

SOMMAIRE

• Rappels	
Le programme	5
Les unités en chimie.....	5
Quelques constantes chimiques.....	6
Quelques indicateurs colorés.....	6
• Chapitres :	
1- Notion d'élément chimique	7
2- Structure de l'atome.....	11
-3- Classification périodique des éléments chimiques.....	17
4- Ions et molécules.....	23
5- Mole et grandeurs molaires.....	27
6- Équation-bilan d'une réaction chimique.....	33
7- Les solutions aqueuses ioniques	39
8- Les solutions acides et basiques. Mesure de pH	47
9- Réaction acido-basique, dosage	55
• Les calculs numériques.....	63
• Corrigés :	
Chapitre 1	64
Chapitre 2.....	66
Chapitre 3.....	71
Chapitre 4.....	74
Chapitre 5.....	79
Chapitre 6.....	82
Chapitre 7.....	85
Chapitre 8.....	89
Chapitre 9.....	92
• Tableau de classification périodique des éléments.....	96

Programme de chimie

Cf. document D.P.F.C. / S.S.P N° 96-124 Octobre 1996

N°	TITRE DES CHAPITRES
1	Notion d'élément chimique
2	Structure de l'atome
3	Classification périodique des éléments chimiques
4	Ions et molécules
5	Mole et grandeurs molaires
6	Équation-bilan d'une réaction chimique
7	Le chlorure de sodium solide
8	Les solutions aqueuses ioniques
9	Tests d'identification de quelques ions
10	Solutions acides et basiques - Mesure de pH
11	Réaction acido-basique, dosage

Les unités en chimie

Grandeurs chimiques	Symbole	Unité SI	
Volume	V	mètre cube	m ³
Quantité de matière	n	mole	mol
Concentration molaire volumique	C, [X]	mole par litre	mol.L ⁻¹
Concentration massique	C ou t	gramme par litre	g.L ⁻¹

Quelques constantes utilisées en chimie

Charge élémentaire	$e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Constante d'Avogadro	$N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Masse de l'électron	$m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
Masse du proton	$m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Masse du neutron	$m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

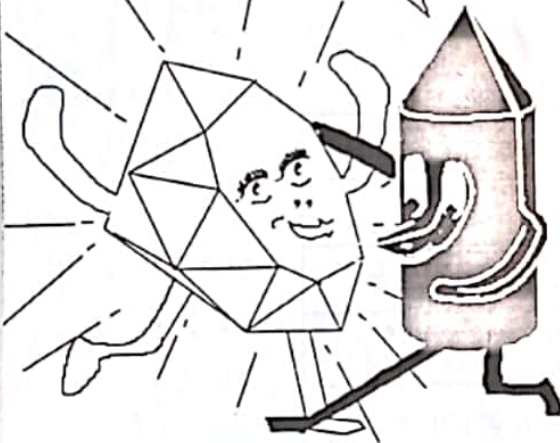
Quelques indicateurs colorés

Indicateur coloré	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Hélianthine	rouge	3,1 - 4,4	jaune
Bleu de bromothymol	jaune	6,0 - 7,6	bleu
Phénolphtaléine	incolore	8,2 - 10	rose



1 NOTION D'ÉLÉMENTS CHIMIQUES

Tu n'as pas à faire le malin, nous sommes tous les deux du carbone.



OBJECTIFS

- ✓ Définir l'élément chimique.
- ✓ Connaître les symboles chimiques de quelques éléments.
- ✓ Définir un corps simple et un corps composés.

L'ESSENTIEL

- Un corps simple est constitué d'un seul élément chimique.
- Un corps composé est constitué d'au moins deux éléments chimiques.
- Symboles de quelques éléments chimiques.

Élément	hydrogène	oxygène	carbone	azote	sodium	chlore
Symbole	H	O	C	N	Na	Cl

EXERCICES RÉSOLUS

1 Reconnaître des éléments chimiques

Énoncé

Les principaux constituants de l'atmosphère terrestre sont :
 N_2 , O_2 , H_2O , Ar , CO_2 .

Quels sont les éléments chimiques présents dans chacun de ces corps ?

Solution

Corps	Éléments chimiques
N_2	N : azote
O_2	O : oxygène
H_2O	H : hydrogène O : oxygène
Ar	Ar : argon
CO_2	C : carbone O : oxygène

2 Corps simples, corps composés

Énoncé

Parmi les principaux constituants de l'atmosphère terrestre (N_2 , O_2 , H_2O , Ar , CO_2), distinguer les corps simples des corps composés.

Solution

Corps simples	Corps composés
N_2 , O_2 , Ar	H_2O , CO_2

EXERCICE-TOI

- 1 Répondre par vrai (V) ou faux (F).
 1. Tous les métaux sont des corps simples.
 2. Le dioxygène et le diazote sont des corps composés.
 3. Le graphite, le diamant ont en commun l'élément carbone
 4. Le symbole du manganèse est Mg.

- 2 Quels sont les éléments chimiques présents dans les corps suivants :
 - dichromate de potassium ($K_2Cr_2O_7$)
 - Le butane (C_4H_{10})
 - L'éthanol (C_2H_6O)
 - Le carbonate de calcium ($CaCO_3$).

- 3 Le bois, le charbon, la bougie, le pétrole brûlent dans l'air en produisant un gaz qui trouble l'eau de chaux.
 1. Quelle est la nature de ce gaz ?
 2. Quel est l'élément commun à tous ces corps ?

- 4 La décomposition de la trinitroglycérine donne du dioxyde de carbone, de l'eau et du diazote.
 1. De quels éléments chimiques sont constitués les produits de cette réaction ?
 2. De quels éléments chimiques la trinitroglycérine est-elle constituée ?

- 5 L'analyse de l'atmosphère de la planète Mars donne les résultats suivants (% en volume)
 $CO_2 : 95,3\%$; $N_2 : 2,7\%$; $Ar : 1,6\%$; $O_2 : < 0,1\%$; $H_2O : 0,03\%$
 1. Nommer les différents éléments constituant cette atmosphère.
 2. Distinguer les corps simples des corps composés.

- 6 100 g d'épinards frais contiennent en moyenne les éléments suivants (teneur en mg pour 100 g).

Symbole de l'élément	K ₁₉	Ca ₂₀	Cl ₁₇	Na ₁₁	Mg ₁₂	P ₁₅	S ₁₆	Fe ₂₆	Mn ₂₅	Cu ₂₉
Teneur en mg pour 100 g	662	106	65	62	62	51	27	3,2	0,8	0,2

1. Nommer chacun de ces 10 éléments.
2. Calculer le pourcentage en masse des 3 éléments les plus abondants.

7 L'action du dioxygène sur le cuivre conduit à la formation de l'oxyde de cuivre II.

Quels sont les éléments qui sont présents dans l'oxyde de cuivre II.

8 Le soufre réagit à chaud avec le fer ; il se forme du sulfure de fer (FeS). Le sulfure de fer réagit à froid avec l'acide chlorhydrique ; on obtient du sulfure d'hydrogène (H₂S) dont la combustion dans l'air produit du soufre.

1. Quel est l'élément présent tout au long de la série de réactions ?
2. Parmi les produits formés, lesquels sont des corps simples ?
Lesquels sont des corps composés ?

9 L'étiquette d'une bouteille d'eau minérale "AWA" porte les indications suivantes :

Cations : mg/L	Anions : mg/L
Ca ²⁺ : 56,7	HCO ₃ ⁻ : 216
Mg ²⁺ : 2,7	SO ₄ ²⁻ : 8,6
K ⁺ : 4,3	Cl ⁻ : 8,7
Na ⁺ : 21,5	NO ₃ ⁻ : 0

Nommer les éléments constituant chacun des ions présents.

10 Parmi les corps suivants, quels sont les corps purs simples : glucose, sel de cuisine, éthanol, diamant, néon, dichlore, fer ?

11 Parmi les symboles suivants, déterminer ceux dont l'écriture est incorrecte. Les réécrire correctement.
Fe ; NA ; H ; AG ; he.

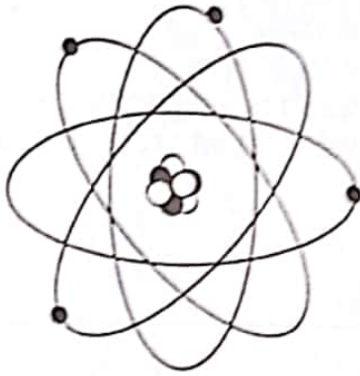
12 La combustion du fer dans le dioxygène conduit à la formation de l'oxyde magnétique de fer.

Quels sont les éléments présents dans l'oxyde magnétique de fer ?



2

STRUCTURE DE L'ATOME



OBJECTIFS

- ✓ Connaître les différents constituants de l'atome.
- ✓ Décrire la structure électronique d'un atome.
- ✓ Connaître la représentation de LEWIS d'un atome

L'ESSENTIEL

1. Les constituants de l'atome

	particule	symbole	charge	masse
Noyau	proton	p	$q_p = +e = +1,6 \times 10^{-19} \text{C}$	$m_p \approx 1,67 \times 10^{-27} \text{kg}$
	neutron	n	$q_n = 0$	$m_n \approx 1,67 \times 10^{-27} \text{kg}$
Nuage électronique	électron	e^-	$q_e = -e = -1,6 \times 10^{-19} \text{C}$	$m_e \approx 9,1 \times 10^{-31} \text{kg}$

2. Symbole du noyau d'un atome



- A : nombre de masse ou nombre de nucléons.
- Z : numéro atomique ou nombre de protons.
- X : symbole de l'élément.
- $N = A - Z$: nombre de neutrons du noyau

3. Structure électronique de l'atome

Dans les atomes, les électrons sont répartis en « couches », nommées K, L, M ...

L'ordre de remplissage des couches est : K L M ...

La couche K ne peut accepter que deux électrons, la couche L, 8 électrons.

A partir de la 2^e couche, il faut d'abord placer 4 électrons célibataires puis compléter ensuite pour former 4 doublets.

4. Représentation de LEWIS d'un atome

Pour représenter un atome, on ne dessine que les électrons de la dernière couche électronique (ou électrons de valence) en prenant pour convention :

- un point (·) pour un électron célibataire .
- un tiret (–) pour un doublet d'électrons.

EXERCICES RÉSOUS

1 Comment déterminer la composition d'un atome ?

Énoncé

Donner la composition des atomes suivants : ${}_{11}^{23}\text{Na}$; ${}_{17}^{35}\text{Cl}$

Solution

	Nombre de particules		
	p	n	e ⁻
${}_{11}^{23}\text{Na}$	11	12	11
${}_{17}^{35}\text{Cl}$	17	18	17

2 Comment établir la formule électronique d'un atome ?

Énoncé

Donner la formule électronique des atomes suivants N ; Na.

Solution

N (Z=7)

L'atome d'azote a 7 électrons.

Deux d'entre eux occupent la couche K.

Les 5 autres occupent la couche L.

La formule électronique de cet atome est donc $K^2 L^5$.

Na (Z = 11)

L'atome de sodium a 11 électrons.

La première couche (K) est saturée avec deux électrons.

La deuxième couche (L) est saturée avec 8 électrons.

La troisième couche (M) contient donc 1 électron.

La formule électronique de l'atome de sodium est : $K^2 L^8 M^1$

3

Comment faire la représentation de LEWIS d'un atome ?

Conseils

Remplissage des couches

La couche K est saturée à 2 électrons.

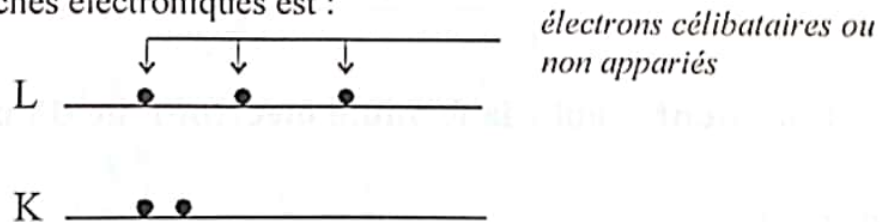
A partir de la couche L placer d'abord 4 électrons célibataires puis les appairer pour former 4 doublets.

Énoncé

Donner la représentation de LEWIS des atomes suivants : bore ($Z = 5$) ;
oxygène ($Z = 8$)

Solution

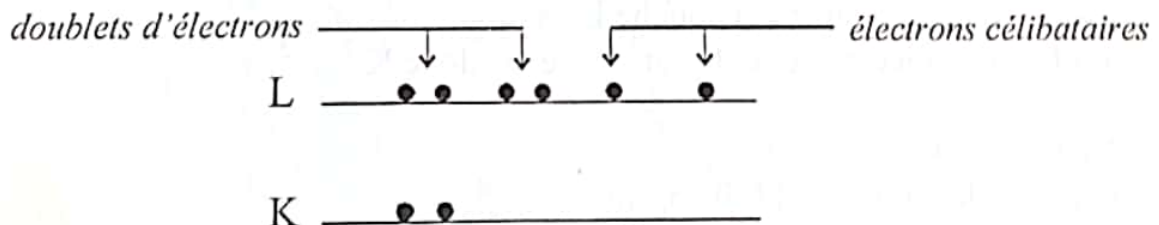
◇ B ($Z = 5$) : L'atome de bore a 5 électrons. Leur répartition sur les couches électroniques est :



L'atome de bore a 3 électrons célibataires sur sa dernière couche.
Sa représentation de Lewis est :

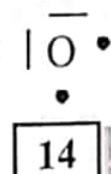


◇ O ($Z = 8$) : L'atome d'oxygène a 8 électrons. Leur répartition sur les couches électroniques est :



L'atome d'oxygène possède 2 doublets d'électrons et 2 électrons célibataires sur sa dernière couche.

