Quelle équation mathématique est utile à l'identification d'un gaz ?

4. Comment peut-on identifier un gaz inconnu en laboratoire ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 6 La détermination de la masse molaire et du volume molaire d'un gaz inconnu

Cahier, p. 108

Le but de l'expérience

Déterminer expérimentalement la masse molaire et le volume molaire d'un gaz inconnu.

Le protocole expérimental

Matériel

Pour le groupe classe

- Un baromètre
- Un thermomètre
- Différents gaz : dioxygène (O_2), dioxyde de carbone (CO_2), dihydrogène (H_2), diazote (N_2), etc., dans des ballons identifiés

Par dyade

- Une seringue de 140 mL (modifiée pour être maintenue à 140 mL)
- Un bouchon pour seringue
- Un clou plus long que le diamètre de la seringue
- Une balance électronique

Manipulations

1. Lire les conditions expérimentales (température et pression atmosphérique) du laboratoire à l'aide du baromètre et du thermomètre, puis les noter dans le tableau 1 de la question 1.
2. Fermer hermétiquement la seringue à l'aide du bouchon alors que le piston est abaissé.
3. Tirer fermement sur le piston pour le relever jusqu'à la mesure de 140 mL.
4. Immobiliser le piston en place en insérant le clou dans le trou de l'axe.
5. À l'aide de la balance électronique, peser le système « seringue vide + bouchon + clou » et noter la masse dans le tableau 2 de la question 1.
6. Retirer le bouchon, puis le clou.
7. Remplir la seringue avec 140 mL de l'un des gaz inconnus en prenant soin de noter de quel gaz il s'agit.
8. Boucher la seringue avec le bouchon et remettre le clou en place.
9. À l'aide de la balance électronique, peser le système « seringue pleine de gaz + bouchon + clou » et noter la masse dans le tableau 2 de la question 1.
10. Calculer la masse du gaz contenu dans la seringue par différence de pesée et la noter au tableau 2.
11. Démonter soigneusement le matériel et le ranger.

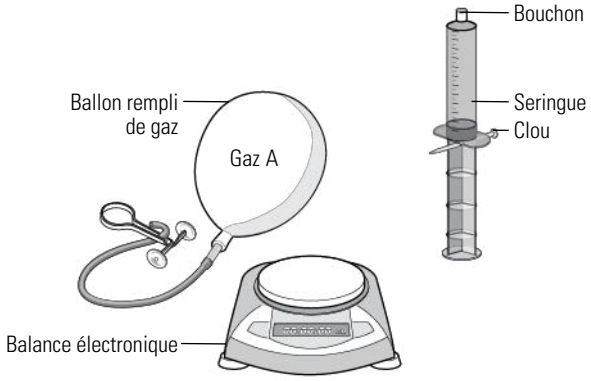


Figure 1 Le montage expérimental.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats obtenus dans les tableaux 1 et 2.

TABLEAU 1 Les conditions expérimentales du laboratoire	
Température (±0,5 °C)	**Pression atmosphérique (kPa)**
25,0	100,1

TABLEAU 2 Les paramètres mesurés du gaz inconnu				
Gaz	***m*** **« seringue vide + bouchon + clou » (g)**	***m*** **« seringue pleine de gaz + bouchon + clou » (g)**	m_{gaz} **(g)**	V_{gaz} **(L)**

L'analyse des résultats

2. Calculez la masse molaire du gaz inconnu.

3. Identifiez le gaz inconnu en comparant la masse molaire calculée à la question 2 et celle des gaz potentiellement utilisés lors de l'expérience. Expliquez vos résultats.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4. Calculez le volume molaire du gaz inconnu qui vous a été assigné en utilisant la masse molaire de la question 2. Puis, inscrivez cette donnée au tableau de compilation des résultats de la classe.

5. À partir des données du tableau de compilation des résultats de la classe :

a) calculez le volume molaire moyen de chaque gaz inconnu.

b) comparez les volumes moyens des quatre gaz inconnus et expliquez vos résultats.

La conclusion

6. Est-il préférable d'utiliser la masse molaire ou le volume molaire pour identifier un gaz ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Chapitre 3 Les lois des gaz

1 Parmi les énoncés suivants, encerclez celui ou ceux qui conviennent.

Quand la température et le volume d'un gaz sont constants, la relation entre la pression et le nombre de moles de gaz permet d'affirmer que :

A. la pression diminue quand la quantité augmente.

B. $p_1 n_1 = p_2 n_2$

C. la quantité diminue quand la pression diminue.

D. $\frac{n_1}{p_1} = \frac{n_2}{p_2}$

2 Une quantité d'argon (Ar) occupe 350 mL sous une pression de 110 kPa. Si on augmente la pression de 30 % à température constante, quel sera le volume final de l'argon ?

3 Déterminez la température finale, en degrés Celsius, d'un volume de 643,0 L de dihydrogène (H_2) initialement à -25,0 °C si un changement de température augmente son volume de 45,0 L et que la pression est maintenue constante.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4 Les fabricants d'automobiles recommandent de vérifier la pression des pneus à froid, c'est-à-dire lorsque la voiture n'a pas roulé depuis plusieurs heures. Quel problème pourrait survenir si l'on ajustait la pression des pneus à la valeur recommandée après une longue promenade en voiture ? Expliquez votre réponse à l'aide de la loi de Gay-Lussac.

5 Un certain contenant de verre peut supporter une pression interne de seulement 175 kPa avant d'éclater. Le contenant est rempli de gaz à une pression de 95,7 kPa à 18,3 °C. À partir de quelle température, en degrés Celsius, le contenant éclatera-t-il ?

6 Si 4,0 mol de diazote (N_2) occupent un volume de 11,3 L à TAPN dans un contenant extensible, quel sera le volume final si on ajoute 2,5 mol de dioxyde de carbone (CO_2) ?

7 Un matelas gonflable de 70,0 L est rempli de 66,5 mol de gaz. Une partie du gaz s'échappe par une minuscule ouverture dans la paroi du matelas jusqu'à ce qu'on le répare en y collant une pièce de caoutchouc. À ce moment, le matelas occupe un volume de 42,4 L. Combien de moles de gaz se sont échappées du matelas si l'on considère que la température et la pression sont demeurées constantes ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

8 Un contenant de 3,00 L est rempli de néon (Ne) à TPN. Combien de moles de néon y a-t-il à l'intérieur du contenant ? Combien d'atomes de néon cela représente-t-il ?

9 Combien de sacs à ordures d'une capacité de 65,0 L serait-il théoriquement possible de remplir avec le contenu d'une bouteille de 10,0 kg de propane (C_3H_8) lorsqu'elle est vidée complètement et que le gaz se retrouve dans les sacs aux conditions TAPN ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

10 Le marquage des bouteilles de dioxyde de carbone (CO_2) utilisées pour le jeu de *paintball* permet de transmettre des données utiles lors du remplissage, telles la quantité maximale de gaz à y insérer et la pression maximale que les parois de la bouteille peuvent supporter. On peut lire les inscriptions suivantes sur une bouteille :

- Masse maximale de charge : 0,555 kg de CO_2 ;
- Pression maximale : $3{,}04 \times 10^4$ kPa.

Combien reste-t-il de moles de dioxyde de carbone dans la bouteille si, après l'utilisation d'une bouteille pleine au départ, la pression interne n'est plus que de $1{,}22 \times 10^4$ kPa ?

11 À 20 °C et sous une pression de 102 kPa, on met 3,0 L d'hélium (He) dans un ballon hermétique. On laisse le ballon s'envoler à l'extérieur. Il atteint une hauteur où la pression est de 28 kPa et la température de -27 °C. Quel est le nouveau volume occupé par le gaz du ballon ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

12 Un cylindre contient 6,00 mol d'ammoniac (NH_3), 9,00 mol de dihydrogène (H_2) et 3,00 mol de diazote (N_2). Si la pression partielle de l'ammoniac est de 75,5 kPa, quelle est la pression partielle du dihydrogène et celle du diazote ?

13 Le volume d'un gaz est de 3,4 L à une pression et une température données. On laisse échapper la moitié des molécules de ce gaz, on diminue le volume du quart et on triple la température. Quelle est la nouvelle pression du gaz ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

14 À une pression de 99,0 kPa et une température de 22 °C, on remplit une seringue ayant une masse de 22,90 g avec du dioxyde de carbone (CO_2). La masse de la seringue avec le gaz est alors de 23,15 g. On vide ensuite la seringue et on la remplit avec un gaz inconnu. La masse de la seringue pleine est alors de 23,06 g. On note également que la pression augmente de 45 kPa et que la température est de 37 °C. Quelle est la masse molaire du gaz inconnu ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

15 En laboratoire, une technicienne recueille les données suivantes en analysant un échantillon de gaz trouvé dans un récipient non identifié.

- Masse de la seringue vide = 82,71 g
- Masse de la seringue pleine de gaz = 82,46 g
- Volume de gaz prélevé = 150 mL
- Température = 23,0 °C
- Pression = 102,6 kPa

À partir de ces données, identifiez l'échantillon de gaz parmi les suivants : CO_2, Ar, CH_4, O_2, N_2.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

16 DÉFI

Le sulfure de dihydrogène (H_2S) est un gaz qui réagit spontanément avec le dioxyde de soufre (SO_2) pour donner du soufre (S) et de l'eau (H_2O) selon l'équation suivante :

$$H_2S_{(g)} + SO_{2(g)} \rightarrow S_{(s)} + H_2O_{(g)}$$

a) Balancez l'équation. _____

b) À TAPN, quelle masse de dioxyde de soufre doit-on faire réagir avec 2,5 L de sulfure de dihydrogène pour faire disparaître tout le sulfure de dihydrogène ?

c) Quelle masse de soufre obtient-on ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Chapitre 3 Les lois des gaz

/50

1. Un ballon-sonde utilisé en météorologie est rempli avec une certaine quantité d'hélium (He) et retenu au sol. Un météorologiste laisse s'échapper la moitié du gaz contenu dans le ballon et le referme ensuite. Si les conditions météorologiques demeurent inchangées, quel changement se produira dans le ballon-sonde ? **/3**

A. Le nombre de collisions entre les particules d'hélium augmentera.

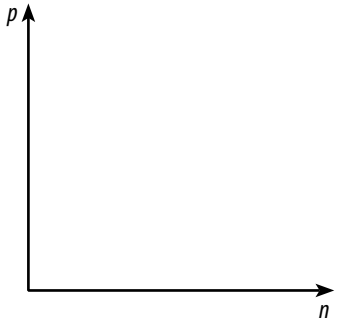
B. Les atomes d'hélium seront plus rapprochés les uns des autres.

C. Le volume d'hélium diminuera de moitié.

D. La température absolue de l'hélium diminuera de moitié.

E. La masse volumique de l'hélium diminuera de moitié.

2. Tracez l'allure de la courbe qui représente la relation entre la pression (p) et le nombre de moles de gaz (n) lorsque le volume et la température sont constants. **/3**



3. Un élève étudie le volume occupé par un échantillon de gaz à une température de 22 °C et une certaine pression. Il émet ensuite l'hypothèse qu'à la même pression, mais à une température de 10 °C, le volume occupé par ce même échantillon de gaz sera plus petit. Son hypothèse est-elle vraie ou fausse ? Justifiez votre réponse. **/3**

4. Parmi les propriétés suivantes, laquelle ou lesquelles n'influencent pas le volume occupé par un gaz ? **/3**

A. Sa masse volumique.

B. Sa pression.

C. Sa quantité, mesurée en moles.

D. La taille de ses molécules.

E. Sa masse molaire.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5. Le pneu d'une motocyclette contient 5,4 L d'air à une pression de 375 kPa. Lorsqu'un motocycliste chevauche le véhicule, le poids de son corps exerce une pression sur le pneu de sorte que la pression dans le pneu augmente de 15 kPa. Quel est le nouveau volume occupé par l'air dans le pneu ? **/4**

6. On introduit 1,40 mol d'hélium (He) dans un ballon pour le gonfler à TPN. Si la température ne varie pas, quel volume le ballon atteindra-t-il si on y ajoute 5,2 g d'hélium supplémentaire ? **/6**

7. À quelle température, en degrés Celsius, faut-il refroidir un gaz contenu dans une bouteille rigide si on veut diminuer du tiers la pression qu'il exerce à 38 °C ? **/4**

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

8. Qu'arrive-t-il au volume d'un gaz si on triple sa pression, qu'on diminue de moitié sa température et qu'on augmente son nombre de moles de 10 % ? **/4**

9. La plus basse température jamais obtenue en laboratoire est de 450 picokelvins, c'est-à-dire $4{,}50 \times 10^{-10}$ K.

a) À cette température, calculez le nombre de molécules de gaz qui seraient présentes dans un ballon d'un volume de 6,00 L à une pression de 234 kPa. **/4**

b) Combien de moles de dioxyde d'azote (NO_2) contiendrait un tel ballon ? Justifiez votre réponse. **/3**

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

10. À une température de 40 °C et une pression de 98,6 kPa, on introduit 1,00 L de butane (C_4H_{10}) et 10,00 g de dioxygène (O_2) dans un contenant rigide de 5,00 L. La réaction de combustion du butane est explosive et est déclenchée à l'aide d'une étincelle. Elle est décrite dans l'équation suivante : **/7**

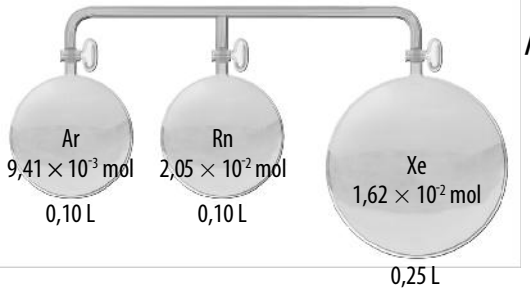
$$C_4H_{10(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

Le contenant est ensuite refroidi jusqu'à une température de 125 °C.

Quelle est la pression totale finale dans le contenant, si le butane réagit complètement ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

11. Observez la figure ci-contre. À une température de 40 °C, quelle est la pression partielle du xénon (Xe), lorsque tous les robinets sont ouverts ? Supposez que le volume des tubes de raccordement est négligeable. **/6**



Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Module 1 Les gaz

/100

1. Parmi les énoncés suivants, lesquels sont vrais ? /7

A. Plus la masse volumique d'un gaz est faible, plus il est réactif.

B. La masse molaire d'un gaz influence sa réactivité chimique.

C. Plus les forces de liaison unissant les atomes qui constituent un gaz sont fortes, moins le gaz est réactif.

D. Plus un atome a tendance à perdre ou à gagner des électrons, plus il est réactif.

2. Soit deux bouteilles identiques placées dans les mêmes conditions et contenant le même nombre de moles de gaz. Une des bouteilles contient du néon (Ne) et l'autre du diazote (N_2). Parmi les énoncés suivants, lequel décrit correctement cette situation ? /7

A. Toutes les particules de gaz possèdent la même énergie cinétique.

B. L'espace entre les particules est le même dans les deux contenants.

C. Les particules se déplacent à la même vitesse dans les deux bouteilles.

D. La masse de gaz est la même dans les deux contenants.

3. Parmi les énoncés suivants, lequel est en accord avec la théorie cinétique des gaz ? /7

A. Les particules d'un gaz sont si éloignées les unes des autres que leur masse est considérée comme négligeable.

B. Les particules d'un gaz se déplacent à la même vitesse quelle que soit la température de ce gaz.

C. Le niveau d'interaction entre les particules d'un gaz est élevé.

D. Les particules gazeuses sont en perpétuel mouvement, elles se déplacent en ligne droite et dans toutes les directions.

4. Si la masse molaire du gaz X est 16 fois plus petite que celle du gaz Y, combien de temps faudra-t-il au gaz X, par rapport au gaz Y, pour diffuser, si les deux gaz sont soumis aux mêmes conditions de température et de pression ? /7

A. 4 fois moins de temps

B. 16 fois moins de temps

C. 4 fois plus de temps

D. 16 fois plus de temps

5. Qu'advient-il de la pression d'un échantillon de gaz si on diminue la température de moitié et qu'on quadruple le volume ? /7

A. La pression finale sera le double de la pression initiale.

B. La pression finale sera 8 fois plus grande que la pression initiale.

C. La pression finale sera 8 fois plus petite que la pression initiale.

6. À température ambiante, on place la même quantité du même gaz dans trois contenants de volume différent. À part le volume, quelle propriété du gaz va changer ? /7

A. Sa masse volumique

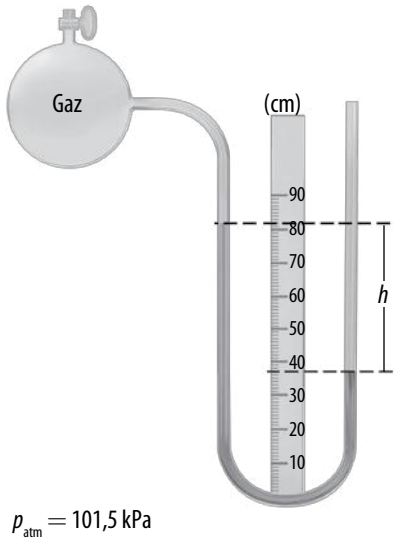
B. Sa pression

C. La vitesse des particules

D. Son énergie cinétique

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

7. Sachant que la valeur de la pression atmosphérique est de 101,5 kPa, déterminez la valeur de la pression du gaz dans le ballon. **/6**



8. Si 5,0 mol de gaz occupent un volume de 300 mL, combien de moles de gaz faut-il ajouter pour que le volume quadruple à température et pression constantes ? **/8**

9. Calculez le rapport de vitesse d'effusion du dihydrogène (H_2) sur celle du diazote (N_2) et expliquez ce que signifie ce rapport. **/6**

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

10. Un gaz a un volume de 2,3 L à 85 °C. À quelle température, en degrés Celsius, faut-il refroidir le gaz afin que son volume soit baissé à 507 mL ? **/8**

11. En laboratoire, on réalise une réaction entre du zinc (Zn) et de l'acide chlorhydrique (HCl) et on recueille le dihydrogène (H_2) produit par déplacement d'eau. À 21 °C dans un ballon de 250 mL, le manomètre indique une pression totale de 87,4 kPa. Sachant que la pression partielle de la vapeur d'eau à cette température est de 2,49 kPa, déterminez la masse de zinc nécessaire à la production du dihydrogène. **/10**

$$Zn_{(s)} + 2\ HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

12. Un extincteur, dont le volume est de 6,0 L, contient 1,35 kg de dioxyde de carbone gazeux (CO_2). Lorsqu'il est propulsé à l'extérieur de l'extincteur, le gaz se retrouve à une température de 23 °C et une pression de 101,3 kPa. Quel est le volume de gaz échappé de l'extincteur ? **/10**

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

13. À TPN, on introduit 0,050 L d'hélium (He) et 0,075 L de dioxygène (O_2) dans un contenant de 150 mL. Quelle est la pression partielle de l'hélium ? **/10**

Sommaire

Module 2 L'aspect énergétique des transformations

Chapitre 4 Les transformations et les variations d'énergie

	Fiche
Corrigé du cahier (exercices du chapitre)	G-105
Labo 7	G-114
Labo 8	G-119
Labo 9	G-125
Exercices	G-131
Évaluation	G-139

Note : Les symboles de sécurité utilisés dans les labos sont définis à la page 437 du cahier.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Chapitre 4 Les transformations et les variations d'énergie

Cahier, p. 144

Section 1 L'énergie et la chaleur

Cahier, p. 144 à 148

1. *a)* Faux *c)* Faux *e)* Faux
b) Vrai *d)* Vrai *f)* Vrai

Justification : *a)* L'énergie thermique est l'énergie cinétique associée au mouvement d'agitation des particules (atomes ou molécules) qui composent un objet ou une substance. Elle s'exprime en joules (J). *c)* L'agitation thermique ne dépend que de la température. Elle est donc identique dans les deux quantités d'huile. *e)* C'est le cuivre qui aura la température finale la plus élevée, car sa capacité thermique massique ($c = 0{,}39$ J/g • °C) est plus petite que celle du bois ($c = 1{,}76$ J/g • °C). Il est donc plus facile de transmettre la chaleur à un morceau de cuivre qu'à un morceau de bois.

2. D

3. *a)* Magnésium. *c)* Plomb. *e)* Fer.
b) Argent. *d)* Calcium.

4. **Données**

$m = 200$ g $T_f = 33{,}0$ °C
$Q = 6830$ J $\Delta T = ?$ °C
$T_i = 19{,}0$ °C $c = ?$ J/g • °C

Solution

1. *Calculer la variation de température.*
$\Delta T = T_f - T_i = 33{,}0\ °C - 19{,}0\ °C = 14{,}0\ °C$
2. *Calculer la capacité thermique massique.*
$Q = mc\Delta T \quad \Rightarrow \quad c = \dfrac{Q}{m\Delta T}$
$c = \dfrac{6830\ J}{200\ g \cdot 14{,}0\ °C} = 2{,}439\ J/g \cdot °C$

Réponse : Il s'agit d'éthanol, car la capacité thermique massique est de 2,44 J/g • °C.

5. **Données**

$V = 250$ mL $T_i = 92$ °C
$\rho = 1{,}05$ g/mL $\Delta T = ?$ °C
$c = 3{,}80$ J/g • °C $T_f = ?$ °C
$Q = -35{,}2$ kJ $= -35{,}2 \times 10^3$ J

Solution

1. *Calculer la masse du chocolat chaud.*
$\rho = \dfrac{m}{V} \quad \Rightarrow \quad m = \rho \cdot V$
$m = 1{,}05$ g/mL • 250 mL $= 263$ g
2. *Calculer la variation de température.*
$Q = mc\Delta T \quad \Rightarrow \quad \Delta T = \dfrac{Q}{mc}$
$\Delta T = \dfrac{-35{,}2 \times 10^3\ J}{263\ g \times 3{,}80\ J/g \cdot °C} = -35{,}221\ °C$
3. *Calculer la température finale.*
$\Delta T = T_f - T_i \quad \Rightarrow \quad T_f = T_i + \Delta T$
$T_f = 92\ °C + (-35{,}221\ °C) = 56{,}8\ °C$

Réponse : Le chocolat chaud aura une température de 57 °C lorsqu'il sera bu.

6. B

Justification : Comme les deux liquides ont la même masse et que la capacité thermique massique du liquide A est plus grande que celle du liquide B, le liquide A aura une variation de température plus petite que celle du liquide B (la variation de température est inversement proportionnelle à la capacité thermique massique).

7. **Données**

Lait chaud : Lait froid :
$V_1 = 200$ mL $T_{i2} = 23{,}0$ °C $\Delta T_2 = ?$ °C
$T_{i1} = 41{,}0$ °C $T_f = 37{,}0$ °C $m_2 = ?$ g
$\Delta T_1 = ?$ °C $\rho = 1{,}05$ g/mL $V_2 = ?$ mL

Solution

1. *Calculer la variation de température du lait chaud.*
$\Delta T_1 = T_f - T_{i1} \quad \Rightarrow \quad \Delta T_1 = 37{,}0\ °C - 41{,}0\ °C = -4{,}0\ °C$
2. *Calculer la variation de température du lait froid.*
$\Delta T_2 = T_f - T_{i2} \quad \Rightarrow \quad \Delta T_2 = 37{,}0\ °C - 23{,}0\ °C = 14{,}0\ °C$
3. *Calculer la masse du lait chaud.*
$\rho = \dfrac{m_1}{V_1} \quad \Rightarrow \quad m_1 = \rho \cdot V_1$
$= 1{,}05$ g/mL • 200 mL $= 210{,}0$ g
4. *Calculer la masse du lait froid.*
$-Q_1 = Q_2 \quad \Rightarrow \quad -m_1 c_1 \Delta T_1 = m_2 c_2 \Delta T_2$
Comme : $c_1 = c_2 \quad \Rightarrow \quad -m_1 \Delta T_1 = m_2 \Delta T_2$
$m_2 = \dfrac{-m_1 \Delta T_1}{\Delta T_2} = \dfrac{-210{,}0\ g \cdot (-4{,}0\ °C)}{14{,}0\ °C} = 60{,}0\ g$
5. *Calculer le volume du lait froid.*
$\rho = \dfrac{m_2}{V_2} \quad \Rightarrow \quad V_2 = \dfrac{m_2}{\rho} = \dfrac{60{,}0\ g}{1{,}05\ g/mL} = 57{,}1\ mL$

Réponse : Mathieu doit ajouter 57 mL de lait froid.

8. **Données**

Eau :
$m_1 = 150$ g $T_{i1} = 85$ °C $Q_1 = ?$ J
$c_1 = 4{,}19$ J/g • °C $T_{f1} = 48{,}3$ °C

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Liquide antigel :

$m_2 = 300$ g $\quad T_{i2} = 23$ °C $\quad Q_2 = ?$ J

$c_2 = 2{,}20$ J/g • °C $\quad T_{f2} = 48{,}3$ °C

Solution

1. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par l'eau.*

$$Q_1 = m_1 c_1 \Delta T_1 = m_1 c_1 (T_{f1} - T_{i1})$$
$$= 150 \text{ g} \times 4{,}19 \text{ J/g} \cdot °C \times (48{,}3 °C - 85 °C)$$
$$= -23\,065{,}95 \text{ J}$$

2. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par le liquide antigel.*

$$Q_2 = m_2 c_2 \Delta T_2 = m_2 c_2 (T_{f2} - T_{i2})$$
$$= 300 \text{ g} \times 2{,}20 \text{ J/g} \cdot °C \times (48{,}3 °C - 23 °C)$$
$$= 16\,698 \text{ J}$$

3. *Conclusion.*

La loi de la conservation de l'énergie stipule que l'énergie cédée par l'eau doit être complètement absorbée par le liquide antigel :

$-Q_1 = Q_2$

Or, les calculs montrent que :

$-Q_1 \neq Q_2 \quad \Rightarrow \quad -23\,065{,}95 \text{ J} \neq 16\,698 \text{ J}$

Donc, il y a eu perte de chaleur lors du mélange.

Réponse : L'utilisation des verres en styromousse n'est pas une méthode adéquate pour les expériences de conservation d'énergie.

Note à l'enseignant : L'élève peut aussi déterminer la température finale théorique du mélange ($T_f = 53$ °C) et déduire qu'elle est plus grande que la température finale expérimentale, ce qui témoigne de la perte de chaleur lors du mélange.

9. Données

Argon :

$m_1 = 54{,}0$ g

$c_1 = 0{,}52$ J/g • °C

$T_{i1} = 120$ °C

$T_{f1} = 28{,}5$ °C

$Q_1 = ?$ J

Hélium :

$m_2 = 36{,}0$ g

$c_2 = 5{,}19$ J/g • °C

$T_{f2} = 28{,}5$ °C

$Q_2 = ?$ J

$T_{i2} = ?$ °C

Solution

1. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par le Ar.*

$$Q_1 = m_1 c_1 \Delta T_1 = m_1 c_1 (T_{f1} - T_{i1})$$
$$= 54{,}0 \text{ g} \times 0{,}52 \text{ J/g} \cdot °C \times (28{,}5 °C - 120 °C)$$
$$= -2569{,}32 \text{ J}$$

2. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par le He.*

$$Q_2 = -Q_1 \quad \Rightarrow \quad Q_2 = -(-2569{,}32 \text{ J}) = 2569{,}32 \text{ J}$$

3. *Calculer la variation de température du He.*

$$Q_2 = m_2 c_2 \Delta T_2 \quad \Rightarrow \quad \Delta T_2 = \frac{Q_2}{m_2 c_2}$$
$$\Delta T_2 = \frac{-2569{,}32 \text{ J}}{36{,}0 \text{ g} \times 5{,}19 \text{ J/g} \cdot °C} = 13{,}74 °C$$

4. *Calculer la température initiale du He.*

$$\Delta T_2 = T_{f2} - T_{i2} \quad \Rightarrow \quad T_{i2} = T_{f2} - \Delta T_2$$
$$T_{i2} = 28{,}5 °C - 13{,}74 °C = 14{,}75 °C$$

Réponse : La température initiale de l'hélium était de 15 °C.

Section 2
Les transformations et l'absorption ou le dégagement d'énergie

Cahier, p. 158 à 165

1. *a)* Énergie cinétique *d)* Énergie potentielle

b) Énergie cinétique *e)* Énergie potentielle

c) Énergie potentielle

2. C

3. *a)* Faux *b)* Vrai *c)* Faux *d)* Faux

Justification : *a)* C'est la variation d'enthalpie au cours d'une transformation qui peut être mesurée à l'aide d'un calorimètre. *c)* La variation d'enthalpie de la fusion du mercure (Hg) s'écrit : $\Delta H = H_{Hg(l)} - H_{Hg(s)}$. *d)* La variation d'enthalpie molaire standard est la variation d'enthalpie liée à la transformation d'une mole de substance à TAPN, c'est-à-dire à $T = 25$ °C et $p = 101{,}3$ kPa.

4. a, *c* et *f*

5. Données

$\Delta H_{vaporisation} = 27{,}7$ kJ/mol $\quad H_{CS_{2(l)}} = ?$ kJ/mol

$H_{CS_{2(g)}} = 116{,}7$ kJ/mol

Solution

1. *Écrire l'équation de vaporisation du CS_2.*

$CS_{2(l)} \rightarrow CS_{2(g)}$

2. *Calculer l'enthalpie du CS_2 liquide.*

$$\Delta H_{vaporisation} = H_{CS_{2(g)}} - H_{CS_{2(l)}}$$
$$H_{CS_{2(l)}} = H_{CS_{2(g)}} - \Delta H_{vaporisation}$$
$$H_{CS_{2(l)}} = 116{,}7 \text{ kJ/mol} - 27{,}7 \text{ kJ/mol} = 89{,}0 \text{ kJ/mol}$$

Réponse : L'enthalpie du disulfure de carbone à l'état liquide est de 89,0 kJ/mol.

6. *a)* Transformation chimique et exothermique

b) Transformation physique et endothermique

c) Transformation physique et exothermique

d) Transformation chimique et endothermique

e) Transformation physique et exothermique

f) Transformation chimique et endothermique

7. *a)* i) La température de vaporisation est égale à la température de condensation liquide. Elle est donc de 2519 °C.

ii) La température de solidification de l'aluminium est de 600 °C.

iii) La variation d'enthalpie de la condensation liquide correspond à la mesure du palier supérieur dans ce diagramme.
$\Delta H = 381{,}4 \text{ kJ/mol} - 87{,}4 \text{ kJ/mol} = 294 \text{ kJ/mol}$
Comme la réaction est exothermique, elle est négative : $\Delta H = -294$ kJ/mol

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

iv) La variation d'enthalpie de la fusion est égale en valeur absolue à la variation d'enthalpie de la solidification (mesure du palier inférieur). Elle est positive puisque la fusion est endothermique.
$\Delta H = 1984{,}8 \text{ kJ/mol} - 1974{,}0 \text{ kJ/mol}$
$= 10{,}800 \text{ kJ/mol}$

b) La condensation solide est le passage direct de l'aluminium de l'état gazeux à l'état solide, phénomène non représenté directement dans ce diagramme. Par contre, puisque la variation d'enthalpie ne dépend que de l'état initial et de l'état final, il est possible de calculer la variation d'enthalpie de la condensation solide :
$\Delta H = 1984{,}8 \text{ kJ/mol} - 87{,}4 \text{ kJ/mol}$
$= 1897{,}4 \text{ kJ/mol}$
$= 1{,}90 \times 10^3 \text{ kJ/mol}$

8. *a)* Exothermique *d)* Endothermique
b) Exothermique *e)* Exothermique
c) Endothermique *f)* Endothermique

9. *a)* $H_{2(g)} + I_{2(g)} + 53{,}0 \text{ kJ} \rightarrow 2\,HI_{(g)}$
$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2\,HI_{(g)} \quad \Delta H = +26{,}5 \text{ kJ/mol de HI}$

b) $2\,H_2S_{(g)} + 3\,O_{2(g)} \rightarrow 2\,H_2O_{(g)} + 2\,SO_{2(g)} + 1036 \text{ kJ}$
$2\,H_2S_{(g)} + 3\,O_{2(g)} \rightarrow 2\,H_2O_{(g)} + 2\,SO_{2(g)}$
$\Delta H = -518{,}0 \text{ kJ/mol de } H_2S$

10. *a)* La réaction est exothermique, car sa variation d'enthalpie (ΔH) est négative.

b) L'enthalpie des réactifs est supérieure à celle des produits, car la réaction libère de l'énergie.

c) $2\,CH_3OH_{(l)} + 3\,O_{2(g)} \rightarrow 2\,CO_{2(g)} + 4\,H_2O_{(g)} + 1452 \text{ kJ}$
$2\,CH_3OH_{(l)} + 3\,O_{2(g)} \rightarrow 2\,CO_{2(g)} + 4\,H_2O_{(g)}$
$\Delta H = -726{,}1 \text{ kJ/mol de } CH_3OH$

11. *a)* La réaction est endothermique, car l'enthalpie des produits est supérieure à celle des réactifs.

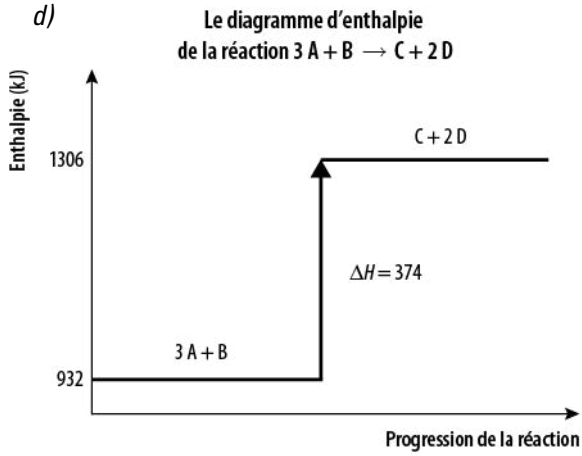
b) **Données**
$H_r = 932 \text{ kJ}$ $\Delta H = ? \text{ kJ}$
$H_p = 1306 \text{ kJ}$

Solution
Calculer la variation d'enthalpie de la réaction.
$\Delta H = H_p - H_r$
$= 1306 \text{ kJ} - 932 \text{ kJ}$
$= 374 \text{ kJ}$

Réponse : La variation d'enthalpie de la réaction est de 374 kJ.

c) $3\,A + B + 374 \text{ kJ} \rightarrow C + 2\,D$
$3\,A + B \rightarrow C + 2\,D \quad \Delta H = +374 \text{ kJ/mol de formation de C}$

d)



12. *a)* Vrai *b)* Faux *c)* Vrai *d)* Faux *e)* Faux
Justification : *b)* L'équation thermochimique de cette réaction peut aussi s'écrire :
$4\,Fe_{(s)} + 3\,CO_{2(g)} \rightarrow 2\,Fe_2O_{3(s)} + 3\,C_{(s)} + 463{,}6 \text{ kJ}$
d) La variation d'enthalpie de la formation d'une mole de carbone (C) est de $-154{,}5$ kJ.
e) La formation de 15,97 g de trioxyde de difer (Fe_2O_3) libère 23,18 kJ.

13. Données
$m_{MgO} = 12{,}093 \text{ g}$ $\Delta H = 600 \text{ kJ/mol}$
$M_{MgO} = 40{,}31 \text{ g/mol}$ Énergie = ? kJ

Solution
1. *Calculer le nombre de moles de MgO.*
$$n = \frac{m}{M} = \frac{12{,}093 \text{ g}}{40{,}31 \text{ g/mol}} = 0{,}3000 \text{ mol}$$
2. *Calculer l'énergie absorbée par la réaction.*
1 mol de MgO $\rightarrow$ 600 kJ
0,3000 mol de MgO $\rightarrow$? kJ
$$\frac{600 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{? \text{ kJ}}{0{,}3000 \text{ mol}}$$
$$\frac{600 \text{ kJ} \times 0{,}3000 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 180 \text{ kJ}$$

Réponse : La décomposition de 12,093 g d'oxyde de magnésium absorbe 180 kJ.

14. *a)* **Données**
$m_{C_2H_4Cl_2} = 3{,}17 \text{ g}$ Énergie $= -10{,}03$ kJ
$M_{C_2H_4Cl_2} = 98{,}96 \text{ g/mol}$ $\Delta H = ? \text{ kJ}$

Solution
1. *Balancer l'équation chimique.*
$4\,HCl_{(g)} + 2\,C_2H_{4(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,C_2H_4Cl_{2(l)} + 2\,H_2O_{(l)}$
2. *Calculer le nombre de moles de $C_2H_4Cl_2$ formées.*
$$n = \frac{m}{M} = \frac{3{,}17 \text{ g}}{98{,}96 \text{ g/mol}} = 0{,}032 \text{ mol}$$
3. *Calculer la variation d'enthalpie pour 2 mol de $C_2H_4Cl_2$.*
0,032 mol de $C_2H_4Cl_2$ $\rightarrow$ $-10{,}03$ kJ
2 mol de $C_2H_4Cl_2$ $\rightarrow$? kJ

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

$$\frac{-10{,}03\text{ kJ}}{0{,}032\text{ mol}} = \frac{?\text{ kJ}}{2\text{ mol}}$$

$$\frac{-10{,}03\text{ kJ} \times 2\text{ mol}}{0{,}032\text{ mol}} = -627\text{ kJ}$$

4. *Écrire l'équation thermochimique balancée de deux façons différentes.*

$4\,HCl_{(g)} + 2\,C_2H_{4(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,C_2H_4Cl_{2(l)} + 2\,H_2O_{(l)} + 627\text{ kJ}$

ou

$4\,HCl_{(g)} + 2\,C_2H_{4(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,C_2H_4Cl_{2(l)} + 2\,H_2O_{(l)} \quad \Delta H = -314\text{ kJ/mol}$

b) **Données**

$M_{HCl} = 36{,}46$ g/mol $\qquad m = ?$ kg

Énergie $= -161{,}8$ MJ

Solution

1. *Convertir les MJ en kJ.*

161,8 MJ $= -161\,800$ kJ

2. *Calculer le nombre de moles de HCl.*

4 mol de HCl $\rightarrow$ -627 kJ

? mol de HCl $\rightarrow$ $-161\,800$ kJ

$$\frac{4\text{ mol}}{-627\text{ kJ}} = \frac{?\text{ mol}}{-161\,800\text{ kJ}}$$

$$\frac{4\text{ mol} \times (-161\,800\text{ kJ})}{-627\text{ kJ}} = 1032{,}217\text{ mol}$$

3. *Calculer la masse de HCl qui a réagi.*

$$n = \frac{m}{M} \quad \Rightarrow \quad m = n \cdot M$$

$m = 1032{,}217\text{ mol} \cdot 36{,}46\text{ g/mol} = 37\,634{,}632\text{ g} = 37{,}6\text{ kg}$

Réponse : La libération de 161,8 MJ d'énergie a nécessité 37,6 kg de chlorure d'hydrogène.

Section 3
Le bilan énergétique

Cahier, p. 177 à 184

1. *a)* Faux *b)* Faux *c)* Faux *d)* Vrai

Justification : *a)* L'énergie d'une liaison chimique dépend des atomes et du nombre de liaisons entre ces atomes. *b)* Une liaison double entre deux atomes ne possède pas une énergie de liaison deux fois plus grande que la liaison simple entre ces mêmes atomes. Par exemple, les énergies de liaison simple et double entre deux atomes de carbone sont respectivement de 347 kJ/mol et de 607 kJ/mol. *c)* L'énergie nécessaire pour briser une liaison chimique est égale à celle libérée lors de sa formation.

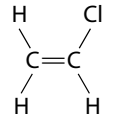
2. Données

$E_{C=C} = 607$ kJ/mol $\qquad E_{C-Cl} = 397$ kJ/mol

$E_{C-H} = 413$ kJ/mol $\qquad \Delta H = ?$ kJ

Solution

1. *Déterminer les liaisons de la molécule de C_2H_3Cl.*



1 liaison double C═C, 3 liaisons C—H et 1 liaison C—Cl

2. *Calculer la variation d'enthalpie du bris des liaisons.*

$$\Delta H = (1 \times E_{C=C}) + (3 \times E_{C-H}) + (1 \times E_{C-Cl})$$
$$= (1\text{ mol} \times 607\text{ kJ/mol}) + (3\text{ mol} \times 413\text{ kJ/mol}) + (1\text{ mol} \times 397\text{ kJ/mol})$$
$$= 2243\text{ kJ}$$

Réponse : La quantité d'énergie nécessaire pour briser les liaisons de la molécule de chlorure de vinyle est de $2{,}24 \times 10^3$ kJ/mol.

3. *a)* **Données**

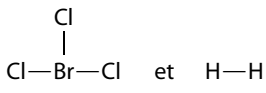
$E_{Br-Cl} = 217$ kJ/mol $\qquad E_{H-Cl} = 432$ kJ/mol

$E_{H-H} = 436$ kJ/mol $\qquad \Delta H = ?$ kJ

$E_{H-Br} = 366$ kJ/mol

Solution

1. *Déterminer les liaisons brisées dans les réactifs à l'aide de la notation de Lewis.*



3 liaisons Br—Cl dans $BrCl_3$ et 2 liaisons H—H dans $2\,H_2$

2. *Calculer la variation d'enthalpie du bris des liaisons des réactifs.*

$$\Delta H_r = (3 \times E_{Br-Cl}) + (2 \times E_{H-H})$$
$$= (3\text{ mol} \times 217\text{ kJ/mol}) + (2\text{ mol} \times 436\text{ kJ/mol})$$
$$= 1523\text{ kJ}$$

3. *Déterminer les liaisons formées dans les produits à l'aide de la notation de Lewis.*

H—Br et H—Cl

1 liaison H—Br dans HBr et 3 liaisons H—Cl dans 3 HCl

4. *Calculer la variation d'enthalpie de la formation des liaisons des produits.*

$$\Delta H_p = 1 \times E_{H-Br} + 3 \times E_{H-Cl}$$
$$= 1\text{ mol} \times (-366\text{ kJ/mol}) + 3\text{ mol} \times (-432\text{ kJ/mol})$$
$$= -1662\text{ kJ}$$

5. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction en faisant le bilan énergétique.*

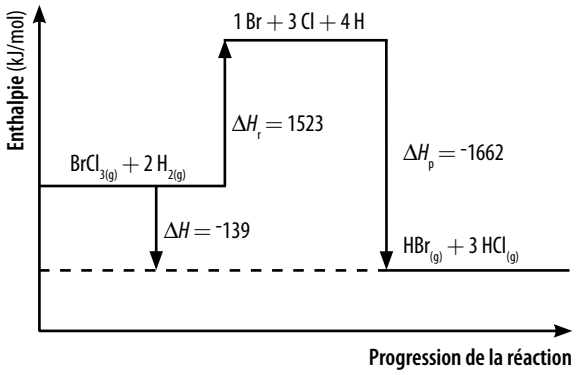
$\Delta H = \Delta H_r + \Delta H_p = 1523\text{ kJ} - 1662\text{ kJ} = -139\text{ kJ}$

Réponse : La variation d'enthalpie de la réaction est de -139 kJ.

b) La réaction est exothermique, car la variation d'enthalpie de la réaction (ΔH) est négative, ce qui indique que la réaction dégage de l'énergie.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

c) **Le diagramme du bilan énergétique de la réaction**
$BrCl_{3(g)} + 2\,H_{2(g)} \rightarrow HBr_{(g)} + 3\,HCl_{(g)}$

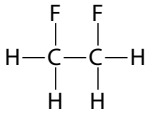


4. Données

$E_{C-C} = 347$ kJ/mol $\quad E_{H-F} = 570$ kJ/mol
$E_{C-H} = 413$ kJ/mol $\quad \Delta H = -300$ kJ/mol
$E_{C-F} = 552$ kJ/mol $\quad E_{CC} = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Déterminer les liaisons formées dans les produits.*



1 liaison C—C, 4 liaisons C—H et 2 liaisons C—F

2. *Calculer la variation d'enthalpie de la formation des liaisons des produits.*

$\Delta H_p = 1 \times E_{C-C} + 4 \times E_{C-H} + 2 \times E_{C-F}$
$= 1\text{ mol} \times (-347\text{ kJ/mol}) + 4\text{ mol} \times (-413\text{ kJ/mol}) + 2\text{ mol} \times (-552\text{ kJ/mol})$
$= -3103$ kJ

3. *Calculer la variation d'enthalpie du bris des liaisons des réactifs.*

$\Delta H = \Delta H_r + \Delta H_p \Rightarrow \Delta H_r = \Delta H - \Delta H_p$
$\Delta H_r = -300\text{ kJ} - (-3103\text{ kJ}) = 2803$ kJ

4. *Déterminer les liaisons brisées dans les réactifs à l'aide de la notation de Lewis.*

– 1 liaison CC inconnue et 2 liaisons C—H dans C_2H_2
– 2 liaisons H—F dans 2 HF

5. *Calculer l'énergie de liaison entre les deux atomes de carbone dans la molécule de C_2H_2.*

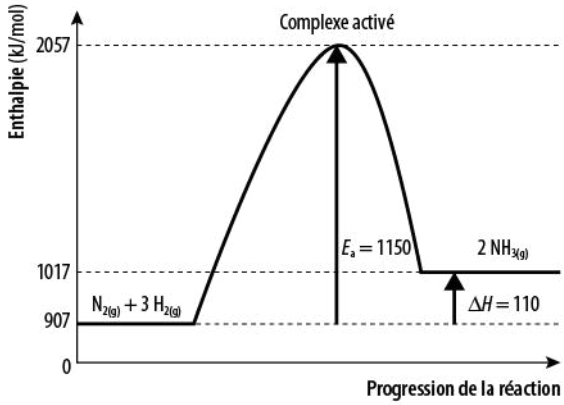
$\Delta H_r = (1 \times E_{CC}) + (2 \times E_{C-H}) + (2 \times E_{H-F})$
$E_{CC} = \Delta H_r - (2 \times E_{C-H}) - (2 \times E_{H-F})$
$= 2803\text{ kJ} - (2\text{ mol} \times 413\text{ kJ/mol}) - (2\text{ mol} \times 570\text{ kJ/mol})$
$= 837$ kJ

Réponse : D'après les valeurs de l'énergie de liaison de l'annexe 9.3 de la page 461, la liaison entre les deux atomes de carbone dans la molécule de l'acétylène est une liaison triple (C≡C).

5. *a)* 2 *b)* 4 *c)* 1 *d)* 5 *e)* 3

6. *a)* La réaction est endothermique.
b) 1065 kJ/mol.
c) $E_a = H_{ca} - H_r$
$= 1065\text{ kJ/mol} - (-328\text{ kJ/mol})$
$= 1393\text{ kJ/mol} = 1{,}39 \times 10^3\text{ kJ/mol}$
d) $\Delta H = H_p - H_r = 273\text{ kJ/mol} - (-328\text{ kJ/mol})$
$= 601$ kJ/mol

7. **Le diagramme énergétique de la synthèse de l'ammoniac**



8. *a)* Vrai *b)* Faux *c)* Faux *d)* Vrai *e)* Faux

Justification : *b)* L'énergie d'activation d'une réaction directe endothermique est toujours plus grande que celle de sa réaction inverse exothermique. *c)* L'énergie d'activation d'une réaction directe endothermique est égale à la somme de l'énergie d'activation de sa réaction inverse exothermique et de la variation d'enthalpie, en valeur absolue, de la réaction. *e)* Que la réaction soit endothermique ou exothermique, rapide, lente ou spontanée, il est toujours nécessaire de fournir de l'énergie pour que la réaction s'amorce.

9. Le diagramme de la réaction B.

Justification : Les réactions B et D sont susceptibles d'être des réactions réversibles, car les énergies d'activation des réactions directe et inverse de ces deux réactions sont très proches. La réaction directe de la réaction B est endothermique, car l'enthalpie des produits est supérieure à l'enthalpie des réactifs.

10. Données

$E_{a\,(directe)} = 1250$ kJ/mol $\quad H_p = 590$ kJ/mol
$H_r = 330$ kJ/mol $\quad E_{a\,(inverse)} = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction directe.*

Réactifs → Produits :

$\Delta H = H_p - H_r = 590\text{ kJ/mol} - 330\text{ kJ/mol} = 260$ kJ/mol

2. *Calculer l'énergie d'activation de la réaction inverse.*

$E_{a\,(directe)} = E_{a\,(inverse)} + \Delta H \Rightarrow E_{a\,(inverse)} = E_{a\,(directe)} - \Delta H$
$E_{a\,(inverse)} = 1250\text{ kJ/mol} - 260\text{ kJ/mol} = 990$ kJ/mol

Réponse : L'énergie d'activation de la réaction inverse est de 990 kJ/mol.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

11. *a)* La réaction inverse est une réaction endothermique.

b) $\Delta H_{(\text{inverse})} = H_{p(\text{inverse})} - H_{r(\text{inverse})}$
$= 300 \text{ kJ/mol} - 75 \text{ kJ/mol}$
$= 2{,}3 \times 10^2 \text{ kJ/mol}$

c) $E_{a(\text{directe})} = E_{ca} - H_r$
$= 525 \text{ kJ/mol} - 300 \text{ kJ/mol}$
$= 225 \text{ kJ/mol}$

d) $E_{a(\text{inverse})} = E_{ca} - H_r$
$= 525 \text{ kJ/mol} - 75 \text{ kJ/mol}$
$= 450 \text{ kJ/mol} = 4{,}5 \times 10^2 \text{ kJ/mol}$

12. *a)* La réaction 1, car c'est la réaction chimique qui implique la plus faible quantité d'énergie (la valeur absolue de sa variation d'enthalpie est la plus petite des quatre).

b) La réaction 3, car c'est la réaction chimique qui implique la plus grande quantité d'énergie (la valeur absolue de sa variation d'enthalpie est la plus grande des quatre).

c) Non, il faut connaître les énergies d'activation de ces réactions pour pouvoir se prononcer sur leur spontanéité.

13. Données

$H_{r(\text{inverse})} = {}^-85{,}0 \text{ kJ/mol}$
$H_{p(\text{inverse})} = 135 \text{ kJ/mol}$
$E_{a(\text{inverse})} = 320 \text{ kJ/mol}$

Solution

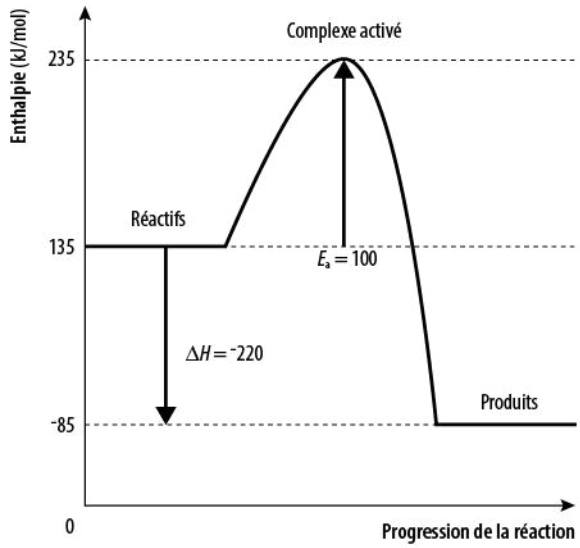
1. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction inverse.*
$\Delta H_{(\text{inverse})} = H_{p(\text{inverse})} = H_{r(\text{inverse})}$
$= 135 \text{ kJ/mol} - ({}^-85{,}0 \text{ kJ/mol})$
$= 220 \text{ kJ/mol}$

2. *Calculer l'enthalpie du complexe activé de la réaction inverse.*
$E_{a(\text{inverse})} = H_{ca(\text{inverse})} - H_{r(\text{inverse})}$
$\Rightarrow \quad H_{ca(\text{inverse})} = E_{a(\text{inverse})} + H_{r(\text{inverse})}$
$H_{ca(\text{inverse})} = 320 \text{ kJ/mol} + ({}^-85{,}0 \text{ kJ/mol})$
$= 235 \text{ kJ/mol}$

3. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction directe.*
$\Delta H_{(\text{directe})} = {}^-\Delta H_{(\text{inverse})} = {}^-220 \text{ kJ/mol}$

4. *Calculer l'énergie d'activation de la réaction directe.*
$E_{a(\text{directe})} = E_{a(\text{inverse})} + \Delta H_{(\text{directe})}$
$= 320 \text{ kJ/mol} + ({}^-220 \text{ kJ/mol}) = 100 \text{ kJ/mol}$

Le diagramme énergétique de la réaction directe hypothétique



Chapitre 4 Synthèse

Cahier, p. 187 à 196

1 B, C et E

2 D

3 Données

$m = 1{,}00 \text{ g}$
$M_{C_3H_8} = 44{,}11 \text{ g/mol}$
Énergie $= {}^-50{,}3 \text{ kJ}$
$\Delta H = ? \text{ kJ/mol}$

Solution

1. *Écrire l'équation balancée de la combustion de C_3H_8.*
$C_3H_{8(g)} + 5\,O_{2(g)} \rightarrow 3\,CO_{2(g)} + 4\,H_2O_{(g)}$

2. *Calculer le nombre de moles de C_3H_8 dans 1,00 g.*
$n = \dfrac{m}{M} = \dfrac{1{,}00 \text{ g}}{44{,}11 \text{ g/mol}} = 0{,}023 \text{ mol}$

3. *Calculer la quantité d'énergie nécessaire pour la combustion de 1 mol de C_3H_8.*
${}^-50{,}3 \text{ kJ} \rightarrow 0{,}023 \text{ mol} \Rightarrow \dfrac{{}^-50{,}3 \text{ kJ}}{0{,}023 \text{ mol}} = \dfrac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}}$
$? \text{ kJ} \rightarrow 1 \text{ mol} \qquad \dfrac{{}^-50{,}3 \text{ kJ} \times 1 \text{ mol}}{0{,}023 \text{ mol}} = {}^-2{,}19 \times 10^3 \text{ kJ}$
Donc : $\Delta H = {}^-2{,}19 \times 10^3 \text{ kJ/mol de } C_3H_8$.

4. *Écrire l'équation thermochimique de la combustion de C_3H_8.*
$C_3H_{8(g)} + 5\,O_{2(g)} \rightarrow 3\,CO_{2(g)} + 4\,H_2O_{(g)} + 2{,}19 \times 10^3 \text{ kJ}$
ou
$C_3H_{8(g)} + 5\,O_{2(g)} \rightarrow 3\,CO_{2(g)} + 4\,H_2O_{(g)}$
$\Delta H = {}^-2{,}19 \times 10^3 \text{ kJ/mol de } C_3H_8$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4 Données

Eau :
$V_1 = 200$ mL $\Rightarrow$ $m_1 = 200$ g
$c_1 = 4{,}19$ J/g • °C
$T_{i1} = 2{,}50$ °C
$T_{f1} = 18{,}5$ °C

Liquide antigel :
$c_2 = 2{,}20$ J/g • °C
$T_{i2} = 34{,}2$ °C
$T_{f2} = 18{,}5$ °C
$\rho = 1{,}11$ g/mL
$V_2 = ?$ mL

Solution

1. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'eau.*

$$Q_1 = m_1 c_1 \Delta T_1 = m_1 c_1 (T_{f1} - T_{i1})$$
$$= 200 \text{ g} \times 4{,}19 \text{ J/g} \cdot °\text{C} \times (18{,}5 °\text{C} - 2{,}50 °\text{C})$$
$$= 13{,}4 \times 10^3 \text{ J}$$

2. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par l'antigel.*

$$Q_2 = {}^-Q_1 \quad \Rightarrow \quad Q_2 = {}^-13{,}4 \times 10^3 \text{ J}$$

3. *Calculer la masse d'antigel à ajouter.*

$$Q_2 = m_2 c_2 \Delta T_2 \quad \Rightarrow \quad m_2 = \frac{Q_2}{c_2 \Delta T_2}$$
$$m_2 = \frac{{}^-13{,}4 \times 10^3 \text{ J}}{(2{,}20 \text{ J/g} \cdot °\text{C}) \times (18{,}5 °\text{C} - 34{,}2 °\text{C})}$$

4. *Calculer le volume d'antigel à ajouter.*

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \Rightarrow \quad V = \frac{m}{\rho} = \frac{388 \text{ g}}{1{,}11 \text{ g/mL}} = 350 \text{ mL}$$

Réponse : Le volume d'antigel à ajouter est de 350 mL.

5 Données

Eau :
$m_1 = 200$ g
$c_1 = 4{,}19$ J/g • °C
$T_{i1} = 18{,}0$ °C
$T_{f1} = 43{,}1$ °C
$\Delta T_1 = ?$ °C

Cuivre :
$c_2 = 0{,}39$ J/g • °C
$T_{i2} = 650$ °C
$T_{f2} = 43{,}1$ °C
$\Delta T_2 = ?$ °C
$m_2 = ?$ g

Solution

1. *Calculer la variation de température de l'eau.*

$$\Delta T_1 = T_{f1} - T_{i1} = 43{,}1 °\text{C} - 18{,}0 °\text{C} = 25{,}1 °\text{C}$$

2. *Calculer la variation de température du bloc de cuivre.*

$$T_2 = T_{f2} - T_{i2} = 43{,}1 °\text{C} - 650 °\text{C} = {}^-607 °\text{C}$$

3. *Calculer la masse du bloc de cuivre.*

$${}^-m_1 c_1 \Delta T_1 = m_2 c_2 \Delta T_2 \quad \Rightarrow \quad m_2 = \frac{{}^-m_1 c_1 \Delta T_1}{c_2 \Delta T_2}$$
$$m_2 = \frac{{}^-200 \text{ g} \times 4{,}19 \text{ J/g} \cdot °\text{C} \times 25{,}1 °\text{C}}{0{,}39 \text{ J/g} \cdot °\text{C} \times ({}^-607 °\text{C})}$$
$$= 89 \text{ g}$$

Réponse : La masse du bloc de cuivre est de 89 g.

6 *a)* **Données**

$M_{\text{urée}} = 60{,}07$ g/mol
$m = 100{,}0$ g
Énergie $= {}^-554{,}5$ kJ
$\Delta H = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Calculer le nombre de moles d'urée produit.*

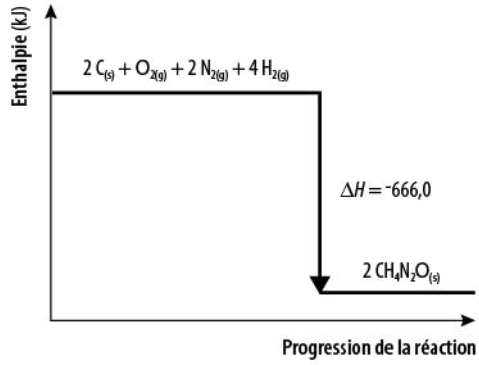
$$n = \frac{m}{M} = \frac{100{,}0 \text{ g}}{60{,}07 \text{ g/mol}} = 1{,}665 \text{ mol}$$

2. *Calculer la variation d'enthalpie molaire de la formation de CH_4N_2O.*

$${}^-554{,}5 \text{ kJ} \rightarrow 1{,}665 \text{ mol}$$
$$? \text{ kJ} \rightarrow 1 \text{ mol}$$
$$\frac{{}^-554{,}5 \text{ kJ}}{1{,}665 \text{ mol}} = \frac{? \text{ kJ}}{1 \text{ mol}}$$
$$\frac{{}^-554{,}5 \text{ kJ} \times 1 \text{ mol}}{1{,}665 \text{ mol}} = {}^-333{,}0 \text{ kJ}$$

Réponse : La variation d'enthalpie molaire de la formation de l'urée est de ⁻333,0 kJ/mol.

b) **Le diagramme d'enthalpie de la formation de l'urée**



c) **Données**

$M_{H_2} = 2{,}02$ g/mol
$m = 1250$ g
$\Delta H = {}^-333{,}1$ kJ/mol
Énergie $= ?$ kJ

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de H_2 utilisé.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1250 \text{ g}}{2{,}02 \text{ g/mol}} = 619 \text{ mol}$$

2. *Calculer le nombre de moles d'urée correspondant.*

Selon le rapport stœchiométrique, 2 mol de H_2 produisent 1 mol d'urée.

$$\text{Donc : } n_{\text{urée}} = \frac{n_{H_2}}{2} = \frac{619 \text{ mol}}{2} = 310 \text{ mol}$$

3. *Calculer l'énergie dégagée.*

$${}^-333 \text{ kJ} \rightarrow 1 \text{ mol}$$
$$? \text{ kJ} \rightarrow 310 \text{ mol}$$
$$\frac{{}^-333{,}0 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \frac{? \text{ kJ}}{310 \text{ mol}}$$
$$\frac{{}^-333{,}0 \text{ kJ} \times 310 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = {}^-1{,}03 \times 10^5 \text{ kJ}$$

Réponse : La quantité d'énergie dégagée est de $1{,}03 \times 10^5$ kJ.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

7 *a)* La réaction est endothermique, car l'enthalpie des produits est supérieure à l'enthalpie des réactifs.

b) Le complexe activé correspond au maximum d'énergie de la courbe : $E_{ca} = 2480$ kJ/mol.

c) $\Delta H = H_p - H_r = 2330 \text{ kJ/mol} - 2120 \text{ kJ/mol}$
$= 210 \text{ kJ/mol}$

d) $E_a = H_{ca} - H_r = 2480 \text{ kJ/mol} - 2120 \text{ kJ/mol}$
$= 360 \text{ kJ/mol}$

e) $E_{a(inverse)} = H_{ca} - H_{r(inverse)} = 2480 \text{ kJ/mol} - 2330 \text{ kJ/mol}$
$= 150 \text{ kJ/mol}$

f) C'est la réaction inverse, car elle possède l'énergie d'activation la moins élevée.

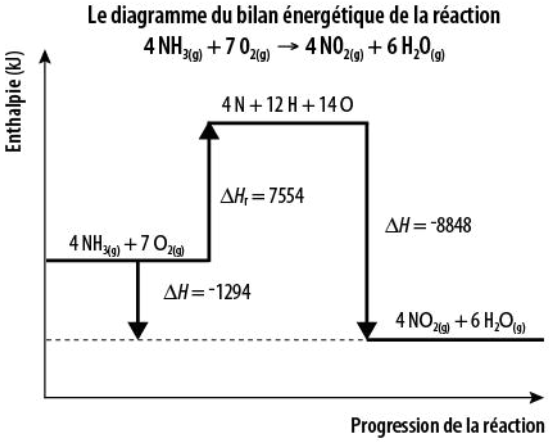
g) $CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + NO_{(g)} + 210 \text{ kJ}$
$CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + NO_{(g)}$
$\Delta H = {}^-210$ kJ/mol de CO

8 **Données**

$E_{N-H} = 339$ kJ/mol $\quad E_{N=O} = 631$ kJ/mol
$E_{O=O} = 498$ kJ/mol $\quad E_{O-H} = 460$ kJ/mol
$E_{N-O} = 201$ kJ/mol $\quad \Delta H = ?$ kJ

Solution

1. *Écrire l'équation balancée.*
$4\ NH_{3(g)} + 7\ O_{2(g)} \rightarrow 4\ NO_{2(g)} + 6\ H_2O_{(g)}$
2. *Déterminer les liaisons brisées dans les réactifs à l'aide de la notation de Lewis.*
H—N—H (avec H sous N) et O=O
$4\ NH_3$: 12 liaisons N—H
$7\ O_2$: 7 liaisons O=O
3. *Calculer la variation d'enthalpie du bris des liaisons des réactifs.*
$\Delta H_r = (12 \times E_{N-H}) + (7 \times E_{0=0})$
$= (12 \text{ mol} \times 339 \text{ kJ/mol}) + (7 \text{ mol} \times 498 \text{ kJ/mol})$
$= 7554$ kJ
4. *Déterminer les liaisons formées dans les produits à l'aide de la notation de Lewis.*
O—N=O et H—O—H
$4\ NO_2$: 4 liaisons simples N—O et 4 liaisons doubles N=O
$6\ H_2O$: 12 liaisons O—H
5. *Calculer la variation d'enthalpie de la formation des liaisons des produits.*
$\Delta H_p = 4 \times E_{N-O} + 4 \times E_{N=0} + 12 \times E_{O-H}$
$= 4 \text{ mol} \times ({}^-201 \text{ kJ/mol}) + 4 \text{ mol} \times ({}^-631 \text{ kJ/mol})$
$+ 12 \text{ mol} \times ({}^-460 \text{ kJ/mol})$
$= {}^-8848$ kJ
6. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction en faisant le bilan énergétique.*
$\Delta H = \Delta H_r + \Delta H_p = 7554 \text{ kJ} - 8848 \text{ kJ} = {}^-1294 \text{ kJ}$
$= {}^-1{,}29 \times 10^3$ kJ
La variation d'enthalpie de la réaction est négative, la réaction est donc exothermique.



9 DÉFI

Données

Eau froide :
$T_{i1} = 8{,}0$ °C
$T_{f1} = 35$ °C
$\Delta T_1 = ?$ °C
$m_1 = ?$ g
$V_1 = ?$ mL

Eau chaude :
$T_{i2} = 51$ °C
$T_{f2} = 35$ °C
$\Delta T_2 = ?$ °C
$m_2 = ?$ g
$V_2 = ?$ mL
$\rho_{eau} = 1{,}0$ g/mL
$V_t = 1{,}0 \text{ L} = 1{,}0 \times 10^3$ mL
$\Rightarrow m_t = 1{,}0 \times 10^3$ g

Solution

1. *Calculer la variation de température de l'eau froide.*
$\Delta T_1 = T_{f1} - T_{i1} \Rightarrow \Delta T_1 = 35 \text{ °C} - 8{,}0 \text{ °C} = 27 \text{ °C}$
2. *Calculer la variation de température de l'eau chaude.*
$\Delta T_2 = T_{f2} - T_{i2} \Rightarrow \Delta T_2 = 35 \text{ °C} - 51 \text{ °C} = {}^-16 \text{ °C}$
3. *Poser les équations.*
$Q_1 = {}^-Q_2 \Rightarrow m_1 c_1 \Delta T_1 = {}^-m_2 c_2 \Delta T_2$
Comme : $c_1 = c_2 \Rightarrow m_1 \Delta T_1 = {}^-m_2 \Delta T_2$
$m_1 \cdot 27 \text{ °C} = {}^-m_2 \cdot ({}^-16 \text{ °C})$
$27\ m_1 = 16\ m_2$ et $m_1 + m_2 = 1000$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4. *Résoudre le système d'équations et calculer les masses d'eau froide et d'eau chaude.*

$$27\,m_1 = 16\,m_2 \quad \Rightarrow \quad m_2 = \frac{27\,m_1}{16}$$

$$m_1 + m_2 = 1000 \quad \Rightarrow \quad m_1 + \frac{27\,m_1}{16} = 1000$$

$$16\,m_1 + 27\,m_1 = 16\,000 \quad \Rightarrow \quad 43\,m_1 = 16\,000$$

$$m_1 = \frac{16\,000}{43} = 372 \text{ g}$$

$$m_2 = \frac{27\,m_1}{16} = \frac{27 \times 372 \text{ g}}{16} = 628 \text{ g}$$

5. *Calculer les volumes d'eau froide et d'eau chaude.*

Comme 1,0 mL d'eau pèse 1,0 g, alors les volumes d'eau froide et d'eau chaude sont :

$V_1 = 372$ mL et $V_2 = 628$ mL

Réponse : Il faut mélanger 0,37 L d'eau froide et 0,63 L d'eau chaude.

10 DÉFI

a) **Données**

$M_{N_2O_4} = 92{,}02$ g/mol
$m_{N_2O_4} = 46{,}01$ g
$m_{eau} = 2000$ g
$T_i = 20{,}2$ °C
$T_f = 16{,}9$ °C
$c_{eau} = 4{,}19$ J/g • °C
$\Delta H = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Calculer la variation de température de l'eau.*

$\Delta T = T_f - T_i = 16{,}9\text{ °C} - 20{,}2\text{ °C} = -3{,}3\text{ °C}$

2. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par l'eau.*

$Q_{eau} = mc\Delta T = 2000\text{ g} \times 4{,}19\text{ J/g • °C} \times (-3{,}3\text{ °C})$
$= -27\,654\text{ J} = -28\text{ kJ}$

3. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par 46,01 g de N_2O_4.*

$\Delta H_{N_2O_4} = -Q_{eau} = -(-28\text{ kJ}) = 28\text{ kJ}$

4. *Calculer le nombre de moles de N_2O_4.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{46{,}01\text{ g}}{92{,}02\text{ g/mol}} = 0{,}5000\text{ mol}$$

5. *Calculer la variation d'enthalpie molaire de la réaction.*

28 kJ → 0,5000 mol
? kJ → 1 mol

$$\frac{28\text{ kJ}}{0{,}5000\text{ mol}} = \frac{?\text{ kJ}}{1\text{ mol}}$$

$$\frac{28\text{ kJ} \times 1\text{ mol}}{0{,}5000\text{ mol}} = 56\text{ kJ}$$

Réponse : La variation d'enthalpie molaire de la réaction est de 56 kJ/mol.

b) **Données**

$\Delta H_{(directe)} = 56$ kJ/mol
$E_{a(directe)} = 58{,}6$ kJ/mol
$H_{N_2O_4} = 1824$ kJ/mol

Solution

1. *Calculer l'enthalpie de NO_2.*

$\Delta H = H_{NO_2} - H_{N_2O_4} \quad \Rightarrow \quad H_{NO_2} = \Delta H + H_{N_2O_4}$
$H_{NO_2} = 56\text{ kJ/mol} + 1824\text{ kJ/mol} = 1880\text{ kJ/mol}$

2. *Calculer l'enthalpie du complexe activé.*

$E_a = H_{ca} - H_r \quad \Rightarrow \quad H_{ca} = E_a + H_r$
$H_{ca} = 58{,}6\text{ kJ/mol} + 1824\text{ kJ/mol} = 1883\text{ kJ/mol}$

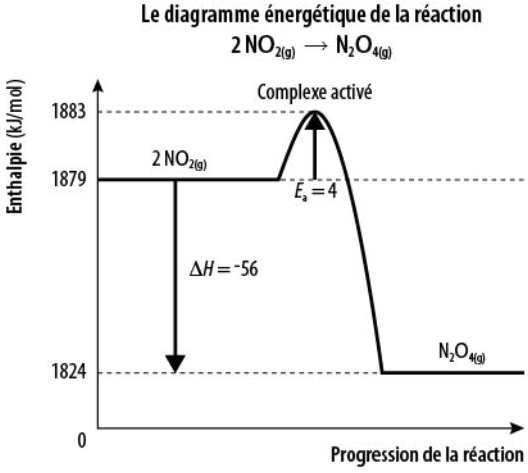
3. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction inverse.*

$\Delta H_{(inverse)} = -\Delta H_{(directe)} = -56$ kJ/mol

4. *Calculer l'énergie d'activation de la réaction inverse.*

$E_{a(inverse)} = H_{ca} - H_r = 1883\text{ kJ/mol} - 1879\text{ kJ/mol}$
$= 4\text{ kJ/mol}$

5. *Tracer le diagramme énergétique de la réaction inverse.*



c) C'est le dioxyde d'azote (NO_2) qui est le plus susceptible de se décomposer de manière spontanée, car son énergie d'activation est beaucoup moins élevée que celle du tétraoxyde de diazote (N_2O_4).

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



LABO 7 L'observation du transfert d'énergie

Cahier, p. 140

Mise en situation

Des métaux chauds

Avez-vous déjà remarqué qu'un ordinateur allumé depuis plusieurs heures dégage de la chaleur ? Cette chaleur est principalement causée par le disque dur qui tourne souvent à grande vitesse. Pour éviter la détérioration des composantes internes à cause d'un excès de chaleur, la plupart des ordinateurs sont munis d'un ventilateur qui permet d'en diminuer la température. Cette ventilation est importante, car les ordinateurs sont fabriqués de plusieurs éléments, dont divers métaux qui peuvent supporter la chaleur, mais aussi d'autres matériaux qui peuvent être abîmés par celle-ci. De plus, si les métaux peuvent emmagasiner de la chaleur, ils peuvent aussi en dégager, ce qui peut avoir des conséquences fâcheuses sur des composantes voisines, faites de plastique, par exemple.

Quel métal, parmi le plomb, l'aluminium ou le cuivre, est-il préférable d'utiliser dans les composantes d'un ordinateur pour en éviter la surchauffe ?

La préparation

1. Sur quelle propriété d'une substance la capacité thermique massique de celle-ci nous informe-t-elle ?

2. Lors de la surchauffe d'un ordinateur, la masse des composantes métalliques est-elle une variable à considérer ?

3. Comment mesure-t-on le transfert de chaleur de différents métaux en laboratoire ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 7 L'observation du transfert d'énergie

Cahier, p. 140

Le but de l'expérience

Déterminer expérimentalement la capacité thermique massique de trois métaux : l'aluminium, le cuivre et le plomb.

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

- 750 mL d'eau à la température de la pièce
- Un bécher de 600 mL
- Une plaque chauffante
- Un cylindre d'aluminium de 100 g
- Un cylindre de cuivre de 100 g
- Un cylindre de plomb de 100 g
- Une balance électronique
- Une pince à creuset
- Un cylindre gradué de 100 mL
- Trois verres en polystyrène
- Trois thermomètres
- Trois pinces à thermomètre
- Une tige de verre
- Un support universel

Manipulations

1. Verser environ 400 mL d'eau dans le bécher et le placer sur la plaque chauffante.
2. Régler la plaque à intensité maximale et porter l'eau à ébullition. Pendant ce temps, exécuter les étapes 3 à 7.
3. Peser chaque cylindre de métal à l'aide de la balance électronique, puis noter les résultats dans le tableau 1 de la question 1.
4. À l'aide de la pince à creuset, déposer délicatement les cylindres dans le bécher. S'assurer que chaque cylindre est totalement immergé dans l'eau.
5. À l'aide du cylindre gradué, verser exactement 100 mL d'eau à la température de la pièce dans chacun des trois verres en polystyrène.
6. Placer un thermomètre dans chacun des verres en polystyrène et les fixer au support universel à l'aide des pinces à thermomètre.
7. Prendre la température de l'eau de chacun des verres en polystyrène et la noter dans le tableau 1 de la question 1.
8. Lorsque l'eau du bécher bout, maintenir l'ébullition pendant trois minutes.
9. À l'aide de la pince à creuset, retirer rapidement les cylindres du bécher un à la fois, puis plonger chacun dans un verre en polystyrène rempli d'eau. S'assurer que chaque cylindre est complètement immergé dans l'eau.
10. À l'aide de la tige de verre, agiter l'eau des verres de temps en temps.
11. Surveiller la température de l'eau de chacun des verres et noter la température la plus élevée qui sera atteinte dans le tableau 1 de la question 1.
12. Rincer soigneusement le matériel et le ranger.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats obtenus dans le tableau 1, puis calculez la variation de la température de l'eau.

TABLEAU 1
Les résultats du laboratoire

Métal	m (g)	T_i de l'eau du verre (°C ± 0,5 °C)	T_f de l'eau du verre (°C ± 0,5 °C)	ΔT de l'eau du verre (°C ± 1 °C)
Aluminium				
Cuivre				
Plomb				

L'analyse des résultats

2. En comparant les variations de température de l'eau en présence de chacun des trois métaux, que déduisez-vous ?

_____

_____

_____

_____

3. Pour chacun des trois métaux, déterminez la quantité de chaleur absorbée par l'eau.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4. Déterminez la quantité de chaleur cédée par chacun des trois métaux, puis expliquez votre réponse.

5. Calculez la capacité thermique massique de chacun des trois métaux.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

6. Comparez vos résultats avec les valeurs du tableau 4.2 à la page 141 du cahier.

7. Selon vous, pourquoi était-il nécessaire, en sortant les cylindres du bécher, de les introduire rapidement dans l'eau des verres en polystyrène ?

8. Selon vous, pourquoi fallait-il agiter l'eau du verre en polystyrène lorsque les cylindres chauds y étaient immergés ?

9. Quelles sont les causes d'erreurs possibles dans ce laboratoire ? Comment influencent-elles les résultats et votre interprétation de ceux-ci ?

La conclusion

10. Lequel des trois métaux a provoqué la plus grande variation de température de l'eau ?

11. Classez les trois métaux en ordre croissant de capacité thermique massique.

12. Que nous apprend ce laboratoire relativement à la capacité thermique massique ?

13. Lequel des trois métaux étudiés serait-il préférable d'utiliser dans les composantes d'un ordinateur dans le but d'éviter sa surchauffe (sans tenir compte de sa densité) ? Expliquez votre réponse.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



LABO 8 Le calcul de l'énergie transférée

Cahier, p. 142

Mise en situation

Bain douillet

Lorsqu'on prend un bain ou une douche, la température de l'eau doit être contrôlée afin d'éviter tout risque de blessures. En effet, de l'eau à 55 °C pendant 30 secondes provoque des brûlures chez un adulte. Une augmentation de seulement 10 °C suffit pour être brûlé en deux secondes seulement. On a vu de nombreux aînés subir de graves brûlures à la suite d'un bain donné à une température trop élevée. Dans certains cas, la mort est malheureusement survenue. C'est pourquoi le gouvernement québécois a légiféré pour obliger les résidences pour aînés, les hôpitaux, les centres de réadaptation, les CHSLD et autres établissements de soins à maintenir la température de l'eau à 43 °C, mesurée à la sortie du robinet de la baignoire. Cette température peut être obtenue notamment grâce à un dispositif de limitation de la température de type thermostatique (type T) intégré au robinet.

Comment un dispositif thermostatique arrive-t-il à maintenir une température uniforme de 43 °C ?

La préparation

1. Selon la loi de la conservation de l'énergie, comment se fait le transfert d'énergie dans un système isolé ?

2. Par convention, comment désigne-t-on l'énergie absorbée et l'énergie dégagée dans une équation ?

3. Quelle équation permet de calculer l'énergie transférée ? _____

4. Comment varie la température finale d'un mélange si les deux substances initiales sont de même nature ?

5. Comment mesure-t-on l'énergie transférée en laboratoire ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 8 Le calcul de l'énergie transférée



Cahier, p. 142

Le but de l'expérience

Déterminer expérimentalement la température finale d'un mélange en faisant varier la masse et la nature des substances mélangées.

L'hypothèse

Comment la masse et la nature de deux substances qu'on mélange influencent-elles la température finale du mélange ? Justifiez votre réponse.

_____

_____

_____

_____

_____

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

- Deux pinces à thermomètre
- Un support universel
- Une plaque chauffante
- Un cylindre gradué de 100 mL
- Environ 600 mL d'eau du robinet
- Un verre en polystyrène d'environ 200 mL
- Deux thermomètres
- Un bécher de 400 mL
- Une pince à bécher
- Une tige de verre
- Environ 120 mL d'une solution d'antigel ($C_2H_6O_2$)
- Une balance électronique

Pour le groupe classe

- Un bac de récupération des liquides

Manipulations

1er mélange

1. Fixer les pinces à thermomètre au support universel. Placer le support universel près de la plaque chauffante.
2. À l'aide du cylindre gradué, mesurer 50 mL d'eau du robinet et les verser dans le verre en polystyrène. Déposer le verre sur le support universel.
3. Fixer un thermomètre au support universel à l'aide d'une pince à thermomètre, prendre la température de l'eau du verre et la noter dans le tableau 1 de la question 1.

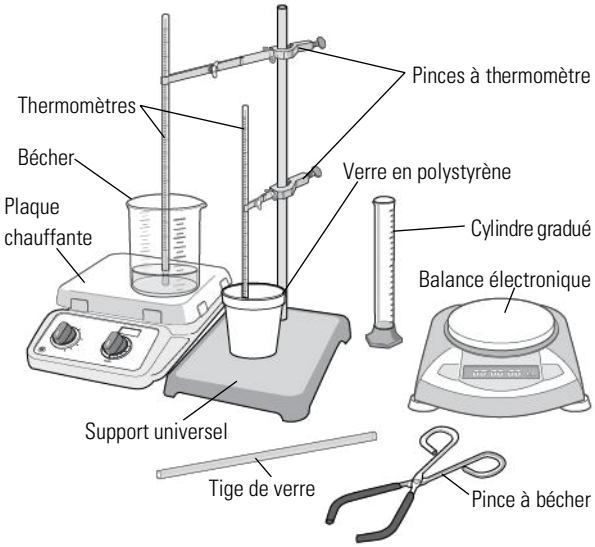


Figure 1 Le montage de l'expérience.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4 À l'aide du cylindre gradué, mesurer 100 mL d'eau du robinet et les verser dans le bécher de 400 mL.

5 Déposer le bécher sur la plaque chauffante et fixer un thermomètre à la seconde pince à thermomètre. Régler la plaque chauffante à intensité maximale, jusqu'à ce que l'eau soit à environ 70 °C.

6 Retirer le thermomètre du bécher. À l'aide de la pince à bécher, retirer le bécher de la plaque chauffante. Verser exactement 50 mL d'eau chaude dans le cylindre gradué.

7 Prendre la température de l'eau chaude et la noter dans le tableau 1 de la question 1.

8 Verser rapidement l'eau chaude dans le verre en polystyrène, puis agiter l'eau de façon continue avec la tige de verre.

9 Prendre la température de l'eau et noter la température la plus élevée atteinte par le mélange dans le tableau 1 de la question 1.

10 Jeter le contenu du verre en polystyrène et du bécher.

11 Rincer le verre en polystyrène à l'eau froide.

2e mélange

1 À l'aide du cylindre gradué, mesurer 50 mL d'eau du robinet et les verser dans le verre en polystyrène. Déposer le verre sur le support universel.

2 Prendre la température de l'eau et la noter dans le tableau 1 de la question 1.

3 À l'aide du cylindre gradué, mesurer 150 mL d'eau du robinet et les verser dans le bécher de 400 mL.

4 Déposer le bécher sur la plaque chauffante et fixer le thermomètre à la seconde pince à thermomètre. Régler la plaque chauffante à intensité maximale, jusqu'à ce que l'eau soit à environ 70 °C.

5 Retirer le thermomètre du bécher. À l'aide de la pince à bécher, retirer le bécher de la plaque chauffante. Verser exactement 100 mL d'eau chaude dans le cylindre gradué.

6 Refaire les manipulations 7 à 11 du 1er mélange.

3e mélange

1 Poser le verre en polystyrène sur la balance, tarer puis mesurer exactement 50,0 g de solution d'antigel. Déposer le verre sur le support universel.

2 Prendre la température de la solution d'antigel et la noter dans le tableau 1 de la question 1.

3 Refaire les manipulations 4 à 8 du 1er mélange.

4 Prendre la température du mélange d'eau et de solution d'antigel et noter la température la plus élevée atteinte par le mélange dans le tableau 1 de la question 1.

5 Jeter le contenu du verre en polystyrène et du bécher dans le bac de récupération des liquides.

6 Nettoyer soigneusement le matériel et le ranger.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats du laboratoire dans le tableau 1.

TABLEAU 1
Les résultats du laboratoire

Mélange		T_i (°C ± 0,5 °C)	T_f (°C ± 0,5 °C)	ΔT (°C ± 1 °C)
1	50,0 mL d'eau du robinet			
	50,0 mL d'eau chaude			
2	50,0 mL d'eau du robinet			
	100,0 mL d'eau chaude			
3	50,0 g de solution d'antigel			
	50,0 mL d'eau chaude			

L'analyse des résultats

2. Selon vous, pourquoi n'a-t-on pas fait chauffer directement 50 mL d'eau jusqu'à 70 °C au lieu de chauffer 100 mL et d'ensuite prélever 50 mL ?

3. Que remarquez-vous à propos de la température finale des trois mélanges ?

a) Mélange 1

b) Mélange 2

c) Mélange 3

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4. Si on faisait un mélange avec 50 mL d'eau chaude et 100 mL d'eau du robinet, que remarquerait-on au sujet de la température finale ?

5. Calculez la température finale théorique de chacun des trois mélanges effectués.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

6. Comparez les valeurs des températures finales expérimentales et les valeurs théoriques obtenues.

7. Quelles sont les causes d'erreurs possibles dans ce laboratoire ?

8. Comment les causes d'erreur énumérées à la question 7 influencent-elles les résultats et vos analyses ?

La conclusion

9. Que pouvez-vous conclure de cette expérience ?

10. Comment un dispositif thermostatique arrive-t-il à maintenir une température uniforme de 43 °C?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



LABO 9 Les transformations chimiques et l'énergie thermique

Cahier, p. 151

Mise en situation

Compresse secours

Le sport est une composante essentielle d'une vie équilibrée. De nombreuses personnes pratiquent des sports de contact tels que le football, le hockey ou le rugby. Sur la glace ou sur les terrains de jeu, il peut y avoir des collisions plus ou moins violentes entre les joueurs. Certaines de ces collisions peuvent entraîner des blessures mineures, comme une entorse ou une foulure. L'entorse est un étirement pouvant mener à une rupture partielle ou complète d'un ligament. La foulure est une entorse bénigne où les ligaments ne sont ni déchirés ni arrachés. Lorsqu'on subit une entorse ou une foulure, la partie blessée subit un gonflement et l'inflammation s'installe. Afin de diminuer ces symptômes incommodants, la meilleure solution est d'appliquer de la glace sur la région blessée. La glace resserre les vaisseaux sanguins, ce qui réduit l'enflure. Cependant, peu de sportifs transportent de la glace lorsqu'ils pratiquent leur activité.

Comment peut-on produire simplement une source de froid sans utiliser de glace ?

La préparation

1. Qu'est-ce qu'une transformation exothermique ? Donnez une courte définition.

_____

2. Qu'est-ce qu'une transformation endothermique ? Donnez une courte définition.

_____

3. Quel type de transformation doit-on privilégier pour produire une source de froid ?

_____

4. La glace appliquée sur une blessure subit-elle une transformation physique ou chimique ?

_____

_____

_____

5. Comment peut-on distinguer expérimentalement une réaction exothermique d'une réaction endothermique ?

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 9 Les transformations chimiques et l'énergie thermique

Cahier, p. 151

Le but de l'expérience

Distinguer expérimentalement les transformations endothermiques des transformations exothermiques.

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

- Une pince à thermomètre
- Un support universel
- Un cylindre gradué de 50 mL
- Un cylindre gradué de 100 mL
- Un verre en polystyrène
- Un thermomètre
- Une balance électronique
- Une tige de verre
- Un flacon-laveur d'eau distillée
- Deux béchers de 100 mL
- Deux pèse-matière
- 2,5 g de nitrate de potassium (KNO_3) en poudre
- 2,5 g de chlorure de lithium (LiCl) en poudre
- 50 mL de solution de bicarbonate de sodium ($NaHCO_3$), concentrée à 1,0 mol/L
- 50 mL de solution d'hydroxyde de sodium (NaOH), concentrée à 1,0 mol/L
- 100 mL de solution d'acide acétique (CH_3COOH), concentrée à 1,0 mol/L
- 50 mL de solution de chlorure de sodium (NaCl), concentrée à 1,0 mol/L
- 50 mL de solution d'iodure de potassium (KI), concentrée à 1,0 mol/L
- 100 mL de solution de nitrate d'argent ($AgNO_3$), concentrée à 1,0 mol/L

Pour le groupe classe

- Un bac de récupération des liquides

Manipulations

Dissolutions

1. Fixer la pince à thermomètre au support universel.
2. À l'aide du cylindre gradué, mesurer 100 mL d'eau distillée et les verser dans le verre en polystyrène. Déposer le verre sur le support universel.
3. Fixer le thermomètre à la pince à thermomètre, prendre la température de l'eau et la noter dans le tableau 1 de la question 1. C'est la température initiale du mélange.
4. À l'aide de la balance électronique et d'un pèse-matière, peser 2,5 g de nitrate de potassium (KNO_3).
5. Verser le nitrate de potassium dans le verre en polystyrène.
6. À l'aide de la tige de verre, agiter le contenu du verre jusqu'à dissolution complète du nitrate de potassium.

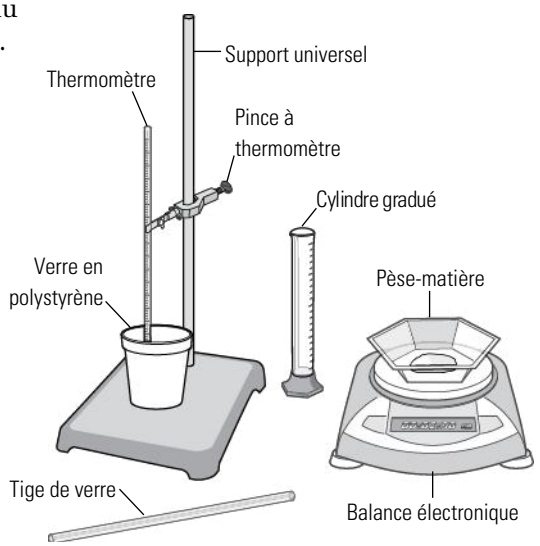


Figure 1 Le montage de l'expérience.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Attention !

La poudre peut être difficile à voir au fond du verre.

7 Surveiller la température du mélange et noter sa température maximale ou minimale atteinte dans le tableau 1 de la question 1.

8 Vider le contenu du verre dans le bac de récupération des liquides et bien rincer le matériel à l'eau distillée.

9 Recommencer les manipulations 2 à 8 en remplaçant aux étapes 4 et 5 le nitrate de potassium par du chlorure de lithium (LiCl).

Neutralisations acidobasiques

1 À l'aide du cylindre gradué de 50 mL, mesurer 50 mL de solution de bicarbonate de sodium ($NaHCO_3$) et les verser dans le verre de polystyrène. Déposer le verre sur le support universel.

2 À l'aide du thermomètre, prendre la température de la solution et la noter dans le tableau 1 de la question 1.

3 À l'aide du cylindre gradué de 100 mL, mesurer 50 mL de solution d'acide acétique (CH_3COOH) et les verser tranquillement dans le verre en polystyrène.

Attention !

Verser lentement, car la solution devient effervescente.

4 À l'aide de la tige de verre, agiter le contenu du verre.

5 Surveiller la température du mélange et noter sa température maximale ou minimale atteinte dans le tableau 1 de la question 1.

6 Vider le contenu du verre dans le bac de récupération des liquides et bien rincer le matériel à l'eau distillée.

7 Recommencer les manipulations 1 à 6 en remplaçant à l'étape 1 la solution de bicarbonate de sodium par la solution d'hydroxyde de sodium (NaOH).

Précipitations

1 À l'aide du cylindre gradué de 50 mL, mesurer 50 mL de solution de nitrate d'argent ($AgNO_3$) et les verser dans le verre en polystyrène. Déposer le verre sur le support universel.

2 À l'aide du thermomètre, prendre la température de la solution et la noter dans le tableau 1 de la question 1.

3 À l'aide du cylindre gradué de 100 mL, mesurer 50 mL de solution de chlorure de sodium (NaCl) et les verser dans le verre en polystyrène.

4 À l'aide de la tige de verre, agiter le contenu du verre.

5 Surveiller la température du mélange et noter sa température maximale ou minimale atteinte dans le tableau 1 de la question 1.

6 Vider le contenu du verre dans le bac de récupération des liquides et bien rincer le matériel avec de l'eau distillée.

7 Recommencer les manipulations 1 à 6 en remplaçant à l'étape 3 la solution de chlorure de sodium par la solution d'iodure de potassium (KI).

8 Nettoyer et ranger le matériel.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats du laboratoire dans le tableau 1, puis calculez la variation de température dans la dernière colonne.

TABLEAU 1
Les résultats du laboratoire

Mélanges	T_i du mélange (°C ± 0,5 °C)	T_f du mélange (°C ± 0,5 °C)	ΔT (°C ± 1 °C)
Dissolutions			
Eau distillée + KNO_3			
Eau distillée + LiCl			
Neutralisations acidobasiques			
$NaHCO_3$ + CH_3COOH			
NaOH + CH_3COOH			
Précipitations			
NaCl + $AgNO_3$			
KI + $AgNO_3$			

L'analyse des résultats

2. Parmi les mélanges effectués, lesquels sont :

a) des transformations physiques ?

_____

b) des réactions chimiques ?

_____

3. Que remarquez-vous à propos de la température finale des mélanges ? Que pouvez-vous en déduire ?

a) Les dissolutions

_____

_____

_____

_____

_____

b) Les neutralisations acidobasiques

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

c) Les précipitations

_____

_____

_____

_____

_____

4. Dans le tableau 2, retranscrivez la variation de température inscrite dans le tableau 1, puis indiquez si la transformation est endothermique ou exothermique.

TABLEAU 2
La nature énergétique des transformations

Mélanges	ΔT (°C ± 1 °C)	Transformation endothermique	Transformation exothermique
Dissolutions			
Eau distillée + KNO_3		☐	☐
Eau distillée + LiCl		☐	☐
Neutralisations acidobasiques			
$NaHCO_3$ + CH_3COOH		☐	☐
NaOH + CH_3COOH		☐	☐
Précipitations			
NaCl + $AgNO_3$		☐	☐
KI + $AgNO_3$		☐	☐

5. Écrivez l'équation thermochimique de chacune des transformations de deux façons différentes en y indiquant la variation d'enthalpie (ΔH). Précisez si la variation d'enthalpie est plus grande (>) ou plus petite (<) que zéro.

a) Les dissolutions

b) Les neutralisations acidobasiques

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

c) Les précipitations

6. Quelles sont les causes d'erreurs possibles dans ce laboratoire ?

7. Comment les causes d'erreurs influencent-elles les résultats de vos analyses ?

La conclusion

8. En vous basant sur cette expérience, pouvez-vous prévoir si une réaction est endothermique ou exothermique ? Justifiez votre réponse.