Sa représentation de Lewis est :



EXERCICE TOI

1 Répondre par vrai ou faux.

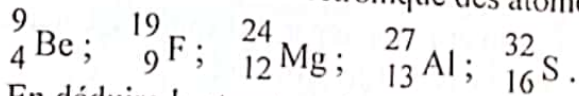
1. L'atome de formule électronique $K^2 L^7$ a pour numéro atomique $Z = 10$
2. Le proton et l'électron sont les constituants du noyau d'un atome.
3. L'atome Li a : 3 protons, 4 neutrons et 3 électrons.
4. La couche L est complète avec 18 électrons.

2 On donne les structures électroniques suivantes :

- K^1
- $K^2 L^4$
- $K^2 L^6$
- $K^2 L^8 M^4$

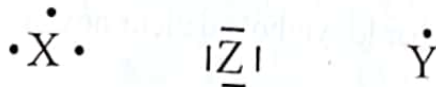
À quel élément chimique correspond chacune d'elles ?

3 1. Donner la formule électronique des atomes suivants :



2. En déduire la structure de Lewis de chacun des atomes

4 Voici le schéma de LEWIS de 3 atomes inconnus.



1. Déterminer le numéro atomique de chaque élément sachant que la couche de valence de X est M, celle de Y est L et celle de Z est M.
2. Quels sont ces éléments ?

5 Le rayon approximatif d'un atome de carbone ${}^{12}_6\text{C}$ assimilé à une sphère est égale à 77 pm.

1. Combien d'atomes de carbone pourrait-on aligner sur une longueur de 1 mm ?
2. a) Calculer la masse d'un atome de carbone 12.
b) Combien y-a-t-il d'atomes de carbone 12 dans une mine de crayon de masse 5 dg

6 On considère l'atome de silicium dont le noyau est représenté par ${}^{28}_{14}\text{Si}$.

1. Déterminer la composition de cet atome.
2. Calculer la masse d'un atome de silicium.
3. Combien y-a-t-il d'atomes dans un gramme de silicium ?

7 Le noyau d'un atome peut être caractérisé par le couple (Z,A) .
On considère les 4 noyaux caractérisés par $(8,16)$; $(16,32)$; $(17,35)$;
 $(8,17)$

1. Lesquels sont des isotopes.
A quel élément chimique appartiennent-ils ?
2. Comparer leurs formules électroniques.

8 Calculer le nombre d'atomes ${}_{13}^{27}\text{Al}$ dans un échantillon d'aluminium de masse 0,2 g.

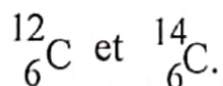
9 Un neutron peut être représenté par une sphère de rayon $R_n = 1.10^{-15}\text{m}$.

1. Calculer la masse volumique du neutron.
2. Comparez-la à celle de l'aluminium ($\rho_{\text{Al}} = 2,7.10^3 \text{ kg.m}^{-3}$)
3. Quelle serait la masse d'un cube de neutrons de volume $v = 2 \text{ cm}^3$.

10 On considère que le diamètre d'un noyau d'hydrogène est $d_1 = 2.10^{-15} \text{ m}$.
Celui d'un atome isolé est $d_2 = 2,8.10^{-10} \text{ m}$

1. Si l'on représente le noyau et l'atome par des sphères, calculer leurs volumes respectifs dans le cas de l'hydrogène.
2. Comparer ces volumes et justifier l'expression « un atome a une structure lacunaire ».

11 Les atomes suivants sont représentés par le symbole de leur noyau :



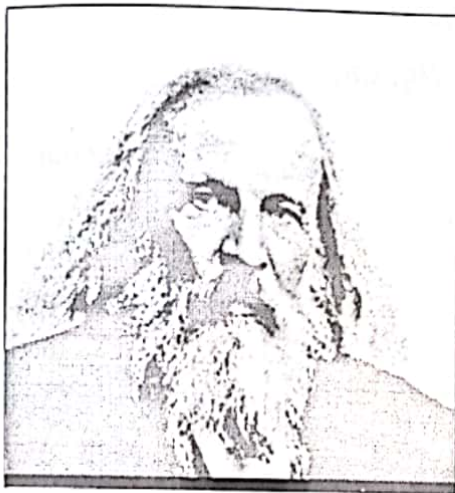
1. Déterminer la composition de chaque noyau.
2. Ces atomes représentent-ils le même élément?
3. Comment les appelle-t-on?

12 Un atome X a pour représentation de Lewis : $\begin{array}{c} \overline{\text{X}} \\ | \\ \bullet \end{array}$

1. Déterminer le nombre d'électrons de sa dernière couche.
2. Cette dernière couche est la couche M.



3 CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS



Dimitri Ivanovitch Mendeleïev

OBJECTIFS

- ✓ Étudier le principe de construction du tableau de classification périodique.
- ✓ Utiliser la classification périodique pour dégager quelques familles d'éléments et leurs propriétés.

L'ESSENTIEL

1. Tableau de classification périodique

→

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

↓

■ Ligne ou période

Les éléments sont rangés par numéro atomique Z croissant. Le numéro de la période indique le nombre de couches utilisées.

■ Colonne

En colonne sont placés les éléments qui possèdent le même nombre d'électrons de valence.

Le numéro de la colonne indique le nombre d'électrons périphériques.

2. Famille d'éléments chimiques

Les propriétés chimiques d'un atome sont dues aux électrons de la dernière couche (électrons périphériques ou électrons de valence). Ainsi dans une colonne, tous les éléments présentent des propriétés chimiques voisines. Ils constituent de ce fait "une famille".

Exemple :

➤ Les métaux alcalins : Li, Na, K...

Leurs atomes ont un seul électron sur la dernière couche.

Remarque : bien qu'ayant un électron sur sa couche de valence, l'hydrogène (H) n'appartient pas à la famille des alcalins.

Les métaux alcalins sont des métaux mous, peu denses et très réactifs. Au cours des réactions chimiques, leurs atomes forment facilement des ions positifs (Li^+ , Na^+ , K^+ , ...)

- Les métaux alcalino-terreux : Be, Mg, Ca, ...

Remarque : l'hélium (He) possède 2 électrons sur sa dernière couche, mais il n'appartient pas à la famille des alcalino-terreux.

Les métaux alcalino-terreux sont réfractaires et assez réactifs.

Au cours des réactions chimiques, leurs atomes forment des ions positifs (Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} ...)

- Les halogènes : F, Cl, Br...

Leurs atomes ont 7 électrons sur la dernière couche. Les halogènes se présentent à l'état naturel sous forme de molécules diatomiques très réactives. Ils sont tous très toxiques.

Au cours des réactions chimiques, les halogènes forment facilement des ions négatifs (F^- , Cl^- , Br^- , ...).

- Les gaz rares : (He, Ne, Ar, ...)

La couche électronique externe de leurs atomes est saturée. Ils sont très stables et ne réagissent quasiment pas.

EXERCICE-TOI

- 1 Répondre par vrai ou faux.
 1. Le sodium et le magnésium appartiennent à la même famille.
 2. Les éléments de la colonne VIII sont gazeux.
 3. Les éléments de la première colonne ont tendance à perdre 1 électron.
 4. L'oxygène appartient à la 2^e période et au groupe III.
- 2 Dans le tableau de classification périodique, l'élément bore est situé au dessus de l'aluminium (Z = 13).
 1. Combien y a-t-il d'électrons sur sa couche électronique externe ?
 2. En déduire son numéro atomique.
- 3 Rechercher l'élément magnésium dans la classification périodique.
 1. À quel famille appartient-il ?
 2. Combien y a-t-il d'électrons sur sa dernière couche ?
 3. Quel ion forme-t-il quand il réagit ?
- 4 Voici le schéma de LEWIS de 2 éléments inconnus X et Y



Quelles sont ces éléments sachant qu'ils appartiennent respectivement à la 2^e période et à la troisième période ?

- 5 Les atomes d'un élément de la 3^e période donne des ions X⁻.
 1. À quel colonne appartient-il ?
 2. Donner sa structure électronique et en déduire son numéro atomique.
 3. Quel est cet élément ?
- 6 L'élément potassium appartient à la famille des alcalins et à la 4^e colonne.
 1. En déduire son numéro atomique.
 2. Faire la répartition électronique de ses électrons et en déduire la représentation de LEWIS de l'atome de potassium.
- 7 Quel est l'élément appartenant à la 2^e période et dont les propriétés sont voisines à celles de l'iode ?
- 8 1. Quels sont les éléments dont les structures électroniques sont les suivantes :
 - K² L²
 - K² L⁵
 - K² L⁸ M¹
 - K² L⁸ M²

EXERCICES RÉBOLUS

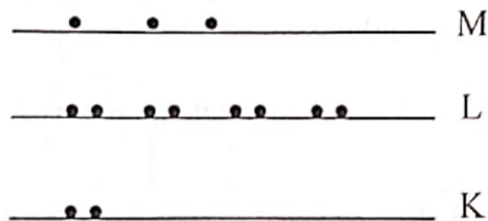
① Comment situer un élément dans le tableau de classification périodique ?

Énoncé

L'aluminium a pour numéro atomique $Z = 13$.
Déterminer sa place dans le tableau de classification périodique.

Solution

Al ($Z = 13$) : L'aluminium a 13 électrons. Leur répartition sur les couches électroniques est :



Trois couches sont nécessaires à la répartition de ses électrons :
l'aluminium appartient donc à la 3^e période.

Sur sa dernière couche, il y a 3 électrons :

Al est donc situé sur la 3^e ligne et dans la colonne III.

② Une famille d'éléments

Énoncé

1. Rechercher l'élément magnésium dans la classification périodique.
2. A quelle famille appartient-il ?
3. Donner quelques propriétés de cette famille

Solution

1. L'élément magnésium est situé sur la 3^e ligne et dans la colonne II.
2. Il appartient à la famille des alcalino-terreux.
3. Voir la rubrique l'essentiel.

2. Indiquer leurs places dans le tableau de classification périodique.
3. Quels sont ceux qui ont les mêmes propriétés chimiques ?

9 La chlore a pour numéro atomique $Z = 17$. Quelle est sa place dans le tableau de classification périodique ?

- 10 1. Donner la structure électronique de chacun des atomes suivants :
 $H(Z=1)$; $He(Z=2)$; $Li(Z=3)$; $Be(Z=4)$; $B(Z=5)$; $C(Z=6)$; $N(Z=7)$;
 $O(Z=8)$; $F(Z=9)$; $Ne(Z=10)$; $Na(Z=11)$; $Mg(Z=12)$; $Al(Z=13)$;
 $Si(Z=14)$; $P(Z=15)$; $S(Z=16)$; $Cl(Z=17)$; $Ar(Z=18)$; $K(Z=19)$;
 $Ca(Z=20)$.
2. Placer chaque élément dans le tableau de classification ci-dessous.

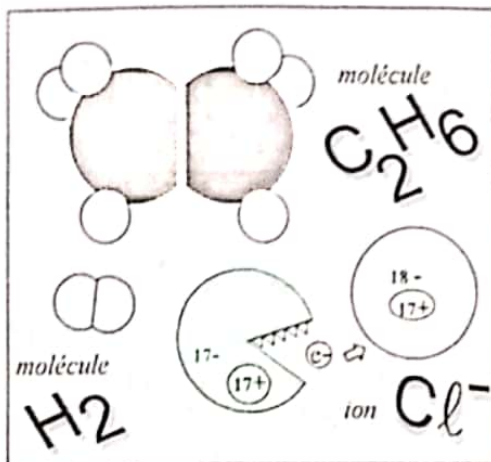
		Nombre d'électrons sur la dernière couche							
		1 e ⁻	2 e ⁻	3 e ⁻	4 e ⁻	5 e ⁻	6 e ⁻	7 e ⁻	Dernière couche saturée
Dernière couche	K								
	L								
	M								
	N								

3. Comment sont rangés les éléments sur une même ligne horizontale ?
4. Quelle remarque faites-vous sur les structures électroniques externes ?

11 Dans le tableau de classification périodique, l'élément azote est situé au dessus de l'élément phosphore. En déduire son numéro atomique.



4 IONS ET MOLÉCULES



OBJECTIFS

- ✓ Définir la liaison de covalence.
- ✓ Appliquer la règle de l'octet.
- ✓ Connaître les caractéristiques géométriques de quelques molécules.

L'ESSENTIEL

1. Liaison de covalence

La liaison de covalence entre deux atomes consiste en la mise en commun, par ces atomes, d'un doublet (ou paire) d'électrons de valence. Ce doublet d'électrons est appelé doublet liant.

- Chaque liaison, constituée d'un seul doublet liant est une liaison simple.
- Lorsque deux atomes partagent plusieurs doublets de liaison, on dit qu'ils forment des liaisons multiples.

2. Règle de l'octet

Lors des réactions chimiques, les atomes perdent ou gagnent des électrons afin d'acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche dans la classification périodique.

Ils ont alors 8 électrons périphériques (2 e^- pour les éléments proches de l'hélium).

Lorsqu'un atome perd ou gagne un ou plusieurs électrons, il se forme un ion monoatomique.