9. Comment peut-on produire simplement une source de froid sans utiliser de glace ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Chapitre 4 Les transformations et les variations d'énergie

1 De quelle forme d'énergie s'agit-il dans chacun des énoncés suivants ?

a) Utiliser le robot culinaire pour faire une soupe. _____

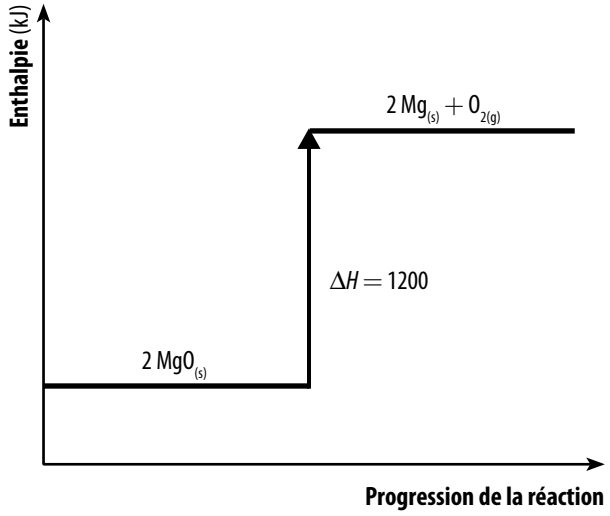
b) Épandre un abrasif sur la chaussée en hiver. _____

c) Allumer un brûleur à alcool pour manger de la fondue. _____

d) Recharger son cellulaire. _____

2 Observez le diagramme suivant et répondez aux questions.

Le diagramme d'enthalpie de la décomposition de l'oxyde de magnésium (MgO)



a) Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Expliquez votre réponse.

_____

b) L'enthalpie des réactifs est-elle inférieure ou supérieure à celle des produits ?

_____

_____

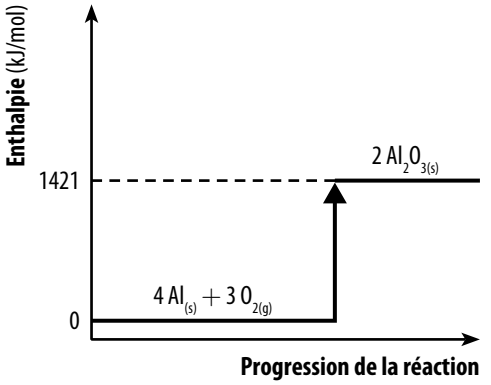
c) Écrivez de deux façons l'équation thermochimique de cette réaction.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

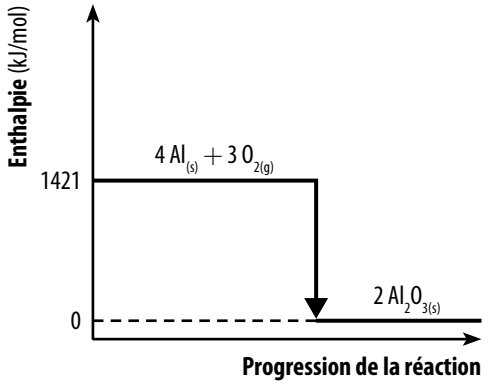
3 Lequel des quatre graphiques ci-dessous représente la variation d'enthalpie de la réaction chimique suivante ?

$$4\ Al_{(s)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ Al_2O_{3(s)} + 2842\ kJ$$

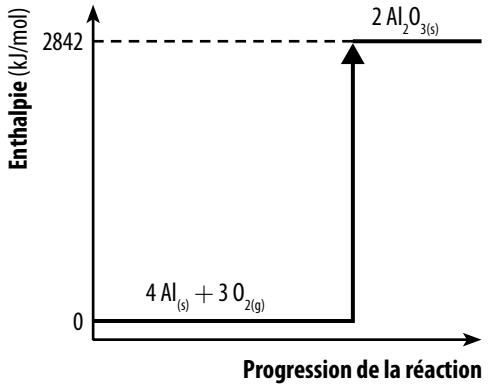
A.



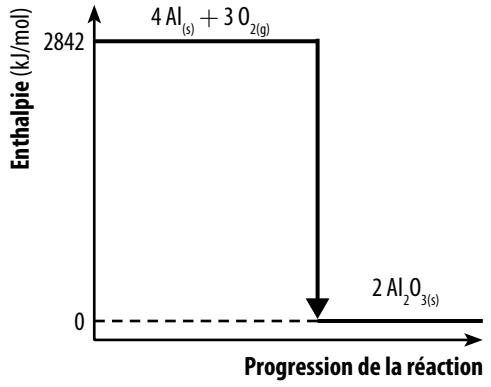
C.



B.



D.



4 Le peroxyde d'hydrogène (H_2O_2), un agent de blanchiment utilisé comme antiseptique, peut être produit à partir de la réaction chimique suivante. Consultez le tableau des enthalpies molaires standards de formation de l'annexe 9.5.

$$H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{2(l)}$$

Quelle affirmation est vraie relativement à cette réaction ? Entourez la bonne réponse.

A. La réaction est exothermique et sa variation d'enthalpie est de 187,8 kJ/mol.

B. La réaction est exothermique et sa variation d'enthalpie est de -187,8 kJ/mol.

C. La réaction est endothermique et sa variation d'enthalpie est de 187,8 kJ/mol.

D. La réaction est endothermique et sa variation d'enthalpie est de -187,8 kJ/mol.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5 Vous possédez un trousseau de 10 clés dont chacune est constituée d'un métal différent. La capacité thermique massique de ces métaux est indiquée dans le tableau suivant.

La capacité thermique massique de différents métaux à 25 °C

Métal	Chaleur massique (J/g • °C)	Métal	Chaleur massique (J/g • °C)
Magnésium (Mg)	1,02	Zinc (Zn)	0,39
Aluminium (Al)	0,90	Argent (Ag)	0,24
Fer (Fe)	0,44	Étain (Sn)	0,23
Nickel (Ni)	0,44	Plomb (Pb)	0,16
Cuivre (Cu)	0,39	Or (Au)	0,13

a) Si vous sortez de la maison en hiver et que vous laissez échapper vos clés dans la neige, laquelle sera la plus froide lorsque vous les récupérerez après 30 secondes ? Expliquez votre réponse.

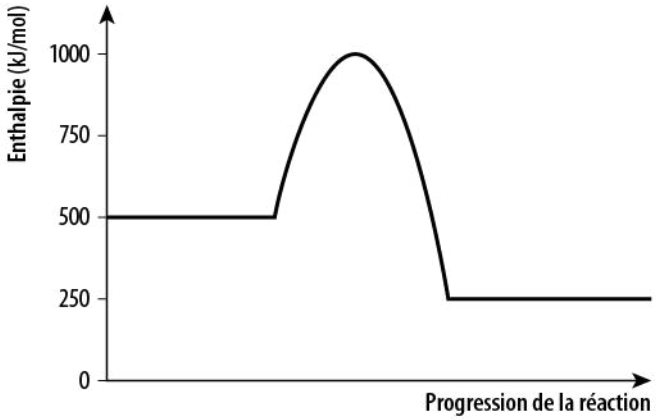
b) Si vous retrouvez vos clés deux jours plus tard, laquelle sera la plus froide ? Expliquez votre réponse.

6 Afin de réparer un fer à cheval, un forgeron le chauffe à une très haute température, puis le refroidit rapidement dans de l'eau froide pour amener sa température à 24,5 °C. Sachant que la masse de ce fer à cheval est de 680 g et que lors du refroidissement, il a dégagé 175,4 kJ, calculez la température à laquelle il a été chauffé.

Le fer à cheval est constitué d'acier ayant une capacité thermique massique de 0,445 J/g• °C.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

7 Le graphique suivant illustre une réaction chimique réversible.



Quelles sont les valeurs respectives de l'énergie d'activation et de la variation d'enthalpie de la réaction inverse présentées sur ce graphique ?

A. 500 kJ/mol et -250 kJ/mol
B. 750 kJ/mol et 250 kJ/mol
C. 1000 kJ/mol et 500 kJ/mol
D. 500 kJ/mol et 250 kJ/mol

8 L'équation thermochimique suivante représente la formation de propane (C_3H_8).

$$3\ C_{(s)} + 4\ H_{2(g)} \rightarrow C_3H_{8(g)} + 103{,}8\ kJ$$

a) Quelle est la quantité d'énergie impliquée dans la formation de 6,44 g de propane ?

b) Est-ce de l'énergie dégagée ou absorbée ? Justifiez vos réponses.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

9 Voici la réaction chimique de formation du propane ($C_3H_{8(g)}$) :

$$3\,C_{(s)} + 4\,H_{2(g)} \rightarrow H-\underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle H}{\underset{|}{\overset{|}{C}}}}-\underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle H}{\underset{|}{\overset{|}{C}}}}-\underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle H}{\underset{|}{\overset{|}{C}}}}-H$$

a) Calculez la variation d'enthalpie de cette réaction à l'aide de l'annexe 9.3, *Les énergies moyennes de liaison*.

b) La réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Justifiez votre réponse.

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

10 Une réaction chimique hypothétique est représentée par l'équation suivante :

$$A + 2\,B \rightarrow 2\,C + 3\,D$$

L'enthalpie des réactifs est de 240 kJ et celle des produits, de 100 kJ.

a) La réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Justifiez votre réponse sans calculs.

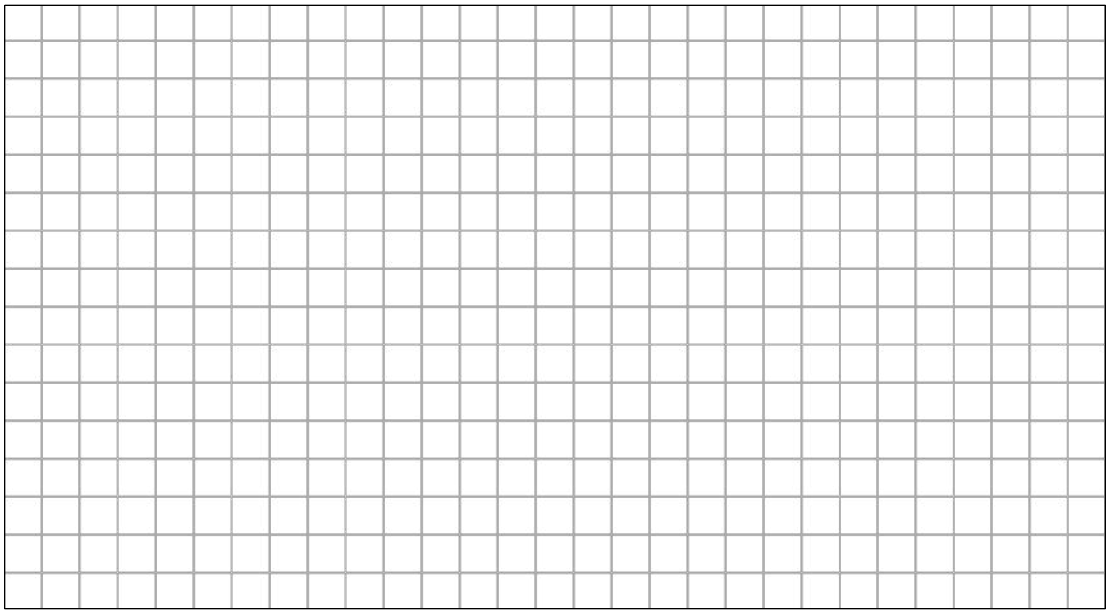
_____

_____

b) Calculez la variation d'enthalpie de cette réaction.

c) Écrivez de deux façons différentes l'équation thermochimique de cette réaction.

d) Tracez le diagramme d'enthalpie en fonction de la progression de la réaction.



Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

11 DÉFI

Tracez le diagramme énergétique d'une réaction hypothétique dont la réaction inverse est caractérisée par :

- une enthalpie des réactifs de -160 kJ/mol ;
- une enthalpie des produits de 80 kJ/mol ;
- une énergie d'activation de 300 kJ/mol.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

12 DÉFI

Quels volumes d'eau froide à 4,0 °C et d'eau chaude à 56,0 °C devez-vous mélanger pour obtenir 250 mL d'eau tiède à 38,0 °C ? La masse volumique de l'eau est de 1,0 g/mL.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Chapitre 4 Les transformations et les variations d'énergie

Donnée utile : capacité thermique massique de l'eau : 4,19 J/g • °C /50

1. Parmi les exemples suivants, lequel représente un phénomène exothermique ? /2

A. La dissolution du sucre dans une tasse de café.

B. De la glace qui se forme sur la vitre intérieure d'une fenêtre par temps froid.

C. La décomposition de l'eau par électrolyse.

D. L'évaporation de l'essence dans le réservoir d'une voiture.

2. Parmi les réactions suivantes, certaines représentent des phénomènes chimiques et d'autres, des phénomènes physiques. Certaines sont endothermiques, alors que d'autres sont exothermiques. /2

a) $NaCl_{(s)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + \text{Énergie}$

b) $C_{(s)} + O_{2\,(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + \text{Énergie}$

c) $H_2O_{(l)} + \text{Énergie} \rightarrow H_2O_{(g)}$

d) $Mg_{(s)} + 2\,HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)} + \text{Énergie}$

e) $I_{2\,(s)} + \text{Énergie} \rightarrow I_{2(g)}$

Parmi les énoncés suivants, lequel est vrai ?

1. *a* et *b* Phénomènes physiques exothermiques
2. *b* et *e* Phénomènes chimiques endothermiques
3. *c* et *e* Phénomènes physiques endothermiques
4. *a* et *d* Phénomènes chimiques endothermiques

3. Les énoncés suivants concernent le complexe activé. /2

a) C'est une molécule intermédiaire très énergétique.

b) Sa formation n'est possible que si l'on fournit l'énergie d'activation nécessaire.

c) Sa durée de vie est très courte.

d) Il possède une enthalpie plus élevée que celle des produits.

e) Son enthalpie est plus élevée que celle des réactifs.

Quels énoncés sont vrais ?

1. *a*, *b* et *c*
2. *a*, *c* et *d*
3. *a*, *b*, *c* et *d*
4. Tous les énoncés sont vrais.

4. Les énoncés suivants s'appliquent à une réaction chimique ayant une variation d'enthalpie négative. /2

a) La réaction est endothermique.

b) L'enthalpie des réactifs est supérieure à l'enthalpie des produits.

c) La température du milieu environnant augmente au cours de la réaction chimique.

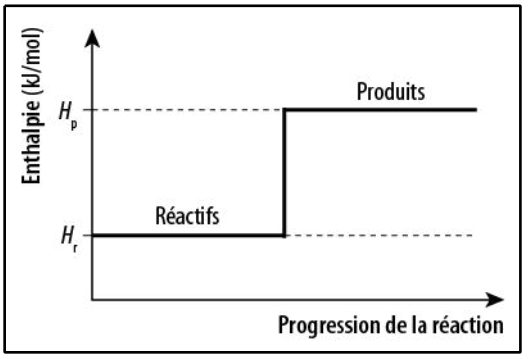
d) Au cours de cette réaction, il y a absorption d'énergie.

Quel ou quels énoncés sont vrais ?

1. *a*
2. *a* et *d*
3. *b* et *c*
4. *b*, *c* et *d*

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5. Observez le diagramme énergétique suivant. **/2**



Voici une liste de plusieurs phénomènes :

a) L'évaporation de l'eau.

b) L'électrolyse de l'eau.

c) Un feu d'artifice.

d) La décomposition du carbonate de calcium : $CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \quad \Delta H = 178$ kJ/mol

e) L'eau d'un lac qui gèle.

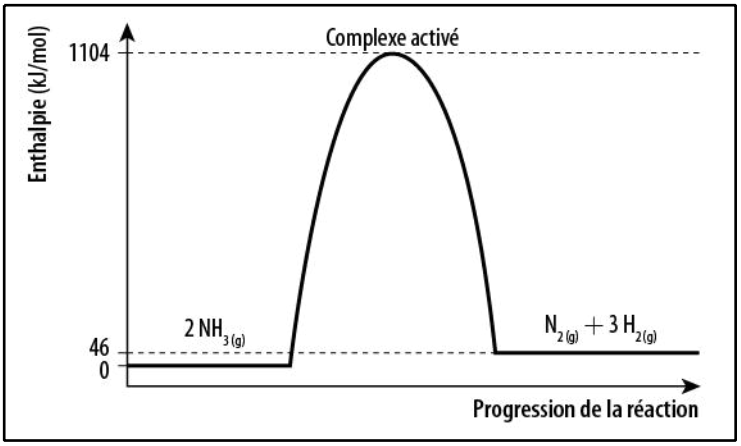
f) La combustion de l'essence.

Parmi les phénomènes cités, lesquels s'appliquent au diagramme énergétique ?

1. *a*, *b*, *c* et *e* 2. *a*, *b* et *d* 3. *a*, *c* et *f* 4. *c*, *e* et *f*

6. Le diagramme énergétique suivant correspond à la réaction : **/10**

$$2\ NH_{3(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)}$$



a) La réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Justifiez votre réponse sans calculs.

_____

_____

b) Quelle est la valeur de la variation d'enthalpie de la réaction ?

_____

c) Quelle est la valeur de l'énergie d'activation de la réaction inverse ?

_____

d) Parmi les réactions directe ou inverse, laquelle est susceptible d'être la plus spontanée ? Justifiez votre réponse.

_____

e) Écrivez de deux façons différentes l'équation thermochimique de la réaction directe.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

7. Une réaction nécessite 30 kJ/mol pour s'amorcer et dégage ensuite 85 kJ/mol. **/2**

Parmi les énoncés suivants, lequel est vrai ?

A. L'énergie d'activation de la réaction directe est égale à 55 kJ/mol.

B. La variation d'enthalpie de la réaction inverse est de 55 kJ/mol.

C. L'énergie d'activation de la réaction inverse est de 30 kJ/mol.

D. La variation d'enthalpie de la réaction directe est de 115 kJ/mol.

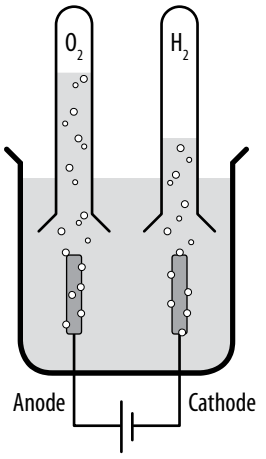
8. La combustion de l'éthanol (C_2H_5OH) est représentée par l'équation suivante : **/5**

$$C_2H_5OH_{(l)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(g)} + 1339\ kJ/mol$$

Quelle sera la température finale de 940 mL d'eau contenue dans un calorimètre et qui aura absorbé, sans perte, toute la chaleur dégagée par 5,75 g d'éthanol ? La température initiale de l'eau est de 25,8 °C.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

9. Observez l'illustration ci-contre. L'électrolyse de l'eau consiste à séparer l'eau en ses éléments. **/7**



a) Calculez la variation d'enthalpie de cette réaction.

Quelques énergies de liaison	
Liaison	**Énergie (kJ/mol)**
O—O	204
O═O	498
H—O	460
H—H	436

b) La réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Justifiez votre réponse.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

10. William aime boire son chocolat chaud à 68,0 °C. Il verse 180 mL de lait à 85,6 °C dans une tasse de 300 mL et ajoute de la poudre de cacao. Il ajoute du lait froid à 4,2 °C à sa préparation pour l'amener à la température idéale. Quel volume de lait froid doit-il ajouter à son chocolat chaud pour que la température du mélange soit idéale ? **/5**

La masse volumique du lait est de 1,05 g/mL.

11. On plonge 12 pièces de 0,01 $ (en cuivre) dans un bassin d'eau bouillante pendant 10 minutes. Ensuite, on les égoutte rapidement et on les dépose dans un verre d'eau de 120 mL à la température ambiante, soit à 20,6 °C. La température de l'eau se stabilise à 23,4 °C après 8 minutes. Quelle est la masse moyenne d'une pièce de 0,01 $? **/5**

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

12. Une réaction hypothétique se déroule selon l'équation suivante : **/6**

$$2\,X + Y \rightarrow X_2Y$$

Voici les informations dont on dispose concernant cette réaction :

- L'enthalpie des réactifs est de 200 kJ/mol ;
- La variation d'enthalpie est de -160 kJ/mol de Y ;
- L'énergie d'activation de la réaction inverse est de +280 kJ/mol.

Quelle est la valeur de l'énergie d'activation de la réaction directe $E_{a(directe)}$, et celle de l'enthalpie des produits (H_p) ?

A. $E_{a(directe)} = +120$ kJ/mol et $H_p = 40$ kJ/mol

B. $E_{a(directe)} = -120$ kJ/mol et $H_p = 120$ kJ/mol

C. $E_{a(directe)} = +120$ kJ/mol et $H_p = 320$ kJ/mol

D. $E_{a(directe)} = +200$ kJ/mol et $H_p = 120$ kJ/mol

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Sommaire

Module 2 L'aspect énergétique des transformations

Chapitre 5 La chaleur molaire d'une réaction

	Fiche
Corrigé du cahier (exercices du chapitre)	G-147
Corrigé du cahier (consolidation du module 2)	G-152
Labo 10	G-157
Labo 11	G-162
Labo 12	G-167
Labo 13	G-174
Labo 14	G-178
Exercices	G-183
Évaluation	G-188
Évaluation du module 2	G-193

Note : Les symboles de sécurité utilisés dans les labos sont définis à la page 437 du cahier.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Chapitre 5 La chaleur molaire d'une réaction

Cahier, p. 197

Section 1
La calorimétrie

Cahier, p. 200 à 202

1. B

2. *a)* Système fermé. La confiture est emprisonnée dans le pot, mais il y a échange de chaleur avec le milieu extérieur.

b) Système ouvert. L'alcool s'évapore dans l'air ambiant.

c) Système isolé. Les gaz produits ne s'échappent pas vers l'extérieur et il n'y a aucun échange d'énergie avec le milieu extérieur.

d) Système fermé. Cette réaction n'échange que de l'énergie avec le milieu extérieur. Il n'y a aucun échange de matière.

e) Système ouvert. Le gaz (H_2) produit par la réaction quitte l'éprouvette ; il y a donc perte de matière.

f) Système ouvert. Il y a échange d'énergie et de matière (eau, détergent) avec le milieu extérieur.

3. *a)* Faux

b) Vrai

c) Faux

d) Vrai

Justification : *a)* Un calorimètre est considéré comme un système isolé. *c)* Dans un calorimètre, on peut effectuer aussi bien des transformations physiques que des réactions chimiques.

4. *a)* $Q_{dissolution} = {}^-Q_{eau} = {}^-2800\ J$

b) La dissolution du sel est exothermique puisque sa quantité de chaleur est négative.

5. *a)* La température de l'eau du calorimètre augmenterait parce que la chaleur dégagée par la dissolution du dichlorure de calcium serait absorbée par l'eau.

b) La température de l'eau du calorimètre diminuerait parce que la chaleur absorbée par la décomposition proviendrait de l'eau du calorimètre.

c) La fusion est une transformation endothermique, qui nécessite donc de l'énergie. Cette énergie lui sera fournie par l'eau du calorimètre. Donc, la température de l'eau du calorimètre diminuera.

Section 2
La chaleur molaire de réaction

Cahier, p. 206 à 209

1. *a)* Faux

b) Faux

c) Vrai

d) Faux

Justification : *a)* La dissolution est une transformation physique qui concerne aussi bien les substances solides que les substances liquides et gazeuses. *b)* Une dissolution peut être endothermique comme celle du nitrate de sodium ($NaNO_3$) ou exothermique comme celle du dioxyde de carbone (CO_2). *d)* Si la neutralisation de HCl par NaOH est exothermique, la neutralisation de NaOH par HCl est aussi exothermique.

2. **Données**

$M_{LiCl} = 42{,}39$ g/mol
$m_{LiCl} = 8{,}70$ g
$V_{eau} = 250$ mL
$\Rightarrow m_{eau} = 250$ g
$c_{eau} = 4{,}19$ J/g • °C
$T_i = 22{,}6$ °C
$T_f = 29{,}5$ °C
$\Delta H_d = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Calculer la variation de température de l'eau.*

$\Delta T = T_f - T_i = 29{,}5\ °C - 22{,}6\ °C = 6{,}90\ °C$

2. *Calculer l'énergie absorbée par l'eau.*

$Q_{eau} = m_{eau}\, c_{eau}\, \Delta T = 250\ g \times 4{,}19\ J/g \cdot °C \times 6{,}90\ °C$
$= 7227{,}75\ J = 7{,}23\ kJ$

3. *Calculer l'énergie dégagée par la dissolution de LiCl.*

$Q_d = {}^-Q_{eau} = -(7{,}23\ kJ) = {}^-7{,}23\ kJ$

4. *Calculer le nombre de moles de LiCl.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{8{,}70\ g}{42{,}39\ g/mol} = 0{,}205\ mol$$

5. *Calculer la chaleur molaire de dissolution de LiCl.*

0,205 mol de LiCl $\rightarrow$ $^-7{,}23$ kJ
1 mol de LiCl $\rightarrow$ ΔH_d

$$\frac{{}^-7{,}23\ kJ}{0{,}205\ mol} = \frac{\Delta H_d}{1\ mol}$$

$$\Delta H_d = \frac{{}^-7{,}23\ kJ \times 1\ mol}{0{,}205\ mol} = {}^-35{,}3\ kJ/mol$$

Réponse : La chaleur molaire de dissolution du chlorure de lithium est de $^-35{,}3$ kJ/mol.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

3. Données

$M_{NH_4Cl} = 53{,}50\ g/mol$ $\quad c_{eau} = 4{,}19\ J/g \cdot °C$

$C_{NH_4Cl} = 0{,}750\ mol/L$ $\quad \Delta T = {}^-2{,}90\ °C$

$V_{eau} = 400\ mL = 0{,}400\ L$ $\quad \Delta H_d = ?\ kJ/mol$

$\Rightarrow m_{eau} = 400\ g$

Solution

1. Calculer l'énergie dégagée par l'eau.

$Q_{eau} = m_{eau}\, c_{eau}\, \Delta T = 400\ g \times 4{,}19\ J/g \cdot °C \times ({}^-2{,}90\ °C)$

$= {}^-4860{,}4\ J = {}^-4{,}86\ kJ$

2. Calculer l'énergie absorbée par la dissolution de NH_4Cl.

$Q_d = {}^-Q_{eau} = -\,({}^-4{,}86\ kJ) = 4{,}86\ kJ$

3. Calculer le nombre de moles de NH_4Cl.

$$C = \frac{n}{V} \quad \Rightarrow \quad n = CV = 0{,}750\ mol/L \cdot 0{,}400\ L$$

$$n = 0{,}300\ mol$$

4. Calculer la chaleur molaire de dissolution de NH_4Cl.

0,300 mol de NH_4Cl $\rightarrow$ 4,86 kJ

1 mol de NH_4Cl $\rightarrow$ ΔH_d

$$\frac{4{,}86\ kJ}{0{,}300\ mol} = \frac{\Delta H_d}{1\ mol}$$

$$\Delta H_d = \frac{4{,}86\ kJ \times 1\ mol}{0{,}300\ mol} = 16{,}2\ kJ/mol$$

5. Écrire l'équation thermique de la dissolution de NH_4Cl.

$NH_4Cl_{(s)} + 16{,}2\ kJ \rightarrow NH_4{}^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$

ou

$NH_4Cl_{(s)} \rightarrow NH_4{}^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)} \quad \Delta H = +16{,}2\ kJ/mol$

4. Données

$M_{NH_3} = 17{,}04\ g/mol$

$m_{NH_3} = 4{,}26\ g$

$V_{eau} = 250\ mL$

$\Rightarrow m_{eau} = 250\ g$

$c_{eau} = 4{,}19\ J/g \cdot °C$

$T_i = 23{,}5\ °C$

$\Delta H_d = {}^-30{,}5\ kJ/mol$

$T_f = ?\ °C$

Solution

1. Calculer le nombre de moles de NH_3.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{4{,}26\ g}{17{,}04\ g/mol} = 0{,}250\ mol$$

2. Calculer l'énergie dégagée par la dissolution de NH_3.

1 mol de NH_3 $\rightarrow$ $^-30{,}5$ kJ

0,250 mol de NH_3 $\rightarrow$? kJ

$$\frac{?\ kJ}{0{,}250\ mol} = \frac{{}^-30{,}5\ kJ}{1\ mol}$$

$$Q_d = \frac{({}^-30{,}5\ kJ) \times 0{,}250\ mol}{1\ mol} = {}^-7{,}63\ kJ = {}^-7630\ J$$

3. Calculer l'énergie absorbée par l'eau.

$Q_{eau} = {}^-Q_d = -\,({}^-7630\ J) = 7630\ J$

4. Calculer la variation de température de l'eau.

$$Q_{eau} = mc\Delta T \quad \Rightarrow \quad \Delta T = \frac{Q_{eau}}{mc}$$

$$\Delta T = \frac{7630\ J}{250\ g \times 4{,}19\ J/g \cdot °C} = 7{,}28\ °C$$

5. Calculer la température finale de l'eau.

$\Delta T = T_f - T_i \quad \Rightarrow \quad T_f = T_i + \Delta T$

$T_f = 23{,}5\ °C + 7{,}28\ °C = 30{,}8\ °C$

Réponse : La température finale de l'eau est de 30,8 °C.

5. Données

$M_{KClO_3} = 122{,}55\ g/mol$

$V_{eau} = 300\ mL$

$\Rightarrow m_{eau} = 300\ g$

$c_{eau} = 4{,}19\ J/g \cdot °C$

$T_i = 35{,}1\ °C$

$T_f = 30{,}2\ °C$

$\Delta H_d = +41{,}4\ kJ/mol$

$m_{KClO_3} = ?\ g$

Solution

1. Calculer la variation de température de l'eau.

$\Delta T = T_f - T_i = 30{,}2\ °C - 35{,}1\ °C = {}^-4{,}90\ °C$

2. Calculer l'énergie dégagée par l'eau.

$Q_{eau} = m_{eau}\, c_{eau}\, \Delta T = 300\ g \times 4{,}19\ J/g \cdot °C \times ({}^-4{,}90\ °C)$

$= {}^-6159{,}3\ J = {}^-6{,}16\ kJ$

3. Calculer l'énergie absorbée par la dissolution de $KClO_3$.

$Q_d = {}^-Q_{eau} = -\,({}^-6{,}16\ kJ) = 6{,}16\ kJ$

4. Calculer le nombre de moles de $KClO_3$.

1 mol de $KClO_3$ $\rightarrow$ 41,4 kJ

? mol de $KClO_3$ $\rightarrow$ 6,16 kJ

$$\frac{1\ mol}{41{,}4\ kJ} = \frac{?\ mol}{6{,}16\ kJ}$$

$$n = \frac{1\ mol \times 6{,}16\ kJ}{41{,}4\ kJ} = 0{,}149\ mol$$

5. Calculer la masse de $KClO_3$ à dissoudre.

$$n = \frac{m}{M} \quad \Rightarrow \quad m = nM$$

$m = 0{,}149\ mol \cdot 122{,}55\ g/mol = 18{,}3\ g$

Réponse : La masse de chlorate de potassium à dissoudre est de 18,3 g.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

6. Données

$V_{HNO_3} = 100\,mL = 0{,}100\,L$

$\Rightarrow m_{HNO_3} = 100\,g$

$C_{HNO_3} = 0{,}50\,mol/L$

$V_{NaOH} = 100\,mL$

$\Rightarrow m_{NaOH} = 100\,g$

$C_{NaOH} = 1{,}0\,mol/L$

$c_{eau} = 4{,}19\,J/g \cdot °C$

$T_i = 23{,}6\,°C$

$T_f = 27{,}0\,°C$

$\Delta H_n = ?\,kJ/mol$

Solution

1. *Calculer la masse de la solution.*

$m_{solution} = m_{HNO_3} + m_{NaOH} = 100\,g + 100\,g = 200\,g$

2. *Calculer la variation de température de la solution.*

$\Delta T = T_f - T_i = 27{,}0\,°C - 23{,}6\,°C = 3{,}40\,°C$

3. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'eau.*

$Q_{eau} = m_{solution}\, c_{eau}\, \Delta T = 200\,g \times 4{,}19\,J/g \cdot °C \times 3{,}40\,°C$

$= 2849{,}2\,J = 2{,}85\,kJ$

4. *Calculer l'énergie dégagée par la neutralisation de HNO_3.*

$Q_n = {}^-Q_{eau} = {}^-2{,}85\,kJ$

5. *Calculer le nombre de moles de HNO_3 neutralisé.*

$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV$

$n = 0{,}50\,mol/L \cdot 0{,}100\,L = 0{,}050\,mol$

6. *Calculer la chaleur molaire de neutralisation de HNO_3.*

$0{,}050\,mol\ de\ HNO_3 \rightarrow {}^-2{,}85\,kJ$

$1\,mol\ de\ HNO_3 \rightarrow \Delta H_n$

$$\frac{{}^-2{,}85\,kJ}{0{,}050\,mol} = \frac{\Delta H_n}{1\,mol}$$

$$\Delta H_n = \frac{{}^-2{,}85\,kJ \times 1\,mol}{0{,}050\,mol} = {}^-57\,kJ = {}^-57\,kJ/mol$$

7. *Écrire l'équation thermochimique de la neutralisation.*

$HNO_{3(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} + 57\,kJ$

ou

$HNO_{3(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$

$\Delta H = {}^-57\,kJ/mol$

Section 3
La loi de Hess

Cahier, p. 216 à 219

1. *a)* La réaction se déroule en quatre étapes.

b) Étape 1 : R → B
Étape 2 : B → D
Étape 3 : D → F
Étape 4 : F → P

c) Les lettres B, D et F.

d) Les lettres A, C, E et G.

e) L'étape 2.

f) Oui, il y en a deux. Les étapes 1 et 3.

g) La réaction globale est endothermique, car l'enthalpie des produits est plus grande que l'enthalpie des réactifs.

2. Solution

1. *Multiplier l'équation (1) par 12.*
2. *Multiplier l'équation (2) par 12.*
3. *Multiplier l'équation (3) par 12.*
4. *Additionner membre à membre les trois équations.*

(1) $12\,NH_{3(g)} + 15\,O_{2(g)} \rightarrow \cancel{12\,NO_{(g)}} + 18\,H_2O_{(g)}$

(2) $\cancel{12\,NO_{(g)}} + 6\,O_{2(g)} \rightarrow \cancel{12\,NO_{2(g)}}$

(3) $\cancel{12\,NO_{2(g)}} + \cancel{4\,H_2O_{(g)}} \rightarrow 8\,HNO_{3(l)} + 4\,NO_{(g)}$

$12\,NH_{3(g)} + 21\,O_{2(g)} \rightarrow 8\,HNO_{3(l)} + 4\,NO_{(g)} + 14\,H_2O_{(g)}$

3. *a)* En appliquant la loi de Hess, l'équation globale qu'elle obtiendra comportera de l'eau (H_2O) à l'état liquide, alors que, dans l'équation de départ de combustion du méthane, l'eau est à l'état gazeux. Donc, ce ne sera pas la même équation. En conséquence, la chaleur déterminée par ce mécanisme réactionnel ne correspondra pas à la chaleur molaire de combustion du méthane.

b) Elle pense à la réaction de transformation de l'eau liquide en vapeur d'eau : $H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)}$

4. Solution

1. *Multiplier l'équation (1) par 1.*
2. *Multiplier l'équation (2) par 4.*
3. *Multiplier l'équation (3) par 5.*
4. *Additionner membre à membre les trois équations.*

$C_4H_{10(g)} \rightarrow \cancel{4\,C_{(s)}} + \cancel{5\,H_{2(g)}} \quad \Delta H_1 = +125{,}6\,kJ$

$\cancel{4\,C_{(s)}} + 4\,O_{2(g)} \rightarrow 4\,CO_{2(g)} \quad \Delta H_2 = {}^-1574\,kJ$

$\cancel{5\,H_{2(g)}} + \frac{5}{2}\,O_{2(g)} \rightarrow 5\,H_2O_{(g)} \quad \Delta H_3 = {}^-1209\,kJ$

$C_4H_{10(g)} + \frac{13}{2}\,O_{2(g)} \rightarrow 4\,CO_{2(g)} + 5\,H_2O_{(g)} \quad \Delta H = {}^-2657\,kJ$

5. *a)* $H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{2(l)} \quad \Delta H = {}^-187{,}8\,kJ/mol$

b) $3\,Fe_{(s)} + 2\,O_{2(g)} \rightarrow F_3O_{4(s)} \quad \Delta H = {}^-1118{,}4\,kJ/mol$

c) $2\,C_{(s)} + \frac{3}{2}\,H_{2(g)} + \frac{1}{2}\,Cl_{2(g)} \rightarrow C_2H_3Cl_{(g)}$

$\Delta H = +37{,}3\,kJ/mol$

d) $H_{2(g)} + S_{(s)} + 2\,O_{2(g)} \rightarrow H_2SO_{4(l)} \quad \Delta H = {}^-814{,}0\,kJ/mol$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

6. Solution

1. *Inverser l'équation (1) et la diviser par 2.*
2. *Inverser l'équation (2) et la diviser par 2.*
3. *Diviser l'équation (3) par 2.*
4. *Inverser l'équation (4) et la diviser par 2.*
5. *Additionner membre à membre les quatre équations.*

$$HCl_{(g)} + \frac{1}{2}Na_2O_{(s)} \rightarrow NaCl_{(s)} + \frac{1}{2}H_2O_{(l)} + 285\,kJ$$

$$NaNO_{2(s)} + 213{,}5\,kJ \rightarrow \frac{1}{2}NO_{(g)} + \frac{1}{2}NO_{2(g)} + \frac{1}{2}Na_2O_{(s)}$$

$$\frac{1}{2}NO_{(g)} + \frac{1}{2}NO_{2(g)} \rightarrow \frac{1}{2}N_2O_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} + 21\,kJ$$

$$\frac{1}{2}N_2O_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} + \frac{1}{2}H_2O_{(l)} \rightarrow HNO_{2(l)} + 17\,kJ$$

$$HCl_{(g)} + NaNO_{2(s)} \rightarrow HNO_{2(l)} + NaCl_{(s)} + 109{,}5\,kJ$$

Réponse : La réaction est exothermique puisqu'elle dégage $1{,}1 \times 10^2$ kJ.

Chapitre 5
Synthèse

Cahier, p. 221 à 225

1 *a)* Faux *b)* Vrai *c)* Vrai *d)* Faux

Justification : *a)* Un contenant fermé est un système qui échange seulement de l'énergie avec le milieu extérieur. Il n'échange pas de matière. Il s'agit donc d'un exemple de système fermé. *d)* L'état de la matière est très important, car une même substance possède des enthalpies différentes à l'état liquide et à l'état gazeux.

2 Données

$M_{Li_2CO_3} = 73{,}89$ g/mol
$M_{LiCl} = 42{,}39$ g/mol
$M_{NH_4Cl} = 53{,}50$ g/mol
$M_{HClO_3} = 84{,}46$ g/mol
$m_{sel} = 3{,}25$ g
$m_{eau} = 100$ g
$c_1 = 4{,}19$ J/g • °C
$T_i = 18{,}0$ °C
$T_f = 24{,}4$ °C
$\Delta H_{d(sel)} = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'eau.*

$$Q_{eau} = m_{eau}\, c_{eau}\, \Delta T$$
$$= 100\text{ g} \times 4{,}19\text{ J/g} \cdot \text{°C} \times (24{,}4\text{ °C} - 18{,}0\text{ °C})$$
$$= 2681{,}6\text{ J} = 2{,}68\text{ kJ}$$

2. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par la dissolution du sel.*

$$Q_d = {}^-Q_{eau} = {}^-2{,}68\text{ kJ}$$

3. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par la dissolution de 1 g de sel.*

$$Q = \frac{Q_d}{m} = \frac{{}^-2{,}68\text{ kJ}}{3{,}25\text{ g}} = {}^-0{,}825\text{ kJ/g}$$

4. *Calculer la chaleur molaire de dissolution du sel pour chacun des quatre sels.*

$\Delta H_d = QM$

Remarque : il n'est pas nécessaire de faire le calcul pour NH_4Cl, car sa dissolution est endothermique alors que la dissolution du sel inconnu est exothermique.

$Li_2CO_{3(s)}$: $\Delta H_d = 0{,}825$ kJ/g • 73,89 g/mol
$= {}^-61{,}0$ kJ/mol

$LiCl_{(s)}$: $\Delta H_d = 0{,}825$ kJ/g • 42,39 g/mol
$= {}^-35{,}0$ kJ/mol

$HClO_{3(s)}$: $\Delta H_d = 0{,}825$ kJ/g • 84,46 g/mol
$= {}^-69{,}7$ kJ/mol

6. *Identifier le sel inconnu.*

Des trois sels, c'est le chlorure de lithium ($^-35{,}0$ kJ/mol) qui possède la chaleur molaire de dissolution la plus proche de celle du tableau ($^-37{,}0$ kJ/mol). Donc, le sel inconnu est le LiCl.

Réponse : Le sel inconnu est le LiCl, puisque la chaleur molaire de dissolution du sel est proche de celle de LiCl.

3 Données

$\Delta H_r = {}^-103{,}2$ kJ
$\Delta H_{f(N_2O_5)} = +11{,}3$ kJ/mol
$\Delta H_{f(NO_2)} = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Écrire l'équation de la réaction de formation de NO_2.*

$$\frac{1}{2}N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)} \quad \Delta H = ?\text{ kJ/mol}$$

2. *Écrire les équations correspondant aux réactions intermédiaires.*

(1) $4\,NO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,N_2O_{5(g)} \quad \Delta H_1 = {}^-103{,}2$ kJ

(2) $N_{2(g)} + \frac{5}{2}O_{2(g)} \rightarrow N_2O_{5(g)} \quad \Delta H_2 = +11{,}3$ kJ

3. *Réorganiser les équations : inverser l'équation (1) et multiplier l'équation (2) par 2.*

(1) $2\,N_2O_{5(g)} \rightarrow 4\,NO_{2(g)} + O_{2(g)} \quad \Delta H_1 = +103{,}2$ kJ

(2) $2\,N_{2(g)} + 5\,O_{2(g)} \rightarrow 2\,N_2O_{5(g)} \quad \Delta H_2 = +22{,}6$ kJ

4. *Additionner les deux équations.*

$$2\,N_{2(g)} + 4\,O_{2(g)} \rightarrow 4\,NO_{2(g)} \quad \Delta H = ?\text{ kJ}$$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction globale.*
   $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = 103{,}2\text{ kJ} + 22{,}6\text{ kJ} = 126\text{ kJ}$
6. *Écrire l'équation thermochimique.*
   $2\,N_{2(g)} + 4\,O_{2(g)} \rightarrow 4\,NO_{2(g)} \quad \Delta H = +126\text{ kJ}$
7. *Écrire l'équation thermochimique de la formation d'une mole de NO_2. Diviser l'équation précédente par 4.*
   $\frac{1}{2}N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)} \quad \Delta H = +31{,}5\text{ kJ/mol}$

4 Données

Dissolution :

$M_{NaOH} = 40{,}00\text{ g/mol}$
$m_{NaOH} = 4{,}00\text{ g}$
$V_{eau} = 200\text{ mL}$
$\Rightarrow m_{eau} = 200\text{ g}$
$c = 4{,}19\text{ J/g} \cdot \text{°C}$
$\Delta T = 5{,}10\text{ °C}$
$\Delta H_{d(NaOH)} = ?\text{ kJ/mol}$

Neutralisation :

$V_{eau} = 300\text{ mL}$
$\Rightarrow m_{eau} = 300\text{ g}$
$T_i = 23{,}0\text{ °C}$
$T_f = 27{,}5\text{ °C}$
$C_{HCl} = 1{,}00\text{ mol/L}$
$\Delta H_{n(NaOH)} = ?\text{ kJ/mol}$
$\Delta H_r = ?\text{ kJ/mol}$

Solution

1. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'eau.*
   $Q_{eau} = m_{eau}\, c_{eau}\, \Delta T$
   $= 200\text{ g} \times 4{,}19\text{ J/g} \cdot \text{°C} \times 5{,}10\text{ °C} = 4273{,}8\text{ J}$
   $= 4{,}27\text{ kJ}$
2. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par la dissolution du NaOH.*
   $Q_d = {}^-Q_{eau} = {}^-4{,}27\text{ kJ}$
3. *Calculer le nombre de moles de NaOH.*
   $n = \frac{m}{M} = \frac{4{,}00\text{ g}}{40{,}00\text{ g/mol}} = 0{,}100\text{ mol}$
4. *Calculer la chaleur molaire de dissolution du NaOH.*
   0,100 mol de NaOH → $^-4{,}27$ kJ
   1 mol de NaOH → ? kJ
   $\frac{{}^-4{,}27\text{ kJ}}{0{,}100\text{ mol}} = \frac{?\text{ kJ}}{1\text{ mol}}$
   $\Delta H_{d(NaOH)} = \frac{{}^-4{,}27\text{ kJ} \times 1\text{ mol}}{0{,}100\text{ mol}} = {}^-42{,}7\text{ kJ/mol}$
5. *Écrire l'équation de dissolution du NaOH dans l'eau.*
   $NaOH_{(s)} \rightarrow NaOH_{(aq)} \quad \Delta H_{d(NaOH)} = {}^-42{,}7\text{ kJ/mol}$
6. *Calculer la variation de température de l'eau.*
   $\Delta T = 27{,}5\text{ °C} - 23{,}0\text{ °C} = 4{,}50\text{ °C}$
7. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'eau.*
   $Q_{eau} = m_{eau}\, c_{eau}\, \Delta T$
   $= 300\text{ g} \times 4{,}19\text{ J/g} \cdot \text{°C} \times 4{,}50\text{ °C} = 5656{,}5\text{ J}$
   $= 5{,}66\text{ kJ}$
8. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par la neutralisation du NaOH aqueux par HCl.*
   $Q_n = {}^-Q_{eau} = {}^-5{,}66\text{ kJ}$
9. *Calculer la chaleur molaire de neutralisation du NaOH aqueux par HCl.*
   0,100 mol de NaOH → $^-5{,}66$ kJ
   1 mol de NaOH → ? kJ
   $\frac{{}^-5{,}66\text{ kJ}}{0{,}100\text{ mol}} = \frac{?\text{ kJ}}{1\text{ mol}}$
   $\Delta H_{n(NaOH)} = \frac{{}^-5{,}66\text{ kJ} \times 1\text{ mol}}{0{,}100\text{ mol}} = {}^-56{,}6\text{ kJ/mol}$
10. *Écrire l'équation de neutralisation du NaOH aqueux par HCl.*
    $HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
    $\Delta H_{n(NaOH)} = {}^-56{,}6\text{ kJ/mol}$
11. *Calculer la chaleur molaire de la réaction de neutralisation du NaOH solide par HCl.*
    Étape 1 : $NaOH_{(s)} \rightarrow \cancel{NaOH_{(aq)}}$
    $\Delta H_{d(NaOH)} = {}^-42{,}7\text{ kJ/mol}$
    Étape 2 :
    $HCl_{(aq)} + \cancel{NaOH_{(aq)}} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
    $\Delta H_{n(NaOH)} = {}^-56{,}6\text{ kJ/mol}$
    Réaction globale :
    $HCl_{(aq)} + NaOH_{(s)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
    $\Delta H_r = {}^-99{,}3\text{ kJ/mol}$

Réponse : La neutralisation d'une mole d'hydroxyde de sodium solide par la solution d'acide chlorydrique dégage 99,3 kJ.

5 DÉFI C

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Module 2 Consolidation

Cahier, p. 226 à 236

1 Données

Eau chaude :

$V_1 = 500$ mL

$\Rightarrow m_1 = 500$ g

$T_{i1} = 85{,}0$ °C

$T_{f1} = 65{,}0$ °C

Eau froide :

$T_{i2} = 15{,}0$ °C

$T_{f2} = 65{,}0$ °C

$m_2 = ?$ g

$V_2 = ?$ mL

$c_1 = c_2 = 4{,}19$ J/g • °C

Solution

1. *Calculer la chaleur dégagée par l'eau chaude.*

$Q_1 = m_1 c_1 \Delta T_1 \quad \Rightarrow \quad Q_1 = m_1 c_1 (T_{f1} - T_{i1})$

$= 500 \text{ g} \times 4{,}19 \text{ J/g} \cdot °\text{C} \times (65{,}0 °\text{C} - 85{,}0 °\text{C})$

$= -41\,900 \text{ J} = -4{,}19 \times 10^4 \text{ J}$

2. *Calculer la chaleur absorbée par l'eau froide.*

$Q_2 = -Q_1 = -(-4{,}19 \times 10^4 \text{ J}) = 4{,}19 \times 10^4 \text{ J}$

3. *Calculer la masse d'eau froide.*

$$Q_2 = m_2 c_2 \Delta T_2 \quad \Rightarrow \quad m_2 = \frac{Q_2}{c_2 \Delta T_2} = \frac{Q_2}{c_2 (T_{f2} - T_{i2})}$$

$$m_2 = \frac{4{,}19 \times 10^4 \text{ J}}{4{,}19 \text{ J/g} \cdot °\text{C} \times (65{,}0 °\text{C} - 15{,}0 °\text{C})} = 200 \text{ g}$$

Réponse : Le volume d'eau froide à ajouter est de 200 mL.

2 Données

$\Delta H_1^\circ = +285{,}8$ kJ/mol

$\Delta H_2^\circ = -1936{,}8$ kJ/mol

$\Delta H_3^\circ = -2219{,}2$ kJ/mol

$\Delta H_r^\circ = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Écrire l'équation balancée de la réaction entre C_3H_4 et H_2.*

$C_3H_{4(g)} + 2\,H_{2(g)} \rightarrow C_3H_{8(g)} \quad \Delta H_r^\circ = ?$ kJ/mol

2. *Réorganiser les équations des réactions intermédiaires.*

– Inverser puis multiplier par 2 l'équation de la réaction (1) :

(1) $2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,H_2O_{(l)} \quad \Delta H_1 = -571{,}6$ kJ

– Inverser l'équation de la réaction (3) :

(3) $3\,CO_{2(g)} + 4\,H_2O_{(l)} \rightarrow C_3H_{8(g)} + 5\,O_{2(g)}$

$\Delta H_3 = +2219{,}2$ kJ

3. *Additionner les équations des réactions intermédiaires réorganisées.*

(1) $2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,H_2O_{(l)} \quad \Delta H_1 = -571{,}6$ kJ

(2) $C_3H_{4(g)} + 4\,O_{2(g)} \rightarrow 3\,CO_{2(g)} + 2\,H_2O_{(l)} \quad \Delta H_2 = -1936{,}8$ kJ

(3) $3\,CO_{2(g)} + 4\,H_2O_{(l)} \rightarrow C_3H_{8(g)} + 5\,O_{2(g)} \quad \Delta H_3 = +2219{,}2$ kJ

$C_3H_{4(g)} + 2\,H_{2(g)} \rightarrow C_3H_{8(g)} \quad \Delta H_r = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$

4. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction.*

$\Delta H_r = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$

$= (-571{,}6 \text{ kJ}) + (-1936{,}8 \text{ kJ}) + 2219{,}2 \text{ kJ}$

$= -289{,}2$ kJ

5. *Calculer la chaleur molaire de la réaction.*

Comme la réaction n'implique qu'une seule mole de C_3H_4 :

$\Delta H_r^\circ = -289{,}2$ kJ/mol

Réponse : La chaleur molaire de réaction est de -289,2 kJ/mol.

3 Données

$V = 2{,}50 \text{ L} = 2{,}50 \times 10^3$ mL

$c = 2{,}00$ J/g • C

$\rho = 0{,}920$ g/mL

$T_c = 232$ °C

$Q = 887{,}8 \text{ kJ} = 8{,}878 \times 10^5$ J

$T_i = 19{,}5$ °C

$\Delta T = ?$ °C

$T_f = ?$ °C

Solution

1. *Calculer la masse d'huile.*

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \Rightarrow \quad m = \rho V$$

$m = 0{,}920 \text{ g/mL} \cdot (2{,}50 \times 10^3 \text{ mL}) = 2{,}30 \times 10^3$ g

2. *Calculer la variation de température de l'huile.*

$$Q = mc\Delta T \quad \Rightarrow \quad \Delta T = \frac{Q}{mc}$$

$$\Delta T = \frac{8{,}878 \times 10^5 \text{ J}}{(2{,}30 \times 10^3 \text{ g}) \times 2{,}00 \text{ J/g} \cdot °\text{C}} = 193 °\text{C}$$

3. *Calculer la température finale de l'huile.*

$\Delta T = T_f - T_i \quad \Rightarrow \quad T_f = T_i + \Delta T$

$T_f = 19{,}5 °\text{C} + 193 °\text{C} = 212{,}5 °\text{C}$

Réponse : La température finale de l'huile de 213 °C étant inférieure à sa température critique, Maxime peut donc la réutiliser.

4 Données

$\Delta H_{directe} = -149{,}0$ kJ/mol

$E_{a(directe)} = 115{,}0$ kJ/mol

Solution

1. *Écrire l'équation de la réaction inverse.*

$C_2H_5OH_{(l)} + NaI_{(aq)} \rightarrow C_2H_5I_{(l)} + NaOH_{(aq)}$

2. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction inverse.*

$\Delta H_{inverse} = -\Delta H_{directe} = -(-149{,}0 \text{ kJ/mol}) = 149{,}0$ kJ/mol

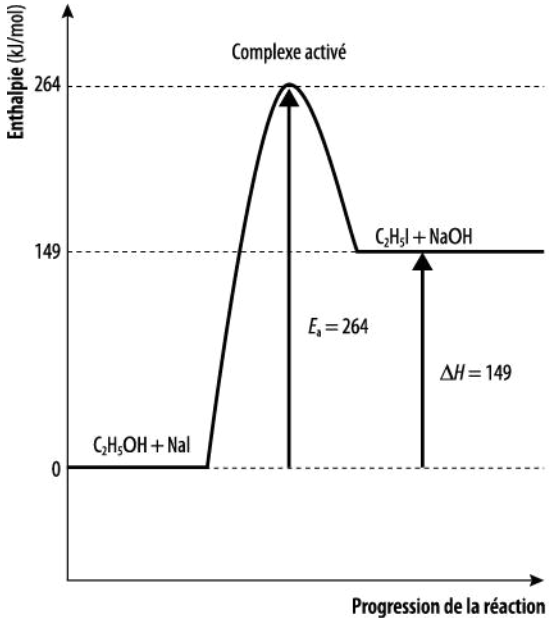
Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

3. *Calculer l'énergie d'activation de la réaction inverse.*

$$E_{a(inverse)} = E_{a(directe)} + \Delta H_{inverse}$$
$$= 115{,}0\ kJ/mol + 149{,}0\ kJ/mol = 264{,}0\ kJ/mol$$

4. *Dessiner le diagramme énergétique de la réaction inverse.*

Le diagramme énergétique de la réaction inverse



5 Données

$M_{AgNO_3} = 169{,}88\ g/mol$
$\Delta H_{dis} = 22{,}6\ kJ/mol$
$c_{eau} = 4{,}19\ J/g \cdot °C$
$V_{eau} = 1{,}00\ L = 1{,}00 \times 10^3\ mL$
$\Rightarrow m_{eau} = 1{,}00 \times 10^3\ g$
$T_i = 25{,}0\ °C$
$T_f = 0{,}00\ °C$
$m_{AgNO_3} = ?\ g$

Solution

1. *Calculer la variation de température de l'eau.*

$$\Delta T = T_f - T_i = 0{,}00\ °C - 25{,}0\ °C = -25{,}0\ °C$$

2. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par l'eau.*

$$Q_{eau} = mc\Delta T = (1{,}00 \times 10^3\ g) \times 4{,}19\ J/g \cdot °C \times (-25{,}0\ °C)$$
$$= -1{,}05 \times 10^5\ J = -1{,}05 \times 10^2\ kJ$$

3. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par le $AgNO_3$.*

$$Q_{AgNO_3} = -Q_{eau} = -(-1{,}05 \times 10^2\ kJ) = 1{,}05 \times 10^2\ kJ$$

4. *Calculer le nombre de moles de $AgNO_3$.*

$$\frac{22{,}6\ kJ}{1\ mol} = \frac{1{,}05 \times 10^2\ kJ}{?\ mol}$$

$$n = \frac{(1{,}05 \times 10^2\ kJ) \times 1\ mol}{22{,}6\ kJ} = 4{,}65\ mol$$

5. *Calculer la masse de $AgNO_3$ dissous.*

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = nM$$
$$m = 4{,}65\ mol \cdot 169{,}88\ g/mol = 790\ g$$

Réponse : On peut dissoudre 790 g de nitrate d'argent avant que la solution ne se solidifie.

6 Solution

1. *Écrire les équations intermédiaires.*

$$Mg_{(s)} + O_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow Mg(OH)_{2(s)} \qquad \Delta H_1 = -924{,}5\ kJ$$

$$\frac{1}{2}H_{2(g)} + \frac{1}{2}Cl_{2(g)} \rightarrow HCl_{(g)} \qquad \Delta H_2 = -92{,}3\ kJ$$

$$Mg_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow MgCl_{2(s)} \qquad \Delta H_3 = -641{,}3\ kJ$$

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} \qquad \Delta H_4 = -285{,}8\ kJ$$

2. *Manipuler les équations.*

$$-1 \times (Mg_{(s)} + O_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow Mg(OH)_{2(s)} \qquad \Delta H_1 = -924{,}5\ kJ)$$

$$-2 \times \left(\frac{1}{2}H_{2(g)} + \frac{1}{2}Cl_{2(g)} \rightarrow HCl_{(g)} \qquad \Delta H_2 = -92{,}3\ kJ\right)$$

$$Mg_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow MgCl_{2(s)} \qquad \Delta H_3 = -641{,}3\ kJ$$

$$2 \times \left(H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} \qquad \Delta H_4 = -285{,}8\ kJ\right)$$

3. *Additionner les équations.*

$$Mg(OH)_{2(s)} \rightarrow \cancel{Mg_{(s)}} + \cancel{O_{2(g)}} + \cancel{H_{2(g)}} \qquad -\Delta H_1 = 924{,}5\ kJ$$

$$2\,HCl_{(g)} \rightarrow \cancel{H_{2(g)}} + \cancel{Cl_{2(g)}} \qquad -2x\,\Delta H_2 = 184{,}6\ kJ$$

$$\cancel{Mg_{(s)}} + \cancel{Cl_{2(g)}} \rightarrow MgCl_{2(s)} \qquad \Delta H_3 = -641{,}3\ kJ$$

$$\cancel{2H_{2(g)}} + \cancel{O_{2(g)}} \rightarrow 2\,H_2O_{(l)} \qquad 2x\,\Delta H_4 = -571{,}6\ kJ$$

$$Mg(OH)_{2(s)} + 2\,HCl_{(g)} \rightarrow MgCl_{2(s)} + 2\,H_2O_{(l)}$$

4. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction globale.*

$$\Delta H = -\Delta H_1 + -2 \times \Delta H_2 + \Delta H_3 + 2 \times \Delta H_4$$
$$= 924{,}5\ kJ + 184{,}6\ kJ + -641{,}3\ kJ + -571{,}6\ kJ$$
$$= -103{,}8\ kJ$$

Réponse : Puisque la chaleur de réaction est négative, la réaction est exothermique.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

7 Données

$V_{eau} = 100\ mL + 300\ mL = 400\ mL$

$\Rightarrow m_{eau} = 400\ g$

$c_{eau} = 4{,}19\ J/g \cdot °C$

$V_{acide} = 100\ mL = 0{,}100\ L$

$\Delta T = 5{,}10\ °C$

$\Delta H_n = -56{,}8\ kJ/mol$

$C_{acide} = ?\ mol/L$

Solution

1. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'eau.*

$Q_{eau} = mc\Delta T = 400\ g \times 4{,}19\ J/g \cdot °C \times 5{,}10\ °C$

$= 8547{,}6\ J = 8{,}55\ kJ$

2. *Calculer la chaleur de neutralisation de l'acide.*

$Q_{acide} = -Q_{eau} = -8{,}55\ kJ$

3. *Calculer le nombre de moles d'acide neutralisé.*

$$\frac{-56{,}8\ kJ}{1\ mol} = \frac{-8{,}55\ kJ}{?\ mol}$$

$$n = \frac{-8{,}55\ kJ \times 1\ mol}{-56{,}8\ kJ} = 0{,}151\ mol$$

4. *Calculer la concentration de H_3PO_4.*

$$C = \frac{n}{V} = \frac{0{,}151\ mol}{0{,}100\ L} = 1{,}51\ mol/L$$

Réponse : La concentration de l'acide phosphorique est de 1,51 mol/L.

8 *a)* Puisque la température de la solution a baissé, la réaction a donc absorbé de l'énergie du milieu environnant. La réaction est donc endothermique.

b) **Données**

Eau :

$V_1 = 800\ mL$

$\Rightarrow m_1 = 800\ g$

$c_1 = 4{,}19\ J/g \cdot °C$

$T_{i1} = 80{,}0\ °C$

$T_{f1} = 56{,}7\ °C$

$Q_1 = ?\ kJ$

HI :

$M_{HI} = 127{,}91\ g/mol$

$M_{H_2} = 2{,}02\ g/mol$

$m_{H_2} = 3{,}03\ g$

$\Delta H = ?\ kJ/mol$

Solution

1. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par l'eau.*

$Q_1 = m_1 c_1 \Delta T_1 = 800\ g \times 4{,}19\ J/g \cdot °C \times (56{,}7\ °C - 80{,}0\ °C)$

$= -78\ 101{,}6\ J = -78{,}1\ kJ$

2. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par la réaction de synthèse de HI.*

$Q_2 = -Q_1 = -(-78{,}1\ kJ) = 78{,}1\ kJ$

3. *Écrire l'équation balancée.*

$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2\ HI_{(g)}$

4. *Calculer le nombre de moles de H_2 qui a réagi.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{3{,}03\ g}{2{,}02\ g/mol} = 1{,}50\ mol$$

5. *Calculer le nombre de moles de HI qui a été formé.*

$n_{HI} = 2 \times n_{H_2} = 2 \times 1{,}50\ mol = 3{,}00\ mol$

6. *Calculer l'énergie absorbée pour la formation d'une mole de HI.*

78,1 kJ → 3,00 mol de HI

? kJ → 1 mol de HI

$$\frac{78{,}1\ kJ}{?\ kJ} = \frac{3{,}00\ mol}{1\ mol} = \frac{78{,}1\ kJ \times 1\ mol}{3{,}00\ mol} = 26{,}0\ kJ$$

$\Delta H = 26{,}0\ kJ/mol$

7. *Écrire les équations thermochimiques.*

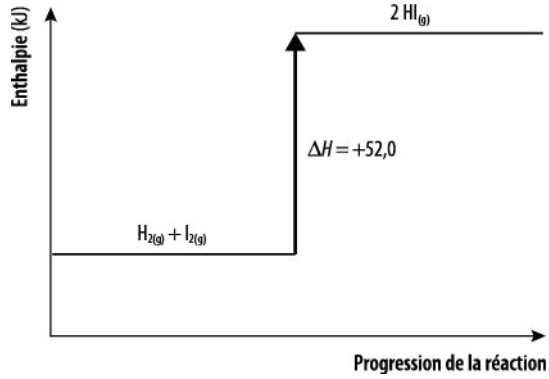
$H_{2(g)} + I_{2(g)} + 52{,}0\ kJ \rightarrow 2\ HI_{(g)}$

ou

$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2\ HI_{(g)} \quad \Delta H = +26{,}0\ kJ/mol$

c)

Le diagramme d'enthalpie de la synthèse d'iodure d'hydrogène



9 *a)* **Données**

$m_{SO_2} = 6{,}41\ g$

$M_{SO_2} = 64{,}06\ g/mol$

Énergie $= -51{,}8\ kJ$

$E_{H-S} = 344\ kJ/mol$

$E_{O=O} = 498\ kJ/mol$

$E_{O-H} = 460\ kJ/mol$

$E_{SO} = ?\ kJ/mol$

Solution

1. *Écrire l'équation balancée.*

$2\ H_2S_{(g)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ SO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)}$

2. *Calculer le nombre de moles de SO_2.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{6{,}41\ g}{64{,}06\ g/mol} = 0{,}100\ mol$$

3. *Calculer l'énergie dégagée pour deux moles de SO_2.*

-51,8 kJ → 0,100 mol

? kJ → 2 mol

$$\frac{-51{,}8\ kJ}{?\ kJ} = \frac{0{,}100\ mol}{2\ mol} = \frac{-51{,}8\ kJ \times 2\ mol}{0{,}100\ mol} = -1036\ kJ$$

$\Delta H = -1036\ kJ$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4. *Déterminer les liaisons brisées dans les réactifs à l'aide de la notation de Lewis.*

   $2\ H_2S$: 4 liaisons H—S et $3\ O_2$: 3 liaisons O═O

5. *Calculer la variation d'enthalpie du bris des liaisons des réactifs.*

   $\Delta H_r = 4 \times E_{H-S} + 3\ E_{O=O}$
   $= (4\ \text{mol} \times 344\ \text{kJ/mol}) + (3\ \text{mol} \times 498\ \text{kJ/mol})$
   $= 2870\ \text{kJ}$

6. *Déterminer les liaisons formées dans les produits à l'aide de la notation de Lewis.*

   $2\ SO_2$: 4 liaisons S—O inconnues
   et
   $2\ H_2O$: 4 liaisons H—O

7. *Calculer la variation d'enthalpie de formation des liaisons des produits.*

   $\Delta H = \Delta H_r + \Delta H_p \quad \Rightarrow \quad \Delta H_p = \Delta H - \Delta H_r$
   $\Delta H_p = {}^-1036\ \text{kJ} - 2870\ \text{kJ} = {}^-3906\ \text{kJ}$

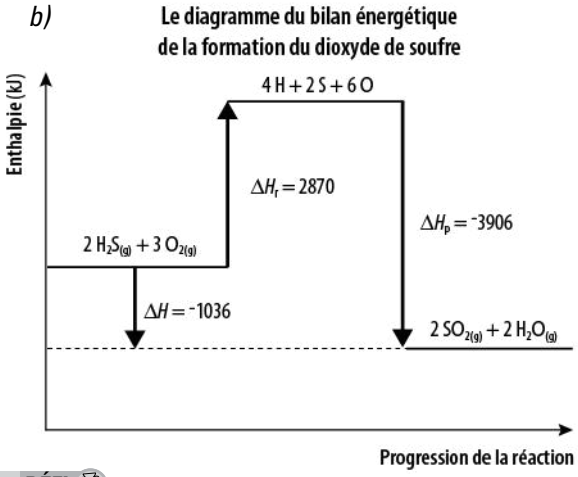
8. *Calculer l'énergie de la liaison entre S et O.*

$$\Delta H_p = -(4 \times E_{SO} + 4 \times E_{O-H}) \Rightarrow E_{SO} = \frac{-(\Delta H_p + E_{O-H})}{4}$$

$$E_{SO} = \frac{-({}^-3906\ \text{kJ} + 4 \times 460\ \text{kJ})}{4} = 516{,}5\ \text{kJ}$$

Réponse : L'énergie de la liaison entre l'atome de soufre et l'atome d'oxygène dans la molécule de dioxyde de soufre est de 517 kJ/mol.

b)



10 DÉFI

a) **Données**

$M_{N_2O_5} = 108{,}02\ \text{g/mol}$
$m_{N_2O_5} = 150{,}0\ \text{g}$
$V_{eau} = 5{,}490\ \text{L} = 5490\ \text{mL}$
$\Rightarrow m_{eau} = 5490\ \text{g}$
$c_{eau} = 4{,}19\ \text{J/g} \cdot {}^\circ\text{C}$
$T_i = 22{,}00\ {}^\circ\text{C}$
$T_f = 12{,}75\ {}^\circ\text{C}$
$E_a = 200\ \text{kJ/mol}$
$\Delta H = ?\ \text{kJ/mol}$

Solution

1. *Calculer la variation de température.*

   $\Delta T = T_f - T_i = 12{,}75\ {}^\circ\text{C} - 22{,}00\ {}^\circ\text{C} = {}^-9{,}250\ {}^\circ\text{C}$

2. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par l'eau.*

   $Q_{eau} = m_{eau} c_{eau} \Delta T$
   $= 5490\ \text{g} \times 4{,}19\ \text{J/g} \cdot {}^\circ\text{C} \times ({}^-9{,}250\ {}^\circ\text{C})$
   $= {}^-212\ 778{,}675\ \text{J} = {}^-2{,}13 \times 10^2\ \text{kJ}$

3. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par la décomposition de N_2O_5.*

   $Q = {}^-Q_{eau} = -({}^-2{,}13 \times 10^2\ \text{kJ}) = 2{,}13 \times 10^2\ \text{kJ}$

4. *Calculer le nombre de moles de N_2O_5.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{150{,}0\ \text{g}}{108{,}02\ \text{g/mol}} = 1{,}389\ \text{mol}$$

5. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction.*

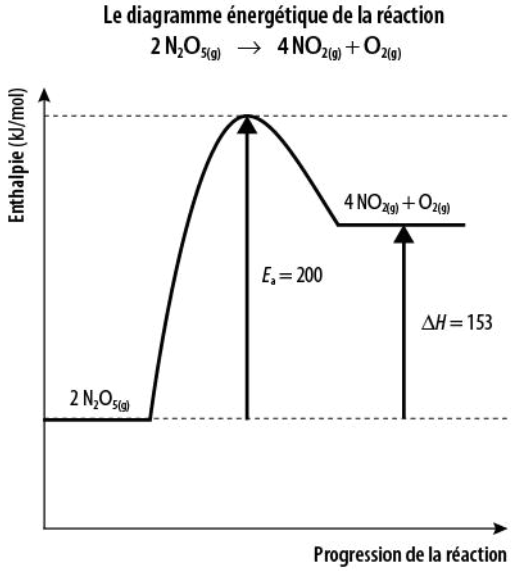
   1 mol → ? kJ
   1,389 mol → $2{,}13 \times 10^2$ kJ

$$\frac{2{,}13 \times 10^2\ \text{kJ}}{1{,}389\ \text{mol}} = \frac{?\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}} = \frac{1\ \text{mol} \times (2{,}13 \times 10^2\ \text{kJ})}{1{,}389\ \text{mol}}$$
$$= 1{,}53 \times 10^2\ \text{kJ}$$

$\Delta H = 153\ \text{kJ/mol}$

Réponse : La variation d'enthalpie de la réaction est de 153 kJ/mol.

b)



c) La réaction est difficilement réversible, car la variation d'enthalpie est grande. Ce n'est toutefois pas absolument impossible, mais l'énergie d'activation pour la réaction endothermique est importante.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

d) **Données**

$\Delta H = 153$ kJ/mol

$E_{N-O} = 201$ kJ/mol

$E_{N=O} = 631$ kJ/mol

$E_{O=O} = 498$ kJ/mol

$E_{NO_2} = ?$ kJ/mol

Solution

1. *Écrire l'équation thermochimique balancée.*

   $2\ N_2O_{5(g)} + 306\ kJ \rightarrow 4\ NO_{2(g)} + O_{2(g)}$

2. *Déterminer les liaisons brisées dans les réactifs à l'aide de la notation de Lewis.*

   $2\ N_2O_5$: 8 liaisons N—O et 4 liaisons N=O

3. *Calculer la variation d'enthalpie du bris des liaisons des réactifs.*

   $\Delta H_r = (8 \times E_{N-O}) + (4 \times E_{N=O})$

   $= (8\ mol \times 201\ kJ/mol) + (4\ mol \times 631\ kJ/mol)$

   $= 4132$ kJ

4. *Déterminer les liaisons formées dans les produits à l'aide de la notation de Lewis.*

   $4\ NO_2$: 8 liaisons NO inconnues

   et

   O_2 : 1 liaison O=O

5. *Calculer la variation d'enthalpie de formation des liaisons des produits.*

   $\Delta H = \Delta H_r + \Delta H_p \Rightarrow \Delta H_p = \Delta H - \Delta H_r$

   $\Delta H_p = 306\ kJ - 4132\ kJ = -3826$ kJ

6. *Calculer l'énergie de la liaison dans la molécule de NO_2.*

   $$\Delta H_p = 4 \times E_{NO_2} + 1 \times E_{O=O} \Rightarrow E_{NO_2} = \frac{\Delta H_p - E_{O=O}}{4}$$

   $$E_{NO_2} = \frac{-3826\ kJ - 1\ mol \times (-498\ kJ/mol)}{4} = -832\ kJ$$

7. *Calculer l'énergie de la liaison NO.*

   Dans NO_2, il y a 2 liaisons N—O. Si les deux liaisons sont identiques, on aurait :

   $$E_{N\text{-}O} = \frac{E_{NO_2}}{2} = \frac{-832\ kJ}{2} = -416\ kJ$$

   L'énergie de la liaison N—O dans la molécule de NO_2 serait de 416 kJ/mol.

   Ceci est peu probable, car cette valeur ne correspond ni à l'énergie de la liaison simple N—O (201 kJ/mol) ni à celle de la liaison double N=O (631 kJ/mol).

   Par contre, on remarque que $832 = 201 + 631$.

   Donc, dans la molécule de NO_2, on a une liaison simple et une liaison double entre l'azote et l'oxygène.

Réponse : Les deux liaisons entre les atomes de N et de O dans la molécule de NO_2 ne sont pas identiques. Une est simple et l'autre est double.

11 DÉFI

Données

$M_{H_2O} = 18{,}02$ g/mol

$m_{glace} = 150$ g

$c_{glace} = 2{,}05$ J/g • °C

$T_i = -13{,}5$ °C

$T_f = 0{,}00$ °C

$\Delta H_f = 6{,}02$ kJ/mol

$Q = 55{,}6$ kJ

Solution

1. *Calculer la quantité de chaleur nécessaire pour faire passer la température de la glace de -13,5 °C à 0,00 °C.*

   $Q_1 = m_{glace} c_{glace} \Delta T$

   $= 150\ g \times 2{,}05\ J/g \cdot °C \times (0{,}00\ °C - (-13{,}5\ °C))$

   $= 4151{,}25\ J = 4{,}15\ kJ$

2. *Calculer le nombre de moles d'eau contenues dans 150 g de glace.*

   $$n = \frac{m}{M} = \frac{150\ g}{18{,}02\ g/mol} = 8{,}32\ mol$$

3. *Calculer la quantité de chaleur nécessaire pour faire fondre les 150 g de glace à 0 °C.*

   1 mol de $H_2O \rightarrow 6{,}02$ kJ

   8,32 mol de $H_2O \rightarrow ?$ kJ

   $$\frac{6{,}02\ kJ}{1\ mol} = \frac{?\ kJ}{8{,}32\ mol} = \frac{6{,}02\ kJ \times 8{,}32\ mol}{1\ mol}$$

   $Q_2 = 50{,}1$ kJ

4. *Calculer la quantité de chaleur totale pour faire fondre les 150 g de glace à -13,5 °C.*

   $Q_t = Q_1 + Q_2 = 4{,}15\ kJ + 50{,}1\ kJ = 54{,}3\ kJ$

   La quantité de chaleur nécessaire pour faire fondre les 150 g de glace à -13,5 °C est inférieure à la quantité d'énergie fournie par le calorimètre 54,3 kJ (55,6 kJ). Donc, la glace va bien fondre.

   Le surplus d'énergie (1,30 kJ) permettra d'élever la température de l'eau au-delà de 0,00 °C (température finale de l'eau = 2,1 °C).

Réponse : Oui, la glace va fondre et devenir liquide.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 10 La détermination de la chaleur molaire de dissolution d'une substance

Cahier, p. 202

Mise en situation

Alerte au tuyau

Le terme « plomberie » est utilisé depuis de nombreuses années. Le plomb, un métal très malléable longtemps utilisé dans la fabrication de canalisations, est à l'origine du nom. Ce métal, très toxique pour l'humain, n'est plus utilisé en plomberie. On l'a remplacé par de l'acier inoxydable, du cuivre ou des composés thermoplastiques. Dans les maisons, les tuyaux d'évacuation peuvent être obstrués par des résidus de savon ou de nourriture, des cheveux et des graisses. Lorsque l'obstruction est mineure, on utilise un siphon ou de l'eau chaude pour déboucher le tuyau. Si ces méthodes ne fonctionnent pas, on a recours à un déboucheur sous forme solide ou liquide que l'on trouve dans le commerce ou qu'on prépare à partir d'une recette maison. Le déboucheur doit avoir les propriétés suivantes : il doit dissoudre les graisses et les résidus présents dans le tuyau, il ne doit pas réagir avec la substance dont est fabriqué le tuyau, et il doit dégager assez d'énergie pour déboucher sans pour autant endommager la plomberie.

Laquelle de ces substances serait la meilleure option pour fabriquer un déboucheur fait maison : le saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), le chlorure de sodium (NaCl) ou l'hydroxyde de sodium (NaOH)? Justifiez votre réponse.

La préparation

1. À quel type de transformation correspond une dissolution ?

_____

2. Expliquez les étapes d'une dissolution aqueuse.

_____

_____

_____

_____

3. Pour obtenir un déboucheur efficace, la dissolution devrait-elle être endothermique ou exothermique ? _____

4. Selon la réponse donnée à la question 3, qu'arrive-t-il à la température de l'eau lors de la dissolution ? _____

5. Comment peut-on calculer expérimentalement la chaleur de dissolution d'une mole de soluté?

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



LABO 10 La détermination de la chaleur molaire de dissolution d'une substance



Cahier, p. 202

Le but de l'expérience

Déterminer expérimentalement la chaleur molaire de dissolution d'une substance.

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

- Trois pèse-matière
- Trois spatules
- 300 mL d'eau distillée à la température de la pièce
- Un cylindre gradué de 100 mL
- Un support universel
- Une pince à thermomètre
- Un verre en polystyrène
- Un bouchon troué
- Un bécher de 250 mL
- Un thermomètre
- 90 g de saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
- 12 g de chlorure de sodium (NaCl)
- 2 g d'hydroxyde de sodium (NaOH)

Pour le groupe classe

- Un bac de récupération des liquides
- Trois balances électroniques au centième de gramme

Manipulations

1. Fixer la pince à thermomètre au support universel.
2. Mettre le verre en polystyrène dans le bécher de 250 mL. Déposer le bécher sur la base du support universel.
3. Déposer le saccharose sur un pèse-matière pour le peser sur la balance électronique et noter sa masse dans le tableau 1 de la question 1.
4. À l'aide du cylindre gradué, mesurer 100 mL d'eau distillée puis les verser dans le verre en polystyrène.
5. Fixer le thermomètre à la pince à thermomètre, prendre la température de l'eau et la noter dans le tableau 1 de la question 1. C'est la température initiale de la solution.
6. Verser le saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) dans le verre en polystyrène.
7. À l'aide de la tige de verre, agiter la solution pendant environ 2 minutes pour dissoudre le saccharose complètement. Toutes les 20 secondes, cesser d'agiter pour vérifier la température.
8. Noter la température maximale ou minimale atteinte dans le tableau 1 de la question 1.
9. Vider le contenu du verre en polystyrène dans le bac de récupération des liquides.
10. Rincer le matériel avec de l'eau distillée.
11. Refaire les manipulations 2 à 10 en remplaçant aux étapes 3 et 6 le saccharose par 12 g de chlorure de sodium (NaCl).
12. Refaire les manipulations 2 à 10 en remplaçant aux étapes 3 et 6 le saccharose par 2 g d'hydroxyde de sodium (NaOH).

Attention !

- Manipuler sans attendre l'hydroxyde de sodium solide afin d'éviter qu'il absorbe l'humidité de l'air.
- Manipuler également avec beaucoup de précautions et éviter tout contact avec la peau, les yeux, la balance et le comptoir, car l'hydroxyde de sodium est corrosif.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats du laboratoire dans le tableau 1, puis calculez la variation de température dans la dernière colonne.

TABLEAU 1
Les résultats du laboratoire

Solution	m (g ± 0,01 g)	T_i (°C ± 0,5 °C)	T_f (°C ± 0,5 °C)	ΔT (°C)
Saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$)				
Chlorure de sodium (NaCl)				
Hydroxyde de sodium (NaOH)				

L'analyse des résultats

2. Calculez la chaleur molaire de dissolution de chaque soluté et reportez vos résultats dans le tableau 2 de la question 4.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

3. Écrivez l'équation thermochimique de dissolution de chacun des solutés utilisés en y intégrant la chaleur molaire obtenue à la question 2.

4. Reportez les résultats obtenus à la question 2 dans le tableau 2. Inscrivez les valeurs théoriques qui vous ont été fournies, puis calculez l'écart entre ces valeurs pour remplir la dernière colonne. Pour ce faire, utilisez les encadrés suivants.

TABLEAU 2
L'interprétation des résultats

Soluté	$\Delta H_{\text{d expérimentale}}$ (kJ/mol)	$\Delta H_{\text{d théorique}}$ (kJ/mol)	Écart (%)
Saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$)			
Chlorure de sodium (NaCl)			
Hydroxyde de sodium (NaOH)			

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5. À l'aide du pourcentage d'écart calculé, interprétez les valeurs expérimentales obtenues en les comparant aux valeurs théoriques.

6. Quelles sont les causes d'erreurs possibles dans ce laboratoire ?

7. Comment ces causes d'erreurs influencent-elles les résultats et votre analyse ?

La conclusion

8. Laquelle de ces substances serait la meilleure option pour fabriquer un déboucheur fait maison : le saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), le chlorure de sodium (NaCl) ou l'hydroxyde de sodium (NaOH) ? Justifiez votre réponse.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



LABO 11 La détermination de la chaleur molaire de neutralisation

Cahier, p. 204

Mise en situation

Déchet minier acide

Le Québec possède un potentiel minier important. L'exploitation d'une mine entraîne l'accumulation de déchets – des métaux lourds ou des substances très acides, par exemple – pouvant générer des problèmes environnementaux. Le drainage minier acide (DMA) est une solution minérale acide dont l'écoulement provient des déchets miniers. Cette solution est constituée de différents acides, variables selon les déchets produits. Le pH du DMA est assez bas, de l'ordre de 3,5. Le DMA contribue à l'acidification des eaux douces. Il peut donc avoir des impacts majeurs sur la qualité de l'eau, y compris celle des nappes phréatiques, et sur les écosystèmes aquatiques. L'habitat, les chaînes alimentaires et la reproduction peuvent être affectés par l'acidification de l'environnement, car la plupart des espèces ne peuvent subsister avec un pH inférieur à 5. Avant de rejeter leurs eaux usées, les sociétés minières sont tenues de les neutraliser. La neutralisation du DMA nécessite une certaine quantité d'énergie.

La quantité de chaleur impliquée est-elle la même pour tous les acides présents dans le DMA, quels qu'ils soient ? Justifiez votre réponse.

La préparation

1. À quel type de transformation correspond une neutralisation ?

2. Expliquez comment se passe une réaction de neutralisation acido-basique selon Arrhenius.

3. Une réaction de neutralisation impliquant un acide et une base d'Arrhenius est-elle endothermique ou exothermique ?

4. Selon la réponse donnée à la question 3, qu'arrive-t-il à la température de l'eau lors d'une neutralisation ?

5. Comment peut-on calculer expérimentalement la chaleur de neutralisation pour une mole d'acide ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 11 La détermination de la chaleur molaire de neutralisation

Cahier, p. 204

Le but de l'expérience

Déterminer expérimentalement la chaleur molaire de neutralisation d'un acide.

L'hypothèse

Sans pouvoir prédire sa valeur exacte, que prévoyez-vous au sujet de la chaleur de réaction de cette neutralisation ?

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

- Un support universel
- Une pince à thermomètre
- Un verre en polystyrène
- Un bécher de 250 mL
- Un thermomètre
- Deux cylindres gradués de 50 mL
- Une tige de verre
- 50,0 mL de solution d'acide chlorhydrique (HCl), concentrée à 0,50 mol/L
- 50,0 mL de solution d'acide sulfurique (H_2SO_4), concentrée à 0,25 mol/L
- 50,0 mL de solution d'hydroxyde de sodium (NaOH), concentrée à 0,50 mol/L
- 50,0 mL de solution d'hydroxyde de potassium (KOH), concentrée à 0,50 mol/L
- Un flacon-laveur d'eau distillée

Pour le groupe classe

- Un bac de récupération des liquides

Manipulations

1. Fixer la pince à thermomètre au support universel.
2. Mettre le verre en polystyrène dans le bécher de 250 mL. Déposer le bécher sur la base du support universel.
3. À l'aide d'un cylindre gradué, mesurer 50,0 mL de la solution d'acide chlorhydrique (HCl) et les verser dans le verre en polystyrène.
4. Fixer le thermomètre à la pince à thermomètre, prendre la température de la solution et la noter dans le tableau 1 de la question 1. C'est la température initiale du mélange.
5. À l'aide du second cylindre gradué, mesurer 50,0 mL de la solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) et les verser dans le verre en polystyrène.
6. À l'aide de la tige de verre, agiter doucement le mélange pour uniformiser sa température.

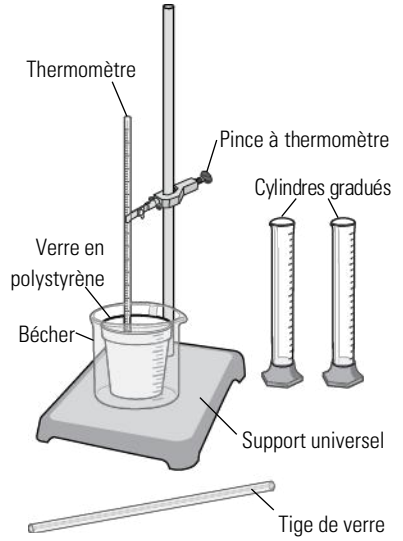


Figure 1 Le montage de l'expérience.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

7 Surveiller la température du mélange et noter sa température maximale atteinte dans le tableau 1 de la question 1.

8 Vider le contenu du verre dans le bac de récupération des liquides et bien rincer le matériel avec de l'eau distillée.

9 Recommencer les manipulations 1 à 8 en remplaçant à l'étape 3 la solution d'acide chlorhydrique par la solution d'acide sulfurique (H_2SO_4) et à l'étape 5 la solution d'hydroxyde de sodium par la solution d'hydroxyde de potassium (KOH).

10 Nettoyer et ranger le matériel.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats obtenus dans le tableau 1, puis calculez la variation de température dans la dernière colonne.

TABLEAU 1
Les résultats du laboratoire

Mélange	T_i du mélange (°C ± 0,5 °C)	T_f du mélange (°C ± 0,5 °C)	ΔT (°C)
$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)}$			
$H_2SO_{4(aq)} + KOH_{(aq)}$			

L'analyse des résultats

2. Calculez la chaleur molaire de neutralisation des mélanges effectués.

a) La neutralisation de l'acide chlorhydrique (HCl) par l'hydroxyde de sodium (NaOH)

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

b) La neutralisation de l'acide sulfurique (H_2SO_4) par l'hydroxyde de potassium (NaOH)

3. Reportez les résultats obtenus à la question 2 dans le tableau 2. Inscrivez les valeurs théoriques qui vous ont été fournies, puis calculez l'écart entre ces valeurs pour remplir la dernière colonne. Pour ce faire, utilisez l'encadré ci-dessous.

TABLEAU 2
L'interprétation des résultats

Mélange	$\Delta H_{n\ expérimental}$ (kJ/mol)	$\Delta H_{n\ théorique}$ (kJ/mol)	Écart (%)
$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)}$			
$H_2SO_{4(aq)} + KOH_{(aq)}$			

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4. Comment interprétez-vous les résultats ? Expliquez votre réponse.

5. Quelle différence remarquez-vous entre les deux neutralisations effectuées ? Expliquez votre réponse.

6. Écrivez l'équation thermochimique de chacune des neutralisations effectuées en y insérant les valeurs de chaleur molaire de neutralisation obtenues à la question 2.

a) La neutralisation de l'acide chlorhydrique (HCl) par l'hydroxyde de sodium (NaOH)

b) La neutralisation de l'acide sulfurique (H_2SO_4) par l'hydroxyde de potassium (KOH)

7. Au cours de ces neutralisations, y a-t-il eu bris d'interactions intramoléculaires ? Expliquez votre réponse.

8. Quelles sont les causes d'erreurs possibles dans ce laboratoire ? Comment influencent-elles vos résultats et votre analyse ?

La conclusion

9. La quantité de chaleur impliquée est-elle la même pour tous les acides présents dans le DMA, quels qu'ils soient ? Justifiez votre réponse.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



LABO 12 La détermination de la chaleur molaire d'une réaction globale

Cahier, p. 210

Mise en situation

Pétrole propre ?

Au 20e siècle, l'usage des combustibles fossiles a permis le développement industriel et économique de nombreux pays. Aujourd'hui, les impacts négatifs sur l'environnement de leur exploitation et de leur utilisation se multiplient. Le réchauffement climatique est sans doute le plus médiatisé. Chacune des étapes du processus d'exploitation est essentielle, mais peut mener à des incidents nocifs pour l'environnement.

Le raffinage du pétrole est une étape qui rend le pétrole utilisable. Le pétrole brut contient plusieurs substances corrosives qui risquent d'affecter les installations. Avant le raffinage, le pétrole brut subit une série de traitements afin d'éliminer ces substances. Le dessalage, ou déshydratation, fait partie de ces traitements. On ajoute de l'eau et d'autres composés au pétrole brut afin d'éliminer un maximum de contaminants. Au cours de ce procédé, on ajoute des bases telles que l'hydroxyde de potassium (KOH) pour neutraliser les acides présents dans l'eau de dessalage et diminuer la corrosion.

L'hydroxyde de potassium devrait-il être ajouté directement sous forme solide ou être ajouté sous forme aqueuse (dissous dans l'eau) afin d'obtenir la chaleur molaire optimale lors du dessalage ? Justifiez votre réponse.

La préparation

1. Expliquez ce qu'est un mécanisme réactionnel. _____

_____

2. Faites une hypothèse sur le mécanisme réactionnel de la neutralisation d'un acide par l'hydroxyde de potassium.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

3. Comment peut-on expérimentalement faire la différence entre une réaction de neutralisation faite en une seule étape et une autre réaction faite en deux étapes ?

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 12 La détermination de la chaleur molaire d'une réaction globale



Cahier, p. 210

Le but de l'expérience

Déterminer la chaleur molaire de la neutralisation de l'hydroxyde de potassium (KOH) solide par l'acide chlorhydrique (HCl) en réalisant la réaction directement et en deux étapes.

L'hypothèse

Selon vous, la chaleur molaire de la neutralisation de l'hydroxyde de potassium solide par l'acide chlorhydrique est-elle différente si la réaction est réalisée en deux étapes ou en une seule ?

_____

_____

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

- Une pince à thermomètre
- Un support universel
- Un verre en polystyrène
- Un bécher de 250 mL
- Un thermomètre
- Un cylindre gradué de 50 mL
- 100,0 mL d'une solution d'acide chlorhydrique (HCl), concentrée à 0,25 mol/L
- Un pèse-matière
- Une spatule
- 1,40 g d'hydroxyde de potassium (KOH) en pastilles
- Une tige de verre
- Un flacon-laveur d'eau distillée

Pour le groupe classe

- Un bac de récupération des liquides
- Quatre balances électroniques au centième de gramme

Manipulations

1re partie – La réaction globale en une étape

1 Fixer la pince à thermomètre au support universel.

2 Insérer le verre en polystyrène dans le bécher de 250 mL. Déposer le bécher sur la base du support universel.

3 À l'aide du cylindre gradué, mesurer 50,0 mL de la solution d'acide chlorhydrique (HCl) et les verser dans le verre en polystyrène.

4 Fixer le thermomètre à la pince à thermomètre, prendre la température de la solution et la noter dans le tableau 1 de la question 1. C'est la température initiale.

5 À l'aide de la balance électronique, d'un pèse-matière et d'une spatule, peser environ 0,70 g d'hydroxyde de potassium (KOH).

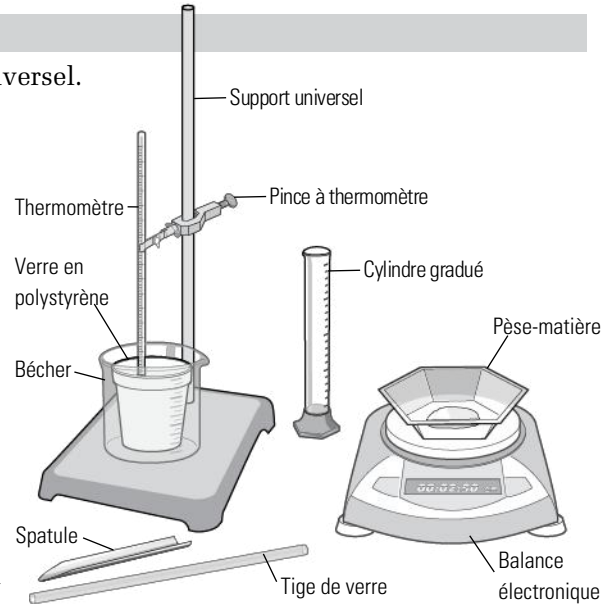


Figure 1 Le montage de l'expérience.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

6 Déposer l'hydroxyde de potassium dans le verre en polystyrène.

Attention !

- Manipuler sans attendre l'hydroxyde de potassium solide afin d'éviter qu'il absorbe l'humidité de l'air.
- Manipuler également avec beaucoup de précautions et éviter tout contact avec la peau, les yeux, la balance et le comptoir, car l'hydroxyde de potassium est corrosif.

7 À l'aide de la tige de verre, agiter doucement le mélange jusqu'à dissolution complète de l'hydroxyde de potassium.

8 Surveiller la température du mélange et noter la température maximale ou minimale atteinte dans le tableau 1 de la question 1.

9 Vider le contenu du verre en polystyrène dans le bac de récupération des liquides et bien rincer le matériel à l'eau distillée.

2e partie – La réaction globale en deux étapes

1 Refaire les manipulations 2 à 8 de la 1re partie en remplaçant à l'étape 3 la solution d'acide chlorhydrique par de l'eau distillée.

2 Laisser reposer la solution pendant environ 10 minutes, le temps qu'elle revienne à la température de la pièce, et noter sa température dans le tableau 1 de la question 1. Répondre aux questions 2 et 3 *a*.

3 À l'aide du cylindre gradué, mesurer 50,0 mL de la solution d'acide chlorhydrique et les verser dans le verre en polystyrène.

4 À l'aide de la tige de verre, agiter doucement le mélange.

5 Surveiller la température du mélange et noter sa température maximale ou minimale atteinte dans le tableau 1 de la question 1.

6 Nettoyer et ranger le matériel.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats du laboratoire dans le tableau 1, puis calculez la variation de température dans la dernière colonne.

TABLEAU 1
Les variations de température d'une réaction globale

Mélange	T_i (°C ± 0,5 °C)	T_f (°C ± 0,5 °C)	ΔT (°C)
***1re partie* – La réaction globale en une étape**			
$KOH_{(s)} + HCl_{(aq)}$			
***2e partie* – La réaction globale en deux étapes**			
$KOH_{(s)}$ + Eau distillée			
$KOH_{(aq)} + HCl_{(aq)}$			

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

L'analyse des résultats

2. Déterminez la valeur de la chaleur molaire de neutralisation du mélange de la 1re partie : la neutralisation de l'hydroxyde de potassium (KOH) solide par une solution d'acide chlorhydrique (HCl).

3. Déterminez les valeurs de chaleur molaire des mélanges de la 2e partie.

a) La chaleur molaire de dissolution de l'hydroxyde de potassium (KOH)

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

b) La chaleur molaire de neutralisation de l'hydroxyde de potassium (KOH) par l'acide chlorhydrique (HCl) en solutions aqueuses

c) La chaleur molaire globale : additionnez les chaleurs molaires obtenues en *a* et en *b*.

4. Reportez les résultats obtenus aux questions 2 et 3 dans le tableau 2.

TABLEAU 2
L'interprétation des résultats

Mélange	$\Delta H_{expérimental}$ (kJ/mol)
***1re partie* – La réaction globale en une étape**	
ΔH_n ($KOH_{(s)} + HCl_{(aq)}$)	
***2e partie* – La réaction globale en deux étapes**	
ΔH_d ($KOH_{(s)}$ + Eau distillée)	
ΔH_n ($KOH_{(aq)} + HCl_{(aq)}$)	
$\Delta H_{globale}$	

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5. Calculez l'écart entre la valeur de la réaction globale de la 2e partie et celle de la 1re partie.

6. Comparez la chaleur molaire de la réaction globale de la 1re partie à la somme de la chaleur molaire de dissolution et de neutralisation de la 2e partie.

7. Écrivez :

a) l'équation balancée qui représente la réaction globale de la 1re partie.

b) la somme des équations des transformations de la 2e partie pour trouver la réaction globale.

8. Comparez l'équation de la réaction globale de la 1re partie à la somme des équations de dissolution et de neutralisation de la 2e partie.

9. Quelles sont les causes d'erreurs possibles dans ce laboratoire ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

10. Comment ces causes d'erreurs influencent-elles les résultats et votre interprétation de ceux-ci ?

La conclusion

11. Quelle conclusion tirez-vous de la neutralisation de l'hydroxyde de potassium solide et sous forme aqueuse ?

12. L'hydroxyde de potassium devrait-il être ajouté directement sous forme solide ou être ajouté sous forme aqueuse (dissous dans l'eau) afin d'obtenir la chaleur molaire optimale lors du dessalage ? Justifiez votre réponse.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



LABO 13 La loi de Hess

Cahier, p. 212

Mise en situation

Âge de fer

Dans la nature, peu de métaux existent sous une forme pure. On les retrouve plutôt dans des minerais, mélangés à d'autres éléments. Le fer (Fe) est un métal présent dans du minerai sous forme de trioxyde de difer (Fe_2O_3). Depuis des siècles, on est capable d'extraire le fer du minerai où il se trouve en séparant le fer des atomes d'oxygène (O). La réaction nécessaire à cette séparation se nomme la réduction. Elle consiste à mettre le trioxyde de difer en présence d'une substance qui a tendance à attirer les atomes d'oxygène, ce qui laisse le fer à l'état métallique. La substance attirant facilement les atomes d'oxygène est le monoxyde de carbone (CO) obtenu lors d'une combustion partielle. Durant l'Antiquité, on empilait dans un four rudimentaire des couches de charbon de bois et de minerai de fer. Le monoxyde de carbone était obtenu grâce à la mauvaise combustion produite dans un environnement clos ayant une faible ventilation. Dans ce contexte, le monoxyde de carbone récupère l'oxygène du trioxyde de difer pour former du dioxyde de carbone (CO_2). Cette réaction exothermique est difficile à mesurer en laboratoire à cause des différents réactifs impliqués dans la réaction.

Comment peut-on calculer l'énergie de formation du fer dans l'équation suivante ?

$$Fe_2O_{3(s)} + 3\ CO_{(g)} \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 2\ Fe_{(s)}$$

La préparation

1. Quelle est la règle décrite par la loi de Hess ?

2. Quelle est l'équation générale de la loi de Hess ?

3. En laboratoire, comment peut-on vérifier la loi de Hess ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 13 La loi de Hess

Cahier, p. 212

Le but de l'expérience

À l'aide de la loi de Hess, déterminer expérimentalement la chaleur molaire de la réaction suivante :

$$KOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow KCl_{(s)} + H_2O_{(l)}$$

L'hypothèse

Comment peut-on calculer la chaleur molaire de cette réaction complexe sans l'effectuer en laboratoire?

_____

_____

_____

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

- Une pince à thermomètre
- Un support universel
- Un verre en polystyrène
- Un bécher de 250 mL
- Un thermomètre
- Un cylindre gradué de 50 mL
- 50,0 mL d'eau distillée à la température de la pièce
- Une pipette
- Une spatule
- Un pèse-matière
- Une tige de verre
- 4,50 g de chlorure de potassium (KCl) solide

Pour le groupe classe

- Un bac de récupération des liquides
- Quatre balances électroniques au centième de gramme

Manipulations

1. Fixer la pince à thermomètre au support universel.
2. Insérer le verre en polystyrène dans le bécher de 250 mL. Déposer le bécher sur la base du support universel.
3. À l'aide du cylindre gradué et de la pipette, mesurer 50,0 mL d'eau distillée et les verser dans le verre en polystyrène.
4. Fixer le thermomètre à la pince à thermomètre, prendre la température de l'eau et la noter dans le tableau 1 de la question 1. C'est la température initiale du mélange.
5. À l'aide de la balance électronique, d'une spatule et du pèse-matière, peser 4,50 g de chlorure de potassium (KCl).
6. Verser le chlorure de potassium dans le verre en polystyrène.

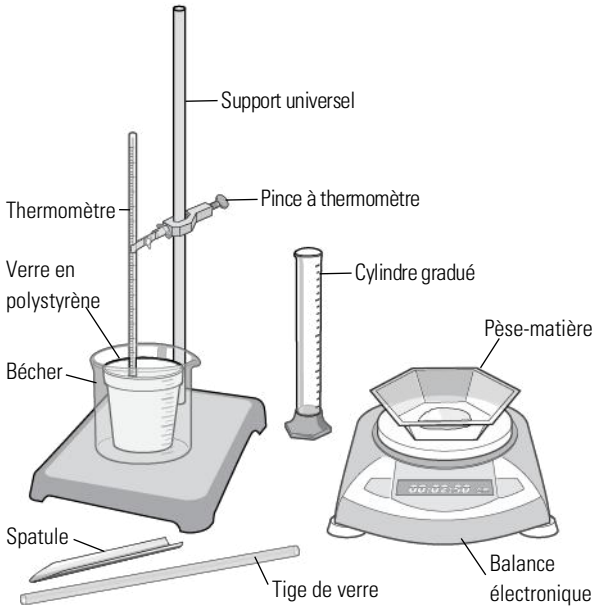


Figure 1 Le montage de l'expérience.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

7 À l'aide de la tige de verre, agiter doucement le mélange jusqu'à dissolution complète du chlorure de potassium.

> **Attention !**
>
> La poudre peut être difficile à voir au fond du verre.

8 Surveiller la température du mélange et noter la température maximale ou minimale atteinte dans le tableau 1 de la question 1.

9 Vider le contenu du verre en polystyrène dans le bac de récupération des liquides, puis nettoyer et ranger le matériel.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats du laboratoire dans le tableau 1, puis calculez la variation de température dans la dernière colonne.

TABLEAU 1
La variation de température de la dissolution

Mélange	m (g ± 0,01 g)	T_i (°C ± 0,5 °C)	T_f (°C ± 0,5 °C)	ΔT (°C)
$KCl_{(s)}$ + Eau distillée				

L'analyse des résultats

2. Déterminez la chaleur molaire de dissolution du chlorure de potassium (KCl).

3. Écrivez dans le tableau 2 les équations thermochimiques balancées de cette dissolution et de la neutralisation effectuée dans le LABO 12.

TABLEAU 2
Les équations thermochimiques intermédiaires

Transformation	Équation
Dissolution	
Neutralisation (voir LABO 12)	

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4. Inversez l'équation de la dissolution trouvée à la question 3 et additionnez-la à l'équation de la neutralisation afin d'obtenir l'équation globale balancée de la réaction complexe étudiée.

5. Reportez dans le tableau 3 la valeur de la chaleur molaire de la réaction globale et la valeur théorique qui vous sera fournie, puis calculez le pourcentage d'écart entre ces deux valeurs.

TABLEAU 3
L'écart entre les valeurs des chaleurs molaires expérimentale et théorique

$\Delta H_{\text{n expérimentale}}$ (kJ/mol)	$\Delta H_{\text{n théorique}}$ (kJ/mol)	Écart (%)

6. Comparez la chaleur molaire expérimentale de la réaction globale avec la chaleur molaire théorique.

7. Quelles sont les causes d'erreurs possibles dans ce laboratoire ?

La conclusion

8. Comment peut-on calculer l'énergie de formation du fer dans l'équation suivante ?

$$Fe_2O_{3(s)} + 3\ CO_{(g)} \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 2\ Fe_{(s)}$$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 14 La détermination de la chaleur molaire de formation de l'oxyde de magnésium (MgO)

Cahier, p. 212

Mise en situation

Nuage acide

L'acide sulfurique (H_2SO_4), anciennement appelé « vitriol », est un acide fort utilisé notamment dans les batteries de voitures, pour le traitement des minerais ou encore la fabrication d'engrais agricoles. S'il est possible de le produire industriellement, l'acide sulfurique peut également se former naturellement dans l'atmosphère, à la suite de réactions chimiques. En effet, les volcans, certaines usines et la combustion de combustibles fossiles rejettent dans l'atmosphère un gaz polluant, le dioxyde de soufre (SO_2). Ce gaz réagit avec le dioxygène (O_2) de l'air pour former du trioxyde de soufre (SO_3). L'interaction de ce dernier avec la vapeur d'eau (H_2O) permet la formation d'acide sulfurique dans les nuages. Ce phénomène donne naissance aux pluies acides responsables de l'acidification des eaux. Les réactions qui mènent à la fabrication d'acide sulfurique dans les nuages impliquent différentes quantités d'énergie qui s'avèrent difficiles à mesurer. Puisque l'acide sulfurique est formé de deux atomes d'hydrogène (H), d'un atome de soufre (S) et de quatre atomes d'oxygène (O), l'équation de sa formation est la suivante :

$$S_{(s)} + H_{2(g)} + 2\ O_{2(g)} \rightarrow H_2SO_{4(l)}$$

Comment peut-on calculer la chaleur molaire de formation de l'acide sulfurique dans les nuages ?

La préparation

1. Pour quelle raison utilise-t-on l'additivité des enthalpies pour calculer l'enthalpie d'une réaction ?

2. Qu'est-ce que la variation d'enthalpie molaire standard de formation (ΔH_f°) ?

3. Quel serait l'état standard de formation de l'acide sulfurique ?

4. Quelle méthode privilégie-t-on en laboratoire pour calculer la chaleur de formation d'une substance ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 14 La détermination de la chaleur molaire de formation de l'oxyde de magnésium (MgO)

Cahier, p. 212

Le but de l'expérience

À l'aide de la loi de Hess, déterminer expérimentalement la chaleur molaire de formation de l'oxyde de magnésium (MgO) :

$$Mg_{(s)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow MgO_{(s)}$$

L'hypothèse

Comment peut-on calculer la chaleur molaire de cette réaction de formation sans l'effectuer en laboratoire ?

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

- Deux verres en polystyrène
- Un bécher de 250 mL
- Un cylindre gradué de 50 mL
- 100,0 mL d'une solution d'acide chlorhydrique (HCl), concentrée à 0,5 mol/L
- Un thermomètre
- Un pèse-matière
- Un flacon-laveur d'eau distillée
- Une spatule
- Un morceau de 0,15 g de magnésium (Mg) en ruban
- 0,25 g d'oxyde de magnésium (MgO) en poudre

Pour le groupe classe

- Un bac de récupération des liquides
- Quatre balances électroniques au centième de gramme

Manipulations

1. Insérer les verres en polystyrène l'un dans l'autre, dans le bécher de 250 mL.
2. À l'aide du cylindre gradué, mesurer 50,0 mL de la solution d'acide chlorhydrique (HCl) et les verser dans le verre en polystyrène.
3. À l'aide du thermomètre, prendre la température de la solution en maintenant le réservoir du thermomètre au centre du liquide et la noter dans le tableau 1 de la question 1. C'est la température initiale de la réaction.
4. Peser le morceau de ruban de magnésium (Mg) et noter sa masse dans le tableau 1 de la question 1.
5. Donner une forme de spirale au morceau de ruban de magnésium et le déposer dans le verre en polystyrène.

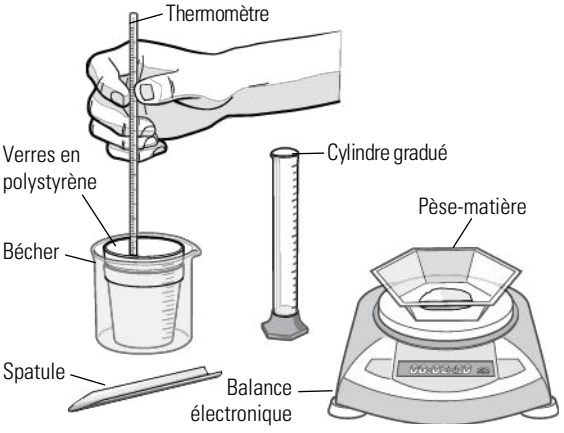


Figure 1 Le montage de l'expérience.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

6 Tout en tenant constamment le bécher, agiter doucement le mélange à l'aide du thermomètre afin d'uniformiser la température du liquide et s'assurer que le magnésium réagisse complètement. Éviter toutefois de toucher le fond du verre.

7 Surveiller la température du mélange et noter sa température maximale dans le tableau 1 de la question 1.

8 Vider le contenu du verre en polystyrène dans le bac à récupération des liquides et bien rincer le matériel à l'eau distillée.

9 Refaire les manipulations 1 à 8 en remplaçant à l'étape 4 le magnésium par 0,25 g d'oxyde de magnésium (MgO).

10 Nettoyer et ranger le matériel.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats du laboratoire dans le tableau 1, puis calculez la variation de température dans la dernière colonne.

TABLEAU 1
Les variations de température de deux réactions

Mélange	m (g ± 0,01 g)	T_i (°C ± 0,5 °C)	T_f (°C ± 0,5 °C)	ΔT (°C)
$Mg_{(s)} + HCl_{(aq)}$				
$MgO_{(s)} + HCl_{(aq)}$				

L'analyse des résultats

2. Déterminez la chaleur molaire de chacune des réactions.

a) Le magnésium (Mg) avec l'acide chlorhydrique (HCl)

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

b) L'oxyde de magnésium (MgO) avec l'acide chlorhydrique (HCl)

3. Écrivez l'équation thermochimique de chacune des réactions effectuées en y insérant les valeurs de chaleur molaire obtenues à la question 2.

a) Le magnésium (Mg) avec l'acide chlorhydrique (HCl)

b) L'oxyde de magnésium (MgO) avec l'acide chlorhydrique (HCl), sachant que les produits obtenus lors de cette réaction sont du dichlorure de magnésium ($MgCl_2$) aqueux et de l'eau liquide.

4. Trouvez l'équation balancée de la réaction globale, en additionnant correctement les équations des réactions nécessaires.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5. Reportez dans le tableau 2 la valeur de la chaleur molaire de la réaction globale de formation de l'oxyde de magnésium et inscrivez la valeur théorique trouvée dans le tableau 9.5 de la page 463, puis calculez le pourcentage d'écart entre ces deux valeurs.

TABLEAU 2
L'écart entre les valeurs des chaleurs molaires expérimentale et théorique

$\Delta H_{n\ \text{expérimentale}}$ (kJ/mol)	$\Delta H_{n\ \text{théorique}}$ (kJ/mol)	Écart (%)

6. Comparez votre valeur expérimentale à la valeur théorique. Que remarquez-vous ?

7. Quelles sont les causes d'erreurs possibles dans ce laboratoire ?

La conclusion

8. Comment peut-on calculer la chaleur molaire de formation de l'acide sulfurique dans les nuages ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Chapitre 5 La chaleur molaire d'une réaction

1 Parmi les systèmes suivants, lesquels sont ouverts ?

a) Une piscine extérieure au mois de juillet.

b) Une bouteille de gaz propane pour le barbecue.

c) Un flacon de parfum qu'on a oublié de refermer.

d) Du café chaud dans un récipient isotherme.

e) Un réfrigérateur fermé.

1. *a*, *b* et *c*
2. *a* et *c*
3. *b* et *e*
4. *c* et *e*

2 Les énoncés suivants portent sur la dissolution et la chaleur de dissolultion. Lequel est faux ?

A. Lors d'une dissolution ionique, les liaisons entre les molécules sont brisées, puis chaque molécule est séparée en ions.

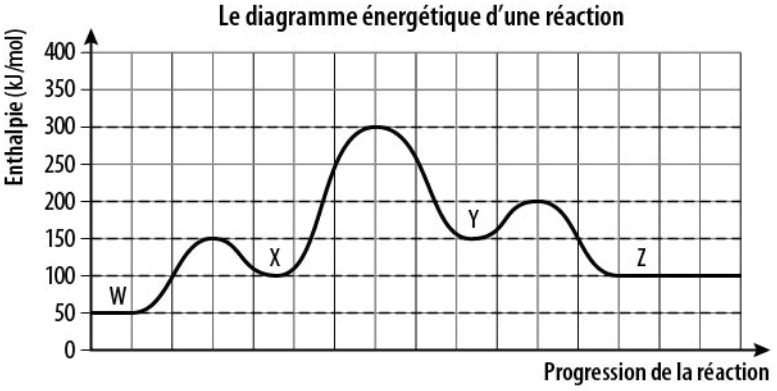
B. La chaleur molaire de dissolution correspond à la chaleur dégagée ou absorbée par la dissolution d'une mole de substance.

C. La chaleur molaire de dissolution d'un composé ionique dans l'eau correspond au bilan énergétique de trois étapes : bris des liaisons entre les molécules d'eau, bris des liaisons entre les ions du soluté et formation de liaisons entre les molécules d'eau et les ions du soluté.

D. Si la dissolution d'un gramme d'ammoniac gazeux dégage 1,80 kJ, cela signifie que la chaleur molaire de dissolution de l'ammoniac s'écrit : $\Delta H_d = 30{,}7$ kJ/mol.

3 Le diagramme ci-contre représente le mécanisme réactionnel de la réaction hypothétique décrite par l'équation globale suivante : W → Z.

Les énoncés suivants concernent le mécanisme réactionnel à l'étude. Lesquels sont vrais ?



A. Ce mécanisme réactionnel est constitué de trois réactions élémentaires.

B. Ce mécanisme réactionnel comporte trois substances intermédiaires.

C. L'équation thermochimique de la deuxième réaction élémentaire est : X + 50 kJ → Y.

D. L'énergie d'activation de la réaction globale est de 250 kJ/mol.

E. La variation d'enthalpie de la réaction élémentaire Y → Z est de 50 kJ/mol.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

4 Un étudiant dissout une certaine masse de nitrate d'ammonium (NH_4NO_3) dans 250 mL d'eau à 22,5 °C contenue dans un calorimètre. Si la température finale de l'eau est de 15,8 °C, quelle est la masse de nitrate d'ammonium dissoute ?

L'équation thermochimique de la dissolution du nitrate d'ammonium est la suivante :

$$NH_4NO_{3(s)} + 25{,}7\ kJ \quad \rightarrow \quad {NH_4}^+_{(aq)} + {NO_3}^-_{(aq)}$$

5 Quand on neutralise 100 mL d'une solution aqueuse d'acide nitrique (HNO_3), concentrée à 0,500 mol/L, avec 200 mL d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (NaOH), concentrée à 0,25 mol/L, on observe une élévation de la température de 2,25 °C. Écrivez de deux manières différentes l'équation thermochimique de cette réaction de neutralisation acidobasique.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

6 Soit les équations thermochimiques des réactions de formation suivantes, dans des conditions standards :

$$\begin{aligned}
&Ba_{(s)} + H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow Ba(OH)_{2(s)} && \Delta H = -944,7 \text{ kJ/mol}\\
&N_{2(g)} + 2\,H_{2(g)} + S_{(s)} + C_{(s)} \rightarrow NH_4SCN_{(s)} && \Delta H = -78,71 \text{ kJ/mol}\\
&Ba_{(s)} + 2\,S_{(s)} + 2\,C_{(s)} + N_{2(g)} \rightarrow Ba(SCN)_{2(aq)} && \Delta H = -385,0 \text{ kJ/mol}\\
&\frac{1}{2}\,N_{2(g)} + \frac{3}{2}\,H_{2(g)} \rightarrow NH_{3(aq)} && \Delta H = -80,34 \text{ kJ/mol}\\
&H_{2(g)} + \frac{1}{2}\,O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} && \Delta H = -285,8 \text{ kJ/mol}
\end{aligned}$$

Quelle est la valeur de la chaleur molaire de la réaction suivante ?

$$Ba(OH)_{2(s)} + 2\,NH_4SCN_{(s)} \rightarrow Ba(SCN)_{2(aq)} + 2\,NH_{3(aq)} + 2\,H_2O_{(l)}$$

A. 251,4 kJ/mol B. -15,16 kJ/mol C. -251,4 kJ/mol D. +15,16 kJ/mol

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

7 On veut déterminer la variation d'enthalpie molaire de la réaction suivante :

$$12\ NH_{3(g)} + 21\ O_{2(g)} \rightarrow 8\ HNO_{3(l)} + 4\ NO_{(g)} + 14\ H_2O_{(l)}$$

À l'aide de l'annexe 9.5, *Les enthalpies molaires standards de formation*, à la page 463 du cahier, et à l'aide de la loi de l'additivité des enthalpies, déterminez les équations thermochimiques qui permettent de calculer la variation d'enthalpie molaire de la réaction à l'étude.

8 DÉFI

Les tableaux 1 et 2 suivants présentent les résultats de deux expériences menées en laboratoire pour déterminer la chaleur molaire de neutralisation de l'hydroxyde de lithium (LiOH) solide par une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène (HCl).

Tableau 1
La dissolution de l'hydroxyde de lithium dans l'eau

Masse de $LiOH_{(s)}$ (g)	Volume d'eau (mL)	Température initiale (°C)	Température finale (°C)
1,20	50,0	18,7	24,4

Tableau 2
La neutralisation de la solution d'hydroxyde de lithium préparée lors de l'expérience 1 par une solution aqueuse d'acide chlorhydrique

Volume de $LiOH_{(aq)}$ (mL)	Volume de $HCl_{(aq)}$ (mL)	Concentration en $HCl_{(aq)}$ (mol/L)	Variation de température (°C)
50,0	100	1,00	4,40

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Écrivez l'équation thermochimique de la neutralisation de l'hydroxyde de lithium solide par la solution aqueuse d'acide chlorhydrique.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Chapitre 5 La chaleur molaire d'une réaction

/50

1. Lequel des énoncés suivants est vrai concernant les types de systèmes et la calorimétrie ? **/3**

A. Une transformation qui s'effectue dans un contenant ouvert constitue toujours un système ouvert.

B. Si une bouteille isotherme contenant du café à une température de 78,0 °C est placée devant une source de chaleur dont la température est de 43,0 °C, la température du café sera inférieure à 78,0 °C après une heure.

C. Si la réaction, à la base du fonctionnement des moteurs des navettes spatiales, entre le dihydrogène (H_2) et le dioxygène (O_2) était effectuée dans un calorimètre, la température de l'eau du calorimètre augmenterait.

D. Si la dissolution de 2,25 g de sel dans un calorimètre révèle que l'eau a dégagé 2300 J lors de cette dissolution, cela signifie que la dissolution est exothermique.

2. Le chlorate de potassium ($KClO_3$) est le chlorate le plus courant dans l'industrie. Il est notamment utilisé comme désinfectant ainsi que dans la confection des explosifs et des feux d'artifice. La dissolution de 2,55 g de chlorate de potassium dans un calorimètre contenant 50 mL d'eau fait passer la température de l'eau du calorimètre de 22,7 °C à 18,6 °C. **/5**

Parmi les équations thermochimiques suivantes, laquelle correspond à la dissolution du chlorate de potassium ?

A. $KClO_{3(s)} \rightarrow K^+_{(aq)} + ClO_3{}^-_{(aq)} + 8{,}6 \times 10^2\ J$

B. $KClO_{3(s)} + 41\ kJ \rightarrow K^+_{(aq)} + ClO_3{}^-_{(aq)}$

C. $KClO_{3(s)} + 8{,}6 \times 10^2\ J \rightarrow K^+_{(aq)} + ClO_3{}^-_{(aq)}$

D. $KClO_{3(s)} \rightarrow K^+_{(aq)} + ClO_3{}^-_{(aq)} + 41\ kJ$

3. Dans un calorimètre, on réalise la neutralisation d'une solution diluée d'hydroxyde de lithium (LiOH), de concentration 0,25 mol/L, à l'aide d'une solution diluée d'acide chlorhydrique (HCl). On note les informations suivantes. **/7**

Avant neutralisation				Après neutralisation	
$LiOH_{(aq)}$		$HCl_{(aq)}$		Mélange	
V (mL)	T_i (°C)	V (mL)	T_i (°C)	V (mL)	T_f (°C)
200	23,4	100	23,4	300	25,9

Quelle est la chaleur molaire de neutralisation de l'hydroxyde de lithium ?

A. -79 kJ/mol B. -32 kJ/mol C. -16 kJ/mol D. -63 kJ/mol

4. Certains bandages utilisés pour soulager les blessures sportives sont constitués de 40,0 g de nitrate de sodium ($NaNO_3$) solide et d'une poche contenant un certain volume d'eau. Une fois le bandage appliqué, l'eau et le nitrate de sodium se mélangent. Quel serait le volume d'eau contenu dans la poche si la température de l'eau après dissolution était passée de 25,2 °C à 2,20 °C ? **/7**

La dissolution du nitrate de sodium se produit selon la réaction suivante :

$$NaNO_{3(s)} + 20{,}5\ kJ \rightarrow Na^+_{(aq)} + NO_3{}^-_{(aq)}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

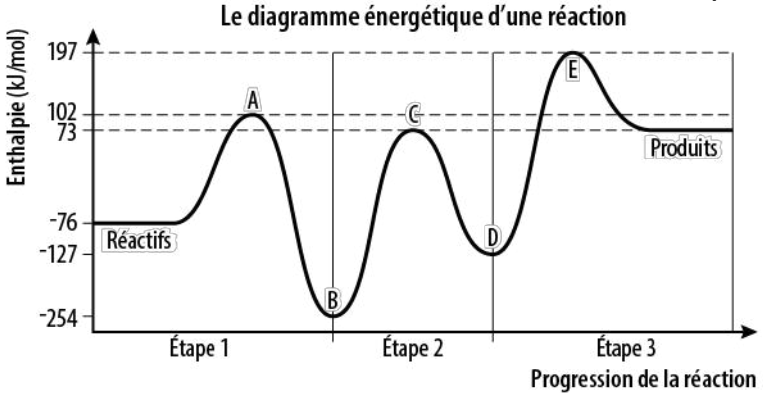
5. Pour les besoins d'une expérience, vous trouvez dans l'armoire de votre laboratoire une fiole contenant 500 mL d'acide acétique (CH_3COOH), mais malheureusement, sa concentration n'est pas indiquée. Pour déterminer celle-ci, vous prélevez 50,0 mL de cette solution et vous la neutralisez avec 20,0 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH), de concentration de 0,625 mol/L. Vous notez que la température de la solution résultante a augmenté de 2,41 °C. Quelle était la concentration de la solution de l'acide acétique sachant que l'équation thermochimique de cette réaction de neutralisation est la suivante ? **/7**

$$CH_3COOH_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow CH_3COONa_{(aq)} + H_2O_{(l)} \qquad \Delta H = -56{,}5 \text{ kJ/mol}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

6. Le diagramme ci-contre représente le mécanisme réactionnel de la réaction suivante : **/7**

Réactifs → Produits



a) Quelle(s) étape(s) est ou sont exothermiques ?

_____

b) Quelles sont les substances intermédiaires ?

_____

c) Quelle est la variation d'enthalpie de la réaction globale ?

_____

d) La réaction globale est-elle endothermique ou exothermique ?

_____

e) Quelle étape possède l'énergie d'activation la plus élevée ? Justifiez votre réponse par des calculs.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

f) Quelle est l'énergie d'activation de la réaction globale ?

_____

_____

_____

_____

g) Écrivez l'équation thermochimique de chaque étape ainsi que celle de la réaction globale.

7. À l'aide des équations ci-dessous, proposez un mécanisme réactionnel qui donnerait la réaction globale suivante qui décrit la fabrication de l'acide nitreux (HNO_2), un acide faible. **/7**

$$\begin{aligned}
& HCl_{(g)} + NaNO_{2(s)} && \rightarrow && HNO_{2(l)} + NaCl_{(s)} \\
(1)\ & 2\ NaCl_{(s)} + H_2O_{(l)} && \rightarrow && 2\ HCl_{(g)} + Na_2O_{(s)} \\
(2)\ & NO_{(g)} + NO_{2(g)} + Na_2O_{(s)} && \rightarrow && 2\ NaNO_{2(s)} \\
(3)\ & NO_{(g)} + NO_{2(g)} && \rightarrow && N_2O_{(g)} + O_{2(g)} \\
(4)\ & 2\ HNO_{2(l)} && \rightarrow && N_2O_{(g)} + O_{2(g)} + H_2O_{(l)}
\end{aligned}$$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

8. La réaction suivante est-elle endothermique ou exothermique ? Répondez à l'aide du tableau ci-dessous. **/7**

$$MgCl_{2(aq)} + 2\ AgNO_{3(aq)} \rightarrow Mg(NO_3)_{2(aq)} + 2\ AgCl_{(s)}$$

Substance	ΔH_f (kJ/mol)
Dichlorure de magnésium ($MgCl_{2(aq)}$)	-801,2
Nitrate d'argent ($AgNO_{3(aq)}$)	-101,8
Dinitrate de magnésium ($Mg(NO_3)_{2(aq)}$)	-881,6
Chlorure d'argent ($AgCl_{(s)}$)	-127,0

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Module 2 L'aspect énergétique des transformations

/100

1. Lequel des énoncés suivants est faux ? **/5**

A. 100 g d'eau à 22,4 °C possèdent une plus grande énergie thermique que 100 g d'eau à 16,2 °C.

B. 100 g d'eau à 18,5 °C et 1,00 g d'eau à la même température possèdent la même agitation thermique.

C. L'énergie thermique emmagasinée dans 100 g d'eau à 18,5 °C est égale à celle emmagasinée dans 1,00 g d'eau à la même température.

D. Si on mélange 100 g d'eau à 21,0 °C avec 100 g d'eau à 36,4 °C, l'eau à 36,4 °C va transférer une partie de son énergie thermique à l'eau à 21,0 °C.

2. Un artisan en moulage fabrique un moule à tarte antiadhésif en acier inoxydable dont la masse est de 420 g. Pour ce faire, l'acier est chauffé à une très haute température, puis refroidi rapidement dans 5,00 L d'eau à une température de 16,2 °C. La température finale de l'eau est de 21,9 °C. Sachant que l'acier inoxydable possède une capacité thermique massique de 0,450 J/g • °C, calculez à quelle température il a été chauffé initialement. **/15**

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

3. Voici une série de transformations : **/7**

a) $Hg_{(s)} + 2,29\ kJ \rightarrow Hg_{(l)}$

b) La dissolution de l'hydroxyde de potassium (KOH) qui fait augmenter la température de l'eau.

c) Des vêtements qui sèchent sur une corde à linge.

d) La réaction $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ où l'enthalpie contenue dans le CO_2 est inférieure à l'enthalpie totale contenue dans C et dans O_2.

e) $2\ NO_{2(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 2\ O_{2(g)} \quad \Delta H = -33,2\ kJ/mol$

Parmi ces transformations, lesquelles dégagent de l'énergie ?

1. *a* et *c* 2. *b*, *c*, *d* et *e* 3. *a*, *d* et *e* 4. *b*, *d* et *e*

4. Le chlorate de potassium ($KClO_3$), une substance utilisée en industrie comme agent désinfectant, se décompose thermiquement selon l'équation non balancée suivante. **/15**

$$KClO_{3(s)} \rightarrow KCl_{(s)} + O_{2(g)}$$

La décomposition thermique de 5,50 g de chlorate de potassium ($KClO_3$) dégage 673,2 J d'énergie. Écrivez de deux façons différentes l'équation thermochimique de cette décomposition.

5. Voici une équation thermochimique : $H_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightarrow 2\ HBr_{(g)} + 103\ kJ$ **/12**

Sachant que l'énergie de la liaison H—H est de 436 kJ/mol et que celle de la liaison Br—Br est de 193 kJ/mol, quelle est l'énergie de la liaison H—Br dans HBr ?

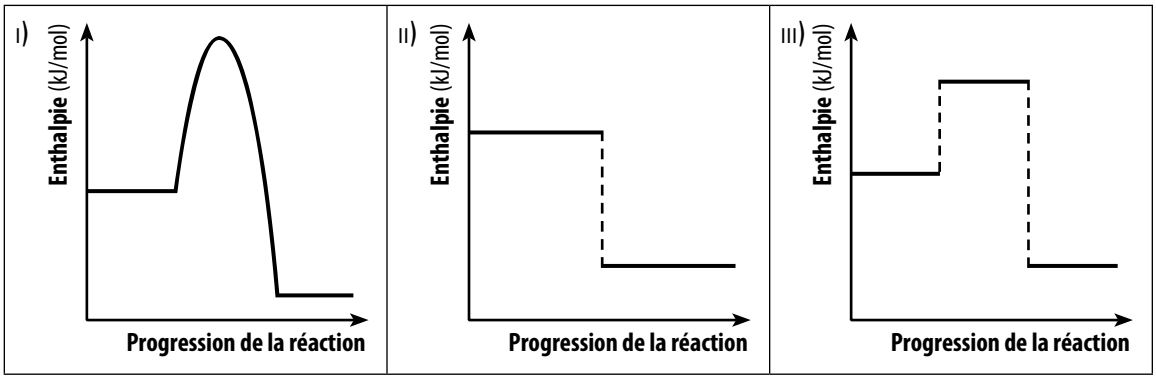
A. 732 kJ/mol B. 366 kJ/mol C. 263 kJ/mol D. 526 kJ/mol

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

6. Une réaction chimique peut être représentée par les trois diagrammes suivants : **/7**

a) Diagramme d'enthalpie *b)* Diagramme du bilan énergétique *c)* Diagramme énergétique

Les graphiques suivants représentent tous la même réaction.

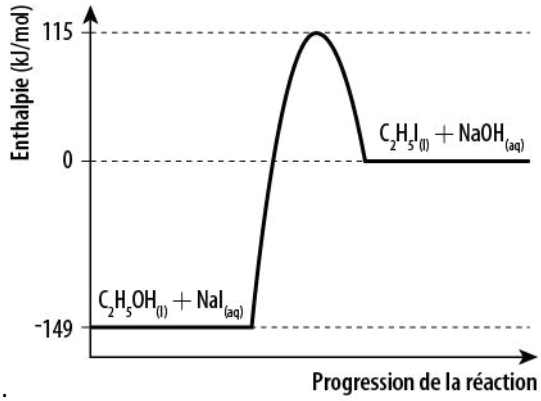


Quelle proposition associe correctement chaque graphique au type de diagramme ?

1. I-*b*, II-*a* et III-*c* 2. I-*a*, II-*c* et III-*b* 3. I-*c*, II-*a* et III-*b* 4. I-*c*, II-*b* et III-*a*

7. Le graphique ci-contre représente le diagramme énergétique de la réaction suivante. **/12**

$$C_2H_5OH_{(l)} + NaI_{(aq)} \rightarrow C_2H_5I_{(l)} + NaOH_{(aq)}$$



Parmi les choix suivants, lequel décrit la réaction inverse ? Cochez la bonne réponse.

Type de réaction	Énergie d'activation	Variation d'enthalpie	Réponse
a) Exothermique	115 kJ/mol	-149 kJ/mol	
b) Endothermique	264 kJ/mol	149 kJ/mol	
c) Exothermique	264 kJ/mol	-149 kJ/mol	
d) Endothermique	115 kJ/mol	149 kJ/mol	

8. Lors d'une expérience menée dans un calorimètre, un étudiant a noté les informations suivantes : **/15**

Masse de $AgNO_{3(s)}$	45,9 g
Volume d'eau	200 mL

Température initiale de l'eau	24,6 °C
Température finale de l'eau	17,4 °C

Déterminez la chaleur molaire de dissolution du nitrate d'argent ($AgNO_3$).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

9. Déterminez la chaleur molaire de formation du méthanol (CH_3OH) à partir des équations thermochimiques suivantes. **/12**

a) $CH_3OH_{(l)} + \frac{3}{2}\ O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(l)} \qquad \Delta H_1 = -726{,}1\ kJ/mol$

b) $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \qquad \Delta H_2 = -393{,}5\ kJ/mol$

c) $H_{2(g)} + \frac{1}{2}\ O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} \qquad \Delta H_3 = -285{,}8\ kJ/mol$

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Sommaire

Module 3 La cinétique chimique

Chapitre 6 Les vitesses de réaction

	Fiche
Corrigé du cahier (exercices du chapitre)	G-199
Démo 15	G-204
Labo 16	G-209
Exercices	G-214
Évaluation	G-218

Note : Les symboles de sécurité utilisés dans le labo et la démo sont définis à la page 437 du cahier.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Chapitre 6 Les vitesses de réaction

Cahier, p. 238

Section 1
Comment mesurer la vitesse de réaction ?

Cahier, p. 244 à 246

1. *a)* Faux *c)* Vrai *e)* Faux
b) Vrai *d)* Faux

Justification : *a)* La vitesse de réaction peut aussi se définir par la quantité de réactifs transformés par unité de temps. *d)* Selon le système réactionnel, il est plus simple de mesurer la variation de la quantité de certaines substances. Il est parfois difficile, voire impossible de mesurer la variation de la quantité de certaines autres substances. *e)* Il existe plusieurs autres unités de mesure pour exprimer la vitesse de réaction. Ex. : g/s, L/s, kPa/s, mol/L • s. D'autres unités de temps peuvent aussi être utilisées.

2. *a)* II *c)* III *e)* II
b) III *d)* I *f)* IV

3. *a)* $v = -\frac{\Delta m}{\Delta t}$ ou $v = -\frac{\Delta V}{\Delta t}$

b) $v = -\frac{\Delta p}{\Delta t}$ ou $v = -\frac{\Delta V}{\Delta t}$
ou
$v = -\frac{\Delta m}{\Delta t}$ ou $v = -\frac{\Delta [O_2]}{\Delta t}$

c) $v = \frac{\Delta p}{\Delta t}$ ou $v = \frac{\Delta V}{\Delta t}$ ou $v = \frac{\Delta m}{\Delta t}$ ou $v = \frac{\Delta [CO_2]}{\Delta t}$

4. *a)* Le plus simple serait de mesurer la variation de la quantité de la substance D. On peut suivre la variation de la pression avec un manomètre, ou la variation du volume de gaz dégagé avec une burette à gaz. Puisque les trois autres substances sont en solution aqueuse et que rien n'indique que l'une ou l'autre des trois est colorée, il sera difficile de mesurer la variation de leur concentration.

b) Le plus simple serait de mesurer la variation de la quantité de la substance W. Il s'agit de mesurer la masse initiale avec une balance et d'attendre que la réaction soit complète pour obtenir la variation de la masse. Les variations des concentrations des substances X ou Y seront difficiles à mesurer si celles-ci ne sont pas colorées. Pour ce qui est de la variation de quantité de la substance Z, elle est impossible à mesurer puisqu'il s'agit d'un liquide et que le système réactionnel est déjà une solution aqueuse.

5. **Données**

$p_i = 102{,}5$ kPa

$p_f = 122{,}8$ kPa

$\Delta t = 87$ s

$v = ?$ kPa/s

Solution

Calculer la vitesse de réaction en kPa/s. (La variation de pression est entièrement attribuable à l'apparition du CO_2.)

$$v = \frac{\Delta p}{\Delta t} = \frac{122{,}8\text{ kPa} - 102{,}5\text{ kPa}}{87\text{ s}} = \frac{20{,}3\text{ kPa}}{87\text{ s}} = 0{,}23\text{ kPa/s}$$

Réponse : La valeur de la vitesse de réaction en fonction de la formation du dioxyde de carbone est de 0,23 kPa/s.

6. **Données**

$\Delta m = 6{,}41$ g

$\Delta t = 60$ min

$M = 159{,}7$ g/mol

$v = ?$ mol/min

Solution

1. *Calculer la vitesse de réaction de Fe_2O_3 en g/min.*

$$v = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{6{,}41\text{ g}}{60\text{ min}} = 0{,}11\text{ g/min}$$

2. *Calculer le nombre de moles de Fe_2O_3 formé en une minute.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}11\text{ g}}{159{,}7\text{ g/mol}} = 6{,}9 \times 10^{-4}\text{ mol}$$

3. *Exprimer la vitesse de réaction en mol/min.*

$v = 6{,}9 \times 10^{-4}$ mol/min

Réponse : La valeur de la vitesse de réaction est de $6{,}9 \times 10^{-4}$ mol/min en fonction de la formation de trioxyde de difer.

7. *a)* **Données**

$\Delta [Mg_3(PO_4)_2] = 0{,}22$ mol/L

$\Delta t = 16$ s

$v = ?$ mol/L • s

Solution

Calculer la vitesse de formation de $Mg_3(PO_4)_2$.

$$v = \frac{\Delta [Mg_3(PO_4)_2]}{\Delta t} = \frac{0{,}22\text{ mol/L}}{16\text{ s}} = 0{,}014\text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

Réponse : La valeur de la vitesse de formation de $Mg_3(PO_4)_2$ est de 0,014 mol/L • s.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

b) **Données**

$[Mg_3(PO_4)_2] = 0{,}22$ mol/L

$[H_3PO_4] =$? mol/L

$[Mg(OH)_2] =$? mol/L

Solution

1. *Calculer la concentration initiale de H_3PO_4.*

$2\ mol\ H_3PO_4 \rightarrow 1\ mol\ Mg_3(PO_4)_2$

$?\ mol/L\ H_3PO_4 \rightarrow 0{,}22\ mol/L\ Mg_3(PO_4)_2$

$$[H_3PO_4] = \frac{0{,}22\ mol/L\ de\ Mg_3(PO_4)_2 \times 2\ mol\ de\ H_3PO_4}{1\ mol\ de\ Mg_3(PO_4)_2}$$

$$= 0{,}44\ mol/L$$

2. *Calculer la concentration initiale de $Mg(OH)_2$.*

$3\ mol\ Mg(OH)_2 \rightarrow 1\ mol\ Mg_3(PO_4)_2$

$?\ mol/L\ Mg(OH)_2 \rightarrow 0{,}22\ mol/L\ Mg_3(PO_4)_2$

$$[Mg(OH)_2] = \frac{0{,}22\ mol/L\ de\ Mg_3(PO_4)_2 \times 3\ mol\ de\ Mg(OH)_2}{1\ mol\ de\ Mg_3(PO_4)_2}$$

$$= 0{,}66\ mol/L$$

Réponse : La valeur des concentrations initiales est de 0,44 mol/L pour H_3PO_4 et de 0,66 mol/L pour $Mg(OH)_2$.

Section 2
La vitesse générale d'une réaction

Cahier, p. 250 à 252

1. Peut s'exprimer en g/s : Vitesse de réaction

Peut s'exprimer en mol/s : Vitesse de réaction / Vitesse générale de réaction

Peut s'exprimer de façon négative : Aucune

Est identique pour les réactifs et les produits : Vitesse générale de réaction

S'exprime toujours en mol/s ou mol/L • s : Vitesse générale de réaction

Est toujours positive : Vitesse de réaction / Vitesse générale de réaction

Peut prendre différentes valeurs pour une même réaction : Vitesse de réaction

Peut s'exprimer en mol/min : Vitesse de réaction / Vitesse générale de réaction

Peut s'exprimer en kPa/s : Vitesse de réaction

Tient compte des coefficients stœchiométriques : Vitesse générale de réaction

2. Données

$[HI]_i = 0$ mol/L

$[HI]_f = 0{,}87$ mol/L

$\Delta t = 3{,}0$ min

$v_g =$? mol/L • min

Solution

1. *Calculer la vitesse de formation du HI.*

$$v = \frac{\Delta[HI]}{\Delta t} = \frac{0{,}087\ mol/L - 0\ mol/L}{3{,}0\ min}$$

$$= \frac{0{,}087\ mol/L}{3{,}0\ min} = 0{,}029\ mol/L \cdot min$$

2. *Calculer la vitesse générale de la réaction.*

$$v_g = \frac{v_{HI}}{2} = \frac{0{,}029\ mol/L \cdot min}{2} = 0{,}015\ mol/L \cdot min$$

Réponse : La valeur de la vitesse générale de la réaction est de 0,015 mol/L • min. (Accepter aussi $2{,}4 \times 10^{-4}$ mol/L • s.)

3. Données

$[NaBr]_i = 1{,}75$ mol/L

$[NaBr]_f = 1{,}15$ mol/L

$t_i = 200$ s

$t_f = 850$ s

$v_g =$? mol/L • s

Solution

1. *Calculer la vitesse de transformation du NaBr.*

$$v = -\frac{\Delta[NaBr]}{\Delta t} = -\frac{1{,}15\ mol/L - 1{,}75\ mol/L}{850\ s - 200\ s}$$

$$= -\frac{-0{,}60\ mol/L}{650\ s} = 9{,}2 \times 10^{-4}\ mol/L \cdot s$$

2. *Calculer la vitesse générale de la réaction.*

$$v_g = \frac{v_{NaBr}}{2} = \frac{9{,}2 \times 10^{-4}\ mol/L \cdot s}{2} = 4{,}6 \times 10^{-4}\ mol/L \cdot s$$

Réponse : La valeur de la vitesse générale de la réaction est de $4{,}6 \times 10^{-4}$ mol/L • s.

4. *a)* **Données**

$\Delta m = -2{,}87$ g

$\Delta t = 18$ min

$M = 26{,}98$ g/mol

$v_g =$? mol/min

Solution

1. *Calculer la vitesse de transformation de Al.*

$$v = -\frac{\Delta m}{\Delta t} = -\frac{-2{,}87\ g}{18\ min} = 0{,}16\ g/min$$

2. *Exprimer la vitesse en mol/min.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}16\ g}{26{,}98\ g/mol} = 5{,}9 \times 10^{-3}\ mol$$

$v = 5{,}9 \times 10^{-3}$ mol/min

3. *Calculer la vitesse générale de la réaction.*

$$v_g = \frac{v_{Al}}{4} = \frac{5{,}9 \times 10^{-3}\ mol/min}{4} = 1{,}5 \times 10^{-3}\ mol/min$$

Réponse : La valeur de la vitesse générale de la réaction est de $1{,}5 \times 10^{-3}$ mol/min.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

b) **Données**

$v_g = 1{,}5 \times 10^{-3}$ mol/min

$v_{Al_2O_3} = ?$ mol/min

Solution

Calculer la vitesse de formation du Al_2O_3.

$$v_g = \frac{v_{Al_2O_3}}{2} \Rightarrow v_{Al_2O_3} = 2 \cdot v_g$$

$$v_{Al_2O_3} = 2 \cdot (1{,}5 \times 10^{-3}\ \text{mol/min}) = 3{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol/min}$$

Réponse : La valeur de la vitesse de formation de Al_2O_3 est de $3{,}0 \times 10^{-3}$ mol/min.

5. Données

À partir de $Al_2(SO_4)_3$:

$m_i = 20{,}00$ g

$m_f = 0$ g

$M = 342{,}17$ g/mol

$\Delta t = 25$ min

$v_g = ?$ mol/min

À partir de $AlPO_4$:

$m_i = 0$ g

$m_f = 12{,}51$ g

$M = 121{,}95$ g/mol

$\Delta t = 25$ min

$v_g = ?$ mol/min

Solution

1. *Calculer la vitesse de réaction du $Al_2(SO_4)_3$.*

$$v = -\frac{\Delta m}{\Delta t} = -\frac{0\,\text{g} - 20{,}00\,\text{g}}{25\,\text{min}} = -\frac{-20{,}00\,\text{g}}{25\,\text{min}} = 0{,}80\ \text{g/min}$$

2. *Exprimer la vitesse en mol/min.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}80\ \text{g}}{342{,}14\ \text{g/mol}} = 2{,}3 \times 10^{-3}\ \text{mol}$$

$$v = 2{,}3 \times 10^{-3}\ \text{mol/min}$$

3. *Calculer la vitesse générale de la réaction.*

$$v_g = \frac{v_{Al_2(SO_4)_3}}{1} = \frac{2{,}3 \times 10^{-3}\ \text{mol/min}}{1} = 2{,}3 \times 10^{-3}\ \text{mol/min}$$

4. *Calculer la vitesse de formation du $AlPO_4$.*

$$v = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{12{,}51\,\text{g} - 0\,\text{g}}{25\,\text{min}} = \frac{12{,}51\,\text{g}}{25\,\text{min}} = 0{,}50\ \text{g/min}$$

5. *Exprimer la vitesse en mol/min.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}50\ \text{g}}{121{,}95\ \text{g/mol}} = 4{,}1 \times 10^{-3}\ \text{mol}$$

$$v = 4{,}100 \times 10^{-3}\ \text{mol/min}$$

6. *Calculer la vitesse générale de la réaction.*

$$v_g = \frac{v_{AlPO_4}}{2} = \frac{4{,}1 \times 10^{-3}\ \text{mol/min}}{2} = 2{,}1 \times 10^{-3}\ \text{mol/min}$$

Réponse : La valeur de la vitesse générale de la réaction obtenue à partir de $Al_2(SO_4)_3$ est de $2{,}3 \times 10^{-3}$ mol/min. La valeur de la vitesse générale de réaction obtenue à partir du $AlPO_4$ est de $2{,}1 \times 10^{-3}$ mol/min.

Les deux valeurs de vitesse générale calculées pour cette réaction sont légèrement différentes. Cette différence est probablement attribuable au fait que tout le précipité de $AlPO_4$ n'a pas été recueilli.

Section 3
La vitesse moyenne et la vitesse instantanée d'une réaction

 Cahier, p. 255 à 257

1. Correspond à un instant précis : Vitesse instantanée

Correspond à un intervalle de temps : Vitesse moyenne

Peut se calculer à partir d'un graphique : Vitesse moyenne / Vitesse instantanée

Se calcule à partir d'une tangente : Vitesse instantanée

S'exprime uniquement en mol/s ou mol/L • s : Aucune

Se calcule à partir d'une sécante : Vitesse moyenne

On l'utilise pour calculer la vitesse de la réaction du début jusqu'à la fin : Vitesse moyenne

2. *a)* **Données**

Quantité de Z au temps 4,0 min = 0,30 mol

Quantité de Z au temps 12,0 min = 0,73 mol

$t_1 = 4{,}0$ min

$t_2 = 12{,}0$ min

$v = ?$ mol/min

Solution

Calculer la vitesse moyenne de formation du produit Z en trouvant le taux de variation de la sécante.

$$v = \frac{\Delta \text{qté Z}}{\Delta t} = \frac{0{,}73\,\text{mol} - 0{,}30\,\text{mol}}{12{,}0\,\text{min} - 4{,}0\,\text{min}} = \frac{0{,}43\,\text{mol}}{8{,}0\,\text{min}}$$

$$= 0{,}054\ \text{mol/min}$$

Réponse : La vitesse moyenne de formation de Z entre la 4e et la 12e minute est de 0,054 mol/min.

b) **Données**

Quantité de Z au temps 0,0 min = 0,35 mol

Quantité de Z au temps 20,0 min = 1,00 mol

$t_1 = 0{,}0$ min

$t_2 = 20{,}0$ min

$v = ?$ mol/min

Solution

Calculer la vitesse instantanée de formation du produit Z en trouvant le taux de variation de la tangente.

$$v = \frac{\Delta \text{qté Z}}{\Delta t} = \frac{1{,}00\,\text{mol} - 0{,}35\,\text{mol}}{20{,}0\,\text{min} - 0{,}0\,\text{min}} = \frac{0{,}65\,\text{mol}}{20{,}0\,\text{min}}$$

$$= 0{,}033\ \text{mol/min}$$

Réponse : La vitesse instantanée de formation du produit Z à la 12e minute est de 0,033 mol/min.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

3. Données

$[I_2]$ au temps 0 s $= 2{,}3 \times 10^{-3}$ mol/L

$[I_2]$ au temps 100 s $= 0{,}3 \times 10^{-3}$ mol/L

$t_1 = 0$ s

$t_2 = 100$ s

$v =$? mol/L • s

Solution

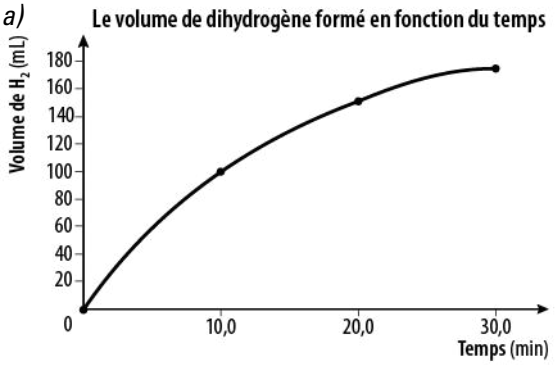
Calculer la vitesse instantanée de transformation de I_2 en trouvant le taux de variation de la tangente.

$$v = -\frac{\Delta[I_2]}{\Delta t} = -\frac{0{,}3\times10^{-3}\,\text{mol/L} - 2{,}3\times10^{-3}\,\text{mol/L}}{100\,\text{s} - 0\,\text{s}}$$

$$= -\frac{-2{,}0\times10^{-3}\,\text{mol/L}}{100\,\text{s}} = 2{,}0\times10^{-5}\,\text{mol/L}\cdot\text{s}$$

Réponse : La vitesse instantanée de transformation de diiode à la 60e seconde de réaction est de $2{,}0 \times 10^{-5}$ mol/L • s.

4. *a)*



b) **Données**

$V_{H_2} = 175$ mL

$t = 30{,}0$ min

$v =$? mL/min

Solution

Calculer la vitesse moyenne de formation de H_2 en trouvant le taux de variation de la sécante.

$$v = \frac{\Delta V_{H_2}}{\Delta t} = \frac{175\,\text{mL}}{30{,}0\,\text{min}} = 5{,}83\ \text{mL/min}$$

Réponse : La vitesse moyenne de formation de dihydrogène pour les 30 premières minutes de la réaction est de 5,83 mL/min.

Chapitre 6 Synthèse

Cahier, p. 259 à 262

1 *a)* II *b)* I *c)* IV *d)* III

2 *a)* $v = -\frac{\Delta m}{\Delta t}$ ou $v = -\frac{\Delta V}{\Delta t}$

b) $v = -\frac{\Delta p}{\Delta t}$ ou $v = -\frac{\Delta V}{\Delta t}$ ou $v = -\frac{\Delta m}{\Delta t}$ ou $v = -\frac{\Delta[O_2]}{\Delta t}$

c) $v = \frac{\Delta p}{\Delta t}$ ou $v = \frac{\Delta V}{\Delta t}$ ou $v = \frac{\Delta m}{\Delta t}$ ou $v = \frac{\Delta[CO_2]}{\Delta t}$

3 Données

$\Delta m = 2{,}12$ g

$\Delta t = 45{,}0$ min $= 2700$ s

$M = 63{,}55$ g/mol

$v =$? mol/s

Solution

1. *Calculer la vitesse de réaction en fonction du cuivre.*

$$v = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{2{,}12\,\text{g}}{2700\,\text{s}} = 7{,}85\times10^{-4}\,\text{g/s}$$

2. *Exprimer la vitesse en mol/s.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{7{,}85\times10^{-4}\,\text{g}}{63{,}55\,\text{g/mol}} = 1{,}24\times10^{-5}\,\text{mol}$$

$v = 1{,}24 \times 10^{-5}$ mol/s

Réponse : La valeur de la vitesse de réaction en fonction du cuivre est de $1{,}24 \times 10^{-5}$ mol/s.

4 *a)* **Données**

$[Cl_2]$ au temps 0 min $= 0{,}150$ mol/L

$[Cl_2]$ au temps 30 min $= 0{,}038$ mol/L

$\Delta t = 30$ min

$v =$? mol/L • min

Solution

Calculer la vitesse moyenne de réaction de Cl_2 en trouvant le taux de variation de la sécante.

$$v = -\frac{\Delta[Cl_2]}{\Delta t} = -\frac{(0{,}038\,\text{mol/L} - 0{,}150\,\text{mol/L})}{30\,\text{min}}$$

$$= -\frac{-0{,}112\,\text{mol/L}}{30\,\text{min}} = 3{,}7\times10^{-3}\,\text{mol/L}\cdot\text{min}$$

Réponse : La vitesse moyenne de réaction de Cl_2 pour les 30 premières minutes est de $3{,}7 \times 10^{-3}$ mol/L • min.

b) **Données**

$[Cl_2]$ au temps 0 min $= 0{,}037$ mol/L

$[Cl_2]$ au temps 79 min $= 0$ mol/L

$t_1 = 0$ min

$t_2 = 79$ min

$v =$? mol/L • min

Solution

Calculer la vitesse instantanée de réaction de Cl_2 en trouvant le taux de variation de la tangente.

$$v = -\frac{\Delta[Cl_2]}{\Delta t} = -\frac{(0\,\text{mol/L} - 0{,}037\,\text{mol/L})}{79\,\text{min} - 0\,\text{min}}$$

$$= -\frac{-0{,}037\,\text{mol/L}}{79\,\text{min}} = 4{,}7\times10^{-4}\,\text{mol/L}\cdot\text{min}$$

Réponse : La vitesse instantanée de réaction de Cl_2 pour la 60e minute est de $4{,}7 \times 10^{-4}$ mol/L • min.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5 Le choix le plus facile serait de mesurer la variation du volume de dioxyde de carbone formé par déplacement d'eau à l'aide d'une burette à gaz ou encore la variation de sa pression à l'aide d'un manomètre. Ces deux méthodes permettent de calculer à la fois la vitesse moyenne et la vitesse instantanée de la réaction. Bien qu'il soit facile de mesurer la masse de carbonate de calcium en début de réaction ou la masse de monoxyde de calcium en fin de réaction, ces méthodes ne pourraient être utilisées facilement en cours de réaction, car il faudrait alors arrêter la réaction et séparer ces deux substances solides.

6 DÉFI

a) **Données**

$\Delta V = {}^{-}1{,}000\ \text{L} = {}^{-}1000\ \text{mL}$

$\Delta t = 20{,}00\ \text{min} = 1200\ \text{s}$

$M = 114{,}26\ \text{g/mol}$

$\rho_{\text{octane}} = 0{,}70\ \text{g/mL à } 25\ ^\circ\text{C}$

$v = ?\ \text{molécules/s}$

Solution

1. *Calculer la vitesse de réaction de l'octane.*

$$v = -\frac{\Delta V}{\Delta t} = -\frac{{}^{-}1000\ \text{mL}}{1200\ \text{s}} = 0{,}8333\ \text{mL/s}$$

2. *Exprimer la vitesse en g/s.*

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho V$$

$$m = \frac{0{,}70\ \text{g}}{1\ \text{mL}} \cdot 0{,}8333\ \text{mL} = 0{,}58\ \text{g}$$

$v = 0{,}58\ \text{g/s}$

3. *Exprimer la vitesse en mol/s.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}58\ \text{g}}{114{,}26\ \text{g/mol}} = 5{,}1 \times 10^{-3}\ \text{mol}$$

$v = 5{,}1 \times 10^{-3}\ \text{mol/s}$

4. *Exprimer la vitesse en molécules/s en multipliant par le nombre d'Avogadro.*

$$v = 5{,}1 \times 10^{-3}\ \text{mol/s} \times \frac{6{,}02 \times 10^{23}\ \text{molécules}}{1\ \text{mol}}$$
$$= 3{,}1 \times 10^{21}\ \text{molécules/s}$$

Réponse : La valeur de la vitesse de réaction de l'octane est de $3{,}1 \times 10^{21}$ molécules/s.

b) **Données**

$v_{\text{octane}} = 5{,}1 \times 10^{-3}\ \text{mol/s}$

$v_g = ?\ \text{mol/s}$

Solution

Calculer la vitesse générale de la réaction.

$$v_g = \frac{v_{\text{octane}}}{2} = \frac{5{,}1 \times 10^{-3}\ \text{mol/s}}{2} = 2{,}6 \times 10^{-3}\ \text{mol/s}$$

Réponse : La valeur de la vitesse générale de la réaction est de $2{,}6 \times 10^{-3}$ mol/s.

7 DÉFI

Données

$\Delta V = 6{,}6\ \text{mL}$

$\Delta t = 60\ \text{s}$

$p = 101{,}3\ \text{kPa}$

$T = 20\ ^\circ\text{C} = 293\ \text{K}$

$v = ?\ \text{mol/s}$

Solution

1. *Calculer la vitesse de réaction en mL/s.*

$$v = \frac{\Delta V}{\Delta t} = \frac{6{,}6\ \text{mL}}{60\ \text{s}} = 0{,}11\ \text{mL/s}$$

2. *Convertir la vitesse en litre/s.*

$$v = 0{,}11\ \text{mL/s} \times \frac{1\ \text{L}}{1000\ \text{mL}} = 0{,}000\,11\ \text{L} = 1{,}1 \times 10^{-4}\ \text{L/s}$$

3. *Calculer la pression partielle de H_2.*

$$p_t = p_{pH_2} + p_{pH_2O} \Rightarrow p_{pH_2} = p_t - p_{pH_2O}$$

$$p_{pH_2} = 101{,}3\ \text{kPa} - 2{,}33\ \text{kPa} = 99{,}0\ \text{kPa}$$

4. *Calculer le nombre de moles de H_2.*

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{99{,}0\ \text{kPa} \cdot (1{,}1 \times 10^{-4}\ \text{L})}{8{,}314\ \text{kPaL/molK} \cdot 293\ \text{K}} = 4{,}5 \times 10^{-6}\ \text{mol}$$

5. *Exprimer la vitesse de réaction en mol/s.*

$v = 4{,}5 \times 10^{-6}\ \text{mol/s}$

Réponse : La valeur de la vitesse de réaction en fonction de l'apparition du dihydrogène est de $4{,}5 \times 10^{-6}$ mol/s.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

La variation de différents paramètres dans le temps pour calculer la vitesse d'une réaction

Buts

- Connaître différentes façons de mesurer la vitesse de réaction.
- Déterminer, pour une réaction chimique donnée, les paramètres les plus adéquats permettant de mesurer la vitesse de réaction.
- Calculer la vitesse de réaction en fonction de différents paramètres.

Organisation de l'enseignement

En groupe classe et individuellement

75 minutes

DÉMO 15

Matériel

Pour le groupe classe

1re partie

- Un erlenmeyer de 500 mL
- Un bouchon en caoutchouc
- 300 mL d'une solution d'hydroxyde de potassium (KOH) additionnée de glucose ($C_6H_{12}O_6$) et de bleu de méthylène
- Un chronomètre

2e partie

- Un rétroprojecteur
- Un transparent
- Un marqueur noir
- Un bécher de 50 mL
- Un cylindre gradué de 10 mL
- 10 mL d'acide chlorhydrique (HCl), concentré à 1 mol/L
- De l'eau distillée
- Un pH-mètre
- 10 mL de thiosulfate de sodium ($Na_2S_2O_3$), concentré à 0,2 mol/L
- Un chronomètre

3e partie

- Une balance électronique
- 10 cm de ruban de magnésium (Mg)
- Un cylindre gradué de 25 mL
- 20 mL d'acide chlorhydrique (HCl), concentré à 1 mol/L
- Un bécher de 150 mL
- Un chronomètre
- Une paire de pinces
- Environ 100 mL d'eau distillée
- Environ 30 cm de papier à mains

Manipulations

***1re partie* – La variation de la couleur dans le temps**

1. Agiter la solution. Elle devrait prendre une couleur bleue, car l'agitation permet la dissolution du dioxygène (O_2) qui réagit avec le bleu de méthylène. Lorsqu'on laisse reposer la solution, elle redevient transparente au fur et à mesure que le dioxygène est épuisé par la réaction.
2. Recommencer le cycle agitation-repos trois fois, en augmentant chaque fois un peu le temps d'agitation pour dissoudre davantage le dioxygène.
3. Chronométrer le temps requis pour que la solution redevienne transparente. Plus le temps d'agitation est long, plus le temps nécessaire pour que la solution redevienne transparente est long.

***2e partie* – La variation du pH dans le temps**

1. Placer le transparent sur le rétroprojecteur et y inscrire un X, à l'aide du marqueur, un peu plus petit que le diamètre du bécher utilisé pour la démonstration.
2. Placer le bécher sur le X et allumer le rétroprojecteur. Demander aux élèves de bien observer le X à l'écran.
3. À l'aide du cylindre gradué, mesurer 10 mL d'acide chlorhydrique (HCl) et les verser dans le bécher. Rincer le cylindre gradué à l'eau distillée.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4. Insérer le pH-mètre préalablement calibré, s'il y a lieu, dans la solution et demander aux élèves de noter le pH initial de la solution d'acide chlorhydrique dans le tableau 1 de la question 3. Donner le chronomètre à une ou à un élève.
5. À l'aide du cylindre gradué, mesurer 10 mL de thiosulfate de sodium ($Na_2S_2O_3$) et les verser dans le bécher. Demander à l'élève de démarrer simultanément le chronomètre. La solution devrait devenir de plus en plus opaque, jusqu'à ce que le X sous le bécher ne soit plus visible.
6. Lorsque la réaction est terminée, c'est-à-dire quand on ne voit plus le X, arrêter le chronomètre, mesurer à nouveau le pH et demander aux élèves de le noter dans le tableau 1.

***3e partie* – La variation de la masse de magnésium (Mg) dans le temps**

1. Prendre la mesure de pression et de température de la classe, puis demander aux élèves de les noter dans le tableau 2 de la question 7.
2. À l'aide de la balance, peser le ruban de magnésium (Mg) et demander aux élèves d'inscrire la masse dans le tableau 2.
3. À l'aide du cylindre gradué, mesurer 20 mL d'acide chlorydrique (HCl) et les verser dans le bécher.
4. Ajouter le ruban de magnésium dans le bécher en s'assurant qu'il est complètement immergé et démarrer le chronomètre.
5. Lorsque la réaction est terminée, arrêter le chronomètre. Sortir le ruban de magnésium à l'aide des pinces, le rincer à l'eau distillée et l'assécher.
6. Peser de nouveau le ruban de magnésium et demander aux élèves d'inscrire sa masse ainsi que le temps de réaction dans le tableau 2. (Note : selon la masse initiale du ruban de magnésium utilisé, il est possible que la masse finale soit de 0 g.)

Remarque

Pour gagner du temps, il est possible de ne réaliser que la troisième partie de la démonstration. En plus de mesurer la variation de la masse de magnésium, on peut mesurer la variation de pH dans le temps.

Notes personnelles

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

DÉMO 15 La variation de différents paramètres dans le temps pour calculer la vitesse d'une réaction

Cahier, p. 240

Mise en situation

Alerte au smog

La production d'oxydes d'azote (NO_x) par l'activité humaine est due principalement à la combustion de combustibles fossiles. Les oxydes d'azote regroupent, entre autres, deux gaz, le dioxyde d'azote (NO_2), un gaz brun-rougeâtre, et le monoxyde d'azote (NO), un gaz incolore. Les oxydes d'azote irritent les voies respiratoires ; les personnes asthmatiques y sont particulièrement sensibles. Le monoxyde d'azote qui s'échappe lors de la combustion réagit très rapidement avec le dioxygène (O_2) de l'air pour former le dioxyde d'azote (NO_2). Ce dernier peut, à son tour, réagir avec la vapeur d'eau (H_2O) dans les nuages et former de l'acide nitrique (HNO_3) et d'autres composés nocifs pour l'ensemble des vivants. Cet acide est un des constituants des pluies acides qui acidifient différents écosystèmes et détériorent les matériaux de plusieurs constructions. Les personnes qui surveillent la qualité de l'air analysent ces deux polluants, car ceux-ci contribuent au smog présent au-dessus des villes. La réaction menant à la formation du dioxyde d'azote, le précurseur de l'acide nitrique, est la suivante :

$$2\ NO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\ NO_{2(g)}$$

Quelle méthode peut-on utiliser pour calculer la vitesse de formation du dioxyde d'azote présent dans l'atmosphère ? Justifiez votre réponse.

La préparation

1. Qu'arrive-t-il aux réactifs et aux produits au fur et à mesure qu'une réaction se déroule ?

_____

_____

2. Expliquez ce qu'est la vitesse d'une réaction.

_____

_____

_____

3. Quelles sont les unités de mesure généralement employées pour exprimer la vitesse d'une réaction ?

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

DÉMO 15 La variation de différents paramètres dans le temps pour calculer la vitesse d'une réaction

Cahier, p. 240

2e partie – La variation du pH dans le temps

1. Quelle est l'équation chimique de la réaction démontrée ?

2. Quel(s) paramètre(s) pourrait-on mesurer afin de déterminer la vitesse de cette réaction ?

3. Inscrivez les résultats de la 2e partie dans le tableau 1.

TABLEAU 1
Les mesures de la vitesse de réaction de la 2e partie de la démonstration

pH_i	pH_f	Δt (s)

4. À partir des données inscrites dans le tableau 1 de la question 3, calculez la vitesse de cette réaction.

3e partie – La variation de la masse de magnésium (Mg) dans le temps

5. Quelle est l'équation chimique de la réaction démontrée ?

6. Quel(s) paramètre(s) pourrait-on mesurer afin de déterminer la vitesse de cette réaction ?

7. Inscrivez les résultats de la 3e partie de la démonstration dans le tableau 2.

TABLEAU 2
Les mesures de la vitesse de réaction de la 3e partie de la démonstration

m_i (g ± 0,01 g)	m_f (g ± 0,01 g)	Δt (s ± 1 s)	P_{atm} (kPa ± 0,01 kPa)	T (K)

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

8. À partir des données inscrites dans le tableau 2 de la question 7, calculez la vitesse de réaction en grammes par seconde (g/s) en fonction du magnésium (Mg).

9. À partir des résultats, exprimez la vitesse de réaction :

a) en moles par seconde (mol/s) de magnésium transformé ;

b) en litres par seconde (L/s) de dihydrogène formé.

La conclusion

10. Quelle méthode peut-on utiliser pour calculer la vitesse de formation du dioxyde d'azote (NO_2) présent dans l'atmosphère ? Justifiez votre réponse.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



LABO 16

La détermination de la vitesse moyenne et de différentes vitesses instantanées de réaction entre le magnésium (Mg) et l'acide chlorydrique (HCl)

Cahier, p. 242

Mise en situation

À toute vitesse

L'hydrogène est le principal gaz qui entre dans la composition des étoiles, tel notre Soleil. Sous sa forme moléculaire, le dihydrogène (H_2) a longtemps servi à gonfler les ballons dirigeables avant d'être remplacé par l'hélium (He). Et pour cause, l'une des propriétés du dihydrogène est d'être hautement inflammable : il brûle dans l'air en formant de l'eau. Le dihydrogène est aujourd'hui utilisé par les industries chimique et pétrochimique. On s'en sert, entre autres, pour la synthèse de l'ammoniac (NH_3) utilisé dans la fabrication d'engrais pour l'agriculture, et dans le raffinage du pétrole.

Comme le dihydrogène est un gaz très léger, la gravité terrestre n'a pas d'impact sur lui et il s'échappe de l'atmosphère. On doit donc le produire artificiellement. Pour ce faire, on peut utiliser la réaction entre un métal et un acide. Par exemple, en faisant réagir le magnésium (Mg) avec l'acide chlorhydrique (HCl) pour former un sel, le dichlorure de magnésium ($MgCl_2$) en solution aqueuse et le dihydrogène.

En industrie, la rapidité et la facilité avec lesquelles une réaction se produit sont cruciales. Une vitesse de réaction trop lente peut être coûteuse.

En industrie, lors du processus de production du dihydrogène, à quel moment la vitesse de réaction est-elle maximale ?

La préparation

1. Pour quelle raison calcule-t-on la vitesse d'une réaction chimique ?

_____

_____

_____

2. Comment calcule-t-on la vitesse d'une réaction chimique ?

_____

_____

_____

3. Quelle méthode serait la plus appropriée pour calculer la vitesse de production du dihydrogène ?

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 16 La détermination de la vitesse moyenne et de différentes vitesses instantanées de réaction entre le magnésium (Mg) et l'acide chlorydrique (HCl)

Cahier, p. 242

Le but de l'expérience

Déterminer expérimentalement la vitesse moyenne et différentes vitesses instantanées de réaction entre le magnésium (Mg) et l'acide chlorhydrique (HCl).

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade
- Un bac de récupération des gaz
- De l'eau du robinet à la température de la pièce
- Un flacon-laveur
- Une burette à gaz de 50 mL
- Un support universel et une pince universelle
- Un bouchon muni d'un tube de verre coudé et d'un tube en latex
- 5 cm de ruban de magnésium (Mg)
- Un cylindre gradué de 10 mL
- 10 mL d'acide chlorhydrique (HCl), concentré à 1 mol/L
- Un erlenmeyer de 125 mL
- Un chronomètre

Pour le groupe classe
- Un thermomètre
- Un baromètre
- Une balance électronique au centième de gramme
- Un bac de récupération des liquides

Manipulations

1. Mesurer la température de la pièce et la pression atmosphérique et noter les résultats dans le tableau 1 de la question 1.
2. Réaliser le montage suivant en connectant le tube en latex au bac de récupération des gaz.
3. Remplir à moitié le bac de récupération des gaz avec de l'eau du robinet.
4. À l'aide du flacon-laveur, remplir la burette d'eau du robinet.
5. Boucher l'ouverture de la burette avec un doigt et la retourner rapidement à l'envers dans l'eau du bac en s'assurant qu'aucune bulle d'air ne pénètre dans la burette.
6. Fixer la burette au support universel à l'aide de la pince universelle et la placer vis-à-vis du trou du bac à récupération des gaz.
7. Peser le morceau de ruban de magnésium (Mg) et inscrire la mesure dans le tableau 2 de la question 1.
8. À l'aide du cylindre gradué, mesurer 10 mL d'acide chlorhydrique (HCl) et les verser dans l'erlenmeyer.
9. Introduire le ruban de magnésium dans l'erlenmeyer, mettre le bouchon et démarrer le chronomètre.

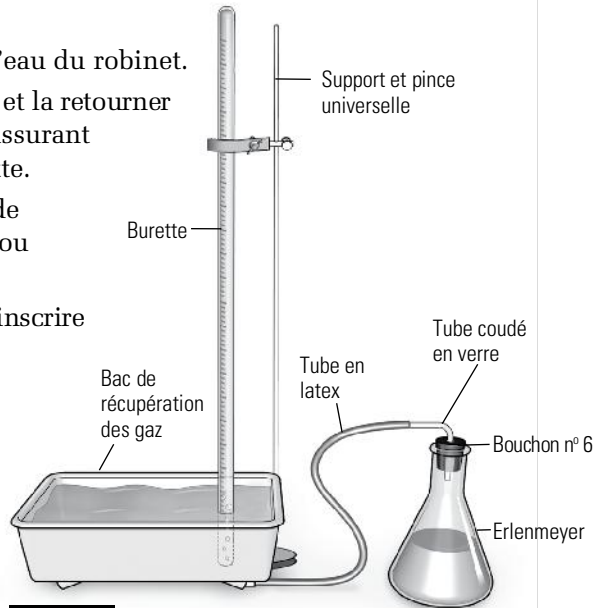


Figure 1 Le montage expérimental.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

10 Noter le volume de dihydrogène (H_2) présent dans la burette toutes les 20 secondes dans le tableau 3 de la question 1 jusqu'à ce que la réaction soit complète.

11 Vider les liquides utilisés dans le bac de récupération des liquides avant de bien rincer et de ranger le matériel.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats expérimentaux du laboratoire dans les tableaux 1 à 3.

TABLEAU 1
Les conditions expérimentales du laboratoire

T (K)	P_{atm} (kPa)

TABLEAU 2
Les quantité initiale de magnésium (Mg)

m_i (g ± 0,01 g)

TABLEAU 3
Le volume de dihydrogène (H_2) produit en fonction du temps

t (s)	V (mL ± 0,05 mL)	t (s)	V (mL ± 0,05 mL)	t (s)	V (mL ± 0,05 mL)
0		300		600	
20		320		620	
40		340		640	
60		360		660	
80		380		680	
100		400		700	
120		420		720	
140		440		740	
160		460		760	
180		480		780	
200		500		800	
220		520			
240		540			
260		560			
280		580			

2. Tracez, sur une feuille millimétrique, le graphique du volume de dihydrogène (H_2) produit en fonction du temps. Tracez la courbe la mieux ajustée.

L'analyse des résultats

3. Inscrivez l'équation balancée de la réaction entre le magnésium (Mg) et le chlorure d'hydrogène (HCl).

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4. D'après le tracé de la courbe du graphique, la vitesse de cette réaction vous semble-t-elle constante ? Justifiez votre réponse.

5. Pourquoi la réaction s'est-elle arrêtée après un certain temps ?

6. Comment pourrait-on vérifier que le chlorure d'hydrogène a complètement réagi au cours de la réaction ?

7. À partir du tracé de la courbe, calculez la vitesse moyenne de formation de dihydrogène gazeux en millilitres par seconde (mL/s) pour toute la durée de la réaction.

8. À partir du tracé de la courbe, calculez la vitesse instantanée de formation de dihydrogène, en millilitres par seconde (mL/s), aux temps suivants :

a) au tout début de la réaction, à 100 s ;

b) après le premier tiers de la réaction, à 360 s ;

c) après le deuxième tiers de la réaction, à 590 s ;

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

d) à la fin de la réaction, à 780 s.

9. Proposez une hypothèse qui pourrait expliquer la variation de la vitesse instantanée de formation du dihydrogène.

10. Calculez la vitesse moyenne de transformation du magnésium :

a) en grammes par seconde (g/s) ;

b) en moles par seconde (mol/s).

La conclusion

11. Quelle a été la vitesse moyenne de formation du dihydrogène au cours de cette réaction ?

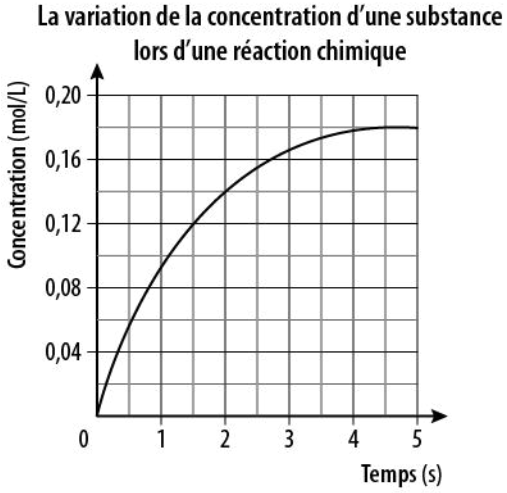
12. Comment la vitesse instantanée de formation du dihydrogène a-t-elle varié au cours de la réaction ?

13. En industrie, lors du processus de production du dihydrogène, à quel moment la vitesse de réaction est-elle maximale ? Expliquez votre réponse.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Chapitre 6 La vitesse de réaction

1 Observez le graphique suivant :



a) Ce graphique représente-t-il la disparition des réactifs ou l'apparition des produits ? Justifiez votre réponse.

_____

_____

b) Comment calcule-t-on la vitesse moyenne entre la 3e et la 5e seconde ?

_____

_____

c) Comment calcule-t-on la vitesse après 2,5 secondes de réaction ?

_____

_____

2 On fait réagir un morceau de 5,45 g de zinc (Zn) avec de l'acide acétique (CH_3COOH) pendant 3 min 25 s. La réaction est incomplète puisqu'on récupère 1,50 g de zinc. Calculez la vitesse de réaction du zinc. Exprimez votre réponse en mol/s.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

3 Lors de la réaction chimique suivante, la concentration de méthanol (CH_3OH) est passée de 2,25 mol/L à 0,95 mol/L entre la 110e et la 700e seconde de la réaction.

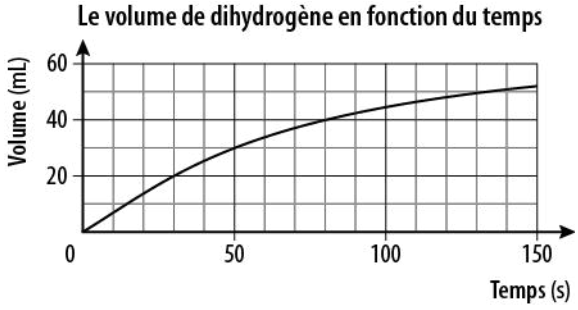
$$2\ CH_3OH_{(l)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)}$$

Calculez la vitesse générale de la réaction entre la 110e et la 700e seconde.

4 On fait réagir du zinc (Zn) avec de l'acide chlorhydrique (HCl) selon l'équation :

$$Zn_{(s)} + 2\ HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

Le diagramme ci-contre représente cette réaction.



a) Calculez la vitesse moyenne de formation du dihydrogène (H_2) entre la 60e et la 120e seconde.

b) Calculez la vitesse de la réaction 60 secondes après le début de la réaction.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

5 DÉFI

Voici la réaction de décomposition du pentaoxyde de diazote (N_2O_5) :

$$2\ N_2O_{5(g)} \rightarrow 4\ NO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

Au départ, 1,5 mol de N_2O_5 sont déposées dans un récipient de 2 L. Après 1 min 22 s, il reste 0,88 mol de N_2O_5. Calculez la vitesse de formation du dioxygène (O_2). Exprimez votre réponse en molécules/L • s.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

6 DÉFI

On fait réagir un morceau de magnésium (Mg) dans une solution d'acide nitrique (HNO_3). L'équation de la réaction est la suivante :

$$Mg_{(s)} + 2\,HNO_{3(aq)} \rightarrow Mg(NO_3)_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

La température du laboratoire est de 20 °C. Le morceau de magnésium occupe initialement un volume de 55 cm^3. Après 33 secondes de réaction, on recueille le magnésium restant, qui occupe maintenant un volume de 30 cm^3.

a) Calculez la vitesse de réaction de l'acide nitrique en mol/s. ($\rho_{Mg} = 1{,}738$ g/cm^3)

b) Quelle masse d'hydrogène (H_2) peut-on s'attendre à recueillir durant ce temps ?

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Chapitre 6 La vitesse de réaction

/50

1. Quelle équation mathématique permet de mesurer la vitesse de transformation du zinc dans l'équation suivante ? **/4**

$$Zn_{(s)} + 2\ HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

A. $v = \frac{\Delta p}{\Delta t}$ B. $v = \frac{\Delta v}{\Delta t}$ C. $v = \frac{\Delta m}{\Delta t}$ D. $v = \frac{\Delta [Zn]}{\Delta t}$

2. On désire suivre le déroulement de la réaction de neutralisation suivante afin de déterminer sa vitesse : **/4**

$$H_2CO_{3(aq)} + Ba(OH)_{2(aq)} \rightarrow BaCO_{3(s)} + 2\ H_2O_{(l)}$$

Parmi les moyens énoncés ci-dessous, lequel permettra de calculer correctement la vitesse de la réaction ?

A. À l'aide d'un cylindre gradué, on mesure à intervalles de temps réguliers la quantité d'eau formée.

B. À l'aide de la balance, on mesure à intervalles de temps réguliers la masse de $BaCO_3$ formée.

C. À l'aide d'un manomètre, on mesure à intervalles de temps réguliers la pression de l'eau formée.

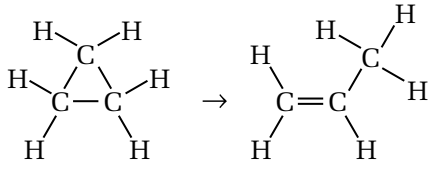
D. À l'aide d'une burette à gaz, on mesure à intervalles de temps réguliers le volume de H_2CO_3 transformé.

3. La vitesse générale de réaction est l'expression unique de la vitesse d'une réaction qui tient compte des coefficients stœchiométriques : **/4**

A. des réactifs. B. des produits. C. de chaque substance. D. des gaz seulement.

4. Le cyclopropane (C_3H_6) est un gaz anciennement utilisé comme anesthésiant. Il réagit très rapidement en se transformant en propène (CH_3CHCH_2) selon l'équation suivante : **/12**

$$C_3H_{6(g)} \rightarrow CH_3CHCH_{2(g)}$$



a) Sachant que 6 mg de cyclopropane ont complètement disparu après 3 min 30 s, calculez la vitesse de transformation en mol/s.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

b) Calculez la vitesse de formation du propène en mol/s.

5. Dans un récipient hermétique, le carbonate de sodium (Na_2CO_3) est passé de 0,0094 mol à 0,0036 mol en 15 minutes selon l'équation suivante : **/12**

$$4\ FeCr_2O_{4(s)} + 8\ Na_2CO_{3(aq)} + 7\ O_{2(g)} \rightarrow 8\ Na_2CrO_{4(aq)} + 2\ Fe_2O_{3(s)} + 8\ CO_{2(g)}$$

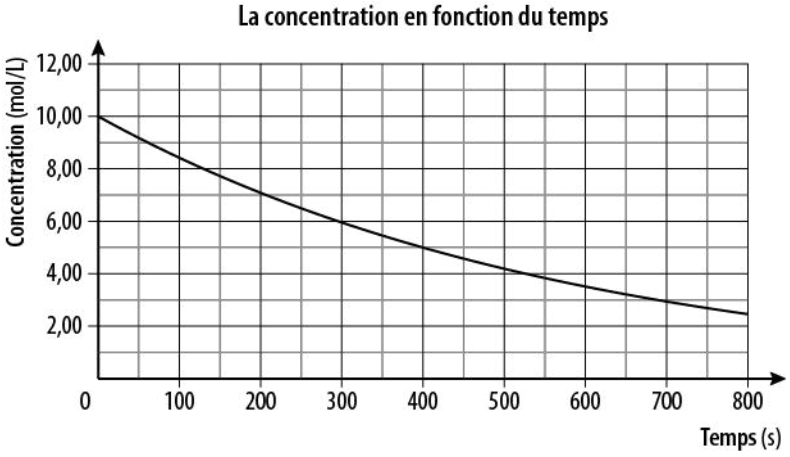
a) Calculez la vitesse de transformation du dioxygène (O_2) en mol/s.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

b) Quelle masse de dioxyde de carbone (CO_2) sera formée pendant ces 15 minutes ?

6. Le graphique ci-dessous indique la progression de la concentration dans le temps pour la réaction fictive suivante : **/14**

$$2\ C_2D_5 \rightarrow 4\ CD_2 + D_2$$



a) Ce diagramme représente-t-il la concentration du réactif ou des produits ?

_____

_____

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

b) Calculez la vitesse instantanée à la 200e seconde.

c) Calculez la vitesse moyenne de la réaction entre 200 s et 600 s.

d) Expliquez pourquoi les deux vitesses calculées en *b*) et *c*) ne sont pas identiques.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Sommaire

Module 3 La cinétique chimique

Chapitre 7 Les facteurs qui influent sur la vitesse de réaction

	Fiche
Corrigé du cahier (exercices du chapitre)	G-225
Corrigé du cahier (consolidation du module 3)	G-229
Labo 17	G-231
Labo 18	G-235
Labo 19	G-240
Labo 20	G-244
Exercices	G-248
Évaluation	G-254
Évaluation du module 3	G-259

Note : Les symboles de sécurité utilisés dans les labos sont définis à la page 437 du cahier.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Chapitre 7 Les facteurs qui influent sur la vitesse de réaction

Cahier, p. 263

Section 1
La théorie des collisions

Cahier, p. 268 à 270

1. *a)* Faux *b)* Faux *c)* Vrai *d)* Faux *e)* Vrai
Justification : *a)* Il y a beaucoup de collisions inefficaces qui ne donnent pas lieu à une réaction. *b)* La collision entre les réactifs doit aussi se produire selon un angle particulier pour donner lieu à une réaction. *d)* Les collisions inefficaces sont élastiques, c'est-à-dire que les particules ne perdent pas d'énergie.

2. *a)* Collision inefficace *b)* Collision efficace

3. *a)* Réaction élémentaire. *b)* Mécanisme réactionnel.

c) L'étape qui détermine la vitesse globale de la réaction est l'étape la plus lente, soit celle qui a le complexe activé de plus haute énergie par rapport aux réactifs de départ.

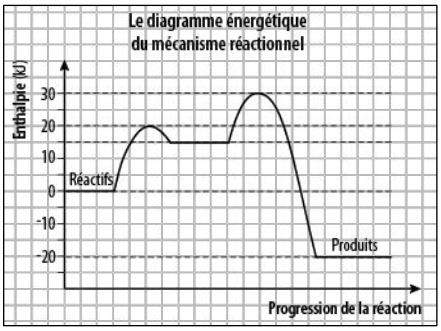
4. *a)* Les particules de la section B sont susceptibles de réagir, car elles possèdent l'énergie cinétique nécessaire pour franchir la barrière énergétique que constitue l'énergie d'activation.

b) Les particules de la section A risquent de ne pas réagir, car elles ne possèdent pas l'énergie cinétique nécessaire pour franchir la barrière énergétique que constitue l'énergie d'activation (E_a).

5. Lorsque plus de deux réactifs sont impliqués dans une réaction, il est presque impossible que tous ces réactifs entrent en collision ensemble exactement au même moment. Le processus se déroulera plutôt en une succession d'étapes où les réactifs se rencontreront deux à deux.

6. 1 : Étape 2 / A / E / C / B, D
2 : Étape 1 / K / Q / M, O / L, N, P
3 : Étape 2 / F / J / H / G, I
4 : Étape 2 / R / X / T, V / S, U, W

7. *a)*



b) -20 kJ

c) La 2e étape

Section 2
Les différents facteurs qui agissent sur la vitesse de réaction

Cahier, p. 278 à 281

1. La nature des réactifs, la concentration des réactifs, la surface de contact des réactifs, la température du milieu réactionnel et la présence d'un catalyseur.

2. Briser les liaisons doubles ou triples demande généralement plus d'énergie que pour les liaisons simples. Ceci se traduit par une énergie d'activation assez élevée et une réaction lente.