Quand l'ion est formé, l'élément obéit à la règle de l'octet.

3. Valence d'un atome

C'est le nombre de doublets liants qu'il est susceptible de former.

4. La molécule

La molécule est un édifice stable constitué de plusieurs atomes liés entre eux par des liaisons de covalence.

Sa géométrie est parfaitement déterminée.

EXERCICES RÉSOLUS

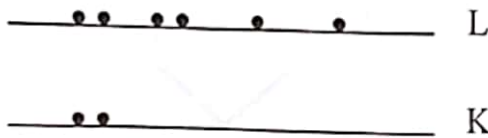
1 Formation des ions monoatomiques

Énoncé

Quels ions peuvent former ${}^{16}_8\text{O}$ et ${}^{24}_{12}\text{Mg}$?

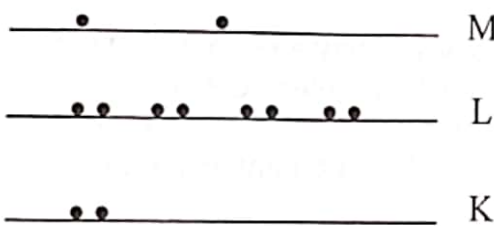
Solution

- La répartition électronique de l'atome d'oxygène (${}^{16}_8\text{O}$).



L'atome d'oxygène a 6e⁻ sur sa dernière couche. Il peut capter 2e⁻ et acquérir la structure électronique du néon (le gaz rare le plus proche). L'ion qu'il peut former est donc O²⁻ (ion oxyde).

- La répartition électronique de l'atome de Magnésium (${}^{24}_{12}\text{Mg}$).



L'atome de Magnésium a 2e⁻ sur sa dernière couche. Il peut perdre 2e⁻ et acquérir la structure électronique du néon (Z = 10). L'ion qu'il peut former est donc Mg²⁺ (ion magnésium).

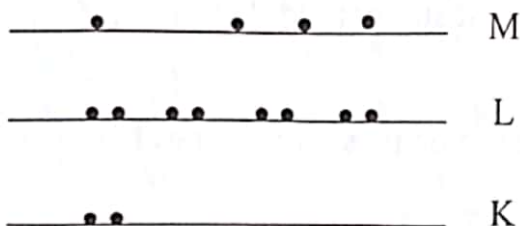
2 Comment déterminer la valence d'un atome ?

Énoncé

Combien de doublets liants pourraient former les éléments ${}^{28}_{14}\text{Si}$ et ${}^{31}_{15}\text{P}$?

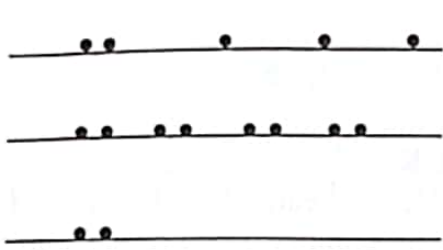
Solution

La répartition électronique de l'atome de silicium (Si)



L'atome de silicium a 4 électrons célibataires sur sa couche de valence. Il peut former 4 doublets liants. L'atome de silicium est tétravalent.

La répartition électronique de l'atome de phosphore (P)



- M L'atome de phosphore a 3 électrons célibataires sur sa couche de valence.
 L Il a donc la possibilité de former 3 doublets liants.
 K L'atome de phosphore est trivalent.

3 Formation des molécules

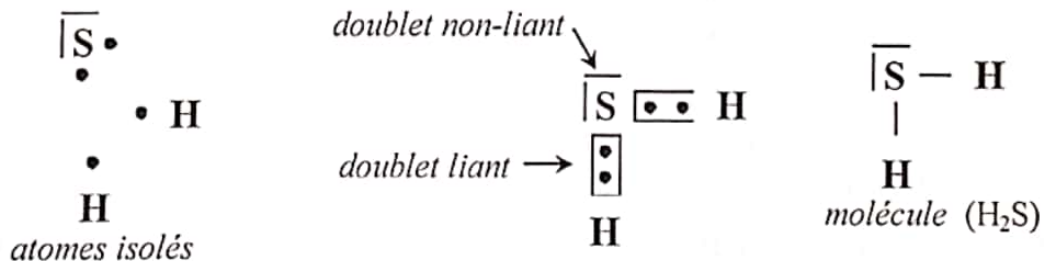
Énoncé

Écrire la formule de LEWIS de la molécule :

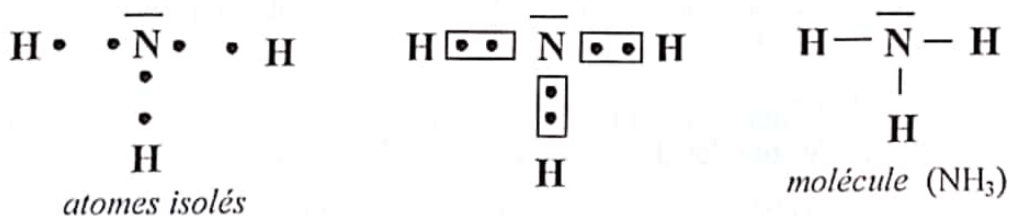
- de sulfure d'hydrogène formé d'un atome de soufre et d'atomes d'hydrogène.
- d'ammoniac formé d'un atome d'azote et d'atomes d'hydrogène.

Solution

- La représentation de LEWIS de la molécule se déduit de celles de soufre et d'hydrogène.



- La représentation de LEWIS de la molécule d'ammoniac se déduit de celle des atomes d'azote et d'hydrogène.



EXERCICE TOI

- 1 Répondre par vrai ou faux
 1. L'atome d'azote est monovalent.
 2. L'ion Na^+ a pour formule électronique $\text{K}^2 \text{L}^8$
 3. La représentation de LEWIS de la molécule d'eau est : $\text{H} - \overset{\text{---}}{\text{O}} - \text{H}$
 4. La molécule de dioxyde de carbone ne comporte pas de liaisons de covalence simples.

- 2 À partir de la structure électronique des atomes suivants, prévoir la formule de leurs ions : ${}^{39}_{19}\text{K}$; ${}^{27}_{13}\text{Al}$; ${}^7_3\text{Li}$

- 3
 1. Donner la représentation de LEWIS des atomes : H, C, F, P et Cl
 2. Utiliser ces représentations pour donner celles des molécules suivantes : Cl_2 ; HCl ; PH_3 ; CCl_4 ; C_2H_2

- 4 Les molécules de dioxyde de carbone et de méthanal (CH_2O) possèdent au moins une liaison covalente double. Écrire leur formule développée.

- 5
 1. À partir des formules électroniques des atomes d'oxygène et d'aluminium, prévoir la formule de leurs ions.
 2. En déduire la formule de l'oxyde d'aluminium, composé ionique.

- 6 L'élément silicium appartient à la famille du carbone et à la troisième période du tableau de classification périodique.
 1. Déterminer son numéro atomique. Donner la formule électronique de l'atome de silicium.
 2. Donner la représentation de Lewis de l'atome de silicium. En déduire celle de la molécule de silane SiH_4 .

- 7
 1. Prévoir la formule des ions que peuvent former ces atomes : Ba, Cl, S, O, Al, H.
 2. Donner la formule statistique des composés ioniques suivants : le chlorure de baryum, le sulfate d'aluminium, le chlorure d'ammonium, carbonate d'aluminium et le trichlorure d'aluminium

- 8 Lesquels de ces corps purs sont simples, lesquels sont composés ? C_2H_6 , ZnSO_4 , N_2 , O_3 , AgCl .

- 9 Le calcium et le magnésium brûlent dans le dioxygène. Il se forment des oxydes. Donner leurs formules.

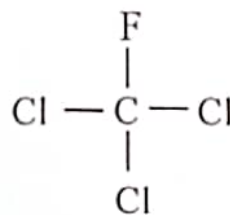
- 10 Compléter les schémas ci-dessous en représentant les doublets non liants.



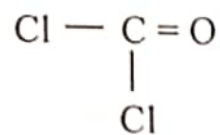
①



②



③



④



5 MOLE ET GRANDEURS MOLAIRES



Amedeo Avogadro 1776-1856

OBJECTIFS

- ✓ Définir la mole.
- ✓ Connaître la loi d'Avogadro-Ampère.
- ✓ Calculer les grandeurs molaires (masses molaires, volume molaire).

L'ESSENTIEL

1. Définition de la mole

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone.

2. Le nombre d'Avogadro

$$N = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Exemple : 1 mole de tomates = $6,02 \cdot 10^{23}$ tomates soit N tomates
Il existe des moles d'ions, d'atomes, de molécules, d'électrons.

3. La masse molaire

a- Masse molaire atomique

C'est la masse d'une mole d'atomes.

Exemples : $M_C = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_O = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Remarques : Les masses molaires atomiques sont indiquées dans le tableau de classification périodique.

b- Masse molaire moléculaire

C'est la masse d'une mole de molécules.

Exemple : dans une mole de molécule d'eau H_2O , il y a 1 mole d'atomes d'oxygène et 2 moles d'atomes d'hydrogène.

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \times (1) + 16 = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

c- Masse molaire d'un composé ionique

Elle se calcule comme si le composé était moléculaire.

$$\text{Exemple : } M_{\text{CaCl}_2} = M_{\text{Ca}} + 2M_{\text{Cl}} = 40,1 + 2 \times (35,5) = 111,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

4. Relation entre quantité de matière et masse

- Pour tous les corps pur quel que soit leur état

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

n : quantité de matière en mole (mol)

m : masse du corps en gramme (g)

M : masse molaire du corps en gramme par mole ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)

- Pour les gaz uniquement

$$n = \frac{v}{V_m}$$

n : quantité de matière en mole (mol)

v : volume du gaz en litre (L)

V_m : volume molaire en litre par mole ($\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$)

Dans les conditions normales de pression et de température (C.N.T.P.)
($\theta = 0^\circ\text{C}$; $P = 1 \text{ bar}$), $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

5. Masse molaire et densité d'un gaz

La densité d'un gaz se définit par rapport à l'air.

$$d = \frac{M}{29}$$

la densité est une grandeur sans unité.

EXERCICES RÉSOUS

1 Calcul des masses molaires

Énoncé

Calculer les masses molaires des corps suivants : C_4H_{10} ; $C_{16}H_{14}N_2$; $Cr_2O_7^{2-}$

Solution

- Le butane : C_4H_{10}
 $M_{C_4H_{10}} = 4.M_C + 10.M_H = (4 \times 12) + (10 \times 1)$
 $M_{C_4H_{10}} = 58 \text{ g.mol}^{-1}$
- La nicotine : $C_{16}H_{14}N_2$
 $M_{C_{16}H_{14}N_2} = 16.M_C + 14.M_H + 2.M_N = (16 \times 12) + (14 \times 1) + (2 \times 14)$
 $M_{C_{16}H_{14}N_2} = 234 \text{ g.mol}^{-1}$
- L'ion dichromate $Cr_2O_7^{2-}$
 $M_{Cr_2O_7^{2-}} = 2.M_{Cr} + 7.M_O = (2 \times 52) + (7 \times 16)$
 $M_{Cr_2O_7^{2-}} = 216 \text{ g.mol}^{-1}$

2 Calcul de la quantité de matière d'un corps.

Énoncé

Calculer la quantité de matière contenue dans :

- 1 mg d'argent ;
- 1,5 L d'eau ;
- 0,5 L de méthane pris dans les conditions normales (C.N.T.P.).

Solution

- Calcul de la quantité de matière d'argent

$$n_{Ag} = \frac{m_{Ag}}{M_{Ag}} = \frac{10^{-3}}{107,9} = 9,27 \cdot 10^{-6} \text{ mol.}$$

- Quantité de matière d'eau

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} \quad \text{avec } M_{H_2O} = 2M_H + M_O = (2 \times 1) + 16 = 18 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$1,5 \text{ L d'eau a une masse de } 1,5 \text{ kg d'où } n_{H_2O} = \frac{1500}{18} = 83,3 \text{ mol.}$$

- Quantité de matière de méthane : $n_{CH_4} = \frac{V_{CH_4}}{V_m} = \frac{0,5}{22,4} = 0,02 \text{ mol.}$

EXERCICE-TOI

- 1 Quelle est la charge de 2 moles de protons ?
- 2 Un enfant compte 2 grains de café en 1 seconde.
Combien de temps lui faudra-t-il pour compter une mole de grains de café? Exprimer ce temps en années.
- 3 Calculer les masses molaires des corps suivants :
 - Le carbonate de potassium K_2CO_3
 - Le nitrate d'ammonium NH_4NO_3
 - L'acide sulfurique H_2SO_4
 - Le benzène C_6H_6
 - Le sulfate de cuivre hydraté $CuSO_4 \cdot 6H_2O$
 - L'ion cuivre hydraté : $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$
 - L'ion diamine argent : $[Ag(NH_3)_2]^+$
- 4 Calculer la masse de :
 - 1,5 mole d'eau
 - 2 mole de dioxyde de carbone
 - 10^{-3} mole de carbonate de calcium
 - 1/8 mole de dichlore
- 5 Calculer le volume (C.N.T.P) de :
 - 1/4 mole de diazote
 - 0,5 mole de néon
 - 3 mole d'éthane
 - 10^{-2} mole de chlorure d'hydrogène
- 6 Compléter le tableau suivant :

Corps gazeux	m (g)	n (mol)	V(cm ³) (CNTP)
O ₂	1,5 g		
CO ₂			50 cm ³
CH ₄		$6 \cdot 10^{-2}$	
SO ₂			10 m ³

- 7 Calculez le pourcentage massique
 - a. de l'oxygène dans l'oxyde de calcium CaO
 - b. de l'hydrogène dans l'eau
 - c. du fer dans le sulfure de fer FeS
 - d. d'azote dans l'urée $CO(NH_2)_2$

- 8 Un alcane de formule générale C_nH_{2n+2} a pour densité 1,03
1. En déduire la masse molaire de l'alcane puis sa formule chimique
 2. Calculer les pourcentages massiques des 2 éléments qui le composent.
- 9 Un corps pur composé de masse 51 g contient 48g de soufre et 3g d'hydrogène.
Donne la formule la plus simple de ce corps.
- 10 La tête d'une aiguille a une masse d'environ 8,4 mg.
Combien y a-t-il de moles d'atomes de fer dans cette tête d'aiguille ?
Combien y a-t-il d'atomes de fer ?
- 11 Compléter le tableau suivant :

Formule	nom	M (g.mol ⁻¹)	Masse m (kg)	Quantité de matière n (mol)
NH ₃				0,2
	dibrome		10	
NO ₃ ⁻				
Fe ²⁺				
	dioxyde d'azote		0,2	



6

ÉQUATION-BILAN D'UNE REACTION CHIMIQUE



Laurent Antoine Lavoisier

OBJECTIFS

- ✓ Écrire l'équation-bilan d'une réaction chimique.
- ✓ Déterminer les quantités de matières mis en jeu dans une réaction chimique.