3. *a)* Vitesse ↑
b) Vitesse ↓
c) Vitesse ↓
d) Vitesse ↑
e) Vitesse ↑
f) Vitesse ↑
g) Aucun
h) Vitesse ↓
i) Vitesse ↓
j) Aucun

4. Réduire le solide en poudre ou en petits morceaux de façon à augmenter sa surface de contact.

5. *a)* L'acide de concentration 5 mol/L réagira plus rapidement parce qu'une concentration plus élevée accélère la réaction.

b) La poudre de calcium réagira plus rapidement parce qu'une plus grande surface de contact accélère la réaction.

c) La décomposition sera plus rapide dans un four, car une température plus élevée accélère la réaction.

d) Un catalyseur permettra une réaction plus rapide en abaissant l'énergie d'activation de la réaction.

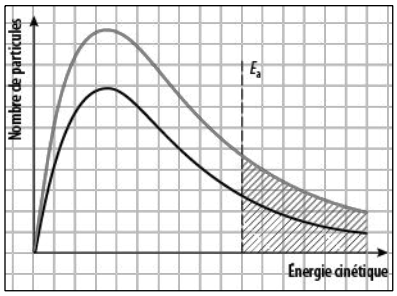
e) La réaction sera plus rapide à une pression de 300 kPa parce que cela correspond à de plus grandes concentrations pour chacun des deux gaz.

f) La réaction est plus rapide dans un ballon de 5 L, car la concentration des gaz est plus élevée.

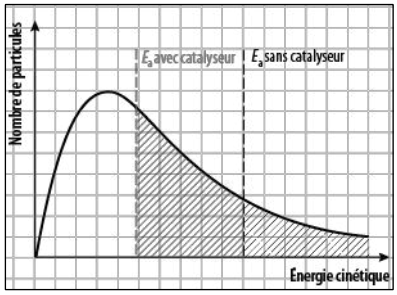
6. *a)* Énergie d'activation
b) Nombre total de collisions
c) Nombre total de collisions
d) Nombre total de collisions
e) Énergie d'activation

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

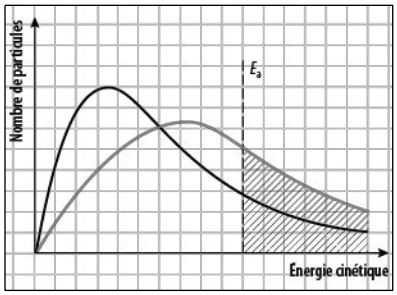
7. *a)*



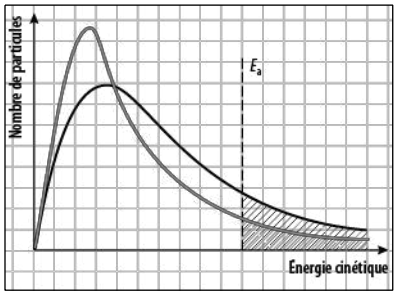
b)



c)



d)



8. La quantité de catalyseur est la même qu'au début de la réaction, car il ne s'agit pas d'un réactif. Le catalyseur n'est pas consommé par la réaction.

9. *a)* La flamme est plus vive dans l'oxygène pur, car sa concentration y est plus élevée que dans l'air, où elle n'est que de 20 % environ.

b) La température est plus élevée dans un garage qu'à l'extérieur durant l'hiver. La réaction d'oxydation qui cause la corrosion se fait alors plus rapidement.

c) En réduisant la feuille de papier journal en une boulette, on diminue sa surface de contact avec l'oxygène nécessaire à sa combustion. Le papier brûle alors moins rapidement.

d) La nature des réactifs influence la vitesse de réaction. L'or est un métal très peu réactif en général.

e) La dégradation des aliments est causée par des réactions chimiques et par l'activité microbienne. Ces réactions chimiques ou biochimiques sont ralenties lorsque la température est abaissée.

f) La poussière de bois qu'on trouve dans une scierie offre une très grande surface de contact avec l'oxygène présent dans l'air, bien supérieure à celle des pièces de bois empilées dans un entrepôt. Les risques qu'un nuage de poussière de bois s'enflamme avec une étincelle sont plus grands dans une scierie que dans un entrepôt.

10. *a)* Nombre de collisions efficaces ↓ / Vitesse de la réaction ↓

b) Nombre de collisions efficaces ↑ / Vitesse de la réaction ↑

c) Énergie cinétique des particules ↑ / Nombre de collisions efficaces ↑ / Vitesse de la réaction ↑

d) Nombre de collisions efficaces ↑ / Énergie d'activation ↓ / Vitesse de la réaction ↑

e) Nombre de collisions efficaces ↓ / Vitesse de la réaction ↓

Section 3
La loi des vitesses de réaction

Cahier, p. 288 à 290

1. C

2. B

3. B

4. *a)* III *b)* IV *c)* I *d)* II

5. *a)* Ordre pour H_2 : 1 / Ordre pour NO : 2

b) Ordre pour $S_2O_8^{2-}$: 1 / Ordre pour I^- : 1

c) Ordre pour $CHCl_3$: 1 / Ordre pour Cl_2 : 1/2

d) Ordre pour CH_3CHO : 2

e) Ordre pour X : 1 / Ordre pour Y : 2

6. *a)* $v = k \cdot [NO]^2 \cdot [Cl_2]$

b) I) La vitesse sera multipliée par quatre.
II) La vitesse doublera.
III) La vitesse sera multipliée par neuf.
IV) La vitesse diminuera.
V) La vitesse sera divisée par deux.
VI) La vitesse sera divisée par quatre.

7. *a)* $v = k \cdot [CH_3CHO]^2$

b) **Données**

$k = 0{,}33$ L/mol • s $\quad [CH_3CHO] = 0{,}020$ mol/L

$v = ?$ mol/L • s

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Solution

Calculer la vitesse de réaction.

$v = k \cdot [CH_3CHO]^2$
$= (0{,}33 \text{ L/mol} \cdot \text{s}) \cdot (0{,}020 \text{ mol/L})^2$
$= 1{,}3 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$

Réponse : La vitesse de réaction est de $1{,}3 \times 10^{-4}$ mol/L • s.

c) **Données**

$[CH_3CHO] = 0{,}040$ mol/L

Vitesse à 0,020 mol/L $= 1{,}3 \times 10^{-4}$ mol/L • s

$v = ?$ mol/L • s

Solution

Calculer la vitesse de réaction à une concentration de 0,040 mol/L.

Puisque la concentration a doublé et que la réaction est d'ordre 2 pour ce réactif, la vitesse sera multipliée par quatre.

$v = (1{,}3 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{s}) \cdot 4$
$= 5{,}3 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$

Réponse : La vitesse de réaction est de $5{,}3 \times 10^{-4}$ mol/L • s.

8. *a)* Ordre pour H_2 : 1 / Ordre pour I_2 : 1

b) L'ordre global de la réaction est 2.

c) $v = k \cdot [H_2] \cdot [I_2]$

d) **Données**

$v = 4{,}1 \times 10^{-4}$ mol/L • s

$[H_2] = 0{,}080$ mol/L

$[I_2] = 0{,}080$ mol/L

$k = ?$

Solution

Calculer la constante de vitesse.

$$v = k \cdot [H_2] \cdot [I_2] \quad \Rightarrow \quad k \quad \frac{v}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

$$k = \frac{4{,}1 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{s}}{[0{,}080 \text{ mol/L}] \cdot [0{,}080 \text{ mol/L}]} = 0{,}064 \text{ L/mol} \cdot \text{s}$$

Réponse : La valeur de la constante de vitesse est de 0,064 L/mol • s.

e) **Données**

$k = 0{,}064$ L/mol • s

$[H_2] = 0{,}025$ mol/L

$[I_2] = 0{,}015$ mol/L

$v = ?$ mol/L • s

Solution

Calculer la vitesse de réaction.

$v = k \cdot [H_2] \cdot [I_2]$
$= (0{,}064 \text{ L/mol} \cdot \text{s}) \cdot 0{,}025 \text{ mol/L} \cdot 0{,}015 \text{ mol/L}$
$= 2{,}4 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$

Réponse : La vitesse de réaction serait de $2{,}4 \times 10^{-5}$ mol/L • s.

Chapitre 7 Synthèse

Cahier, p. 293 à 299

1 *a)* Collisions efficaces.

b) Énergie cinétique des particules de réactifs suffisante et orientation adéquate des particules de réactifs.

c) Énergie d'activation.

d) Les particules rebondissent de façon élastique (sans perdre d'énergie cinétique).

e) Mécanisme réactionnel.

f) Réaction élémentaire.

2 *a)* Faux *c)* Vrai *e)* Faux *g)* Vrai
b) Faux *d)* Vrai *f)* Vrai

Justification : *a)* C'est l'étape la plus lente qui détermine la vitesse de la réaction. *b)* L'étape déterminante de la réaction est celle qui possède le complexe activé de plus haute énergie par rapport aux réactifs de départ. *e)* La quantité de réactifs n'a pas d'effet sur la vitesse de réaction.

3 *a)* Collision efficace *b)* Collision inefficace

4 *a)* Température du milieu réactionnel.

b) Présence d'un catalyseur.

c) Concentration des réactifs.

5 Le diazote est une molécule très stable à cause de la triple liaison qui unit les atomes d'azote et qui est difficile à briser. C'est pourquoi elle réagit lentement.

6 *a)* Étape 2 *c)* G *e)* B, D et F
b) A *d)* C et E

7 *a)* 0 / 0 / 0 / 0 / 0 *d)* 0 / 0 / 0 / 0 / 0
b) 0 / ↑ / 0 / 0 / ↑ *e)* 0 / ↑ / 0 / 0 / ↑
c) ↓ / ↓ / 0 / 0 / ↓ *f)* 0 / ↑ / ↓ / 0 / ↑

8 *a)* La neutralisation est plus rapide dans 1 L d'eau, car les deux substances sont alors beaucoup plus concentrées que dans 100 L d'eau.

b) L'oxydation est plus rapide avec la limaille de fer, car sa surface de contact est plus élevée que celle de la tige de fer.

c) L'oxydation est plus rapide si la limaille est chauffée, car la vitesse de réaction augmente avec la température.

9 *a)* En étendant le linge, on augmente sa surface de contact avec l'air. Bien qu'il ne s'agisse pas d'une réaction chimique, l'évaporation de l'eau se fait alors plus rapidement.

b) Les gaz ne restent pas longtemps dans le système d'échappement. Le catalyseur accélère les réactions chimiques qui transforment ces gaz polluants, ce qui permet d'éliminer une plus grande quantité de gaz polluants.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

c) L'oxydation des fruits et des légumes est une des principales causes de la dégradation des aliments. En réduisant la concentration d'oxygène dans l'entrepôt, on ralentit l'oxydation des fruits et des légumes.

10 *a)* $v = k \cdot [HCl]^2$

b) I) La vitesse sera multipliée par quatre.
II) La vitesse ne sera pas affectée.
III) La vitesse augmentera.
IV) La vitesse sera multipliée par neuf.
V) La vitesse sera divisée par quatre.
VI) La vitesse ne sera pas affectée.

11 *a)* $v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$

b) **Données**

$k = 0{,}27\ L^2/mol^2 \cdot s$ $[B] = 0{,}50$ mol/L

$[A] = 0{,}50$ mol/L $v = ?$ mol/L • s

Solution

Calculer la vitesse de réaction.

$v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$
$= (0{,}27\ L^2/mol^2 \cdot s) \cdot (0{,}50\ mol/L) \cdot (0{,}50\ mol/L)^2$
$= 0{,}034$ mol/L • s

Réponse : La vitesse de réaction est de 0,034 mol/L • s.

c) **Données**

$k = 0{,}27\ L^2/mol^2 \cdot s$ $[B] = 1{,}00$ mol/L

$[A] = 0{,}25$ mol/L

Vitesse pour [A] et [B] à 0,50 mol/L = 0,034 mol/L • s

$v = ?$ mol/L • s

Solution

Calculer la vitesse de réaction.

La concentration de A est divisée par deux.
La vitesse est donc divisée par deux, car l'ordre de réaction est de 1 pour ce réactif.

La concentration de B est doublée. La vitesse est donc multipliée par quatre, car l'ordre de réaction est de 2 pour ce réactif.

$$v = \frac{0{,}034\ mol/L \cdot s}{2}$$
$$= 0{,}068\ mol/L \cdot s$$

Réponse : La vitesse de réaction est de 0,068 mol/L • s.

d) **Données**

$k = 0{,}27\ L^2/mol^2 \cdot s$ $[B] = 0{,}80$ mol/L

$[A] = 1{,}30$ mol/L $v = ?$ mol/L • s

Solution

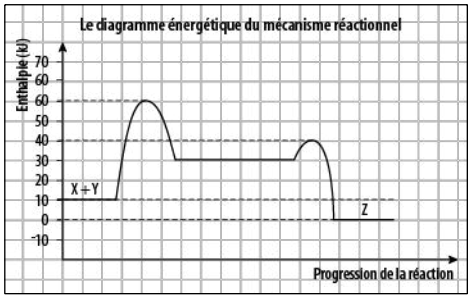
Calculer la vitesse de réaction.

$v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$
$= (0{,}27\ L^2/mol^2 \cdot s) \cdot (1{,}30\ mol/L) \cdot (0{,}80\ mol/L)^2$
$= 0{,}22$ mol/L • s

Réponse : La vitesse de réaction est de 0,22 mol/L • s.

12 DÉFI

a)



b) 10 kJ *d)* -30 kJ *f)* La 1re étape

c) 30 kJ *e)* -10 kJ

13 DÉFI

a) 2 *b)* 2 *c)* $v = k \cdot [NO_2]^2$

d) **Données**

$v = 3{,}375 \times 10^{-4}$ mol/L • s $k = ?$

$[NO_2] = 0{,}025$ mol/L

Solution

Calculer la constante de vitesse.

$$v = k \cdot [NO_2]^2 \Rightarrow k = \frac{v}{[NO_2]^2}$$

$$k = \frac{3{,}375 \times 10^{-4}\ mol/L \cdot s}{[0{,}025\ mol/L]^2} = 0{,}54\ L/mol \cdot s$$

Réponse : La valeur de la constante de vitesse est de 0,54 L/mol • s.

e) **Données**

$k = 0{,}54$ L/mol • s $v = ?$ mol/L • s

$[NO_2] = 0{,}040$ mol/L

Solution

$v = k \cdot [NO_2]^2$
$= (0{,}54\ L/mol \cdot s) \cdot (0{,}040\ mol/L)^2$
$= 8{,}6 \times 10^{-4}$ mol/L • s

Réponse : La vitesse de réaction serait de $8{,}6 \times 10^{-4}$ mol/L • s.

f) **Données**

$k = 0{,}54$ L/mol • s

$[NO_2] = 0{,}120$ mol/L

Vitesse à 0,040 mol/L = $8{,}6 \times 10^{-4}$ mol/L • s

$v = ?$ mol/L • s

Solution

Calculer la vitesse de réaction.

La concentration de NO_2 est multipliée par trois.
La vitesse est donc multipliée par neuf, car l'ordre de réaction est de 2 pour ce réactif.

$v = (8{,}6 \times 10^{-4}\ mol/L \cdot s) \cdot 9 = 7{,}7 \times 10^{-3}$ mol/L • s

Réponse : La vitesse de réaction serait de $7{,}7 \times 10^{-3}$ mol/L • s.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Module 3 Consolidation

Cahier, p. 300 à 304

1 La nature des réactifs, la concentration des réactifs, la surface de contact des réactifs, la température du milieu réactionnel et la présence d'un catalyseur.

2 Augmenter la concentration des réactifs.
Augmenter la surface de contact des réactifs.
Augmenter la température du milieu réactionnel.
Ajouter un catalyseur.

3 *a)* **Données**

$p_i = 380$ kPa

$p_f = 114$ kPa

$\Delta t = 30{,}0$ min

$V = 5{,}0$ L

$T = 45\ °C + 273 = 318$ K

$R = 8{,}314$ (kPa • L) / (mol • K)

$v =$? mol/L • min

Solution

1. *Calculer la vitesse de réaction en kPa/min.*

$$v = \frac{\Delta p}{\Delta t} = -\frac{114\text{ kPa} - 380\text{ kPa}}{30{,}0\text{ min}} = \frac{266\text{ kPa/min}}{30{,}0\text{ min}}$$
$$= 8{,}87\text{ kPa/min}$$

2. *Calculer le nombre de moles de Cl_2.*

$$pV = nRT \quad \Rightarrow \quad n = \frac{pV}{RT}$$
$$n = \frac{8{,}87\text{ kPa} \cdot 5{,}0\text{ L}}{8{,}314\text{ (kPa • L) / (mol • K)} \cdot 318\text{ K}} = 0{,}0168\text{ mol}$$

3. *Calculer la concentration de Cl_2.*

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0{,}0168\text{ mol}}{5{,}0\text{ L}} = 0{,}0034\text{ mol/L}$$

4. *Exprimer la vitesse de réaction en mol/L • min.*

$v = 0{,}0034$ mol/L • min

Réponse : La vitesse de réaction du dichlore pour les 30,0 premières minutes de réaction est de 0,0034 mol/L • min.

b) **Données**

$v_{Cl_2} = 0{,}0034$ mol/L • min

$v_g =$? mol/L • min

Solution

Calculer la vitesse générale de la réaction.

$$v_g = \frac{v_{Cl_2}}{1} = \frac{0{,}0034\text{ mol/L • min}}{1}$$
$$= 0{,}0034\text{ mol/L • min}$$

Réponse : La vitesse générale de la réaction est de 0,0034 mol/L • min.

c) **Données**

$v_g = 0{,}0034$ mol/L • min

$v_{HCl} =$? mol/L • min

Solution

Calculer la vitesse de réaction pour HCl.

$$v_g = \frac{v_{HCl}}{2} \quad \Rightarrow \quad v_{HCl} = 2\,v_g$$

$v_{HCl} = 2 \cdot (0{,}0034\text{ mol/L • min}) = 0{,}0068$ mol/L • min

Réponse : La vitesse de réaction du chlorure d'hydrogène est de 0,0068 mol/L • min.

4 *a)* **Données**

$v = 8{,}4 \times 10^{-5}$ mol/s $\quad \Delta V = 10{,}0$ L

$p = 101{,}3$ kPa $\quad R = 8{,}314$ (kPa • L) / (mol • K)

$T = 25\ °C + 273 = 298$ K $\quad \Delta t =$? s

Solution

1. *Calculer le volume de Cl_2 produit en 1 seconde.*

$$pV = nRT \quad \Rightarrow \quad V = \frac{nRT}{p}$$
$$V = \frac{8{,}4 \times 10^{-5}\text{mol} \cdot 8{,}314\text{ (kPa • L) / (mol • K)} \cdot 298\text{ K}}{101{,}3\text{ kPa}}$$
$$= 2{,}05 \times 10^{-3}\text{ L}$$

2. *Exprimer la vitesse en L/s.*

$v = 2{,}05 \times 10^{-3}$ L/s

3. *Calculer le temps nécessaire pour obtenir 10,0 L de Cl_2.*

$$v = \frac{\Delta V}{\Delta t} \quad \Rightarrow \quad \Delta t = \frac{\Delta V}{v}$$
$$\Delta t = \frac{10{,}0\text{ L}}{2{,}05 \times 10^{-3}\text{ L/s}} = 4878\text{ s} = 81\text{ min }18\text{ s}$$

Réponse : Le temps nécessaire pour produire 10,0 L de dichlore à TAPN est de 81 min 18 s.

b) **Données**

$v_{Cl_2} = 8{,}4 \times 10^{-5}$ mol/s $\quad v_{NaCl} =$? g/s

$M_{NaCl} = 58{,}44$ g/mol

Solution

1. *Calculer la vitesse générale de la réaction.*

$$v_g = \frac{v_{Cl_2}}{1} = \frac{8{,}4 \times 10^{-5}\text{ mol/s}}{1}$$
$$= 8{,}4 \times 10^{-5}\text{ mol/s}$$

2. *Calculer la vitesse de réaction de NaCl en mol/s.*

$$v_g = \frac{v_{NaCl}}{2} \quad \Rightarrow \quad v_{NaCl} = 2\,v_g$$

$v_{NaCl} = 2 \cdot 8{,}4 \times 10^{-5}\text{ mol/s} = 1{,}7 \times 10^{-4}$ mol/s

3. *Transformer les moles en grammes de NaCl.*

$$M = \frac{m}{n} \quad \Rightarrow \quad m = Mn$$

$m = 58{,}44\text{ g/mol} \cdot 1{,}7 \times 10^{-4}\text{ mol} = 9{,}9 \times 10^{-3}$ g

4. *Exprimer la vitesse en g/s.*

$v = 9{,}9 \times 10^{-3}$ g/s

Réponse : La vitesse de réaction du NaCl est de $9{,}9 \times 10^{-3}$ g/s.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5 Données

$\Delta V = 37{,}8$ mL

$\Delta t = 300$ s

$p = 102{,}0$ kPa

$T = 23\ °C + 273 = 296$ K

$R = 8{,}314$ (kPa • L) / (mol • K)

p_{pH_2O} à 23 °C = 2,81 kPa

$v = ?$ mol/s

Solution

1. *Calculer la vitesse de réaction en mL/s.*

$$v = \frac{\Delta V}{\Delta t} = \frac{37{,}8\text{ mL}}{300\text{ s}} = 0{,}126\text{ mL/s}$$

2. *Convertir la vitesse en L/s.*

$$v = 0{,}126\text{ mL/s} \cdot \frac{1\text{L}}{1000\text{ mL}} = 0{,}000\,126\text{ L/s}$$

$$= 1{,}26 \times 10^{-4}\text{ L/s}$$

3. *Calculer la pression partielle de CO_2.*

$$p_t = p_{pCO_2} + p_{pH_2O} \Rightarrow p_{pCO_2} = p_t - p_{pH_2O}$$

$$p_{pCO_2} = 102{,}0\text{ kPa} - 2{,}81\text{ kPa} = 99{,}19\text{ kPa}$$

4. *Calculer le nombre de moles de CO_2 formées en une seconde.*

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{99{,}19\text{ kPa} \cdot 1{,}26 \times 10^{-4}\text{ L}}{8{,}314\text{ (kPa • L) / (mol • K)} \cdot 296\text{ K}}$$

$$= 5{,}08 \times 10^{-6}\text{ mol}$$

5. *Exprimer la vitesse de réaction en mol/s.*

$v = 5{,}08 \times 10^{-6}$ mol/s

Réponse : La vitesse de réaction est de $5{,}08 \times 10^{-6}$ mol/s.

6 DÉFI

a) **Données**

$[H_2S]$ au temps 0 s = 0 mol/L

$[H_2S]$ au temps 60 s = $10{,}5 \times 10^{-4}$ mol/L

$\Delta t = 60$ s

$v = ?$ mol/L • s

Solution

Calculer la vitesse moyenne de formation de H_2S en trouvant le taux de variation de la sécante.

$$v = \frac{\Delta[H_2S]}{\Delta t} = \frac{10{,}5 \times 10^{-4}\text{mol/L} - 0\text{ mol/L}}{60\text{ s}}$$

$$= \frac{10{,}5 \times 10^{-4}\text{ mol/L}}{60\text{ s}} = 1{,}8 \times 10^{-5}\text{ mol/L • s}$$

Réponse : La vitesse moyenne de formation du sulfure de dihydrogène durant les 60 premières secondes est de $1{,}8 \times 10^{-5}$ mol/L • s.

b) **Données**

$[H_2S]$ au temps 0 s = $7{,}8 \times 10^{-4}$ mol/L

$[H_2S]$ au temps 80 s = $11{,}7 \times 10^{-4}$ mol/L

$t_1 = 0$ s

$t_2 = 80$ s

$v = ?$ mol/L • s

Solution

(Le choix des coordonnées pour le calcul du taux de variation de la tangente peut varier d'un élève à l'autre. La réponse peut aussi varier légèrement selon la précision lors du traçage de la tangente.)

Calculer la vitesse instantanée de formation de H_2S en trouvant le taux de variation de la tangente à 60 s.

$$v = \frac{\Delta[H_2S]}{\Delta t} = \frac{(11{,}7 \times 10^{-4}\text{mol/L}) - (7{,}8 \times 10^{-4}\text{ mol/L})}{80\text{ s} - 0\text{ s}}$$

$$= \frac{3{,}9 \times 10^{-4}\text{ mol/L}}{80\text{ s}} = 4{,}9 \times 10^{-6}\text{ mol/L • s}$$

Réponse : La vitesse instantanée de formation de sulfure de dihydrogène à la 60e seconde est de $4{,}9 \times 10^{-6}$ mol/L • s.

c) $v = k \cdot [CH_4] \cdot [S_2]$

d) 2

e) **Données**

$v_{H_2S} = 4{,}9 \times 10^{-6}$ mol /L • s

$[CH_4] = 9{,}5 \times 10^{-4}$ mol/L

$[S_2] = 1{,}48 \times 10^{-3}$ mol/L

$k = ?$

Solution

1. *Calculer la vitesse générale de la réaction.*

$$v_g = \frac{v_{H_2S}}{2} = \frac{4{,}9 \times 10^{-6}\text{ mol/L • s}}{2}$$

$$= 2{,}5 \times 10^{-6}\text{ mol/L • s}$$

2. *Calculer la constante de vitesse.*

$$v = k \cdot [CH_4] \cdot [S_2] \Rightarrow k = \frac{v}{[CH_4] \cdot [S_2]}$$

$$k = \frac{2{,}5 \times 10^{-6}\text{ mol/L • s}}{9{,}5 \times 10^{-4}\text{ mol/L} \cdot 1{,}48 \times 10^{-3}\text{ mol/L}}$$

$$= 1{,}8\text{ L/mol • s}$$

Réponse : La valeur de la constante de vitesse est de 1,8 L/mol • s.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



LABO 17 L'influence de la concentration des réactifs sur la vitesse de réaction

Cahier, p. 272

Mise en situation

Donnez-moi de l'oxygène…

Le dioxygène (O_2) est un gaz essentiel au maintien de la vie de nombreux organismes. Chez l'humain, le dioxygène entre par les voies respiratoires. Dès son arrivée dans les alvéoles pulmonaires, il passe dans la circulation sanguine, transporté par les globules rouges. Les mitochondries présentes dans les cellules utilisent ce dioxygène pour réaliser la respiration cellulaire sans laquelle aucune énergie ne serait produite.

Certaines personnes ont un faible taux de dioxygène dans le sang. Les cellules sont alors mal oxygénées. Ce phénomène est appelé l'hypoxémie. La médecine peut aider ces gens grâce à l'oxygénothérapie. Ce traitement consiste à administrer un supplément de dioxygène. L'oxygénothérapie est un traitement continu où la personne est reliée à une bonbonne ou à un concentrateur de dioxygène par un masque ou une canule nasale pendant au moins 15 heures chaque jour. Lorsque l'on retire le tout, la quantité de dioxygène dans le sang revient à son taux initial en quelques minutes. La personne sous oxygénothérapie ne doit pas fumer, et il est interdit à un fumeur d'allumer une cigarette à moins de 3 mètres de cette personne.

Pourquoi ne doit-on pas allumer de cigarette près d'une personne traitée par oxygénothérapie ?

La préparation

1. Quels sont les facteurs pouvant modifier la vitesse d'une réaction chimique ?

_____

_____

2. Quel facteur influence la vitesse de la réaction de combustion d'une cigarette dans le texte ci-dessus ?

_____

3. Selon la théorie des collisions, quelles conditions doivent être réunies pour qu'il y ait une réaction chimique ?

_____

_____

_____

4. Comment peut-on mesurer l'influence du facteur nommé à la question 2 sur la vitesse d'une réaction chimique ?

_____

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 17 L'influence de la concentration des réactifs sur la vitesse de réaction

Cahier, p. 272

Les buts de l'expérience

- Déterminer expérimentalement l'influence de la concentration des réactifs sur la vitesse de réaction.
- Expliquer l'influence de la concentration des réactifs sur la vitesse de réaction à l'aide de la théorie des collisions.

L'hypothèse

Comment la variation de la concentration influence-t-elle la vitesse d'une réaction chimique ? Justifiez votre hypothèse à l'aide de la théorie des collisions.

_____

_____

_____

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

- Trois éprouvettes de 18 mm sur 150 mm
- Un marqueur non permanent
- Un support à éprouvettes
- Un cylindre gradué de 10 mL
- 12,5 mL d'eau distillée
- 17,5 mL d'acide chlorhydrique (HCl), concentré à 2,0 mol/L
- Une balance électronique au millième de gramme
- Trois morceaux de 1 cm de ruban de magnésium (Mg)
- Un chronomètre

Manipulations

1. Identifier les éprouvettes « Éprouvette n° 1 », « Éprouvette n° 2 » et « Éprouvette n° 3 », et les déposer dans le support à éprouvettes (*voir la figure 1*).
2. À l'aide du cylindre gradué, mesurer 7,5 mL d'eau distillée et les ajouter dans l'éprouvette n° 1.
3. À l'aide du cylindre gradué, mesurer 5,0 mL d'eau distillée et les ajouter dans l'éprouvette n° 2.
4. À l'aide du cylindre gradué, mesurer 2,5 mL d'acide chlorhydrique et les verser dans l'éprouvette n° 1.
5. À l'aide du cylindre gradué, mesurer 5,0 mL d'acide chlorhydrique et les verser dans l'éprouvette n° 2.
6. À l'aide du cylindre gradué, mesurer 10,0 mL d'acide chlorhydrique et les verser dans l'éprouvette n° 3.
7. À l'aide de la balance, peser chacun des morceaux de magnésium et inscrire les masses obtenues dans le tableau 1 de la question 1.
8. Plonger le premier morceau de ruban de magnésium dans l'éprouvette n° 1 et démarrer le chronomètre.

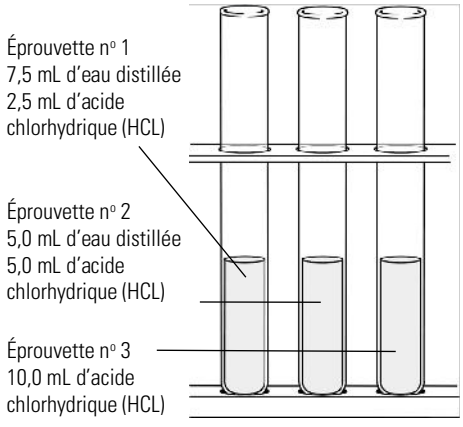


Figure 1 Les solutions du laboratoire.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

9 Arrêter le chronomètre lorsque la réaction est terminée et noter le temps de réaction dans le tableau 1 de la question 1.

10 Recommencer les étapes 8 et 9 en plongeant le deuxième morceau de magnésium dans l'éprouvette nº 2.

11 Recommencer les étapes 8 et 9 en plongeant le troisième morceau de magnésium dans l'éprouvette nº 3.

12 Disposer des solutions dans le récipient prévu à cet effet, nettoyer soigneusement le matériel et le ranger.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats expérimentaux dans le tableau 1.

TABLEAU 1
L'influence de la concentration sur la vitesse de réaction

Éprouvette	[HCl] (mol/L)	m_{Mg} (g ± 0,001 g)	t (s ± 1 s)
nº 1			
nº 2			
nº 3			

L'analyse des résultats

2. Inscrivez l'équation balancée de la réaction étudiée dans l'encadré suivant.

3. À partir de vos résultats, calculez la vitesse de transformation du magnésium (Mg) en grammes par seconde (g/s) pour chacune des concentrations d'acide chlorhydrique (HCl) utilisées.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4. Avec quelle concentration la vitesse de réaction a-t-elle été la plus grande ? Expliquez ce résultat à l'aide de la théorie des collisions.

5. Quelles sont les causes d'erreurs possibles dans ce laboratoire ? Comment influencent-elles les résultats et votre interprétation de ceux-ci ?

La conclusion

6. Comment la variation de la concentration influence-t-elle la vitesse d'une réaction chimique ?

7. Quel paramètre de la courbe de distribution de Maxwell est modifié par une variation de la concentration ?

8. Pourquoi ne doit-on pas allumer de cigarette près d'une personne traitée par oxygénothérapie ? Justifiez votre réponse.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



LABO 18 L'influence de la surface de contact du réactif sur la vitesse de réaction

Cahier, p. 273

Mise en situation

Médicament sous la loupe

Le domaine pharmaceutique est en plein essor. La découverte de l'ADN par Francis Crick et James Watson en 1953 a été une véritable révolution. Dès lors, les compagnies pharmaceutiques se sont développées à grande vitesse. Ces compagnies s'intéressent à des marchés susceptibles de leur permettre d'accroître leur rentabilité. Parmi ces marchés, les aînés constituent une clientèle cible de choix. En effet, une population qui vieillit a besoin de plus de médicaments pour contrôler divers problèmes de santé, tels que le diabète, l'hypertension ou l'hypercholestérolémie. La prise de ces médicaments doit se faire de manière sécuritaire : on doit suivre la posologie et les recommandations du pharmacien. L'absorption de comprimés est souvent difficile chez les personnes âgées. Le recours à l'écrasement des médicaments se fait parfois sans que le médecin ou le pharmacien soit consulté.

Pourquoi ne doit-on pas écraser un comprimé sans en parler d'abord à son médecin ou à son pharmacien ?

La préparation

1. Dans le texte ci-dessus, quel facteur influence la vitesse avec laquelle un médicament réagit ?

2. Comment le facteur de la question 1 influence-t-il la vitesse d'une réaction en général ?

3. Comment peut-on mesurer l'influence du facteur nommé dans la question 1 sur la vitesse d'une réaction chimique ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 18 L'influence de la surface de contact du réactif sur la vitesse de réaction

Cahier, p. 273

Les buts de l'expérience

- Déterminer expérimentalement l'influence de la surface de contact du réactif sur la vitesse de réaction.
- Déterminer graphiquement la vitesse d'une réaction chimique.
- Expliquer l'influence de la surface de contact du réactif sur la vitesse de réaction à l'aide de la théorie des collisions.

L'hypothèse

Comment la surface de contact influence-t-elle la vitesse d'une réaction chimique? Justifiez votre hypothèse à l'aide de la théorie des collisions.

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

- Un bac de récupération des gaz
- Un cylindre gradué de 100 mL, sans la base
- De l'eau du robinet à la température de la pièce
- Un cylindre gradué de 100 mL
- 300 mL d'eau distillée
- Un erlenmeyer de 500 mL
- Une pince universelle
- Trois comprimés effervescents d'acide acétylsalicylique de type Alka-Seltzer^{MD}
- Un bouchon en caoutchouc percé n^{o} 9 muni d'un tube de verre coudé et d'un tube en latex
- Un chronomètre

Manipulations

1. Effectuer le montage illustré à la figure 1 en remplissant le bac de récupération des gaz d'eau du robinet.
2. Plonger le cylindre gradué (sans la base) dans le bac plein d'eau pour le remplir en évitant que de l'air s'y infiltre. Le retourner à l'envers et le déposer au fond du bac, en s'assurant qu'il est vis-à-vis du trou de récupération des gaz.
3. À l'aide du cylindre gradué (avec la base), mesurer 300 mL d'eau distillée et les verser dans l'erlenmeyer.
4. Ajouter un comprimé effervescent dans l'erlenmeyer, mettre rapidement le bouchon relié au tube de verre coudé et au tube en latex, puis démarrer le chronomètre.

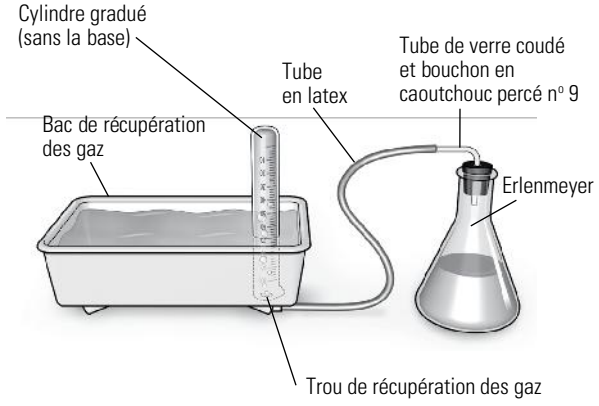


Figure 1 Le montage du laboratoire.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5 Prendre la mesure du volume de dioxyde de carbone (CO_2) produit toutes les 5 secondes jusqu'à ce que la réaction soit terminée, et inscrire les résultats dans le tableau 1 de la question 1.

6 Jeter dans l'évier la solution se trouvant dans l'erlenmeyer et le rincer soigneusement.

7 Recommencer les étapes 2 à 6 avec un comprimé effervescent séparé en deux morceaux, puis inscrire les résultats dans le tableau 2 de la question 1.

8 Recommencer les étapes 2 à 6 avec un comprimé effervescent réduit en plusieurs fragments, puis inscrire les résultats dans le tableau 3 de la question 1.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats expérimentaux dans les tableaux 1, 2 et 3.

TABLEAU 1
Le volume de dioxyde de carbone (CO_2) produit avec un comprimé effervescent complet

t (s ± 1 s)	*V* (mL ± 0,1 mL)
0	
5	
10	
15	
20	
25	
30	
35	
40	
45	
50	
55	
60	
65	
70	
75	
80	
85	
90	
95	
100	
105	
110	
115	
120	

TABLEAU 2
Le volume de dioxyde de carbone (CO_2) produit avec un comprimé effervescent séparé en deux morceaux

t (s ± 1 s)	*V* (mL ± 0,1 mL)
0	
5	
10	
15	
20	
25	
30	
35	
40	
45	
50	
55	
60	
65	
70	
75	
80	
85	
90	
95	
100	
105	
110	
115	
120	

TABLEAU 3
Le volume de dioxyde de carbone (CO_2) produit avec un comprimé effervescent réduit en fragments

t (s ± 1 s)	*V* (mL ± 0,1 mL)
0	
5	
10	
15	
20	
25	
30	
35	
40	
45	
50	
55	
60	
65	
70	
75	
80	
85	
90	
95	
100	
105	
110	
115	
120	

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

2. Tracez, sur une feuille millimétrique, un graphique du volume de dioxyde de carbone (CO_2) produit en fonction du temps qui montre les trois courbes les mieux ajustées correspondant aux différentes surfaces de contact.

L'analyse des résultats

3. À partir du graphique de la question 2 :

a) calculez la vitesse moyenne de production de dioxyde de carbone pour chacune des surfaces de contact.

b) inscrivez les résultats de vos calculs de vitesse dans le tableau 4.

TABLEAU 4
L'influence de la surface de contact sur la vitesse de réaction

Surface de contact	*v* (mL/s)
Comprimé complet	
Comprimé en deux morceaux	
Comprimé réduit en fragments	

4. Parmi les trois essais, dans quel cas :

a) la surface de contact est-elle la plus grande ?

b) la vitesse de réaction est-elle la plus grande ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5. Comment varie la vitesse de réaction en fonction de la surface de contact? Justifiez vos résultats à l'aide de la théorie des collisions.

6. Quelles sont les causes d'erreurs possibles dans ce laboratoire? Comment influencent-elles les résultats et votre interprétation de ceux-ci?

La conclusion

7. Comment la surface de contact influence-t-elle la vitesse d'une réaction chimique?

8. Quel paramètre de la courbe de distribution de Maxwell est modifié par une variation de la surface de contact?

9. Pourquoi ne doit-on pas écraser un comprimé sans en parler d'abord à son médecin ou à son pharmacien?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



LABO 19 L'influence de la température du milieu réactionnel sur la vitesse de réaction

Cahier, p. 275

Mise en situation

Rapido presto !

L'autocuiseur, aussi nommé « presto » ou encore « cocotte-minute », a vu sa popularité varier au cours des quarante dernières années. Dans les années 1960, l'autocuiseur était l'instrument de cuisine indispensable pour économiser temps et énergie. Il a été délaissé peu à peu avec l'arrivée du four à micro-ondes. Depuis une dizaine d'années, on remarque cependant un regain d'intérêt pour l'autocuiseur. En effet, grâce à la cuisson à la vapeur, les coupes de viandes les plus coriaces, également moins chères, deviennent savoureuses cuites à l'autocuiseur. Ceci est dû à la transformation du collagène, une substance élastique qui entoure les muscles et qui les tient unis, en gélatine. Cette transformation est possible grâce au bris de liens chimiques. De plus, la température de la cuisson, qui est supérieure à 100 °C, permet de réduire le temps de cuisson et ainsi de mieux retenir certaines vitamines dans les aliments. Une autre bonne raison d'utiliser le fameux « presto ».

Pourquoi un autocuiseur permet-il la transformation du collagène en gélatine rapidement ?

La préparation

1. Quel facteur influe sur la vitesse avec laquelle le collagène se transforme en gélatine dans le contexte décrit ci-dessus ?

_____

2. Comment le facteur de la question 1 influe-t-il sur la vitesse d'une réaction en général ?

_____

_____

_____

3. Quel paramètre de la courbe de Maxwell est modifié par le facteur de la question 1 ?

_____

4. Comment peut-on mesurer l'influence du facteur de la question 1 sur la vitesse d'une réaction chimique ?

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 19 L'influence de la température du milieu réactionnel sur la vitesse de réaction

Cahier, p. 275

Les buts de l'expérience

- Déterminer expérimentalement l'influence de la température du milieu réactionnel sur la vitesse d'une réaction chimique.
- Expliquer l'influence de la température du milieu réactionnel sur la vitesse de réaction à l'aide de la théorie des collisions.

L'hypothèse

Comment la variation de la température du milieu réactionnel influe-t-elle sur la vitesse d'une réaction chimique ? Justifiez votre hypothèse à l'aide de la théorie des collisions.

_____

_____

_____

_____

_____

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

- Deux éprouvettes de 18 mm sur 150 mm
- Un marqueur non permanent
- Un support à éprouvettes
- Un cylindre gradué de 10 mL
- Un flacon-laveur d'eau distillée
- 7,5 mL de solution d'iodate de potassium (KIO_3), concentrée à 0,07 mol/L
- 30 mL de solution d'hydrogénosulfite de sodium ($NaHSO_3$), concentrée à 0,14 mol/L, contenant de l'amidon
- Un thermomètre
- Un chronomètre
- Un bécher de 500 mL
- De l'eau du robinet
- Une plaque chauffante
- Une paire de pinces à bécher
- 300 mL d'eau du robinet, préalablement refroidie au réfrigérateur

Pour le groupe classe

- Un bac de récupération des liquides

Manipulations

Partie A – Réaction à la température ambiante

1. Identifier les éprouvettes « Éprouvette n° 1 » et « Éprouvette n° 2 », et les déposer dans le support à éprouvettes.
2. À l'aide du cylindre gradué, mesurer 7,5 mL d'eau distillée et les verser dans l'éprouvette n° 1.
3. À l'aide du cylindre gradué, mesurer 2,5 mL de la solution d'iodate de potassium (KIO_3) et les ajouter aux 7,5 mL d'eau distillée dans l'éprouvette n° 1.
4. Rincer soigneusement le cylindre gradué.
5. À l'aide du cylindre gradué, mesurer 10 mL de la solution d'hydrogénosulfite de sodium ($NaHSO_3$) et les verser dans l'éprouvette n° 2.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

6 Mesurer la température de la solution de l'éprouvette n° 1 et la noter dans le tableau 1 de la question 1.

7 Verser la solution de l'éprouvette n° 1 dans l'éprouvette n° 2 et démarrer le chronomètre.

8 Arrêter le chronomètre aux premiers signes de production d'iode (apparition d'une couleur bleue persistante) et noter le temps de réaction dans le tableau 1 de la question 1.

9 Disposer de la solution dans le bac de récupération des liquides.

10 Rincer soigneusement le matériel, car l'iode tache les contenants et peut interférer avec les autres manipulations.

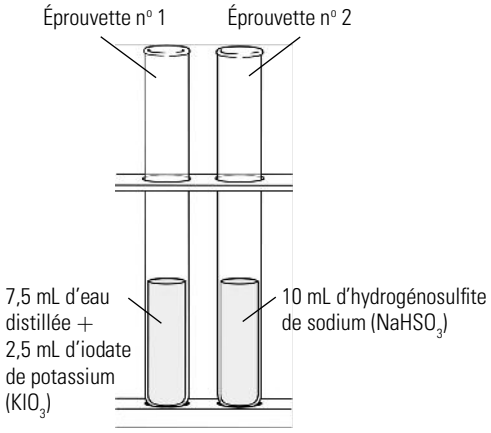


Figure 1 Les solutions du laboratoire.

Partie B – Réaction à une température d'environ 40 °C

11 Dans le bécher, verser environ 300 mL d'eau du robinet.

12 Placer le bécher sur la plaque chauffante et faire chauffer l'eau jusqu'à ce que sa température soit d'environ 40 °C.

13 Pendant le chauffage de l'eau, refaire les étapes 2 à 5 de la partie A.

14 Lorsque l'eau dans le bécher est à environ 40 °C, éteindre la plaque chauffante et transférer le bécher sur le comptoir de laboratoire à l'aide des pinces à bécher.

15 Plonger les éprouvettes dans le bécher d'eau chaude et insérer le thermomètre dans la solution de l'éprouvette n° 1.

16 Lorsque la température de la solution de l'éprouvette n° 1 cesse d'augmenter, noter cette température dans le tableau 1 de la question 1.

17 Verser la solution de l'éprouvette n° 1 dans l'éprouvette n° 2 et démarrer le chronomètre.

18 Arrêter le chronomètre aux premiers signes de production d'iode (apparition d'une couleur bleue persistante) et noter le temps de réaction dans le tableau 1 de la question 1.

19 Disposer de la solution dans le bac de récupération des liquides et rincer soigneusement le matériel.

Partie C – Réaction à une température d'environ 10 °C

20 Refaire les étapes 2 à 5 de la partie A.

21 Dans le bécher, verser environ 300 mL d'eau du robinet refroidie au réfrigérateur.

22 Plonger les éprouvettes dans le bécher d'eau froide et insérer le thermomètre dans l'éprouvette n° 1.

23 Lorsque la température de la solution de l'éprouvette n° 1 est d'environ 10 °C, noter cette température dans le tableau 1 de la question 1.

24 Verser la solution de l'éprouvette n° 1 dans l'éprouvette n° 2 et démarrer le chronomètre.

25 Arrêter le chronomètre aux premiers signes de production d'iode (apparition d'une couleur bleue persistante) et noter le temps de réaction dans le tableau 1 de la question 1.

26 Disposer de la solution dans le bac de récupération des liquides, se laver les mains, rincer soigneusement le matériel et le ranger.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats du laboratoire dans le tableau 1.

TABLEAU 1
L'influence de la température du milieu réactionnel sur la vitesse de réaction

Partie du laboratoire	*T* (°C ± 0,5 °C)	*t* (s ± 0,1 s)
A – Réaction à la température ambiante		
B – Réaction à une température d'environ 40 °C		
C – Réaction à une température d'environ 10 °C		

L'analyse des résultats

2. Inscrivez l'équation balancée de la réaction étudiée.

3. À quelle température se produit la réaction la plus rapide ? Expliquez ce résultat à l'aide de la théorie des collisions.

4. Quelles sont les causes d'erreurs possibles dans ce laboratoire ? Comment influencent-elles les résultats et votre interprétation de ceux-ci ?

La conclusion

5. Pourquoi un autocuiseur permet-il la transformation du collagène en gélatine rapidement ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



LABO 20 L'influence d'un catalyseur sur la vitesse de réaction

Cahier, p. 276

Mise en situation

Sucre simple pas simple

Plusieurs aliments contiennent du sucre. Le terme « sucre » regroupe plusieurs substances dont le nom se termine par « ose », comme le fructose et le glucose. Ces derniers sont des sucres simples. Leur combinaison forme le saccharose, principal constituant du sucre de table. On retrouve le saccharose dans bon nombre d'aliments transformés ou non. La dissolution du saccharose dans un liquide tel que l'eau gazéifiée, le café ou le thé nécessite peu d'énergie. La boisson obtenue est donc sucrée en peu de temps. Le lien qui unit le fructose au glucose ne se brise cependant pas durant la dissolution, même si on agite longuement.

Lorsque le liquide sucré est bu, un phénomène particulier se produit. Le saccharose parcourt le tube digestif, où il est soumis à l'action des enzymes digestives. Pendant ce parcours, la décomposition du saccharose se produit : le glucose n'est plus lié au fructose lorsque ces substances sont absorbées par les cellules de l'organisme.

Pourquoi le saccharose se décompose-t-il en glucose et en fructose au cours du processus de la digestion ?

La préparation

1. Quel facteur influence la vitesse avec laquelle le saccharose se sépare en glucose et en fructose dans le contexte décrit ci-dessus ?

_____

2. Comment le facteur de la question 1 influe-t-il sur la vitesse d'une réaction en général, selon la théorie des collisions ?

_____

_____

_____

_____

_____

3. Comment peut-on mesurer l'influence du facteur de la question 1 sur la vitesse d'une réaction chimique ?

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 20 L'influence d'un catalyseur sur la vitesse de réaction

Cahier, p. 276

Les buts de l'expérience

- Déterminer expérimentalement l'influence d'un catalyseur sur la vitesse de réaction.
- Expliquer l'influence d'un catalyseur sur la vitesse de réaction à l'aide de la théorie des collisions.

L'hypothèse

Quelle est l'influence d'un catalyseur sur la vitesse de réaction ? Justifiez votre hypothèse à l'aide de la théorie des collisions.

_____

_____

_____

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

- Un marqueur non permanent
- 2 cylindres gradués de 25 mL
- 1 cylindre gradué de 10 mL
- 40 mL d'une solution d'iodure de potassium (KI), concentrée à 0,20 mol/L
- 40 mL d'une solution de thiosulfate de disodium ($Na_2S_2O_3$), concentrée à 0,005 mol/L
- 20 mL d'une solution de peroxodisulfate de diammonium ($(NH_4)_2S_2O_8$), concentrée à 0,01 mol/L
- Un bécher de 100 mL
- Un chronomètre
- Un agitateur en verre
- Quatre gouttes d'une solution de sulfate de cuivre ($CuSO_4$), concentrée à 0,01 mol/L

Pour le groupe classe

- Un bac de récupération des liquides

Manipulations

1. Identifier les trois cylindres gradués : 1, 2 et 3.
2. Mesurer 20 mL de la solution d'iodure de potassium (KI) dans le cylindre 1.
3. Mesurer 20 mL de la solution de thiosulfate de disodium ($Na_2S_2O_3$) dans le cylindre 2.
4. Mesurer 10 mL de la solution de peroxodisulfate de diammonium ($(NH_4)_2S_2O_8$) dans le cylindre 3.
5. Verser la solution du cylindre 1 dans le bécher.
6. Verser en même temps les solutions des cylindres 2 et 3 dans le bécher et partir le chronomètre au même moment.

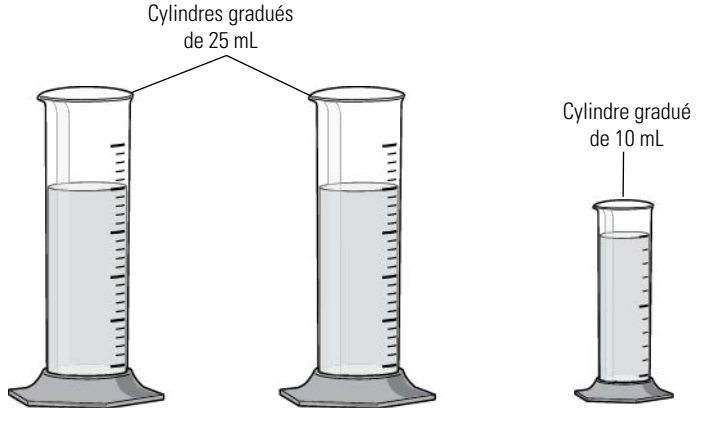


Figure 1 Le montage expérimental.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

7 Agiter légèrement la solution.

8 Arrêter le chronomètre dès qu'une coloration apparaît dans la solution. Noter le temps de réaction dans le tableau 1 de la question 1.

9 Vider la solution finale dans le bac de récupération des liquides et bien rincer le matériel.

10 Refaire les étapes 2 à 4.

11 Ajouter 4 gouttes de solution de sulfate de cuivre ($CuSO_4$), concentrée à 0,01 mol/L, dans le cylindre 3.

12 Refaire les étapes 5 à 9.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats obtenus dans le tableau 1.

TABLEAU 1
L'influence d'un catalyseur sur la vitesse de réaction

Réaction	*t* (s ± 1 s)
Sans catalyseur	
Avec catalyseur	

L'analyse des résultats

2. La réaction observée est-elle une réaction chimique ou physique ? Justifiez votre réponse.

_____

_____

3. À partir des résultats du tableau 1, calculez la vitesse de réaction du peroxodisulfate de diammonium ($(NH_4)_2S_2O_8$) pour les réactions avec et sans catalyseur, en moles par seconde (mol/s).

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4. À partir des résultats de la question 3, quelle différence pouvez-vous observer entre la vitesse de réaction avec et sans catalyseur ?

5. Quel est le catalyseur de cette réaction ?

6. Quelles sont les causes d'erreurs possibles dans ce laboratoire ? Comment influencent-elles les résultats et votre interprétation de ceux-ci ?

La conclusion

7. Comment le catalyseur influence-t-il la vitesse d'une réaction chimique ?

8. Quel paramètre de la courbe de distribution de Maxwell est modifié par l'ajout d'un catalyseur à la réaction ? Comment ce paramètre est-il modifié ?

9. Pourquoi le saccharose se décompose-t-il en glucose et en fructose au cours du processus de la digestion ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

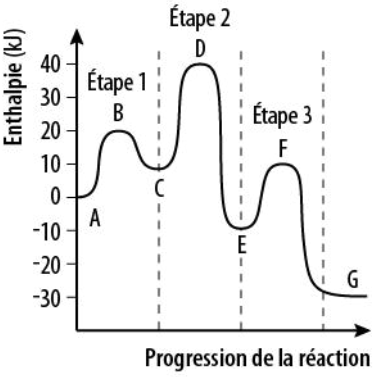
Chapitre 7 Les facteurs qui influent sur la vitesse de réaction

1 Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

		VRAI	FAUX
a)	Seules les particules de réactifs qui se rencontrent selon un angle particulier donnent lieu à une collision efficace.	☐	☐
b)	Les collisions entre les particules de réactifs ne donnent pas toujours lieu à une réaction.	☐	☐
c)	Lorsque le nombre de collisions élastiques augmente, la vitesse de réaction augmente.	☐	☐
d)	Pour qu'une réaction s'amorce, il faut que les particules de réactifs possèdent une énergie minimale.	☐	☐
e)	C'est le complexe activé de plus haute énergie par rapport aux réactifs de départ qui détermine la vitesse d'une réaction se déroulant en plusieurs étapes.	☐	☐
f)	L'ajout d'un catalyseur influe sur la variation d'enthalpie de la réaction.	☐	☐

Justification : _____

2 Observez le diagramme énergétique ci-contre.



a) Par quel ensemble de lettres les molécules intermédiaires sont-elles représentées ?

1. A, C et E
2. C et E
3. B, D et F
4. C, E et G

b) Par quel ensemble de lettres les complexes activés sont-ils représentés ?

1. A, C et E
2. C et E
3. B, D et F
4. C, E et G

c) Quelle est l'étape déterminante de ce mécanisme réactionnel ?

1. Étape 1
2. Étape 2
3. Étape 3

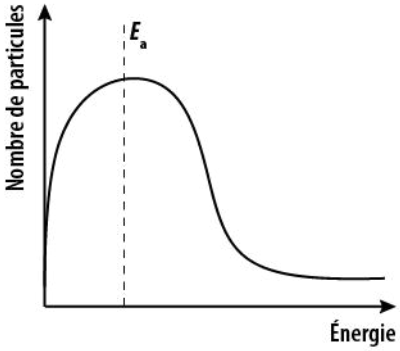
d) Quelle est la variation d'enthalpie globale de la réaction ?

1. 40 kJ
2. 10 kJ
3. 20 kJ
4. -30 kJ

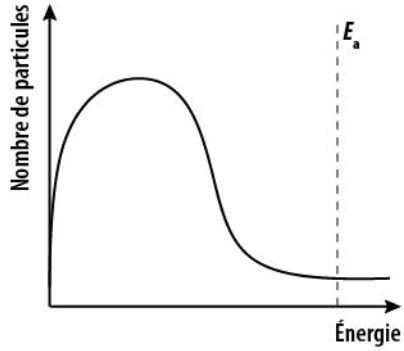
Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

3 Observez les graphiques suivants.

a)



b)



i) Quel graphique possède l'énergie d'activation la plus basse ? _____

ii) Quel graphique correspond à la réaction la plus lente ? Justifiez votre réponse.

_____

_____

_____

4 Pour chacune des réactions suivantes, écrivez l'équation qui exprime la vitesse de réaction.

a) $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2\ HI_{(g)}$

_____

b) $S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$

_____

c) $HBr_{(aq)} + LiOH_{(aq)} \rightarrow LiBr_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

_____

d) $Na_{(s)} + Ag^{+}_{(aq)} \rightarrow Na^{+}_{(aq)} + Ag_{(s)}$

_____

5 Si le nombre de liaisons dans les molécules de réactifs diminue, quel sera l'effet sur chacune des situations suivantes ? Justifiez vos réponses.

	Diminution	Aucun effet	Augmentation
a) Le nombre de molécules de réactifs.	☐	☐	☐
b) L'énergie d'activation de la réaction.	☐	☐	☐
c) L'énergie cinétique des molécules de réactifs.	☐	☐	☐
d) Le nombre de collisions efficaces.	☐	☐	☐

Justification : _____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

6 Lorsqu'on met un morceau de 5 g de magnésium (Mg) dans 25 mL d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration 1 mol/L à température de la pièce (20 °C), il se produit une réaction chimique. Comment pourrait-on augmenter la vitesse de cette réaction ?

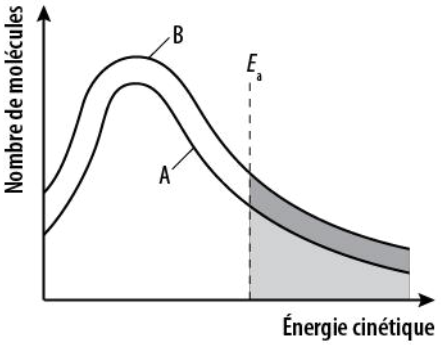
_____

_____

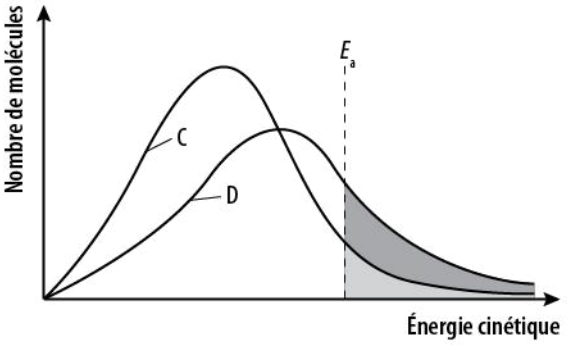
_____

7 Observez les figures suivantes.

a)



b)



I) Pour chaque graphique, identifiez le facteur qui agit sur la vitesse de réaction.

_____

II) Dans la figure *a*, quelle courbe représente la réaction la plus lente ? Justifiez votre réponse.

_____

_____

_____

III) Dans la figure *b*, quelle courbe représente la réaction la plus rapide ? Justifiez votre réponse.

_____

_____

_____

8 Observez la réaction suivante :

$$2\ AB_{2(g)} + B_{2(g)} \rightarrow 2\ AB_{3(g)}$$

L'ordre de réaction est de 1 pour AB_2 et de 2 pour B_2.

a) Quelle équation exprime la vitesse de réaction ? _____

b) Indiquez ce qu'il advient de la vitesse de réaction pour chacune des situations suivantes :

I) On augmente la température du milieu réactionnel. _____

II) On réduit la concentration de AB_2 de moitié. _____

III) On triple la concentration de B_2. _____

IV) On ajoute un catalyseur. _____

V) On réduit la concentration de B_2 de moitié. _____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

9 En laboratoire, on fait réagir une tige de zinc (Zn) de 10 g avec une solution de 250 mL contenant 0,75 mol d'acide nitrique (HNO_3) afin de produire du dihydrogène (H_2) gazeux. On décide de répéter l'expérience avec une tige de zinc identique à la première et une solution de 500 mL contenant 1,5 mol d'acide nitrique. Comparez les vitesses de ces deux réactions.

10 Pour chacune des paires de réactions suivantes, choisissez celle qui correspond à la plus lente. Justifiez votre choix.

a) **Réaction 1 :** La réaction du dihydrogène (H_2) avec le dioxygène (O_2) de l'air pour produire de la vapeur d'eau.

Réaction 2 : La réaction du dihydrogène (H_2) avec le dioxygène (O_2) pur pour produire de la vapeur d'eau.

b) **Réaction 1 :** Surgeler des fruits de mer à -5 °C.

Réaction 2 : Surgeler des fruits de mer à -10 °C.

11 Observez les réactions suivantes qui ont lieu à 20 °C sans catalyseur :

Réaction I :

$$2\ CH_3OH_{(g)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)}$$

Réaction II :

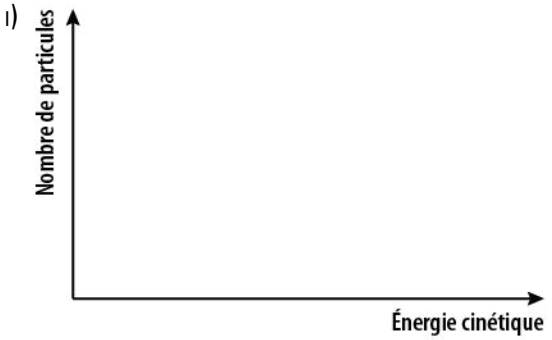
$$NaOH_{(aq)} + HBr_{(aq)} \rightarrow NaBr_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

a) Si la concentration des réactifs est identique dans les deux réactions, pourquoi la vitesse ne l'est-elle pas ? Justifiez votre réponse.

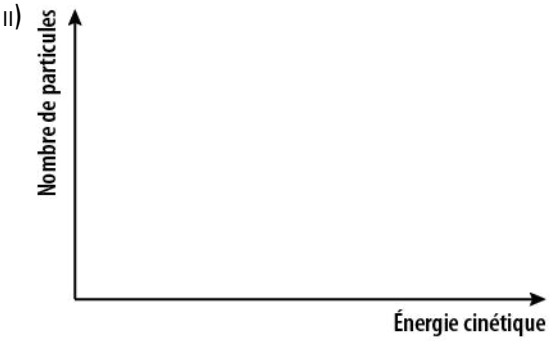
Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

b) Pour chaque réaction, tracez la courbe de Maxwell-Boltzmann et indiquez l'énergie d'activation.

I)



II)



12 DÉFI

Le dioxyde de carbone (CO_2) produit par les cellules passe dans le sang où il se combine à l'eau (H_2O) pour former l'acide carbonique (H_2CO_3) selon l'équation suivante :

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2CO_{3(aq)}$$

À 37 °C, la constante de vitesse de formation d'acide carbonique est de 0,041 s^{-1}. Le corps humain contient en moyenne 4,5 L de sang. À chaque seconde, 0,012 g de CO_2 entre dans le sang.

a) Déterminez l'ordre de réaction du CO_2. _____

b) Déterminez l'ordre général de la réaction. _____

c) Quelle est l'équation qui exprime la vitesse de réaction ? _____

d) Calculez la vitesse de cette réaction.

e) Qu'arrivera-t-il à la vitesse si la concentration en CO_2 double ?

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

13 DÉFI

Voici une réaction chimique fictive. Trois expériences ont été effectuées afin de déterminer l'effet de chaque réactif sur la vitesse de la réaction.

$$4\ A_{(g)} + B_{(g)} \rightarrow C_{(g)} + 2\ D_{(g)}$$

Les expériences effectuées pour déterminer l'effet de chaque réactif

Expérience	[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	Vitesse finale ($\times 10^{-5}$ mol/L · s)
1	0,038	0,060	1,4
2	0,076	0,060	5,6
3	0,076	0,120	5,6

a) Déterminez l'ordre de réaction de A. _____

b) Déterminez l'ordre de réaction de B. _____

c) Déterminez l'ordre global de la réaction. _____

d) Quelle est l'équation qui exprime la vitesse de réaction ? _____

e) Calculez la constante de vitesse de cette réaction.

f) Quelle est la vitesse de cette réaction pour une concentration de 0,50 mol/L de A ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Chapitre 7 Les facteurs qui influent sur la vitesse de réaction

/50

1. Parmi les conditions suivantes, lesquelles sont requises pour qu'il y ait une réaction chimique ? /4

a) Une collision élastique.

b) Une collision efficace.

c) Une énergie égale ou supérieure à l'énergie d'activation.

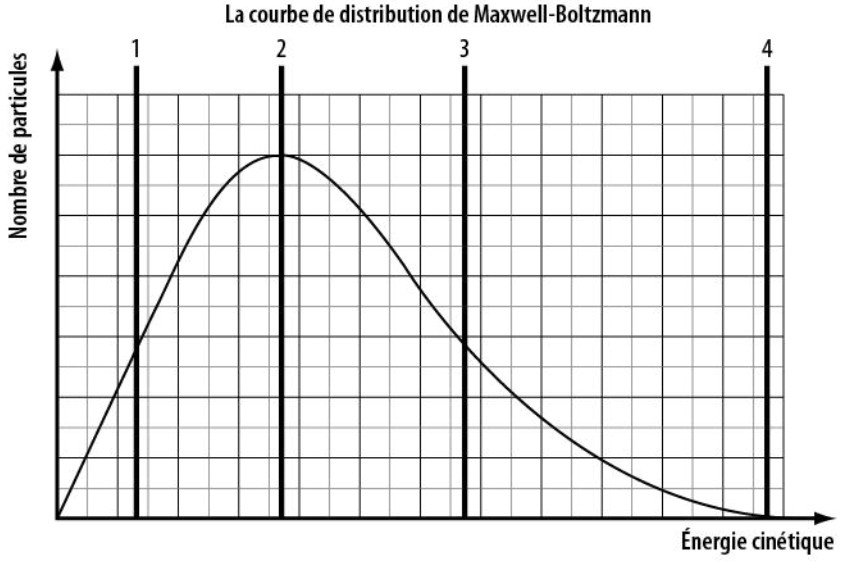
d) Une énergie égale ou inférieure à l'énergie d'activation.

e) Un angle aléatoire.

f) Un angle particulier.

1. *a*, *c* et *f* 2. *b*, *d* et *e* 3. *b*, *c* et *e* 4. *b*, *c* et *f*

2. Observez la courbe de distribution de Maxwell-Boltzmann suivante où les droites sont à l'emplacement des valeurs d'énergie d'activation pour quatre réactions différentes. /4



Parmi les énoncés suivants, choisissez ceux qui s'appliquent à cette courbe.

a) La réaction la plus rapide est la réaction 1.

b) La réaction la plus lente est la réaction 1.

c) La réaction 2 possède une énergie d'activation plus faible que la réaction 3.

d) La réaction 4 possède une énergie d'activation plus faible que la réaction 3.

e) La réaction 3 présente l'effet qu'aurait l'ajout d'un catalyseur sur la réaction 4.

f) La réaction 3 présente l'effet qu'aurait une augmentation de température sur la réaction 4.

1. *a*, *c* et *f* 2. *b*, *d* et *e* 3. *a*, *c* et *e* 4. *b*, *c* et *e*

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

3. Observez la réaction suivante : **/4**

$$A^+_{(aq)} + BC^-_{(aq)} \rightarrow AB_{(aq)} + C_{(g)}$$

Parmi les facteurs suivants, lequel ne peut pas augmenter la vitesse de cette réaction ? Justifiez votre réponse.

A. Une augmentation de la concentration de BC^-.

B. Une augmentation de la surface de contact de A^+.

C. Une augmentation de la température de 10 °C.

D. L'ajout d'un catalyseur dans la réaction.

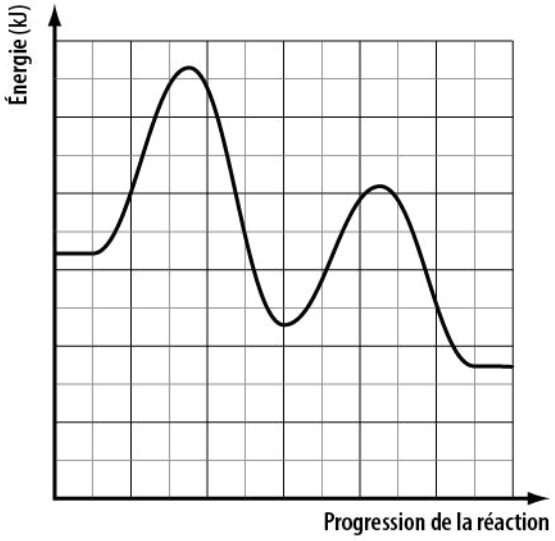
_____

_____

4. La réaction suivante se produit selon un mécanisme réactionnel en deux étapes : **/5**

$$2\ H_{2(g)} + 2\ NO_{(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)}$$

Le graphique suivant présente la progression de cette réaction.



a) Complétez le graphique en inscrivant :

I) l'énergie d'activation de la deuxième étape (E_{a2}) ;

II) l'énergie d'activation de la réaction globale (E_a) ;

III) les réactifs et les produits ;

IV) les lettres A et B pour désigner les deux complexes activés ;

V) la lettre C pour désigner les molécules intermédiaires formées ;

VI) les chiffres 1 et 2 pour désigner chacune des étapes du mécanisme réactionnel.

b) Quelle est l'étape déterminante et pourquoi ?

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5. Voici deux réactions de combustion, celle du propane (C_3H_8), gaz que l'on trouve dans les bonbonnes des barbecues, et celle de l'octane (C_8H_{18}), principal composé de l'essence : **/4**

Combustion du propane : $C_3H_{8(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)}$

Combustion de l'octane : $C_8H_{18(g)} + \frac{25}{2}\ O_{2(g)} \rightarrow 8\ CO_{2(g)} + 9\ H_2O_{(g)}$

Quelle réaction risque d'être la plus rapide si la température demeure constante ? Justifiez votre réponse.

6. *a)* Qu'arrivera-t-il à la réaction suivante si on y ajoute un catalyseur ? **/5**

$$IF_{(g)} + 2\ F_{2(g)} \rightarrow IF_{5(g)}$$

b) Décrivez le mécanisme réactionnel.

c) Qu'arrivera-t-il à la variation d'enthalpie (ΔH) de cette réaction ?

7. L'éthanal (CH_3CHO) est un composé chimique naturellement présent dans les plantes et qui contribue à l'odeur de nombreuses fines herbes. Il a tendance à se décomposer à haute température selon l'équation suivante : **/4**

$$CH_3CHO_{(g)} \rightarrow CH_{4(g)} + CO_{(g)}$$

À 500 °C et à 550 °C, les constantes de vitesse ont des valeurs différentes.

a) Indiquez la bonne température pour chaque constante de vitesse.

I) $3{,}1 \times 10^{-4}$ L/mol • s _____ II) $9{,}6 \times 10^{-6}$ L/mol • s _____

b) Expliquez pourquoi les constantes de vitesse n'ont pas la même valeur.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

8. Voici une réaction : **/8**

$$2\ NO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2\ NOCl_{(g)}$$

Après 30 minutes dans un contenant de 5,0 L, sa vitesse de réaction est de $2,3 \times 10^{-9}$ mol/L • s. Les quantités de monoxyde d'azote (NO) et de dichlore (Cl_2) sont alors de 0,25 mol et de 0,45 mol.

a) Si l'ordre de la réaction est de 2 pour le monoxyde d'azote et de 1 pour le dichlore, calculez la constante de vitesse de cette réaction.

b) Calculez la vitesse de réaction pour une concentration de 0,15 mol/L de monoxyde d'azote et de 0,60 mol/L de dichlore.

9. On a mesuré la vitesse de réaction entre l'ammoniac (NH_3) et le dichlore (Cl_2) à 300 °C. **/12**
L'équation de la réaction est la suivante :

$$2\ NH_{3(g)} + 3\ Cl_{2(g)} \rightarrow 6\ HCl_{(g)} + N_{2(g)}$$

Les résultats de quatre expériences avec des concentrations initiales différentes sont présentés dans le tableau ci-dessous.

Expérience	$[NH_3]$ (mol/L)	$[Cl_2]$ (mol/L)	v (mol/L • s)
1	0,37	0,74	0,045
2	0,74	0,37	0,045
3	0,74	0,74	0,090
4	1,11	0,74	0,135

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

a) Déterminez l'ordre de la réaction pour chacun des réactifs.

b) Déterminez l'ordre global de la réaction.

c) Quelle équation exprime la vitesse de réaction ?

d) Calculez la constante de vitesse de cette réaction.

e) On introduit 2,4 g d'ammoniac et 1,5 g de dichlore dans un récipient de 4,0 L fermé hermétiquement. Calculez la vitesse de la réaction.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Module 3 La cinétique chimique

/100

1. Le dicarbure de calcium (CaC_2) est un solide produit industriellement qui, au contact de l'eau (H_2O), produit de l'acétylène (C_2H_2) selon l'équation suivante : **/6**

$$CaC_{2(s)} + 2\,H_2O_{(l)} \rightarrow C_2H_{2(g)} + Ca(OH)_{2(s)}$$

Quelles équations mathématiques permettent de calculer la vitesse de transformation de l'eau ?

a) $v = \frac{\Delta p}{\Delta t}$ *b)* $v = \frac{\Delta V}{\Delta t}$ *c)* $v = \frac{\Delta [H_2O]}{\Delta t}$ *d)* $v = \frac{\Delta m}{\Delta t}$

1. *a* et *b* 2. *a* et *c* 3. *b* et *c* 4. *b* et *d*

2. On veut comparer les vitesses de diverses réactions chimiques. Pour chaque paire de réactions présentées ci-dessous, indiquez laquelle est la plus rapide. **/6**

a) I) La formation du pétrole dans la croûte terrestre. ☐

II) La formation du dioxyde de carbone (CO_2) par une voiture. ☐

b) I) La combustion d'un cigare dans l'air. ☐

II) La combustion d'un cigare dans du dioxygène (O_2) pur. ☐

c) I) La combustion d'une chandelle. ☐

II) La combustion des sucres dans le corps humain. ☐

3. Indiquez si les énoncés suivants sont vrais ou faux. **/24**

	VRAI	FAUX
a) Dans un mécanisme réactionnel, l'étape la plus rapide est celle qui détermine la vitesse de la réaction globale.	☐	☐
b) Un catalyseur a un effet sur le nombre de collisions entre les particules de réactifs.	☐	☐
c) La loi des vitesses de réaction permet de calculer la vitesse d'une réaction chimique à partir de la concentration des réactifs.	☐	☐
d) La constante de vitesse dépend de la concentration des réactifs.	☐	☐
e) Une plus grande surface de contact d'un réactif augmente la vitesse de réaction.	☐	☐
f) L'énergie cinétique des particules de réactifs dépend de la température à laquelle se fait la réaction.	☐	☐

4. Au cours d'une réaction chimique, la quantité de carbonate de sodium (Na_2CO_3) est passée de 0,036 mol à 0,028 mol en 12 minutes. Déterminez la vitesse de cette réaction en g/s. **/6**

A. $6{,}7 \times 10^{-4}$ g/s B. $1{,}1 \times 10^{-5}$ g/s C. $6{,}7 \times 10^{-2}$ g/s D. $1{,}1 \times 10^{-3}$ g/s

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5. Voici une réaction hypothétique : **/6**

$$A_{(aq)} + B_{(aq)} \rightarrow C_{(s)} + D_{(l)}$$

La constante de vitesse de cette réaction est de $0,032\ L/mol \cdot s$ à 20 °C. Déterminez la vitesse de la réaction si on met 0,045 mol de A et 0,070 mol de B dans un récipient de 4 L. On suppose que chaque réactif est d'ordre 1.

A. $6,3 \times 10^{-5}\ mol/L \cdot s$ B. $1,0 \times 10^{-4}\ mol/L \cdot s$ C. $6,3 \times 10^{-6}\ mol/L \cdot s$ D. $1,0 \times 10^{-5}\ mol/L \cdot s$

6. Déterminez la constante de vitesse de la réaction suivante à l'aide des données qui se trouvent dans le tableau ci-dessous. **/6**

$$S_2O_8^{2-}{}_{(aq)} + 2\ I^-{}_{(aq)} \rightarrow 2\ SO_4^{2-}{}_{(aq)} + I_{2(aq)}$$

La vitesse de réaction en fonction de la concentration des réactifs

Essai	$[S_2O_8^{2-}]$ (mol/L)	$[I^-]$ (mol/L)	Vitesse (mol/L·s)
1	0,019	0,030	$7,0 \times 10^{-6}$
2	0,038	0,030	$2,8 \times 10^{-5}$
3	0,038	0,060	$2,8 \times 10^{-5}$

A. $0,019\ L^2/mol^2 \cdot s$ B. $0,019\ L/mol \cdot s$ C. $0,012\ L^2/mol^2 \cdot s$ D. $0,012\ L/mol \cdot s$

7. Le bromure de nitrosyle (NOBr) est un gaz rouge obtenu à partir du monoxyde d'azote (NO) et du dibrome (Br_2) selon l'équation suivante : **/21**

$$2\ NO_{(g)} + Br_{2(g)} \rightarrow 2\ NOBr_{(g)}$$

La réaction a lieu dans un ballon de 8,0 L à une température constante de 30 °C. On mesure ensuite la pression partielle du Br_2 qui passe de 310 kPa à 132 kPa dans les 25 premières minutes de la réaction.

a) Calculez la vitesse de réaction du dibrome en $mol/L \cdot s$ pour les 25 premières minutes de la réaction.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

b) Calculez la vitesse générale de la réaction pendant ces 25 premières minutes.

c) Calculez la vitesse de formation du bromure de nitrosyle pendant ce même laps de temps.

8. Fritz Haber a mis au point un procédé permettant la synthèse de l'ammoniac (NH_3). L'ammoniac sert à la fabrication d'engrais azotés utiles à l'agriculture. Ce procédé est cependant très lent à la température de 20 °C. Voici la formule de cette réaction : **/25**

$$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightarrow 2\ NH_{3(g)}$$

a) Parmi les facteurs suivants, lequel ne peut théoriquement pas augmenter la vitesse de la réaction ?

A. La diminution de la concentration du dihydrogène (H_2).

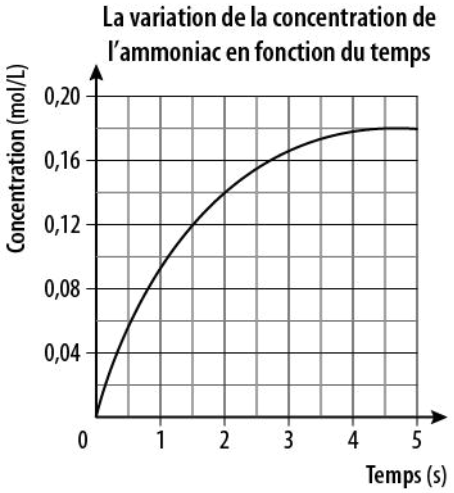
B. L'augmentation de la concentration du diazote (N_2).

C. L'augmentation de la température.

D. L'ajout d'un catalyseur.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

En laboratoire, on a mesuré la variation de la concentration de l'ammoniac à plusieurs reprises. Les résultats sont présentés dans le diagramme suivant :



b) Calculez la vitesse moyenne de formation de l'ammoniac durant les 3 premières secondes de la réaction.

c) La concentration du diazote est de 0,45 mol/L et celle du dihydrogène est de 0,80 mol/L à la 2e seconde. Si l'ordre de réaction est de 1 pour chacun des réactifs, calculez la valeur de la constante de vitesse si la vitesse de formation de l'ammoniac est de 0,030 mol/L• s.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Sommaire

Module 4 L'équilibre chimique

Chapitre 8 L'aspect qualitatif de l'équilibre chimique

	Fiche
Corrigé du cahier (exercices du chapitre)	G-265
Démo 21	G-269
Labo 22	G-274
Labo 23	G-279
Démo 24	G-284
Exercices	G-288
Évaluation	G-295

Note : Les symboles de sécurité utilisés dans les labos et les démos sont définis à la page 437 du cahier.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Chapitre 8 L'aspect qualitatif de l'équilibre chimique

Cahier, p. 306

Section 1 Qu'est-ce que l'équilibre chimique ?

Cahier, p. 311 à 313

1. *a)* Réversible
b) Irréversible
c) Irréversible
d) Réversible
e) Réversible
f) Irréversible

2. *a)* Vrai *b)* Vrai *c)* Vrai *d)* Faux *e)* Faux *f)* Faux *g)* Faux

Justification : *d)* Un système est à l'équilibre s'il remplit les trois conditions en même temps. *e)* Un système n'impliquant pas de substances gazeuses peut être à l'équilibre dans un récipient ouvert. *f)* Une réaction complète ne peut constituer un système à l'équilibre, car c'est une réaction irréversible. *g)* Les équilibres de phase et de solubilité sont des équilibres physiques.

3. *a)* Fermé / Il n'y a pas d'échange de matière avec le milieu extérieur.
b) Ouvert / Il y a perte de matière.
c) Fermé / Il n'y a pas d'échange de matière avec le milieu extérieur.
d) Ouvert / Il y a perte de matière.
e) Fermé / Il n'y a pas d'échange de matière avec le milieu extérieur.
f) Ouvert / Il y a perte de matière.

4. Seuls le liquide et la vapeur d'eau dans le pot fermé hermétiquement peuvent atteindre un équilibre, car c'est le seul des deux systèmes qui est fermé, et qui n'échange donc pas de matière avec le milieu extérieur.

5. *a)* Ce système n'est pas à l'équilibre, car il s'agit d'un système ouvert.
b) Ce système est à l'équilibre chimique.
c) Ce système n'est pas à l'équilibre, car certaines propriétés macroscopiques ne sont pas constantes (pression et température) tout au long de la journée.
d) Ce système n'est pas à l'équilibre, car il n'est pas réversible et une propriété macroscopique, la température, n'est pas constante.
e) Ce système est à l'équilibre des phases.
f) Ce système est à l'équilibre de solubilité.

6. *a)* Dans cette situation, le système est constitué de sulfate de cuivre ($CuSO_4$) solide, d'ions Cu^{2+} et SO_4^{2-} aqueux.
b) Même si le bécher est ouvert, le système est fermé, car il n'y a pas d'échange de matière ($CuSO_4$) avec le milieu extérieur.
c) Oui, il est à l'équilibre dynamique de solubilité.
d) La dissolution des cristaux de sulfate de cuivre se fait à la même vitesse que leur reformation, car la réaction est réversible et à l'équilibre.
e) Les quantités de sulfate de cuivre solide et aqueux restent identiques dans le système, car la quantité de sulfate de cuivre qui se dissout est équivalente à la quantité qui se dépose.
f) $CuSO_{4(s)} \rightleftharpoons Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

7. D

Section 2 Les facteurs qui influent sur l'état d'équilibre

Cahier, p. 321 à 327

1. *a)* Faux *b)* Vrai *c)* Faux *d)* Faux *e)* Faux

Justification : *a)* Selon le principe de Le Chatelier, si un système à l'équilibre est perturbé, il réagit jusqu'à atteindre un nouvel état d'équilibre. *c)* Dans cet équilibre chimique, l'ajout d'une certaine quantité de carbone solide n'a aucun effet sur l'équilibre. *d)* L'augmentation de la température d'un système réactionnel à l'équilibre déplace l'équilibre dans le sens de la réaction endothermique. *e)* L'ajout d'un catalyseur à un système réactionnel à l'équilibre n'a aucun effet sur la concentration des réactifs et des produits.

2. *a)* Le diagramme C.
b) Le diagramme C montre que l'ajout d'ammoniac dans le système à l'équilibre provoque une augmentation de la concentration de diazote et de dihydrogène, et une diminution de la concentration d'ammoniac. Cependant, dans le nouvel équilibre, la concentration de l'ammoniac est plus grande que sa concentration initiale. L'ajout d'ammoniac favorise donc la réaction inverse de décomposition.
c) Sur les diagrammes A et D, on observe une augmentation de la concentration de l'ammoniac après une perturbation de l'équilibre. Ainsi, pour favoriser la réaction de synthèse de l'ammoniac, il faut soit ajouter au système à l'équilibre un des réactifs (diazote ou dihydrogène) ou les deux (diagramme A), soit retirer du système à l'équilibre une certaine quantité d'ammoniac (diagramme D).

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

3. $[SO_2]$: La concentration du dioxyde de soufre va diminuer.
$[O_2]$: La concentration du dioxygène va diminuer.
$[SO_3]$: La concentration de trioxyde de soufre va augmenter. Cependant, dans le nouvel équilibre, la concentration de SO_3 sera plus faible que la concentration initiale.

4. *a)* Une diminution de la température d'un système à l'équilibre déplacera l'équilibre dans le sens de la réaction exothermique. C'est donc la réaction directe de formation du trioxyde de soufre qui sera favorisée.

b) Les concentrations des réactifs vont diminuer, alors que la concentration du produit va augmenter.

c) L'ajout de chaleur au système signifie une augmentation de sa température. Or, l'augmentation de la température dans un système à l'équilibre favorise la réaction endothermique. La réaction inverse sera donc favorisée.

d) La concentration du dioxyde de soufre et du dioxygène va augmenter, alors que la concentration du trioxyde de soufre va diminuer.

5. L'augmentation de la température du système à l'équilibre fait augmenter la concentration du produit. Cela signifie que la réaction directe a été favorisée. Comme une augmentation de la température du système à l'équilibre favorise la réaction endothermique, la réaction directe est donc endothermique. L'équation thermochimique du système réactionnel hypothétique s'écrira :

$$A + B + \text{Énergie} \rightleftharpoons AB$$

6. *a)* La formation des produits sera favorisée par un abaissement de la température, car la réaction directe est exothermique.

b) La formation des produits sera favorisée par une augmentation de la température, car la réaction directe est endothermique.

c) La formation des produits sera favorisée par une augmentation de la température, car la réaction directe est endothermique.

d) La formation des produits sera favorisée par un abaissement de la température, car la réaction directe est exothermique.

7. *a)* Oui, car lors de la réaction, il y a une variation du nombre de moles gazeuses. On passe de zéro mole gazeuse dans les réactifs à une mole gazeuse dans les produits.

b) Non, car malgré le fait que toutes les substances soient gazeuses, lors de la réaction, il n'y a pas de variation du nombre de moles gazeuses. Deux moles de réactifs gazeux produisent deux moles de produits gazeux.

c) Oui, car lors de la réaction, il y a une variation du nombre de moles gazeuses. Deux moles de réactifs gazeux produisent une mole de produit gazeux.

d) Non, car aucune des substances de la réaction n'est à l'état gazeux. La pression n'a aucun effet sur les substances solides ou aqueuses.

8. *a)* Aucune des deux réactions ne sera favorisée, car lors de la réaction, il n'y a pas de variation du nombre de moles gazeuses. Deux moles de réactifs gazeux produisent deux moles de produit gazeux.

b) La réaction directe sera favorisée, car une augmentation de la pression déplace l'équilibre dans le sens d'une diminution du nombre de moles gazeuses dans le système. Lors de la réaction, deux moles de réactifs gazeux produisent une mole de produit gazeux.

c) La réaction inverse sera favorisée, car une augmentation de la pression déplace l'équilibre dans le sens d'une diminution du nombre de moles gazeuses dans le système. Lors de la réaction, trois moles de réactifs gazeux produisent cinq moles de produits gazeux.

d) La réaction inverse sera favorisée, car une augmentation de la pression déplace l'équilibre dans le sens d'une diminution du nombre de moles gazeuses dans le système. Lors de la réaction, zéro mole de réactifs gazeux produit une mole de produits gazeux.

9. *a)* La réaction inverse sera favorisée, car une augmentation du volume déplace l'équilibre dans le sens d'une augmentation du nombre de moles gazeuses dans le système. Lors de la réaction, trois moles de réactifs gazeux produisent une mole de produit gazeux.

b) La réaction directe sera favorisée, car une augmentation de volume déplace l'équilibre dans le sens d'une augmentation du nombre de moles gazeuses dans le système. Lors de la réaction, deux moles de réactif gazeux produisent trois moles de produits gazeux.

c) La réaction directe sera favorisée, car une augmentation de volume déplace l'équilibre dans le sens d'une augmentation du nombre de moles gazeuses dans le système. Lors de la réaction, zéro mole de réactifs gazeux produit une mole de produits gazeux.

d) Aucune des deux réactions n'est favorisée, car lors de la réaction, il n'y a pas de variation du nombre de moles gazeuses. Deux moles de réactifs gazeux produisent deux moles de produit gazeux.

10. Irina n'a pas raison. Pour connaître l'effet de la pression sur l'équilibre d'un système, il faut travailler à partir d'une équation balancée. L'équation balancée du système réactionnel s'écrit :

$$4\,HCl_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,Cl_{2(g)} + 2\,H_2O_{(g)}$$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

On observe que, pendant la réaction, il y a une diminution du nombre de moles gazeuses. Cinq moles de réactifs gazeux produisent quatre moles de produits gazeux. Par conséquent, une augmentation de la pression favorisera la réaction directe et contribuera à une augmentation de la concentration du dichlore gazeux.

11. B / D / E

12. B

13. *a)* La réaction étant endothermique, une diminution de la température à l'équilibre favorisera la réaction inverse. La concentration du diborane va donc diminuer.

b) L'ajout à l'équilibre d'une substance solide ou liquide n'a aucun effet sur l'équilibre. La concentration du diborane sera inchangée.

c) Lors de la réaction, il y a une diminution du nombre de moles gazeuses (de trois moles à une mole). La réaction directe sera favorisée par une augmentation de la pression. Donc, entre le moment de la modification de la pression et l'atteinte du nouvel équilibre, la concentration du diborane va augmenter.

d) L'ajout à l'équilibre d'un catalyseur n'a aucun effet sur l'équilibre. La concentration du diborane sera inchangée.

e) Lors de la réaction, il y a une diminution du nombre de moles gazeuses (de trois moles à une mole). La réaction inverse sera favorisée par une augmentation du volume. Donc, entre le moment de la modification du volume et l'atteinte du nouvel équilibre, la concentration du diborane va diminuer.

Chapitre 8 Synthèse

Cahier, p. 329 à 336

1 *a)* Irréversible. *c)* Réversible. *e)* Irréversible.
b) Réversible. *d)* Réversible. *f)* Irréversible.

2 *a)* Ouvert / De l'eau et de la vapeur d'eau sont projetées dans le milieu environnant.

b) Fermé / Aucun échange de matière avec l'environnement.

c) Ouvert / L'éruption rejette de la lave et des gaz volcaniques dans le milieu ambiant.

d) Ouvert / Il y a perte d'eau par évaporation.

e) Fermé / Il n'y a pas d'échange de matière avec le milieu extérieur.

f) Ouvert / Il y a perte de matière. Le dioxyde de carbone se dissipe dans l'atmosphère.

3 *a)* Ce système n'est pas à l'équilibre, car il est constitué d'une seule phase.

b) Ce système est à l'équilibre de phase.

c) Ce système n'est pas à l'équilibre, car il est constitué d'un seul gaz.

d) Ce système n'est pas à l'équilibre, car c'est un système ouvert.

e) Ce système est à l'équilibre chimique, car il est réversible.

f) Ce système n'est pas à l'équilibre, car la réaction est irréversible.

4 *b / e / f*

5 D

6 *a)* Inverse. *e)* Sans effet. *i)* Direct.
b) Direct. *f)* Sans effet. *j)* Inverse.
c) Sans effet. *g)* Inverse.
d) Direct. *h)* Inverse.

7 1. Augmenter la pression du système par diminution de volume.

2. Diminuer la température du système.

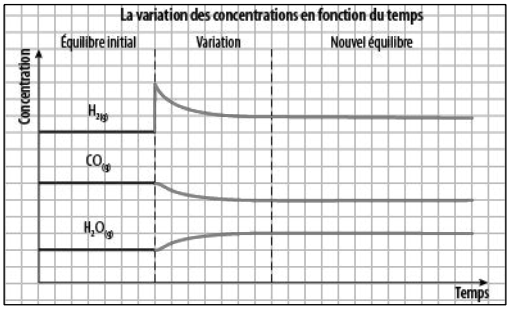
3. Augmenter la concentration de dioxygène (O_2).

8 *a)* Décomposition de l'eau. *b)* Formation de l'eau.
c) Formation de l'eau.

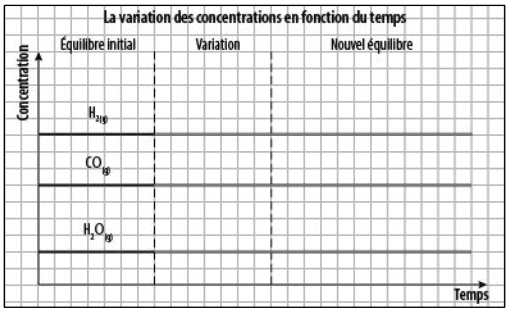
9 *a)* L'introduction de l'hydroxyde de sodium, une base, va neutraliser une certaine quantité d'acide HCl, entraînant le déplacement de l'équilibre dans le sens inverse. Donc, les concentrations de H_2 et de $FeCl_2$ vont diminuer, tandis que la concentration de HCl va augmenter en restant toutefois inférieure à sa concentration initiale.

b) La diminution du volume du système déplace l'équilibre dans le sens de la diminution du nombre de moles gazeuses. Lors de la réaction, zéro mole de réactif gazeux produit une mole de produits gazeux. Donc, la diminution de volume déplace l'équilibre dans le sens inverse, ce qui fait que la concentration du CO_2 va diminuer.

10 *a)*

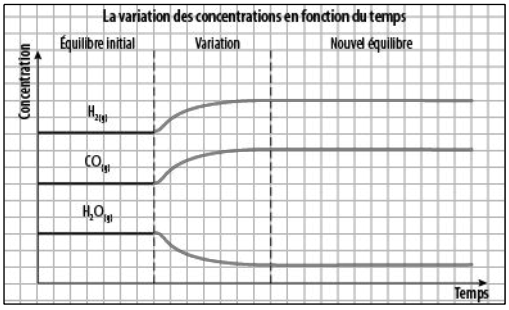


b)

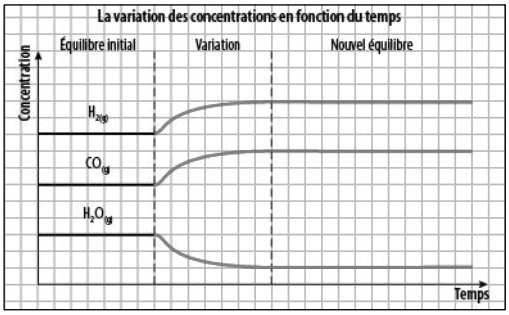


Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

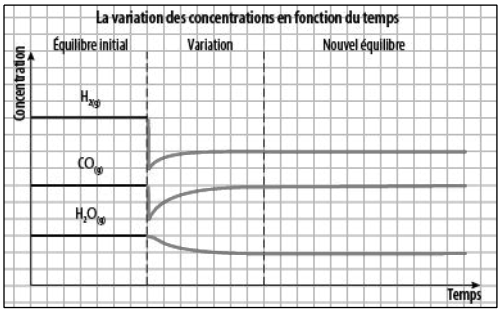
c)



d)



e)



11 *a)* Il faut chauffer ou refroidir le système et observer le changement de couleur de la solution :

- si la réaction est endothermique, le chauffage déplacera l'équilibre vers les produits et la solution deviendra orange ;
- si la réaction est exothermique, le chauffage déplacera l'équilibre vers les réactifs et la solution deviendra jaune.

Un refroidissement du système aura des effets inverses.

b) Obtenir une coloration orange signifie que la réaction directe sera favorisée. Pour cela, on peut augmenter la température du système OU ajouter l'un ou les deux réactifs (le chromate de disodium et le chlorure d'hydrogène) OU retirer le produit (dichromate de sodium).

c) La solution d'hydroxyde de sodium étant une base, elle va neutraliser une partie de l'acide (chlorure d'hydrogène) du système à l'équilibre. Donc, la concentration des ions H^+ à l'équilibre va diminuer, ce qui fera déplacer l'équilibre vers la gauche. La concentration des ions chromates (CrO_4^{2-}) va augmenter alors que celle des ions dichromates ($Cr_2O_7^{2-}$) va diminuer. La solution va devenir jaune.

12 *a)* $2\,SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,SO_{3(g)} + \text{Énergie}$

b) Une augmentation de la température favorise les réactions endothermiques, donc c'est la réaction inverse de décomposition du trioxyde de soufre qui sera favorisée.

c) Une diminution de la pression déplace l'équilibre dans le sens d'une augmentation du nombre de moles gazeuses. C'est donc la réaction inverse qui sera favorisée; deux moles de SO_3 gazeux produisent trois moles gazeuses (deux moles de SO_2 et une mole de O_2).

d) Il n'y aura aucun effet, puisque le catalyseur n'est utilisé que pour permettre à l'équilibre d'être atteint plus rapidement.

e) L'ajout d'une substance (réactif ou produit) déplace l'équilibre dans le sens de la consommation de cette substance. L'ajout du SO_2, un réactif, favorisera la réaction directe de formation du SO_3.

f) Le retrait d'une substance (réactif ou produit) déplace l'équilibre dans le sens de la reformation de cette substance. Le retrait du SO_2, un réactif, favorisera la réaction inverse, soit la reformation du SO_2.

13 DÉFI

Puisque la réaction de décomposition de l'ozone en dioxygène est exothermique, une diminution de la température du système favorise la décomposition de l'ozone, et une augmentation de la température du système favorise la formation de l'ozone. Donc, l'ozone est plus stable à haute température.

14 DÉFI

a) L'ajout d'argon dans le système à l'équilibre, bien qu'il augmente sa pression, n'occasionne aucun déplacement de l'équilibre. En effet, l'augmentation de la pression fera augmenter les concentrations des réactifs et des produits de telle manière que les vitesses des réactions directe et inverse resteront égales.

b) Non, car l'argon n'a aucun effet sur l'énergie d'activation et ne permet pas au système d'atteindre l'équilibre plus rapidement.

15 DÉFI

Moment A : Retrait de monoxyde de carbone ($CO_{(g)}$) et de dioxygène ($O_{2(g)}$).

Moment B : Ajout d'un catalyseur ou ajout d'un gaz inerte (Ar, He, etc.) ou aucune modification.

Moment C : Augmentation de la température (ou diminution de la pression par augmentation de volume).

Moment D : Ajout de dioxyde de carbone ($CO_{2(g)}$).

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

L'observation du comportement d'une même réaction dans un système fermé et dans un système ouvert

But
Observer qu'un système réactionnel doit être fermé pour atteindre l'équilibre chimique.

En groupe classe et individuellement

30 minutes

DÉMO 21

Matériel
Pour le groupe classe
- Quatre bouteilles en plastique transparent de 500 mL avec leur bouchon, contenant des solutions témoins (voir la rubrique Indications pour le TTP)
- Trois bouteilles en plastique transparent de 500 mL avec leur bouchon
- Une serviette
- Un plateau
- Un cylindre gradué de 250 mL
- 450 mL de vinaigre à 5 % (*m*/*V*)
- De l'indicateur universel
- Une spatule
- Une feuille de pesée
- Une balance au centième de gramme
- 63 g de bicarbonate de sodium ($NaHCO_3$) solide
- Un bouchon à un trou muni d'un tube de verre, d'un tuyau en latex d'environ 30 cm et d'une paille au diamètre du tuyau en latex
- Un bécher de 250 mL contenant 100 mL de solution d'eau de chaux
- Un entonnoir
- Un ballon de baudruche d'environ 12,5 cm sur 6,5 cm
- Un élastique
- Des ciseaux

Manipulations

***1re partie* – L'observation d'une réaction dans trois systèmes différents**

1. Étaler la serviette sur la table et y déposer le plateau.
2. Déposer les quatre bouteilles témoins, A, B, C et D, sur le plateau et les disposer de façon à ce qu'elles soient visibles pour tous les élèves tout au long de la démonstration. Elles leur serviront de point de comparaison durant tout le déroulement de l'expérience.
3. Identifier les bouteilles qui serviront à la démonstration: bouteille 1, bouteille 2 et bouteille 3.
4. Mesurer trois fois 150 mL de vinaigre et les verser dans chacune des trois bouteilles.
5. Ajouter 10 gouttes d'indicateur universel dans chaque bouteille.
6. Peser 21,0 g de bicarbonate de sodium ($NaHCO_3$) et en verser environ la moitié dans la bouteille 1. Agiter la solution doucement en lui faisant faire deux tours.

Attention !

La réaction produit beaucoup d'effervescence et il faut éviter la perte de réactifs.

7. Lorsque l'effervescence s'est estompée, verser le reste du bicarbonate dans la bouteille 1 et agiter à nouveau.
8. Fermer la bouteille 1 avec le bouchon à un trou muni d'un tube en verre coudé, d'un tuyau en latex et d'une paille.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

9. Insérer l'extrémité de la paille dans la solution d'eau de chaux. Observer l'eau de chaux blanchir.
10. Peser 21,0 g de bicarbonate de sodium et les verser à l'aide de l'entonnoir dans le ballon de baudruche.
11. Fixer le ballon de baudruche sur le goulot de la bouteille 2 et l'attacher solidement avec un élastique.
12. Soulever le ballon pour faire tomber du bicarbonate de sodium dans la bouteille 2, un peu à la fois afin d'éviter que la réaction ne renvoie du bicarbonate de sodium dans le ballon.

Remarque

Si le bicarbonate de sodium est repoussé dans le ballon, renverser la bouteille pour faire réagir tout le bicarbonate, y compris celui qui aurait pu coller à l'intérieur du ballon, et remettre la bouteille à l'endroit. Agiter la solution doucement, en lui faisant faire deux tours, et déposer la bouteille sur le plateau.

13. Peser 21,0 g de bicarbonate de sodium et les verser dans la bouteille 3. Refermer la bouteille sans attendre avec son bouchon, l'agiter doucement en lui faisant faire deux tours, et la déposer sur le plateau.
14. Laisser les bouteilles reposer pendant quelques minutes. Expliquer aux élèves qu'il faut attendre que les propriétés macroscopiques soient constantes pour s'assurer qu'un équilibre est atteint. Pendant ce temps, demander aux élèves de répondre aux questions 1 à 4 de la **DÉMO 21**.
15. Lorsque l'effervescence est terminée, retirer le bouchon de la bouteille 1. Expliquer aux élèves que ce système était ouvert depuis le début, puisque le contenu de la bouteille a pu s'échapper par le tube, et que son bouchon peut donc être retiré.

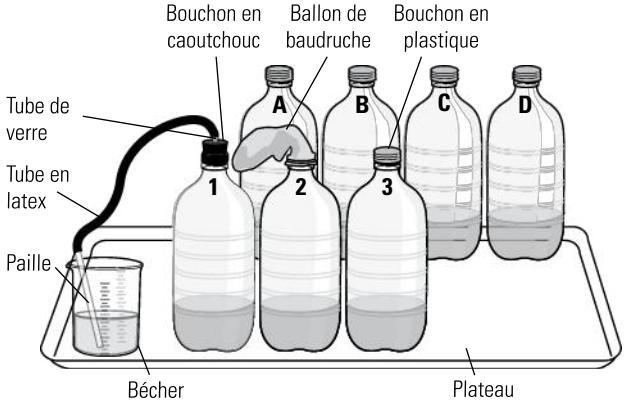


Figure 1 Le montage expérimental.

***2e partie* – L'observation d'une réaction dans des systèmes ouverts**

1. Mettre un bouchon sur la bouteille 1 et l'agiter vigoureusement.
2. Mettre le pouce sur le goulot de la bouteille 2, par-dessus le ballon pour éviter que la solution ne s'infiltre dans le ballon, puis l'agiter vigoureusement.
3. Agiter vigoureusement la bouteille 3.
4. Lorsqu'il n'y a plus d'effervescence, couper le ballon de baudruche avec des ciseaux, près du goulot de la bouteille 2, et ouvrir les deux autres bouteilles afin de permettre au gaz de s'échapper.

Remarque

Pour gagner du temps, préparer les bouteilles 1, 2 et 3 à l'avance et peser préalablement les trois quantités de bicarbonate de sodium.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

DÉMO 21 L'observation du comportement d'une même réaction dans un système fermé et dans un système ouvert

Cahier, p. 309

Mise en situation

Eau plate ou pétillante ?

L'industrie de l'eau embouteillée est florissante. Dans les commerces, on a l'embarras du choix : eau de source, eau minérale, naturelle gazeuse, pétillante ou encore aromatisée. Les différentes sortes d'eau sur le marché ont chacune leurs particularités. Par exemple, l'eau plate et l'eau pétillante contiennent certains minéraux en quantités variables, comme du calcium ou du sodium, éléments essentiels au bon fonctionnement du corps humain. L'eau plate désigne l'eau à la sortie des robinets ou celle issue des sources d'origine naturelle. L'eau pétillante, quant à elle, provient de sources naturelles liées à l'activité volcanique, ou encore elle est constituée d'eau plate rendue pétillante par l'ajout de dioxyde de carbone (CO_2) au moment de l'embouteillage. C'est le chimiste suédois Tobern Olof Bergman qui a créé, en 1766, la première eau pétillante conçue de façon artificielle. La réaction permettant la gazéification de l'eau est la suivante :

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)}$$

La production d'eau pétillante à partir d'eau plate nécessite un équipement spécialisé alors que, à l'inverse, l'obtention d'une eau plate à partir d'une eau pétillante peut se faire en l'absence de tout matériel.

Comment peut-on produire de l'eau plate à partir d'eau pétillante ?

La préparation

1. Qu'est-ce qui distingue une réaction réversible d'une réaction irréversible ?

2. Expliquez ce qu'on entend par « équilibre chimique » ?

3. Quelles sont les trois conditions nécessaires pour qu'un système atteigne l'équilibre chimique ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



DÉMO 21 L'observation du comportement d'une même réaction dans un système fermé et dans un système ouvert

Cahier, p. 309

1re partie – L'observation d'une réaction dans trois systèmes différents

1. Nommez trois propriétés macroscopiques observées pour chacune des solutions de cette démonstration.

2. Qu'observez-vous en ce qui a trait à l'effervescence des trois solutions ? Précisez votre réponse.

3. Qu'observez-vous en ce qui a trait au pH des trois solutions ? Précisez votre réponse.

4. Que s'est-il passé dans la bouteille ouverte (bouteille 1) ? Précisez votre réponse.

2e partie – L'observation d'une réaction dans des systèmes ouverts

5. Lorsque toutes les bouteilles sont ouvertes et que la réaction recommence :

a) les bouteilles produisent-elles de l'effervescence avec la même intensité ? Précisez votre réponse.

b) que se passe-t-il en ce qui a trait au pH des solutions ? Précisez votre réponse.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

6. Indiquez la ou les bouteilles qui ont atteint l'équilibre chimique dans la 1re partie de la démonstration. Justifiez votre réponse.

7. Les bouteilles qui étaient fermées (bouteilles 2 et 3) ont-elles atteint le même état d'équilibre avant qu'on les ouvre ? Justifiez votre réponse.

8. Classez les bouteilles de la réaction la plus complète à la réaction la moins complète.

La conclusion

9. Comment peut-on fabriquer de l'eau plate à partir d'eau pétillante ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 22 L'effet de la variation de la concentration sur l'état d'équilibre

Cahier, p. 315

Mise en situation

Comburant spatial

Le dioxyde d'azote (NO_2), un gaz brun-rouge, peut réagir avec l'eau, ce qui en fait un précurseur de l'acide nitrique (HNO_3) responsable des pluies acides. Le tétraoxyde de diazote (N_2O_4), un gaz incolore, est toxique, corrosif et oxydant. La manipulation de ce gaz requiert de nombreuses précautions, car celui-ci perturbe le système endocrinien humain. Le tétraoxyde de diazote est notamment utilisé dans le domaine de l'aérospatiale comme comburant.

Dans des conditions normales de température et de pression, le dioxyde d'azote et le tétraoxyde de diazote sont toujours présents simultanément. Un équilibre s'établit entre ces deux gaz selon l'équation suivante :

$$2\ NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$$

Puisque la réaction est à l'équilibre, les vitesses de formation du dioxyde d'azote et du tétraoxyde de diazote sont constantes. On doit donc déplacer l'équilibre afin d'augmenter le rendement en tétraoxyde de diazote.

De quelle façon peut-on favoriser la formation du tétraoxyde de diazote ? Justifiez votre réponse.

La préparation

1. Quelle est la règle décrite par le principe de Le Chatelier ?

2. Quels facteurs peuvent modifier l'équilibre de la réaction ci-dessus ?

3. Que se passe-t-il lorsqu'il y a :

a) augmentation de la concentration du côté des produits dans un système à l'équilibre ?

b) diminution de la concentration du côté des produits dans un système à l'équilibre ?

4. Comment peut-on vérifier que la réaction directe ou inverse est favorisée en laboratoire ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 22 L'effet de la variation de la concentration sur l'état d'équilibre

Cahier, p. 315

Le but de l'expérience

Déterminer l'effet de la variation de la concentration sur l'équilibre chimique de la réaction représentée par l'équation ionique nette suivante :

$$\underset{\text{jaune}}{Fe^{3+}_{(aq)}} + \underset{\text{incolore}}{SCN^-_{(aq)}} \rightleftharpoons \underset{\text{rouge}}{FeSCN^{2+}_{(aq)}}$$

Les hypothèses

Selon vous, quelle coloration prendra le système chimique après avoir subi les modifications suivantes ? Quelle réaction sera favorisée ?

Les effets des changements de concentration sur l'équilibre

Modification	Coloration	Réaction favorisée
Ajout de KSCN		
Ajout de $Fe(NO_3)_3$		
Ajout de Na_2HPO_4		
Ajout de $AgNO_3$		

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

- Cinq éprouvettes avec leur bouchon
- Un support à éprouvettes
- Un cylindre gradué de 10 mL
- 50,0 mL de solution de thiocyanate de potassium (KSCN), concentrée à 0,002 mol/L
- 18 gouttes de solution de trinitrate de fer nonahydraté ($Fe(NO_3)_3 \cdot 9\ H_2O$), concentrée à 0,10 mol/L
- Une spatule
- Un à deux granules de thiocyanate de potassium (KSCN)
- Trois gouttes de solution d'hydrogénophosphate de disodium (Na_2HPO_4), concentrée à 0,10 mol/L
- Trois gouttes de solution de nitrate d'argent ($AgNO_3$), concentrée à 0,03 mol/L
- Un flacon-laveur d'eau distillée

Pour le groupe classe

- Un bac de récupération des liquides

Manipulations

1re partie – Préparation du système réactionnel à l'équilibre

1. Identifier les cinq éprouvettes de 1 à 5, puis les placer sur le support à éprouvettes.
2. Mesurer 10,0 mL de la solution de thiocyanate de potassium (KSCN) concentrée à 0,002 mol/L et les verser dans l'éprouvette 1.
3. Recommencer l'étape 2 avec les éprouvettes 2 à 5.
4. Ajouter 3 gouttes de la solution de trinitrate de fer nonahydraté ($Fe(NO_3)_3 \cdot 9\ H_2O$) concentrée à 0,10 mol/L à chaque éprouvette.

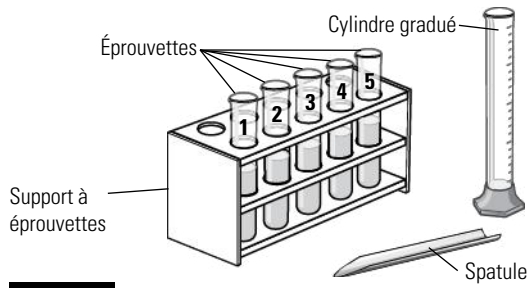


Figure 1 Le montage de l'expérience.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5 Agiter doucement chaque éprouvette avec la spatule en la faisant rouler entre les doigts.

6 Rincer la spatule à l'eau distillée et bien l'assécher.

2e partie – Modifications du système réactionnel

7 Observer la couleur du système de l'éprouvette 1 et noter les résultats dans le tableau 1 de la question 1.

8 Ajouter, à l'aide de la spatule, un granule de thiocyanate de potassium (KSCN) au contenu de l'éprouvette 2.

9 Fermer l'éprouvette avec son bouchon et la renverser trois fois pour bien mélanger. Si aucun changement de couleur n'est observable, ajouter un second granule, refermer l'éprouvette et agiter à nouveau. Observer et noter les résultats dans le tableau 1 de la question 1.

10 Rincer la spatule à l'eau distillée.

11 Refaire les manipulations 8 à 10 avec l'éprouvette 3, en remplaçant le granule de thiocyanate de potassium par 3 gouttes de la solution de trinitrate de fer nonahydraté ($Fe(NO_3)_3 \cdot 9\ H_2O$). Si aucun changement de couleur n'est observable, ajouter une goutte supplémentaire, refermer l'éprouvette et agiter à nouveau.

12 Refaire les manipulations 8 à 10 avec l'éprouvette 4, en remplaçant le granule de thiocyanate de potassium par 3 gouttes de la solution d'hydrogénophosphate de disodium (Na_2HPO_4). Si aucun changement de couleur n'est observable, ajouter une goutte supplémentaire, refermer l'éprouvette et agiter à nouveau.

13 Refaire les manipulations 8 à 10 avec l'éprouvette 5, en remplaçant le granule de thiocyanate de potassium par 3 gouttes de la solution de nitrate d'argent ($AgNO_3$). Si aucun changement de couleur n'est observable, ajouter une goutte supplémentaire, refermer l'éprouvette et agiter à nouveau.

Attention !

Manipuler le nitrate d'argent avec soin, car il peut tacher la peau.

14 Vider les éprouvettes dans le bac de récupération des liquides, puis nettoyer et ranger le matériel.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats du laboratoire dans le tableau 1.

TABLEAU 1
L'observation du système après une modification de concentration

Éprouvette	Modification	Coloration
1	Aucune	
2	Ajout de KSCN	
3	Ajout de $(Fe(NO_3)_3 \cdot 9\ H_2O)$	
4	Ajout de Na_2HPO_4	
5	Ajout de $AgNO_3$	

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

L'analyse des résultats

2. Remplissez le tableau 2 à l'aide de flèches afin de déterminer ce qu'il advient de la concentration des ions présents dans chaque système réactionnel par rapport à la nouvelle concentration obtenue à la suite des modifications demandées. Indiquez également le sens du déplacement de l'équilibre ainsi que la réaction, directe ou inverse, qui est favorisée afin d'atteindre le nouvel équilibre.

TABLEAU 2
Les effets des changements de concentration sur le système à l'équilibre

Éprouvette	Modification	$[Fe^{3+}]$	$[SCN^-]$	Sens du déplacement	$[FeSCN^{2+}]$	Réaction favorisée
2	Ajout de KSCN					
3	Ajout de $(Fe(NO_3)_3 \cdot 9\ H_2O)$					
4	Ajout de Na_2HPO_4					
5	Ajout de $AgNO_3$					

3. Après l'ajout de thiocyanate de potassium (KSCN) dans l'éprouvette 2, le système atteint un nouvel état d'équilibre. La concentration finale en ions thiocyanate (SCN^-) présents dans le système est-elle alors plus grande ou moins grande qu'avant son ajout? Précisez votre réponse.

_____

_____

_____

4. Remplissez le tableau 3 en indiquant si les concentrations finales des ions présents dans le système sont plus grandes (+) ou moins grandes (−) qu'avant la modification indiquée.

TABLEAU 3
Les concentrations finales à l'équilibre

Éprouvette	Modification	$[Fe^{3+}]$	$[SCN^-]$	$[FeSCN^{2+}]$
2	Ajout de KSCN			
3	Ajout de $(Fe(NO_3)_3 \cdot 9\ H_2O)$			
4	Ajout de Na_2HPO_4			
5	Ajout de $AgNO_3$			

5. Quelles autres modifications à la concentration aurait-on pu apporter à ce système?

_____

_____

6. Quelles sont les causes d'erreurs possibles dans ce laboratoire?

_____

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

7. Comment ces causes d'erreurs influencent-elles les résultats et votre interprétation de ceux-ci ?

La conclusion

8. Vos hypothèses correspondent-elles aux résultats obtenus ? Expliquez votre réponse.

9. Que retenez-vous de cette expérience à propos de l'effet d'une variation de concentration sur un système chimique à l'équilibre et du principe de Le Chatelier ?

10. De quelle façon peut-on favoriser la formation du tétraoxyde de diazote (N_2O_4) ? Justifiez votre réponse.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 23 L'effet de la variation de la température sur l'état d'équilibre

Cahier, p. 318

Mise en situation

Désinfectant chloré

Le dichlore (Cl_2) est un gaz de couleur jaunâtre qui possède des propriétés suffocantes. Ce gaz a été découvert par le chimiste suédois Carl Wilhelm Scheele en 1774. Le dichlore peut, dans certaines conditions, entretenir la combustion. On a utilisé la toxicité du dichlore comme gaz de combat lors de la Première Guerre mondiale. De nos jours, ce gaz est employé, entre autres, dans la fabrication de désinfectants, pour la purification de l'eau, le blanchiment du papier et dans plusieurs produits de consommation courante. On peut fabriquer le dichlore de plusieurs façons. Par exemple, une méthode relativement simple consiste à oxyder l'acide chlorhydrique (HCl) selon la réaction suivante :

$$4\ HCl_{(aq)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ H_2O_{(g)} + 2\ Cl_{2(g)} + 113\ kJ$$

Puisque la réaction est à l'équilibre, la formation de dichlore est constante. L'équilibre doit être déplacé afin d'augmenter le rendement. Pour ce faire, on peut modifier la température à laquelle la réaction se produit.

Quel changement de température permet de favoriser la formation de dichlore ? Justifiez votre réponse.

La préparation

1. Quels facteurs peuvent modifier l'état d'équilibre d'un système ?

_____

_____

2. Pour chacune des situations suivantes, quelle sera la modification apportée à l'état d'équilibre du système réactionnel, selon le principe de Le Chatelier ?

a) La température du système réactionnel augmente.

_____

_____

b) La température du système réactionnel diminue.

_____

_____

3. Comment peut-on déterminer expérimentalement l'effet d'une variation de température sur l'équilibre chimique d'un système ?

_____

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 23 L'effet de la variation de la température sur l'état d'équilibre

Cahier, p. 318

Le but de l'expérience

Déterminer l'effet de la variation de la température sur l'équilibre chimique des deux systèmes suivants :

1er système : $\underset{\text{jaune}}{Fe^{3+}_{(aq)}} + \underset{\text{incolore}}{SCN^-_{(aq)}} \rightleftharpoons \underset{\text{rouge}}{FeSCN^{2+}_{(aq)}} + \text{Énergie}$

2e système : $\underset{\text{bleu}}{CuSO_{4(aq)}} + 2\ \underset{\text{incolore}}{NaCl_{(aq)}} + \text{Énergie} \rightleftharpoons \underset{\text{vert}}{CuCl_{2(aq)}} + \underset{\text{incolore}}{Na_2SO_{4(aq)}}$

Les hypothèses

Selon vous, quelles colorations prendront les deux systèmes après avoir subi les modifications suivantes ? Quelle réaction sera favorisée ?

Les effets des changements de température sur l'équilibre					
1er système			2e système		
Modification	Coloration	Réaction favorisée	Modification	Coloration	Réaction favorisée
Réchauffement			Réchauffement		
Refroidissement			Refroidissement		

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

- Six éprouvettes avec leur bouchon
- Un support à éprouvettes
- Deux cylindres gradués de 10 mL
- 30,0 mL de solution de thiocyanate de potassium (KSCN), concentrée à 0,002 mol/L
- Environ 1 mL de solution de trinitrate de fer ($Fe(NO_3)_3$), concentrée à 0,10 mol/L
- 15,0 mL de solution de sulfate de cuivre ($CuSO_4$), concentrée à 0,10 mol/L
- 15,0 mL de solution de chlorure de sodium (NaCl) saturée
- Deux béchers de 250 mL
- 200 mL d'eau bouillante
- 200 mL de glace concassée
- Un flacon-laveur d'eau distillée

Pour le groupe classe

- Un bac de récupération des liquides

Manipulations

1re partie – Préparation des systèmes réactionnels à l'équilibre

1er système

1 Identifier les six éprouvettes de 1 à 6, puis les placer sur le support à éprouvettes.

2 Mesurer 10,0 mL de la solution de thiocyanate de potassium (KSCN) concentrée à 0,002 mol/L et les verser dans l'éprouvette 1.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

3 Ajouter 3 gouttes de la solution de trinitrate de fer ($Fe(NO_3)_3$) concentrée à 0,10 mol/L à l'éprouvette 1.

4 Refaire les manipulations 2 et 3 avec les éprouvettes 2 et 3.

5 Fermer chaque éprouvette avec son bouchon et la renverser trois fois pour bien mélanger.

6 Bien rincer le cylindre gradué à l'eau distillée.

2e système

7 Mesurer 5,0 mL de la solution de sulfate de cuivre ($CuSO_4$) concentrée à 0,10 mol/L et les verser dans l'éprouvette 4.

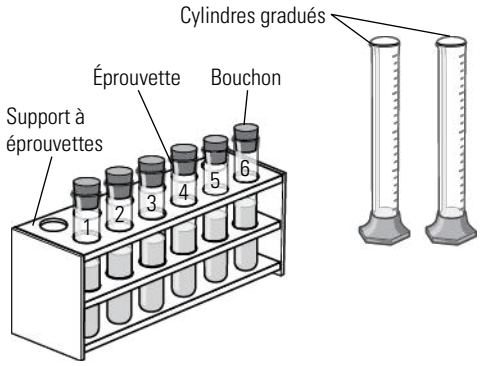


Figure 1 Le montage de la 1re partie de l'expérience.

8 Mesurer 5,0 mL de la solution de chlorure de sodium (NaCl) saturée et les verser dans l'éprouvette 4.

9 Répéter les manipulations 7 et 8 avec les éprouvettes 5 et 6.

10 Fermer chaque éprouvette avec son bouchon et la renverser trois fois pour bien mélanger.

2e partie – Modification des systèmes réactionnels

11 Identifier les béchers A et B.

12 Verser environ 200 mL d'eau bouillante dans le bécher A.

13 Mettre 200 mL de glace concassée dans le bécher B.

14 Déposer les éprouvettes 2 et 5 dans le bécher A.

15 Déposer les éprouvettes 3 et 6 dans le bécher B.
Note : L'éprouvette 1 servira de témoin pour les éprouvettes 2 et 3, et l'éprouvette 4 servira de témoin pour les éprouvettes 5 et 6.

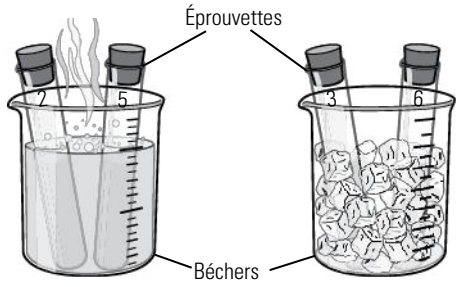


Figure 2 Le montage de la 2e partie de l'expérience.

16 Laisser reposer de deux à trois minutes.

17 Observer les changements de couleur des solutions et noter les résultats dans le tableau 1 de la question 1.

18 Vider les éprouvettes dans le bac de récupération des liquides, puis nettoyer et ranger le matériel.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats du laboratoire dans le tableau 1.

TABLEAU 1
L'observation des systèmes après une modification de température

1er système			2e système		
Éprouvette	**Modification**	**Coloration**	**Éprouvette**	**Modification**	**Coloration**
1	Témoin		4	Témoin	
2	Réchauffement		5	Réchauffement	
3	Refroidissement		6	Refroidissement	

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

L'analyse des résultats

2. Remplissez le tableau 2 à l'aide de flèches afin de déterminer l'effet des modifications effectuées sur la concentration des ions présents dans chaque système réactionnel. Indiquez également le sens du déplacement de l'équilibre ainsi que la réaction, directe ou inverse, qui est favorisée avant l'atteinte du nouvel équilibre.

TABLEAU 2
Les effets des changements de température sur le système à l'équilibre

1re réaction						
Éprouvette	**Modification**	**$[Fe^{3+}]$**	**$[SCN^-]$**	**Sens du déplacement**	**$[FeSCN^{2+}]$**	**Réaction favorisée**
2	Réchauffement					
3	Refroidissement					

2e réaction							
Éprouvette	**Modification**	**$[CuSO_4]$**	**[NaCl]**	**Sens du déplacement**	**$[CuCl_2]$**	**$[Na_2SO_4]$**	**Réaction favorisée**
5	Réchauffement						
6	Refroidissement						

3. Dans la 2e partie du laboratoire, les systèmes réactionnels absorbent une certaine quantité de chaleur venant de l'eau chaude. Les systèmes absorbent-ils toute la chaleur disponible ? Expliquez votre réponse.

4. Quelles sont les causes d'erreurs possibles dans ce laboratoire ?

5. Comment ces causes d'erreurs influencent-elles les résultats et votre interprétation de ceux-ci ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

La conclusion

6. Vos hypothèses correspondent-elles aux résultats obtenus ? Expliquez vos réponses.

a) 1er système

b) 2e système

7. Que retenez-vous de cette expérience à propos de l'effet d'une variation de température sur un système réactionnel à l'équilibre et du principe de Le Chatelier ?

8. Quel changement de température favorise la formation de dichlore (Cl_2) ?
Justifiez votre réponse.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

L'effet de la variation de la pression sur l'état d'équilibre

But

Reconnaître l'effet de la variation de la pression sur l'état d'équilibre.

En groupe classe et individuellement

45 minutes

DÉMO 24

Matériel

Pour le groupe classe

- Une bouteille transparente de 1,5 L avec son bouchon, étanche grâce à du ruban de téflon
- 15 g de carbonate de calcium ($CaCO_3$)
- 500 mL de vinaigre blanc (CH_3COOH) à 5 %
- Deux serres en C de 4 pouces
- Un support universel
- Une pince universelle
- Une feuille de pesée
- Un grand carton noir
- Une lampe de table



Manipulations

1. Fixer le support universel à la table à l'aide d'une serre en C. Fixer ensuite la bouteille remplie de vinaigre à la seconde serre en C, attachée à la pince universelle, de façon à ce que la serre soit placée au milieu de la bouteille. Serrer la serre en C au maximum ou jusqu'à ce qu'il reste environ 2,5 cm d'espace entre les deux appuis de la serre.
2. Placer la lampe de façon à ce qu'elle éclaire le liquide contenu dans la bouteille.
3. Introduire le carbonate de calcium ($CaCO_3$) dans la bouteille en formant un entonnoir avec la feuille de pesée. Refermer la bouteille rapidement et solidement.
4. Laisser la réaction se dérouler pendant 5 minutes en agitant régulièrement pour éviter que de la poudre ne reste collée aux parois de la bouteille et pour accélérer la réaction. Pour agiter la bouteille en la gardant fixée à la serre en C, desserrer partiellement la pince universelle et agiter la bouteille de droite à gauche.
5. Après environ 5 minutes ou lorsque l'effervescence est presque terminée, desserrer la serre en C de moitié. La production de gaz reprend.

Attention !

Desserrer lentement la serre en C en tenant la bouteille dans la main afin d'éviter que la pression ne la fasse glisser hors de la serre en C.

6. Après avoir constaté que l'effervescence reprend, resserrer la serre en C d'environ 15 tours pour augmenter la pression sur la bouteille. La production de gaz devrait s'estomper après quelques secondes.
7. Dès que la démonstration est terminée, desserrer lentement la serre en C complètement. Ouvrir immédiatement et doucement la bouteille pour éviter que la forte pression ne fasse sauter le bouchon.

Attention !

Manipuler la bouteille avec précaution, car la pression est extrêmement forte.

8. Jeter la solution dans l'évier et bien rincer la bouteille.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

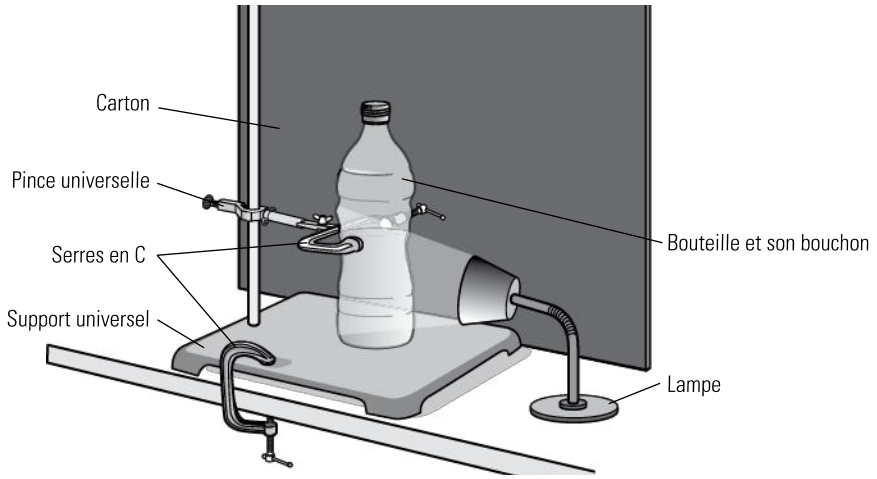


Figure 1 Le montage de la démonstration.

Notes personnelles

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

DÉMO 24 L'effet de la variation de la pression sur l'état d'équilibre

Cahier, p. 319

Mise en situation

Chaud la chaux

Le carbonate de calcium ($CaCO_3$) est un des composants principaux du calcaire que l'on retrouve dans les roches sédimentaires. On sait que la calcination du calcaire dans des fours à plusieurs centaines de degrés Celsius provoque la décomposition du carbonate de calcium en monoxyde de calcium (CaO) et en dioxyde de carbone (CO_2) selon l'équation suivante :

$$CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

Il faut trois à quatre tonnes de calcaire pour obtenir une tonne de monoxyde de calcium. Le monoxyde de calcium est aussi appelé « chaux vive » alors que l'hydroxyde de calcium ($Ca(OH)_2$) est nommé « chaux éteinte ». La chaux éteinte se forme par réaction entre la chaux vive et l'eau (H_2O). Les usages de ces différents types de chaux sont multiples, dans divers domaines– l'agriculture, le traitement des eaux ou encore la sidérurgie. La première étape du cycle de la chaux est la formation de chaux vive. Lorsque le système réactionnel est dans un état d'équilibre dynamique, les vitesses de formation de chaux vive et de carbonate de calcium sont égales.

De quelle façon peut-on favoriser la formation de chaux vive dans un système à l'état d'équilibre si la température demeure constante ? Justifiez votre réponse.

La préparation

1. Quels facteurs peuvent modifier l'état d'équilibre ?

_____

_____

_____

2. De quel facteur est-il question dans le contexte ci-dessus ?

_____

3. Que se passe-t-il lorsqu'il y a :

a) augmentation du facteur mentionné à la question 2 dans un système à l'équilibre ?

_____

_____

b) diminution du facteur mentionné à la question 2 dans un système à l'équilibre ?

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



DÉMO 24 L'effet de la variation de la pression sur l'état d'équilibre

Cahier, p. 319

1. Qu'observez-vous dans le système :

a) une fois que le carbonate de calcium a été introduit et que la bouteille a été fermée ? Précisez votre réponse.

_____

_____

_____

b) lorsqu'on relâche la pression sur la bouteille ? Précisez votre réponse.

_____

_____

_____

c) lorsqu'on comprime à nouveau la bouteille ? Précisez votre réponse.

_____

_____

_____

2. À l'aide de flèches, remplissez le tableau 1 afin de déterminer l'effet des modifications effectuées sur la concentration des substances présentes dans le système réactionnel à l'équilibre. Indiquez quelle réaction, directe ou inverse, a été favorisée avant l'atteinte du nouvel équilibre.

TABLEAU 1
Les effets des changements de pression sur le système à l'équilibre

$CaCO_{3(s)} + 2\ CH_3COOH_{(aq)} \rightleftharpoons Ca(CH_3COO)_{2(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$

Modification de la pression	$[CH_3COOH]$	Sens du déplacement	$[Ca(CH_3COO)_2]$	$[CO_2]$	Réaction favorisée
Augmentation ↑					
Diminution ↓					

3. De quelle façon peut-on favoriser la formation de chaux vive dans un système à l'état d'équilibre si la température demeure constante ? Justifiez votre réponse.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Chapitre 8 L'aspect qualitatif de l'équilibre chimique

1 Soit les réactions suivantes :

a) Un tison brûle et se transforme en cendre et en fumée.

b) Un technicien se rend compte que la fabrication du pentachlorure de phosphore (PCl_5) à partir de trichlorure de phosphore (PCl_3) et de dichlore (Cl_2) est très difficile, car le pentachlorure de phosphore produit se décompose spontanément en trichlorure de phosphore et en dichlore.

c) Une technicienne réussit à dissoudre des cristaux de sulfate de cuivre ($CuSO_4$) en solution aqueuse, mais elle n'arrive plus à précipiter à nouveau les cristaux.

d) En utilisant une pression élevée, on arrive à dissoudre à nouveau le dioxyde de carbone (CO_2) gazeux de la boisson gazeuse et à recomposer de l'acide carbonique (H_2CO_3) en solution.

Quelles réactions sont réversibles ?

1. *a* et *c* 2. *a* et *d* 3. *b* et *c* 4. *b* et *d*

2 Indiquez si les systèmes suivants sont à l'équilibre ou non. Justifiez votre réponse en donnant les conditions qui prouvent votre choix.

	OUI	NON
a) Une bouteille de boisson gazeuse fermée.	☐	☐
b) Une tasse contenant du thé bouillant de laquelle s'échappe de la vapeur.	☐	☐
c) La réaction suivante se déroulant dans un bécher ouvert : $Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ OH^-_{(aq)} \rightleftharpoons Cu(OH)_{2(s)}$	☐	☐

Justification : _____

3 Comment réagira le système suivant si l'on diminue la concentration de l'acétylène (C_2H_2) ? Remplissez le tableau ci-dessous à l'aide de flèches et indiquez quelle réaction, directe ou inverse, a été favorisée avant l'atteinte du nouvel équilibre. Tracez un trait dans la case si vous croyez qu'aucun changement ne surviendra.

$$3\ C_{(s)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_{4(g)} + C_2H_{2(g)}$$

L'effet de la variation de concentration sur l'équilibre du système						
Modification du système à l'équilibre	**[C]**	**[H_2]**	**Sens du déplacement**	**[CH_4]**	**[C_2H_2]**	**Réaction favorisée**

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4 Pour lequel des systèmes réactionnels à l'équilibre suivants est-il préférable d'abaisser la température si on veut favoriser la formation des produits ?

A. $N_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)} + \text{chaleur} \rightleftharpoons 2\ NO_{(g)} + 2\ H_{2(g)}$

B. $2\ HF_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + F_{2(g)} + 536\ kJ$

C. $4\ NO_{(g)} + 6\ H_2O_{(g)} + 905\ kJ \rightleftharpoons 4\ NH_{3(g)} + 5\ O_{2(g)}$

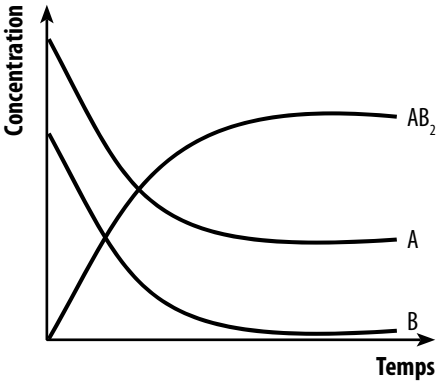
D. $CH_3OH_{(g)} \rightleftharpoons 2\ H_{2(g)} + CO_{(g)} \quad \Delta H = +905\ kJ/mol$

5 Voici l'équation d'une réaction hypothétique :

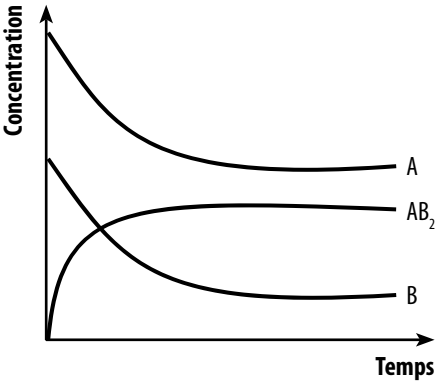
$$A_{(g)} + 2\ B_{(g)} \rightleftharpoons AB_{2(g)}$$

Quel diagramme représente cette réaction ?

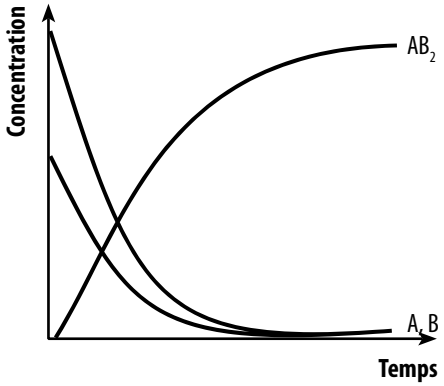
A.



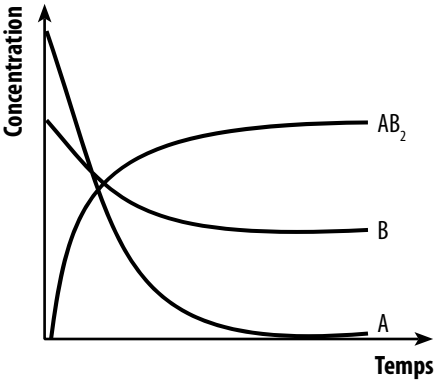
C.



B.



D.



6 Parmi les énoncés suivants qui concernent les conditions nécessaires à l'obtention de l'équilibre, lequel est vrai ?

A. Une solution salée insaturée ne peut pas atteindre un équilibre de solubilité.

B. Un équilibre chimique est atteint quand il y a présence simultanée des réactifs et des produits de la réaction.

C. Une bouteille qu'on remplit à moitié d'eau et qu'on laisse ouverte se trouve automatiquement dans un état d'équilibre des phases.

D. Quelles que soient les conditions de son déroulement, une réaction réversible en phase gazeuse peut toujours atteindre l'état d'équilibre.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

7 Nommez une propriété macroscopique et une propriété microscopique pour chacun des systèmes suivants.

Système	Propriété macroscopique	Propriété microscopique
a) Le réchauffement du filament de tungstène dans une ampoule incandescente.		
b) Une réaction chimique de neutralisation.		
c) De l'effervescence.		

8 Le système suivant représente la formation de l'iodure d'hydrogène (HI) à partir du dihydrogène (H_2) et du diiode (I_2).

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ HI_{(g)}$$

a) Peut-on représenter l'effet d'un ajout d'iodure d'hydrogène à ce système de la façon suivante : $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ HI_{(g)}$? Justifiez votre réponse.

_____

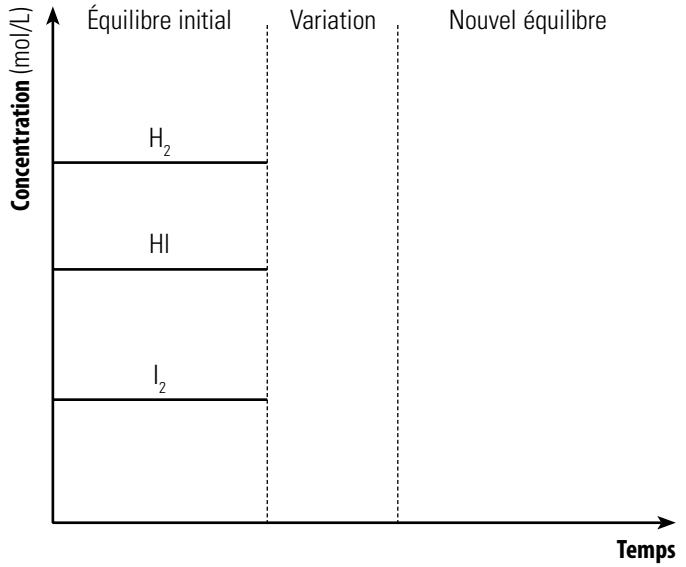
_____

_____

_____

b) Si on diminue la concentration du diiode de ce système chimique, comment réagira-t-il au fil du temps ? Répondez en complétant le diagramme suivant.

La variation des concentrations des substances d'un système en fonction du temps



Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

9 Quelle modification peut-on apporter aux concentrations du système réactionnel suivant pour obtenir une coloration plus brun-rouge ? Expliquez pourquoi.

$$\underset{\text{Brun-rouge}}{NO_{2(g)}} + \underset{\text{Incolore}}{NO_{(g)}} \rightleftharpoons \underset{\text{Bleu}}{N_2O_{3(g)}}$$

L'effet de la variation de concentration sur l'équilibre du système	
Modification	**Effet**

10 Le tableau suivant regroupe les résultats d'une étude qui observe l'effet de la variation de température sur le système réactionnel à l'équilibre suivant :

$$\underset{\text{Incolore}}{N_2O_{4(g)}} \rightleftharpoons 2\ \underset{\text{Brun}}{NO_{2(g)}}$$

L'observation du système après une modification de la température	
Modification	**Coloration**
Réchauffement	Plus foncée
Refroidissement	Plus pâle

a) Remplissez le tableau suivant.
Dans les trois premières colonnes-réponses, à l'aide de flèches, indiquez :
- l'effet de la variation de température sur la concentration des substances présentes dans le système réactionnel à l'équilibre ;
- le sens du déplacement de l'équilibre.

Dans la dernière colonne, indiquez si la réaction favorisée avant l'atteinte du nouvel équilibre est directe ou inverse.

L'effet de la variation de température sur l'équilibre du système				
Changement	**$[N_2O_4]$**	**Sens du déplacement**	**$[NO_2]$**	**Réaction favorisée**
Réchauffement				
Refroidissement				

b) La réaction directe est-elle endothermique ou exothermique ? Justifiez votre réponse.

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

11 Parmi les systèmes à l'équilibre suivants, dans lequel la réaction inverse sera-t-elle favorisée par une augmentation de la pression dans le système à l'équilibre ?

A. $CH_{4(g)} + 2\ O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)}$

B. $2\ NO_{(g)} + 2\ H_2O_{(g)} \rightleftharpoons N_2H_{4(g)} + 2\ O_{2(g)}$

C. $CO_{2(g)} + CaO_{(s)} \rightleftharpoons CaCO_{3(s)}$

D. $2\ NaHSO_{3(s)} \rightleftharpoons Na_2SO_{3(s)} + H_2O_{(g)} + SO_{2(g)}$

12 Voici un système réactionnel à l'équilibre :

$$\underset{\text{Brun}}{3\ NO_{2(g)}} + \underset{\text{Incolore}}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons \underset{\text{Incolore}}{2\ HNO_{3(aq)}} + \underset{\text{Incolore}}{NO_{(g)}}$$

a) Si on diminue la pression dans ce système, qu'arrivera-t-il à son volume et à sa coloration ? Expliquez votre réponse.

_____

_____

_____

b) De quelle façon doit-on modifier la pression pour obtenir davantage de monoxyde d'azote (NO) ? Expliquez votre réponse.

_____

_____

_____

13 Soit la réaction suivante :

$$MgCO_{3(s)} \rightleftharpoons MgO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

À l'aide de flèches, remplissez le tableau suivant afin de déterminer l'effet de la modification de la pression sur la concentration des substances présentes dans le système réactionnel à l'équilibre. Indiquez quelle réaction, directe ou inverse, a été favorisée avant l'atteinte du nouvel équilibre. Tracez un trait dans la case si vous croyez qu'aucun changement ne surviendra.

L'effet de la variation de la pression sur l'équilibre du système					
Modification de la pression	**[$MgCO_3$]**	**Sens du déplacement**	**[MgO]**	**[CO_2]**	**Réaction favorisée**
Augmentation					
Diminution					

14 Les esters sont des substances qu'on trouve dans diverses industries, comme celles de la peinture et de l'alimentation. Les équations suivantes représentent, de façon simplifiée, deux procédés permettant la fabrication d'esters.

Procédé 1 : $\text{Acide} + \text{Alcool} \rightleftharpoons \text{Ester} + \text{Eau}$

Procédé 2 : $\text{Acide} + \text{Alcool} + H_2SO_{4(aq)} \rightleftharpoons \text{Ester} + \text{Eau} + H_2SO_{4(aq)}$

Comment peut-on expliquer que l'atteinte de l'équilibre se fait plus lentement dans le procédé 1 que dans le procédé 2 ?

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

15 Est-il difficile de maintenir le système suivant fermé tout en le chauffant ?

$$2\ NaHCO_{3(s)} + \text{Énergie} \rightleftharpoons Na_2CO_{3(s)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$$

16 Indiquez quelle réaction sera favorisée si on augmente le volume des différents systèmes. Justifiez votre réponse en décrivant le nouvel équilibre chimique atteint à la suite de cette modification.

	RÉACTION DIRECTE	RÉACTION INVERSE	AUCUNE
a) $2\ NCl_{3(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3\ Cl_{2(g)}$	☐	☐	☐
b) $Fe^{3+}_{(aq)} + SCN^-_{(aq)} \rightleftharpoons FeSCN^{2+}_{(aq)}$	☐	☐	☐
c) $4\ H_{2(g)} + CS_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ H_2S_{(g)} + CH_{4(g)}$	☐	☐	☐

Justification : _____

17 DÉFI

Sachant qu'une diminution de la pression favorise la réaction directe du système suivant à l'équilibre, le principe de Le Chatelier appliqué à la pression est-il respecté ? Expliquez la réaction du système et justifiez votre réponse.

$$ZnO_{(s)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons Zn_{(s)} + H_2O_{(g)} + 224\ kJ$$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

18 DÉFI

La coquille des œufs de poule est composée en majeure partie de carbonate de calcium ($CaCO_3$). La formation de carbonate de calcium à partir d'ions calcium (Ca^{2+}) et d'ions carbonate (CO_3^{2-}) est décrite par l'équation suivante :

$$Ca^{2+}_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)} \rightleftharpoons CaCO_{3(s)}$$

Les ions carbonate sont fournis par l'intermédiaire du dioxyde de carbone (CO_2) produit par métabolisme cellulaire de la poule. En fait, le dioxyde de carbone est converti en acide carbonique (H_2CO_3) par une enzyme appelée anhydrase carbonique, qui catalyse la réaction suivante :

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)}$$

Ensuite, l'acide carbonique est converti en ions carbonate selon l'équation suivante :

$$H_2CO_{3(aq)} \rightleftharpoons 2\ H^+_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$$

a) Pourquoi la coquille des œufs de poule est-elle plus mince en été, quand les poules doivent haleter pour se rafraîchir ? Utilisez le principe de Le Chatelier pour justifier votre réponse.

b) Suggérez une façon de remédier au problème de l'amincissement des coquilles d'œufs.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Chapitre 8 L'aspect qualitatif de l'équilibre chimique

/55

1. Soit les transformations suivantes : /4

a) Une fiole fermée hermétiquement contenant un alcool qui s'évapore et se condense au même rythme.

b) Dans un système réactionnel, la décomposition du pentachlorure de phosphore (PCl_5) en trichlorure de phosphore (PCl_3) et en dichlore (Cl_2), qui atteint l'équilibre après deux minutes.

c) Du sulfure de dihydrogène (H_2S) et du diiode (I_2) qui se transforment en iodure d'hydrogène (HI) et en soufre (S) en même temps que le soufre et l'iodure d'hydrogène se transforment en sulfure de dihydrogène et en diiode.

d) Des cristaux de chlorure de potassium (KCl) au fond d'une solution saturée de volume constant.

Quelles transformations sont des réactions chimiques réversibles ?

1. *a*, *b* et *c*
2. *b*, *c* et *d*
3. *b* et *c*
4. Toutes ces transformations

2. Parmi les phénomènes suivants, lequel constitue un système fermé ? /4

A. La combustion dans un moteur d'automobile qui roule à 60 km/h.

B. La réaction de précipitation du chlorure d'argent (AgCl) à partir du chlorure de sodium (NaCl) et du nitrate d'argent ($AgNO_3$) dans une éprouvette ouverte.

C. L'éruption du volcan Calbuco dans le sud du Chili projetant une énorme quantité de fumée et de cendres.

D. Une éprouvette ouverte où se produit la réaction réversible suivante : $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$

3. Lequel des systèmes suivants est à l'équilibre ? /4

A. La coque d'un bateau qui rouille sur un rivage.

B. Une bougie qui brûle et dont la lueur est constante.

C. La réaction d'un ruban métallique avec un acide dans un ballon fermé, qui fait augmenter la température dans le ballon.

D. Un ballon fermé contenant un mélange gazeux de dihydrogène (H_2), de diiode (I_2) et d'iodure d'hydrogène (HI) où la pression, la température et la couleur du mélange sont constantes.

4. Parmi les énoncés suivants concernant le principe de Le Chatelier, lequel est faux ? /4

A. Un système réactionnel à l'équilibre est toujours perturbé par une modification de la pression du système.

B. Si un système à l'équilibre est perturbé, il réagira jusqu'à atteindre un nouvel équilibre.

C. Dans la réaction chimique à l'équilibre suivante, $2\ C_{(s)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftharpoons C_2H_{6(g)}$, l'ajout d'une certaine quantité de carbone solide ($C_{(s)}$) n'a aucun effet sur l'équilibre.

D. L'effet de la température sur un système réactionnel à l'équilibre dépend de la nature endothermique ou exothermique de la réaction.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5. La chaux vive (CaO), notamment utilisée dans la construction depuis l'antiquité, est produite par la décomposition du carbonate de calcium ($CaCO_3$) à une température de 800 °C selon l'équation suivante : **/3**

$$CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

Quelles sont les trois conditions essentielles pour qu'un équilibre chimique soit possible entre ces substances ?

Condition 1 : _____

Condition 2 : _____

Condition 3 : _____

6. Le système à l'équilibre suivant représente l'hydrolyse d'un ester ($C_4H_8O_2$) produisant de l'acide acétique ($C_2H_4O_2$) et de l'éthanol (C_2H_6O) à 20 °C. **/4**

$$C_4H_8O_{2(l)} + H_2O_{(l)} + \text{énergie} \rightleftharpoons C_2H_4O_{2(l)} + C_2H_6O_{(g)}$$

Quelles modifications, parmi les suivantes, peuvent favoriser la production de l'éthanol ?

a) L'augmentation de la température.
b) La diminution de la température.
c) L'augmentation de la pression.
d) La diminution de la pression.

1. *a* et *c*
2. *a* et *d*
3. *b* et *c*
4. *b* et *d*

7. Pour la réaction à l'équilibre suivante, indiquez si les changements proposés favorisent la réaction directe, la réaction inverse ou s'ils n'affectent pas l'équilibre. **/8**

$$4\ Al_{(s)} + 3\ O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ Al_2O_{3(s)} \qquad \Delta H = -1676\ \text{kJ/mol}$$

Modification apportée au système réactionnel	Réaction directe favorisée	Réaction inverse favorisée	Pas d'effet sur l'équilibre
a) Le chauffage du système.			
b) L'ajout d'un catalyseur.			
c) La diminution de la quantité de dioxygène (O_2).			
d) La diminution du volume du système.			
e) La diminution de la pression du système.			
f) L'augmentation de la quantité d'aluminium solide ($Al_{(s)}$).			
g) Le refroidissement du système.			
h) L'augmentation de la quantité de trioxyde de dialuminium (Al_2O_3).			

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

8. Soit le système à l'équilibre suivant : **/8**

$$C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,CO_{(g)}$$

Quel sera l'effet sur la concentration de chacune des substances gazeuses de la réaction avant l'atteinte du nouvel équilibre si les modifications suivantes sont apportées ? Justifiez votre réponse.

a) L'ajout de carbone solide.

b) L'ajout de dioxyde de carbone (CO_2).

c) L'ajout de monoxyde de carbone (CO).

9. Soit le système réactionnel à l'équilibre suivant : **/4**

$$\underset{\text{Jaune}}{Fe^{3+}_{(aq)}} + \underset{\text{Incolore}}{SCN^-_{(aq)}} \rightleftharpoons \underset{\text{Rouge}}{FeSCN^{2+}_{(aq)}}$$

On chauffe le système à l'équilibre et la couleur du mélange tend à devenir jaunâtre. Lequel des énoncés suivants est vrai concernant cette situation ?

A. La réaction inverse est exothermique et la concentration des ions $FeSCN^{2+}$ a diminué.

B. La réaction directe est endothermique et la concentration des ions SCN^- a augmenté.

C. La réaction directe est exothermique et la concentration des ions Fe^{3+} a augmenté.

D. La réaction inverse est endothermique et la concentration des ions Fe^{3+} a diminué.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

10. Une augmentation de la pression du système favorisera la réaction directe dans l'un des systèmes réactionnels à l'équilibre suivants. Lequel ? **/4**

A. $2\ H_2S_{(g)} + CH_{4(g)} \rightleftharpoons 4\ H_{2(g)} + CS_{2(g)}$

B. $BaCO_{3(g)} \rightleftharpoons BaCO_{3(s)}$

C. $3\ Fe_{(s)} + 4\ H_2O_{(g)} \rightleftharpoons Fe_3O_{4(s)} + 4\ H_{2(g)}$

D. $H_{2(g)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$

11. Soit le système réactionnel à l'équilibre suivant : **/4**

$$2\ C_2H_{6(g)} + 7\ O_{2(g)} \rightleftharpoons 4\ CO_{2(g)} + 6\ H_2O_{(g)} + \text{énergie}$$

Proposez quatre moyens différents pour favoriser la combustion.

12. Soit le système réactionnel à l'équilibre suivant : **/4**

$$\underset{\text{Orange}}{Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)}} + 2\ OH^-_{(aq)} \rightleftharpoons 2\ \underset{\text{Jaune}}{CrO_4^{2-}{}_{(aq)}} + H_2O_{(l)}$$

a) Sachant que la réaction est endothermique, nommez quelques actions qui permettraient d'intensifier la coloration jaune.

b) De quelle couleur sera la solution si une solution d'acide chlorhydrique (HCl) est ajoutée au système à l'équilibre ? Justifiez votre réponse.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Sommaire

Module 4 L'équilibre chimique

Chapitre 9 L'aspect quantitatif de l'équilibre chimique

	Fiche
Corrigé du cahier (exercices du chapitre)	G-301
Corrigé du cahier (consolidation du module 4)	G-314
Labo 25	G-316
Labo 26	G-321
Labo 27	G-327
Exercices	G-332
Évaluation	G-341
Évaluation du module 4	G-347

Note : Les symboles de sécurité utilisés dans les labos sont définis à la page 437 du cahier.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Chapitre 9 L'aspect quantitatif de l'équilibre chimique

Cahier, p. 337

Section 1 La constante d'équilibre

Cahier, p. 347 à 356

1. *a)* Faux *b)* Vrai *c)* Vrai *d)* Faux

Justification : *a)* Les coefficients stœchiométriques d'une équation balancée ne suffisent pas à déterminer les quantités des substances présentes dans un système réactionnel à l'équilibre. La connaissance de la valeur de la constante d'équilibre est nécessaire. *d)* Les réactifs de la réaction directe sont les produits de la réaction inverse et les produits de la réaction directe sont les réactifs de la réaction inverse ; la constante d'équilibre de la réaction inverse est donc l'inverse mathématique de la constante d'équilibre de la réaction directe.

2. *a)* $K_C = [NH_3][HCl]$

b) $K_C = \dfrac{[H_2]^4}{[H_2O]^4}$

c) $K_C = \dfrac{1}{[O_2]}$

d) $K_C = \dfrac{[BaF_2]}{[HF]^2\,[Ba(OH)_2]}$

3. *a)* **Données**

$[CO] = 0{,}35\ \text{mol/L}$ $[CH_3OH] = 0{,}62\ \text{mol/L}$

$[H_2] = 0{,}35\ \text{mol/L}$ $K_C = ?$

Solution

$$K_C = \frac{[CH_3OH]}{[CO][H_2]^2}$$

$$K_C = \frac{0{,}62}{0{,}35 \times 0{,}35^2} = 14$$

Réponse : La constante d'équilibre de la réaction directe à 210 °C est de 14.

b) **Données**

$K_{C_{dir}} = 14$ $K_{C_{inv}} = ?$

Solution

$$K_{C_{inv}} = \frac{1}{K_{C_{dir}}} = \frac{1}{14} = 0{,}071 = 7{,}1 \times 10^{-2}$$

Réponse : La constante d'équilibre de la réaction inverse à 210 °C est de $7{,}1 \times 10^{-2}$.

c) La réaction directe est favorisée, car elle possède une constante d'équilibre supérieure à 1.

4. *a)* $H_{2(g)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$

b) **Données**

$n_{H_{2\,éq}} = 0{,}80\ \text{mol}$ $n_{H_2O_{éq}} = 1{,}6\ \text{mol}$

$n_{CO_{2\,éq}} = 2{,}4\ \text{mol}$ $V = 8{,}0\ \text{L}$

$n_{CO_{éq}} = 4{,}2\ \text{mol}$ $K_C = ?$

Solution

1. Calculer les concentrations à l'équilibre.

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[H_2] = \frac{0{,}80\ \text{mol}}{8{,}0\ \text{L}} = 0{,}10\ \text{mol/L}$$

$$[CO_2] = \frac{2{,}4\ \text{mol}}{8{,}0\ \text{L}} = 0{,}30\ \text{mol/L}$$

$$[CO] = \frac{4{,}2\ \text{mol}}{8{,}0\ \text{L}} = 0{,}53\ \text{mol/L}$$

$$[H_2O] = \frac{1{,}6\ \text{mol}}{8{,}0\ \text{L}} = 0{,}20\ \text{mol/L}$$

2. Calculer la constante d'équilibre de la réaction.

$$K_C = \frac{[CO][H_2O]}{[H_2][CO_2]} = \frac{0{,}53 \cdot 0{,}20}{0{,}10 \cdot 0{,}30} = 3{,}5$$

Réponse : La constante d'équilibre de la réaction est de 3,5.

5. **Données**

$n_{H_{2\,éq}} = 0{,}0112\ \text{mol}$ $K_C = 0{,}0417$

$n_{I_{2\,éq}} = 0{,}0255\ \text{mol}$ $n_{HI_{éq}} = ?\ \text{mol}$

$V = 2{,}50\ \text{L}$

Solution

1. Calculer les concentrations des produits à l'équilibre.

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[H_2] = \frac{0{,}0112\ \text{mol}}{2{,}50\ \text{L}} = 0{,}004\,48\ \text{mol/L}$$

$$[I_2] = \frac{0{,}0255\ \text{mol}}{2{,}50\ \text{L}} = 0{,}0102\ \text{mol/L}$$

2. Calculer la concentration de HI.

$$K_C = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} \Rightarrow [HI]^2 = \frac{[H_2][I_2]}{K_C}$$

$$[HI] = \sqrt{\frac{[H_2][I_2]}{K_C}} = \sqrt{\frac{0{,}004\,48 \cdot 0{,}0102}{0{,}0417}}$$

$$[HI] = 0{,}0331\ \text{mol/L}$$

3. Calculer le nombre de moles de HI à l'équilibre.

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV = 0{,}0331\ \text{mol/L} \cdot 2{,}50\ \text{L}$$

$$= 0{,}0828\ \text{mol}$$

Réponse : Le nombre de moles d'iodure d'hydrogène à l'équilibre est de 0,0828 mol.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

6. Données

$n_{N_2O\,éq} = 0{,}280\ \text{mol}$ $\quad K_C = 1{,}61 \times 10^3$
$n_{N_2\,éq} = 7{,}08\ \text{mol}$ $\quad V = ?\ \text{L}$
$n_{O_2\,éq} = 8{,}82\ \text{mol}$

Solution

1. *Exprimer la constante d'équilibre.*

$$K_C = \frac{[N_2]^2\,[O_2]}{[N_2O]^2}$$

2. *Exprimer les concentrations en fonction du nombre de moles.*

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[N_2] = \frac{n_{N_2}}{V} \qquad [O_2] = \frac{n_{O_2}}{V}$$

$$[N_2O] = \frac{n_{N_2O}}{V}$$

3. *Exprimer le volume en fonction de la constante d'équilibre et du nombre de moles de chaque substance à l'équilibre.*

$$K_C = \frac{[N_2]^2\,[O_2]}{[N_2O]^2} = \frac{\left(\frac{n_{N_2}}{V}\right)^2\left(\frac{n_{O_2}}{V}\right)}{\left(\frac{n_{N_2O}}{V}\right)^2}$$

$$K_C = \frac{(n_{N_2})^2\,(n_{O_2})}{(n_{N_2O})^2} \cdot \frac{V^2}{V^3} \Rightarrow V = \frac{(n_{N_2})^2\,(n_{O_2})}{K_C\,(n_{N_2O})^2}$$

4. *Calculer le volume du récipient.*

$$V = \frac{7{,}08^2 \cdot 8{,}82}{1{,}61 \times 10^3 \cdot 0{,}280^2} = 3{,}50\ \text{L}$$

Réponse : Le volume du récipient est de 3,50 L.

7. Données

$n_{HCl\,éq} = 12{,}8\ \text{mol}$ $\quad M_{NH_3} = 17{,}04\ \text{g/mol}$
$V = 5{,}00\ \text{L}$ $\quad m_{NH_3\,éq} = ?\ \text{g}$
$K_C = 1{,}10$

Solution

1. *Calculer la concentration de HCl à l'équilibre.*

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[HCl] = \frac{12{,}8\ \text{mol}}{5{,}00\ \text{L}} = 2{,}56\ \text{mol/L}$$

2. *Calculer la concentration de NH_3 à l'équilibre.*

$$K_C = [NH_3][HCl] \Rightarrow [NH_3] = \frac{K_C}{[HCl]}$$

$$[NH_3] = \frac{1{,}10}{2{,}56} = 0{,}430\ \text{mol/L}$$

3. *Calculer le nombre de moles de NH_3 à l'équilibre.*

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV = 0{,}430\ \text{mol/L} \cdot 5{,}00\ \text{L}$$

$$= 2{,}15\ \text{mol}$$

4. *Calculer la masse de NH_3 obtenue.*

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = nM = 2{,}15\ \text{mol} \cdot 17{,}04\ \text{g/mol}$$

$$= 36{,}6\ \text{g}$$

Réponse : La masse d'ammoniac obtenue est supérieure à celle qui était désirée, puisqu'elle est de 36,6 g.

8. *a)* La réaction D favorise la réaction directe, car sa constante d'équilibre est très grande par rapport à 1 ($K_C \gg 1$).

b) Les réactions A et E favorisent autant la réaction directe que la réaction inverse, car leurs constantes d'équilibre sont très proches de 1 ($K_C \approx 1$).

c) La valeur de la constante d'équilibre correspond au rapport entre les concentrations des produits et les concentrations des réactifs. Si la constante d'équilibre est inférieure à 1, cela signifie que la concentration des réactifs est supérieure à la concentration des produits. C'est le cas des réactions B et C.

9. B

La réaction est exothermique, donc une augmentation de la température va favoriser la réaction inverse, qui est endothermique. La valeur de la constante d'équilibre va donc diminuer, puisque l'équilibre se déplacera vers la gauche.

10. Données

$[A]_{20\,°C} = 0{,}500\ \text{mol/L}$ $\quad [B]_{100\,°C} = 0{,}980\ \text{mol/L}$
$[B]_{20\,°C} = 0{,}400\ \text{mol/L}$ $\quad [AB_2]_{100\,°C} = 1{,}05\ \text{mol/L}$
$[AB_2]_{20\,°C} = 0{,}300\ \text{mol/L}$ $\quad K_{C_{20\,°C}} = ?$
$[A]_{100\,°C} = 1{,}20\ \text{mol/L}$ $\quad K_{C_{100\,°C}} = ?$

Solution

1. *Calculer la constante d'équilibre à 20 °C.*

$$K_{C_{20\,°C}} = \frac{[AB_2]}{[A][B]^2} = \frac{0{,}300}{0{,}500 \cdot 0{,}400^2} = 3{,}75$$

2. *Calculer la constante d'équilibre à 100 °C.*

$$K_{C_{100\,°C}} = \frac{[AB_2]}{[A][B]^2} = \frac{1{,}05}{1{,}20 \cdot 0{,}980^2} = 0{,}911$$

3. *Déterminer la nature endothermique ou exothermique de la réaction.*

La réaction directe est favorisée à basse température, car $K_C > 1$, alors que la réaction inverse est favorisée à haute température, car $K_C < 1$. Cela indique que la réaction est exothermique.

Réponse : La réaction observée est exothermique.

11. Données

$n_{S_{2i}} = 2{,}50\ \text{mol}$
$K_C = 0{,}350$
$V = 3{,}00\ \text{L}$
$[S_2] = ?\ \text{mol/L}$
$[CS_2] = ?\ \text{mol/L}$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Solution

1. *Calculer la concentration initiale de S_2.*

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[S_2]_i = \frac{2{,}50\,\text{mol}}{3{,}00\,\text{L}} = 0{,}833\,\text{mol/L}$$

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$C_{(s)}$ +	$S_{2(g)}$ ⇌	$CS_{2(g)}$
Initiale (C_i)	-	0,833	0
Variation (ΔC)	-	$-x$	$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	-	$0{,}833 - x$	x

3. *Calculer les concentrations de $S_{2(g)}$ et de CS_2 à l'équilibre.*

$$[S_2]_{éq} = 0{,}833 - x$$

$$[CS_2]_{éq} = x$$

$$K_C = \frac{[CS_2]}{[S_2]} = \frac{x}{0{,}833 - x} = 0{,}350$$

$$x = 0{,}350 \times (0{,}833 - x)$$

$$x = 0{,}292 - 0{,}350x \Rightarrow x + 0{,}350x = 0{,}292$$

$$1{,}35x = 0{,}292 \quad \Rightarrow \quad x = \frac{0{,}292}{1{,}35} = 0{,}216$$

Donc,

$$[S_2]_{éq} = 0{,}833 - x = 0{,}833 - 0{,}216 = 0{,}617\,\text{mol/L}$$

$$[CS_2]_{éq} = x = 0{,}216\,\text{mol/L}$$

Réponse : Les concentrations à l'équilibre du soufre gazeux et du disulfure de carbone sont respectivement de 0,617 mol/L et de 0,216 mol/L.

12. Données

$n_{CO_i} = 2{,}35\,\text{mol}$ $\quad [Cl_2] = ?\,\text{mol/L}$

$n_{Cl_{2i}} = 1{,}14\,\text{mol}$ $\quad [CO] = ?\,\text{mol/L}$

$V = 1{,}00\,\text{L}$ $\quad [COCl_2] = ?\,\text{mol/L}$

$K_C = 24{,}0$

Solution

1. *Calculer la concentration initiale de CO et de Cl_2.*

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[CO]_i = \frac{2{,}35\,\text{mol}}{1{,}00\,\text{L}} = 2{,}35\,\text{mol/L}$$

$$[Cl_2]_i = \frac{1{,}14\,\text{mol}}{1{,}00\,\text{L}} = 1{,}14\,\text{mol/L}$$

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$CO_{(g)}$ +	$Cl_{2(g)}$ ⇌	$COCl_{2(g)}$
Initiale (C_i)	2,35	1,14	0
Variation (ΔC)	$-x$	$-x$	$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$2{,}35 - x$	$1{,}14 - x$	x

3. *Calculer les concentrations des trois gaz à l'équilibre.*

$[CO]_{éq} = 2{,}35 - x$ $\quad [Cl_2]_{éq} = 1{,}14 - x$

$[COCl_2]_{éq} = x$

$$K_C = \frac{[COCl_2]}{[CO]\,[Cl_2]} = \frac{x}{(2{,}35 - x)(1{,}14 - x)} = 24{,}0$$

$x = 24{,}0\,(2{,}35 - x)\,(1{,}14 - x)$

La manipulation de cette expression permet d'obtenir l'équation du second degré suivante.

$24x^2 - 84{,}76x + 64{,}296 = 0$

Pour trouver les valeurs possibles de x, on peut utiliser l'équation suivante.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x_1 = \frac{-(-84{,}76) + \sqrt{(-84{,}76)^2 - 4(24 \times 64{,}296)}}{2 \times 24} = 2{,}43$$

$$x_2 = \frac{-(-84{,}76) - \sqrt{(-84{,}76)^2 - 4(24 \times 64{,}296)}}{2 \times 24} = 1{,}10$$

La valeur de $x = 2{,}43$ est impossible parce qu'elle donnerait une concentration négative des réactifs à l'équilibre. Elle est donc rejetée.

La valeur de $x = 1{,}10$ est utilisée pour le calcul des concentrations à l'équilibre.

Le calcul des concentrations de chacune des substances à l'équilibre se fera de la façon suivante.

$$[CO]_{éq} = 2{,}35 - x = 2{,}35 - 1{,}10 = 1{,}25\,\text{mol/L}$$

$$[Cl_2]_{éq} = 1{,}14 - x = 1{,}14 - 1{,}10 = 0{,}0400\,\text{mol/L}$$

$$[COCl_2]_{éq} = x = 1{,}10\,\text{mol/L}$$

Réponse : À l'équilibre, la concentration du monoxyde de carbone est de 1,25 mol/L, celle du dichlore est de 0,0400 mol/L et celle du phosgène est de 1,14 mol/L.

13. Données

$M_{CO} = 28{,}01\,\text{g/mol}$ $\quad n_{Ni(CO)_{4\,éq}} = 1{,}70\,\text{mol}$

$m_{CO_i} = 378{,}1\,\text{g}$ $\quad K_C = ?$

$V = 2{,}00\,\text{L}$

Solution

1. *Calculer le nombre initial de moles de CO.*

$$n_{CO_i} = \frac{m}{M} = \frac{378{,}1\,\text{g}}{28{,}01\,\text{g/mol}} = 13{,}50\,\text{mol}$$

2. *Calculer la concentration initiale du CO et la concentration à l'équilibre du $Ni(CO)_4$.*

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[CO]_i = \frac{13{,}50\,\text{mol}}{2{,}00\,\text{L}} = 6{,}75\,\text{mol/L}$$

$$[Ni(CO)_4]_{éq} = \frac{1{,}70\,\text{mol}}{2{,}00\,\text{L}} = 0{,}850\,\text{mol/L}$$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

3. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$Ni_{(s)}$ +	$4\ CO_{(g)}$ ⇌	$Ni(CO)_{4(g)}$
Initiale (C_i)	-	6,75	0
Variation (ΔC)	-	$-4x$	$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	-	$6,75 - 4x$	$x = 0,850$

4. *Calculer la concentration du CO à l'équilibre.*

$$[CO]_{éq} = 6,75 - 4x = 6,75 - 4 \times 0,850 = 3,35\ mol/L$$

5. *Calculer la constante d'équilibre de la réaction.*

$$K_C = \frac{[Ni(CO)_4]}{[CO]^4} = \frac{0,850}{(3,35)^4} = 6,75 \times 10^{-3}$$

Réponse : La constante d'équilibre de la réaction est de $6,75 \times 10^{-3}$.

14. Données

$n_{NH_{3\,i}} = 5,0\ mol$ $\quad V = 2,0\ L$

$n_{O_{2\,i}} = 5,0\ mol$ $\quad K_C = ?$

$n_{H_2O_{éq}} = 4,8\ mol$

Solution

1. *Calculer les concentrations initiales du NH_3 et du O_2, et la concentration de l'eau à l'équilibre.*

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[NH_3]_i = [O_2]_i = \frac{5,0\ mol}{2,0\ L} = 2,5\ mol/L$$

$$[H_2O]_{éq} = \frac{4,8\ mol}{2,0\ L} = 2,4\ mol/L$$

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$4\ NH_{3(g)}$ +	$5\ O_{2(g)}$ ⇌	$4\ NO_{(g)}$ +	$6\ H_2O_{(g)}$
Initiale (C_i)	2,5	2,5	0	0
Variation (ΔC)	$-4x$	$-5x$	$+4x$	$+6x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$2,5 - 4x$	$2,5 - 5x$	$4x$	$6x = 2,4$

3. *Calculer la valeur de x.*

$$[H_2O]_{éq} = 6x = 2,4\ mol/L$$

$$6x = 2,4 \quad \Rightarrow \quad x = \frac{2,4}{6} = 0,40\ mol/L$$

4. *Calculer les concentrations à l'équilibre de NH_3, de O_2 et de NO.*

$$[NH_3]_{éq} = 2,5 - 4x = 2,5 - 4 \times 0,40 = 0,90\ mol/L$$

$$[O_2]_{éq} = 2,5 - 5x = 2,5 - 5 \times 0,40 = 0,50\ mol/L$$

$$[NO]_{éq} = 4x = 4 \times 0,40 = 1,6\ mol/L$$

5. *Calculer la valeur de la constante d'équilibre.*

$$K_C = \frac{[NO]^4 [H_2O]^6}{[NH_3]^4 [O_2]^5} = \frac{1,6^4 \cdot 2,4^6}{0,90^4 \cdot 0,5^5} = 6,1 \times 10^4$$

Réponse : La valeur de la constante d'équilibre de la réaction est de $6,1 \times 10^4$.

15. Données

$n_{C_i} = 1,0\ mol$ $\quad V = 2,0\ L$

$n_{D_i} = 1,0\ mol$ $\quad K_C = ?$

$n_{E_{éq}} = 0,10\ mol$

Solution

1. *Calculer la concentration initiale de C et de D.*

$$C = \frac{n}{V} \qquad [C]_i = [D]_i = \frac{1,0\ mol}{2,0\ L} = 0,50\ mol/L$$

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$C_{(g)}$ +	$D_{(g)}$ ⇌	$E_{(g)}$ +	$2\ F_{(g)}$
Initiale (C_i)	0,50	0,50	0	0
Variation (ΔC)	-0,10	-0,10	+0,10	+2(0,10)
Équilibre ($C_{éq}$)	0,40	0,40	0,10	0,20

3. *Calculer la constante d'équilibre.*

$$K_C = \frac{[E][F]^2}{[C][D]} = \frac{0,10 \cdot 0,20^2}{0,40 \cdot 0,40} = 0,025$$

Réponse : La valeur de la constante d'équilibre de la réaction est de 0,025.

Section 2
L'équilibre acidobasique

Cahier, p. 368 à 377

1. *a)* Vrai *b)* Faux *c)* Vrai *d)* Faux

Justification : *b)* La théorie d'Arrhenius sur les acides et les bases ne s'applique qu'aux solutions aqueuses. *d)* Une solution aqueuse neutre possède toujours la même concentration en ions hydrogène et en ions hydroxyde. Cependant, cette concentration dépend de la température de l'eau.

2. *a)* $HNO_{2(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + NO_2^-{}_{(aq)}$

b) $H_2S_{(aq)} \rightleftharpoons 2\,H^+_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)}$

c) $Ca(OH)_{2(aq)} \rightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + 2\,OH^-_{(aq)}$

d) $NH_4OH_{(aq)} \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

3. *a)* $NH_3NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_3NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ / Acide

b) $HOCN_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OCN^-_{(aq)}$ / Base

c) $H_3PO_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + H_2PO_4^-{}_{(aq)}$ / Base

d) $F^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HF_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ / Acide

4. *a)* Base conjuguée de haut en bas : $H_2PO_4^-$ / H_2O / CO_3^{2-} / N_2H_4

Acide conjugué de haut en bas : $(CH_3)_3NH^+$ / H_2O / $H_2PO_4^-$ / $HClO_4$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

b) Oui. Il s'agit des substances suivantes : $H_2PO_4^-$ et H_2O. Selon le contexte, ces substances sont des acides ou des bases. Elles peuvent libérer un ion hydrogène en présence d'une base ou capter un ion hydrogène en présence d'un acide.

5. *a)* $H_3PO_{4(aq)} + C_2H_5N_{(aq)} \rightleftharpoons H_2PO_4^-{}_{(aq)} + C_2H_5NH^+_{(aq)}$
$H_3PO_4/H_2PO_4^-$ et $C_2H_5NH^+/C_2H_5N$

b) $H_2O_{2(aq)} + HS^-_{(aq)} \rightleftharpoons HO_2^-{}_{(aq)} + H_2S_{(aq)}$
H_2O_2/HO_2^- et H_2S/HS^-

c) $HClO_{(aq)} + CH_3NH_{2(aq)} \rightleftharpoons ClO^-_{(aq)} + CH_3NH_3^+{}_{(aq)}$
$HClO/ClO^-$ et $CH_3NH_3^+/CH_3NH_2$

d) $CH_3COOH_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_2CO_{3(aq)}$
CH_3COOH/CH_3COO^- et H_2CO_3/HCO_3^-

6. *a)* **Données**

$K_a = 5{,}48 \times 10^{-14}$ $[H^+] = ?$ mol/L $[OH^-] = ?$ mol/L

Solution

Comme l'eau est pure :

$[H^+] = [OH^-]$

$K_{eau} = [H^+][OH^-] = [H^+]^2$

$[H^+] = \sqrt{K_{eau}} = \sqrt{5{,}48 \times 10^{-14}} = 2{,}34 \times 10^{-7}$ mol/L

$[OH^-] = [H^+] = 2{,}34 \times 10^{-7}$ mol/L

Réponse : La concentration des ions hydrogène et la concentration des ions hydroxyde dans une eau pure à 50 °C sont toutes deux de $2{,}34 \times 10^{-7}$ mol/L.

b) **Données**

$[H^+] = 2{,}34 \times 10^{-7}$ mol/L pH = ?

Solution

$pH = -\log[H^+] = -\log(2{,}34 \times 10^{-7}) = 6{,}631$

Réponse : Le pH de l'eau pure à 50 °C est de 6,631.

c) Même si son pH est inférieur à 7, l'eau pure à 50 °C est neutre, car elle contient autant d'ions hydrogène (H^+) que d'ions hydroxyde (OH^-).

7. A : $6{,}62 \times 10^{-10}$ / 9,180 / Base

B : $3{,}98 \times 10^{-4}$ / $2{,}51 \times 10^{-11}$ / Acide

C : $1{,}00 \times 10^{-7}$ / $1{,}00 \times 10^{-7}$ / 7,000

D : $5{,}00 \times 10^{-2}$ / 12,699 / Base

8. **Données**

pH = 3,56 $V = 250$ mL = 0,250 L $n_{H^+} = ?$ mol

Solution

1. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.*
$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3{,}56} = 2{,}8 \times 10^{-4}$ mol/L

2. *Calculer le nombre de moles d'ions H^+ dans la solution.*
$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV = 2{,}8 \times 10^{-4}$ mol/L $\cdot$ 0,250 L
$n = 7{,}0 \times 10^{-5}$ mol

Réponse : Le nombre de moles d'ions hydrogène en solution est de $7{,}0 \times 10^{-5}$ mol.

9. **Données**

$M_{NaOH} = 40{,}00$ g/mol $V = 500$ mL = 0,500 L
$m_{NaOH} = 3{,}80$ g pH = ?

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de NaOH contenues dans 500 mL de solution.*
$n = \frac{m}{M} = \frac{3{,}80 \text{ g}}{40{,}00 \text{ g/mol}} = 9{,}50 \times 10^{-2}$ mol

2. *Calculer la concentration de la solution de NaOH.*
$C = \frac{n}{V} = \frac{9{,}50 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0{,}500 \text{ L}} = 0{,}190$ mol/L

3. *Calculer la concentration en ions OH^- de la solution.*
Comme le NaOH est une base forte :
$[OH^-] = [NaOH] = 0{,}190$ mol/L

4. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.*
$[H^+][OH^-] = 1{,}00 \times 10^{-14}$
$[H^+] = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{0{,}190} = 5{,}26 \times 10^{-14}$ mol/L

5. *Calculer le pH de la solution.*
$pH = -\log[H^+] = -\log 5{,}26 \times 10^{-14} = 13{,}279$

Réponse : Le pH de la solution d'hydroxyde de sodium est de 13,279.

10. *a)* Ligne 1 : $HSO_3^-{}_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + SO_3^{2-}{}_{(aq)}$ / $\frac{[H^+][SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]}$ / $6{,}2 \times 10^{-8}$

Ligne 2 : $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ / $[H^+][OH^-]$ / $1{,}0 \times 10^{-14}$

Ligne 3 : $HCN_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$ / $\frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]}$ / $6{,}2 \times 10^{-10}$

Ligne 4 : $HClO_{2(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + ClO_2^-{}_{(aq)}$ / $\frac{[H^+][ClO_2^-]}{[HClO_2]}$ / $1{,}1 \times 10^{-2}$

b) Plus la constante d'acidité (K_a) est grande, plus l'acide est fort. Plus la constante d'acidité est petite, plus l'acide est faible. Donc, selon les valeurs de la constante d'acidité du tableau, le classement sera le suivant : $HClO_2$, HSO_3^-, HCN, H_2O.

11. **Données**

$[HF] = 0{,}40$ mol pH = 1,80 $K_a = ?$

Solution

1. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.*
$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-1{,}80} = 0{,}016$ mol/L

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$HF_{(aq)}$	$\rightleftharpoons$	$H^+_{(aq)}$	+	$F^-_{(aq)}$
Initiale (C_i)	0,40		0		0
Variation (ΔC)	-0,016		+0,016		+0,016
Équilibre ($C_{éq}$)	0,38		0,016		0,016

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

3. *Calculer la constante d'acidité.*

$$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]} = \frac{(0{,}016)(0{,}016)}{0{,}38} = 6{,}7 \times 10^{-4}$$

Réponse : La constante d'acidité de l'acide fluorhydrique est de $6{,}7 \times 10^{-4}$.

12. Données

$[HIO_3]_i = 0{,}185\ mol/L$ $\quad K_a = 1{,}78 \times 10^{-1}$ $\quad pH = ?$

Solution

1. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$HIO_{3(aq)} \rightleftharpoons$	$H^+_{(aq)}$ +	$IO_3^-{}_{(aq)}$
Initiale (C_i)	0,185	0	0
Variation (ΔC)	$-x$	$+x$	$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$0{,}185 - x$	x	x

Poser les concentrations à l'équilibre en fonction de x.

$[HIO_3]_{éq} = 0{,}185 - x$ $\quad [H^+]_{éq} = [IO_3^-]_{éq} = x$

2. *Calculer la concentration des ions H^+ à l'équilibre.*

$$K_a = \frac{[H^+][IO_3^-]}{[HIO_3]} = 1{,}78 \times 10^{-1} = \frac{x \cdot x}{0{,}185 - x} = \frac{x^2}{0{,}185 - x}$$

Cette équation du second degré est de type $ax^2 + bx + c = 0$.

Il faut donc la réécrire sous la forme suivante :
$x^2 + 0{,}178x - 0{,}0329 = 0$

Pour trouver les valeurs possibles de x, on peut utiliser l'équation suivante.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x_1 = \frac{-(0{,}178) + \sqrt{(0{,}178)^2 - (4 \times 1 \times -0{,}0329)}}{2 \times 1} = 0{,}113$$

$$x_2 = \frac{-(0{,}178) - \sqrt{(0{,}178)^2 - (4 \times 1 \times -0{,}0329)}}{2 \times 1} = -0{,}291$$

La valeur de x_2 est impossible parce qu'elle est négative. Elle est donc rejetée.

La valeur de $x_1 = 0{,}113$ est utilisée pour le calcul des concentrations à l'équilibre.

Le calcul des concentrations de chacune des substances à l'équilibre se fera de la façon suivante.

$[HIO_3]_{éq} = 0{,}185 - x = 0{,}185 - 0{,}113 = 0{,}0720\ mol/L$

$[H^+]_{éq} = [IO_3^-]_{éq} = x = 0{,}113\ mol/L$

3. *Calculer le pH de la solution.*

$pH = -\log[H^+] = -\log 0{,}113 = 0{,}947$

Réponse : Le pH de la solution aqueuse d'acide iodique est de 0,947.

13. Données

$K_a = 1{,}15 \times 10^{-2}$ $\quad V = 500\ mL = 0{,}500\ L$

$M_{HClO_2} = 68{,}46\ g/mol$ $\quad m_{HClO_2} = ?\ g$

$pH = 1{,}55$

Solution

1. *Calculer la concentration d'ions H^+ en solution.*

$[H^+]_{éq} = 10^{-pH} = 10^{-1{,}55} = 0{,}028\ mol/L$

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$HClO_{2(aq)} \rightleftharpoons$	$H^+_{(aq)}$ +	$ClO_2^-{}_{(aq)}$
Initiale (C_i)	C	0	0
Variation (ΔC)	$-0{,}028$	$+0{,}028$	$+0{,}028$
Équilibre ($C_{éq}$)	$C - 0{,}028$	0,028	0,028

Poser les concentrations à l'équilibre.

$[HClO_2]_{éq} = C - 0{,}028$

$[H^+]_{éq} = [ClO_2^-]_{éq} = 0{,}028$

3. *Calculer la concentration initiale (C) de $HClO_2$.*

$$K_a = \frac{[H^+][ClO_2^-]}{[HClO_2]} = \frac{0{,}028 \times 0{,}028}{C - 0{,}028} = 1{,}15 \times 10^{-2}$$

Cette équation du premier degré de type $ax + b = 0$, nous permet de trouver la concentration initiale.

$C = 0{,}096\ mol/L$

4. *Calculer le nombre de moles de $HClO_2$.*

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV = 0{,}096\ mol/L \cdot 0{,}500\ L = 0{,}048\ mol$$

5. *Calculer la masse de $HClO_2$ dissoute.*

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = nM$$

$m = 0{,}048\ mol \cdot 68{,}46\ g/mol = 3{,}3\ g$

Réponse : La masse d'acide chloreux dissoute dans l'eau est de 3,3 g.