L'ESSENTIEL

1. Qu'est ce qu'une réaction chimique ?

Une réaction chimique est un réarrangement d'atomes.

Conséquence : au cours d'une réaction chimique les éléments se conservent.

2. Écriture de l'équation - bilan d'une réaction chimique

a- Écrire les formules des réactifs et des produits.

b- Appliquer la loi de conservation des éléments.

c- Éventuellement, appliquer la loi de conservation de la charge électrique totale (lorsque des ions interviennent).

3. La loi de Lavoisier

Au cours d'une réaction chimique, la masse des réactifs disparus est égale à la masse des produits formés.

$a) \rightarrow [$
 $a) \rightarrow [$
 $a) \rightarrow [$

EXERCICES RÉSOUS

1) Comment équilibrer une équation-bilan ?

Énoncé

Équilibrer les équations des réactions chimiques suivantes :

- $Al + S \rightarrow Al_2S_3$
- $Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$
- $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

Solution

- a. Conservation de l'élément aluminium : $2 Al + S \rightarrow Al_2S_3$
 Conservation de l'élément soufre : $2 Al + 3 S \rightarrow Al_2S_3$
 L'équation-bilan équilibrée est : $2 Al + 3 S \rightarrow Al_2S_3$

- b. Conservation de l'élément fer : $2 Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$
 Conservation de l'élément oxygène : $2 Fe + 3/2 O_2 \rightarrow Fe_2O_3$
 L'équation-bilan équilibrée : $2 Fe + 3/2 O_2 \rightarrow Fe_2O_3$
 ou $4 Fe + 3 O_2 \rightarrow 2 Fe_2O_3$

- c. Conservation de l'élément carbone : $C_3H_8 + O_2 \rightarrow 3 CO_2 + H_2O$
 Conservation de l'élément hydrogène : $C_3H_8 + O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$
 Conservation de l'élément oxygène : $C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$
 L'équation bilan équilibrée : $C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$

2) Étude quantitative d'une réaction chimique.

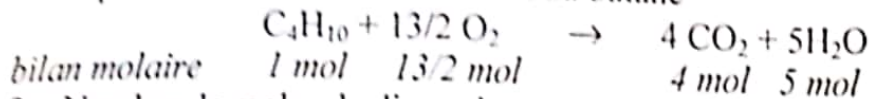
Énoncé 1

Le butane brûle dans le dioxygène en donnant du dioxyde de carbone et de l'eau.

- Écrire l'équation bilan de la réaction. Faire le bilan en quantité de matière.
- Combien faut-il de moles de dioxygène pour brûler totalement $3 \cdot 10^{-2}$ mol de butane.
- Quel est le volume de dioxygène correspondant pris dans les conditions normales de pression et de température.

Solution

1. Équation bilan de la combustion du butane



2. Nombre de moles de dioxygène

D'après le bilan molaire :

$$n_{\text{O}_2} = 13/2 n_{\text{C}_4\text{H}_{10}}$$

$$\text{A.N : } n_{\text{O}_2} = 13/2 \times 3 \cdot 10^{-2} = 19,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Pour brûler totalement $3 \cdot 10^{-2}$ mol de butane, il faut $19,5 \cdot 10^{-2}$ mol d'oxygène.

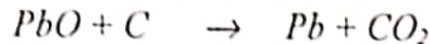
3. Volume de dioxygène correspondant

$$V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \cdot V_m$$

$$\text{A.N : } V_{\text{O}_2} = 19,5 \cdot 10^{-2} \times 22,4 = 4,37 \text{ L}$$

Énoncé 2

Équilibrer l'équation bilan de la réaction chimique suivante :

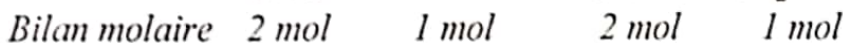
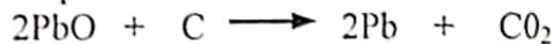


Quelle masse d'oxyde de plomb faut-il faire réagir si l'on veut obtenir :

- 30 g de dioxyde de carbone ,
- 1 mol de plomb (Pb) ,
- 30 L de dioxyde de carbone pris dans les conditions normales de température et de pression.

Solution

L'équation bilan équilibrée s'écrit :



1. Calcul de la masse d'oxyde de plomb

$$m_{\text{PbO}} = n_{\text{PbO}} \times M_{\text{PbO}}$$

or d'après le bilan molaire

$$n_{\text{PbO}} = 2n_{\text{CO}_2} = 2 \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}}$$

$$\text{AN : } M_{\text{CO}_2} = M_{\text{C}} + 2M_{\text{O}} = 12 + (2 \times 16) = 44 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{PbO}} = M_{\text{Pb}} + M_{\text{O}} = 242 + 16 = 258 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{PbO}} = \frac{2 \times 30}{44} = 1,36 \text{ mol}$$

$$m_{\text{PbO}} = 1,36 \times 258 = 351 \text{ g}$$

2. Calcul de la masse d'oxyde de plomb

$$m_{\text{PbO}} = n_{\text{PbO}} \times M_{\text{PbO}} ; \text{ or d'après le bilan molaire}$$

$$n_{\text{PbO}} = n_{\text{Pb}} = 1 \text{ mol}$$

$$\text{AN : } m_{\text{PbO}} = 1 \times 258 = 258 \text{ g}$$

3. Calcul de la masse d'oxyde de plomb

$$m_{\text{PbO}} = n_{\text{PbO}} \times M_{\text{PbO}}$$

or d'après le bilan molaire

$$n_{\text{PbO}} = 2n_{\text{CO}_2} = 2 \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_m}$$

$$\text{AN : } n_{\text{PbO}} = 2 \times \frac{30}{22,4} = 2,68 \text{ mol}$$

$$m_{\text{PbO}} = 2,68 \times 258 = 691 \text{ g}$$

EXERCICE-TOI

- 1
1. $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
 2. $\text{Br}_2 + \text{Al} \rightarrow \text{AlBr}_3$
 3. $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$
 4. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 5. $\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
 6. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Cr}$

2 Répondre par vrai ou faux

1. La masse molaire du dioxygène est $24 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
2. Le volume molaire "normal" est $22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$
3. Le nombre d'Avogadro vaut $6,02 \cdot 10^{19}$
4. La combustion du soufre dans l'air donne du dioxyde de soufre et de l'eau.

3 On chauffe un mélange de 4g de fleur de soufre et 5 g de poudre de fer. Quelle masse de sulfure de fer obtient-on ?

4 La petite bouteille de gaz domestique contient 7,5 kg de butane.

1. Quels sont les produits de la combustion du butane dans le dioxygène ?
2. Écrire l'équation bilan de la réaction.
3. Calculer la masse de dioxygène nécessaire pour faire brûler entièrement le butane.
4. Déterminer le volume de dioxygène correspondant, mesuré dans les conditions normales de pression et de température.

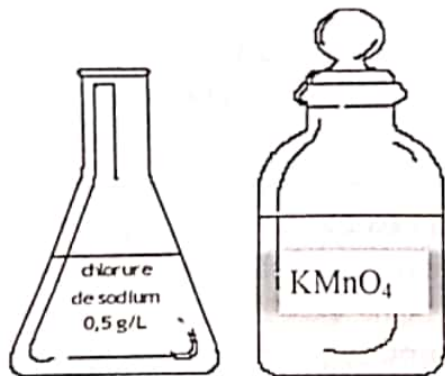
5 On brûle 8,5 g de soufre dans un flacon renfermant 3 L de dioxygène. Il se forme du dioxyde de soufre.

1. Écrire l'équation bilan de la réaction
2. Y a-t-il un réactif en excès ? Si oui lequel ? Déterminer la masse restante.
3. Quelle est la quantité de produit formé ? Quelle est sa masse ?

- 6 Certaines lampes flash utilisent la combustion du magnésium dans le dioxygène. La réaction produit alors de la magnésie MgO .
1. Écrire l'équation bilan de la réaction.
 2. Quel est le volume de dioxygène (CNTP) si la combustion produit 2g de magnésie ?
- 7 Les éclairs fertilisent le sol ; en effet lors de ces énormes décharges électriques, le dioxygène et le diazote de l'air situés sur le trajet de l'éclair réagissent entre eux. Il se forme du dioxyde d'azote qui intervient dans la fertilisation du sol.
1. Écrire l'équation bilan de la réaction décrite
 2. Calculer la masse de diazote nécessaire pour produire 1 kg de dioxyde d'azote.
- 8 La fermentation des jus sucrés en milieu anaérobie, en présence d'organismes vivants donne de l'éthanol (C_2H_5OH) et du dioxyde de carbone.
1. Écrire l'équation bilan de la réaction.
 2. Calculer la quantité de matière d'alcool obtenu après transformation de 180 g de glucose ($C_6H_{12}O_6$).
 3. Calculer le volume du dioxyde de carbone dégagé.
- 9 Le chauffage du calcaire $CaCO_3$ provoque sa décomposition en dioxyde de carbone et oxyde de calcium qui est un solide blanc, de formule CaO .
Quelle masse d'oxyde de calcium obtient-on à partir de 40 g de calcaire ?
Quel est le volume de dioxyde de carbone dégagé si le volume molaire dans les conditions de l'expérience est de 25 L.
- 10 La combustion complète d'un hydrocarbure de formule brute $C_{10}H_{16}$ donne dioxyde de carbone et de l'eau.
1. Écrire l'équation-bilan de cette réaction.
 2. Calculer le volume de dioxygène nécessaire, mesuré dans les conditions normales de température et de pression pour réaliser la combustion complète de 6,8 g de cet hydrocarbure ?
Données : $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.



7 SOLUTIONS AQUEUSES IONIQUES



OBJECTIFS

- ✓ Comprendre les propriétés du chlorure de sodium.
- ✓ Calculer la concentration molaire volumique d'une espèce chimique dans un solution.
- ✓ Expliquer l'électrolyse de la solution de chlorure de sodium.
- ✓ Caractériser quelques ions.

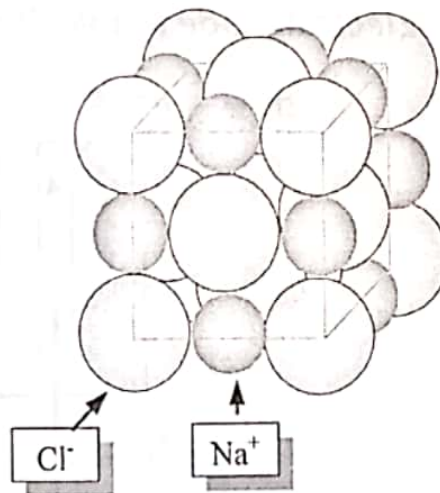
L'ESSENTIEL

1. Le chlorure de sodium

◆ Sa structure

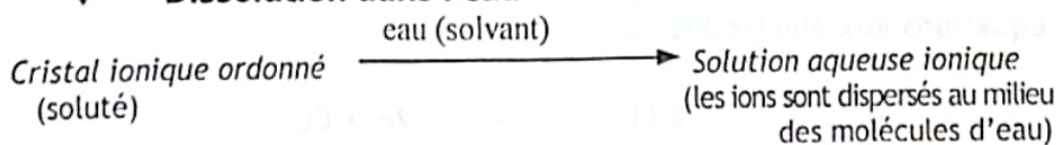
Le cristal de chlorure de sodium est constitué d'ions sodium Na^+ et d'ions chlorures Cl^- disposés alternativement dans un édifice cubique, électriquement neutre appelée maille.

Chaque ion Na^+ est entouré de six ions Cl^- et chaque ion Cl^- est entouré de six ions Na^+ .



2. Les solutions aqueuses ioniques

◆ Dissolution dans l'eau



♦ Bilan thermique

La dissolution d'un cristal résulte de la dislocation du cristal et de l'hydratation des ions obtenus. La dislocation est endothermique et l'hydratation des ions est exothermique.