14. *a)* Ligne 1 : $C_6H_5NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

$$/\frac{[C_6H_5NH_3^+][OH^-]}{[C_6H_5NH_2]} / 7{,}5 \times 10^{-10}$$

Ligne 2 : $NH_2NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_2NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

$$/\frac{[NH_2NH_3^+][OH^-]}{[NH_2NH_2]} / 8{,}5 \times 10^{-7}$$

Ligne 3 : $NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

$$/\frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} / 1{,}8 \times 10^{-5}$$

Ligne 4 : $NH_2OH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_3OH^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

$$/\frac{[NH_3OH^+][OH^-]}{[NH_2OH]} / 8{,}7 \times 10^{-9}$$

b) Plus la constante de basicité (K_b) est grande, plus la base est forte. Plus la constante de basicité est petite, plus la base est faible. Donc, selon les valeurs de la constante de basicité du tableau, le classement sera le suivant : $C_6H_5NH_2$, NH_2OH, NH_2NH_2, NH_3.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

15. Données

$[(CH_3)_3N] = 0{,}250\ mol/L$ $\quad K_b = ?$

pH = 11,80

Solution

1. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.*

$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-11{,}80} = 1{,}6 \times 10^{-12}\ mol/L$

2. *Calculer la concentration en ions OH^- de la solution.*

$$[H^+][OH^-] = 1{,}00 \times 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{[H^+]}$$

$$[OH^-] = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{1{,}6 \times 10^{-12}\ mol/L} = 6{,}3 \times 10^{-3}\ mol/L$$

3. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$(CH_3)_3N_{(aq)}$	$\rightleftharpoons$ $(CH_3)_3NH^+_{(aq)}$	+ $OH^-_{(aq)}$
Initiale (C_i)	0,250	0	0
Variation (ΔC)	$-6{,}3 \times 10^{-3}$	$+6{,}3 \times 10^{-3}$	$+6{,}3 \times 10^{-3}$
Équilibre ($C_{éq}$)	0,244	$6{,}3 \times 10^{-3}$	$6{,}3 \times 10^{-3}$

4. *Calculer la constante de basicité de la solution.*

$$K_b = \frac{[(CH_3)_3NH^+][OH^-]}{[(CH_3)_3N]} = \frac{(6{,}3 \times 10^{-3})(6{,}3 \times 10^{-3})}{0{,}244} = 1{,}6 \times 10^{-5}$$

Réponse : La constante de basicité de la triméthylamine est de $1{,}6 \times 10^{-5}$.

16. Données

$[CH_3NH_2]_i = 0{,}150\ mol/L$

$K_b = 4{,}60 \times 10^{-4}$

pH = ?

Solution

1. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$CH_3NH_{2(g)}$	$\rightleftharpoons$ $CH_3NH^+_{3\ (aq)}$	+ $OH^-_{(aq)}$
Initiale (C_i)	0,150	0	0
Variation (ΔC)	$-x$	$+x$	$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$0{,}150 - x$	x	x

Poser les concentrations à l'équilibre en fonction de x.

$[CH_3NH_2]_{éq} = 0{,}150 - x$

$[OH^-]_{éq} = [CH_3NH_3^+]_{éq} = x$

2. *Calculer la concentration des ions OH^- à l'équilibre.*

$$K_b = \frac{[CH_3NH_3^+][OH^-]}{[CH_3NH_2]}$$

$$4{,}60 \times 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0{,}150 - x} = \frac{x^2}{0{,}150 - x}$$

Cette équation du second degré est de type $ax^2 + bx + c = 0$.

Il faut donc la réécrire sous la forme suivante.

$x^2 + (4{,}60 \times 10^{-4} x) - (6{,}90 \times 10^{-5}) = 0$

Pour trouver les valeurs possibles de x, on peut utiliser l'équation suivante.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x_1 = \frac{-(4{,}60 \times 10^{-4}) + \sqrt{(4{,}60 \times 10^{-4})^2 - 4 \times 1 \times (-6{,}90 \times 10^{-5})}}{2 \times 1} = 8{,}08 \times 10^{-3}$$

$$x_2 = \frac{-(4{,}60 \times 10^{-4}) - \sqrt{(4{,}60 \times 10^{-4})^2 - 4 \times 1 \times (-6{,}90 \times 10^{-5})}}{2 \times 1} = -8{,}54 \times 10^{-3}$$

La valeur de x_2 est impossible parce qu'elle est négative. Elle est donc rejetée.

La valeur de $x_1 = 8{,}08 \times 10^{-3}$ est utilisée pour le calcul des concentrations à l'équilibre.

Le calcul des concentrations de chacune des substances à l'équilibre se fera de la façon suivante.

$[CH_3NH]_{éq} = 0{,}150 - x = 0{,}150 - (8{,}08 \times 10^{-3}) = 0{,}142\ mol/L$

$[OH^-]_{éq} = [CH_3NH_3^+]_{éq} = x = 8{,}08 \times 10^{-3}$

3. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.*

$[H^+][OH^-] = 1{,}00 \times 10^{-14}$

$$[H^+] = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{8{,}08 \times 10^{-3}} = 1{,}24 \times 10^{-12}\ mol/L$$

4. *Calculer le pH de la solution.*

$pH = -\log[H^+] = -\log 1{,}24 \times 10^{-12} = 11{,}907$

Réponse : Le pH de la solution aqueuse de méthylamine est de 11,907.

17. Données

$M_{HNO_3} = 63{,}02\ g/mol$ $\quad pH = 1{,}75$

$m_{HNO_3} = 0{,}450\ g$ $\quad V = ?\ mL$

Solution

1. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.*

$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-1{,}75} = 0{,}0178\ mol/L$

2. *Calculer la concentration de la solution de HNO_3.*

Comme l'acide est fort :

$[HNO_3] = [H^+] = 0{,}0178\ mol/L$

3. *Calculer le nombre de moles de HNO_3 dans la solution.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}450\ g}{63{,}02\ g/mol} = 7{,}14 \times 10^{-3}\ mol$$

4. *Calculer le volume de la solution d'acide nitrique.*

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow V = \frac{n}{C}$$

$$V = \frac{7{,}14 \times 10^{-3}\ mol}{0{,}0178\ mol/L} = 0{,}401\ L$$

Réponse : Le volume de la solution d'acide nitrique est de 401 mL.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Section 3
Les composés peu solubles

Cahier, p. 382 à 385

1. *a)* Vrai *b)* Faux *c)* Faux *d)* Faux

Justification : *b)* Comme dans tout équilibre, l'effet de la température dépend de la nature (endothermique ou exothermique) de la dissolution. *c)* En plus des sels, plusieurs bases, comme l'hydroxyde de calcium ($Ca(OH)_2$), sont considérées comme des composés peu solubles. *d)* La comparaison des solubilités relatives de composés peu solubles par la comparaison de leurs constantes de produit de solubilité (K_{ps}) n'est possible que si leurs ions sont dans un même rapport.

2. *a)* $PbCrO_{4(s)} \rightleftharpoons Pb^{2+}_{(aq)} + CrO_4^{2-}{}_{(aq)}$

$K_{ps} = [Pb^{2+}][CrO_4^{2-}]$

b) $Ni_3(PO_4)_{2(s)} \rightleftharpoons 3\,Ni^{2+}_{(aq)} + 2\,PO_4^{3-}{}_{(aq)}$

$K_{ps} = [Ni^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$

c) $Fe(OH)_{3(s)} \rightleftharpoons Fe^{3+}_{(aq)} + 3\,OH^-_{(aq)}$

$K_{ps} = [Fe^{3+}][OH^-]^3$

d) $Hg_2SO_{4(s)} \rightleftharpoons 2\,Hg^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

$K_{ps} = [Hg^+]^2[SO_4^{2-}]$

3. Li Wei n'a pas tout à fait raison. Elle ne peut classer que trois composés sur quatre : le bromure de cuivre, le chlorure de cuivre et le carbonate de baryum. Les ions de ces trois composés sont dans un même rapport de 1 : 1. Li Wei a classé correctement la solubilité de ces trois composés, puisque plus la constante du produit de solubilité est élevée, plus le composé est soluble. Par contre, dans l'iodure de plomb, les ions sont dans un rapport de 1 : 2. Comme ce rapport est différent de celui des trois premiers composés, il n'est pas possible de déduire sa solubilité relative en comparant sa constante du produit de solubilité à celle des trois autres composés. Un calcul est nécessaire dans ce cas.

4. Données

$\text{Solubilité}_{MgCO_3} = 0{,}022\ \text{g/100 mL}$

$M_{MgCO_3} = 84{,}32\ \text{g/mol}$

$K_{ps} = ?$

Solution

1. Transformer la solubilité en solubilité molaire, s.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}022\ \text{g}}{84{,}32\ \text{g/mol}} = 2{,}6 \times 10^{-4}\ \text{mol pour 0,100 L}$$

$$s = \frac{2{,}6 \times 10^{-4}\ \text{mol}}{0{,}100\ \text{L}} = 2{,}6 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$$

2. Calculer la constante du produit de solubilité.

$MgCO_{3(s)} \rightleftharpoons Mg^{2+}_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$

$K_{ps} = [Mg^{2+}][CO_3^{2-}]$

$[Mg^{2+}] = s = 2{,}6 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$

$[CO_3^{2-}] = s = 2{,}6 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$

$K_{ps} = [Mg^{2+}][CO_3^{2-}] = s^2 = (2{,}6 \times 10^{-3})^2$

$= 6{,}8 \times 10^{-6}$

Réponse : La constante du produit de solubilité du carbonate de magnésium est de $6{,}8 \times 10^{-6}$.

5. Données

$s_{Cu_3(PO_4)_2} = 6{,}10 \times 10^{-6}\ \text{g/L}$

$M_{Cu_3(PO_4)_2} = 380{,}59\ \text{g/mol}$

$K_{ps} = ?$

Solution

1. Transformer la solubilité en solubilité molaire, s.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{6{,}10 \times 10^{-6}\ \text{g}}{380{,}59\ \text{g/mol}} = 1{,}60 \times 10^{-8}\ \text{mol pour 1 L}$$

$$s = \frac{1{,}60 \times 10^{-8}\ \text{mol}}{1{,}00\ \text{L}} = 1{,}60 \times 10^{-8}\ \text{mol/L}$$

2. Calculer la constante du produit de solubilité.

$Cu_3(PO_4)_{2(s)} \rightleftharpoons 3\,Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,PO_4^{3-}{}_{(aq)}$

$K_{ps} = [Cu^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$

$[Cu^{2+}] = 3\,s$

$= 3 \cdot 1{,}60 \times 10^{-8}\ \text{mol/L} = 4{,}80 \times 10^{-8}\ \text{mol/L}$

$[PO_4^{3-}] = 2\,s$

$= 2 \cdot 1{,}60 \times 10^{-8}\ \text{mol/L} = 3{,}20 \times 10^{-8}\ \text{mol/L}$

$K_{ps} = [Cu^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$

$= (4{,}80 \times 10^{-8})^3 \cdot (3{,}20 \times 10^{-8})^2 = 1{,}13 \times 10^{-37}$

Réponse : La valeur de la constante du produit de solubilité du phosphate de cuivre est de $1{,}13 \times 10^{-37}$.

6. Données

$K_{ps} = 1{,}13 \times 10^{-7}$ $\quad\quad$ $\text{Solubilité}_{FeF_3} = ?\ \text{g/100 mL}$

$M_{FeF_3} = 112{,}85\ \text{g/mol}$

Solution

1. Calculer la solubilité molaire à l'aide de la constante du produit de solubilité.

$FeF_{3(s)} \rightleftharpoons Fe^{3+}_{(aq)} + 3\,F^-_{(aq)}$

Poser la variable *s* pour la solubilité molaire.

$[Fe^{3+}] = [FeF_3] = s$

$[F^-] = 3 \cdot [FeF_3] = 3 \cdot s$

$K_{ps} = [Fe^{3+}][F^-]^3 = s \cdot (3s)^3 = 27s^4$

$$s = \sqrt[4]{\frac{K_{ps}}{27}} = \sqrt[4]{\frac{1{,}13 \times 10^{-7}}{27}} = 8{,}04 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

2. Calculer la solubilité en g/100 mL.

$$\frac{8{,}04\times10^{-3}\text{ mol}}{1{,}00\text{ L}}=\frac{?\text{ mol}}{0{,}100\text{ L}}$$

$$?\text{ mol}=\frac{(8{,}04\times10^{-3}\text{ mol})\times0{,}100\text{ L}}{1{,}00\text{ L}}=8{,}04\times10^{-4}\text{ mol/100 mL}$$

$$n=\frac{m}{M}\ \Rightarrow\ m=nM$$

$$=8{,}04\times10^{-4}\text{ mol}\cdot112{,}85\text{ g/mol}=0{,}0907\text{ g}$$

Réponse : La solubilité du trifluorure de fer dans l'eau est de 0,0907 g/100 mL.

7. Données

$K_{ps(Cu_2S)}=1{,}40\times10^{-53}$
$M_{Cu_2S}=159{,}16\text{ g/mol}$
$K_{ps(CuS)}=2{,}02\times10^{-32}$
$M_{CuS}=95{,}61\text{ g/mol}$
$s_{Cu_2S}=?\text{ mol/L}$
$s_{CuS}=?\text{ mol/L}$

Solution

1. Calculer la solubilité molaire du Cu_2S à l'aide de sa constante du produit de solubilité.

$Cu_2S_{(s)} \rightleftharpoons 2\,Cu^+_{(aq)}+S^{2-}_{(aq)}$

Poser la variable *s* pour la solubilité molaire.

$[Cu^+]=2\cdot[Cu_2S]=2\cdot s$

$[S^{2-}]=[Cu_2S]=s$

$K_{ps}=[Cu^+]^2[S^{2-}]=(2s)^2\cdot s=4s^3$

$s=\sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}}=\sqrt[3]{\frac{1{,}40\times10^{-53}}{4}}=1{,}52\times10^{-18}\text{ mol/L}$

2. Calculer la solubilité molaire du CuS à l'aide de sa constante du produit de solubilité.

$CuS_{(s)} \rightleftharpoons Cu^{2+}_{(aq)}+S^{2-}_{(aq)}$

Poser la variable *s* pour la solubilité molaire.

$[Cu^{2+}]=[CuS]=s$

$[S^{2-}]=[CuS]=s$

$K_{ps}=[Cu^{2+}][S^{2-}]=s\cdot s=s^2$

$s=\sqrt{K_{ps}}=\sqrt{2{,}02\times10^{-32}}=1{,}42\times10^{-16}\text{ mol/L}$

3. Calculer la concentration d'ions S^{2-} dans les deux solutions.

$Cu_2S: [S^{2-}]=[Cu_2S]=s=1{,}52\times10^{-18}\text{ mol/L}$
$CuS: [S^{2-}]=[CuS]=s=1{,}42\times10^{-16}\text{ mol/L}$

Réponse : La concentration d'ions sulfure de la solution molaire de sulfure de cuivre (II) est supérieure à celle de la solution de sulfure de cuivre (I). Le chimiste doit donc utiliser le sulfure de cuivre (II) pour maximiser la quantité d'ions sulfure en solution.

Chapitre 9 Synthèse

Cahier, p. 388 à 400

1 *a)* Faux *b)* Vrai *c)* Faux

Justification : *a)* Dans un système réactionnel à l'équilibre, c'est la loi d'action de masse ou loi de l'équilibre chimique qui établit qu'à une température donnée, il existe un rapport constant entre les concentrations des produits et les concentrations des réactifs. *c)* L'ajout d'un catalyseur dans un système en voie d'atteindre l'équilibre n'a aucun effet sur la valeur de la constante d'équilibre (K_C). Il permet seulement au système d'atteindre l'équilibre plus rapidement.

2 B

3 D

4 *a)* Cette expression de la constante d'équilibre représente la réaction inverse.

$$K_C=\frac{[SbCl_3][Cl_2]}{[SbCl_5]}$$

b) Cette réaction ne constitue pas un système à l'équilibre, car elle n'est pas réversible. Elle ne peut donc pas être représentée par une constante d'équilibre.

c) Cette réaction est un équilibre hétérogène solide-gaz. La constante d'équilibre ne s'exprime que pour la concentration des gaz.

$$K_C=\frac{[H_2O]^3}{[H_2]^3}$$

d) L'expression de la constante d'équilibre K_C ne tient pas compte des coefficients stœchiométriques de la réaction. L'expression correcte serait celle ci-contre.

$$K_C=\frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$$

5 Données

$[N_2]_{180\,°C}=0{,}70\text{ mol/L}$ $\quad [H_2]_{280\,°C}=0{,}35\text{ mol/L}$
$[H_2]_{180\,°C}=0{,}10\text{ mol/L}$ $\quad [NH_3]_{280\,°C}=0{,}44\text{ mol/L}$
$[NH_3]_{180\,°C}=0{,}60\text{ mol/L}$ $\quad K_{C_{180\,°C}}=?$
$[N_2]_{280\,°C}=0{,}80\text{ mol/L}$ $\quad K_{C_{280\,°C}}=?$

Solution

1. Calculer la constante d'équilibre à 180 °C.

$$K_{C_{180\,°C}}=\frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}=\frac{0{,}60^2}{0{,}70\times0{,}10^3}=5{,}1\times10^2$$

2. Calculer la constante d'équilibre à 280 °C.

$$K_{C_{280\,°C}}=\frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}=\frac{0{,}44^2}{0{,}80\times0{,}35^3}=5{,}6$$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

3. *Déterminer la nature endothermique ou exothermique de la réaction.*

   L'augmentation de la température a fait diminuer la valeur de la constante d'équilibre $\left(K_{C_{180\,°C}} > K_{C_{280\,°C}}\right)$.

   De plus, une augmentation de la température favorise les réactions endothermiques (la réaction inverse dans ce cas).

   La réaction de synthèse de l'ammoniac est donc une réaction exothermique.

Réponse : La réaction de synthèse de l'ammoniac est exothermique.

6 **Données**

$n_{NOCl_{2i}} = 0{,}250\ \text{mol}$ $\quad n_{Cl_2} = 0{,}045\ \text{mol}$

$V = 5{,}00\ \text{L}$ $\quad K_C = ?$

Solution

1. *Calculer la concentration initiale de NOCl.*

$$C = \frac{n}{V} \qquad [NOCl]_i = \frac{0{,}250\ \text{mol}}{5{,}00\ \text{L}} = 0{,}0500\ \text{mol/L}$$

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$2\,NOCl_{(g)} \rightleftharpoons$	$2\,NO_{(g)}$	$+\ Cl_{2(g)}$
Initiale (C_i)	0,0500	0	0
Variation (ΔC)	$-2x$	$+2x$	$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$0{,}0500 - 2x$	$2x$	x

3. *Calculer les concentrations de NOCl, de NO et de Cl_2 à l'équilibre.*

$$[Cl_2]_{éq} = x = \frac{0{,}0435\ \text{mol}}{5{,}00\ \text{L}} = 8{,}70 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$$

$$[NO]_{éq} = 2x = 2 \cdot (8{,}70 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}) = 0{,}0174\ \text{mol/L}$$

$$[NOCl]_{éq} = 0{,}0500 - 2x$$
$$= 0{,}0500\ \text{mol/L} - 2 \cdot (8{,}70 \times 10^{-3}\ \text{mol/L})$$
$$= 0{,}0326\ \text{mol/L}$$

4. *Calculer la constante d'équilibre.*

$$K_C = \frac{[NO]^2[Cl_2]}{[NOCl]^2} = \frac{0{,}0174^2 \times 8{,}70 \times 10^{-3}}{0{,}0326^2} = 2{,}48 \times 10^{-3}$$

Réponse : La constante d'équilibre de la réaction de décomposition du chlorure de nitrosyle est de $2{,}48 \times 10^{-3}$.

7 Ligne 1 : Acide / $HNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$ / $HNO_3 / NO_3^- / H_3O^+ / H_2O$

Ligne 2 : Base / $N_2H_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons N_2H_5^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ / $N_2H_5^+ / N_2H_4 / H_2O / OH^-$

Ligne 3 : Acide et base / $H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ / $H_2O / OH^- / H_3O^+ / H_2O$

Ligne 4 : Acide / $HPO_4^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + PO_4^{3-}{}_{(aq)}$ / $HPO_4^{2-} / PO_4^{3-} / H_3O^+ / H_2O$

Ligne 5 : Base / $HPO_4^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2PO_4^-{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ / $H_2PO_4^- / HPO_4^{2-} / H_2O / OH^-$

8 *a)* **Données**

$pH = 1{,}35$ $\quad K_{eau} = 1{,}00 \times 10^{-14}$ $\quad [OH^-] = ?\ \text{mol/L}$

Solution

1. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.*

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-1{,}35} = 4{,}5 \times 10^{-2}\ \text{mol/L}$$

2. *Calculer la concentration des ions OH^- de la solution.*

$$[H^+][OH^-] = 1{,}00 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{[H^+]} = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{4{,}5 \times 10^{-2}} = 2{,}2 \times 10^{-13}\ \text{mol/L}$$

Réponse : La concentration des ions hydroxyde de la solution est de $2{,}2 \times 10^{-13}$ mol/L.

b) **Données**

$[H^+] = 4{,}5 \times 10^{-2}\ \text{mol/L}$ $\quad V = 200\ \text{mL} = 0{,}200\ \text{L}$

$M_{HClO_4} = 100{,}46\ \text{g/mol}$ $\quad m_{HClO_4} = ?\ \text{g}$

Solution

1. *Calculer la concentration de la solution de $HClO_4$.*

   L'acide étant un acide fort, il se dissocie complètement dans l'eau, donc :

$$[HClO_4] = [H^+] = 4{,}5 \times 10^{-2}\ \text{mol/L}$$

2. *Calculer le nombre de moles de $HClO_4$.*

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV$$

$n = (4{,}5 \times 10^{-2}\ \text{mol/L}) \times 0{,}200\ \text{L} = 9{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol}$

3. *Calculer la masse de $HClO_4$ utilisée.*

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = nM$$
$$= 9{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol} \times 100{,}46\ \text{g/mol} = 0{,}90\ \text{g}$$

Réponse : La masse d'acide perchlorique dissoute dans l'eau est de 0,90 g.

9 **Données**

$[C_{17}H_{19}O_3N] = 4{,}50 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$ $\quad pH = 9{,}93$ $\quad K_b = ?$

Solution

1. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.*

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-9{,}93} = 1{,}2 \times 10^{-10}\ \text{mol/L}$$

2. *Calculer la concentration en ions OH^- de la solution.*

$$[H^+][OH^-] = 1{,}00 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{[H^+]} = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{1{,}2 \times 10^{-10}} = 8{,}3 \times 10^{-5}\ \text{mol/L}$$

3. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$C_{17}H_{19}O_3N_{(aq)} \rightleftharpoons$	$C_{17}H_{19}O_3NH^+_{(aq)}$	$+\ OH^-_{(aq)}$
Initiale (C_i)	$4{,}50 \times 10^{-3}$	0	0
Variation (ΔC)	$-8{,}3 \times 10^{-5}$	$+8{,}3 \times 10^{-5}$	$+8{,}3 \times 10^{-5}$
Équilibre ($C_{éq}$)	$4{,}42 \times 10^{-3}$	$8{,}3 \times 10^{-5}$	$8{,}3 \times 10^{-5}$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4. Calculer la constante de basicité.

$$K_b = \frac{[C_{17}H_{19}O_3NH^+][OH^-]}{[C_{17}H_{19}O_3N]}$$

$$= \frac{(8{,}3\times10^{-5})(8{,}3\times10^{-5})}{4{,}42\times10^{-3}} = 1{,}6\times10^{-6}$$

Réponse : La constante de basicité de la morphine est de $1{,}6\times10^{-6}$.

10 *a)* $Fe(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)} + 2\,OH^-_{(aq)}$

b) **Données**

$K_{ps} = 4{,}87\times10^{-17}$ pH = ?

Solution

1. Calculer la solubilité molaire à l'aide de la constante du produit de solubilité pour le $Fe(OH)_2$.

$Fe(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)} + 2\,OH^-_{(aq)}$

Poser la variable *s* pour la solubilité molaire.

$[Fe^{2+}] = [Fe(OH)_2] = s$

$[OH^-] = 2 \cdot [Fe(OH)_2] = 2 \cdot s$

$K_{ps} = [Fe^{2+}][OH^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{4{,}87\times10^{-17}}{4}} = 2{,}30\times10^{-6}\ \text{mol/L}$$

2. Calculer la concentration en ions OH^-.

$[OH^-] = 2\,[Fe(OH)_2] = 2 \cdot s = 2 \cdot (2{,}30\times10^{-6}\ \text{mol/L})$

$[OH^-] = 4{,}60\times10^{-6}\ \text{mol/L}$

3. Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.

$[H^+][OH^-] = 1{,}00\times10^{-14}$

$$[H^+] = \frac{1{,}00\times10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{1{,}00\times10^{-14}}{4{,}60\times10^{-6}} = 2{,}17\times10^{-9}\ \text{mol/L}$$

4. Calculer le pH de la solution.

$pH = -\log[H^+] = -\log(2{,}17\times10^{-9}) = 8{,}663$

Réponse : Le pH de la solution saturée d'hydroxyde de fer (II) est de 8,663.

11 *a)* **Données**

$[C_6H_5COOH]_i = 5{,}82\times10^{-3}\ \text{mol/L}$ $K_a = ?$

pH = 3,24

Solution

1. Calculer la concentration des ions H^+ en solution.

$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3{,}24} = 5{,}8\times10^{-4}\ \text{mol/L}$

2. Reporter les données dans un tableau IVÉ.

Concentration (mol/L)	$C_6H_5COOH_{(aq)} \rightleftharpoons$	$H^+_{(aq)}$	$+\ C_6H_5COO^-_{(aq)}$
Initiale (C_i)	$5{,}82\times10^{-3}$	0	0
Variation (ΔC)	$-5{,}8\times10^{-4}$	$+5{,}8\times10^{-4}$	$+5{,}8\times10^{-4}$
Équilibre ($C_{éq}$)	$5{,}24\times10^{-3}$	$5{,}8\times10^{-4}$	$5{,}8\times10^{-4}$

3. Calculer la constante d'acidité.

$$K_a = \frac{[H^+][C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]} = \frac{(5{,}8\times10^{-4})\cdot(5{,}8\times10^{-4})}{5{,}24\times10^{-3}}$$

$$= 6{,}4\times10^{-5}$$

Réponse : La constante d'acidité de l'acide benzoïque est de $6{,}4\times10^{-5}$.

b) **Données**

$[C_6H_5COOH]_i = 5{,}82\times10^{-3}\ \text{mol/L}$

$[H^+] = 5{,}8\times10^{-4}\ \text{mol/L}$ % de dissociation = ?

Solution

$$\%\ \text{de dissociation} = \frac{[H^+]_{éq}}{[HA]_i}\times100$$

$$= \frac{5{,}8\times10^{-4}\ \text{mol/L}}{5{,}82\times10^{-3}\ \text{mol/L}}\times100 = 10\ \%$$

Réponse : Le pourcentage de dissociation de l'acide benzoïque est de 10 %.

12 **Données**

$m_{I_2} = 11{,}5\ \text{g}$ $K_C = 3{,}80\times10^{-5}$

$V = 250\ \text{mL} = 0{,}250\ \text{L}$ $[I] = ?\ \text{mol/L}$

$M_{I_2} = 253{,}80\ \text{g/mol}$ $[I_2] = ?\ \text{mol/L}$

Solution

1. Calculer le nombre de moles de I_2.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{11{,}5\ \text{g}}{253{,}80\ \text{g/mol}} = 0{,}0453\ \text{mol}$$

2. Calculer la concentration initiale.

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[I_2]_i = \frac{0{,}0453\ \text{mol}}{0{,}250\ \text{L}} = 0{,}181\ \text{mol/L}$$

3. Reporter les données dans un tableau IVÉ.

Concentration (mol/L)	$I_{2(g)} \rightleftharpoons$	$2\,I_{(g)}$
Initiale (C_i)	0,181	0
Variation (ΔC)	$-x$	$+2x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$0{,}181 - x$	$2x$

4. Calculer la concentration à l'équilibre de chaque substance.

$[I_2]_{éq} = 0{,}181 - x$ $[I]_{éq} = 2x$

$$K_C = \frac{[I]^2}{[I_2]} = \frac{(2x)^2}{0{,}181-x} = 3{,}80\times10^{-5}$$

$4x^2 = 3{,}80\times10^{-5}\,(0{,}181 - x)$

La manipulation de cette expression permet d'obtenir l'équation du second degré suivante.

$4x^2 + (3{,}80\times10^{-5})\,x - (6{,}88\times10^{-6}) = 0$

Pour trouver les valeurs possibles de *x*, on peut utiliser l'équation suivante.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

$$x_1 = \frac{-(3{,}80\times10^{-5}) - \sqrt{(3{,}80\times10^{-5})^2 - 4\times4\times(-6{,}88\times10^{-6})}}{2\times4}$$
$$= -1{,}31\times10^{-3}$$
$$x_2 = \frac{-(3{,}80\times10^{-5}) + \sqrt{(3{,}80\times10^{-5})^2 - 4\times4\times(-6{,}88\times10^{-6})}}{2\times4}$$
$$= 1{,}31\times10^{-3}$$

La valeur de $x = -1{,}31\times10^{-3}$ est impossible parce qu'elle donnerait une concentration négative des réactifs à l'équilibre. Elle est donc rejetée.

La valeur de $x = 1{,}31\times10^{-3}$ est utilisée pour le calcul des concentrations à l'équilibre.

Le calcul des concentrations de chacune des substances à l'équilibre se fera de la façon suivante.

$$[I_2]_{éq} = 0{,}181 - x = 0{,}181 - (1{,}31\times10^{-3}) = 0{,}180\ \text{mol/L}$$

$$[I]_{éq} = 2x = 2\times1{,}31\times10^{-3} = 2{,}62\times10^{-3}\ \text{mol/L}$$

Réponse : À l'équilibre, la concentration de l'iode est de $2{,}62\times10^{-3}$ mol/L et celle du diiode est de 0,180 mol/L.

13 Données

pH = 7,30 $K_{eau} = 1{,}14\times10^{-15}$

Solution

1. *Écrire l'équation de dissociation de l'eau.*

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

2. *Déterminer la concentration des ions H^+ et OH^- à l'équilibre.*

$$K_{eau} = [H^+][OH^-] = 1{,}14\times10^{-15}$$

À l'équilibre, les concentrations des ions H^+ et OH^- sont égales.

$$[H^+] = [OH^-]$$
$$[H^+]^2 = 1{,}14\times10^{-15} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{1{,}14\times10^{-15}}$$
$$= 3{,}38\times10^{-8}\ \text{mol/L}$$

3. *Calculer le pH de l'eau pure à 0 °C.*

$$pH = -\log[H^+] = -\log(3{,}38\times10^{-8}) = 7{,}471$$

Conclusion : Le pH de la solution de 7,30 est inférieur au pH de l'eau pure. La solution aqueuse est donc une solution acide.

Réponse : La solution aqueuse de pH 7,30 est acide à 0 °C.

14 Données

$m_{HCOOH} = 2{,}30$ g $V = 1{,}00$ L

$M_{HCOOH} = 46{,}03$ g/mol $K_{eau} = 1{,}00\times10^{-14}$

pH = 2,52 $K_b = ?$

Solution

1. *Calculer la concentration de HCOOH.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2{,}30\ \text{g}}{46{,}03\ \text{g/mol}} = 0{,}0500\ \text{mol}$$
$$C = \frac{n}{V} = \frac{0{,}0500\ \text{mol}}{1{,}00\ \text{L}} = 0{,}0500\ \text{mol/L}$$

2. *Calculer la concentration des ions H^+ en solution.*

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2{,}52} = 3{,}0\times10^{-3}\ \text{mol/L}$$

3. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$HCOOH_{(aq)}$	$\rightleftharpoons$ $H^+_{(aq)}$	+ $HCOO^-_{(aq)}$
Initiale (C_i)	0,0500	0	0
Variation (ΔC)	$-3{,}0\times10^{-3}$	$+3{,}0\times10^{-3}$	$+3{,}0\times10^{-3}$
Équilibre ($C_{éq}$)	0,0470	$3{,}0\times10^{-3}$	$3{,}0\times10^{-3}$

4. *Calculer la constante d'acidité (K_a).*

$$K_a = \frac{[H^+][HCOO^-]}{[HCOOH]} = \frac{(3{,}0\times10^{-3})\cdot(3{,}0\times10^{-3})}{0{,}0470}$$
$$= 1{,}9\times10^{-4}$$

5. *Calculer la constante de basicité (K_b) de la base $HCOO^-$.*

$$HCOO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCOOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$
$$K_b = \frac{[HCOOH][OH^-]}{[HCOO^-]}$$
$$K_a = \frac{[H^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$$
$$K_b \cdot K_a = \frac{\cancel{[HCOOH]}[OH^-]}{\cancel{[HCOO^-]}} \cdot \frac{[H^+]\cancel{[HCOO^-]}}{\cancel{[HCOOH]}}$$
$$K_b \cdot K_a = [H^+]\cdot[OH^-] = K_{eau} = 1{,}00\times10^{-14}$$
$$K_b = \frac{1{,}00\times10^{-14}}{K_a} = \frac{1{,}00\times10^{-14}}{1{,}9\times10^{-4}} = 5{,}3\times10^{-11}$$

Réponse : La constante de basicité de la base conjuguée de l'acide formique est de $5{,}3\times10^{-11}$.

15 DÉFI

a) **Données**

$n_{H_2\,éq} = 0{,}240$ mol $V = 1{,}25$ L

$n_{I_2\,éq} = 0{,}240$ mol $K_C = ?$

$n_{HI} = 2{,}11$ mol

Solution

1. *Calculer les concentrations à l'équilibre.*

$$C = \frac{n}{V}$$
$$[H_2] = \frac{0{,}240\ \text{mol}}{1{,}25\ \text{L}} = 0{,}192\ \text{mol/L}$$
$$[I_2] = \frac{0{,}240\ \text{mol}}{1{,}25\ \text{L}} = 0{,}192\ \text{mol/L}$$
$$[HI] = \frac{2{,}11\ \text{mol}}{1{,}25\ \text{L}} = 1{,}69\ \text{mol/L}$$

2. *Calculer la constante d'équilibre de la réaction.*

$$K_C = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} = \frac{0{,}192\times0{,}192}{1{,}69^2} = 0{,}0129$$

Réponse : La constante d'équilibre de la réaction est de 0,0129.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

b) **Données**

$[HI]_{éq} = 1{,}69\ mol/L$ $M_{HI} = 127{,}91\ g/mol$

$V = 1{,}25\ L$ $m_{HI} = ?\ g$

Solution

1. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$2\,HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$		
Initiale (C_i)	?	0	0
Variation (ΔC)	$-2x$	$+x$	$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$? - 2x$	x	x

2. *Calculer la concentration initiale de HI.*

$x = [H_2] = 0{,}192\ mol/L$

$[HI]_{éq} = [HI]_i - 2x \Rightarrow [HI]_i = [HI]_{éq} + 2x$

$[HI]_i = 1{,}69\ mol/L + 2 \times 0{,}192\ mol/L = 2{,}07\ mol/L$

3. *Calculer le nombre de moles de HI.*

$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV$

$= 2{,}07\ mol/L \cdot 1{,}25\ L = 2{,}59\ mol$

4. *Calculer la masse de HI utilisée.*

$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = nM$

$= 2{,}59\ mol \cdot 127{,}91\ g/mol = 331\ g$

Réponse : La masse d'iodure d'hydrogène utilisée est de 331 g.

c) **Données**

$n_{HIi} = 2{,}11\ mol$ $K_C = 0{,}0129$

$V = 1{,}25\ L$ $[I_2] = ?\ mol/L$

$M_{HI} = 127{,}91\ g/mol$ $[H_2] = ?\ mol/L$

$m_{HI} = 79{,}9\ g$ $[HI] = ?\ mol/L$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de HI ajoutées.*

$n = \frac{m}{M} = \frac{79{,}9\ g}{127{,}91\ g/mol} = 0{,}625\ mol$

2. *Calculer le nombre total de moles de HI.*

$n = 2{,}11\ mol + 0{,}625\ mol = 2{,}74\ mol$

3. *Calculer la concentration de HI.*

$C = \frac{n}{V} = \frac{2{,}74\ mol}{1{,}25\ L} = 2{,}19\ mol/L$

4. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$2\,HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$		
Initiale (C_i)	2,19	0,192	0,192
Variation (ΔC)	$-2x$	$+x$	$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$2{,}19 - 2x$	$0{,}192 + x$	$0{,}192 + x$

5. *Calculer les concentrations des trois gaz à l'équilibre.*

$[HI]_{éq} = 2{,}19 - 2x$ $[H_2]_{éq} = [I_2]_{éq} = 0{,}192 + x$

$K_C = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} = \frac{(0{,}192+x)\times(0{,}192+x)}{(2{,}19-2x)^2} = 0{,}0129$

$0{,}0129 \times (2{,}19 - 2x)^2 = (0{,}192 + x)\ (0{,}192 + x)$

La manipulation de cette expression permet d'obtenir l'équation du second degré suivante : $0{,}948x^2 + 0{,}497x - 0{,}0250 = 0$

Pour trouver les valeurs possibles de x, on peut utiliser l'équation suivante.

$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$

$x_1 = \frac{-0{,}497 - \sqrt{0{,}497^2 - 4 \times 24 \times (-0{,}0250)}}{2 \times 0{,}948} = -0{,}571$

$x_2 = \frac{-0{,}497 + \sqrt{0{,}497^2 - 4 \times 24 \times (-0{,}0250)}}{2 \times 0{,}948} = 0{,}0464$

La valeur de $x_1 = -0{,}571$ est impossible parce qu'elle donnerait une concentration négative des réactifs à l'équilibre. Elle est donc rejetée.

La valeur de $x = 0{,}0464$ est utilisée pour le calcul des concentrations à l'équilibre.

Le calcul des concentrations de chacune des substances à l'équilibre se fera de la façon suivante.

$[H_2]_{éq} = [I_2]_{éq} = 0{,}192 + x = 0{,}192 + 0{,}0464 = 0{,}238\ mol/L$

$[HI]_{éq} = 2{,}19 - 2x = 2{,}19 - 2 \times 0{,}0464 = 2{,}10\ mol/L$

Réponse : À l'atteinte du nouvel équilibre, la concentration de l'iodure d'hydrogène est de 2,10 mol/L, celle du diiode est de 0,238 mol/L et celle du dihydrogène est également de 0,238 mol/L.

16 DÉFI

Solution

1. *Écrire l'équation de dissociation de la base NH_3 dans l'eau.*

$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]}$

2. *Écrire l'équation de dissociation de l'acide NH_4^+ dans l'eau.*

$NH_4^+{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + NH_{3(aq)}$

$K_a = \frac{[NH_3] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]}$

3. *Déterminer la relation entre la constante d'acidité et la constante de basicité.*

$K_a \cdot K_b = \frac{[NH_3] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]} \cdot \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]}$

$K_a \cdot K_b = \frac{\cancel{[NH_3]} \cdot [H_3O^+]}{\cancel{[NH_4^+]}} \cdot \frac{\cancel{[NH_4^+]} \cdot [OH^-]}{\cancel{[NH_3]}} = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$

$K_a \cdot K_b = K_{eau}$

Réponse : Le produit entre la constante d'acidité d'un acide et la constante de basicité de sa base conjuguée est égal à la constante d'ionisation de l'eau.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Module 4 Consolidation

Cahier, p. 401 à 408

1 *a)* Réaction inverse.
b) Réaction directe.
c) Réaction directe.
d) Aucune réaction.
e) Réaction directe.
f) Aucune réaction.

2 D

3 A

4 *a)* **Données**

$[A]_1 = 0{,}0200\ mol/L$ $[A]_2 = 0{,}0200\ mol/L$
$[B]_1 = 0{,}0400\ mol/L$ $[B]_2 = 0{,}0200\ mol/L$
$[C]_1 = 0{,}0200\ mol/L$ $[C]_2 = 0{,}0200\ mol/L$
$[D]_1 = 0{,}0800\ mol/L$ $[D]_2 = ?\ mol/L$
$K_C = ?$

Solution

1. *Écrire l'expression de la constante d'équilibre (K_C).*

$$K_C = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

2. *Calculer la constante d'équilibre (K_C).*

$$K_C = \frac{0{,}0200 \cdot 0{,}0800}{0{,}0200 \cdot 0{,}0400} = 2{,}00$$

3. *Calculer la concentration, à l'équilibre, de la substance D lors de l'expérience 2.*

$$K_C = \frac{[C][D]}{[A][B]} \Rightarrow [D] = \frac{K_C[A][B]}{[C]}$$

$$[D] = \frac{2{,}00 \cdot 0{,}0200 \cdot 0{,}0200}{0{,}0200} = 0{,}0400\ mol/L$$

Réponse : À l'équilibre, la concentration de la substance D dans l'expérience 2 est de 0,0400 mol/L.

b) **Données**

$[A]_1 = 0{,}0200\ mol/L$ $[D]_1 = 0{,}0800\ mol/L$
$[B]_1 = 0{,}0400\ mol/L$ $K_{C_{dir}} = 2{,}00$
$[C]_1 = 0{,}0200\ mol/L$ $K_{C_{inv}} = ?$

Solution

1. *Première méthode de calcul.*

$$K_{C_{inv}} = \frac{[A][B]}{[C][D]} = \frac{0{,}0200 \cdot 0{,}0400}{0{,}0200 \cdot 0{,}0800} = 0{,}500$$

2. *Deuxième méthode de calcul.*

$$K_{C_{inv}} = \frac{1}{K_{C_{dir}}} = \frac{1}{2{,}00} = 0{,}500$$

Réponse : La constante d'équilibre de la réaction inverse ($K_{C_{inv}}$) est de 0,500.

c) Une diminution de température favorise une réaction exothermique en faisant augmenter sa constante d'équilibre. Donc, la réaction inverse est exothermique. En conséquence, la réaction directe est endothermique.

5 **Données**

$[HA]_i = 0{,}0100\ mol/L$
$[OH^-] = 5{,}25 \times 10^{-12}\ mol/L$
$K_a = ?$

Solution

1. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution d'acide.*

À 25 °C, la constante d'ionisation de l'eau s'écrit :

$$K_{eau} = [H^+][OH^-] = 1{,}00 \times 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{[OH^-]}$$

$$[H^+] = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{5{,}25 \times 10^{-12}} = 1{,}90 \times 10^{-3}\ mol/L$$

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$HA_{(aq)}$	$\rightleftharpoons$ $H^+_{(aq)}$	+ $A^-_{(aq)}$
Initiale (C_i)	0,0100	0	0
Variation (ΔC)	$-1{,}90 \times 10^{-3}$	$+1{,}90 \times 10^{-3}$	$+1{,}90 \times 10^{-3}$
Équilibre ($C_{éq}$)	$8{,}10 \times 10^{-3}$	$1{,}90 \times 10^{-3}$	$1{,}90 \times 10^{-3}$

3. *Calculer la constante d'acidité.*

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{(1{,}90 \times 10^{-3})(1{,}90 \times 10^{-3})}{8{,}1 \times 10^{-3}} = 4{,}5 \times 10^{-4}$$

Réponse : Selon l'annexe 9.6, l'acide qui possède une constante d'ionisation de $4{,}5 \times 10^{-4}$ est l'acide nitreux (HNO_2) ($K_a = 4{,}5 \times 10^{-4}$).

6 C

7 **Données**

$[Hg^+] = 1{,}09 \times 10^{-2}\ mol/L$
$K_{ps} = ?$

Solution

1. *Écrire l'équation de dissolution du Hg_2SO_4.*

$$Hg_2SO_{4(s)} \rightleftharpoons 2\,Hg^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

2. *Calculer la solubilité molaire de ce sel.*

$$[Hg^+] = 2 \cdot [Hg_2SO_4] = 2 \cdot s$$

$$s = \frac{[Hg^+]}{2} = \frac{1{,}09 \times 10^{-2}\ mol/L}{2} = 5{,}45 \times 10^{-3}\ mol/L$$

3. *Calculer la concentration des ions SO_4^{2-}.*

$$[SO_4^{2-}] = [Hg_2SO_4] = 5{,}45 \times 10^{-3}\ mol/L$$

4. *Calculer la constante du produit de solubilité de ce sel.*

$$K_{ps} = [Hg^+]^2\,[SO_4^{2-}]$$
$$= (1{,}09 \times 10^{-2})^2 \cdot (5{,}45 \times 10^{-3}) = 6{,}48 \times 10^{-7}$$

Réponse : La constante du produit de solubilité (K_{ps}) du sulfate de mercure (I), à 25 °C, est de $6{,}48 \times 10^{-7}$.

8 C

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

9 La réaction directe de formation du dioxyde de carbone est exothermique. Elle est donc favorisée par des températures basses. De plus, lors de la formation du dioxyde de carbone, le nombre de moles gazeuses diminue. Ce phénomène est favorisé par une augmentation de la pression atmosphérique. Comme les journées froides se caractérisent par une pression atmosphérique élevée, la formation de dioxyde de carbone est beaucoup plus favorisée en hiver qu'en été. Donc, c'est en hiver que l'effet de serre est le plus renforcé.

10 DÉFI

Données

$n_{NH_{3i}} = 4{,}00\ \text{mol}$ $T = 40{,}0\ °\text{C} = 313\ \text{K}$

$n_{H_2S_i} = 3{,}00\ \text{mol}$ $R = 8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/\text{mol} \cdot \text{K}$

$K_C = 7{,}00$ $p = ?\ \text{kPa}$

$V = 1{,}00\ \text{L}$

Solution

1. *Calculer les concentrations initiales de NH_3 et de H_2S.*

   Comme le volume est de 1,00 L :

   $[NH_3]_i = 4{,}00\ \text{mol/L}$ $[H_2S]_i = 3{,}00\ \text{mol/L}$

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$NH_4SH_{(s)} \rightleftharpoons$	$NH_{3\,(g)}$	+ $H_2S_{(g)}$
Initiale (C_i)	Ne s'applique pas (solide).	4,00	3,00
Variation (ΔC)		$-x$	$-x$
Équilibre ($C_{éq}$)		$4{,}00 - x$	$3{,}00 - x$

3. *Calculer les concentrations à l'équilibre de chaque substance.*

   $K_C = [NH_3][H_2S] = 7{,}00 = (4{,}00 - x) \cdot (3{,}00 - x)$

   La manipulation de cette expression permet d'obtenir l'équation du second degré suivante.

   $x^2 - 7{,}00x + 5{,}00 = 0$

   Pour trouver les valeurs possibles de x, on peut utiliser l'équation suivante.

   $$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{-(-7{,}00) \pm \sqrt{(-7{,}00)^2 - 4 \times 1 \times 5{,}00}}{2 \times 1}$$

   $x_1 = 6{,}19$ ou $x_2 = 0{,}807$

   La valeur de $x_1 = 6{,}19$ est rejetée, car elle donne des concentrations à l'équilibre négatives.

   $[NH_3]_{éq} = 4{,}00 - x = 4{,}00 - 0{,}807 = 3{,}19\ \text{mol/L}$

   $[H_2S]_{éq} = 3{,}00 - x = 3{,}00 - 0{,}807 = 2{,}19\ \text{mol/L}$

4. *Calculer la pression partielle de chacun des deux gaz à l'équilibre.*

   $$pV = nRT \Rightarrow p = \frac{nRT}{V} \Rightarrow p = [\,]RT$$

   $p_{(NH_3)} = [NH_3]RT$

   $= 3{,}19\ \text{mol/L} \times 8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \times 313\ \text{K}$

   $= 8{,}30 \times 10^3\ \text{kPa}$

   $p_{(H_2S)} = [H_2S]RT$

   $= 2{,}19\ \text{mol/L} \times 8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \times 313\ \text{K}$

   $= 5{,}70 \times 10^3\ \text{kPa}$

5. *Calculer la pression totale du système à l'équilibre.*

   $p_T = p_{(NH_3)} + p_{(H_2S)} = 8{,}30 \times 10^3\ \text{kPa} + 5{,}70 \times 10^3\ \text{kPa}$

   $= 1{,}400 \times 10^4\ \text{kPa}$

Réponse : La pression totale du système à l'équilibre est de $1{,}400 \times 10^4$ kPa.

11 DÉFI

Données

$C = 2\ \%\ m/V$ $K_a = 8{,}00 \times 10^{-5}$

$M_{acide} = 176{,}14\ \text{mol/L}$ pH = ?

Solution

1. *Calculer la concentration initiale de $C_6H_8O_6$ en mol/L.*

   $$C_i = 2\ \%\ m/V = \frac{2{,}00\ \text{g}}{100\ \text{mL}} = 20{,}0\ \text{g/L}$$

   $$= \frac{20{,}0\ \text{g/L}}{176{,}14\ \text{g/mol}} = 0{,}114\ \text{mol/L}$$

2. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$C_6H_8O_{6\,(aq)} \rightleftharpoons$	$H^+_{(aq)}$	+ $C_6H_7O_6^-{}_{(aq)}$
Initiale (C_i)	0,114	0	0
Variation (ΔC)	$-x$	$+x$	$+x$
Équilibre ($C_{éq}$)	$0{,}114 - x$	x	x

3. *Calculer les concentrations à l'équilibre de chaque substance.*

   $$K_a = \frac{[H^+][C_6H_7O_6^-]}{[C_6H_8O_6]}$$

   $$8{,}00 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0{,}114 - x}$$

   La manipulation de cette expression permet d'obtenir l'équation du second degré suivante.

   $x^2 + (8{,}00 \times 10^{-5}x) - (9{,}12 \times 10^{-6}) = 0$

   Pour trouver les valeurs possibles de x, on peut utiliser l'équation suivante.

   $$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

   $$= \frac{-8{,}00 \times 10^{-5} \pm \sqrt{(8{,}00 \times 10^{-5})^2 - 4 \times 1 \times (-9{,}12 \times 10^{-6})}}{2 \times 1}$$

   $x_1 = -3{,}06 \times 10^{-3}$ ou $x_2 = 2{,}98 \times 10^{-3}$

   La valeur de $x_1 = -3{,}06 \times 10^{-3}$ est rejetée, car elle est négative.

   $[H^+]_{éq} = 2{,}98 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$

4. *Calculer la valeur du pH de la solution.*

   $pH = -\log[H^+] = -\log(2{,}98 \times 10^{-3})$

   $= 2{,}526$

Réponse : Le pH de la solution d'acide ascorbique est de 2,526.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



LABO 25 L'expression de la constante d'équilibre

Cahier, p. 338

Mise en situation

Ozone en équilibre

La stratosphère est la deuxième couche de l'atmosphère. Dans sa partie supérieure, entre 25 et 50 km d'altitude, la stratosphère contient une forte concentration en ozone (O_3) : c'est la couche d'ozone. Sans cette couche, le développement et le maintien de la vie sur Terre seraient difficiles, voire impossibles. Grâce à l'ozone, la majorité des rayons nocifs du soleil – les rayons ultraviolets (UV) – ne nous atteignent pas. Dans la partie supérieure de la stratosphère, l'ozone se transforme en oxygène (O) et en dioxygène (O_2) lorsqu'il absorbe les radiations solaires. Puis ces deux gaz peuvent à leur tour reformer de l'ozone. Cet équilibre entre la formation et la décomposition de l'ozone est l'objet de plusieurs réactions qui peuvent se résumer par l'équation suivante :

$$2\ O_{3(g)} \rightleftharpoons 3\ O_{2(g)}$$

On sait depuis de nombreuses années qu'un amincissement de la couche d'ozone est en train de se produire. Ce phénomène serait lié à l'utilisation de composés appelés CFC (chlorofluorocarbures). Ces derniers perturbent les réactions permettant l'équilibre entre le dioxygène et l'ozone.

Quel est l'effet d'une diminution de la concentration en ozone sur la valeur de la constante d'équilibre ?

La préparation

1. Quelle est la règle décrite par la loi de l'équilibre chimique ?

2. Donnez l'expression de la constante d'équilibre (K_C) de la réaction donnée dans le contexte ci-dessus.

3. Comment peut-on vérifier expérimentalement l'effet de la concentration initiale d'un réactif sur la valeur de la constante d'équilibre ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 25 L'expression de la constante d'équilibre

Cahier, p. 338

Le but de l'expérience

Déterminer si la concentration initiale des réactifs influence la valeur de la constante d'équilibre d'une réaction.

L'hypothèse

La concentration initiale des réactifs a-t-elle une influence sur la valeur de la constante d'équilibre d'une réaction ? Expliquez votre réponse.

_____

_____

_____

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

1re partie

- Un pH-mètre
- 20 mL d'une solution tampon de pH 3
- 20 mL d'une solution tampon de pH 7
- Un flacon-laveur d'eau distillée
- Des essuie-tout

2e partie

- Un cylindre gradué de 25 mL
- Un bécher de 50 mL
- 20 mL d'une solution d'acide acétique (CH_3COOH), concentrée à 0,0010 mol/L
- 20 mL d'une solution d'acide acétique (CH_3COOH), concentrée à 0,0020 mol/L
- 20 mL d'une solution d'acide acétique (CH_3COOH), concentrée à 0,0050 mol/L
- 20 mL d'une solution d'acide acétique (CH_3COOH), concentrée à 0,010 mol/L
- Un support universel
- Une pince universelle

Pour le groupe classe

- Un bac de récupération des liquides

Manipulations

1re partie – La calibration du pH-mètre

1. Réaliser le montage de la figure 1.
2. Rincer l'électrode du pH-mètre à l'eau distillée, puis l'essuyer.
3. Plonger l'électrode du pH-mètre dans la solution tampon de pH 3. Agiter légèrement le bécher pour éviter qu'il y ait une bulle d'air collée sur l'électrode.
4. Ajuster le pH-mètre à la valeur de pH indiquée sur le bécher.
5. Rincer l'électrode du pH-mètre à l'eau distillée et l'essuyer.
6. Plonger l'électrode du pH-mètre dans la solution tampon de pH 7. Agiter légèrement le bécher pour éviter qu'il y ait une bulle d'air collée sur l'électrode.
7. Ajuster le pH-mètre à la valeur de pH indiquée sur le bécher.
8. Rincer l'électrode du pH-mètre à l'eau distillée et l'essuyer.

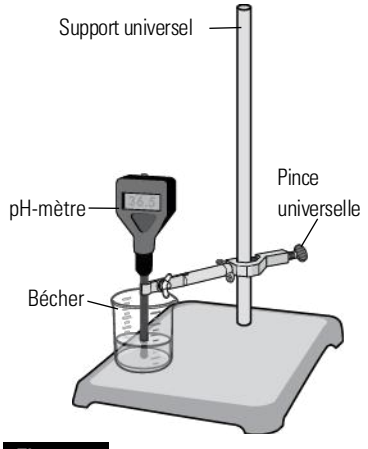


Figure 1 Le montage de l'expérience.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

2e partie – La mesure du pH des différentes solutions aqueuses

1 Mesurer 20 mL de solution d'acide acétique (CH_3COOH) concentrée à 0,0010 mol/L à l'aide du cylindre gradué et les verser dans le bécher.

2 Plonger l'électrode du pH-mètre dans la solution. Agiter légèrement le bécher pour éviter qu'il y ait une bulle d'air collée sur l'électrode. Noter la valeur de pH obtenue dans le tableau 1 de la question 1.

3 Vider le contenu du bécher dans le bac de récupération des liquides. Bien rincer le bécher et l'électrode du pH-mètre à l'eau distillée et les essuyer.

4 Recommencer les manipulations 1 à 3 avec la solution d'acide acétique (CH_3COOH), concentrée à 0,0020 mol/L.

5 Recommencer les manipulations 1 à 3 avec la solution d'acide acétique (CH_3COOH), concentrée à 0,0050 mol/L.

6 Recommencer les manipulations 1 à 3 avec la solution d'acide acétique (CH_3COOH), concentrée à 0,010 mol/L.

7 Nettoyer et ranger le matériel.

Les résultats

1. Inscrivez la valeur de pH de chacune des concentrations d'acide acétique dans le tableau 1.

TABLEAU 1
Le pH et la concentration en ions H^+ des solutions d'acide acétique (CH_3COOH)

Solution		pH	$[H^+]_{éq}$ (mol/L)
1	0,0010 mol/L		
2	0,0020 mol/L		
3	0,0050 mol/L		
4	0,010 mol/L		

2. Calculez la concentration en ions hydrogène (H^+) à l'équilibre dans chacune des quatre solutions d'acide acétique, puis notez-la dans le tableau 1 de la question 1.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

3. Déterminez, pour chacune des solutions, les concentrations à l'équilibre de CH_3COOH, de CH_3COO^- et de H^+ et reportez vos résultats dans le tableau 2.

TABLEAU 2
La constante d'équilibre et la concentration à l'équilibre de CH_3COOH, de CH_3COO^- et de H^+ dans les solutions d'acide acétique (CH_3COOH)

Solution		$[CH_3COOH]_{éq}$ (mol/L)	$[CH_3COO^-]_{éq}$ (mol/L)	$[H^+]_{éq}$ (mol/L)	K_c
1	0,0010 mol/L				
2	0,0020 mol/L				
3	0,0050 mol/L				
4	0,010 mol/L				

4. Calculez la valeur de la constante d'équilibre pour chacune des solutions, puis reportez vos résultats dans le tableau 2 de la question 3.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

L'analyse des résultats

5. Que pouvez-vous conclure à partir des valeurs du tableau 2 ? Expliquez ce résultat.

6. Quelles sont les causes d'erreurs possibles dans ce laboratoire ? Comment influencent-elles les résultats et vos analyses ?

La conclusion

7. En vous basant sur cette expérience, que déduisez-vous de l'influence de la concentration initiale des réactifs sur la valeur de la constante d'équilibre d'une réaction ?

8. Comment jugez-vous votre hypothèse à la lumière de l'information que ce laboratoire vous apporte ?

9. Quel sera l'effet d'une diminution de la concentration en ozone (O_3) sur la valeur de la constante d'équilibre ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.



LABO 26 La détermination de la constante d'acidité

Cahier, p. 362

Mise en situation

Saule acide

L'acide acétylsalicylique ($C_9H_8O_4$) provient de l'acide salicylique ($C_7H_6O_3$). Ce dernier se retrouve, entre autres, dans l'écorce de saule – d'où son nom – et est connu depuis l'Antiquité pour ses propriétés curatives. C'est en 1897 que Félix Hoffmann, un chimiste allemand travaillant pour la compagnie Bayer, réussit à synthétiser l'acide acétylsalicylique pur. Le brevet déposé en 1899 a permis à cette société de commercialiser ce produit sous le nom d'Aspirine^{MD}. L'acide acétylsalicylique a des propriétés anti-inflammatoires, en plus de contribuer à réduire la fièvre, la douleur et la coagulation sanguine. Cet acide fait partie de la famille des acides organiques. Les composés organiques, comme les acides, contiennent du carbone (C), un élément de base du vivant. Ce type d'acide est généralement faible. On peut acheter des comprimés d'acide acétylsalicylique de 325 mg, la dose régulière, ou de 500 mg, la dose forte. Ces comprimés peuvent être dissous dans 100 mL d'eau (H_2O).

Est-ce que la constante d'acidité et le pourcentage d'ionisation seront les mêmes pour un comprimé d'acide acétylsalicylique de 325 mg dissous dans 100 mL d'eau et pour un comprimé de 500 mg dissous dans la même quantité d'eau ?

La préparation

1. Quelle est la différence entre un acide fort et un acide faible ?

_____

_____

2. Écrivez l'équation de la dissociation d'un acide faible hypothétique dans l'eau.

_____

3. Que peut-on dire de la force d'un acide si :

a) la constante d'acidité est élevée ?

_____

b) la constante d'acidité est petite ?

_____

4. Comment calculer la constante d'acidité d'un ou de plusieurs acides en laboratoire ?

_____

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 26 La détermination de la constante d'acidité

Cahier, p. 362

Le but de l'expérience

Déterminer si la constante d'acidité et le pourcentage d'ionisation de différents acides peuvent être utilisés afin de comparer la force de ces acides.

L'hypothèse

Pour comparer la force des acides, peut-on comparer leur pourcentage d'ionisation et leur constante d'acidité ? Expliquez votre réponse.

_____

_____

_____

_____

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

1re partie

- Un pH-mètre
- 20 mL d'une solution tampon de pH 3
- 20 mL d'une solution tampon de pH 7
- Un flacon-laveur d'eau distillée
- Du papier essuie-tout

2e partie

- Un cylindre gradué de 25 mL
- Un bécher de 50 mL
- 20 mL d'une solution d'acide acétique ($C_2H_4O_2$), concentrée à 0,10 mol/L (solution 1)
- 20 mL d'une solution d'acide oxalique ($C_2H_2O_4$), concentrée à 0,10 mol/L (solution 2)
- 20 mL d'une solution d'acide ascorbique ($C_6H_8O_6$), concentrée à 0,10 mol/L (solution 3)
- 20 mL d'une solution d'acide citrique ($C_6H_8O_7$), concentrée à 0,10 mol/L (solution 4)
- 20 mL d'une solution d'acide acétique ($C_2H_4O_2$), concentrée à 0,0050 mol/L (solution 5)
- 20 mL d'une solution d'acide oxalique ($C_2H_2O_4$), concentrée à 1,0 mol/L (solution 6)
- 20 mL d'une solution d'acide ascorbique ($C_6H_8O_6$), concentrée à 0,0010 mol/L (solution 7)
- 20 mL d'une solution d'acide citrique ($C_6H_8O_7$), concentrée à 0,010 mol/L (solution 8)
- Un support universel
- Une pince universelle

Pour le groupe classe

- Un bac de récupération des liquides

Manipulations

1re partie – La calibration du pH-mètre

1. Réaliser le montage de la figure 1.
2. Rincer l'électrode du pH-mètre à l'eau distillée, puis l'essuyer avec un papier essuie-tout propre.
3. Plonger l'électrode du pH-mètre dans la solution tampon de pH 3. Agiter légèrement le bécher pour éviter qu'il y ait une bulle d'air collée sur l'électrode.
4. Ajuster le pH-mètre à la valeur de pH indiquée sur le bécher.
5. Rincer l'électrode du pH-mètre à l'eau distillée et l'essuyer avec un papier essuie-tout propre.
6. Recommencer les manipulations 3 à 5 avec la solution tampon de pH 7.

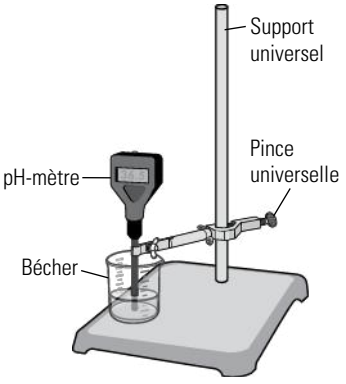


Figure 1 Le montage de l'expérience.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

2e partie – La mesure du pH des différentes solutions aqueuses

1 Mesurer 20 mL de la solution 1 à l'aide du cylindre gradué et les verser dans le bécher.

2 Prendre le pH de la solution à l'aide du pH-mètre et noter la valeur dans le tableau 1 de la question 1. Agiter légèrement le bécher pour éviter qu'il y ait une bulle d'air collée sur l'électrode.

3 Vider le contenu du bécher dans le bac de récupération des liquides. Bien rincer le bécher et l'électrode du pH-mètre à l'eau distillée et les essuyer avec un papier filtre propre.

4 Recommencer les manipulations 1 à 3 avec les solutions 2 à 8.

5 Nettoyer et ranger le matériel.

Les résultats

1. Inscrivez la valeur de pH de chacune des solutions dans le tableau 1.

TABLEAU 1
Les résultats du laboratoire

Solutions acides à 0,10 mol/L					
Solution		**pH**	**[H^+] (mol/L)**	**K_a**	**% d'ionisation**
1	Acide acétique ($C_2H_4O_2$)				
2	Acide oxalique ($C_2H_2O_4$)				
3	Acide ascorbique ($C_6H_8O_6$)				
4	Acide citrique ($C_6H_8O_7$)				
Solutions acides à différentes concentrations					
Solution		**pH**	**[H^+] (mol/L)**	**K_a**	**% d'ionisation**
5	Acide acétique ($C_2H_4O_2$), 0,0050 mol/L				
6	Acide oxalique ($C_2H_2O_4$), 1,0 mol/L				
7	Acide ascorbique ($C_6H_8O_6$), 0,0010 mol/L				
8	Acide citrique ($C_6H_8O_7$), 0,010 mol/L				

2. Calculez la concentration en ions H^+, la constante d'acidité et le pourcentage d'ionisation de toutes les solutions, puis reportez vos résultats dans le tableau 1 de la question 1.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

L'analyse des résultats

3. Que remarquez-vous en comparant la concentration en ions H^+, la constante d'acidité et le pourcentage d'ionisation des solutions acides à 0,10 mol/L du tableau 1 de la question 1 ?

4. Que remarquez-vous en comparant la constante d'acidité et le pourcentage d'ionisation des solutions acides à différentes concentrations du tableau 1 de la question 1 ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5. Classez les solutions acides à 0,10 mol/L du tableau 1 de la question 1 en ordre croissant selon :

a) leur constante d'acidité ;

( ) < ( ) < ( ) < ( )

b) leur pourcentage d'ionisation.

( ) < ( ) < ( ) < ( )

6. Classez les solutions acides à différentes concentrations du tableau 1 de la question 1 en ordre croissant selon :

a) leur constante d'acidité ;

( ) < ( ) < ( ) < ( )

b) leur pourcentage d'ionisation.

( ) < ( ) < ( ) < ( )

7. Que remarquez-vous en comparant les classements obtenus aux questions 5 et 6 ? Comment expliquez-vous cette constatation ?

8. Calculez la constante d'acidité moyenne de chaque acide, puis reportez-la dans le tableau 2.

TABLEAU 2
Les valeurs des constantes d'acidité moyennes et théoriques à 25 °C

Solution	K_a moyenne	K_a théorique
Acide acétique ($C_2H_4O_2$)		$1{,}8 \times 10^{-5}$
Acide oxalique ($C_2H_2O_4$)		$5{,}4 \times 10^{-2}$
Acide ascorbique ($C_6H_8O_6$)		$9{,}12 \times 10^{-5}$
Acide citrique ($C_6H_8O_7$)		$7{,}4 \times 10^{-3}$

9. Comment peut-on expliquer la différence entre les valeurs moyennes expérimentales et les valeurs théoriques des constantes d'acidité ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

10. Que remarquez-vous en comparant, pour chacun des acides du tableau 1 de la question 1, la variation du pourcentage d'ionisation en fonction de la concentration ? Expliquez votre réponse.

La conclusion

11. En vous basant sur cette expérience, que déduisez-vous de la relation entre la force d'un acide et sa constante d'acidité ?

12. En vous basant sur cette expérience, que déduisez-vous de la relation entre la force d'un acide et son pourcentage d'ionisation ?

13. Comment jugez-vous votre hypothèse à la lumière de l'information que ce laboratoire vous apporte ?

14. Est-ce que la constante d'acidité et le pourcentage d'ionisation seront les mêmes pour un comprimé d'acide acétylsalicylique ($C_9H_8O_4$) de 325 mg dissous dans 100 mL d'eau et pour un comprimé de 500 mg dissous dans la même quantité d'eau ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 27 La détermination de la constante du produit de solubilité

Cahier, p. 379

Mise en situation

Le saturnisme

Certaines propriétés du plomb (Pb) – sa malléabilité et son extraction facile – font que ce métal est utilisé depuis l'âge de bronze. Le plomb s'avère cependant toxique pour l'être humain, et ce, quelle que soit sa concentration. En effet, le plomb s'accumule dans le cerveau, le foie, les reins, les os, et peut être la cause de déficiences intellectuelles si l'intoxication au plomb affecte le fœtus. L'intoxication au plomb est connue depuis l'Antiquité. Comme les alchimistes associaient ce métal à la planète Saturne, cette intoxication est aussi appelée « saturnisme ». En 2004, le plomb a été classé comme un élément possiblement cancérigène.

De nos jours, plusieurs composés ioniques au plomb sont toujours utilisés. On trouve aussi du sulfate de plomb ($PbSO_4$) sur les électrodes des batteries de voitures déchargées. Un autre composé ionique, le dichlorure de plomb ($PbCl_2$) permet la synthèse de différentes céramiques. Ces deux composés sont faiblement solubles dans l'eau (H_2O). Il est important de connaître leur solubilité puisque des ions Pb^{2+} hautement toxiques peuvent contaminer l'eau.

Est-ce que la constante du produit de solubilité (K_{ps}) du sulfate de plomb et du dichlorure de plomb peut être utilisée pour comparer leur solubilité ? Justifiez votre réponse.

La préparation

1. Quel facteur peut avoir un effet sur la constante du produit de solubilité ?

_____

2. Écrivez l'expression générale de la constante du produit de solubilité.

_____

3. Pour chaque énoncé, mentionnez ce qui arrive à la solubilité d'un composé ionique lorsque :

a) la constante du produit de solubilité est élevée.

_____

b) la constante du produit de solubilité est faible.

_____

4. À quelle condition peut-on comparer la solubilité de deux composés à partir de leur constante du produit de solubilité ?

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LABO 27 La détermination de la constante du produit de solubilité

Cahier, p. 379

Le but de l'expérience

Déterminer si la constante du produit de solubilité des composés ioniques peut être utilisée afin de comparer leur solubilité.

L'hypothèse

La connaissance de la constante du produit de solubilité des sels permet-elle de classer ces sels selon leur solubilité ? Expliquez votre réponse.

_____

_____

_____

Le protocole expérimental

Matériel

Par dyade

- Un pèse-matière
- Une balance au centième de gramme
- Un cylindre gradué de 10 mL
- Quatre éprouvettes et leur bouchon
- Une spatule
- Un compte-gouttes
- 4,00 g de chlorure de potassium (KCl)
- 4,00 g de bicarbonate de potassium ($KHCO_3$)
- 2,50 g de carbonate de disodium (Na_2CO_3)
- 2,50 g de sulfate de disodium (Na_2SO_4)
- Un flacon-laveur d'eau distillée
- Du papier essuie-tout

Pour le groupe classe

- Un bac de récupération des liquides
- Un bac de récupération des sels

Manipulations

1. Numéroter les éprouvettes de 1 à 4.
2. Peser le pèse-matière et noter sa masse dans le tableau 1 de la question 1.
3. Tarer la balance. Peser 4,00 g de chlorure de potassium (KCl) et noter sa masse exacte dans le tableau 1.
4. Mesurer et verser exactement 10,0 mL d'eau distillée dans l'éprouvette 1.
5. Verser la moitié du chlorure de potassium dans l'éprouvette 1, mettre le bouchon et renverser l'éprouvette quelques fois jusqu'à ce que le sel soit complètement dissous.
6. Ajouter la moitié de la quantité de chlorure de potassium restante, boucher l'éprouvette et l'agiter de nouveau jusqu'à ce que le sel soit complètement dissous.
7. Ajouter dans l'éprouvette 1 une pointe de spatule du chlorure de potassium restant dans le pèse-matière. Boucher l'éprouvette et l'agiter à nouveau. Attendre environ 1 minute.

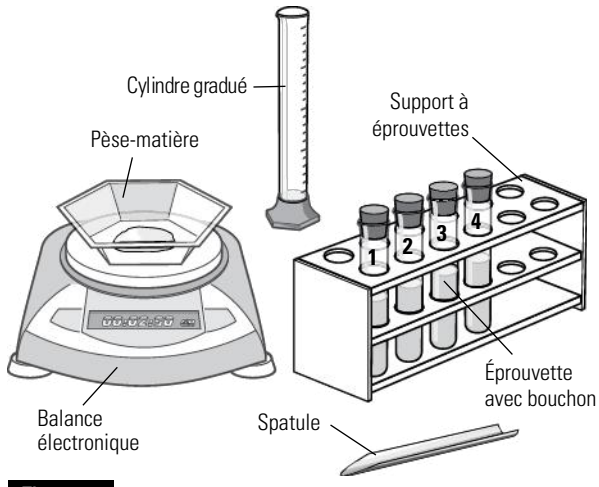


Figure 1 Le montage de l'expérience.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

8 Refaire la manipulation 7 jusqu'à l'apparition d'un petit dépôt de sel impossible à dissoudre.

> **Attention !**
>
> Prêter attention au dépôt qui peut se former afin d'éviter de mettre trop de sel ou de confondre les bulles provoquées par l'agitation avec des cristaux de sel non dissous.

9 Peser la masse exacte de chlorure de potassium restante dans le pèse-matière et noter sa masse dans le tableau 1.

10 Vider le sel dans le bac de récupération des sels et essuyer le pèse-matière avec du papier essuie-tout pour éliminer toute trace de sel.

11 Recommencer les manipulations 3 à 10 en remplaçant le chlorure de potassium par 4,00 g de bicarbonate de potassium ($KHCO_3$).

12 Recommencer les manipulations 3 à 10 en remplaçant le chlorure de potassium par 2,50 g de carbonate de disodium (Na_2CO_3).

13 Recommencer les manipulations 3 à 10 en remplaçant le chlorure de potassium par 2,50 g de sulfate de disodium (Na_2SO_4).

14 Vider le contenu des éprouvettes dans le bac de récupération des liquides.

15 Nettoyer et ranger le matériel.

Les résultats

1. Inscrivez les résultats du laboratoire dans le tableau 1, puis calculez les masses de chaque sel dans les deux dernières colonnes.

TABLEAU 1
Les résultats du laboratoire

Masse du pèse-matière :

Sel	m_i (g ± 0,01 g)	*m* restante avec pèse-matière (g ± 0,01 g)	*m* restante sans pèse-matière (g ± 0,02 g)	*m* dissoute (g ± 0,02 g)
KCl				
$KHCO_3$				
Na_2CO_3				
Na_2SO_4				

L'analyse des résultats

2. Déterminez la solubilité molaire ainsi que la constante du produit de solubilité de chacun des sels, puis reportez le résultat de vos calculs dans le tableau 2.

TABLEAU 2
La solubilité molaire et la constante du produit de solubilité des sels

	Catégorie 1		Catégorie 2	
	KCl	$KHCO_3$	Na_2CO_3	Na_2SO_4
Solubilité molaire				
K_{ps}				

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

3. Quelle relation pouvez-vous établir entre la constante du produit de solubilité et la solubilité molaire :

a) des sels de la catégorie 1 ?

_____

b) des sels de la catégorie 2 ?

_____

4. Classez les quatre sels étudiés par ordre croissant de leur solubilité molaire dans l'eau.

[ ] < [ ] < [ ] < [ ]

5. Classez les quatre sels étudiés par ordre croissant de leur constante du produit de solubilité.

[ ] < [ ] < [ ] < [ ]

6. Que remarquez-vous en comparant les deux classements obtenus aux questions 4 et 5 ? Expliquez votre réponse.

_____

_____

7. Quelle est la différence entre les sels des deux catégories ?

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

8. Quelles sont les causes d'erreurs possibles dans ce laboratoire ? Comment influencent-elles les résultats et vos analyses ?

La conclusion

9. En vous basant sur cette expérience, que déduisez-vous de la relation entre la solubilité d'un sel et sa constante du produit de solubilité ?

10. Comment jugez-vous votre hypothèse à la lumière de l'information que ce laboratoire vous apporte ?

11. Est-ce que la constante du produit de solubilité du sulfate de plomb ($PbSO_4$) et du dichlorure de plomb ($PbCl_2$) peut être utilisée pour comparer leur solubilité ? Justifiez votre réponse.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Chapitre 9 L'aspect quantitatif de l'équilibre chimique

1 Écrivez l'expression de la constante d'équilibre pour chacune des réactions suivantes.

a) $2\ NO_{(g)} + 2\ H_{2(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)}$

b) $3\ C_{(s)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_{4(g)} + C_2H_{2(g)}$

2 Soit la réaction de formation du pentachlorure de phosphore (PCl_5) suivante, dont la constante d'équilibre est de 14,2 à 305 K et de 49,0 à 525 K.

$$PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons PCl_{5(g)}$$

a) Cette réaction est-elle exothermique ou endothermique ? Justifiez votre réponse.

b) Si on voulait augmenter la concentration du pentachlorure de phosphore à l'équilibre, devrait-on augmenter ou diminuer la température ? Expliquez votre réponse.

3 D'après la théorie d'Arrhenius sur les acides et les bases, écrivez les équations de dissociation des acides et des bases suivants.

a) HNO_2

b) $LiOH$

c) H_3AsO_4

d) $Ca(OH)_2$

4 Écrivez la formule des bases et des acides conjugués associés aux acides et aux bases suivants.

Acide	Base conjuguée	Base	Acide conjugué
a) HBr		*d)* SO_4^{2-}	
b) NH_4^+		*e)* Cl^-	
c) $H_2PO_4^-$		*f)* NH_2NH_2	

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5 Soit une solution à 25 °C dont le pH est de 4,55. Quelles sont les concentrations en ions hydrogène (H^+) et en ions hydroxyde (OH^-) de cette solution ?

6 À une température de 200 °C, un ballon de 2,00 L contient, à l'équilibre, 4,30 mol de trichlorure de phosphore (PCl_3), 2,42 mol d'ammoniac (NH_3), 11,5 mol de triamide de phosphore ($P(NH_2)_3$) et 4,08 mol de chlorure d'hydrogène (HCl). Cette réaction est représentée par l'équation suivante.

$$PCl_{3(g)} + 3\ NH_{3(g)} \rightleftharpoons P(NH_2)_{3(g)} + 3\ HCl_{(g)}$$

a) Quelle est, à 200 °C, la valeur de la constante d'équilibre de cette réaction ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

b) Quelle est, à 200 °C, la constante d'équilibre de la réaction inverse ?

7 On veut étudier la réaction suivante à l'équilibre à 1000 K.

$$SO_{2(g)} + NO_{2(g)} \rightleftharpoons NO_{(g)} + SO_{3(g)}$$

À l'équilibre, le mélange contenu dans un ballon de 5,00 L contient 0,478 mol de dioxyde de soufre (SO_2), 0,448 mol de dioxyde d'azote (NO_2) et 0,640 mol de trioxyde de soufre (SO_3). Quel est le nombre de moles de monoxyde d'azote (NO) si la constante d'équilibre de la réaction inverse est de 0,139 ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

8 Quel énoncé est vrai ?

A. On peut comparer la solubilité du chlorure d'argent (AgCl) et celle du chromate de diargent (Ag_2CrO_4) en comparant leurs constantes du produit de solubilité.

B. On peut comparer la solubilité du dihydroxyde de fer ($Fe(OH)_2$) et celle du trihydroxyde de fer ($Fe(OH)_3$) en comparant leurs constantes du produit de solubilité.

C. On peut comparer la solubilité du chlorure d'argent (AgCl) et celle du carbonate de calcium ($CaCO_3$) en comparant leurs constantes du produit de solubilité.

D. On peut comparer la solubilité du sulfate de baryum ($BaSO_4$) et celle du sulfate de dimercure (Hg_2SO_4) en comparant leurs constantes du produit de solubilité.

9 L'acide nitrique (HNO_3) est un acide fort qui se dissocie complètement dans l'eau.

a) Écrivez son équation de dissociation dans l'eau.

_____

b) Quelle masse d'acide nitrique faut-il dissoudre dans 320 mL d'eau pour obtenir une solution de pH 1,25 ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

10 Soit une solution d'acide benzoïque (C_6H_5COOH) dont la concentration est de 0,250 mol/L et la valeur de la constante d'acidité de $6{,}30 \times 10^{-5}$ à 25 °C. Quel est le pH de cette solution acide ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

11 L'ammoniac (NH_3) est une base faible qui se dissocie partiellement dans l'eau (H_2O) selon l'équation suivante.

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^{+}{}_{(aq)} + OH^{-}{}_{(aq)}$$

Quelle est la concentration initiale d'une solution d'ammoniac à 25 °C, dont le pH est de 8,75, si la valeur de sa constante de basicité est de $1{,}80 \times 10^{-5}$?

12 Dans un ballon de 5,00 L, à une certaine température, on introduit 2,35 mol de trioxyde de diazote (N_2O_3), 3,25 mol de dioxyde d'azote (NO_2) et 2,75 mol de monoxyde d'azote (NO). On obtient l'équilibre suivant, dont la valeur de la constante d'équilibre est de 120.

$$NO_{2(g)} + NO_{(g)} \rightleftharpoons N_2O_{3(g)}$$

Quelles sont les concentrations à l'équilibre de toutes les substances présentes ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

13 À 60 °C, la constante d'ionisation de l'eau est de $9{,}55 \times 10^{-14}$. Quelle ligne du tableau suivant est exacte ?

Réponse	pH de l'eau	$[H^+]$ (mol/L)	$[OH^-]$ (mol/L)	Nature acidobasique
A.	6,020	$9{,}55 \times 10^{-7}$	$1{,}05 \times 10^{-8}$	Base
B.	6,510	$3{,}09 \times 10^{-7}$	$3{,}09 \times 10^{-7}$	Acide
C.	7,000	$1{,}00 \times 10^{-7}$	$1{,}00 \times 10^{-7}$	Neutre
D.	6,510	$3{,}09 \times 10^{-7}$	$3{,}09 \times 10^{-7}$	Neutre

14 Déterminez la masse de diphosphate de trinickel ($Ni_3(PO_4)_2$) qu'il faut dissoudre dans 250 mL d'eau pour obtenir une solution saturée de diphosphate de trinickel possédant une constante du produit de solubilité de $4{,}74 \times 10^{-32}$.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

15 DÉFI

L'acide cyanhydrique (HCN) se dissocie dans l'eau selon l'équation suivante :

$$HCN_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$$

Quelle est la valeur de la constante de basicité (K_b) de la base conjuguée (CN^-) de l'acide cyanhydrique si la dissolution de 1,35 g de cet acide dans 500 mL d'eau fournit une solution dont le pH est de 5,10 à 25 °C ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Chapitre 9 L'aspect quantitatif de l'équilibre chimique

/50

1. Soit le système réactionnel à l'équilibre suivant. **/2**

$$HSO_4^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

Quelle expression permet de calculer la valeur de la constante d'équilibre (K_C) de ce système ?

A. $K_C = \dfrac{[H_3O^+][SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-][H_2O]}$

B. $K_C = \dfrac{[HSO_4^-][H_2O]}{[H_3O^+][SO_4^{2-}]}$

C. $K_C = \dfrac{[HSO_4^-]}{[H_3O^+][SO_4^{2-}]}$

D. $K_C = \dfrac{[H_3O^+][SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}$

2. Lequel de ces énoncés s'applique à une réaction où la valeur de K_C est petite ? **/2**

A. Les réactifs et les produits ont à peu près la même concentration à l'état d'équilibre.

B. Cette réaction atteint rarement l'équilibre.

C. La plupart des particules dans le récipient sont des particules de réactifs.

D. La réaction inverse se produit à une vitesse beaucoup plus petite que celle de la réaction directe.

3. Soit le système réactionnel hypothétique à l'équilibre suivant. **/6**

$$A_{(g)} \rightleftharpoons 2\ B_{(g)}$$

Les résultats ci-dessous ont été obtenus lors de deux expériences à deux températures différentes.

Température (°C)	$[A]_{éq}$ (mol/L)	$[B]_{éq}$ (mol/L)
150	$2{,}55 \times 10^{-6}$	$1{,}00 \times 10^{-3}$
350	$1{,}45 \times 10^{-4}$	$8{,}50 \times 10^{-4}$

a) Calculez la constante d'équilibre de ce système réactionnel aux deux températures.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

b) Si la transformation d'une mole de la substance A en B implique une énergie de 249,5 kJ, écrivez l'équation thermochimique de cette réaction. Justifiez votre réponse.

4. L'hydrazine (N_2H_4) et le dioxygène (O_2) réagissent pour former du monoxyde d'azote (NO) et de la vapeur d'eau (H_2O). Dans un contenant de 5,00 L à 700 K, ce système réactionnel est en équilibre. On a alors 1,70 mol d'hydrazine, 0,650 mol de dioxygène, 2,85 mol de monoxyde d'azote et 2,40 mol de vapeur d'eau. **/6**

$$N_2H_{4(g)} + 2\ O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NO_{(g)} + 2\ H_2O_{(g)}$$

Quelle est la valeur de la constante d'équilibre de ce système réactionnel ?

5. À une certaine température, on place 37,5 mol d'iodure d'hydrogène (HI) dans un ballon de 3,00 L et à 763 K. L'iodure d'hydrogène se décompose selon l'équation suivante. **/8**

$$2\ HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$$

Quelle est la concentration des différentes substances présentes à l'équilibre sachant qu'à cette température la valeur de la constante d'équilibre est de $2{,}18 \times 10^{-2}$?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

6. Lequel des énoncés suivants est vrai concernant les théories des acides et des bases ? **/2**

A. La théorie d'Arrhenius permet d'expliquer pourquoi l'ammoniac (NH_3) présente un caractère basique.

B. Selon la théorie de Brønsted-Lowry, le carbonate de lithium (Li_2CO_3) est une base, car il libère en solution des ions carbonates (CO_3^{2-}).

C. Selon la théorie d'Arrhenius, une même substance peut présenter un caractère acide ou basique selon la réaction chimique à laquelle elle participe.

D. La base conjuguée de l'acide sulfurique (H_2SO_4) est l'ion HSO_4^-.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

7. L'analyse de 250 mL d'un déboucheur à évier montre la présence de 0,314 g d'hydroxyde de potassium (KOH), une base forte. L'hydroxyde de potassium se dissocie selon l'équation suivante. **/6**

$$KOH_{(s)} \rightarrow K^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$$

Quel est le pH de la solution d'hydroxyde de potassium à 25 °C?

8. L'acide nitreux (HNO_2) se dissocie dans l'eau selon l'équation suivante. **/6**

$$HNO_{2(aq)} \rightleftharpoons H^{+}_{(aq)} + NO_2^{-}{}_{(aq)}$$

Quelle est la valeur de la constante d'acidité de l'acide nitreux si la dissolution de 0,588 g de cet acide dans 500 mL d'eau fournit une solution dont le pH est de 2,505 à 25 °C?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

9. La pyridine (C_5H_5N) est une base faible qui se dissocie dans l'eau selon l'équation suivante. **/6**

$$C_5H_5N_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_5H_5NH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

À 25 °C, une solution de pyridine à 0,500 mol/L possède un pH de 9,460. Quelle est la constante de basicité de la pyridine ?

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

10. À 25 °C, le produit de solubilité du trisulfure de dialuminium (Al_2S_3) est de $2{,}00 \times 10^{-7}$. **/6**
Déterminez la solubilité du trisulfure de dialuminium en g/100 mL à 25 °C.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Module 4 L'équilibre chimique

/100

1. Quelle description représente le mieux le processus de l'équilibre ? **/10**

A. Une réaction sans changement macroscopique.

B. Une réaction chimique réversible.

C. Une réaction qui se produit dans un récipient fermé.

D. Une réaction dans laquelle la vitesse de la réaction directe et celle de la réaction inverse sont égales.

2. Pour le système réactionnel à l'équilibre suivant, quelles sont, parmi les modifications proposées, celles qui favorisent la production du monoxyde d'azote (NO) ? **/10**

$$2\ NO_{(g)} + 2\ H_{2(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)} + \text{Énergie}$$

a) Augmentation de la concentration du dihydrogène (H_2).

b) Diminution de la concentration du diazote (N_2).

c) Augmentation de la température.

d) Augmentation de la pression.

e) Augmentation du volume du système réactionnel.

f) Diminution de la température.

1. *a*, *c* et *e* 2. *b*, *d* et *f* 3. *c* et *e* 4. *b*, *e* et *f*

3. Indiquez quel effet le changement apporté à chacun des systèmes réactionnels à l'équilibre suivants aura sur le sens de la réaction (direct, inverse, aucun effet). **/16**

Système réactionnel	Changement	Déplacement
a) $2\ Br_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ Br_2O_{(g)}$	Retrait de $Br_{2(g)}$	
b) $2\ HF_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + F_{2(g)}$	Augmentation de la pression	
c) $As_4O_{6(s)} + 6\ C_{(s)} \rightleftharpoons As_{4(g)} + 6\ CO_{(g)}$	Ajout de As_4O_6 solide	
d) $2\ ICl_{(g)} \rightleftharpoons I_{2(g)} + Cl_{2(g)}$ $\quad \Delta H = -35{,}0$ kJ/mol de ICl	Diminution de la température	
e) $2\ CO_{2(g)} + \text{Chaleur} \rightleftharpoons 2\ CO_{(g)} + O_{2(g)}$	Augmentation du volume	

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4. Écrivez l'expression de la constante d'équilibre de chacun des systèmes réactionnels suivants à l'équilibre. **/12**

Système réactionnel	Expression de la constante d'équilibre
a) $MgCO_{3(s)} \rightleftharpoons MgO_{(s)} + CO_{2(g)}$	
b) $2\ H_2S_{(g)} + CH_{4(g)} \rightleftharpoons 4\ H_{2(g)} + CS_{2(g)}$	
c) $Na_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons 2\ NaHCO_{3(s)}$	
d) $4\ HCl_{(aq)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ Cl_{2(g)} + 2\ H_2O_{(l)}$	

5. Soit le système réactionnel à l'équilibre suivant à 250 °C. **/18**

$$SO_{2(g)} + NO_{2(g)} \rightleftharpoons NO_{(g)} + SO_{3(g)}$$

À partir des données regroupées dans le tableau ci-dessous, déterminez la concentration de chacun des gaz à l'équilibre.

$[SO_2]_i$ (mol/L)	$[NO_2]_i$ (mol/L)	K_c
0,255	0,165	4,70

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

6. Lorsque 2,50 g d'acide carbonique (H_2CO_3) sont dissous dans 500 mL d'eau, le pH de la solution est de 3,735 à 25 °C. Quelle est la valeur de la constante d'acidité de l'acide carbonique ? **/16**

7. Lequel des deux hydroxydes de fer, $Fe(OH)_2$ ou $Fe(OH)_3$, possède la plus grande solubilité en g/L ? Laissez les traces de votre démarche. **/18**

Le produit de solubilité de $Fe(OH)_2$ à 25 °C est de $4{,}87 \times 10^{-17}$.

Le produit de solubilité de $Fe(OH)_3$ à 25 °C est de $2{,}79 \times 10^{-39}$.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Sommaire

Révision de fin d'année

	Fiche
Corrigé du cahier (révision de fin d'année)	G-353
Examen de fin d'année	G-361

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Révision de fin d'année

Cahier, p. 408

Chapitre 1

Cahier, p. 408

1 Les gaz nobles sont très peu réactifs, car leur couche périphérique est remplie au maximum d'électrons de valence fortement attirés par le noyau.

2 N_2, O_2, Cl_2, F_2.
Plus les liaisons entre les atomes sont faibles, plus le gaz est réactif.

3 *a)* Le dioxyde de carbone (CO_2) et l'eau (H_2O).

b) Le dioxyde de carbone est un gaz qui contribue fortement à l'effet de serre.

4 Le diazote est un gaz très peu réactif. Il permet de préserver les croustilles et d'empêcher l'oxydation qui se ferait avec le dioxygène de l'air.

5 Un combustible est une substance inflammable, solide, liquide ou gazeuse, qui peut brûler en présence d'un comburant lorsque le point d'ignition est atteint. Parmi les combustibles, on compte, entre autres, le butane (C_4H_{10}), le propane (C_3H_8) et le dihydrogène (H_2). Un comburant est une substance qui réagit avec le combustible pour permettre sa combustion. Parmi les comburants, on compte le dioxygène (O_2), l'ozone (O_3), etc.

6 *a)* III *b)* V *c)* II *d)* VI *e)* I *f)* IV

Chapitre 2

Cahier, p. 409 et 410

7 C

8 La pression atmosphérique s'exerce dans toutes les directions. Lorsque le doigt est placé sur l'extrémité supérieure de la paille, la pression atmosphérique qui s'exerce sur l'ouverture inférieure de la paille est plus grande que la force de gravité qui agit sur l'eau en direction du sol. Lorsqu'on retire le doigt, la pression atmosphérique qui s'exerce sur l'eau à partir de l'extrémité supérieure de la paille s'ajoute à la force de gravité et l'eau s'écoule vers le sol.

9 B / C

10 **Données**

$v_{N_2} = 0{,}085\ \text{m/s}$ $\quad v_X = 0{,}0713\ \text{m/s}$
$M_{N_2} = 28{,}02\ \text{g/mol}$ $\quad M_X = ?\ \text{g/mol}$

Solution

Calculer la masse molaire du gaz inconnu.

$$\frac{v_{N_2}}{v_X} = \sqrt{\frac{M_X}{M_{N_2}}} \Rightarrow \sqrt{M_X} = \sqrt{M_{N_2}} \cdot \frac{v_{N_2}}{v_X}$$

$$M_X = M_{N_2} \cdot \left(\frac{v_{N_2}}{v_X}\right)^2 = 28{,}02\ \text{g/mol} \cdot \left(\frac{0{,}085\ \text{m/s}}{0{,}0713\ \text{m/s}}\right)^2$$
$$= 40\ \text{g/mol}$$

Réponse : La masse molaire du gaz inconnu est de 40 g/mol. Le gaz pourrait être de l'argon (Ar), car sa masse molaire est de 39,95 g/mol.

11 CO, N_2O, SO_2, Cl_2, Kr

12 **Solution**

1. *Convertir la pression atmosphérique en mm Hg.*

$$\frac{101{,}3\ \text{kPa}}{760\ \text{mm Hg}} = \frac{100{,}7\ \text{kPa}}{p}$$
$$p = \frac{760\ \text{mm Hg} \cdot 100{,}7\ \text{kPa}}{101{,}3\ \text{kPa}} = 755\ \text{mm Hg}$$

2. *Calculer la différence de hauteur pour le gaz B.*

$h = 550\ \text{mm Hg} - 350\ \text{mm Hg} = 200\ \text{mm Hg}$

3. *Calculer la pression du gaz B.*

$p_{\text{gaz}_B} = p_{\text{atm}} - h$
$= 755\ \text{mm Hg} - 200\ \text{mm Hg} = 555\ \text{mm Hg}$

4. *Calculer la différence de hauteur du gaz A.*

$h = 780\ \text{mm Hg} - 420\ \text{mm Hg} = 360\ \text{mm Hg}$

5. *Calculer la pression du gaz A.*

$p_{\text{gaz}_A} = p_{\text{gaz}_B} + h$
$= 555\ \text{mm Hg} + 360\ \text{mm Hg} = 915\ \text{mm Hg}$

Réponse : La pression du gaz A est de 915 mm Hg et celle du gaz B est de 555 mm Hg.

Chapitre 3

Cahier, p. 410 à 415

13 B

14 C

15 A / B / D

16 B

17 C

18 B / D

19 **Données**

$m_{H_2O} = 27{,}03\ \text{g}$ $\quad M_{H_2O} = 18{,}02\ \text{g/mol}$
V_m à TAPN $= 24{,}5\ \text{L/mol}$ $\quad V_{O_2} = ?\ \text{L}$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles d'eau.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{27{,}03\ \text{g}}{18{,}02\ \text{g/mol}} = 1{,}5\ \text{mol}$$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

2. *Calculer le nombre de moles de O_2 à partir des rapports molaires de l'équation.*

$$\frac{2\text{ mol de } H_2O}{1{,}5\text{ mol de } H_2O} = \frac{1\text{mol de } O_2}{n_{O_2}}$$

$$n_{O_2} = \frac{1{,}5\text{ mol} \cdot 1\text{mol}}{2\text{ mol}} = 0{,}75\text{ mol}$$

3. *Calculer le volume de O_2 produit.*

$$V_m = \frac{V}{n}$$

$$V = V_m\, n = 24{,}5\text{ L/mol} \cdot 0{,}75\text{ mol} = 18\text{ L}$$

Réponse : Le volume de dioxygène produit est de 18 L.

20 **Données**

$V_1 = V_1$ $\qquad T_2 = ?\ °C$

$T_1 = 20\ °C + 273 = 293\text{K}$ $\qquad \Delta T = ?\ °C$

$V_2 = 1{,}1V_1$

Solution

1. *Calculer la température finale.*

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1}$$

$$= \frac{1{,}1V_1 \cdot 293\text{ K}}{V_1} = 1{,}1 \cdot 293\text{ K} = 322\text{ K}$$

2. *Convertir la température en degrés Celsius.*

$T_2 = 322\text{ K} - 273 = 49\ °C$

3. *Calculer la variation de température.*

$\Delta T = T_2 - T_1 = 49\ °C - 20\ °C = 29\ °C$

Réponse : Cette augmentation sera produite par une augmentation de température de 29 °C.

21 **Données**

$m_{C_8H_{18}} = 520\text{ g}$ $\qquad R = 8{,}314(\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$

$p = 102{,}4\text{ kPa}$ $\qquad M_{C_8H_{18}} = 114{,}26\text{ g}$

$T = 35\ °C + 273 = 308\text{ K}$ $\qquad V_{CO_2} = ?\text{ L}$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de C_8H_{18}.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{520\text{ g}}{114{,}26\text{ g}} = 4{,}55\text{ mol}$$

2. *Calculer le volume de C_8H_{18}.*

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p}$$

$$V = \frac{4{,}55\text{ mol} \cdot 8{,}314(\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 308\text{ K}}{102{,}4\text{ kPa}} = 114\text{ L}$$

3. *Calculer le volume de CO_2 à l'aide des rapports de volumes de l'équation.*

$$\frac{1\text{ volume de } C_8H_{18}}{114\text{L de } C_8H_{18}} = \frac{8\text{ volumes de } CO_2}{V_{CO_2}}$$

$$V_{CO_2} = \frac{114\text{L} \cdot 8}{1} = 912\text{ L}$$

Réponse : Le volume de dioxyde de carbone obtenu est de 912 L.

22 **Données**

$V_{1H_2} = V_{1N_2} = 0{,}75\text{L}$ $\qquad p_{1N_2} = 45{,}0\text{ kPa}$ $\qquad p_{2N_2} = ?\text{ kPa}$

$p_{1H_2} = 65{,}0\text{ kPa}$ $\qquad p_{2H_2} = ?\text{ kPa}$ $\qquad p_T = ?\text{ kPa}$

Solution

1. *Calculer le volume final des gaz.*

$V_2 = V_{1H_2} + V_{1N_2} = 0{,}75\text{ L} + 0{,}75\text{ L} = 1{,}50\text{ L}$

2. *Calculer la pression finale de H_2.*

$$p_1V_1 = p_2V_2 \Rightarrow p_2 = \frac{p_1V_1}{V_2}$$

$$p_2 = \frac{65{,}0\text{ kPa} \cdot 0{,}75\text{ L}}{1{,}50\text{ L}} = 33\text{ kPa}$$

3. *Calculer la pression finale de N_2.*

$$p_1V_1 = p_2V_2 \Rightarrow p_2 = \frac{p_1V_1}{V_2}$$

$$p_2 = \frac{45{,}0\text{ kPa} \cdot 0{,}75\text{ L}}{1{,}50\text{ L}} = 23\text{ kPa}$$

4. *Calculer la pression totale du mélange.*

$p_T = p_{H_2} + p_{N_2}$

$= 33\text{ kPa} + 23\text{ kPa} = 56\text{ kPa}$

Réponse : La pression partielle du dihydrogène est de 33 kPa, la pression partielle du diazote est de 23 kPa et la pression totale du mélange est de 56 kPa.

23 **Données**

$p_1 = 141\text{ kPa}$ $\qquad T_1 = 55\ °C + 273 = 328\text{ K}$

$V_1 = 63{,}0\text{ L}$ $\qquad V_2 = \frac{2}{3}V_1 = \frac{2}{3}63{,}0\text{ L} = 42{,}0\text{ L}$

$n_1 = n_2$

$T_2 = (55\ °C + 22\ °C) + 273 = 350\text{ K}$

$p_2 = ?\text{ kPa}$

Solution

Calculer la pression finale.

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1V_1T_2}{T_1V_2}$$

$$p_2 = \frac{141\text{ kPa} \cdot 63{,}0\text{ L} \cdot 350\text{ K}}{328\text{ K} \cdot 42{,}0\text{ L}}$$

$$= 226\text{ kPa}$$

Réponse : La pression sera de 226 kPa.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

24 Données

$m_{Cl_2} = 18{,}6\ \text{g}$

$M_{Cl_2} = 70{,}90\ \text{g/mol}$

$M_{F_2} = 38{,}00\ \text{g/mol}$

$m_{F_2} = ?\ \text{g}$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de Cl_2.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{18{,}6\ \text{g}}{70{,}90\ \text{g/mol}} = 0{,}262\ \text{mol}$$

2. *Déterminer le nombre de moles de F_2 par l'hypothèse d'Avogadro.*

$$n_{F_2} = n_{Cl_2} = 0{,}262\ \text{mol}$$

3. *Calculer la masse de F_2.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = Mn$$

$$m = 38{,}00\ \text{g/mol} \cdot 0{,}262\ \text{mol} = 9{,}96\ \text{g}$$

Réponse : Le ballon contient 9,96 g de difluor.

25 Données

$m_{N_2} = 120{,}5\ \text{g}$ $\quad R = 8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$

$p = 110\ \text{kPa}$ $\quad M_{N_2} = 28{,}02\ \text{g/mol}$

$V = 45{,}0\ \text{L}$ $\quad T = ?\ ^\circ\text{C}$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de N_2.*

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{120{,}5\ \text{g}}{28{,}02\ \text{g/mol}} = 4{,}300\ \text{mol}$$

2. *Calculer la température.*

$$pV = nRT \Rightarrow T = \frac{pV}{nR}$$

$$T = \frac{110\ \text{kPa} \cdot 45{,}0\ \text{L}}{4{,}300\ \text{mol} \cdot 8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})}$$

$$= 138\ \text{K}$$

3. *Convertir la température en degrés Celsius.*

$T = 138\ \text{K} - 273 = -135\ ^\circ\text{C}$

Réponse : La température est de $-135\ ^\circ\text{C}$.

26 Données

$p = 99{,}8\ \text{kPa}$ $\quad M_{O_2} = 32{,}00\ \text{g/mol}$

$V = 455\ \text{mL} = 0{,}455\ \text{L}$ $\quad M_{He} = 4{,}00\ \text{g/mol}$

$m_{\text{seringue vide}} = 76{,}50\ \text{g}$ $\quad M_{NO_2} = 46{,}01\ \text{g/mol}$

$m_{\text{seringue pleine}} = 77{,}35\ \text{g}$ $\quad M_{CO_2} = 44{,}01\ \text{g/mol}$

$R = 8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})$ $\quad m_{\text{gaz}} = ?\ \text{g}$

$T = 22\ ^\circ\text{C} + 273 = 295\ \text{K}$ $\quad M_{\text{gaz}} = ?\ \text{g/mol}$

$M_{H_2} = 2{,}02\ \text{g/mol}$

Solution

1. *Calculer la masse de gaz.*

$$m_{\text{gaz}} = m_{\text{seringue pleine}} - m_{\text{seringue vide}}$$

$$= 77{,}35\ \text{g} - 76{,}50\ \text{g} = 0{,}85\ \text{g}$$

2. *Calculer le nombre de moles.*

$$n = \frac{pV}{RT}$$

$$= \frac{99{,}8\ \text{kPa} \cdot 0{,}455\ \text{L}}{8{,}314\ (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 295\ \text{K}}$$

$$= 0{,}0185\ \text{mol}$$

3. *Calculer la masse molaire.*

$$M = \frac{m}{n} = \frac{0{,}85\ \text{g}}{0{,}0185\ \text{mol}} = 46\ \text{g/mol}$$

Réponse : La masse molaire du gaz est de 46 g/mol. Il s'agit donc du dioxyde d'azote.

Chapitre 4

Cahier, p. 415 à 420

27 C

28 D

29 A

30 C

31 Données

Eau :	Air :
$m_1 = 1{,}00\ \text{kg} = 1{,}00 \times 10^3\ \text{g}$	$m_2 = 2{,}00\ \text{kg} = 2{,}00 \times 10^3\ \text{g}$
$c_1 = 4{,}19\ \text{J/g} \cdot ^\circ\text{C}$	$c_2 = 1{,}01\ \text{J/g} \cdot ^\circ\text{C}$
$T_{i1} = 40{,}0\ ^\circ\text{C}$	$\Delta T_2 = ?\ ^\circ\text{C}$
$T_{f1} = 20{,}0\ ^\circ\text{C}$	

Solution

1. *Calculer la variation de température de l'eau.*

$\Delta T_1 = T_f - T_i = 20{,}0\ ^\circ\text{C} - 40{,}0\ ^\circ\text{C} = -20{,}0\ ^\circ\text{C}$

2. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par l'eau.*

$Q_1 = mc\Delta T = (1{,}00 \times 10^3\ \text{g}) \cdot (4{,}19\ \text{J/g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (-20{,}0\ ^\circ\text{C})$

$= -8{,}38 \times 10^4\ \text{J}$

3. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'air.*

$Q_2 = -Q_1 = -(-8{,}38 \times 10^4\ \text{J}) = 8{,}38 \times 10^4\ \text{J}$

4. *Calculer la variation de température de l'air.*

$$Q_2 = m_2 c_2 \Delta T_2 \Rightarrow \Delta T_2 = \frac{Q_2}{m_2 c_2}$$

$$\Delta T_2 = \frac{8{,}38 \times 10^4\ \text{J}}{(2{,}00 \times 10^3\ \text{g}) \cdot (1{,}01\ \text{J/g} \cdot ^\circ\text{C})} = 41{,}5\ ^\circ\text{C}$$

Réponse : La variation de température de l'air sera de 41,5 °C.

32 *a)* **Données**

$m_{NH_4NO_3} = 1{,}00\ \text{g}$

$M_{NH_4NO_3} = 80{,}06\ \text{g/mol}$

Énergie $= -4{,}555\ \text{kJ}$

$\Delta H = ?\ \text{kJ}$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de NH_4NO_3.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1{,}00\text{ g}}{80{,}06\text{ g/mol}} = 0{,}0125\text{ mol}$$

2. *Calculer la variation d'enthalpie molaire de formation de NH_4NO_3.*

0,0125 mol de NH_4NO_3 → $^-$4,555 kJ

1 mol de NH_4NO_3 → ? kJ

$$\frac{^-4{,}555\text{ kJ}}{0{,}0125\text{ mol}} = \frac{?\text{ kJ}}{1\text{ mol}}$$

$$\frac{^-4{,}555\text{ kJ} \times 1\text{ mol}}{0{,}0125\text{ mol}} = {}^-364\text{ kJ}$$

3. *Écrire l'équation thermochimique balancée.*

$2\,N_{2(g)} + 4\,H_{2(g)} + 3\,O_{2(g)} \rightarrow 2\,NH_4NO_{3(s)} + 728\text{ kJ}$

ou

$2\,N_{2(g)} + 4\,H_{2(g)} + 3\,O_{2(g)} \rightarrow 2\,NH_4NO_{3(s)}$

$\Delta H = {}^-364$ kJ/mol

b) **Données**

$M_{NH_4NO_3} = 80{,}06$ g/mol

$m_{NH_4NO_3} = 2{,}50$ tonnes $= 2{,}50 \times 10^6$ g

$\Delta H = {}^-364$ kJ/mol

Énergie = ? kJ

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de NH_4NO_3.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2{,}50 \times 10^6\text{ g}}{80{,}06\text{ g/mol}} = 3{,}12 \times 10^4\text{ mol}$$

2. *Calculer l'énergie dégagée.*

1 mol de NH_4NO_3 → $^-$364 kJ

$3{,}12 \times 10^4$ mol de NH_4NO_3 → ? kJ

$$\frac{^-364\text{ kJ}}{1\text{ mol}} = \frac{?\text{ kJ}}{3{,}12 \times 10^4\text{ mol}}$$

$$\frac{^-364\text{ kJ} \cdot (3{,}12 \times 10^4\text{ mol})}{1\text{ mol}} = {}^-1{,}14 \times 10^7\text{ kJ}$$

Réponse : L'énergie dégagée lors de la production de 2,50 tonnes de nitrate d'ammonium est de $1{,}14 \times 10^7$ kJ.

33 *a)* **Données**

$E_{Cl—Cl} = 243$ kJ/mol $\quad\quad \Delta H = ?$ kJ/mol

$E_{P—Cl} = 331$ kJ/mol

Solution

1. *Déterminer les liaisons brisées dans les réactifs à l'aide des diagrammes de Lewis.*

5 liaisons P—Cl dans PCl_5

2. *Calculer la variation d'enthalpie du bris des liaisons des réactifs.*

$\Delta H_r = 5 \cdot E_{P—Cl}$

$= 5\text{ mol} \cdot 331\text{ kJ/mol} = 1655\text{ kJ}$

3. *Déterminer les liaisons formées dans les produits à l'aide des diagrammes de Lewis.*

3 liaisons P—Cl dans PCl_3

1 liaison Cl—Cl dans Cl_2

4. *Calculer la variation d'enthalpie de la formation des liaisons des produits.*

$\Delta H_p = 3 \cdot E_{P—Cl} + 1 \cdot E_{Cl—Cl}$

$= 3\text{ mol} \cdot (^-331\text{ kJ/mol}) + 1\text{ mol} \cdot (^-243\text{ kJ/mol})$

$= {}^-1236$ kJ

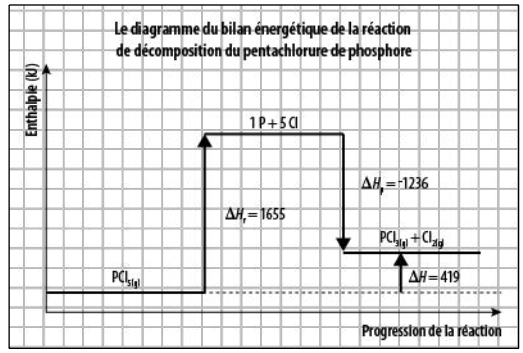
5. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction.*

$\Delta H = \Delta H_r + \Delta H_p = 1655\text{ kJ} + (^-1236\text{ kJ})$

$= 419$ kJ/mol de PCl_5

Réponse : La réaction est endothermique, car son bilan énergétique est positif.

b)



34 *a)* **Données**

$M_{C_2H_5I} = 155{,}97$ g/mol

$m_{C_2H_5I} = 58{,}9$ g

$V_{eau} = 2{,}00\text{ L} = 2{,}00 \times 10^3$ mL

$\Rightarrow m_{eau} = 2{,}00 \times 10^3$ g

$c_{eau} = 4{,}19$ J/g • °C

$T_i = 20{,}2$ °C

$T_f = 26{,}9$ °C

$\Delta H = ?$ kJ

Solution

1. *Calculer la variation de température de l'eau.*

$\Delta T = T_f - T_i = 26{,}9\text{ °C} - 20{,}2\text{ °C} = 6{,}70\text{ °C}$

2. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'eau.*

$Q_{eau} = mc\Delta T = (2{,}00 \times 10^3\text{ g}) \cdot (4{,}19\text{ J/g} \cdot \text{°C}) \cdot 6{,}70\text{ °C}$

$= 56\,146\text{ J} = 56{,}1\text{ kJ}$

3. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par C_2H_5I.*

$Q_2 = {}^-Q_{eau} = {}^-56{,}1$ kJ

4. *Calculer le nombre de moles de C_2H_5I.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{58{,}9\text{ g}}{155{,}97\text{ g/mol}} = 0{,}378\text{ mol}$$

5. *Calculer la variation d'enthalpie molaire de C_2H_5I.*

0,378 mol de C_2H_5I → $^-$56,1 kJ

1 mol de C_2H_5I → ? kJ

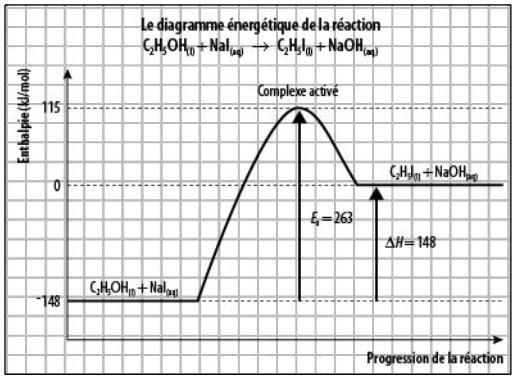
Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

$$\frac{-56{,}1\,\text{kJ}}{0{,}378\,\text{mol}} = \frac{?\,\text{kJ}}{1\,\text{mol}}$$

$$\frac{-56{,}1\,\text{kJ} \cdot 1\,\text{mol}}{0{,}378\,\text{mol}} = -148\,\text{kJ}$$

Réponse : La variation d'enthalpie de la réaction est de -148 kJ d'éthanol.

b)



Chapitre 5

Cahier, p. 420 à 423

35 B

36 C

37 D

38 A

39 **Données**

$\Delta H_d = -44{,}5\,\text{kJ/mol}$ $\quad C_{NaOH} = 0{,}500\,\text{mol/L}$

$V_{eau} = 250\,\text{mL} = 0{,}250\,\text{L}$ $\quad T_i = 20{,}4\,^\circ\text{C}$

$\Rightarrow m_{eau} = 250\,\text{g}$ $\quad T_f = ?\,^\circ\text{C}$

$c_{eau} = 4{,}19\,\text{J/g} \cdot ^\circ\text{C}$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de NaOH dans la solution.*

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV$$

$n = 0{,}500\,\text{mol/L} \cdot 0{,}250\,\text{L} = 0{,}125\,\text{mol}$

2. *Calculer la quantité de chaleur dégagée par la dissolution de NaOH.*

1,00 mol $\rightarrow$ $-44{,}5$ kJ

0,125 mol $\rightarrow$? kJ

$$\frac{-44{,}5\,\text{kJ}}{1{,}00\,\text{mol}} = \frac{?\,\text{kJ}}{0{,}125\,\text{mol}}$$

$$?\,\text{kJ} = \frac{-44{,}5\,\text{kJ} \cdot 0{,}125\,\text{mol}}{1{,}00\,\text{mol}} = -5{,}56\,\text{kJ}$$

3. *Calculer la quantité de chaleur absorbée par l'eau.*

$Q_{eau} = -Q_d = -(-5{,}56\,\text{kJ}) = 5{,}56 \times 10^3\,\text{J}$

4. *Calculer la variation de température de l'eau.*

$$Q_{eau} = mc\Delta T \Rightarrow \Delta T = \frac{Q_{eau}}{mc}$$

$$\Delta T = \frac{5{,}56 \times 10^3\,\text{J}}{250\,\text{g} \cdot (4{,}19\,\text{J/g} \cdot ^\circ\text{C})} = 5{,}31\,^\circ\text{C}$$

5. *Calculer la température finale de l'eau.*

$\Delta T = T_f - T_i \Rightarrow T_f = T_i + \Delta T$

$T_f = 20{,}4\,^\circ\text{C} + 5{,}31\,^\circ\text{C} = 25{,}7\,^\circ\text{C}$

Réponse : La température de l'eau après dissolution de l'hydroxyde de sodium solide est de 25,7 °C.

40 **Données**

$m_{eau} = 1{,}5$ kg $\quad$ [HCl] = 0,80 mol/L

$T_i = 20{,}0\,^\circ\text{C}$ $\quad c_{eau} = 4{,}19\,\text{kJ/kg} \cdot ^\circ\text{C}$

$T_f = 35{,}5\,^\circ\text{C}$ $\quad \Delta H_{neutral\,(HCl)} = -57\,\text{kJ/mol}$

$V_{HCl} = 1{,}5$ L $\quad \Delta H_{dissol\,(base)} = ?\,\text{kJ/mol}$

Solution

1. *Calculer la variation de température de l'eau.*

$\Delta T = T_f - T_i = 35{,}5\,^\circ\text{C} - 20{,}0\,^\circ\text{C} = 15{,}5\,^\circ\text{C}$

2. *Calculer la chaleur absorbée par l'eau.*

$Q_{eau} = m_{eau}\, c_{eau}\, \Delta T$

$= 1{,}5\,\text{kg} \cdot (4{,}19\,\text{kJ/kg} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot 15{,}5\,^\circ\text{C}$

$= 97\,\text{kJ}$

3. *Calculer la chaleur dégagée par la réaction (dissolution et neutralisation).*

$Q_{réaction} = -Q_{eau} = -97\,\text{kJ}$

4. *Calculer le nombre de moles de HCl neutralisées.*

1 L HCl $\rightarrow$ 0,80 mol

1,5 L HCl $\rightarrow$? mol

$$\frac{0{,}80\,\text{mol}}{1\,\text{L}} = \frac{?\,\text{mol}}{1{,}5\,\text{L}}$$

$$?\,\text{mol} = \frac{1{,}5\,\text{L} \cdot 0{,}80\,\text{mol}}{1\,\text{L}} = 1{,}2\,\text{mol}$$

5. *Déterminer le nombre de moles de LiOH neutralisées.*

Puisque la neutralisation est complète sans que la quantité de LiOH n'excède celle de HCl, le nombre de mole de LiOH est égal à celui de HCl, soit 1,2 mol.

6. *Calculer la chaleur molaire de réaction.*

$$\Delta H_{réaction} = \frac{Q_{réaction}}{n} = \frac{-97\,\text{kJ}}{1{,}2\,\text{mol}} = -81\,\text{kJ/mol}$$

7. *Calculer la chaleur molaire de dissolution de LiOH.*

$\Delta H_{réaction} = \Delta H_{neutral} + \Delta H_{dissol}$

$\Rightarrow \Delta H_{dissol} = \Delta H_{réaction} - \Delta H_{neutral}$

$\Delta H_{dissol} = -81\,\text{kJ/mol} - (-57\,\text{kJ/mol}) = -24\,\text{kJ/mol}$

Réponse : La chaleur molaire de dissolution de l'hydroxyde de lithium est de -24 kJ/mol.

41 **Données**

$\Delta H_{f(CS_{2(l)})} = +89{,}0\,\text{kJ/mol}$ $\quad \Delta H_{v(CS_2)} = ?\,\text{kJ/mol}$

$\Delta H_{f(CS_{2(g)})} = +112{,}4\,\text{kJ/mol}$

Solution

1. *Écrire l'équation de vaporisation du CS_2.*

$CS_{2(l)} \rightarrow CS_{2(g)}$ $\quad \Delta H = ?\,\text{kJ/mol}$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

2. *Écrire les équations correspondant aux réactions intermédiaires.*

(1) $C_{(s)} + \frac{1}{4}S_{8(s)} + 89{,}0\,kJ \rightarrow CS_{2(l)}$

(2) $C_{(s)} + \frac{1}{4}S_{8(s)} + 112{,}4\,kJ \rightarrow CS_{2(g)}$

3. *Réorganiser les équations : inverser l'équation (1).*

(1) $CS_{2(l)} \rightarrow C_{(s)} + \frac{1}{4}S_{8(s)} \quad \Delta H_1 = -89{,}0\,kJ$

4. *Additionner les deux équations.*

(1) $CS_{2(l)} \rightarrow \cancel{C_{(s)}} + \cancel{\frac{1}{4}S_{8(s)}} \quad \Delta H_1 = -89{,}0\,kJ$

(2) $\cancel{C_{(s)}} + \cancel{\frac{1}{4}S_{8(s)}} \rightarrow CS_{2(g)} \quad \Delta H_2 = 112{,}4\,kJ$

$CS_{2(l)} \rightarrow CS_{2(g)} \quad \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$

5. *Calculer la variation d'enthalpie de la réaction globale.*

$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -89{,}0\,kJ/mol + 112{,}4\,kJ/mol$

$= 23{,}4\,kJ/mol$

6. *Calculer la chaleur molaire de vaporisation du CS_2.*

$$\Delta H_{v(CS_2)} = \frac{23{,}4\,kJ}{1\,mol\,CS_2} = 23{,}4\,kJ/mol\,CS_2$$

Réponse : La chaleur de vaporisation du disulfure de carbone est de 23,4 kJ/mol.

Chapitre 6

Cahier, p. 423 à 425

42 C

43 C

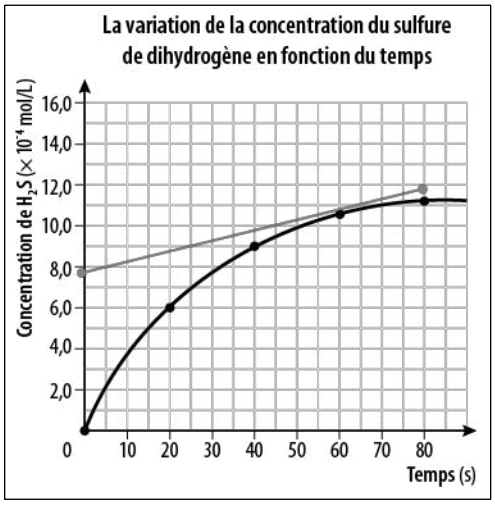
44 A

45 D

46 C

47 A

48



a) **Données**

$[H_2S]$ au temps 0 s = 0 mol/L

$[H_2S]$ au temps 60 s = $10{,}5 \times 10^{-4}$ mol/L

$\Delta t = 60$ s

v = ? mol/L • s

Solution

Calculer la vitesse moyenne de réaction de H_2S en trouvant la pente de la sécante.

$$v = \frac{\Delta[H_2S]}{\Delta t} = \frac{10{,}5\times10^{-4}\,mol/L - 0\,mol/L}{60\,s}$$

$$= \frac{10{,}5\times10^{-4}\,mol/L}{60\,s} = 1{,}8\times10^{-5}\,mol/L \cdot s$$

Réponse : La vitesse moyenne de réaction du sulfure de dihydrogène pour les 60 premières secondes est de $1{,}8 \times 10^{-5}$ mol/L • s.

b) **Données**

$[H_2S]$ au temps 0 s = $7{,}8 \times 10^{-4}$ mol/L

$[H_2S]$ au temps 80 s = $11{,}7 \times 10^{-4}$ mol/L

$t_1 = 0$ s

$t_2 = 80$ s

v = ? mol/L • s

Solution

1. *Tracer la tangente sur le diagramme.*

Voir le diagramme au bas de la colonne de gauche.

2. *Calculer la vitesse instantanée de réaction de H_2S en trouvant le taux de variation de la tangente à 60 s.*

$$v = \frac{\Delta[H_2S]}{\Delta t} = \frac{(11{,}7\times10^{-4}\,mol/L) - (7{,}8\times10^{-4}\,mol/L)}{80\,s - 0\,s}$$

$$= \frac{3{,}9\times10^{-4}\,mol/L}{80\,s} = 4{,}9\times10^{-6}\,mol/L \cdot s$$

Réponse : La vitesse instantanée de réaction du sulfure de dihydrogène à la 60e seconde est de $4{,}9 \times 10^{-6}$ mol/L • s.

Chapitre 7

Cahier, p. 425 à 428

49 C

50 B

51 D

52 *a)* C

b) D

53 Ligne 1 : Présence d'un catalyseur / Un catalyseur a été ajouté au milieu réactionnel. / ↑

Ligne 2 : Température du milieu réactionnel / La température a diminué. / ↓

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Ligne 3 : Concentration des réactifs / La concentration des réactifs a augmenté. / ↑

Ligne 4 : Présence d'un catalyseur / Un catalyseur a été ajouté au milieu réactionnel. / ↑

54 *a)* $v = k\,[N_2O] \cdot [CO]$

b) **Données**

$v = 2{,}7 \times 10^{-5}$ mol/L • s

$[N_2O] = 0{,}0060$ mol/L

$[CO] = 0{,}0060$ mol/L

$k = ?$

Solution

Calculer la constante de vitesse.

$$v = k \cdot [N_2O] \cdot [CO] \Rightarrow k = \frac{v}{[N_2O] \cdot [CO]}$$

$$k = \frac{2{,}7 \times 10^{-5}\ \text{mol/L} \cdot \text{s}}{[0{,}0060\ \text{mol/L}] \cdot [0{,}0060\ \text{mol/L}]}$$

$= 0{,}75$ L/mol • s

Réponse : La valeur de la constante de vitesse est de 0,75 L/mol • s.

c) **Données**

$k = 0{,}75$ L/mol • s

$[N_2O] = 0{,}010$ mol/L

$[CO] = 0{,}020$ mol/L

$v = ?$ mol/L • s

Solution

$v = k \cdot [N_2O] \cdot [CO]$

$= (0{,}75\ \text{L/mol} \cdot \text{s}) \cdot (0{,}010\ \text{mol/L} \cdot 0{,}020\ \text{mol/L})$

$= 1{,}5 \times 10^{-4}$ mol/L • s

Réponse : La valeur de la vitesse de réaction est de $1{,}5 \times 10^{-4}$ mol/L • s.

Chapitre 8

Cahier, p. 428 à 430

55 D

56 C

57 A

58 D

59 C

60 Quatre réponses parmi les suivantes : Augmenter la concentration du méthane, retirer le dihydrogène du milieu réactionnel, augmenter la température du milieu réactionnel, diminuer la pression du milieu réactionnel, augmenter le volume du milieu réactionnel.

61 *a)* Pas d'effet sur l'équilibre

b) Pas d'effet sur l'équilibre

c) Réaction inverse favorisée

d) Réaction directe favorisée

e) Réaction inverse favorisée

f) Réaction directe favorisée

Chapitre 9

Cahier, p. 430 à 434

62 C

63 D

64 A

65 **Données**

$[CH_4] = 0{,}0110$ mol/L

$[H_2O] = 0{,}0110$ mol/L

$K_C = 2{,}85 \times 10^{-2}$

$[CO] = ?$ mol/L

$[H_2] = ?$ mol/L

Solution

1. *Écrire l'expression de la constante d'équilibre de la réaction.*

$$K_C = \frac{[CH_4][H_2O]}{[CO][H_2]^3}$$

2. *Calculer la concentration, à l'équilibre, de H_2 et CO.*

$[CH_4] = [H_2O] = 0{,}0110$ mol/L

$[CO] = [H_2] = x$

$$K_C = \frac{[CH_4][H_2O]}{[CO][H_2]^3} = \frac{[CH_4]^2}{x \cdot x^3} = \frac{[CH_4]^2}{x^4}$$

$$K_C = 2{,}85 \times 10^{-2} = \frac{(0{,}0110)^2}{x^4} \Rightarrow x^4 = \frac{(0{,}0110)^2}{2{,}85 \times 10^{-2}}$$

$$x = \sqrt[4]{\frac{(0{,}0110)^2}{2{,}85 \times 10^{-2}}} = 0{,}255\ \text{mol/L}$$

Réponse : La concentration, à l'équilibre, du dihydrogène et du monoxyde de carbone est de 0,255 mol/L.

66 B

67 D

68 B

69 C

70 A

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

71 **Données**

$M_{HN_3} = 43{,}04\ \text{g/mol}$

$m_{HN_3} = 0{,}250\ \text{g}$

pH = 3,18

$V = 250\ \text{mL} = 0{,}250\ \text{L}$

$K_a = ?$

Solution

1. *Calculer le nombre de moles de HN_3.*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}250\ \text{g}}{43{,}04\ \text{mol/L}} = 5{,}81 \times 10^{-3}\ \text{mol}$$

2. *Calculer la concentration initiale de HN_3.*

$$C = \frac{n}{V} = \frac{5{,}81 \times 10^{-3}\ \text{mol}}{0{,}250\ \text{L}} = 2{,}32 \times 10^{-2}\ \text{mol/L}$$

3. *Calculer la concentration en ions H^+ de la solution.*

$$[H^+]_{éq} = 10^{-pH} = 10^{-3{,}18} = 6{,}6 \times 10^{-4}\ \text{mol/L}$$

4. *Reporter les données dans un tableau IVÉ.*

Concentration (mol/L)	$HN_{3(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + N_3^-{}_{(aq)}$		
Initiale (C_i)	$2{,}32 \times 10^{-2}$	0	0
Variation (ΔC)	$-6{,}6 \times 10^{-4}$	$+6{,}6 \times 10^{-4}$	$+6{,}6 \times 10^{-4}$
Équilibre ($C_{éq}$)	$2{,}25 \times 10^{-2}$	$6{,}6 \times 10^{-4}$	$6{,}6 \times 10^{-4}$

5. *Calculer la constante d'ionisation de HN_3.*

$$K_a = \frac{[H^+][N_3^-]}{[HN_3]} = \frac{(6{,}6 \times 10^{-4})(6{,}6 \times 10^{-4})}{2{,}25 \times 10^{-2}} = 1{,}9 \times 10^{-5}$$

Réponse : La constante d'ionisation de l'acide hydrazoïque est de $1{,}9 \times 10^{-5}$.

72 C

73 A

74 **Données**

$K_{ps(Ag_2CO_3)} = 8{,}46 \times 10^{-12}$

$K_{ps(MgCO_3)} = 6{,}82 \times 10^{-6}$

$s_{Ag_2CO_3} = ?\ \text{mol/L}$

$s_{MgCO_3} = ?\ \text{mol/L}$

Solution

1. *Calculer la solubilité molaire du Ag_2CO_3.*

$$Ag_2CO_{3(s)} \rightleftharpoons 2\,Ag^+_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$$

Poser la variable *s* pour la solubilité molaire.

$$[Ag^+] = 2 \cdot [Ag_2CO_3] = 2 \cdot s$$

$$[CO_3^{2-}] = [Ag_2CO_3] = s$$

$$K_{ps} = [Ag^+]^2\,[CO_3^{2-}] = (2s)^2 \cdot s = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8{,}46 \times 10^{-12}}{4}} = 1{,}28 \times 10^{-4}\ \text{mol/L}$$

2. *Calculer la solubilité molaire du $MgCO_3$.*

$$MgCO_{3(s)} \rightleftharpoons Mg^{2+}_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$$

Poser la variable *s* pour la solubilité molaire.

$$[Mg^{2+}] = [MgCO_3] = s$$

$$[CO_3^{2-}] = [MgCO_3] = s$$

$$K_{ps} = [Mg^{2+}][CO_3^{2-}] = s \cdot s = s^2$$

$$s = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{6{,}82 \times 10^{-6}} = 2{,}61 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$$

3. *Calculer la concentration en ions CO_3^{2-} dans les deux solutions.*

Ag_2CO_3 : $[CO_3^{2-}] = [Ag_2CO_3] = s = 1{,}28 \times 10^{-4}\ \text{mol/L}$

$MgCO_3$: $[CO_3^{2-}] = [MgCO_3] = s = 2{,}61 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$

Réponse : La concentration en ions carbonate d'une solution saturée de carbonate de magnésium est supérieure à celle d'une solution saturée de carbonate d'argent.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Examen de fin d'année

Module 1

1. Lequel des énoncés suivants explique le fait que le diazote (N_2) est moins réactif que le dichlore (Cl_2) ?

A. La masse molaire du diazote est plus petite que celle du dichlore.

B. L'atome d'azote comporte moins d'électrons que l'atome de chlore.

C. Les forces de liaison qui unissent les atomes d'azote sont plus fortes que celles qui unissent les atomes de chlore.

D. La masse volumique du dichlore est plus grande que celle du diazote.

2. Parmi les énoncés suivants, lesquels représentent les avantages de l'usage du dihydrogène (H_2) comme combustible ?

A. La production de dihydrogène par électrolyse de l'eau produit également du dioxygène.

B. La combustion du dihydrogène produit uniquement de la vapeur d'eau.

C. L'électrolyse de l'eau requiert beaucoup d'énergie.

D. La combustion du dihydrogène produit beaucoup d'énergie.

3. Les énoncés suivants concernent la théorie cinétique des gaz. Lequel est faux ?

A. Les distances entre les particules sont grandes et le niveau d'interaction entre elles est négligeable.

B. Pour un même gaz, les particules ont toutes la même masse et les mêmes dimensions.

C. La température est inversement proportionnelle à l'énergie cinétique des molécules.

D. Les collisions entre les particules sont parfaitement élastiques.

4. Classez les gaz suivants en ordre croissant de vitesse moléculaire moyenne, sachant qu'ils sont tous à la même température : néon (Ne), hélium (He), dioxyde de carbone (CO_2), méthane (CH_4).

A. He, Ne, CH_4 et CO_2

B. Ne, He, CH_4 et CO_2

C. CO_2, Ne, CH_4 et He

D. CO_2, CH_4, Ne et He

5. Si l'hélium (He) prend 20 minutes pour diffuser à travers une paroi, combien de temps prendrait la même quantité de méthane (CH_4) pour diffuser à travers cette même paroi ?

A. 5 minutes B. 10 minutes C. 40 minutes D. 80 minutes

6. Deux bonbonnes de même volume contiennent des masses identiques de gaz à la température ambiante. La première contient du méthane (CH_4) et la seconde, du dioxygène (O_2). Parmi les énoncés suivants, lequel est vrai ?

A. La pression exercée par le dioxygène est égale à celle exercée par le méthane.

B. La pression exercée par le dioxygène est la moitié de celle exercée par le méthane.

C. La pression exercée par le dioxygène est le double de celle exercée par le méthane.

D. La pression exercée par le dioxygène est 1,5 fois plus grande que celle exercée par le méthane.

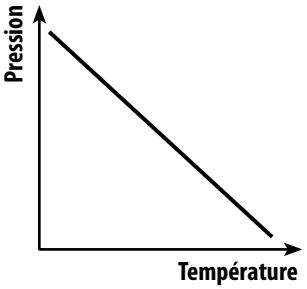
Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

7. Une seringue contient 200 mL de dioxygène (O_2) sous une pression de 50 kPa. À température constante, on diminue le volume à 40 mL. Quelle est la valeur de la pression finale ?

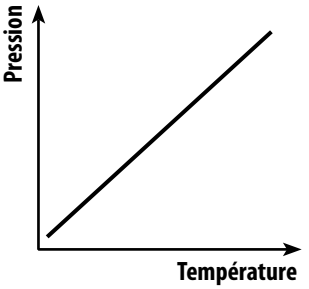
A. 4 kPa B. 10 kPa C. 200 kPa D. 250 kPa

8. Lequel des graphiques suivants représente la relation entre la pression et la température d'un gaz lorsque le volume et le nombre de moles demeurent constants ?

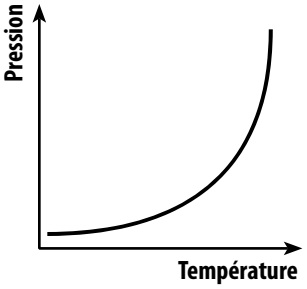
A.



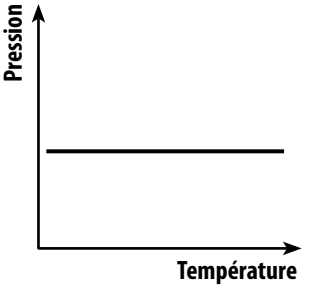
C.



B.



D.



9. Un récipient est rempli successivement avec deux gaz aux mêmes conditions de pression et de température. La masse du premier gaz, l'argon (Ar), est de 10,0 g. La masse du second gaz est de 4,0 g. Identifiez le gaz inconnu parmi les suivants.

A. Méthane (CH_4) B. Hélium (He) C. Néon (Ne) D. Dihydrogène (H_2)

10. Un gaz occupe un volume de 50,0 L à une température de 60 °C et sous une pression de 110 kPa. Quelle sera la température finale si le volume est doublé et que la pression est diminuée de moitié ?

A. 83 K B. 333 K C. 666 K D. 1332 K

11. On utilise une bonbonne de gaz pour gonfler 20 ballons de 5,00 L chacun. La masse de la bonbonne diminue alors de 115 g. La pression et la température dans les ballons sont respectivement de 101,3 kPa et de 25 °C. Quel est le gaz contenu dans la bonbonne ?

A. Hélium (He) B. Néon (Ne) C. Diazote (N_2) D. Dioxyde de carbone (CO_2)

12. Dans un mélange gazeux contenant 4,00 moles d'hélium (He), 6,00 moles de néon (Ne) et 8,00 moles de dioxygène (O_2), la pression exercée par l'hélium est de 30 kPa. Quelle est la pression totale de ce mélange gazeux ?

A. 30 kPa B. 135 kPa C. 250 kPa D. 540 kPa

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

13. Quel volume de dihydrogène (H_2) sera produit à 0 °C et à 101,3 kPa si 1,08 g d'aluminium (Al) réagit avec une solution d'acide chlorhydrique (HCl) selon l'équation suivante ?

$$2\ Al_{(s)} + 6\ HCl_{(aq)} \rightarrow 3\ H_{2(g)} + 2\ AlCl_{3(aq)}$$

A. 0,90 L B. 0,98 L C. 1,34 L D. 1,52 L

Module 2

14. Pour fabriquer une pièce métallique, Mathieu chauffe un bloc de cuivre de 100 g jusqu'à une température de 850 °C. Lors du chauffage, le bloc de cuivre a absorbé 32,3 kJ de chaleur. Sachant que la capacité thermique massique (*c*) du cuivre est de 0,390 J/g•°C, quelle était la température initiale du bloc de cuivre ?

A. 828 °C B. 21,8 °C C. 82,8 °C D. 220 °C

15. On mélange 300 g d'eau à 90,0 °C et 200 g de liquide antigel à 22,0 °C. La température finale du mélange est de 72,4 °C. Quelle est la capacité thermique massique (*c)* du liquide antigel ?

A. 0,980 J/g•°C B. 6,29 J/g•°C C. 2,20 J/g•°C D. 3,48 J/g•°C

16. Parmi les énoncés suivants, lesquels correspondent à une transformation exothermique ?

a) L'enthalpie des produits est supérieure à l'enthalpie des réactifs.

b) Lors de la transformation, la température du milieu augmente.

c) La variation d'enthalpie de la transformation est négative.

d) Dans l'équation thermochimique, l'énergie impliquée se trouve du côté des réactifs.

e) La décomposition du chlorure de potassium en potassium et en dichlore gazeux.

f) Du givre se forme sur les vitres d'une voiture, en hiver.

1. *b*, *c* et *f* 2. *a*, *d* et *e* 3. *a*, *b*, *c* et *e* 4. *b*, *c*, *d* et *f*

17. L'éthanol (C_2H_5OH) utilisé dans les thermomètres et comme solvant est aussi utilisé comme carburant. L'équation de la réaction de combustion de l'éthanol s'écrit de la façon suivante :

$$C_2H_5OH_{(l)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(g)}$$

Si la combustion de 3,07 g d'éthanol dégage 91,1 kJ d'énergie, laquelle des équations thermochimiques suivantes représente correctement la combustion de l'éthanol ?

A. $C_2H_5OH_{(l)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(g)} + 91{,}1\ kJ$

B. $C_2H_5OH_{(l)} + 3\ O_{2(g)} + 1367{,}4\ kJ \rightarrow 2\ CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(g)}$

C. $C_2H_5OH_{(l)} + 3\ O_{2(g)} + 91{,}1\ kJ \rightarrow 2\ CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(g)}$

D. $C_2H_5OH_{(l)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(g)} + 1367{,}4\ kJ$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

18. La combustion du propan-1-ol ($CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH$) se fait selon l'équation thermochimique suivante :

$$2\ C_3H_7OH_{(l)} + 9\ O_{2(g)} \rightarrow 6\ CO_{2(g)} + 8\ H_2O_{(g)} + 3012\ kJ$$

Par quelle valeur d'énergie peut-on compléter le tableau suivant ?

	Liaison					
	C—C	**C—H**	**C—O**	**H—O**	**O=O**	**C=O**
Énergie de liaison (kJ/mol)	347	413	358	460	498	?

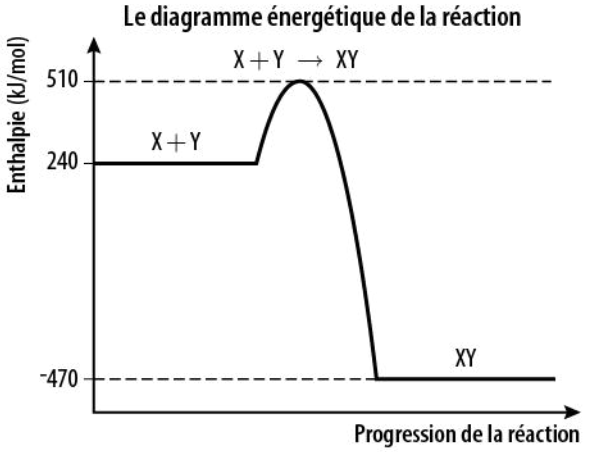
A. 248 kJ/mol B. 745 kJ/mol C. 716 kJ/mol D. 373 kJ/mol

19. Le graphique ci-contre représente le diagramme énergétique de la réaction hypothétique :

$$X + Y \rightarrow XY.$$

Parmi les choix ci-dessous, lequel décrit la réaction inverse suivante :

$$XY \rightarrow X + Y\ ?$$



Type de réaction	Énergie d'activation (E_a)	Variation d'enthalpie (ΔH)
A. Exothermique	270 kJ/mol	-710 kJ/mol
B. Exothermique	980 kJ/mol	-270 kJ/mol
C. Endothermique	270 kJ/mol	980 kJ/mol
D. Endothermique	980 kJ/mol	710 kJ/mol

20. Un système est constitué par la dissolution de 2,00 g de dichlorure de calcium ($CaCl_2$) solide dans 100 mL d'eau. La température de la solution augmente. Lequel des énoncés suivants est vrai concernant ce système ?

A. Le système est ouvert et il perd de l'énergie.

B. Le système est ouvert et il gagne de l'énergie.

C. Le système est fermé et il perd de l'énergie.

D. Le système est fermé et il gagne de l'énergie.

21. La température de 50,0 mL d'eau passe de 28,5 °C à 26,9 °C au cours de la dissolution de 1,00 g de bromure d'ammonium (NH_4Br) solide. Quelle est la chaleur molaire de dissolution (ΔH_d) de ce composé ?

A. -335 J/mol B. 32,8 kJ/mol C. 335 J/mol D. -32,8 kJ/mol

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

22. Une réaction de neutralisation se produit lorsqu'on mélange 120 mL d'une solution d'hydroxyde de lithium (LiOH) à 0,500 mol/L et 160 mL d'une solution d'acide nitrique (HNO_3) à 0,375 mol/L dans un contenant isolé. Au départ, les solutions sont à la même température. Si la plus haute température atteinte pendant leur mélange est 24,5 °C, quelle était la température initiale des solutions ?

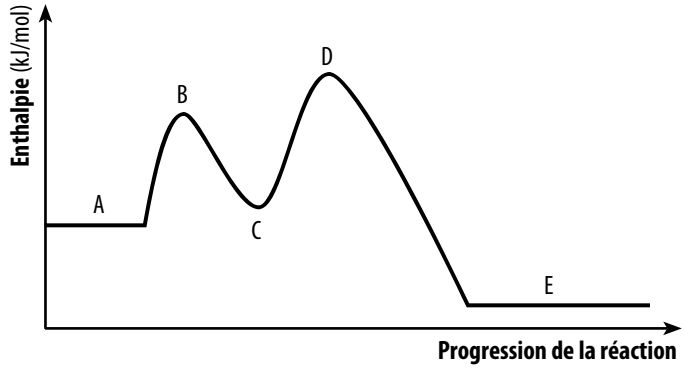
L'équation thermochimique de cette réaction de neutralisation est la suivante :

$$LiOH_{(aq)} + HNO_{3(aq)} \rightarrow LiNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} + 53{,}1\ kJ$$

A. 21,8 °C B. 27,2 °C C. 20,9 °C D. 28,1 °C

23. Soit le diagramme énergétique d'une réaction hypothétique se déroulant en plusieurs étapes.

Le diagramme énergétique d'une réaction hypothétique



Parmi les choix suivants, lequel décrit ce mécanisme réactionnel ?

Type de réaction	Nombre d'étapes	Intermédiaires de réaction
A. Exothermique	3	B et D
B. Endothermique	3	A, C et E
C. Endothermique	2	B, C et D
D. Exothermique	2	C

24. L'oxyde de cuivre existe sous forme d'oxyde de cuivre (I) (Cu_2O), utilisé comme pigment pour les verres et sous forme d'oxyde de cuivre (II) (CuO), utilisé comme pigment pour produire des lumières bleues en pyrotechnie. L'oxydation de l'oxyde de cuivre (I) produit de l'oxyde de cuivre (II) selon l'équation balancée suivante :

$$2\ Cu_2O_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 4\ CuO_{(s)}$$

Déterminez, à partir des équations suivantes, la chaleur de réaction de l'oxydation de l'oxyde de cuivre (I).

$$2\ Cu_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow Cu_2O_{(s)} \qquad \Delta H = -168{,}6\ kJ/mol$$

$$Cu_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CuO_{(s)} \qquad \Delta H = -157{,}3\ kJ/mol$$

A. 292,0 kJ B. -325,9 kJ C. -292,0 kJ D. 325,9 kJ

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Module 3

25. Parmi les quatre équations suivantes, indiquez celle qui permet de calculer correctement la vitesse de la réaction ci-dessous.

$$2\ C_{(s)} + 2\ H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CH_3COOH_{(l)}$$

A. $v = \frac{\Delta p_{CH_3COOH}}{\Delta t}$ B. $v = \frac{\Delta V_{CH_3COOH}}{\Delta t}$ C. $v = \frac{\Delta [CH_3COOH]}{\Delta t}$ D. $v = \frac{\Delta V_C}{\Delta t}$

26. Pour la réaction chimique suivante, on calcule que la valeur de la vitesse de réaction en fonction du dioxyde d'azote (NO_2) est de $1{,}64 \times 10^{-2}$ mol/L • s.

$$3\ NO_{2(g)} + H_2O_{(g)} \rightarrow 2\ HNO_{3(g)} + NO_{(g)}$$

Quelle est la valeur de la vitesse de réaction en fonction de l'acide nitrique (HNO_3) ?

A. $5{,}47 \times 10^{-3}$ mol/L • s
B. $1{,}64 \times 10^{-2}$ mol/L • s
C. $1{,}09 \times 10^{-2}$ mol/L • s
D. $1{,}09 \times 10^{-3}$ mol/L • s

27. Il a fallu 2 minutes et 30 secondes pour procéder à la dissolution de 8,75 g de carbonate de calcium ($CaCO_3$). Quelle est la vitesse de la réaction ?

A. $5{,}83 \times 10^{-2}$ mol/s
B. $5{,}83 \times 10^{-4}$ mol/s
C. $3{,}80 \times 10^{-2}$ mol/s
D. 3,80 mol/s

28. Voici l'équation permettant la synthèse de l'ammoniac par le procédé Haber :

$$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightarrow 2\ NH_{3(g)}$$

On calcule que la valeur de la vitesse de formation de l'ammoniac (NH_3) est de $3{,}6 \times 10^{-2}$ mol/L • s. Quelle est la vitesse générale de la réaction ?

A. $6{,}0 \times 10^{-3}$ mol/L • s
B. $1{,}1 \times 10^{-1}$ mol/L • s
C. $2{,}4 \times 10^{-2}$ mol/L • s
D. $1{,}8 \times 10^{-2}$ mol/L • s

29. Quels énoncés correspondent à une diminution de la vitesse de réaction ?

A. Il y a une baisse de l'énergie d'activation suite à l'ajout d'un catalyseur.
B. Les réactifs ont davantage d'énergie cinétique, car il y a une augmentation de la température.
C. Il y a moins de réactifs pouvant réagir suite à une diminution de la concentration.
D. La courbe de Maxwell-Boltzmann est déplacée vers la gauche lors d'une baisse de température.

30. Les énoncés suivants portent sur la théorie des collisions. Lequel est faux ?

A. Pour qu'il y ait réaction chimique, des collisions doivent survenir entre les particules de réactifs.
B. Les collisions entre les particules de réactifs doivent se faire avec une énergie suffisante.
C. Les collisions entre les particules de réactifs doivent se faire selon une orientation particulière.
D. Pour qu'il y ait réaction chimique, des collisions doivent survenir entre des particules de réactifs qui ont une énergie inférieure à l'énergie d'activation.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

31. Voici la réaction de décomposition de éthanal (CH_3CHO) :

$$CH_3CHO_{(g)} \rightarrow CH_{4(g)} + CO_{(g)}$$

Sachant que l'ordre global de la réaction est de 2, qu'arrive-t-il à la vitesse de réaction si on réduit la concentration de l'acétaldéhyde de moitié ?

A. La vitesse sera multipliée par 2.
C. La vitesse sera multipliée par 4.
B. La vitesse sera divisée par 2.
D. La vitesse sera divisée par 4.

32. Voici des mesures associées à la réaction fictive suivante :

$$2\ A_{(g)} + 3\ B_{(g)} \rightarrow A_2B_{3(g)}$$

La vitesse de réaction en fonction de la concentration des réactifs

Essai	[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	Vitesse (mol/L • s)
1	0,020	0,020	$9{,}0 \times 10^{-5}$
2	0,020	0,040	$1{,}8 \times 10^{-4}$
3	0,060	0,040	$5{,}4 \times 10^{-4}$

Déterminez la constante de vitesse de cette réaction.

A. 11,25 L/mol • s
B. 0,23 L/mol • s
C. 0,089 L/mol • s
D. 4,44 L/mol • s

33. À 300 °C, la constante de vitesse de la réaction suivante est de 0,054 L/mol • s.

$$CaCO_{3(s)} + 2\ HCl_{(aq)} \rightarrow CaCl_{2(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

Calculez la vitesse de la réaction si 3,0 g d'acide chlorhydrique (HCl) sont dissous dans 2,0 L de solution.

A. $2{,}2 \times 10^{-3}$ mol/L • s
C. $9{,}1 \times 10^{-5}$ mol/L • s
B. $8{,}1 \times 10^{-2}$ mol/L • s
D. $1{,}2 \times 10^{-1}$ mol/L • s

Module 4

34. Parmi les énoncés suivants, lesquels concernent un système à l'équilibre ?

a) Les vitesses des réactions directe et inverse sont nulles.

b) Le système est réversible.

c) La température et la pression sont constantes.

d) Les propriétés microscopiques sont constantes.

e) Le système est ouvert.

f) Les concentrations des réactifs et des produits sont constantes.

g) Les vitesses des réactions directe et inverse sont égales.

1. *a*, *b*, *d* et *f*
2. *b*, *c*, *e* et *f*
3. *b*, *c*, *f* et *g*
4. *a*, *c*, *e* et *f*

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

35. L'émission des gaz à effet de serre contribue à l'acidification des lacs. La réaction du dioxyde de carbone (CO_2) avec l'eau (H_2O) produit de l'acide carbonique (H_2CO_3) selon l'équation suivante :

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)} + 19{,}7\ kJ$$

Quelles modifications, parmi les suivantes, peuvent favoriser la formation de l'acide carbonique ?

a) Une augmentation de la température.

b) Une augmentation de la pression.

c) Une diminution de la concentration du dioxyde de carbone.

d) L'ajout d'une solution d'hydroxyde de calcium ($Ca(OH)_2$).

A. *a*, *b* et *c* B. *b* et *d* C. *b*, *c* et *d* D. *c* et *d*

36. Le monoxyde d'azote (NO), un des gaz responsables du smog, peut être en équilibre avec le diazote (N_2) et le dioxygène (O_2) selon l'équation suivante :

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} + 180{,}4\ kJ \rightleftharpoons 2\ NO_{(g)}$$

À 1500 K, dans un récipient de 2,00 L, on observe 1,60 mol de diazote, 0,400 mol de dioxygène et $2{,}66 \times 10^{-3}$ mol de monoxyde d'azote. Laquelle des valeurs suivantes serait la plus appropriée pour la constante d'équilibre (K_C) si le système était à l'équilibre à une température de 2000 K ?

A. $K_C = 1{,}11 \times 10^{-5}$ C. $K_C = 8{,}24 \times 10^{-6}$

B. $K_C = 2{,}72 \times 10^{-6}$ D. $K_C = 5{,}55 \times 10^{-4}$

37. Soit le tableau de données incomplet relatif à l'acide formique (HCOOH) et à l'acide nitreux (HNO_2).

Acide	Concentration initiale (mol/L)	pH	K_a
HCOOH	0,100	2,36	–
HNO_2	0,100	–	$4{,}50 \times 10^{-4}$

Lequel des énoncés suivants est vrai concernant la comparaison de la force des deux acides ?

A. L'acide le plus fort est l'acide formique, car son pH est de 2,36.

B. L'acide le plus fort est l'acide formique, car sa constante d'acidité est de $2{,}00 \times 10^{-4}$.

C. L'acide le plus fort est l'acide nitreux, car sa constante d'acidité est de $4{,}50 \times 10^{-4}$.

D. L'acide le plus fort est l'acide nitreux, car son pH est de 2,17.

38. Le difluorure de magnésium (MgF_2) est un cristal largement utilisé pour les lentilles. À une certaine température, une solution saturée de difluorure de magnésium est obtenue en dissolvant $4{,}24 \times 10^{-3}$ g de ce solide dans 250 mL d'eau. Quelle est la valeur de la constante de solubilité (K_{ps}) du difluorure de magnésium à cette température ?

A. $K_{ps} = 8{,}05 \times 10^{-11}$ C. $K_{ps} = 1{,}95 \times 10^{-5}$

B. $K_{ps} = 7{,}40 \times 10^{-8}$ D. $K_{ps} = 2{,}89 \times 10^{-4}$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Sommaire

Annexe L'interprétation des résultats de la mesure

Fiche

Exercices G-371

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

L'interprétation des résultats de la mesure

Les chiffres significatifs

1. Pour chacune des valeurs suivantes, précisez le nombre de chiffres significatifs.

a) 376,8 _____

b) 0,012 _____

c) 149,0 _____

d) $1{,}99 \times 10^8$ _____

e) 0,007 _____

f) 12,1428 _____

2. Un de vos collègues vous remet l'information suivante : 20 100 m.

a) Êtes-vous en mesure de connaître précisément le nombre de chiffres significatifs ? Justifiez votre réponse.

_____

_____

_____

b) Si on ne connaît pas le nombre de chiffres significatifs, que devient cette valeur, convertie en kilomètres ?

_____

c) Donnez trois valeurs qui peuvent devenir 20 100 m une fois arrondies.

_____

d) Expliquez deux moyens de présenter les données permettant de confirmer le nombre de chiffres significatifs. Donnez chaque fois un exemple comportant quatre chiffres significatifs pour la valeur mentionnée dans l'énoncé.

Premier moyen : _____

_____

Deuxième moyen : _____

_____

e) À combien de kilomètres correspond la valeur trouvée en *d)* ?

_____

3. Arrondissez les mesures suivantes au dixième près.

a) 1,234 kg _____

b) 2,39 mL _____

c) 3,14159 cm _____

d) 4,45 L _____

e) $5{,}01 \times 10^6$ m _____

f) 9,98 g _____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4. Arrondissez les valeurs suivantes en respectant le nombre de chiffres significatifs demandé. Donnez votre réponse en notation scientifique.

a) Avec trois chiffres significatifs, le nombre 81 990,9 : _____

b) Avec deux chiffres significatifs, le nombre 126 : _____

c) Avec un seul chiffre significatif, le nombre 2820 : _____

d) Avec deux chiffres significatifs, le nombre 0,06287 : _____

e) Avec trois chiffres significatifs, le nombre 12,0804 : _____

5. Pour respecter les chiffres significatifs dans l'addition et la soustraction, la valeur ayant le plus _____ nombre de _____ détermine le nombre de _____ à reporter dans la réponse.

6. Effectuez les calculs suivants en respectant le nombre de chiffres significatifs.

a) 45,8 kg + 2,6 kg = _____

b) 233 m + 4,9 m = _____

c) 23,5 g/mol − 12,21 g/mol = _____

d) 2000 L + 1,125 L = _____

e) 5,12 g + 125,5 g + 3,53 g = _____

f) 2,14 mL − 0,567 mL + 1,1 mL = _____

7. Pour respecter les chiffres significatifs dans la multiplication et la division, la valeur ayant le plus _____ nombre de _____ _____ détermine le nombre de _____ _____ à reporter dans la réponse.

8. Effectuez les calculs suivants en respectant le nombre de chiffres significatifs.

a) 122 g × 3,4 g/mol = _____

b) 1,10 m × 1,125 m = _____

c) $\frac{23{,}5\ \text{g}}{6{,}66667\ \text{cm}} =$ _____

d) 9,80 kg × 55 kg = _____

e) 9,80 kg × 55,0 kg = _____

9. Vous parcourez 15,5 km par jour pendant trois jours. Aurez-vous parcouru 46,5 km, 47 km ou 50 km ?

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Sommaire

Enrichissement • L'oxydoréduction

	Fiche
La réaction d'oxydoréduction	G-375
Exercices	G-380
Les piles électrochimiques	G-383
Exercices	G-388
Synthèse	G-391
Exercices	G-392

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

LA RÉACTION D'OXYDORÉDUCTION

La galvanoplastie permet de recouvrir certains métaux afin de les préserver de la rouille. L'eau de Javel (NaClO) possède des propriétés désinfectantes et blanchissantes qui sont connues depuis plus de 200 ans. Les alcootests sont régulièrement utilisés dans des barrages routiers mis en place par des policiers pour détecter la présence d'alcool chez un conducteur. Le peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) est un antiseptique très efficace en cas de blessures. Lorsqu'on mange, il y a production d'énergie par l'organisme. Tous ces exemples illustrent des réactions d'oxydoréduction.

L'**oxydoréduction** est une réaction chimique au cours de laquelle il y a échange d'électrons entre des réactifs.

Lorsqu'il y a échange d'électrons, un ou des électrons peuvent être cédés ou gagnés par les atomes. L'oxydation et la réduction sont des termes qui réfèrent à la perte et au gain d'électrons lors de réactions chimiques.

L'oxydation et la réduction

Une liaison ionique est un exemple d'une réaction d'oxydoréduction. La figure 1 présente un schéma d'une liaison ionique. Dans cette figure, on remarque qu'un atome de lithium (Li), faiblement électronégatif, donne son électron de valence au fluor (F), fortement électronégatif, pour former du fluorure de lithium (LiF). Le cation lithium (Li^+) et l'anion fluor (F^-), de par leur charge contraire, s'attirent mutuellement et forment une liaison ionique.

La tendance des éléments à gagner ou à céder des électrons, cahier, p. 5

La liaison ionique, cahier, p. 6

Dans l'exemple de la figure 1, le lithium subit une oxydation puisqu'il a perdu un électron alors que le fluor subit une réduction, car il a gagné un électron. Puisqu'un atome ne peut pas perdre un électron sans qu'un autre n'accepte celui-ci, l'oxydation ne peut exister sans la réduction. Pour cette raison, on parle plutôt de demi-réaction d'oxydation et de demi-réaction de réduction. La combinaison de ces deux demi-réactions donne une réaction complète appelée « réaction d'oxydoréduction ».

Une **demi-réaction d'oxydation** est une partie de la réaction d'oxydoréduction où un atome perd un ou plusieurs électrons.

La **demi-réaction de réduction** est une partie de la réaction d'oxydoréduction où un atome gagne un ou plusieurs des électrons.

L'**oxydoréduction** est la combinaison de deux demi-réactions simultanées : la demi-réaction d'oxydation et la demi-réaction de réduction.

Lors de la demi-réaction d'oxydation, la substance oxydée (ou réducteur) est celle qui perd des électrons. Les électrons perdus par le réducteur apparaissent du côté des produits et sont symbolisés par la lettre e^- (*voir les exemples du tableau 1, à la page suivante*).

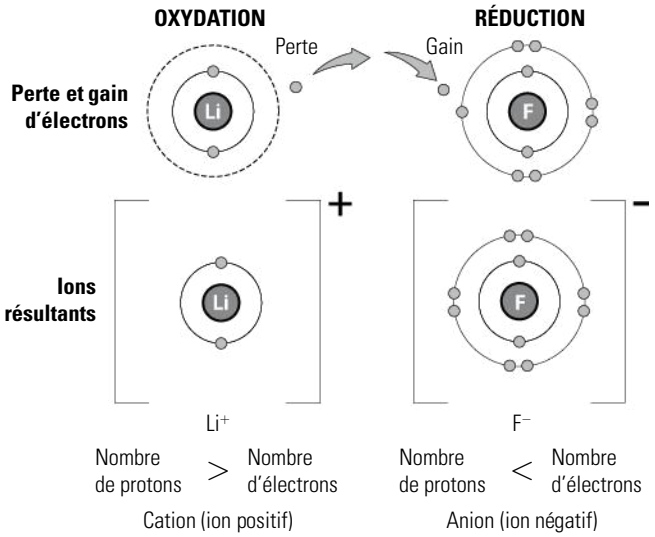


Figure 1 **La liaison ionique entre le lithium et le fluor, un exemple de réaction d'oxydoréduction.** Le lithium perd un électron au profit du fluor. Le lithium devient un ion positif, un cation, alors que le fluor devient un ion négatif, un anion.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Dans le cas de la demi-réaction de réduction, la substance réduite (ou oxydant) est celle qui gagne des électrons. Les électrons (e^-) gagnés par l'oxydant apparaissent du côté des réactifs. Il est à noter que dans une équation chimique, le réducteur ou l'oxydant se trouve toujours du côté gauche de la flèche de la demi-réaction.

Le tableau 1 montre quelques exemples de demi-réactions d'oxydation et de réduction ainsi que les réducteurs et oxydants qui leur sont associés.

TABLEAU 1
Quelques exemples de demi-réactions d'oxydation et de réduction

Demi-réaction d'oxydation	Réducteur (substance oxydée)	Demi-réaction de réduction	Oxydant (substance réduite)
$Al_{(s)} \rightarrow Al^{3+}_{(aq)} + 3\ e^-$	$Al_{(s)}$	$Mg^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightarrow Mg_{(s)}$	$Mg^{2+}_{(aq)}$
$Li_{(s)} \rightarrow Li^{+}_{(aq)} + e^-$	$Li_{(s)}$	$K^{+}_{(aq)} + e^- \rightarrow K_{(s)}$	$K^{+}_{(aq)}$
$Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$	$Zn_{(s)}$	$Fe^{3+}_{(aq)} + 3\ e^- \rightarrow Fe_{(s)}$	$Fe^{3+}_{(aq)}$
$H_{2(g)} \rightarrow 2\ H^{+}_{(aq)} + 2\ e^-$	$H_{2(g)}$	$Cl_{2(g)} + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^{-}_{(aq)}$	$Cl_{2(g)}$

Le nombre d'oxydation

Lorsqu'une liaison est ionique, il est facile d'identifier le donneur ou le receveur d'électrons en consultant le tableau périodique des éléments. Généralement, les éléments des familles IA, IIA et IIIA sont des donneurs d'électrons alors que ceux des familles VA, VIA et VIIA sont des receveurs d'électrons. Dans le cas des liaisons covalentes, on se fie à l'électronégativité des atomes. Les plus électronégatifs ont tendance à attirer davantage les électrons alors que ceux qui le sont faiblement ont tendance à céder leurs électrons.

▶ La liaison covalente, cahier, p. 7

Par exemple, dans la molécule d'eau (H_2O), l'oxygène (O) étant plus électronégatif, il attire les électrons des deux atomes d'hydrogène (H) qui sont moins électronégatifs (*voir la figure 2*). On attribue alors à l'oxygène une charge de -2 et à l'hydrogène une charge de $^+1$. Ces charges relatives sont nommées « nombres d'oxydation ».

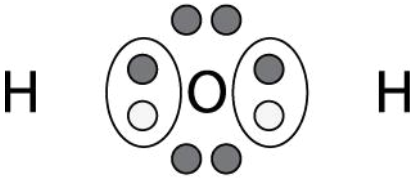


Figure 2 **La liaison covalente entre l'hydrogène (H) et l'oxygène (O).** Les électrons venant de l'hydrogène sont près de l'oxygène qui est un atome plus électronégatif que l'hydrogène.

▶ Le **nombre d'oxydation** correspond à la charge relative attribuée à chacun des atomes d'une molécule. Cette charge peut être entière, positive ou négative. Le nombre d'oxydation indique le nombre d'électrons perdus ou gagnés lors d'une réaction d'oxydoréduction.

Le nombre d'oxydation d'un atome est négatif lorsque l'électronégativité est élevée. Inversement, il est positif lorsque l'atome est faiblement électronégatif. Dans une réaction d'oxydoréduction, on remarque que :

- au cours de la demi-réaction d'oxydation, le nombre d'oxydation augmente puisque l'atome perd des électrons ;
- au cours de la demi-réaction de réduction, le nombre d'oxydation diminue puisque l'atome gagne des électrons.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Puisque certains éléments ont souvent le même nombre d'oxydation, on peut regrouper ces ressemblances pour dégager certaines règles qui permettent de trouver facilement le nombre d'oxydation de chaque atome dans une molécule plus ou moins complexe (*voir le tableau 2*).

TABLEAU 2
Les règles pour trouver le nombre d'oxydation d'un atome dans une molécule

Objet	Nombre d'oxydation	Exemples
Élément	Le nombre d'oxydation d'un élément vaut 0.	• Zinc (Zn) • Or (Au) • Dioxygène (O_2) • Dichlore (Cl_2)
Alcalin	Dans une molécule, le nombre d'oxydation d'un alcalin vaut $^{+}1$.	• Le lithium (Li) dans le fluorure de lithium (LiF). • Le potassium (K) dans le chlorure de potassium (KCl).
Alcalino-terreux	Dans une molécule, le nombre d'oxydation d'un alcalino-terreux vaut $^{+}2$.	• Le magnésium (Mg) dans le dibromure de magnésium ($MgBr_2$). • Le béryllium (Be) dans l'oxyde de béryllium (BeO).
Ion monoatomique	Le nombre d'oxydation d'un ion monoatomique correspond à la charge de l'ion.	• $Cu^{2+} = {}^{+}2$ • $Al^{3+} = {}^{+}3$ • $S^{2-} = {}^{-}2$ • $Cl^{-} = {}^{-}1$
Molécule	Dans une molécule, la somme des nombres d'oxydation de chacun des atomes vaut 0.	• NaCl, où Na = $^{+}1$ et Cl = $^{-}1$, donc NaCl = 0 • Li_2S, où Li = $(^{+}1) \times (2)$ et S = $^{-}2$, donc $Li_2S = 0$
Hydrogène (H)	Dans une molécule, le nombre d'oxydation de l'hydrogène est de $^{+}1$, sauf dans le cas des hydrures où il est de $^{-}1$ (dans les hydrures, l'hydrogène est lié à un métal moins électronégatif que lui).	• H_2O, où H = $(^{+}1) \times (2)$ et O = $^{-}2$, donc $H_2O = 0$ • KH, où K = $^{+}1$ et H = $^{-}1$, donc KH = 0
Oxygène (O)	Dans une molécule, le nombre d'oxydation de l'oxygène est de $^{-}2$, sauf dans le cas des peroxydes (deux atomes d'oxygène liés entre eux au centre d'une molécule) où il est de $^{-}1$.	• MgO, où Mg = $^{+}2$ et O = $^{-}2$, donc MgO = 0 • H_2O_2, où H = $(^{+}1) \times (2)$ et O = $(^{-}1) \times (2)$, donc $H_2O_2 = 0$
Halogène	Dans une molécule binaire, le nombre d'oxydation d'un halogène est de $^{-}1$, sauf dans les molécules complexes où il varie selon le cas.	• KI, où K = $^{+}1$ et I = $^{-}1$, donc KI = 0 • $HClO_4$, où H = $^{+}1$, O = $(^{-}2) \times (4)$ et Cl = $^{+}7$, donc $HClO_4 = 0$
Ion polyatomique	Le nombre d'oxydation d'un ion polyatomique correspond à la charge de l'ion.	• SO_4^{2-}, où S = $^{+}6$ et O = $(^{-}2) \times (4)$, donc $SO_4^{2-} = {}^{-}2$ • PO_4^{3-}, où P = $^{+}5$ et O = $(^{-}2) \times (4)$, donc $PO_4^{3-} = {}^{-}3$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Le pouvoir réducteur des métaux

Les réactions entre métaux peuvent donner des réactions d'oxydoréduction. Dans ce type de réactions, il y a toujours échange d'électrons. Le métal donneur d'électrons, le réducteur, a absolument besoin d'un receveur d'électrons métallique, l'oxydant, sans quoi la réaction d'oxydoréduction est impossible. Une réaction d'oxydoréduction est dite spontanée lorsque les deux conditions suivantes sont réunies :

- un bon réducteur (dont le pouvoir réducteur est élevé) est mis en présence d'un bon oxydant (dont le pouvoir réducteur est faible) ;
- le réducteur est à l'état solide et l'oxydant, en solution aqueuse.

Chaque métal possède un pouvoir réducteur, c'est-à-dire une capacité plus ou moins grande à céder ses électrons. La figure 3 présente un classement de différents métaux en fonction de leur pouvoir réducteur.

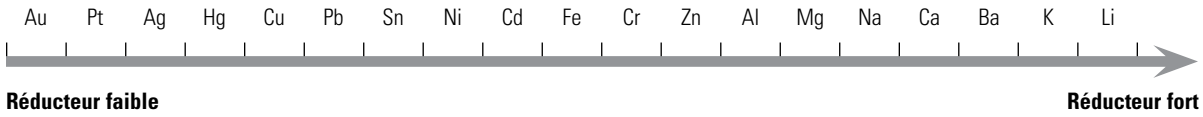


Figure 3 **Le classement des métaux selon leur pouvoir réducteur.**

La figure 4 montre la réaction spontanée produite lorsqu'on met une tige de zinc (Zn) dans une solution de dinitrate de cuivre ($Cu(NO_3)_2$). Le zinc sous forme solide disparaît peu à peu alors que des ions zinc ($Zn^{2+}_{(aq)}$) apparaissent en solution aqueuse selon la demi-réaction d'oxydation suivante :

$$Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$$

La masse de la tige de zinc diminue progressivement. Au même moment, on observe la formation d'un dépôt de cuivre solide sur la tige de zinc puisque les ions cuivre ($Cu^{2+}_{(aq)}$) en solution aqueuse acceptent les électrons du zinc selon l'équation de demi-réaction de réduction suivante :

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightarrow Cu_{(s)}$$

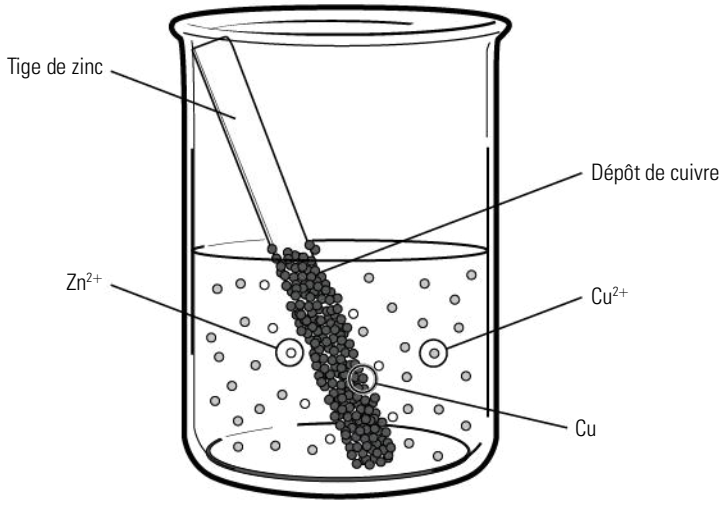


Figure 4 **La réaction spontanée entre le zinc à l'état solide et le cuivre sous forme ionique en solution aqueuse.**

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

L'équation globale d'oxydoréduction de cette réaction est obtenue en additionnant les deux demi-réactions précédentes et en éliminant les termes identiques des deux côtés de la flèche.

$$\begin{array}{lr} \text{Demi-réaction d'oxydation:} & \mathrm{Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + \cancel{2\,e^-}} \\ \text{Demi-réaction de réduction:} & \mathrm{\cancel{Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,e^-} \rightarrow Cu_{(s)}} \\ \hline \text{Réaction d'oxydoréduction:} & \mathrm{Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}} \end{array}$$

Le réducteur est le zinc ($Zn_{(s)}$) sous forme solide alors que l'oxydant est l'ion cuivre ($Cu^{2+}_{(aq)}$) en solution aqueuse.

Lorsqu'on additionne des demi-réactions, on doit équilibrer les équations. Si le nombre d'électrons n'est pas égal des deux côtés des flèches, on multiplie l'une des demi-réactions, ou parfois les deux, par un nombre entier afin d'avoir le même nombre d'électrons dans chaque demi-réaction.

L'exemple suivant illustre l'addition de demi-réactions dont le nombre d'électrons est inégal.

$$\begin{array}{lr} \text{Demi-réaction d'oxydation:} & \mathbf{2} \times (\mathrm{Al_{(s)} \rightarrow Al^{3+}_{(aq)} + 3\,e^-}) \\ & \mathbf{2}\ \mathrm{Al_{(s)} \rightarrow \mathbf{2}\ Al^{3+}_{(aq)} + \cancel{\mathbf{6}\,e^-}} \\ \text{Demi-réaction de réduction:} & \mathbf{3} \times (\mathrm{Fe^{2+}_{(aq)} + 2\,e^- \rightarrow Fe_{(s)}}) \\ & \mathbf{3}\ \mathrm{Fe^{2+}_{(aq)}} + \cancel{\mathbf{6}\,e^-} \rightarrow \mathbf{3}\ \mathrm{Fe_{(s)}} \\ \hline \text{Réaction d'oxydoréduction:} & \mathrm{2\ Al_{(s)} + 3\ Fe^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2\ Al^{3+}_{(aq)} + 3\ Fe_{(s)}} \end{array}$$

Pour additionner ces deux demi-réactions, on multiplie la demi-réaction d'oxydation par 2, et la demi-réaction de réduction par 3, de façon à avoir 6 électrons de chaque côté. Le réducteur est l'aluminium ($Al_{(s)}$) sous forme solide alors que l'oxydant est l'ion aluminium ($Al^{3+}_{(aq)}$) en solution aqueuse.

On peut inverser le réducteur et l'oxydant de la réaction d'oxydoréduction précédente, en mettant une tige de cuivre (Cu) dans une solution contenant des ions Zn^{2+}. Aucune réaction n'a alors lieu puisque le cuivre est un mauvais donneur d'électrons, donc un mauvais réducteur, et le zinc, un mauvais receveur d'électrons, donc un mauvais oxydant.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Exercices

1. Pour chacune des demi-réactions suivantes :

a) déterminez s'il s'agit d'une demi-réaction d'oxydation (OX) ou de réduction (RÉ) ;

b) nommez le réducteur ou l'oxydant, selon le cas ;

c) nommez la substance oxydée ou réduite, selon le cas.

Demi-réaction	OX ou RÉ	Réducteur	Oxydant	Substance oxydée	Substance réduite
I) $ClO_{2(aq)} + e^- \rightarrow ClO_2^-{}_{(aq)}$					
II) $H_{2(g)} \rightarrow 2\ H^+_{(g)} + 2\ e^-$					
III) $AgCl_{(s)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)} + Cl^-_{(aq)}$					
IV) $2\ H_2O_{(l)} \rightarrow 2\ H_2O_{(aq)} + 2\ H^+_{(aq)} + 2\ e^-$					
V) $2\ Cl^-_{(aq)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2\ e^-$					
VI) $Ag^+_{(aq)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}$					
VII) $MnO_4^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow MnO_4^-{}_{(aq)} + e^-$					
VIII) $I_{2(s)} + 2\ e^- \rightarrow 2\ I^-_{(aq)}$					
IX) $O_{2(g)} + 4\ H^+_{(aq)} + 4\ e^- \rightarrow 2\ H_2O_{(l)}$					
X) $ClO_2^-{}_{(aq)} \rightarrow ClO_{2(aq)} + e^-$					

2. Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) Pour qu'il y ait réaction spontanée, le réducteur doit être en solution aqueuse.	☐	☐
b) Si on mélange une solution contenant des ions chrome (Cr^{3+}) à une solution contenant des ions argent (Ag^+), il y aura réaction spontanée.	☐	☐
c) Une réaction d'oxydoréduction globale ne contient pas d'électrons.	☐	☐
d) La réaction suivante est spontanée : $3\ Mg_{(s)} + 2\ Fe^{3+}_{(aq)} \rightarrow 3\ Mg^{2+}_{(aq)} + 2\ Fe_{(s)}$.	☐	☐
e) Le réducteur est réduit lors d'une réaction d'oxydoréduction.	☐	☐
f) L'oxydation est le phénomène par lequel une substance perd un ou plusieurs électrons.	☐	☐
g) Les termes « substance oxydée » et « oxydant » sont synonymes.	☐	☐
h) Une substance qui gagne des électrons est appelée « réducteur ».	☐	☐

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Justification : _____

_____

_____

_____

_____

3. Déterminez le nombre d'oxydation des atomes qui composent les substances suivantes.

a) HNO_3 _____

b) $PbSO_4$ _____

c) CO_2 _____

d) $NaClO$ _____

e) $KMnO_4$ _____

f) SiH_4 _____

g) $S_2O_3^{-2}$ _____

h) PbO_2 _____

i) $K_2Cr_2O_7$ _____

j) CO_3^{-2} _____

4. Écrivez chaque demi-réaction de même que la réaction d'oxydoréduction globale pour chacun des énoncés suivants.

a) Le lithium (Li) a été oxydé en Li^+ et le dibrome (Br_2) a été réduit en Br^-.

b) Le chrome (Cr) a été oxydé en Cr^{3+} et l'ion Au^{3+} a été réduit en or (Au).

5. *a)* Déterminez les nombres d'oxydation de chaque atome composant les molécules dans les réactions chimiques suivantes non balancées.

b) Identifiez le réducteur et l'oxydant dans chacune des réactions précédentes. Justifiez votre réponse à l'aide des nombres d'oxydation.

i) $2\ KBr + Cl_2 \rightarrow 2\ KCl + Br_2$ _____

_____

Réducteur : _____

_____

Oxydant : _____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

II) $2\ Al_2O_3 \rightarrow 3\ O_2 + 4\ Al$

Réducteur : _____

Oxydant : _____

III) $Cu + 4\ HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ NO_2 + 2\ H_2O$

Réducteur : _____

Oxydant : _____

6. Encerclez, parmi les réactions d'oxydoréduction suivantes, celles qui ne sont pas spontanées. Justifiez votre réponse.

a) $2\ Na_{(s)} + Cd^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2\ Na^{+}_{(aq)} + Cd_{(s)}$

b) $Ni_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)} \rightarrow Ni^{2+}_{(aq)} + Zn_{(s)}$

c) $2\ Ag_{(s)} + Pb^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2\ Ag^{+}_{(aq)} + Pb_{(s)}$

d) $2\ Al_{(s)} + 3\ Sn^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2\ Al^{3+}_{(aq)} + 3\ Sn_{(s)}$

Justification : _____

7. Peut-on conserver dans un contenant en zinc (Zn) une solution de sulfate de plomb ($PbSO_4$) ? Justifiez votre réponse.

8. Une tige de cadmium (Cd) est plongée dans une solution de trinitrate d'aluminium ($Al(NO_3)_3$). Aucune réaction n'est visible. Que faut-il faire pour qu'il y ait réaction spontanée ?

9. Le cuivre ($Cu_{(s)}$) réagit spontanément en présence d'ions or ($Au^{3+}_{(aq)}$), mais aucune réaction n'a lieu lorsqu'il est mis en contact avec des ions chrome ($Cr^{3+}_{(aq)}$). De plus, le zinc (Zn) s'oxyde au contact des ions chrome.

Classez ces quatre métaux, sous leur forme solide, en ordre croissant de leur pouvoir réducteur. Justifiez votre réponse.

Classement : _____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

LES PILES ÉLECTROCHIMIQUES

Les réactions d'oxydoréduction interviennent dans le fonctionnement de certains types de piles, appelées « piles électrochimiques ».

Une **pile électrochimique** résulte essentiellement d'une réaction d'oxydoréduction spontanée qui produit un courant électrique. L'énergie chimique du réducteur et de l'oxydant est alors convertie en énergie électrique.

La figure 5 illustre le fonctionnement d'une pile électrochimique. On y observe ce qui suit.

1. Lorsque la réaction d'oxydoréduction débute dans la pile, la concentration des ions Zn^{2+} augmente peu à peu et celle des ions Cu^{2+} diminue progressivement.
2. Pour équilibrer les charges en solution aqueuse, les ions du pont salin se déplacent de la façon suivante :
   - les cations du pont salin, les ions K^+, vont vers la cathode afin de remplacer les ions Cu^{2+} qui ont été réduits ;
   - les anions, les ions Cl^-, vont vers l'anode qui contient davantage d'ions Zn^{2+}. Ce sont les atomes de zinc qui fournissent les électrons produisant un courant électrique.
3. La tige de zinc diminue de masse au fur et à mesure que la réaction se déroule.
4. Les ions Cu^{2+} de la cathode acceptent les électrons provenant de l'anode et forment des atomes de cuivre solide qui se collent sur la tige métallique. Cette tige voit sa masse augmentée suite au déroulement de la réaction.

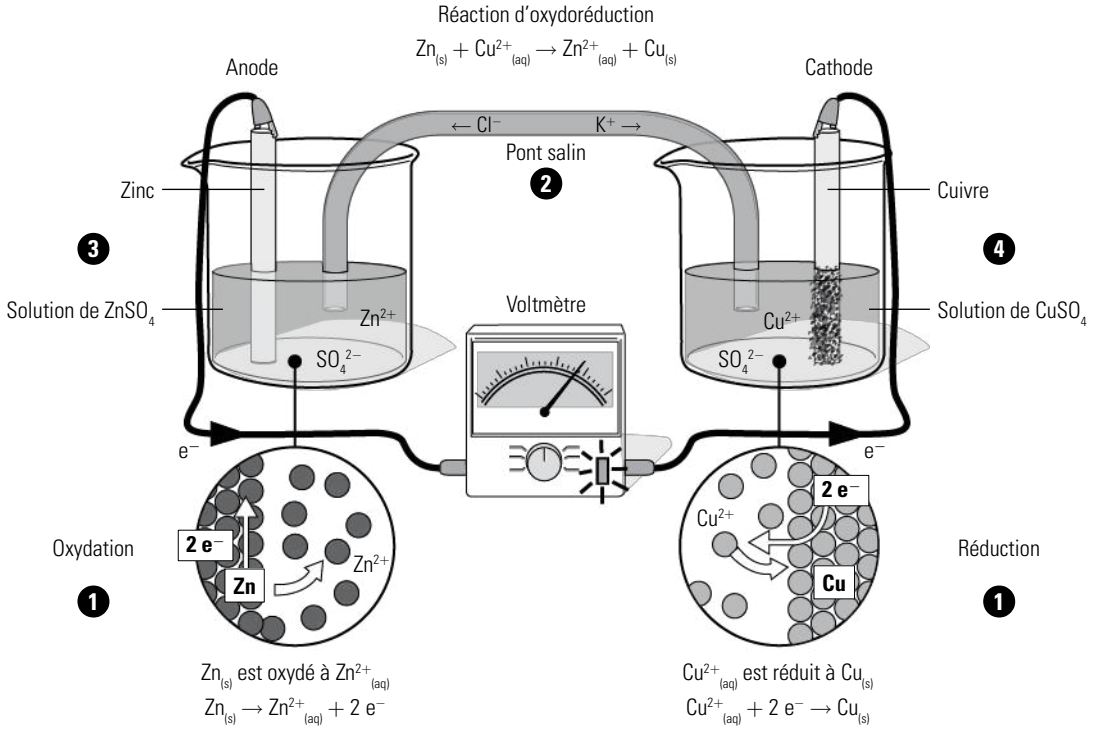


Figure 5 **Une pile électrochimique.** Une tige de zinc et une tige de cuivre sont plongées dans des solutions respectives de sulfate de zinc ($ZnSO_4$) et de sulfate de cuivre ($CuSO_4$). Un pont salin contenant du chlorure de potassium (KCl) relie les deux récipients. Le réducteur, le zinc (Zn), donne ses électrons à l'oxydant, le cuivre (Cu). Par convention, on nomme anode l'électrode où se fait l'oxydation (électrode négative) et cathode, celle où a lieu la réduction (électrode positive).

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Les piles électrochimiques, comme celle composée de zinc et de cuivre, peuvent être schématisées de la façon suivante.

$$Zn\,|\,Zn^{2+}\,\|\,Cu^{2+}\,|\,Cu$$

où

$Zn\,|\,Zn^{2+}$ = demi-pile où a lieu la réaction d'oxydation à l'anode négative

$\|$ = pont salin

$Cu^{2+}\,|\,Cu$ = demi-pile où a lieu la réaction de réduction à la cathode positive

Par convention, on peut aussi représenter une pile sous une forme abrégée.

$$Zn_{(s)} - Cu^{2+}_{(aq)}$$

où

$Zn_{(s)}$ = réducteur de la demi-réaction d'oxydation

$Cu^{2+}_{(aq)}$ = oxydant de la demi-réaction de réduction

Le tableau 3 résume certaines informations importantes à se rappeler au sujet des piles électrochimiques.

TABLEAU 3
Résumé sur les piles électrochimiques

Demi-réaction	Électrode	Ions du pont salin
Oxydation	Anode négative	Attire les anions du pont salin.
Réduction	Cathode positive	Attire les cations du pont salin.

Le potentiel de réduction et d'oxydation

Dans une réaction d'oxydoréduction spontanée, l'oxydant attire les électrons alors que le réducteur cède les siens. Le réducteur possède une énergie potentielle supérieure à celle de l'oxydant. Cette différence de potentiel permet à la réaction d'avoir lieu.

▶ Le **potentiel de réduction** correspond à la tendance que possède un atome à accepter les électrons.

Une classification des différents potentiels de réduction des métaux existe. Elle repose sur une électrode de référence dont on a arbitrairement fixé le potentiel à 0,00 V. L'électrode de dihydrogène (H_2) (*voir la figure 6, à la page suivante*) est l'électrode de référence généralement employée afin de calculer les potentiels des autres substances. Du dihydrogène gazeux barbote sous une électrode de platine plongée dans une solution acide, habituellement de l'acide chlorhydrique (HCl) 1 mol/L à 25 °C et 101,3 kPa. La demi-réaction de réduction du dihydrogène est :

$$2\,H^+_{(aq)} + 2\,e^- \rightarrow H_{2(g)}$$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Lorsque la réaction atteint l'état d'équilibre, on attribue la valeur de 0,00 V à ce potentiel dit standard (E^0). C'est en comparant le potentiel des autres substances à celui de cette électrode qu'un classement est fait.

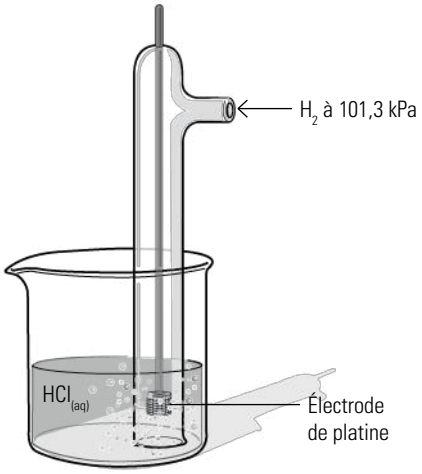


Figure 6 **L'électrode de dihydrogène ($H_{2(g)}$).**
Cette électrode sert de référence pour établir le potentiel de plusieurs métaux.