La dissolution d'un cristal peut être globalement exothermique si l'hydratation l'emporte ou endothermique si la dislocation l'emporte. Si ces deux phénomènes se compensent, la dissolution est dite athermique.

♦ La solubilité

C'est la masse maximale de soluté que l'on peut dissoudre dans un litre d'eau à une température donnée. Elle s'exprime en g/L pour les solides et les liquides et L/L pour les gaz.

♦ La concentration massique d'une solution

C'est la masse de soluté dissoute dans un litre de solution. Elle s'exprime en g/L.

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

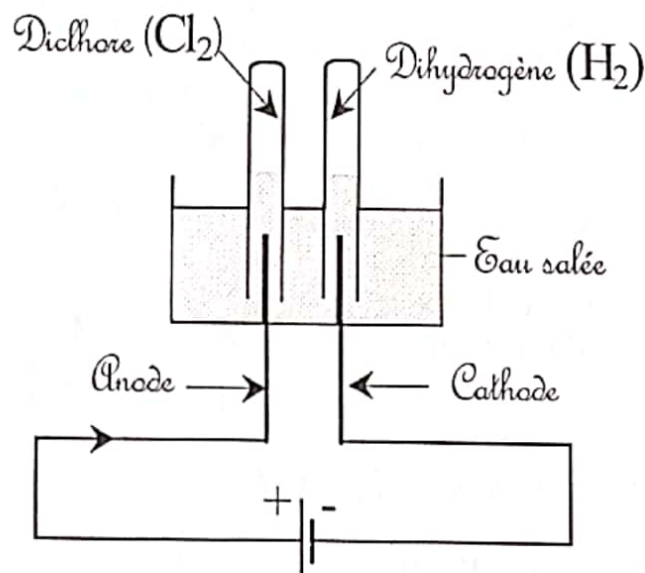
- m : masse de soluté en g
- V : volume de la solution en L
- t : concentration massique en g/L

♦ Concentrations molaires volumiques

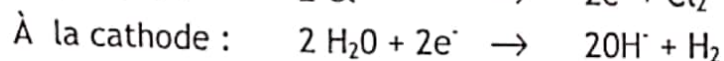
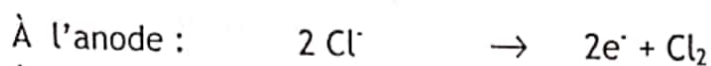
$$C_A = [A] = \frac{n_A}{V}$$

- n_A : quantité de matière de soluté A dissous. en mol
- V : volume de la solution en L
- C_A : concentration molaire volumique en mol/L

3. Électrolyse de la solution aqueuse de chlorure de sodium



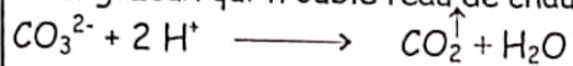
Équations aux électrodes



4. Caractérisation de quelques ions

Cations Réactifs	Ag ⁺ argent	Ba ²⁺ baryum	Fe ²⁺ fer IIx	Fe ³⁺ fer III	Cu ²⁺ cuivre II	Zn ²⁺ Zinc II
Cl ⁻ Chlorure	Précipité blanc AgCl qui noircit à la lumière					
OH ⁻ Hydroxyde			Précipité vert Fe(OH) ₂	Précipité rouille Fe(OH) ₃	Précipité bleu Cu(OH) ₂	Précipité blanc Zn(OH) ₂ soluble dans un excès d'ammoniaque
SO ₄ ²⁻ Hydroxyde		Précipité blanc BaSO ₄				

Remarque: L'ion carbonate produit en présence d'acide, un dégagement gazeux qui trouble l'eau de chaux (dioxyde de carbone).



EXERCICES RÉSOUS

- ① Comment calculer la concentration d'un ion en solution ?

Énoncé

On dissout 16 g de sulfate de cuivre hydraté de formule globale ($\text{CuSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) dans 100 cm^3 d'eau sans variation de volume.

1. Écrire l'équation de dissolution.
2. Quels sont les ions présents dans la solution ?
3. Calculer leur concentration molaire.

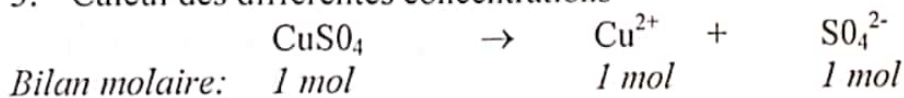
Solution

1. Équation de la dissolution

$$\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$$
2. Les ions présents dans la solution :
 Cu^{2+} : ion cuivre II
 SO_4^{2-} : ion sulfate

Remarque : En réalité, s'ajoutent à ces ions, ceux issus de l'eau (H_3O^+ ion hydronium, OH^- ion hydroxyde). On n'en tiendra pas compte.

3. Calcul des différentes concentrations



$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{V} = \frac{n_{\text{CuSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}}{V} \text{ puisque } n_{\text{Cu}^{2+}} = n_{\text{CuSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} \text{ d'après le bilan molaire}$$

$$\text{et comme } n_{\text{CuSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{CuSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{CuSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{m_{\text{CuSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}}{V \cdot M_{\text{CuSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}}$$

$$\text{AN : } \begin{aligned} M_{\text{CuSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} &= M_{\text{Cu}} + M_{\text{S}} + 10M_{\text{O}} + 12M_{\text{H}} \\ M_{\text{CuSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} &= 63,5 + 32 + (10 \times 16) + (12 \times 1) = 267,5 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = \frac{16}{267,5} = 0,06 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = 0,06 \text{ mol}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{0,06}{0,1} \text{ mol.L}^{-1}$$

De même $[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n_{\text{SO}_4^{2-}}}{V}$ or $n_{\text{SO}_4^{2-}} = n_{\text{CuSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}$ d'après le bilan molaire.

D'où : $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,6 \text{ mol.L}^{-1}$

2

Comment calculer la concentration d'un ion dans un mélange de solutions ?

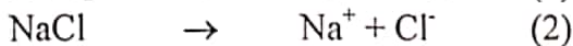
Énoncé

On mélange $V_1 = 100 \text{ cm}^3$ d'une solution aqueuse de concentration $C_1 = 0,1 \text{ mol/L}$ de chlorure de calcium et $V_2 = 200 \text{ cm}^3$ d'une solution aqueuse de chlorure de sodium de concentration $C_2 = 0,2 \text{ mol/L}$.

1. Écrire les équations de dissolution.
2. Quels sont les ions présents dans le mélange ?
3. Calculer leurs concentrations.

Solution

1. Les équations de dissolution



2. Les ions présents dans le mélange

Na^+ : ion sodium ; Ca^{2+} : ion calcium et Cl^- : ion chlorure

3. Calcul des différentes concentrations

$$[\text{Na}^+] = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V_1 + V_2}$$

D'après l'équation (2), $n_{\text{Na}^+} = n_{\text{NaCl}}$

$n_{\text{NaCl}} = C_2 \times V_2$ par conséquent,

$$[\text{Na}^+] = \frac{C_2 \times V_2}{V_1 + V_2}$$

$$\text{AN : } [\text{Na}^+] = \frac{0,2 \times 0,2}{0,1 + 0,2} = 0,13$$

$$[\text{Na}^+] = 0,13 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{n_{\text{Ca}^{2+}}}{V_1 + V_2} \text{ avec } n_{\text{Ca}^{2+}} = n_{\text{CaCl}_2} \text{ (équation (1))}$$

or $n_{\text{CaCl}_2} = C_1 \times V_1$

$$\text{D'où : } [\text{Ca}^{2+}] = \frac{C_1 \times V_1}{V_1 + V_2}$$

$$\text{AN : } [\text{Ca}^{2+}] = \frac{0,1 \times 0,1}{0,1 + 0,2} = 0,03$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 0,03 \text{ mol.L}^{-1}$$

- Les ions Cl^- sont apportés par les deux solutions

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V_1 + V_2} \text{ avec } n_{\text{Cl}^-} = n_{\text{NaCl}} + 2n_{\text{CaCl}_2}$$

$$n_{\text{Cl}^-} = C_2 \times V_2 + 2 \times C_1 \times V_1$$

$$\text{AN : } n_{\text{Cl}^-} = 4 \cdot 10^{-2} + 2 \cdot 10^{-2} = 6 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{6 \cdot 10^{-2}}{0,3} = 0,2 \quad [\text{Cl}^-] = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$$

EXERCICE-TOI

1 Vrai ou Faux

1. Dans un cristal de chlorure de sodium, chaque ion Na^+ est entouré de deux ions Cl^- .
2. Le chlorure de sodium solide n'est pas conducteur d'électricité.
3. L'hydratation des ions est un phénomène endothermique.
4. L'eau ne joue aucun rôle dans les électrolyses.
5. Le chlorure d'argent est un composé blanc qui noircit à la lumière.

2 En respectant la neutralité électrique, écrire correctement la formule des composés ioniques suivants :

1. Nitrate de cuivre II
2. Carbonate d'aluminium
3. Sulfate de fer III.
4. Fluorure de calcium.
5. Phosphate d'ammonium.

3 Donner les noms des composés ioniques suivants, puis écrire la formule des ions qui les constituent : BaO ; AgBr ; FeS ; $\text{Mg}(\text{OH})_2$, FeSO_4 ; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

4 La solubilité du dichlore dans l'eau est 2,6 L/L à 20°C. Calculer la concentration molaire du dichlore dans une solution saturée. On donne : $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

5 Sur l'étiquette d'une bouteille d'eau minérale (AWA) on peut lire :

Anions (mg/L)	Cations (mg/L)
Nitrate 0,0	Calcium 56,7
Chlorure 8,7	Magnésium 2,7
Sulfate 8,6	Potassium 4,3
Hydrogénocarbonate 216	Sodium 21,5

1. Indiquer les noms et les formules des ions présents dans l'eau AWA.
2. Calculer leurs concentrations molaires.

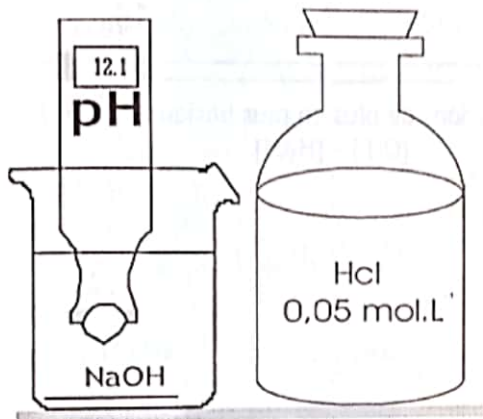
6 Quelle masse de dichromate de potassium faut-il dissoudre dans 1/4 litre d'eau pour préparer une solution telle que la concentration molaire des ions dichromate soit $10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

- 7 On mélange $m_1 = 6\text{g}$ de chlorure de cuivre II et $m_2 = 6\text{g}$ de chlorure d'aluminium dans 500 ml d'eau.
1. Écrire les équations de dissolution.
 2. Quels sont les ions présents dans la solution ?
 3. Calculer leurs concentrations molaires.
- 8 Quelle masse de sulfate de fer II hydrate ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) faut-il dissoudre dans 500 ml d'eau pour obtenir une concentration molaire $C = 0,2\text{ mol/L}$?
- 9 On électrolyse une solution de chlorure de sodium.
1. Calculer les concentrations molaires des ions présents dans $v = 180\text{ mL}$ de la solution de chlorure de sodium de concentration molaire $C = 10^{-1}\text{ mol.L}^{-1}$.
 2. Écrire les équations des réactions qui se produisent sur les électrodes.
 3. Lorsqu'on arrête l'électrolyse la concentration de la solution en ions chlorures vaut $C' = 7 \cdot 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$. Calculer le nombre de moles de dichlore formé.
- 10 On réalise des tests sur une solution incolore inconnue A :
1. Une solution de nitrate d'argent donne un précipité blanc qui noircit à la lumière.
 2. Une solution de chlorure de baryum donne un précipité blanc qui ne noircit pas à la lumière.
 3. Une solution de sulfate de cuivre ne donne aucun précipité.
 4. Une solution d'hydroxyde de sodium donne un précipité blanc qui se dissout dans un excès de soude ou un excès d'ammoniaque.
- Déterminer les ions présents dans la solution A.
- 11 Une solution aqueuse ionique B réagit avec l'hydroxyde de sodium (NaOH). Il se forme un précipité bleu. Elle réagit également avec le nitrate d'argent (AgNO_3) pour donner un précipité blanc qui noircit à la lumière. Avec le chlorure de baryum (BaCl_2), il ne se passe rien.
1. Quels sont les ions identifiés ?
 2. En déduire le nom de la solution B.
 3. Donner le nom du composé ionique B.
- 12 On dissout 25 g de cristaux de soude (NaOH) dans 500 mL d'eau.
1. Écrire l'équation de dissolution.
 2. Donner les noms des ions présents en solution.
 3. Calculer leur concentration molaire.



8

SOLUTIONS ACIDES ET BASIQUES - MESURE DE pH



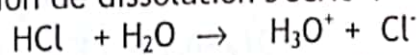
OBJECTIFS

- ✓ Connaître les propriétés d'une solution acide et d'une solution basique.
- ✓ Déterminer le pH connaissant la concentration en ion H_3O^+ et réciproquement.
- ✓ Connaître les domaines de pH des solutions acides et basiques.

L'ESSENTIEL

1. La solution d'acide chlorhydrique

Elle est obtenue par dissolution du gaz chlorure d'hydrogène (HCl) dont l'équation de dissolution s'écrit :

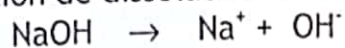


Les propriétés acides d'une solution sont dues aux ions H_3O^+ .

2. La solution d'hydroxyde de sodium

Elle est obtenue par dissolution des pastilles blanches d'hydroxyde de sodium (NaOH) dans l'eau.

L'équation de dissolution s'écrit :



Les propriétés basiques d'une solution sont dues aux ions OH^- .

3. Notion de pH

◆ Définition

Le pH mesure l'acidité d'une solution.

Pour des solutions diluées ($C < 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$).

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ mol.L}^{-1}$$

EXERCICES RÉSOLUS

1 Concentration des ions présents dans les solutions d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium.

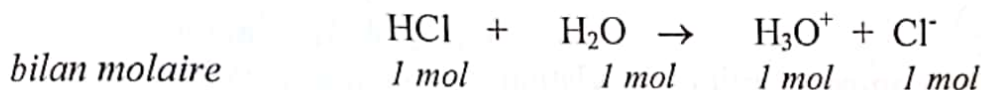
Énoncé 1

On dissout 1 cm^3 de chlorure d'hydrogène dans 2 litres d'eau.
On donne $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1. Écrire l'équation de dissolution.
2. Calculer les concentrations molaires des ions H_3O^+ et Cl^- dans la solution.

Solution

1. Equation de dissolution



2. Calcul des différentes concentrations

D'après le bilan molaire $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{Cl}^-} = n_{\text{HCl}}$

$$\text{D'où } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = C_{\text{HCl}} \text{ avec } n_{\text{HCl}} = \frac{V_{\text{HCl}}}{V_m}$$

$$\text{AN : } n_{\text{HCl}} = \frac{10^{-3}}{24} = 4,16 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = \frac{4,16 \times 10^{-5}}{2}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = 2,08 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

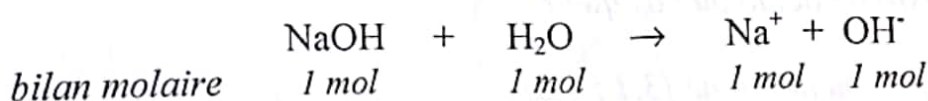
Énoncé 2

On dissout 12 g d'hydroxyde de sodium cristallisé dans 1 L d'eau.

1. Écrire l'équation de dissolution.
2. Calculer leur concentrations molaires des ions Na^+ et OH^- dans la solution.

Solution

1. Équation de dissolution



2. Calcul des différentes concentrations

D'après le bilan molaire $n_{\text{Na}^+} = n_{\text{OH}^-} = n_{\text{NaOH}}$

D'où $[\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = C_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V}$ avec $n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}}$

AN : $M_{\text{NaOH}} = M_{\text{Na}} + M_{\text{O}} + M_{\text{H}} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{12}{40} = 0,3 \text{ mol}$$

$$[\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = \frac{0,3}{1} = 0,3 \text{ mol.L}^{-1}$$

2 Détermination du pH

Énoncé

Déterminer le pH d'une solution d'acide chlorhydrique dont la concentration en ion hydronium est de $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$.

Solution

Le pH est déterminé à partir de la relation :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,01 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

d'où le $\text{pH} = 2$

3 Solution acide, solution basique.

Énoncé 1

A 25°C , le pH d'une solution est égal à 13.

Est-elle acide ou basique ?

Solution

$\text{pH} = 13$ donc $\text{pH} > 7$ à 25°C

La solution est basique.

Énoncé 2

A 25°C , une solution X laisse incolore la phénolphtaléine, fait virer au jaune le bleu de bromothymol et au rouge l'hélianthine.

Que peut-on dire du pH de cette solution ?

La solution est-elle acide ou basique ?

Données :

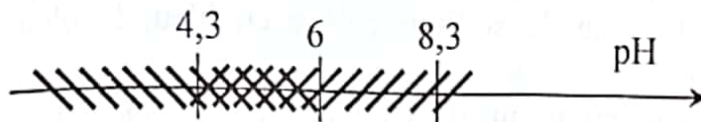
Zone de virage : hélianthine $[3,1 ; 4,3]$

bleu de bromothymol $[6 ; 8]$

phénolphtaléine $[8,3 ; 10]$

Solution

La phénolphtaléine est incolore donc $\text{pH} < 8,3$.
Le bleu de bromothymol est jaune donc $\text{pH} < 6$.
L'hélianthine est jaune donc $\text{pH} > 4,3$.
Utilisons un axe des pH :



Le pH de la solution est compris entre 4,3 et 6
 $\text{pH} < 7$, la solution X est acide.

Énoncé 3

Une solution incolore à un pH égal à 10,4.

1. Quelle couleur prend t-elle lorsqu'on y ajoute quelques gouttes d'hélianthine ? de bleu de bromothymol ? de phénolphtaléine ?
2. Lesquels de ces trois indicateurs colorés permettent de vérifier que la solution est basique ?

Solution

1.

Indicateurs colorés	Couleur prise par la solution
Hélianthine	jaune
Bleu de bromothymol	bleu
Phénolphtaléine	rose

2. Le bleu de bromothymol est bleu si le pH est supérieur à 7,6
La phénolphtaléine est rose si le pH est supérieur à 10.
Dans ces deux cas la solution est basique.
Ces deux indicateurs permettent de vérifier que la solution est basique.

EXERCICE-TOI

1 Vrai ou Faux

1. Le chlorure d'hydrogène est liquide à 25°C.
2. Les propriétés acides d'une solution sont dues à l'ion H_3O^+ .
3. Une solution d'hydroxyde de sodium colore en bleu, le bleu de bromothymol.
4. Une solution acide contient moins d'ions H_3O^+ que d'ions OH^- .
5. Toute solution aqueuse contient des ions hydronium et des ions hydroxydes.

2 A 20°C, on dissout sans variation de volume, 475 L de chlorure d'hydrogène dans 1 litre d'eau.

1. Écrire l'équation de dissolution.
2. Calculer les concentrations molaires des ions H_3O^+ et Cl^-
On donne $V_m = 24 \text{ L/mol}$.

3 Calculer le pH de la solution d'acide chlorhydrique dont les concentrations sont les suivantes :

1. $C = 0,01 \text{ mol/L}$
2. $C = 0,001 \text{ mol/L}$

4 On dissout 8 g d'hydroxyde de sodium dans 5 L d'eau.

1. Quels sont les ions présents dans la solution obtenue ?
2. Calculer leurs concentrations.
3. Si on ajoute quelques gouttes d'hélianthine dans la solution obtenue, quelle est sa couleur ?

5 Quelle masse d'hydroxyde de sodium doit-on dissoudre dans l'eau pour obtenir 200 ml d'une solution de soude de concentration $C = 0,1 \text{ mol/L}$?

6 Voici les pH de quelques solutions :

Eau citronnée	: pH = 4
Eau de javel	: pH = 11
Eau de mer	: pH = 8
Vinaigre	: pH = 3

1. Quelle est la solution la plus acide ?
Quelle est la solution la plus basique ?
2. a) Si on ajoute quelques gouttes de bleu de bromothymol dans l'eau de javel, ?
b) Si on ajoute quelques gouttes de bleu de bromothymol dans l'eau citronnée, quelle couleur prend-elle ?

- 7 On veut préparer 1 litre d'une solution d'acide chlorhydrique décimolaire à partir d'une solution commerciale à 10 moles par litre. Que faut-il faire ?
- 8 On mélange 20 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique de $\text{pH} = 2$ et 10 cm^3 d'une solution de chlorure de sodium de concentration $0,1 \text{ mol/L}$. Calculer les concentrations des ions Na^+ , H_3O^+ et Cl^- dans le mélange.
- 9 On fait agir 30 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire 1 mol/L sur de la grenaille de zinc en excès.
1. Quel gaz recueille t-on ? Comment l'identifier ? Calculer son volume.
 2. Après filtration et évaporation de la solution obtenue, on obtient un solide. Quel est ce solide ? Calculer sa masse.
- 10 Un produit utilisé pour déboucher les éviers contient "en masse" 20% d'hydroxyde de sodium.
1. Quelles sont les précautions à prendre avec ce produit ?
 2. Le produit contenu dans le flacon a une masse de 500 g . Calculer la masse d'hydroxyde de sodium présente dans le flacon.



9

DOSAGE ACIDE-BASE



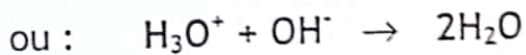
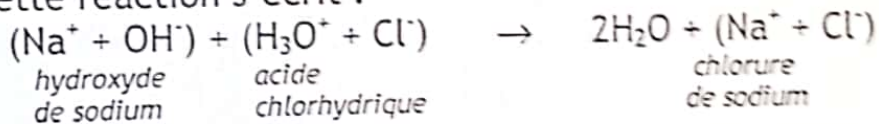
OBJECTIFS

- ✓ Connaître les caractéristiques d'une réaction entre l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium.
- ✓ Utiliser l'équivalence acido-basique pour déterminer la concentration d'une solution.

L'ESSENTIEL

1. Action d'une solution d'hydroxyde de sodium (ou soude) sur l'acide chlorhydrique

Cette réaction s'écrit :



Cette une réaction exothermique et totale.

2. Étude quantitative d'une réaction acido-basique

Solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_b



Solution d'acide chlorhydrique de concentration C_a de volume V_a
+ 3 gouttes de bleu de bromothymol



À l'aide de la burette, versons progressivement la soude dans la solution d'acide chlorhydrique. L'équivalence est obtenue lorsque la quantité d'ions OH^- ajoutés est égale à la quantité d'ions H_3O^+ initialement présents dans le bécher :

n_{OH^-} ajoutés = $n_{\text{H}_3\text{O}^+}$ initialement présents.

$$C_b V_b = C_a V_a$$

Le changement de teinte de l'indicateur coloré à l'équivalence permet de déterminer V_b .

EXERCICES RÉSOLUS

① Étude quantitative d'une réaction acido-basique, relation d'équivalence.

Énoncé

On mélange un volume $V_a = 10 \text{ mL}$ de solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_a = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ avec $V_b = 15 \text{ mL}$ de solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Le mélange obtenu est-il acide ou basique ? Quelle est la couleur prise par le bleu de bromothymol dans ce mélange ?
2. Calculer les concentrations molaires des ions dans ce mélange.
3. Quel volume de solution de soude de concentration $C_b = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ faut-il ajouter au mélange précédent pour obtenir le virage du bleu de bromothymol ?

Préciser le changement de couleur observé.

Solution

1. Composition des solutions d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde.

Quantité d'ions H_3O^+ dans 10 mL de solution d'acide chlorhydrique

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_a \cdot V_a$$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,2 \times 0,01 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Quantité d'ions OH^- dans 15 mL de solution de soude

$$n_{\text{OH}^-} = C_b \cdot V_b$$

$$n_{\text{OH}^-} = 0,1 \times 0,015 = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} > n_{\text{OH}^-} ; \text{ le mélange est acide.}$$

Le bleu de bromothymol dans ce mélange prend la teinte jaune.

2. Composition du mélange après réaction.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+} - n_{\text{OH}^-}}{V_a + V_b} = \frac{2 \cdot 10^{-3} - 1,5 \cdot 10^{-3}}{(10+15) \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-2}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} = \frac{2 \cdot 10^{-1} \times 10^{-2}}{(10+15) \cdot 10^{-3}} = 8 \cdot 10^{-2}$$

$$[\text{Cl}^-] = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = \frac{10^{-1} \times 15 \cdot 10^{-3}}{(10+15) \cdot 10^{-3}} = 6 \cdot 10^{-2}$$

$$[\text{Na}^+] = 6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$[\text{OH}^-] = 0$; tous les ions OH^- apportés par la soude ont réagi avec les ions H_3O^+ .

3. À l'équivalence acido-basique

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{restant}} = n_{\text{OH}^-} \text{ ajouté}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{restant}} = C_b V'_b$$

$$V'_b = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{restant}}}{C_b} = \frac{0,5 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 0,5 \cdot 10^{-2}$$

AN : $V'_b = 0,5 \cdot 10^{-2} \text{ L}$ soit 5 mL

Le bleu de bromothymol passe du jaune au vert.

Énoncé 2

Un bécher contient $V_a = 10 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique de concentration C_a inconnue. On y ajoute quelques gouttes de bleu de bromothymol.

On verse lentement une solution de soude de concentration $C_b = 0,01 \text{ mol/L}$.

Le virage est obtenu pour $V_b = 12 \text{ mL}$.

Calculer la concentration C_a de l'acide.

Solution

À l'équivalence acido-basique on a :

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{OH}^-}$$

$$C_a V_a = C_b V_b$$

$$C_a = \frac{C_b V_b}{V_a}$$

$$\text{AN : } C_a = \frac{0,01 \times 12}{10} = 0,012$$

$$C_a = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2 Exploitation d'une courbe de dosage

Énoncé

On réalise le dosage de 20 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique par une solution de soude de concentration $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

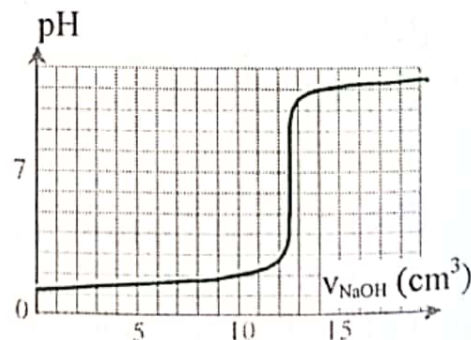
1. Rechercher le point d'équivalence.
2. Déterminer la concentration de l'acide.