Si on veut calculer le potentiel standard d'une demi-réaction en laboratoire, il faut mesurer la différence de potentiel entre cette dernière et l'électrode de dihydrogène à TAPN (*voir la figure 7*). Par exemple, si on veut calculer le potentiel standard du cuivre, on installe une électrode de cuivre ($Cu_{(s)}$) dans une solution contenant des ions Cu^{2+} en solution aqueuse. À l'aide d'un pont salin, on relie ensuite cette électrode à une électrode de dihydrogène ($H_{2(g)}$). Un voltmètre mesure la différence de potentiel. Puisque le potentiel de l'électrode de dihydrogène est de 0,00 V, la lecture indique que le potentiel standard de l'électrode de cuivre est de 0,34 V.

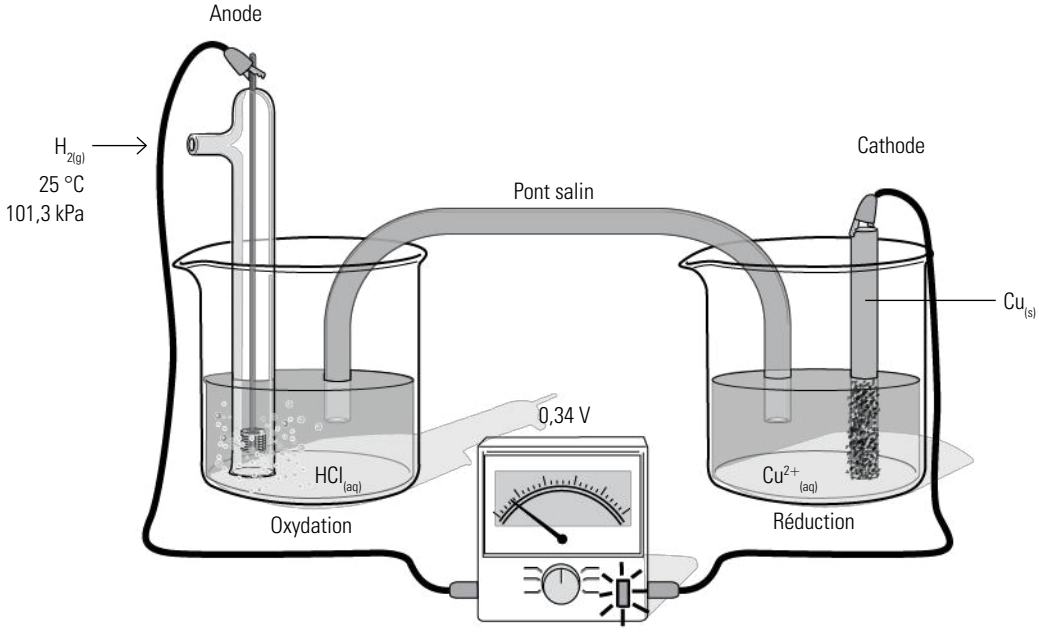


Figure 7 **Un montage permettant de calculer le potentiel standard du cuivre à l'aide de la demi-pile de dihydrogène.**

Il est à noter que :

- un potentiel standard positif indique, habituellement, que l'électrode testée joue le rôle de la cathode et est le siège de la demi-réaction de réduction ;
- un potentiel standard négatif indique, habituellement, que l'électrode testée joue le rôle de l'anode et est le siège de la demi-réaction d'oxydation.

Le tableau 4 (*voir la page suivante*) donne les potentiels standards de diverses électrodes. Ils ont été obtenus en calculant la différence de potentiel entre l'électrode de référence, celle de dihydrogène, et les autres électrodes.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

TABLEAU 4
Les potentiels standards de réduction à 25 °C

Demi-réaction de réduction	E^0 (V)	Demi-réaction de réduction	E^0 (V)
Meilleurs oxydants		$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)}$	0,34
$F_{2(g)} + 2\ e^- \rightleftharpoons 2\ F^-_{(aq)}$	2,87	$AgCl_{(s)} + e^- \rightleftharpoons Ag_{(s)} + Cl^-_{(aq)}$	0,22
$Ag^{2+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)}$	1,99	$Cu^{2+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Cu^+_{(aq)}$	0,15
$CO^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons CO^{2+}_{(aq)}$	1,92	$2\ H^+_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons H_{2(g)}$	0,00
$H_2O_{2(aq)} + 2\ H^+_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons 2\ H_2O_{(l)}$	1,78	$Fe^{3+}_{(aq)} + 3\ e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)}$	-0,04
$MnO_4^-{}_{(aq)} + 4\ H^+_{(aq)} + 3\ e^- \rightleftharpoons MnO_{2(aq)} + 2\ H_2O_{(l)}$	1,68	$Pb^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons Pb_{(s)}$	-0,13
$2\ H^+_{(aq)} + IO_4^-{}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons IO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$	1,60	$Sn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons Sn_{(s)}$	-0,13
$MnO_4^-{}_{(aq)} + 8\ H^+_{(aq)} + 5\ e^- \rightleftharpoons Mn^{2+}_{(aq)} + 4\ H_2O_{(l)}$	1,51	$Ni^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons Ni_{(s)}$	-0,26
$Au^{3+}_{(aq)} + 3\ e^- \rightleftharpoons Au_{(s)}$	1,50	$Co^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons Co_{(s)}$	-0,28
$Cl_{2(g)} + 2\ e^- \rightleftharpoons 2\ Cl^-_{(aq)}$	1,36	$Cd^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons Cd_{(s)}$	-0,40
$O_{2(g)} + 4\ H^+_{(aq)} + 4\ e^- \rightleftharpoons 2\ H_2O_{(l)}$	1,23	$Cr^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Cr^{2+}_{(aq)}$	-0,41
$MnO_{2(s)} + 4\ H^+_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons Mn^{2+}_{(aq)} + 2\ H_2O_{(l)}$	1,22	$Fe^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)}$	-0,45
$Br_{2(l)} + 2\ e^- \rightleftharpoons 2\ Br^-_{(aq)}$	1,07	$Cr^{3+}_{(aq)} + 3\ e^- \rightleftharpoons Cr_{(s)}$	-0,74
$NO_3^-{}_{(aq)} + 4\ H^+_{(aq)} + 3\ e^- \rightleftharpoons NO_{(g)} + 2\ H_2O_{(l)}$	0,96	$Zn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons Zn_{(s)}$	-0,76
$ClO_{2(aq)} + e^- \rightleftharpoons ClO_2^-{}_{(aq)}$	0,95	$2\ H_2O_{(l)} + 2\ e^- \rightleftharpoons H_{2(g)} + 2\ OH^-_{(aq)}$	-0,83
$2\ Hg^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons Hg_2^{2+}{}_{(aq)}$	0,92	$Mn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons Mn_{(s)}$	-1,18
$Ag^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Ag_{(s)}$	0,80	$Al^{3+}_{(aq)} + 3\ e^- \rightleftharpoons Al_{(s)}$	-1,66
$Hg_2^{2+}{}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons 2\ Hg_{(l)}$	0,80	$Mg^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons Mg_{(s)}$	-2,37
$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)}$	0,77	$Na^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Na_{(s)}$	-2,71
$O_{2(g)} + 2\ H^+_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons H_2O_{2(aq)}$	0,70	$Ca^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons Ca_{(s)}$	-2,89
$MnO_4^-{}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons MnO_4^{2-}{}_{(aq)}$	0,56	$Ba^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightleftharpoons Ba_{(s)}$	-2,91
$I_{2(s)} + 2\ e^- \rightleftharpoons 2\ I^-_{(aq)}$	0,54	$K^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons K_{(s)}$	-2,93
$Cu^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)}$	0,52	$Li^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Li_{(s)}$	-3,04
$O_{2(g)} + 2\ H_2O_{(l)} + 4\ e^- \rightleftharpoons 4\ OH^-_{(aq)}$	0,40	**Meilleurs réducteurs**	

Grâce à ce classement, il est possible de savoir si une réaction d'oxydoréduction entre deux substances est spontanée en plus de connaître la différence de potentiel générée par la réaction.

La différence de potentiel d'une pile électrochimique

La **différence de potentiel d'une pile ou potentiel d'une pile** notée E^0 correspond à la différence entre les potentiels des deux demi-piles d'oxydation et de réduction ou encore à la somme du potentiel d'oxydation et du potentiel de réduction de la pile.

On peut obtenir la différence de potentiel d'une pile électrochimique, E^0, de deux façons différentes. La première méthode fait appel au potentiel de la cathode et de l'anode de la pile.

$$E^0 = E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}}$$

où

E^0 = différence de potentiel d'une pile, exprimée en volts (V)

E^0_{cathode} = potentiel de la cathode, exprimé en volts (V)

E^0_{anode} = potentiel de l'anode, exprimé en volts (V)

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

L'exemple suivant illustre comment calculer la différence de potentiel d'une pile formée par le zinc (Zn) et le nickel (Ni) à l'aide de cette première méthode.

EXEMPLE
Calculez la différence de potentiel d'une pile formée par le zinc (Zn) et le nickel (Ni). Dans le classement des potentiels standards de réduction, le zinc a une valeur de -0,76 V alors que le nickel a une valeur de -0,26 V. Le zinc se trouve à l'anode, c'est le réducteur. Le nickel se trouve à la cathode puisqu'il est l'oxydant.

Données	**Solution**
$E^0_{\text{cathode}} = -0{,}26$ V	*Calculer la différence de potentiel de la pile.*
$E^0_{\text{anode}} = -0{,}76$ V	$E^0 = E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}}$
$E^0 = ?$ V	$= -0{,}26 \text{ V} - (-0{,}76 \text{ V}) = 0{,}50$ V

Réponse : La différence de potentiel de la pile est de 0,50 V.

On peut calculer la différence de potentiel d'une pile d'une autre façon. Cette seconde méthode utilise les demi-réactions d'oxydation et de réduction.

$$E^0 = E^0_{\text{oxydation}} + E^0_{\text{réduction}}$$

où

E^0 = différence de potentiel d'une pile, exprimée en volts (V)

$E^0_{\text{oxydation}}$ = potentiel de la réaction d'oxydation, exprimé en volts (V)

$E^0_{\text{réduction}}$ = potentiel de la réaction de réduction, exprimé en volts (V)

L'exemple suivant illustre comment calculer la différence de potentiel de la pile précédente à l'aide de cette seconde méthode.

EXEMPLE
Calculez la différence de potentiel d'une pile formée par le zinc (Zn) et le nickel (Ni) à l'aide de la seconde méthode de calcul. Les potentiels standards sont les mêmes que dans l'exemple précédent. Puisque le réducteur, le zinc, subit une oxydation, on dit que son potentiel d'oxydation, qui est l'inverse de son potentiel de réduction, est de 0,76 V. L'oxydant, le cuivre, subit une réduction. Son potentiel demeure de -0,26 V.

Données	**Solution**
$E^0_{\text{oxydation}} = 0{,}76$ V	*Calculer la différence de potentiel de la pile.*
$E^0_{\text{réduction}} = -0{,}26$ V	$E^0 = E^0_{\text{oxydation}} + E^0_{\text{réduction}}$
$E^0 = ?$ V	$= 0{,}76 \text{ V} + (-0{,}26 \text{ V}) = 0{,}50$ V

Réponse : La différence de potentiel de la pile est de 0,50 V.

Il est à noter que :
- une différence de potentiel, E^0, supérieure à zéro mène à une réaction spontanée ;
- une différence de potentiel, E^0, inférieure à zéro ne mène à aucune réaction.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Exercices

1. Les énoncés suivants concernent la pile électrochimique. Cochez l'électrode appropriée dans chacune des situations.

	ANODE	CATHODE
a) Il y a perte d'électrons.	☐	☐
b) La masse de l'électrode augmente.	☐	☐
c) Les ions positifs du pont salin sont attirés vers elle.	☐	☐
d) Cette électrode est positive.	☐	☐
e) L'oxydation y a lieu.	☐	☐
f) Le réducteur s'y trouve.	☐	☐
g) Cette électrode attire les électrons.	☐	☐

2. Écrivez de façon schématique et abrégée les piles formées par les réactions d'oxydoréduction suivantes.

a) $3\ Pb_{(s)} + 2\ Au^{3+}_{(aq)} \rightarrow 3\ Pb^{2+}_{(aq)} + 2\ Au_{(s)}$ _____

b) $Cd_{(s)} + 2\ Ag^{+}_{(aq)} \rightarrow Cd^{2+}_{(aq)} + 2\ Ag_{(s)}$ _____

c) $Mn_{(s)} + Ni^{2+}_{(aq)} \rightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + Ni_{(s)}$ _____

3. On plonge une tige d'aluminium (Al) dans une solution de dinitrate de cuivre ($Cu(NO_3)_2$).

a) Écrivez l'équation d'oxydoréduction globale de cette réaction.

_____

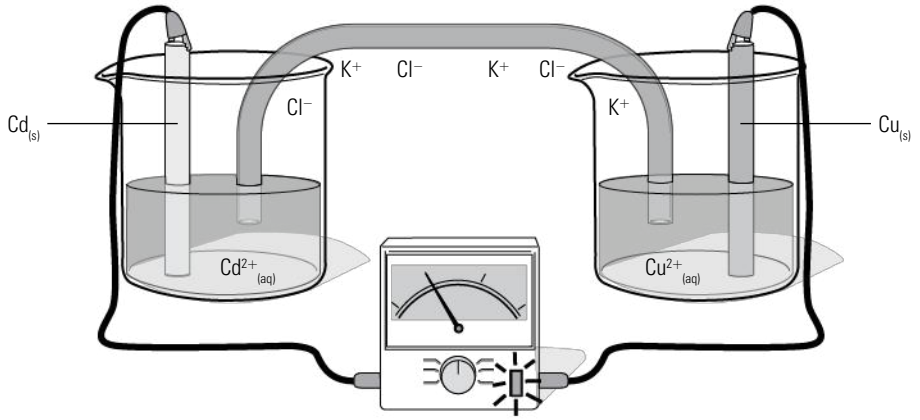
b) Quel métal se trouve à l'anode ? _____

c) Quel métal se trouve à la cathode ? _____

d) Le potentiel standard de l'aluminium est de -1,66 V alors que celui du cuivre est de 0,34 V. Calculez la différence de potentiel (E^0) de cette pile.

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

4. Soit la pile électrochimique suivante.



a) Identifiez les éléments de la pile suivants.

Anode : _____

Cathode : _____

Sens dans lequel circulent les électrons : _____

_____

Sens du déplacement des ions dans le pont salin : _____

_____

b) Quelle substance est oxydée et quelle substance est réduite dans cette pile ?

_____

_____

c) Quelle électrode voit sa masse augmenter ? _____

d) Quelle électrode voit sa masse diminuer ? _____

5. Calculez le potentiel des piles suivantes et déterminez si la réaction d'oxydoréduction est spontanée.

a) $Ag|Ag^+||Pb^{2+}|Pb$

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

b) $Zn_{(s)} - Au^{3+}$

6. Voici certains énoncés sur la pile électrochimique suivante : $Zn|Zn^{2+}||H^{+}|H_2$.

Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) L'oxydation a lieu à l'anode de dihydrogène (H_2).	☐	☐
b) Dans une pile électrochimique, les électrons circulent de l'anode à la cathode.	☐	☐
c) Dans le pont salin, des électrons se déplacent.	☐	☐
d) Le réducteur se trouve dans la solution où se produit la réduction.	☐	☐
e) Cette pile électrochimique permet de calculer le potentiel standard du zinc.	☐	☐

Justification : _____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

SYNTHÈSE

La réaction d'oxydoréduction

- Une **réaction d'oxydoréduction** est une réaction chimique au cours de laquelle il y a échange d'électrons entre les réactifs. Elle est la combinaison de deux demi-réactions simultanées : la demi-réaction d'oxydation et la demi-réaction de réduction.
- Lors de la **demi-réaction d'oxydation**, le réducteur subit une oxydation : c'est la substance oxydée. Cette demi-réaction d'oxydation correspond à une perte d'électrons. Par exemple, dans la demi-réaction suivante, $Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$, le réducteur, le cuivre ($Cu_{(s)}$) solide, est la substance oxydée.
- Lors de la **demi-réaction de réduction**, l'oxydant subit une réduction : c'est la substance réduite. Cette demi-réaction correspond à un gain d'électrons. Par exemple, dans la demi-réaction suivante, $Ag^+_{(aq)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}$, l'oxydant, l'ion argent ($Ag^+_{(aq)}$), est la substance réduite.
- Le **nombre d'oxydation** correspond à une charge relative attribuée à chacun des atomes d'une molécule. Le nombre d'oxydation indique le nombre d'électrons perdus ou gagnés lors d'une réaction d'oxydoréduction. On peut trouver facilement un nombre d'oxydation en utilisant certaines règles. Généralement, le nombre d'oxydation d'un atome augmente lors d'une oxydation alors que celui-ci diminue lors d'une réduction.
- Pour qu'il y ait réaction d'oxydoréduction spontanée, les conditions suivantes doivent être réunies.

Conditions	Réducteur	Oxydant
État	Solide	Solution aqueuse
Pouvoir réducteur	Élevé	Faible

Les piles électrochimiques

- Une **pile électrochimique** convertit l'énergie chimique en énergie électrique.
- Dans une pile électrochimique, la demi-réaction d'oxydation se déroule à l'anode, négative, alors que la demi-réaction de réduction a lieu à la cathode, positive.
- On peut représenter une pile électrochimique de façon schématique ou abrégée. Par exemple, la forme schématique de la réaction d'oxydoréduction spontanée entre le zinc et l'argent, $Zn_{(s)} + 2\ Ag^+_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Ag_{(s)}$, est : $Zn\,|\,Zn^{2+}\,\|\,Ag^+\,|\,Ag$

  Sa forme abrégée est : $TZn_{(s)} - Ag^+_{(aq)}$
- Le **potentiel standard** d'une électrode est mesuré par rapport à une électrode de référence, celle de dihydrogène ($H_{2(g)}$) dont la valeur est fixée, par convention, à 0,00 V.
- Pour calculer la **différence de potentiel** (E^0) d'une pile électrochimique, on utilise l'une ou l'autre des équations suivantes :

$$E^0 = E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}} \qquad \text{ou} \qquad E^0 = E^0_{\text{oxydation}} + E^0_{\text{réduction}}$$

- Dans une pile électrochimique, on doit retrouver les éléments mentionnés dans le tableau suivant.

Électrode	Demi-réaction	Réactif au départ	Que se passe-t-il ?	Potentiel standard de réduction de l'électrode (V)
Anode (−)	Oxydation	Le réducteur	Il y a perte d'électrons par le réducteur à l'état solide.	Le plus faible
Cathode (+)	Réduction	L'oxydant	Il y a gain d'électrons par l'oxydant en solution aqueuse.	Le plus élevé

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Exercices

1 Voici des énoncés concernant les deux demi-réactions suivantes :

Demi-réaction 1 : $Sn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightarrow Sn_{(s)}$

Demi-réaction 2 : $Ag_{(s)} \rightarrow Ag^+_{(aq)} + e^-$

Vrai ou faux ? Justifiez votre réponse lorsque vous jugez qu'un énoncé est faux.

	VRAI	FAUX
a) $Sn^{2+}_{(aq)}$ est un oxydant.	☐	☐
b) La demi-réaction 2 en est une de réduction.	☐	☐
c) $Ag_{(s)}$ a été réduit en $Ag^+_{(aq)}$.	☐	☐
d) Un réducteur, comme $Ag_{(s)}$, subit une réduction.	☐	☐
e) $Sn_{(s)}$ est la forme réduite de $Sn^{2+}_{(aq)}$.	☐	☐

Justification : _____

_____

_____

_____

2 Dans les réactions d'oxydoréduction suivantes, déterminez la substance qui est oxydée et celle qui est réduite.

Réaction	Substance oxydée	Substance réduite
a) $Cr_{(s)} + 3\ Ag^+_{(aq)} \rightarrow Cr^{3+}_{(aq)} + 3\ Ag_{(s)}$		
b) $3\ Cd_{(s)} + 2\ Au^{3+}_{(aq)} \rightarrow 3\ Cd^{2+}_{(aq)} + 2\ Ag_{(s)}$		

3 Déterminez le nombre d'oxydation de chaque atome dans les molécules suivantes.

a) Na_2O _____ *d)* SF_6 _____

b) $MgCl_2$ _____ *e)* $HClO_3$ _____

c) $Be_3(PO_4)_2$ _____ *f)* H_2O_2 _____

4 Un pont salin est présent dans les piles électrochimiques. À quoi sert ce pont ?

_____

_____

_____

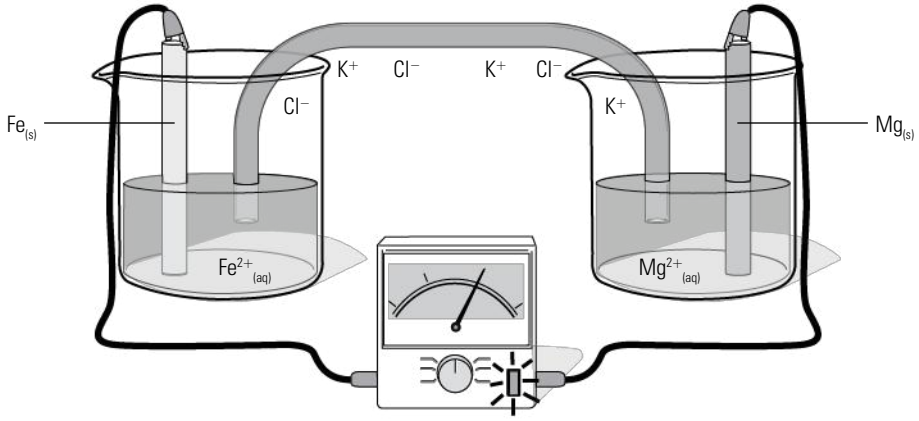
_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

5 Soit la pile électrochimique suivante.



a) Quelle est la cathode ? _____

b) Quelle électrode voit sa masse augmenter ? _____

c) À quelle électrode a lieu l'oxydation ? _____

d) Quel métal est l'oxydant ? _____

e) Vers quelle électrode se dirigent les ions Cl^- du pont salin ? _____

f) Écrivez sous la forme schématique puis sous la forme abrégée la pile électrochimique illustrée.

Forme schématique : _____

Forme abrégée : _____

g) Calculez la différence de potentiel de cette pile si le potentiel standard du fer (Fe) est de -0,45 V et celui du magnésium (Mg) est de -2,37 V.

6 Encerclez, parmi les réactions d'oxydoréduction suivantes, celles qui se produiront de façon spontanée. Justifiez votre réponse.

a) $H_{2(g)} + Pb^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2\ H^+_{(aq)} + Pb_{(s)}$

b) $Cl_{2(g)} + 2\ Br^-_{(aq)} \rightarrow 2\ Cl^-_{(aq)} + Br_{2(g)}$

c) $2\ Fe_{(s)} + 3\ Mn^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2\ Fe^{3+}_{(aq)} + 3\ Mn_{(s)}$

d) $Ba_{(s)} + Cd^{2+}_{(aq)} \rightarrow Ba^{2+}_{(aq)} + Cd_{(s)}$

e) $2\ Ag_{(s)} + Co^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2\ Ag^+_{(aq)} + Co_{(s)}$

f) $Cu^+_{(aq)} + Fe^{3+}_{(aq)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + Fe^{2+}_{(aq)}$

Justification : _____

_____

_____

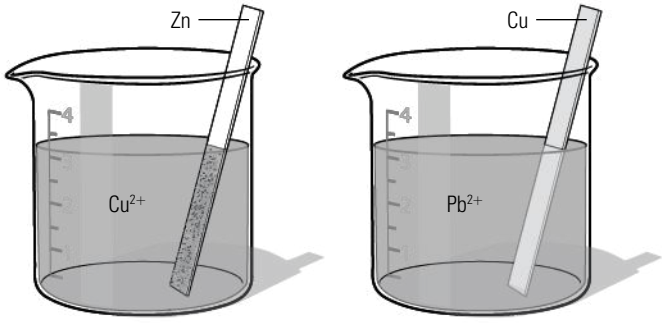
Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

7 Identifiez le réducteur et l'oxydant dans la réaction d'oxydoréduction suivante.

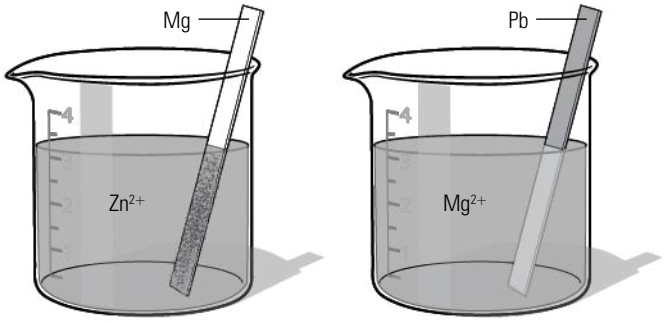
$$4\ NH_3 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ NO + 6\ H_2O$$

Justifiez votre réponse à l'aide des nombres d'oxydation.

8 Lors d'une expérience en laboratoire, on place des lames de quatre métaux dans quatre béchers contenant différentes solutions aqueuses. On constate qu'il y a réaction dans les béchers 1 et 3. Classez les métaux en ordre décroissant de leur pouvoir réducteur. Justifiez votre réponse.



Bécher 1 **Bécher 2**



Bécher 3 **Bécher 4**

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

9 DÉFI

Les automobiles possèdent une batterie au plomb composée de six piles de 2 V branchées en série fournissant une différence de potentiel totale de 12 V. Le démarrage d'un véhicule est possible grâce à cette différence de potentiel. Voici les demi-réactions qui se produisent lors d'un démarrage :

(1) $Pb_{(s)} + HSO_4^-{}_{(aq)} \rightarrow PbSO_{4(s)} + H^+{}_{(aq)} + 2\ e^-$

(2) $PbO_{2(s)} + HSO_4^-{}_{(aq)} + 3\ H^+{}_{(aq)} + 2\ e^- \rightarrow PbSO_{4(s)} + 2\ H_2O_{(l)}$

a) Quelle demi-réaction correspond à l'oxydation ? _____

b) Quelle demi-réaction correspond à la réduction ? _____

c) Où se trouve l'anode ? _____

d) Où se trouve la cathode ? _____

e) Quelle est l'équation d'oxydoréduction globale de la réaction ?

_____

f) Identifiez le réducteur et l'oxydant de la réaction globale d'oxydoréduction. Justifiez votre réponse à l'aide des nombres d'oxydation.

_____

_____

_____

_____

10 DÉFI

Une pile électrolytique utilise l'énergie électrique à l'inverse d'une pile électrochimique qui en produit. Voici une pile électrolytique : $Cu|Cu^{2+}\,||\,Mg^{2+}|Mg$.

a) Quel métal correspond à l'anode ? À la cathode ?

_____

b) Quelle est l'équation globale de cette pile ?

_____

c) Quelle est la substance oxydée ? La substance réduite ?

_____

_____

_____

d) Quelle serait la différence de potentiel nécessaire au fonctionnement de cette pile ? Justifiez votre réponse.

_____

_____

_____

_____

_____

Reproduction autorisée © TC Média Livres Inc.

Sommaire

Offre numérique

L'offre numérique de Chenelière Éducation N-3
L'offre numérique de la collection *Delta Chimie* N-7
Vue d'ensemble des activités interactives de la collection N-7
Médiagraphie N-9

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

L'offre numérique de Chenelière Éducation

La collection *Delta Chimie* est offerte en version numérique sur la plateforme Interactif de Chenelière Éducation.

La présentation qui suit constitue un aperçu des fonctionnalités de cette plateforme et des particularités de la collection *Delta Chimie*.

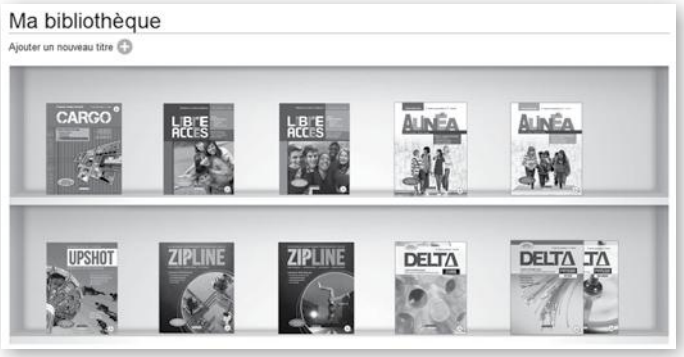
La vidéo du tour guidé général de la plateforme Interactif de Chenelière Éducation, qu'on peut visionner à l'adresse www.cheneliere.ca sous l'onglet Interactif/Secondaire/Tour d'horizon, décrit les principaux atouts de la plateforme et des collections qu'on y trouve.

On peut aussi consulter les tutoriels qui décrivent le fonctionnement des outils de base de la plateforme Interactif à l'adresse www.cheneliere.ca sous l'onglet Interactif/Secondaire/Tutoriels.

LA BIBLIOTHÈQUE

Le site Internet de Chenelière Éducation permet aux enseignants d'accéder à une bibliothèque personnelle qui contient les livres numériques dont ils ont fait l'acquisition.

Les enseignants peuvent accéder à leur bibliothèque en se rendant à l'adresse www.cheneliere.ca/Ma bibliothèque.



LA PLATEFORME Interactif Chenelière Éducation

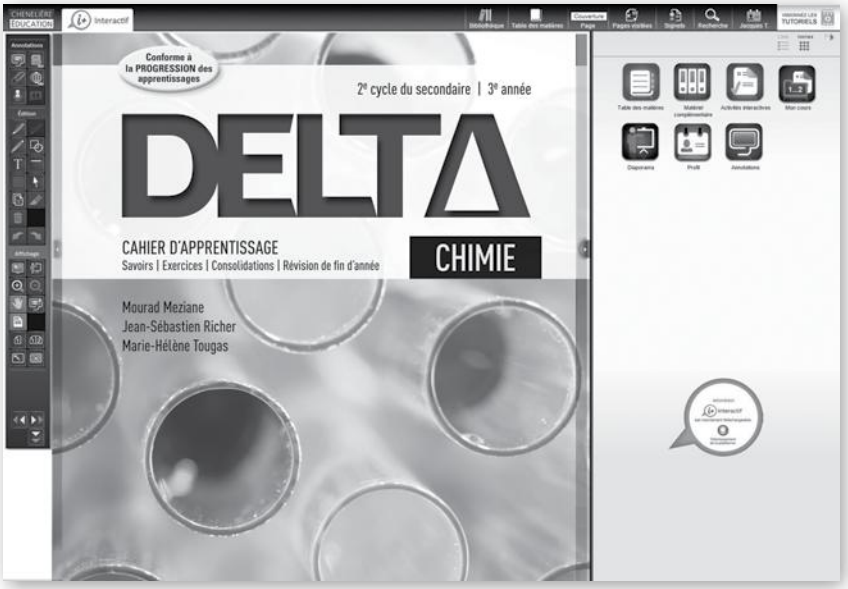
Conviviale et téléchargeable, la plateforme Interactif est un environnement parfaitement adapté à la consultation d'un livre numérique en classe. Elle offre plusieurs avantages. Elle permet, entre autres, d'enrichir un titre de matériel personnel, de consulter différents contenus interactifs (hyperliens, cartes interactives, etc.) ainsi que les documents reproductibles offerts par l'Éditeur.

LE MENU PRINCIPAL

Dans la plateforme Interactif, les enseignants peuvent consulter la version numérique de toutes les composantes imprimées et numériques d'une collection.

Les boutons suivants figurent dans le menu principal.

1. Table des matières
2. Matériel complémentaire
3. Activités interactives
4. Mon cours
5. Diaporama
6. Profil
7. Annotations



Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Le bouton « Table des matières » donne accès à la table des matières du livre numérique et permet de naviguer dans le livre. On peut aussi y consulter le matériel complémentaire d'un seul clic.

« Matériel complémentaire » donne accès au matériel complémentaire, aux documents reproductibles et aux différents contenus interactifs offerts par l'Éditeur ainsi qu'aux fichiers personnels que l'enseignant y aura déposés. On peut y faire une recherche par chapitre ou par type de matériel (documents reproductibles, hyperliens, etc.).

« Activités interactives » permet de consulter la liste des activités interactives liées à un titre, de créer des groupes, d'assigner des activités en mode apprentissage ou évaluation aux élèves et d'accéder à leurs résultats.

L'outil « Mon cours » permet de regrouper au même endroit toutes les ressources nécessaires à l'enseignement d'un cours. Il est ainsi possible d'organiser le contenu d'un cours dans l'ordre qui convient à chacun et de le partager avec les élèves ou des collègues.

L'outil « Diaporama » offre l'occasion de créer des présentations animées. On peut y intégrer des captures d'écran, du texte, des images, des hyperliens, des renvois de pages, des fichiers audio et vidéo, et plus encore !

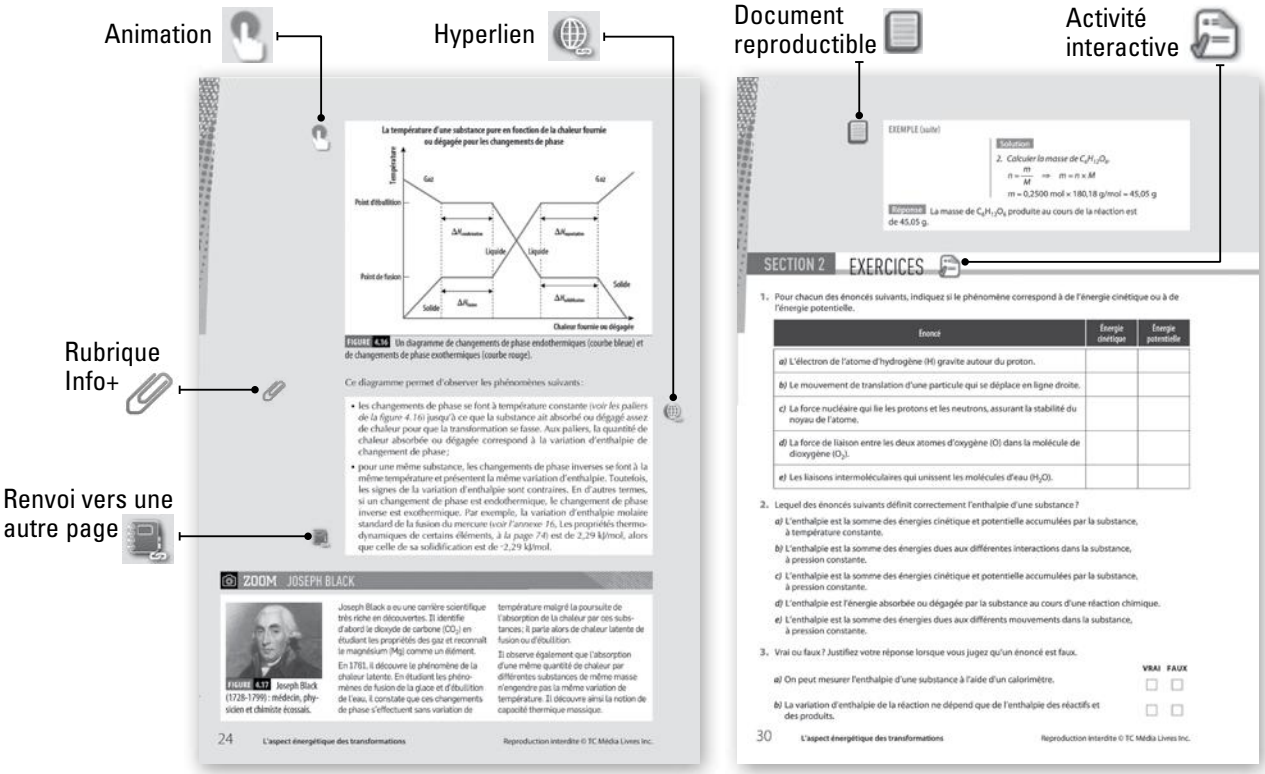
Le bouton « Profil » permet de modifier les renseignements personnels des enseignants. Il offre aussi la possibilité de créer des groupes d'élèves et des groupes de collègues avec qui on peut ensuite partager des annotations et des documents.

Le bouton « Annotations » rassemble les annotations personnelles ainsi que les annotations publiques dans un seul répertoire. De plus, des filtres permettent de raffiner la recherche d'annotations.

1. La version numérique de la collection

La version numérique de la collection *Delta Chimie* offre aux enseignants la possibilité de projeter les pages à l'aide d'un tableau numérique interactif (TNI) ou d'un projecteur. Dans cette version numérique, les enseignants peuvent, à leur gré, faire apparaître les réponses une à une, afficher toutes les réponses ou consulter les notes pédagogiques de chacune des pages en un seul clic.

Dans les pages du cahier d'apprentissage, on trouve également des accès directs aux contenus numériques et interactifs. Ainsi, au fil des pages, sont épinglés les pictogrammes cliquables suivants.



Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Comme pour le cahier, la version numérique du matériel complémentaire qui réunit tous les éléments du guide-corrigé de la collection *Delta Chimie* permet aux enseignants de projeter les documents reproductibles à l'aide d'un TNI ou d'un projecteur. Les enseignants peuvent également y afficher toutes les réponses en un seul clic. Dans cette version numérique, on trouve tous les documents reproductibles en format PDF, afin de faciliter leur impression, mais aussi en format Word modifiable, ce qui permet aux enseignants d'adapter ces documents selon leurs besoins.

2. Les activités interactives

Dans la version numérique de la collection *Delta Chimie*, on trouve une trentaine d'activités interactives liées aux contenus du cahier et classées par chapitre. Ces activités sont accessibles au fil des pages du cahier numérique ainsi que dans la table des matières des activités interactives. Elles sont réalisables en classe à l'aide du TNI ou encore individuellement en mode apprentissage ou évaluation. Les élèves peuvent ainsi les faire de façon autonome en classe, au laboratoire informatique ou à la maison, à l'aide d'un ordinateur ou d'une tablette.

Chacune des activités compte de 12 à 16 questions variées (vrai ou faux, choix multiples, réponse libre, associations, menus déroulants, etc.). En mode apprentissage, les élèves disposent d'un indice pour les aider à répondre aux questions, puis du corrigé et d'une rétroaction après avoir soumis leur réponse. En mode évaluation, ils n'ont ni indice ni corrigé. Toutefois, dans les deux modes, les points accumulés s'affichent au fur et à mesure que les élèves répondent aux questions.



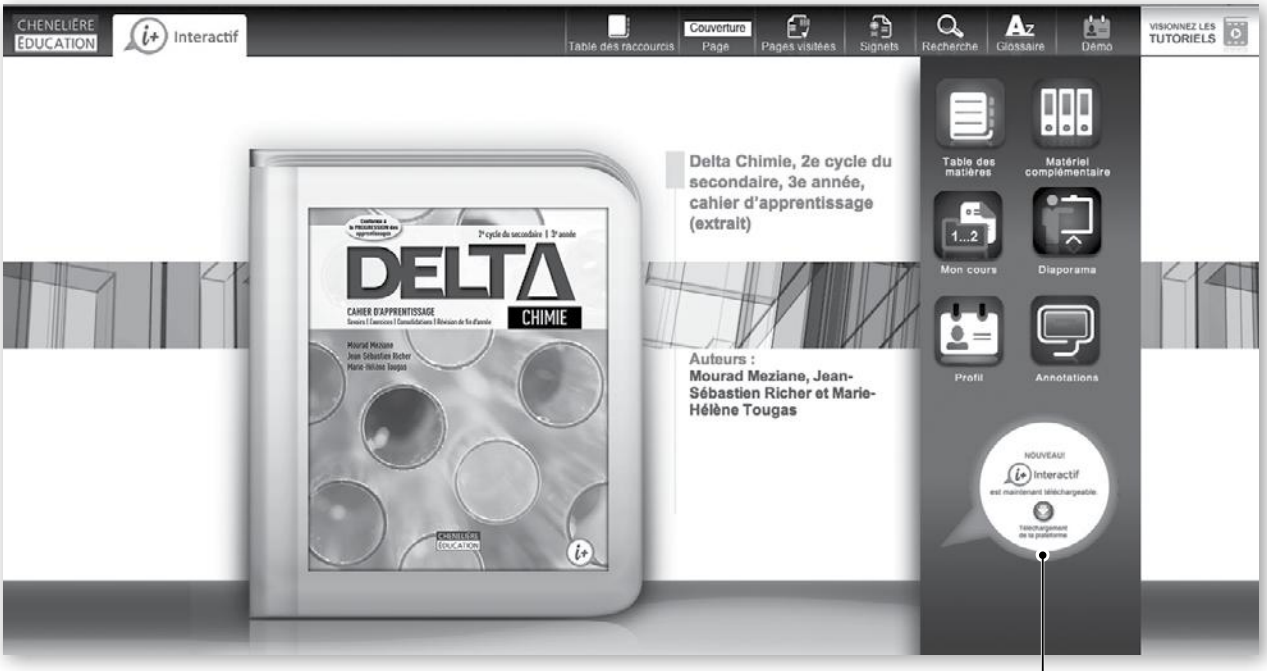
Des outils de gestion de groupe conviviaux sont également offerts aux enseignants dans le module des activités interactives. Ces outils permettent entre autres de créer des groupes d'élèves, de leur assigner des activités en mode apprentissage ou évaluation et de consulter leurs résultats.

Pour plus de détails au sujet des activités interactives, visionnez les tutoriels qui les décrivent à l'adresse www.cheneliere.ca sous l'onglet Interactif/Tutoriels ou le Guide de l'utilisateur qu'on trouve à www.cheneliere.ca sous l'onglet Interactif/Guides de l'utilisateur.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

3. Le téléchargement de la plateforme

La version téléchargeable de la plateforme Interactif de Chenelière Éducation permet de profiter de la plupart de ses fonctionnalités sans être connecté à Internet. Il suffit ensuite de se connecter à Internet pour synchroniser les opérations effectuées hors connexion. Par contre, certaines fonctionnalités comme l'accès à un site Internet ou l'assignation d'activités interactives aux élèves nécessitent une connexion Internet.



Bouton de téléchargement

Pour plus de détails au sujet du téléchargement de la plateforme, visionnez le tutoriel intitulé Téléchargement de la plateforme ou le Guide de l'utilisateur qu'on trouve à www.cheneliere.ca sous l'onglet Interactif/Guides de l'utilisateur.

4. La version des activités interactives et du cahier de l'élève sur tablette

En plus d'offrir ses activités interactives sur ordinateur pour les enseignants et les élèves, Chenelière Éducation les rend accessibles sur tablettes iPad et Android. Ainsi, les élèves peuvent réaliser les activités que leur enseignant leur a assignées sur leur tablette.

Pour plus de détails au sujet de l'application Chenelière Éducation pour iPad, consultez le Guide de l'utilisateur et les tutoriels qui décrivent le fonctionnement de l'application Chenelière Éducation pour iPad à l'adresse www.cheneliere.ca sous l'onglet Interactif/ Guides de l'utilisateur ou Tutoriels.

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

L'OFFRE NUMÉRIQUE DE LA COLLECTION *DELTA CHIMIE*

La collection *Delta Chimie* est présentée sur la plateforme Interactif, offerte en ligne et téléchargeable. Ainsi, les éléments suivants sont disponibles.

Pour les élèves

- Le cahier en version numérique avec l'application Chenelière Éducation pour iPad ;
- L'accès à une trentaine d'activités et exercices interactifs avec rétroaction, à faire en classe, au laboratoire ou à la maison. Ces activités sont associées à chacune des sections du cahier ou aux consolidations de fin de module, permettant ainsi une véritable révision des modules ;
- Des documents complémentaires et tout autre contenu numérique que l'enseignant mettra à leur disposition.

Pour les enseignants

- Toutes les composantes imprimées en version numérique ;
- Une trentaine d'activités et d'exercices interactifs avec rétroaction conçus spécialement selon la structure de la collection, à faire en grand groupe ou individuellement ;
- Des outils de gestion pour suivre la progression des élèves ;
- Tous les documents reproductibles en format PDF et Word modifiable ;
- Les réponses qui apparaissent une à une ;
- Près de 100 hyperliens (complément d'information, animations scientifiques, vidéos explicatives, etc.) ;
- Plus de 25 rubriques Info+ qui présentent de l'information complémentaire sur les notions présentées dans le cahier ;
- Une dizaine d'animations.

VUE D'ENSEMBLE DES ACTIVITÉS INTERACTIVES DE LA COLLECTION

1. Durée des activités interactives

La réalisation d'une activité interactive dure de 30 à 60 minutes. Une activité interactive peut donc être complétée lors d'une période de cours.

2. Lien avec les notions du cahier d'apprentissage et répartition des activités interactives

Les activités interactives proposent des questions sur les notions présentées dans le cahier d'apprentissage *Delta Chimie*. Certaines questions sont axées sur la maîtrise de la théorie, tandis que d'autres permettent aux élèves de mettre des concepts en application. Le niveau de difficulté progresse d'une question à l'autre dans chaque activité interactive.

Chaque section ou groupe de sections du cahier d'apprentissage fait l'objet d'une activité interactive. Ces activités permettent de réviser la ou les sections ciblées. Nous suggérons de les faire réaliser par les élèves à la fin de chaque section ou groupe de sections en guise de retour sur les apprentissages récents.

Quatre activités interactives de consolidation sont offertes (une par module). Ces activités de consolidation permettent de réviser les chapitres du module ciblé. Nous suggérons de les faire réaliser par les élèves à la fin de chaque module pour faire un retour sur les apprentissages récents. Il est toutefois possible de choisir l'ordre dans lequel on souhaite que les élèves réalisent ces activités.

3. Accessibilité des activités interactives

Toutes les activités interactives sont accessibles sur la plateforme Interactif Secondaire par le biais du bouton « Activités interactives » ou encore au fil des pages du cahier numérique *Delta Chimie.*

4. Planification

Pour intégrer les activités interactives à toutes les autres activités de la pratique d'enseignement, consulter le tableau de planification dans la présentation du guide, à la page P-1.

Afin de permettre un repérage simple des activités interactives, leur numérotation suit la progression des chapitres du cahier d'apprentissage (*voir le tableau à la page suivante*).

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Le tableau suivant dresse la liste des activités interactives offertes avec la collection *Delta Chimie*.

Activités interactives	Parties du cahier d'apprentissage ciblées
Module 1 Les gaz	
1	Chapitre 1, Section 1 La réactivité chimique des gaz et Section 2 L'utilisation des gaz dans la vie quotidienne
2	Chapitre 2, Section 1 La théorie cinétique des gaz
3	Chapitre 2, Section 2 La pression
4	Chapitre 3, Section 1 Les lois simples des gaz
5	Chapitre 3, Section 2 La loi générale des gaz
6	Chapitre 3, Section 3 La loi des gaz parfaits
7	Chapitre 3, Section 4 La loi des combinaisons volumétriques et la stœchiométrie des gaz
8	Chapitre 3, Section 5 La loi de Dalton
9	Consolidation du module 1 Les gaz (chapitres 1 à 3)
Module 2 L'aspect énergétique des transformations	
10	Chapitre 4, Section 1 L'énergie et la chaleur
11	Chapitre 4, Section 2 Les transformations et l'absorption ou le dégagement d'énergie
12	Chapitre 4, Section 3 Le bilan énergétique
13	Chapitre 5, Section 1 La calorimétrie
14	Chapitre 5, Section 2 La chaleur molaire de réaction
15	Chapitre 5, Section 3 La loi de Hess
16	Consolidation du module 2 L'aspect énergétique des transformations (chapitres 4 et 5)
Module 3 La cinétique chimique	
17	Chapitre 6, Section 1 Comment mesurer la vitesse de réaction
18	Chapitre 6, Section 2 La vitesse générale d'une réaction
19	Chapitre 6, Section 3 La vitesse moyenne et la vitesse instantanée d'une réaction
20	Chapitre 7, Section 1 La théorie des collisions
21	Chapitre 7, Section 2 Les différents facteurs qui agissent sur la vitesse de réaction
22	Chapitre 7, Section 3 La loi des vitesses de réaction
23	Consolidation du module 3 La cinétique chimique (chapitres 6 et 7)
Module 4 L'équilibre chimique	
24	Chapitre 8, Section 1 Qu'est-ce que l'équilibre chimique ?
25	Chapitre 8, Section 2 Les facteurs qui influent sur l'état d'équilibre
26	Chapitre 9, Section 1 La constante d'équilibre
27	Chapitre 9, Section 2 L'équilibre acidobasique
28	Chapitre 9, Section 3 Les composés peu solubles
29	Consolidation du module 4 L'équilibre chimique (chapitres 8 et 9)

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Médiagraphie

Voici une liste de liens Internet permettant d'accéder à des documents ou à des sites touchant les thèmes abordés dans le cahier *Delta Chimie*. Ces liens s'adressent, de façon générale, autant aux enseignants qu'aux élèves. Cependant, les textes qu'on y trouve ne présentent pas tous le même degré de difficulté : certains utilisent un vocabulaire spécialisé et sont plus complexes que ceux du cahier. Nous proposons également plusieurs liens vers des documents vidéo qu'il peut être intéressant de visionner en classe, avec les élèves. D'autres liens proposent des animations interactives, qui permettent à l'élève d'interagir avec le contenu proposé. Il est à noter que quelques sites sont en anglais : une précision est alors ajoutée à la description du site.

Rappels

1.1 Les constituants de l'atome

Texte et animation interactive – Ostralo.net – Un site dédié à l'apprentissage de la physique et de la chimie – *Structure de l'atome : du noyau à la configuration électronique* – Ces trois pages proposent un historique de la notion d'atome et deux animations interactives. La première animation porte sur la stabilité du noyau en fonction de sa composition ; la seconde illustre la structure électronique et la répartition des électrons sur les couches électroniques.

http://www.ostralo.net/3_animations/swf/structure_atome.swf

2. Le tableau périodique des éléments

Texte – Journal *L'UQAM*, vol. XXXIII, nº 12 – *Un labo digne des gaz nobles* – 5 mars 2007 – Article portant sur les travaux de Daniele Pinti, chercheur à l'UQAM. En cherchant des gaz nobles enfouis dans les couches souterraines, ce chercheur travaille à retracer l'histoire du climat de la Terre.

http://www.uqam.ca/entrevues/2007/e2007-034.htm

7.2 Le balancement des équations chimiques

Animation interactive – Université du Colorado – *Phet Interactive Simulations – Équilibrer les équations chimiques* – Cette animation interactive permet de s'exercer à ajuster les coefficients pour balancer des équations chimiques. Après une introduction où l'on peut travailler sur trois équations, un jeu est proposé.

http://phet.colorado.edu/fr/simulation/legacy/balancing-chemical-equations

Chapitre 1 Les propriétés chimiques des gaz

1.2 Les gaz combustibles

Reportage audio – Ici Radio-Canada.ca – *Les années lumière – Partie 1 : L'état de la ressource schistique* – Reportage portant sur l'exploitation du gaz de schiste. Un géologue décrit la composition du schiste et explique de quelle façon les hydrocarbures (combustibles) contenus dans cette roche sédimentaire sont récupérés.

http://ici.radio-canada.ca/emissions/les_annees_lumiere/2010-2011/chronique.asp?idChronique=118550

Reportage audio – Ici Radio-Canada.ca – *Les années lumière – Partie 2 : Les procédés d'exploration et d'extraction* – Suite du reportage précédent. On y explique la technique d'hydrofracturation utilisée pour extraire le gaz de schiste des couches de roche souterraines.

http://ici.radio-canada.ca/emissions/les_annees_lumiere/2010-2011/chronique.asp?idChronique=119070

Reportage audio – Ici Radio-Canada.ca – *Les années lumière – Partie 3 : L'impact de la production gazière schistique sur la nature* – Suite du reportage précédent. On y apprend quels sont les impacts environnementaux de l'exploitation du gaz de schiste.

http://ici.radio-canada.ca/emissions/les_annees_lumiere/2010-2011/chronique.asp?idChronique=119625

Animation interactive – CEA – *Animation : Principe de la pile à combustible* – Animation interactive qui explique le principe de fonctionnement d'une pile à dihydrogène (H_2).

http://portail.cea.fr/multimedia/Mediatheque/animation/energies/pile.swf

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

1.3 Les gaz comburants

Texte – Wikipédia – *Ozone* – Cette page de l'encyclopédie *Wikipédia* fournit une définition détaillée de l'ozone (O_3). Le texte traite notamment des sujets suivants : historique, physico-chimie, toxicité, ozone atmosphérique, production, destruction, injection d'ozone dans l'eau, utilisations, mesure de la concentration d'ozone.
http://fr.wikipedia.org/wiki/Ozone

Texte – Société chimique de France – *Protoxyde d'azote* – Ce site, qui s'adresse aux enseignants, nous apprend que le protoxyde d'azote (N_2O) est encore utilisé de nos jours en médecine, où, combiné à d'autres substances, il est utilisé pour ses propriétés anesthésiques. On apprend également qu'il est un puissant gaz à effet de serre. Émis principalement par l'agriculture, l'industrie et les moteurs à combustion, le protoxyde d'azote contribue au réchauffement climatique.
http://www.societechimiquedefrance.fr/produit-du-jour/protoxyde-d-azote.html

Section 2 L'utilisation des gaz dans la vie quotidienne

Animation – CS Laval – *La méthanisation* – Cette animation décrit le processus de méthanisation, processus biologique au cours duquel la matière organique se décompose pour produire du biogaz qui peut être utilisé comme combustible pour produire de l'énergie. L'animation se termine par une activité interactive.
http://www2.cslaval.qc.ca/cdp/UserFiles/File/previews/methanisation/

Outil de recherche – Air Liquide – *L'encyclopédie des gaz* – Destinée aux étudiants, enseignants, scientifiques ou professionnels, cette encyclopédie propose un outil de recherche qui contient des informations complètes sur plus de 135 molécules de gaz (principales applications, propriétés, sécurité). Une application pour tablette est également proposée.
http://encyclopedia.airliquide.com/encyclopedia.asp?LanguageID=2

Texte – McGill Blogs – *Les enseignes néon* – Ce site retrace l'historique des enseignes au néon, commercialisées en 1910 par le scientifique français Claude Georges.
http://blogs.mcgill.ca/ossfr/2012/09/03/les-enseignes-neon/

Texte – Conseil des académies canadiennes – *Épuisement des réserves mondiales d'hélium* – Ce texte explique que le deuxième élément le plus abondant dans l'Univers, l'hélium (He), commence à se raréfier sur Terre. Bien que souvent associé aux ballons d'anniversaire, ce gaz est essentiel à plusieurs applications scientifiques se déroulant à basse température (imagerie par résonance magnétique, accélérateurs de particules, soudure, etc.). Chercheurs et scientifiques font maintenant pression pour la création d'un organisme veillant au développement de la production d'hélium et à l'établissement de nouvelles réserves mondiales.
http://www.scienceadvice.ca/fr/feature/past-features.aspx?id=62

Texte – *My Science Work – Moteur ionique : du xénon pour les voyages spatiaux low-cost* – Texte qui explique le mode de fonctionnement des moteurs ioniques au xénon (Xe). Déjà utilisés dans les satellites depuis une décennie, ces moteurs pourront bientôt être embarqués sur les navettes spatiales, leur permettant ainsi de voyager plus loin à moindre coût.
https://www.mysciencework.com/news/9819/moteur-ionique-du-xenon-pour-les-voyages-spatiaux-low-cost

Chapitre 2 Les propriétés physiques des gaz

1.3 Les comportements des gaz

Vidéo – Physique à main levée – *Compressibilités comparées de l'air et de l'eau* – Dans cette courte vidéo, deux seringues fermées hermétiquement sont utilisées pour comparer la compressibilité de l'air et de l'eau. Comme la distance entre les particules d'air est très grande, il est possible d'enfoncer le piston de la seringue pour comprimer le gaz. Au contraire, les particules d'eau sont très rapprochées les unes des autres et il n'est pas possible d'enfoncer le piston de la seringue. La vidéo démontre efficacement que l'air est un fluide compressible et que l'eau est un fluide peu compressible.
http://phymain.unisciel.fr/compressibilites-comparees-de-lair-et-de-leau/

Vidéo – YouTube, Université de Limoges, Scientibus – *Le ludion* – Démonstration du phénomène de la pression à l'aide d'un ludion, appareil de démonstration formé d'un objet creux percé à sa base d'un trou, qui monte et descend dans une bouteille fermée hermétiquement lorsqu'on y modifie la pression. Cette expérience amusante permet de comprendre le phénomène de compressibilité de l'air.
https://www.youtube.com/watch?v=c5JJzS91q9o

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Vidéo – Physique à main levée – *Le ballon dans une cloche sous vide* – Démonstration du phénomène de l'expansion des gaz à l'aide d'un ballon d'anniversaire placé sous une cloche. Lorsque l'air est retiré de la cloche, l'air contenu dans le ballon prend de l'expansion et le ballon se gonfle pour occuper tout l'espace disponible sous la cloche. Cette expérience permet de démontrer la capacité d'un gaz à se dilater pour occuper tout l'espace disponible.
http://phymain.unisciel.fr/le-ballon-dans-la-cloche-a-vide/

Vidéo – YouTube, *NCSSM Online – Diffusion of NH_3 and HCl* – Cette démonstration, en anglais, illustre le phénomène de diffusion des gaz, grâce à la réaction entre l'acide chlorhydrique (HCl) et l'ammoniac (NH_3).
http://www.youtube.com/watch?v=Rf9j0ztzcs4

Texte et animation interactive – Université en ligne – *Application à l'effusion des gaz* – Texte et animation mettant en lumière le phénomène d'effusion des gaz, processus par lequel un gaz s'échappe d'un contenant par une petite ouverture.
http://uel.unisciel.fr/chimie/strucmic/strucmic_ch10/co/apprendre_ch10_08.html

Site et animation interactive – Labosim – *Diffusion* – Animation qui illustre le phénomène de la diffusion de deux gaz dans des espaces de formes différentes. Un bouton, situé dans le bas de l'animation, permet de redémarrer l'animation en modifiant la forme du contenant. On constate que les deux gaz se répartissent uniformément dans les contenants en se déplaçant de la zone de forte concentration vers la zone de faible concentration.
http://www.labosim.net/gaz/diffusion

Section 2 La pression

Animation – Ostralo.net – *Modèle microscopique de la pression* – Animation interactive permettant d'observer, à l'échelle microscopique, les effets de la pression d'un gaz sur les parois d'un contenant. En cliquant sur les boutons situés dans le bas de l'animation, il est possible de modifier des variables tels le volume, la température et le nombre de particules. Un décompte du nombre de chocs sur la paroi du contenant (cumulé et moyen) s'affiche dans la partie du bas.
http://www.ostralo.net/3_animations/swf/gaz.swf

2.1 La pression atmosphérique

Texte – CNSR, Des physiciens d'hier à la physique d'aujourd'hui – *(Evangelista) Torricelli & le vide* – Texte qui relate l'invention du baromètre à mercure (Hg) par le physicien et mathématicien italien Evangelista Torricelli. En plus de mettre en évidence la pression atmosphérique, le baromètre de Torricelli a permis de créer le premier vide artificiel de l'histoire.
http://www.cnrs.fr/sciencespourtous/abecedaire/pages/torricelli.htm

Vidéo – YouTube – Lycée Victor-Hugo/École Estienne – *Expérience de Torricelli* – Reconstitution de l'expérience qui permit à Torricelli de démontrer l'existence de la pression atmosphérique à l'aide d'un baromètre à mercure.
http://www.youtube.com/watch?v=i4oTwkS3EXM

Chapitre 3 Les lois des gaz

1.1 La relation entre la pression et le volume

Animation interactive – PCCL – *Pression et volume : état gazeux et loi de Mariotte* – Animation interactive permettant de travailler la notion de compressibilité d'un gaz en faisant varier la pression d'un échantillon de gaz dans une seringue reliée à un manomètre. Des phrases à compléter portant sur l'animation sont proposées.
http://physiquecollege.free.fr/physique_chimie_college_lycee/quatrieme/chimie/air_pression.htm

Texte – Wikipédia – *Edme Mariotte* – Cette page de l'encyclopédie *Wikipédia,* qui s'adresse aux enseignants, porte sur la vie et l'œuvre du physicien et botaniste français Edme Mariotte. Ce dernier observa (indépendamment de Robert Boyle) le principe selon lequel, à température constante, le volume occupé par une quantité de gaz est inversement proportionnel à sa pression. Cette loi porte aujourd'hui le nom de « loi de Boyle-Mariotte ».
http://fr.wikipedia.org/wiki/Edme_Mariotte

Texte – Wikipédia – *Robert Boyle* – Cette page de l'encyclopédie *Wikipédia*, qui s'adresse aux enseignants, porte sur la vie et l'œuvre du physicien et chimiste irlandais Robert Boyle, qui énonça (indépendamment d'Edme Mariotte) la loi qui porte aujourd'hui leurs noms.
http://fr.wikipedia.org/wiki/Robert_Boyle

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Animation – Biologie en flash – *La ventilation pulmonaire* – Animation interactive qui montre, de l'intérieur de la cage thoracique, le phénomène de la respiration. Une légende interactive permet de mettre en évidence les différents éléments de l'animation : rôle et fonction des principaux muscles, composition chimique de l'air inspiré et de l'air expiré, rôle du diaphragme et volume pulmonaire.
http://www.biologieenflash.net/bio/flash/0028

Vidéo – YouTube, Physagreg – *Relation entre la température et le volume d'un gaz à pression constante* – Dans cette courte vidéo, un ballon muni d'un bouchon troué et surmonté d'un tube recourbé avec un petit renflement de garde est rempli d'une solution de sulfate de cuivre ($CuSo_4$) de faible concentration. Lorsque l'on chauffe le ballon avec les mains, l'indicateur monte dans le tube. Cette expérience permet de mettre en évidence la relation entre le volume et la température (plus la température de l'échantillon de gaz augmente, plus son volume augmente).
https://www.youtube.com/watch?v=fmaI4kY-oag

1.3 La relation entre la pression et la température

Animation interactive – PCCL – *Pression et température : l'état gazeux* – Cette animation interactive permet de mettre en lumière la relation entre la pression et la température. Sur la première page, un récipient contenant de l'air est plongé dans un bécher. Des boutons, situés à droite, permettent de faire varier la température à l'intérieur du bécher et de démontrer les effets de la température sur la pression du gaz. Plus la température diminue, plus la pression du gaz diminue. Sur la deuxième page, des phrases à compléter portant sur l'animation sont proposées.
http://physiquecollege.free.fr/physique_chimie_college_lycee/lycee/seconde/pression_temperature_gaz_parfait_kelvin.htm

Texte – Société chimique de France – *Louis-Joseph Gay-Lussac, 1778-1850* – Ce texte, qui s'adresse aux enseignants, porte sur la vie et l'œuvre du chimiste et physicien français Louis-Joseph Gay-Lussac, scientifique connu pour ses études sur les propriétés des gaz et pour ses ascensions en ballon qui lui permirent d'étudier le magnétisme terrestre et de recueillir des échantillons d'air à différentes altitudes.
http://www.societechimiquedefrance.fr/produit-du-jour/louis-joseph-gay-lussac-1778-1850.html

1.6 La relation entre la pression et la quantité de gaz

Texte – Wikipédia – *Scaphandre autonome* – Ce texte donne de l'information sur le scaphandre autonome, dispositif de plongée sous-marine permettant à un plongeur d'évoluer librement sous l'eau avec une réserve de gaz respirable contenue dans une bouteille d'air comprimé. Le texte fournit une description générale du dispositif perfectionné par Jacques-Yves Cousteau et traite de l'histoire du dispositif et des types de pratiques.
http://fr.wikipedia.org/wiki/Scaphandre_autonome

Vidéo – Daily Motion, CNES, Agence spatiale française – *Les ballons-sondes du CNES* – Vidéo expliquant le principe de fonctionnement et l'utilité des ballons-sondes. On y présente et commente les principaux types de ballons-sondes : le ballon stratosphérique ouvert gonflé à l'hélium, la montgolfière infrarouge gonflée à l'air chaud et le ballon pressurisé stratosphérique gonflé au gaz. Les ballons-sondes permettent aux scientifiques de documenter les couches de l'atmosphère qui ne sont pas accessibles aux avions et de valider certains instruments destinés à être embarqués sur les satellites artificiels.
http://www.dailymotion.com/video/xa2x38_les-ballons-sonde-du-cnes_tech

Section 3 La loi des gaz parfaits

Texte et animation interactive – Labosim.net – *Loi d'un gaz parfait* – Ce texte, accompagné d'une animation interactive, permet de mettre en application les lois de Boyle-Mariotte, d'Avogadro et de Gay-Lussac afin de comprendre l'équation des gaz parfaits. L'animation interactive permet de faire varier la pression, le volume, la quantité de matière ou la température d'un échantillon de gaz.
http://www.labosim.net/gaz/loi-gaz-parfait

Texte – Éduscol Culture Sciences Chimie – *La plongée sous-marine 2/3 : une activité hyperbare* – Texte portant sur les effets de la pression subie par les personnes pratiquant la plongée sous-marine. Le texte explique les conséquences de l'augmentation de la pression avec la profondeur et aborde le phénomène de la compressibilité des gaz (notamment des gaz respiratoires). La dernière partie du texte fait clairement ressortir les limites de la loi des gaz parfaits ainsi que la distinction entre gaz réels et gaz parfaits. L'élève aura besoin d'un certain accompagnement dans la lecture de ce texte.
http://culturesciences.chimie.ens.fr/content/la-plongee-sous-marine-2-3-une-activite-hyperbare-745

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Section 5 La loi de Dalton

Site – Sciences en ligne – *John Dalton* – Ce texte, qui s'adresse aux enseignants, porte sur la vie et l'œuvre du chimiste et naturaliste anglais John Dalton. En plus d'avoir découvert le daltonisme, John Dalton est également connu pour ses travaux sur la théorie atomique. Au cours de sa carrière scientifique, Dalton s'intéressa également à l'étude des gaz et découvrit la loi des pressions partielles (à une température donnée, la pression totale d'un mélange de gaz est égale à la somme des pressions partielles de chacun des gaz du mélange).

http://www.sciences-en-ligne.com/DIST/Data/Ressources/lic2/chimie/hist_chi/biographies/c_f/biog_dalton.htm

Vidéo – YouTube, Pierre-Mathieu Demizieux – *Récupération d'un gaz par déplacement d'eau* – Vidéo expliquant comment recueillir le gaz contenu dans une boisson gazeuse par déplacement d'eau.

https://www.youtube.com/watch?v=ydSSUB50AyQ

Chapitre 4 Les transformations et les variations d'énergie

Section 1 L'énergie et la chaleur

Vidéo – Unisciel – *Kezako : comment fonctionne un réfrigérateur ?* – Dans cette vidéo, on apprend qu'un réfrigérateur fonctionne selon le principe de la pompe à chaleur : dispositif permettant de transférer la chaleur d'une zone froide à une zone chaude. La vidéo, accompagnée d'une animation ludique, illustre efficacement le dispositif.

https://www.youtube.com/watch?v=ZKBiaHroY-o&index=16&list=PL2EB473ED87C5561D

Texte – Wikipédia – *Sadi Carnot (physicien)* – Ce texte, destiné à l'enseignant, porte sur la vie et l'œuvre du physicien et ingénieur français Nicolas Léonard Sadi Carnot. Bien qu'il ne publie qu'un seul livre de son vivant, *Réflexions sur la puissance motrice du feu et sur les machines propres à développer cette puissance*, Sadi Carnot pose les bases de la thermodynamique, science de la chaleur et des machines thermiques. Le texte fournit une biographie détaillée du scientifique et explique en détail l'importance et la place de Sadi Carnot dans l'histoire des sciences.

http://fr.wikipedia.org/wiki/Sadi_Carnot_(physicien)

Texte et vidéo – RTS – *Pourquoi ajoute-t-on du sel sur les routes ?* – Dans ce texte, qui est suivi d'une courte vidéo, on apprend pourquoi le sel est utilisé pour faire fondre la glace sur les routes en hiver. Lorsque le sel entre en contact avec la glace, ses molécules se dissocient en ions sodium (Na^+) et chlorure (Cl^-) et perturbent l'organisation des molécules d'eau figées sous forme de glace, contribuant à la faire fondre. Contrairement à ce que l'on pourrait croire, la température du mélange sel-eau va descendre au cours de ce processus, pouvant atteindre une température de -22 °C. L'élève aura besoin d'un certain accompagnement dans la lecture de ce texte. La vidéo, qui suit, vulgarise la même information et permet à l'élève de l'assimiler plus facilement.

http://www.rts.ch/decouverte/sciences-et-environnement/maths-physique-chimie/4639745-pourquoi-met-on-du-sel-sur-les-routes-en-hiver.html

Vidéo – YouTube, Sciences physiques au collège – *Réaction sulfate de cuivre et zinc* – Cette vidéo présente une démonstration qui met en évidence le caractère exothermique de la réaction entre les ions cuivre (II) (Cu^{2+}) et le zinc (Zn) solide. Un thermomètre, plongé dans la solution, permet de constater l'augmentation de la température du mélange au cours de la réaction.

https://www.youtube.com/watch?v=dtXQGi39hhE

Section 2 Les transformations et l'absorption ou le dégagement d'énergie

Vidéo – YouTube, Instinct de survie – *Repas autochauffant démonstration* – Cette vidéo permet d'assister à la préparation d'un repas autochauffant. Le sachet contenant le repas est placé dans un sac de plastique qui contient des morceaux de magnésium (Mg). De l'eau est ajoutée et le sac est fermé hermétiquement. Au bout de 12 minutes, le repas est chaud et prêt à être consommé.

https://www.youtube.com/watch?v=hCRiubUy_Q4

Section 3 Le bilan énergétique

3.1 Le bilan énergétique d'une réaction chimique

Vidéo – YouTube, Michel Bultingaire – *Na sur l'eau H_2O; Sodium Na, water H_2O and oxygen O_2 from the air* – Vidéo qui montre un exemple de réaction spontanée entre le sodium et l'eau. Lorsqu'on plonge un morceau de sodium dans l'eau, le métal réagit violemment, s'enflamme spontanément, produit une explosion et forme des fumées d'oxyde de sodium (Na_2O) dans l'air.

https://www.youtube.com/watch?v=Z5RYUbpNsLU

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Vidéo – Musée canadien de la nature – *La dissolution du sel par l'eau* – Cette vidéo illustre de quelle façon les molécules d'eau (H_2O) dissolvent le sel (NaCl) grâce à la polarité des molécules d'eau et des ions. En raison de leur polarité, les ions du sel sont capturés par les molécules d'eau et les cristaux de sel perdent leur organisation. Les ions sodium (Na^+) et chlorure (Cl^-) demeurent toujours dans l'eau après la dissolution.
http://www.youtube.com/watch?v=8n2AhUYk2WA

Animation interactive – *University of Windsor – Energy Exchanges Associated with Dissolving Salts in the Water* – Animation interactive qui permet de modéliser les dissolutions endothermiques et exothermiques de divers solutés dans un solvant. L'élève peut déterminer le composé, sa quantité et la quantité de solvant (eau). Lorsque l'animation est démarrée, la variation de température engendrée par la réaction s'affiche sur un thermomètre et un graphique apparaît. Un bouton permet également de visualiser ce qui se produit entre les composés à l'échelle microscopique. L'animation est entièrement en anglais, mais l'application est très intuitive et peut être utilisée avec une connaissance minimale de la langue.
http://mutuslab.cs.uwindsor.ca/schurko/animations/heatofsolution/heat_soln.htm

Chapitre 6 Les vitesses de réaction

Section 1 Comment mesurer la vitesse de réaction ?

Texte et animation – Université en ligne – *Objet et intérêt de la cinétique chimique* – Ce texte traite de la cinétique chimique, c'est-à-dire des réactions qui peuvent se dérouler à des vitesses extrêmement variables. Une animation permet d'illustrer ce concept à l'aide de quelques exemples : feu d'artifice, pollution atmosphérique, couche d'ozone, structure métallique qui rouille, navette spatiale au décollage, administration de médicaments.
http://uel.unisciel.fr/chimie/cinet/cinet_ch01/co/apprendre_ch1_01.html

Animation – Sciences en ligne – *Spectrophotométrie UV-visible* – Cette animation illustre le principe de fonctionnement d'un spectrophotomètre, appareil servant à mesurer l'absorbance d'une substance à une longueur d'onde donnée.
http://www.sciences-en-ligne.com/DIST/Data/Ressources/lic2/chimie/chi_gen/spectro/uv_visible/spectr_uv_vis.htm

Texte et animation – Université en ligne – *Approche expérimentale des lois des vitesses : Méthodes chimiques d'analyse* – Ce texte destiné à l'enseignant traite des méthodes de mesure de la vitesse d'une réaction. Deux animations illustrent ces méthodes : la réaction de réduction du peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) par des ions iodure (I^-) en milieu acide et la réaction de décomposition de l'eau oxygénée.
http://uel.unisciel.fr/chimie/cinet/cinet_ch04/co/apprendre_ch4_02_1.html

Chapitre 7 Les facteurs qui influent sur la vitesse de réaction

Section 1 La théorie des collisions

Texte – *Chem 1 Virtual Text book – Mechanisms : How chemical reactions take place* – Ce texte, destiné à l'enseignant, explique pourquoi l'étape déterminante d'une réaction est celle dont le complexe activé possède le plus haut niveau d'énergie par rapport aux réactifs de départ. Texte en anglais.
http://www.chem1.com/acad/webtext/dynamics/mech.html

Texte – Université en ligne – *Approximation dite de l'étape déterminante* – Ce texte, destiné à l'enseignant, explique pourquoi l'étape déterminante d'une réaction est celle dont le complexe activé possède le plus haut niveau d'énergie. Deux diagrammes énergétiques illustrent le propos.
http://uel.unisciel.fr/chimie/cinet/cinet_ch07/co/apprendre_ch7_04.html

Vidéo – YouTube, Universcience.tv – *L'alchimie du laser* – Chaque seconde dans le monde, cinq tonnes d'acier sont corrodées par la rouille. Les impacts économiques de cette corrosion sont majeurs. Dans cette vidéo, on apprend comment le Laboratoire d'Ingénierie des Surfaces et Lasers du CEA a mis au point une technique permettant de protéger l'acier de la corrosion à l'aide de lasers. À l'aide d'un procédé laser de modification chimique de la surface des métaux, il est maintenant possible de protéger l'acier de la rouille. Cette technique révolutionnaire permettra notamment la construction d'installations industrielles beaucoup plus durables.
http://www.youtube.com/watch?v=CRBnA_c-COE

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Animation interactive – *Alberta Education – Facteurs ayant une incidence sur la vitesse de réaction : concentration* – Animation interactive permettant d'étudier l'influence de la concentration des réactifs sur la vitesse de réaction. À l'aide de la souris, l'élève sélectionne le matériel du laboratoire : un morceau de magnésium (Mg), une solution d'acide sulfurique (H_2SO_4) et un chronomètre. Il plonge ensuite un morceau de magnésium dans la solution, chronomètre l'expérience, recueille les données et inscrit les résultats dans un tableau. Les résultats de l'expérience s'affichent ensuite sur un graphique. Un bouton permet de faire varier la concentration de la solution d'acide sulfurique et d'en mesurer les effets sur la vitesse de réaction. Il est possible de remplacer le Labo 17 par la réalisation de cette animation interactive.

http://www.learnalberta.ca/content/sfcs/html/matter_and_chemical_change/Concentration/index.html

Animation interactive – *Alberta Education – Facteurs ayant une incidence sur la vitesse de réaction : taille des particules* – Animation interactive permettant d'étudier l'influence de la surface de contact du réactif sur la vitesse de réaction. À l'aide de la souris, l'élève sélectionne le matériel du laboratoire : des boîtes de particules de zinc (Zn) de différentes tailles, une solution d'acide sulfurique (H_2SO_4) et un chronomètre. Il plonge ensuite des particules de zinc dans la solution, chronomètre l'expérience, recueille les données et inscrit les résultats dans un tableau. Les résultats de l'expérience s'affichent ensuite sur un graphique. Il est possible de remplacer le Labo 18 par la réalisation de cette animation interactive.

http://www.learnalberta.ca/content/sfcs/html/matter_and_chemical_change/ParticleSize/index.html

Animation interactive – *Alberta Education – Facteurs ayant une incidence sur la vitesse de réaction : température* – Animation interactive permettant d'étudier l'influence de la température sur la vitesse de réaction. À l'aide de la souris, l'élève sélectionne le matériel du laboratoire : des glaçons, un bécher contenant de l'eau (H_2O), un thermomètre, un cachet d'antiacide, une plaque chauffante et un chronomètre. Il place le thermomètre dans le bécher, plonge ensuite les glaçons, prend la température initiale avant d'ajouter le cachet d'antiacide dans l'eau froide, chronomètre l'expérience, recueille les données et inscrit les résultats dans un tableau. Il refait l'expérience en plaçant d'abord le bécher sur la plaque chauffante, il augmente ensuite la température de l'eau à l'aide du cadran, place le thermomètre dans l'eau et prend la température initiale avant d'ajouter le cachet et de chronométrer l'expérience. Les résultats de l'expérience s'affichent ensuite sur un graphique. Il est possible de remplacer le Labo 19 par la réalisation de cette animation interactive.

http://www.learnalberta.ca/content/sfcs/html/matter_and_chemical_change/Temperature/index.html

Section 2 Les différents facteurs qui agissent sur la vitesse de réaction

2.4 La température du milieu réactionnel

Texte – *Nobel Media* (fondation Nobel) – *Communiqué de presse : le prix Nobel de chimie de 1999* – Article portant sur Ahmed H. Zewail, récipiendaire du prix Nobel de chimie de 1999 pour ses travaux en femtochimie qui permettent d'en apprendre davantage sur le mécanisme et la vitesse des réactions chimiques. M. Ahmed H. Zewail a réussi à démontrer qu'il est possible, grâce à une technique laser ultrarapide, d'observer le mouvement des atomes d'une molécule au cours des réactions chimiques.

http://www.nobelprize.org/nobel_prizes/chemistry/laureates/1999/press-fr.html

Vidéo – YouTube, Dr Bricolus – *La vitesse d'une réaction chimique dépend de la température* – Dans cette courte vidéo, deux verres d'eau sont placés côte à côte. Celui de gauche contient de l'eau à 1 °C et celui de droite, de l'eau à 80 °C. Un comprimé effervescent de vitamines est plongé dans chaque verre. Après 30 secondes, le comprimé plongé dans l'eau plus chaude est complètement dissous alors que la dissolution du comprimé qui se trouve dans l'eau plus froide n'est pas encore terminée. La température augmente donc considérablement la vitesse de réaction.

http://www.youtube.com/watch?v=fzusa2Q_638

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

2.5 La présence d'un catalyseur

Vidéo – YouTube, Gaétan Veilleux – *Le catalyseur* – Dans cette vidéo, un catalyseur (du dichlorure de cobalt) est ajouté à une solution de peroxyde d'hydrogène et de tartrate de sodium de potassium chauffée à 60 °C. À la fin de la réaction, le catalyseur est intact. Cette démonstration peut accompagner les élèves lors de la réalisation du Labo 20 ou le remplacer.
http://www.youtube.com/watch?v=X2hzXFgzCW0

Vidéo – CNRS – *Améliorer les pots catalytiques* – Explication du fonctionnement du pot catalytique, dispositif faisant partie du pot d'échappement des voitures et qui sert à réduire la nocivité des gaz d'échappement.
http://videotheque.cnrs.fr/doc=2906

Vidéo – CNRS – *La catalyse de l'or* – À basse température, lorsqu'une voiture vient d'être démarrée, les nanoparticules de platine (Pt), de rhodium (Rh) et de palladium (Pd) utilisées dans les pots catalytiques ne sont pas efficaces. Les chercheurs du CNRS ont mis au point une technique qui vise à remplacer ces métaux par des nanoparticules d'or (Au). Les catalyseurs à l'or seraient beaucoup plus efficaces, surtout à basse température. Ils permettraient au monoxyde de carbone (CO) de se convertir plus facilement en dioxyde de carbone (CO_2) et réduiraient ainsi la pollution atmosphérique.
http://videotheque.cnrs.fr/doc=2818

Texte – UQAC – *Les réactions catalysées* – Destiné à l'enseignant, ce texte porte sur le fonctionnement d'un inhibiteur et explique les mécanismes de catalyse et d'inhibition des mécanismes réactionnels. Les explications données dans ce texte rectifient les conceptions erronées présentes dans certains ouvrages.
http://www.uqac.ca/chimie_ens/Cinetique_chimique/CHAP_8.html

Texte – Société chimique de France – *La combustion catalytique* – Destiné à l'enseignant, ce texte traite des dispositifs fonctionnant selon le principe de la combustion catalytique, procédé de plus en plus utilisé pour développer des technologies de production d'énergie plus performantes et moins polluantes. L'élève aura besoin d'un certain accompagnement dans la lecture de ce texte.
http://www.societechimiquedefrance.fr/IMG/pdf/fiche_combustion_catalytique.pdf

Texte – Cégep de Sainte-Foy – *Les molécules de la vie : les enzymes* – Texte qui traite de la catalyse enzymatique et explique le rôle des enzymes, protéines capables de catalyser des réactions chimiques à l'intérieur des cellules des êtres vivants.
http://www.cegep-ste-foy.qc.ca/profs/gbourbonnais/pascal/fya/chimcell/notesmolecules/proteines_4.htm

Chapitre 8 L'aspect qualitatif de l'équilibre chimique

Section 1 Qu'est-ce que l'équilibre chimique ?

Texte – *Les algues* – Texte qui aborde les phénomènes naturels et anthropiques qui modifient l'équilibre d'un lac et leurs conséquences. On y aborde des sujets tels que les algues, la chlorophylle, les cyanobactéries, l'eutrophisation, l'oxygène dissous, le pH, le phosphore, l'azote, les plantes aquatiques, etc.
http://www.troussedeslacs.org/pdf/fiches.pdf

Texte – Encyclopédie de l'Agora – *Récif corallien* – Texte qui explique ce qu'est un récif corallien et qui traite des enjeux liés au maintien de l'équilibre de ce milieu qui sert d'abri à des milliers d'espèces marines.
http://agora.qc.ca/Dossiers/Recif_corallien

1.2 Les conditions nécessaires à l'obtention de l'équilibre

Texte – Éduscol Culture Sciences Chimie – *L'équilibre chimique : une limite inexorable vaincue par la vie* – Ce texte destiné à l'enseignant traite de l'équilibre chimique, propose une expérience de dissolution du sel de cuisine dans l'eau et explique l'importance de l'équilibre chimique dans les réactions qui se produisent au niveau biologique chez les êtres vivants.
http://culturesciences.chimie.ens.fr/content/lequilibre-chimique-une-limite-inexorable-vaincue-par-la-vie-783

Section 2 Les facteurs qui influent sur l'état d'équilibre

2.1 Le principe de Le Chatelier

Animation – Centre d'éducation des adultes du Goéland – *Le principe de Le Chatelier* – Animation qui explique de façon ludique le principe de Le Chatelier, principe qui stipule que tout système à l'équilibre qui est perturbé réagira de façon à revenir à son état d'équilibre. L'animation démontre que le principe s'applique à la concentration, au volume et à la température.
http://www.youtube.com/watch?v=QnzpwnHQHqE

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Animation interactive – *LearnersTV – Le Chatelier's principle* – Cette animation interactive permet d'appliquer le principe de Le Chatelier à la concentration, à la pression et à la température de différentes substances. L'animation, accompagnée d'un diagramme à bandes, permet à l'élève de visualiser ce qui se produit au niveau moléculaire. Le commentaire est en anglais, mais l'animation peut se faire aisément avec une maîtrise minimale de la langue.
http://www.learnerstv.com/animation/animation.php?ani=120&cat=chemistry

Texte – La recherche – L'actualité des sciences – *Le cabinet du docteur Fritz Haber* – Le texte raconte de façon détaillée la vie et la carrière scientifique du chimiste allemand Fritz Haber, reconnu pour sa découverte de la synthèse de l'ammoniac. Le texte aborde également une facette plus sombre des travaux de Haber, qui l'ont conduit à la mise au point des premières armes chimiques utilisées au cours de la Première Guerre mondiale.
http://www.larecherche.fr/savoirs/autre/cabinet-du-docteur-fritz-haber-01-04-1997-82328

Chapitre 9 L'aspect quantitatif de l'équilibre chimique

Section 1 La constante d'équilibre

Texte et activités interactives – Stanford.edu – *L'acidification de notre océan* – Texte et activités interactives portant sur la fragilité des océans. On y explique de quelle façon l'activité humaine est en train de modifier la chimie de l'océan. La pollution et l'augmentation du dioxyde de carbone (CO_2) dans l'atmosphère ont pour effet d'acidifier les océans, ce qui nuit à la calcification, processus par lequel un grand nombre d'organismes forment leur squelette. Certaines pages du site contiennent des activités interactives permettant aux élèves d'interagir avec le contenu.
http://i2i.stanford.edu/AcidOcean/AcidOcean_Fr.htm

Vidéo – YouTube, etu-sup.com – *La constante d'équilibre* – Exposé traitant de la constante d'équilibre. Plusieurs exemples de calculs relatifs à cette constante illustrent le propos.
https://www.youtube.com/watch?v=XNiVDpO8_tk

Section 2 L'équilibre acidobasique

2.1 La théorie d'Arrhenius

Vidéo – SOS Devoirs – *La théorie d'Arrhenius : les acides* et *La théorie d'Arrhenius : les bases* – Cette page, qui présente deux vidéos, porte sur la théorie d'Arrhenius sur les acides et les bases. La première vidéo explique, à l'aide de l'exemple d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique (HCl), comment une substance peut produire un acide lorsqu'elle est dissoute dans l'eau. La deuxième vidéo expose, à l'aide de l'exemple de l'hydroxyde de sodium (NaOH), comment une solution peut produire une base lorsqu'elle est dissoute dans l'eau.
http://www.sosdevoirs.org/fiches/sciences/niveau-intermediaire-superieur/chimie/les-reactions-chimiques/acides-et-bases-selon-arrhenius

2.2 La théorie de Brønsted-Lowry

Vidéo – SOS Devoirs – *La théorie de Brønsted-Lowry : la neutralisation acide-base* – Cette page présente une vidéo expliquant la théorie de Brønsted-Lowry sur les acides et les bases. Cette théorie stipule qu'un acide est une substance capable de transférer un ou plusieurs protons (ions H^+) à une autre substance alors qu'une base est une substance capable de capter un ou plusieurs protons (H^+) provenant d'une autre substance.
http://www.sosdevoirs.org/fiches/sciences/niveau-intermediaire-superieur/chimie/les-reactions-chimiques/acides-et-bases-selon-bronsted-lowry

Vidéo – YouTube, *FuseSchool*/Unisciel – *La théorie de Brønsted-Lowry* – Vidéo qui explique comment la théorie de Brønsted-Lowry a permis de dépasser les limites de la théorie d'Arrhenius.
http://www.youtube.com/watch?v=skJFrHyl_RY

Vidéo – YouTube, *FuseSchool*/Unisciel – *Acides et bases conjugués* – Vidéo portant sur les acides et les bases conjugués à partir de la théorie de Brønsted-Lowry. À l'aide d'exemples, on explique qu'une base conjuguée est formée lorsqu'un acide de Brønsted-Lowry libère un proton et qu'un acide conjugué est formé lorsqu'une base de Brønsted-Lowry accepte un proton.
http://www.youtube.com/watch?v=5M2W_I3E6Oc

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

Animation interactive – *Phet Interactive Simulations – Acid-Base Solutions* – Cette animation permet de simuler des réactions d'équilibre acido-basiques. Des boutons, à droite de l'animation, permettent de modifier les composantes de la solution, d'afficher les molécules des différentes substances et d'ajouter du solvant dans la solution. Des outils permettent également de mesurer le pH et de tester la conductibilité électrique de la solution. L'animation est en anglais, mais elle peut être comprise avec une maîtrise minimale de la langue. Certains élèves auront sans doute besoin d'accompagnement pour la réaliser.

http://phet.colorado.edu/fr/simulation/acid-base-solutions

Section 3 Les composés peu solubles

3.2 La constante du produit de solubilité

Vidéo – YouTube, etu-sup.com – *La constante du produit de solubilité* – Exposé portant sur la constante du produit de solubilité. Plusieurs exemples de calculs relatifs à cette constante illustrent le propos.

https://www.youtube.com/watch?v=W1IbYLBbCvk

Annexes

Annexe 1 La sécurité au laboratoire

Site – Gouvernement du Canada, Centre canadien d'hygiène et de sécurité au travail – *Système général harmonisé (SGH)* – Ce site, destiné à l'enseignant, donne de l'information sur le Système général harmonisé, système qui définit et classe les dangers. Il communique également des renseignements en matière de santé et de sécurité sur des étiquettes et des fiches de données de sécurité. Une page contenant de l'information sur les symboles de danger est accessible à partir de ce site.

http://www.cchst.ca/oshanswers/chemicals/ghs.html

Annexe 3 Les techniques de manipulation

Vidéo – YouTube, Fabrice Gely (gely.info) – *Préparation d'une solution de glucose par dissolution* – Réalisation d'une solution aqueuse de glucose (0,10 mol/L) par dissolution, à l'aide d'une balance, d'une fiole jaugée, d'un entonnoir, d'une coupelle, d'eau distillée et de glucose.

http://www.youtube.com/watch?v=PEouUtFgz2s

3.2 Le titrage

Vidéo – YouTube, Philippe Sénécal – *Le titrage colorimétrique pour les nuls* – Dans cette vidéo, on explique de façon ludique comment effectuer un titrage, procédé consistant à déterminer la concentration d'une solution en la faisant réagir avec une autre solution dont on connaît déjà la concentration. Dans la vidéo, le titrage est effectué à l'aide d'un support universel, d'une pince à burette, d'une burette, d'un erlenmeyer, d'une pipette volumétrique, d'une poire, d'un indicateur coloré et d'un certain volume de base et d'acide (HCL et NaOH). Note : De façon générale, au secondaire, on utilise un cylindre gradué plutôt qu'une pipette pour mesurer la solution à titrer.

http://www.youtube.com/watch?v=EzOVGj4rO1g

Reproduction interdite © TC Média Livres Inc.

DELTA CHIMIE

Tout ce qu'il faut pour enseigner la chimie !

Le cahier d'apprentissage

- Une première section qui présente des rappels scientifiques et des rappels mathématiques
- Des contenus notionnels concis et rigoureux
- Un très grand nombre d'illustrations, de graphiques, de schémas et de photos
- Des exercices de fin de section, des exercices de fin de chapitre et des exercices de consolidation à la fin des modules, tous de niveau de difficulté graduée
- Une section de révision de fin d'année
- Toutes les réponses aux exercices exigeant des calculs à la fin du cahier
- Des références diverses présentées en annexe à la fin du cahier

Le corrigé

- Le corrigé du cahier en couleur
- Des notes pédagogiques

Le guide-corrigé

- Le corrigé du cahier
- Plus de 450 pages de documents reproductibles
- Des exercices sur les rappels scientifiques et les rappels mathématiques
- Des évaluations pour tous les chapitres et tous les modules
- Des laboratoires validés et mis en contexte pour les élèves
- Des notes spécifiques à l'intention du TTP
- Un complément notionnel traitant de « l'oxydoréduction » accompagné de fiches d'exercices
- Une évaluation de fin d'année
- Les réponses aux exercices du cahier incluant les démarches

Les contenus numériques i+ Interactif

Avec la plateforme *i+ Interactif* de Chenelière Éducation, offerte en ligne et téléchargeable, présentez, créez, personnalisez et partagez des contenus pédagogiques et plus encore !

Pour les élèves

- Le cahier en version numérique avec l'application Chenelière Éducation pour iPad
- Un accès à un grand nombre d'activités et d'exercices interactifs avec rétroaction, à faire en classe, au laboratoire ou à la maison
- Des documents complémentaires et tout autre contenu numérique que l'enseignant mettra à leur disposition

Pour les enseignants

- Toutes les composantes imprimées en version numérique
- Un grand nombre d'activités et d'exercices interactifs avec rétroaction conçus spécialement selon la structure de la collection, à faire en grand groupe ou individuellement
- Des outils de gestion pour suivre la progression des élèves
- Tous les documents reproductibles en format PDF et Word modifiable
- Les réponses qui apparaissent une à une et plus de 100 hyperliens

Les composantes de DELTA CHIMIE pour la 3e année du 2e cycle du secondaire

Composantes imprimées	Composantes numériques
• Cahier d'apprentissage • Corrigé • Guide-corrigé	• Cahier d'apprentissage (application Chenelière Éducation pour iPad) • Guide-corrigé • Plateforme i+ Interactif

CHENELIÈRE ÉDUCATION