Solution

1. Le point d'équivalence E: $V_E = 12,5 \text{ cm}^3$
 $\text{pH} = 7$

2. Concentration :

$$C_a = \frac{C_b \cdot V_E}{V_A} = \frac{0,05 \times 12,5}{20} = 0,06 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



EXERCICE-TOI

1 Vrai ou Faux

1. La réaction entre l'acide chlorhydrique et la soude est endothermique
2. Lors de la réaction entre l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium, le pH à l'équivalence est égal à 7.
3. Les ions Na^+ et Cl^- ne participent pas à la réaction acido-basique.
4. La relation à l'équivalence acido-basique est $C_a V_a = V_b V_b$.

2 Quelle masse de soude faut-il dissoudre dans 100 mL de solution d'acide chlorhydrique de pH = 2 pour obtenir une solution neutre.

3 Quelle volume de chlorure d'hydrogène faut-il dissoudre dans 100 mL de soude de concentration ?

$C_b = 0,01 \text{ mol/L}$ pour obtenir une solution neutre ?

Volume molaire : $V = 24 \text{ L/mol}$.

4 1. Faire le schéma du dispositif qui permet de réaliser un dosage acido-basique.

2. On prélève 10 cm^3 d'une solution centimolaire d'acide chlorhydrique. A l'aide de cette solution, on souhaite préparer par dilution 100 cm^3 d'une solution de pH = 3

3. Déterminer le volume d'eau qu'il faudra ajouter.

4. On dose $V_a = 50 \text{ cm}^3$ de la solution obtenue par de la soude. Le virage est obtenue par $V_b = 25 \text{ cm}^3$. Calculer la concentration C_b de la soude.

5 On introduit dans un bêcher un volume $V_a = 10 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_a = 0,02 \text{ mol/L}$ et un volume $V_b = 8,4 \text{ cm}^3$ d'une solution de soude de concentration molaire $C_b = 0,05 \text{ mol/L}$.

1. La solution obtenue est-elle acide ou basique ?

2. Calculer les concentrations des ions Na^+ , Cl^- et OH^- dans la solution obtenue.

6 Un produit nettoyant pour WC contient de l'acide chlorhydrique. On le dilue cent fois et l'on dose $V_a = 10 \text{ cm}^3$ de la solution diluée par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}$. L'équivalence est obtenue pour $V_b = 15 \text{ cm}^3$.

1. Déterminer la concentration molaire de la solution diluée.

2. En déduire la concentration molaire de la solution initiale d'acide chlorhydrique.

3. En déduire la concentration massique du produit nettoyant.

- 7** On dispose d'une solution d'acide chlorhydrique à 31% (en masse). On pèse 0,6 g de cette solution et on ajoute de l'eau de façon à obtenir un litre de solution A.
1. Comment peut-on montrer que cette solution contient des ions?
 2. Indiquer une expérience simple permettant d'indiquer la présence d'ions H_3O^+ dans la solution A.
 3. Comment peut-on prouver la présence d'ions chlorure dans cette solution?
On dose 100 mL de la solution A par une solution centimolaire de soude.
 4. Quel volume de soude doit-on verser pour atteindre l'équivalence.
- 8** On mélange une solution centimolaire d'hydroxyde de potassium (KOH) et de volume $V_b = 25 \text{ mL}$ avec une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_a = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $V_a = 10 \text{ mL}$
1. La solution est-elle acide ou basique?
 2. Calculer les concentrations molaires des ions K^+ , Cl^- , OH^- dans le mélange
 3. Quels seraient les corps obtenus si on évaporait le mélange ?
- 9**
1. Quel volume d'acide chlorhydrique commercial à 1 mol.L^{-1} faut-il diluer avec de l'eau pour obtenir 2 litres de solution à $\text{pH} = 2$.
 2. On dose 50 cm^3 de cette solution avec une solution décimolaire de soude. Quel volume devra-t-on verser pour atteindre l'équivalence ?
- 10** On mélange un volume $V_a = 50 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et un volume V_b de soude de concentration $C_b = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.
Calculer la valeur de V_b pour un pH du mélange égal à 2.
- 11** On mélange 10 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ et 15 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 1 \text{ mol.L}^{-1}$.
1. Le mélange est-il basique ou acide ?
 2. Écrire l'équation-bilan de la réaction.
 3. Calculer la concentration de chacun des ions présents dans le mélange.
 4. Déterminer le volume de soude à ajouter au mélange pour obtenir une solution neutre.

CO
CORRIGÉS

Les calculs numériques

Avant de faire un calcul numérique, il faut s'assurer que les mesures des différentes grandeurs sont exprimées dans des unités convenables.

On n'écrit pas les unités au cours du calcul mais la réponse est obligatoirement suivie de l'unité de la grandeur que l'on vient de calculer.

Le résultat numérique final doit être exprimé par un nombre décimal que l'on arrondit. Il est indiqué avec un nombre de chiffres que l'on juge « significatifs »

En règle générale, les calculs seront faits avec quatre chiffres et le résultat arrondi à trois chiffres (jugés significatifs).

On garde le 3^e chiffre si le suivant est compris entre 0 et 5. On le remplace par l'unité immédiatement supérieure si le suivant est compris entre 6 et 9.

Il est recommandé d'écrire toutes les mesures des grandeurs sous la forme d'un produit d'un nombre décimal compris entre 0 et 10 par une puissance de 10 convenable et suivi du symbole de l'unité dans laquelle on exprime la grandeur. Le nombre de chiffre significatif apparaît clairement, et il est facile avec ces nombres simples de calculer un ordre de grandeur du résultat à obtenir.

Exemples : $2 \cdot 10^5$ 1 chiffre significatif
 $2,0 \cdot 10^5$ 2 chiffres significatifs
 $2,03 \cdot 10^5$ 3 chiffres significatifs

Le résultat numérique doit être mis en évidence (encadré, souligné ...)

CHAPITRE 1

- ① 1. Vrai : car un métal est formé d'atomes identiques.
 2. Faux : ce sont des corps simples. Le dioxygène O_2 est constitué de l'élément oxygène et le diazote N_2 est constitué de l'élément azote.
 3. Vrai : en effet le graphite et le diamant renferment uniquement l'élément carbone.

② $K_2Cr_2O_7$ dichromate de potassium : K (potassium) ; Cr (chrome) ; O (oxygène)

C_4H_{10} butane : C (carbone) ; H (hydrogène)

C_2H_6O éthanol : C(carbone) ; H (hydrogène) ; O (oxygène)

$CaCO_3$ carbonate de calcium : Ca (calcium) ; C (carbone) ; O (oxygène)

Corps	Eléments Chimiques
$K_2Cr_2O_7$	K (potassium) ; Cr (chrome) ; O (oxygène)
C_4H_{10}	C (carbone) ; H (hydrogène)
C_2H_6O	C(carbone) ; H (hydrogène) ; O (oxygène)
$CaCO_3$	Ca (calcium) ; C (carbone) ; O (oxygène)

- ③ 1. Le dioxyde de carbone CO_2
 2. Le carbone: en effet, le dioxyde de carbone formé est constitué des éléments carbone C et oxygène O. Or les réactifs comme les produits d'une réaction sont constitués à partir des mêmes types d'atomes. Si l'élément oxygène peut provenir de l'air, l'élément carbone ne peut provenir que du combustible (bois, charbon, bougie, pétrole).

④ 1.

Produits de la réaction	Formule chimique	Eléments chimiques
dioxyde de carbone	CO_2	C : carbone O : oxygène
eau	H_2O	H : hydrogène O : oxygène
diazote	N_2	N : azote

2. La trinitroglycérine tout comme les produits de sa décomposition est constituée à partir des mêmes types d'atomes à savoir carbone C, hydrogène H, oxygène O et azote N.
- ⑤ 1. Les éléments constituant l'atmosphère de la planète Mars sont :
 C (carbone) ; H (hydrogène) ; O (oxygène) ; N (azote) ; Ar (argon)
 2. Corps simples : N_2 (diazote) ; O_2 (dioxygène) ; Ar (argon)
 3. Corps composés : CO_2 (dioxyde de carbone) ; H_2O (eau)

⑥ Les éléments présents sont : le potassium K (0,662%), le calcium Ca (0,106%) le chlore Cl (0,065%), le sodium Na, le magnésium Mg, le phosphore P, le soufre S, le fer Fe, le manganèse Mn et le cuivre Cu

Réactif	Formule chimique	Eléments chimiques
dioxygène	O ₂	O : oxygène
cuivre	Cu	Cu : cuivre

Le produit tout comme les réactifs de la réaction étant constitué des mêmes types d'atomes, l'oxyde de cuivre II est constitué des éléments cuivre Cu et oxygène O.

- ⑧ 1. Le soufre S, le sulfure de fer FeS et le sulfure d'hydrogène H₂S contiennent tous l'élément soufre.
 2. Corps simples : S (soufre)
 Corps composés : sulfure de fer (Fe S)
 sulfure d'hydrogène (H₂S)

Ions	Ca ²⁺	Mg ²⁺	K ⁺	Na ⁺	HCO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	Cl ⁻	NO ₃ ⁻
Éléments	calcium (Ca)	magnésium (Mg)	potassium (K)	sodium (Na)	hydrogène (H) carbone (C) oxygène (O)	soufre (S)	chlore (Cl)	azote (N) oxygène (O)

Corps	Formules chimiques	Eléments chimiques	Nature
fer	Fe	F : fer	Corps simple
néon	Ne	Ne : néon	Corps simple
diamant		C : carbone	Corps simple

⑩ Les symboles incorrectes sont : NA ; AG ; he.
 Les écritures correctes sont : Na ; Ag ; He.

⑫ Une réaction chimique est un réarrangement d'atomes . Donc les éléments présents dans l'oxyde magnétique de fer sont : l'oxygène (O) et le fer (Fe)

CHAPITRE 2

- ① 1. Faux : car le nuage électronique de cet atome comporte $2 + 7 = 9$ électrons. Son numéro atomique est $Z = 9$.
 2. Faux : l'électron n'est pas une particule du noyau.
 3. Vrai
 4. Faux : la couche L est saturée avec 8 électrons.

② K^1 : le nuage électronique comporte 1 électron, soit $Z = 1$.
 Il s'agit de l'élément hydrogène H.

$K^2 L^4$: le nuage électronique comporte $2 + 4 = 6$ électrons, soit $Z = 6$.
 Il s'agit de l'élément carbone C.

$K^2 L^6$: le nuage électronique comporte $2 + 6 = 8$ électrons, soit $Z = 8$.
 Il s'agit de l'élément oxygène O.

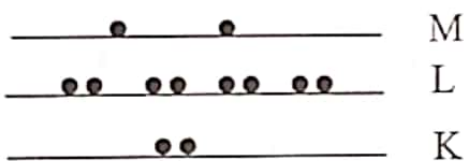
$K^2 L^8 M^4$: le nuage électronique comporte $2 + 8 + 4 = 14$ électrons, soit $Z = 14$. Il s'agit de l'élément silicium Si.

③ a)

atome	${}^9_4\text{Be}$	${}^{19}_9\text{F}$	${}^{24}_{12}\text{Mg}$	${}^{27}_{13}\text{Al}$	${}^{32}_{16}\text{S}$	${}^{40}_{18}\text{Ar}$
formule électronique	$K^2 L^2$	$K^2 L^7$	$K^2 L^8 M^2$	$K^2 L^8 M^3$	$K^2 L^8 M^6$	$K^2 L^8 M^8$

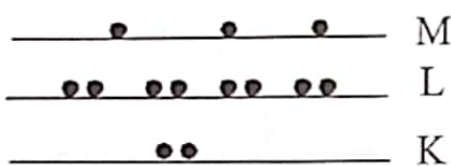
b) Représentation de Lewis des atomes

Formule électronique de l'atome ${}^{24}_{12}\text{Mg}$



Représentation de Lewis
 $\cdot \text{Mg} \cdot$

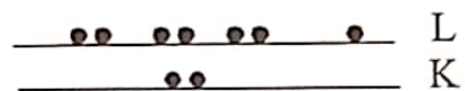
Formule électronique de l'atome ${}^{27}_{13}\text{Al}$



Représentation de Lewis

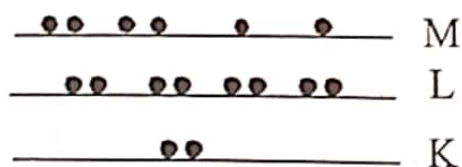


Formule électronique de l'atome ${}^{19}_9\text{F}$



Représentation de Lewis
 $\overline{\text{F}} \cdot$

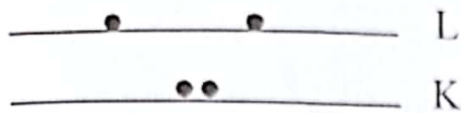
Formule électronique de l'atome ${}^{32}_{16}\text{S}$



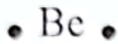
Représentation de Lewis



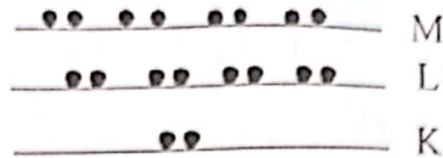
Formule électronique de l'atome ${}^4\text{Be}$



Représentation de Lewis



Formule électronique de l'atome ${}^{18}\text{Ar}$



Représentation de Lewis



CORRIGÉS

4. •X• L'élément X a trois électrons sur sa troisième couche M.

Sa 2^{ème} couche (L) et sa 1^{ère} couche (K) sont saturées respectivement avec 8 électrons et 2 électrons.

Son nuage électronique comporte donc $3 + 8 + 2 = 13$ électrons. soit $Z = 13$. Il s'agit de l'aluminium Al.

$|\overline{\text{Y}}|$ L'élément Y a 4 doublets (soit 8 électrons) sur sa 2^{ème} couche L.

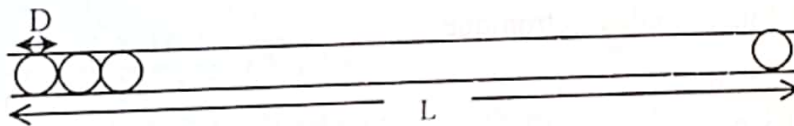
Sa 1^{ère} couche K est saturée avec 2 électrons.

Son nuage électronique comporte donc $8 + 2 = 10$ électrons. soit $Z = 10$. Il s'agit du néon Ne.

•Z L'élément Z a un électron sur sa 3^{ème} couche M.

Ses deux couches K et L étant saturées respectivement à 2 et 8 électrons, son nuage électronique comporte $1 + 8 + 2 = 11$ électrons soit $Z = 11$. Il s'agit du sodium Na.

5. 1.

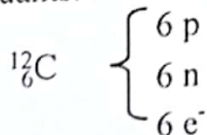


Le nombre d'atomes est : $n = \frac{L}{D} = \frac{L}{2R}$

AN: $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m} = 10^{-9} \text{ mm}$

$$n = \frac{1}{(77 \times 2) \cdot 10^{-9}} = 6,5 \cdot 10^6 \text{ atomes}$$

2. a) Masse d'un atome de carbone 12 : c'est la masse totale de ses constituants.



$$m = 6(m_p + m_n + m_{e^-})$$

$$m_p = m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

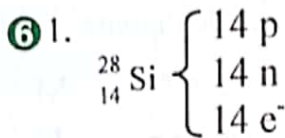
$$\text{d'où } m = 6[(2 \times 1,67 \cdot 10^{-27}) + 9 \cdot 10^{-31}]$$

$$m = 2 \cdot 10^{-26} \text{ kg} = 2 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

b) Nombre d'atomes de carbone dans une masse de 5 dg

$$n = \frac{m}{m_c} = \frac{5 \cdot 10^{-1}}{2 \cdot 10^{-23}} = 2,5 \cdot 10^{22} \text{ atomes}$$

Il y a 25 milliards de milliards d'atomes de carbone dans 5 dg !



2. La masse d'un atome

$$m_{\text{Si}} = 14 (m_{\text{p}} + m_{\text{n}} + m_{\text{e}^-})$$

$$m_{\text{p}} = m_{\text{n}}$$

$$m_{\text{p}} = 14 [(2 \times m_{\text{n}}) + m_{\text{e}^-}]$$

$$\text{AN : } m_{\text{Si}} = 14 [(2 \times 1,67 \cdot 10^{-27}) + 9,1 \cdot 10^{-31}]$$

$$m_{\text{Si}} = 4,68 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

Remarque :

$m_{\text{p}} \approx m_{\text{n}} \approx 1840 m_{\text{e}^-}$. La masse des électrons est négligeable devant celle des neutrons ou des protons

Donc $m_{\text{Si}} \approx 14 \times (2 \times m_{\text{n}})$

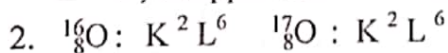
$$m_{\text{Si}} \approx 4,68 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

3. Nombre d'atomes dans 1 g de silicium

$$n = \frac{m}{m_{\text{Si}}} = \frac{1}{4,68 \cdot 10^{-23}} \approx 2,14 \cdot 10^{22} \text{ atomes}$$

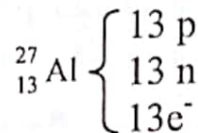
⑦ 1. Les isotopes possèdent le même numéro atomique Z et diffèrent par le nombre de masse A. Les isotopes les noyaux caractérisés représentés par les couples : (8,16) et (8,17)

Z = 8 ; ils appartiennent à l'élément oxygène (O)



Ils ont la même formule électronique.

⑧ Masse d'un atome d'aluminium



$$m_{\text{Al}} = 13 m_{\text{p}} + 14 m_{\text{n}} + 13 m_{\text{e}^-}$$

$$m_{\text{n}} = m_{\text{p}} \text{ et } m_{\text{e}^-} \ll m_{\text{n}} ; m_{\text{Al}} = 27 \cdot m_{\text{p}}$$

$$\text{AN : } m_{\text{Al}} = 27 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 4,51 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

Masse d'un maillon du collier

$$m = \frac{m_{\text{r}}}{50} = \frac{10}{50} = 0,2 \text{ g}$$

Nombre d'atomes contenus dans un maillon

$$n = \frac{m}{m_{\text{Al}}} = \frac{0,2}{4,51 \cdot 10^{-23}} = 4,43 \cdot 10^{25} \text{ atomes}$$

9 1. Calcul de la masse volumique du neutron

$$n = \frac{m_n}{V_n} \text{ avec } V_n = \frac{4}{3} \pi (R_n)^3$$

$$\text{AN : } V_n = \frac{4}{3} \times 3,14 \times (10^{-15})^3 = 4,19 \cdot 10^{-45} \text{ m}^3$$

$$n = \frac{1,67 \cdot 10^{-27}}{4,19 \cdot 10^{-45}} \approx 4 \cdot 10^{17} \text{ kg / m}^3$$

2. $\frac{\rho_n}{\rho_{Al}} = \frac{4 \cdot 10^{17}}{2,7 \cdot 10^3} = 1,5 \cdot 10^{14}$

ρ_n est égale à 150 mille milliards de fois ρ_{Al} !
La matière nucléaire est beaucoup plus dense que la matière atomique.

3. Masse d'un cube de neutrons :

$$m = \rho_n \times V = 4 \cdot 10^{17} \times 2 \cdot 10^{-6}$$

$$m = 8 \cdot 10^{11} \text{ kg soit 800 milliards de kg !}$$

10 1. Volume d'un noyau d'hydrogène $V_2 = \frac{4}{3} \pi \left(\frac{d_1}{2}\right)^3$

$$V_1 = \frac{4}{3} \times 3,14 \times \frac{(2 \cdot 10^{-15})^3}{2^3} = 4,2 \cdot 10^{-30} \text{ m}^3$$

Volume d'un atome d'hydrogène

$$V_2 = \frac{4}{3} \pi \left(\frac{d_2}{2}\right)^3$$

$$V_2 = \frac{4}{3} \times 3,14 \times \frac{(2,8 \cdot 10^{-10})^3}{2^3} = 5,9 \cdot 10^{-30} \text{ m}^3$$

2. $\frac{V_2}{V_1} = \frac{5,9 \cdot 10^{-30}}{4,2 \cdot 10^{-30}} = 1,4 \cdot 10^{15}$

Le volume de l'atome est un million de milliards de fois celui du noyau.
Le volume d'un noyau est très petit devant celui d'un atome.
L'atome est pratiquement vide car presque toute la matière est concentrée dans le noyau.

11 1. La composition des noyaux est :

	Nombres de particules	
	p	n
${}^12_6\text{C}$	6	6
${}^{14}_6\text{C}$	6	8

2. Oui; ces atomes représentent l'élément carbone. Car ils possèdent le même numéro atomique $Z = 6$.

3. Ce sont des isotopes du carbone.

- ⑫ 1. Cet atome a 6 électrons sur sa dernière couche (deux doublets et 2 électrons célibataires).
2. La couche M contient donc 6 électrons.
La couche L est saturée avec 8 électrons.
La couche K est saturée avec 2 électrons.
Le numéro de cet élément est : $2+8+6=16$ d'où $Z=16$.
3. C'est l'élément soufre. Son symbole est S.

CHAPITRE 3

- ①
1. Faux : car ils n'ont pas le même nombre d'électrons sur la dernière couche.
 2. Vrai
 3. Vrai
 4. Faux : car l'élément qui appartient à la 2^e période et à la colonne III a pour formule électronique $K^2 L^3$. Son numéro atomique est $Z = 5$. C'est le bore.

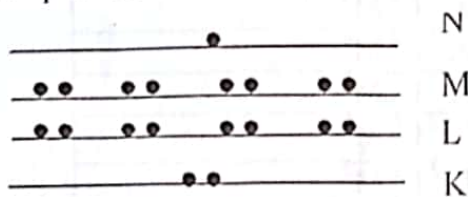
- ②
- L'aluminium a 13 électrons. Sa formule électronique est : $K^2 L^8 M^3$. Il a donc 3 électrons sur sa dernière couche. Il appartient à la colonne III. Le bore situé au dessus appartient à la même colonne, il a 3 électrons sur sa couche externe.
 - L'élément bore étant situé au dessus, il se trouve dans la 2^{ème} période. Il possède 3 électrons sur sa couche externe, sa formule électronique est $K^2 L^3$ son numéro atomique est $Z = 5$.

- ③
- L'élément magnésium se trouve dans la colonne II et à la 3^{ème} période
1. Il appartient à la famille des métaux alcalino-terreux
 2. Il a $2e^-$ sur sa dernière couche.
 3. Il a tendance à perdre $2e^-$ pour atteindre la structure du néon (le gaz rare le plus proche). L'ion formé est donc Mg^{2+} :

- ④
- L'élément X possède 4 électrons célibataires sur sa dernière couche L; sa couche K étant saturée, sa formule électronique est $K^2 L^4$ soit $Z = 2 + 4 = 6$. Il s'agit de l'élément carbone.
 - L'élément Y possède 2 doublets (soit 4 électrons) et 2 électrons célibataires sur sa dernière couche M; les couches K et L étant saturées. Sa formule électronique est $K^2 L^8 M^6$ soit $Z = 2 + 8 + 6 = 16$. Il s'agit de l'élément soufre S.

- ⑤
1. Il appartient à la famille des halogènes
 2. Il a donc 7 électrons sur sa couche M ; les couches L et K étant saturées. Sa formule électronique est $K^2 L^8 M^7$. Son numéro atomique $Z = 2 + 8 + 7 = 17$
 3. C'est l'élément chlore Cl.

- ⑥
1. Le potassium appartient à la première colonne et à la 4^{ème} période ; sa formule électronique est : $K^2 L^8 M^8 N^1$ d'où $Z = 19$
 2. Répartition électronique de l'atome de potassium :



Représentation de Lewis : $\overset{\bullet}{K}$

⑦ L'iode appartient à la colonne VII; il a donc 7 électrons sur sa dernière couche. L'élément situé dans la même colonne et dans la deuxième période a pour formule électronique $K^2 L^7$ soit $Z = 2 + 7 = 9$, il s'agit du fluor F.

- ⑧ 1. $K^2 L^2$ $Z = 4$ beryllium (Be)
 $K^2 L^5$ $Z = 7$ azote (N)
 $K^2 L^8 M^1$ $Z = 11$ sodium (Na)
 $K^2 L^8 M^2$ $Z = 12$ magnésium (Mg)
2. - Le béryllium (Be) a 2 électrons sur sa couche externe. Il appartient à la colonne II. Sa dernière couche L correspond à la 2^{ème} période.
 - L'azote (N) a 5 électrons sur sa dernière couche. Il appartient à la colonne V. Sa couche externe est L; l'azote appartient à la 2^{ème} période.
 - Le sodium et le magnésium ont la même couche externe M qui correspond à la 3^{ème} période.
 - Le sodium avec 1 électron sur la dernière couche appartient à la colonne I et le magnésium avec 2 électrons sur la couche M appartient à la colonne II.
3. Le béryllium (Be) et le magnésium (Mg) qui appartiennent à la même colonne II ont des propriétés chimiques voisines.

⑨ Cl : $Z = 17$
 L'atome de chlore a 17 électrons.
 10 électrons saturent successivement la 1^{ère} couche et la 2^{ème} couche L. La 3^{ème} couche M, sa couche externe, possède 7 électrons.
 Le chlore appartient donc à la 3^{ème} période et à la 7^{ème} colonne.

⑩ 1.

Atome	Z	Formules électroniques
H	1	K^1
He	2	K^2
Li	3	$K^2 L^1$
Be	4	$K^2 L^2$
B	5	$K^2 L^3$
C	6	$K^2 L^4$
N	7	$K^2 L^5$
O	8	$K^2 L^6$
F	9	$K^2 L^7$
Ne	10	$K^2 L^8$
Na	11	$K^2 L^8 M^1$
Mg	12	$K^2 L^8 M^2$
Al	13	$K^2 L^8 M^3$
Si	14	$K^2 L^8 M^4$
P	15	$K^2 L^8 M^5$
S	16	$K^2 L^8 M^6$
Cl	17	$K^2 L^8 M^7$
Ar	18	$K^2 L^8 M^8$
K	19	$K^2 L^8 M^8 N^1$
Ca	20	$K^2 L^8 M^8 N^2$

2.

		Nombre d'électrons de valence							
		1e ⁻	2e ⁻	3e ⁻	4e ⁻	5e ⁻	6e ⁻	7e ⁻	8e ⁻ (dernière couche saturée)
Couches utilisées	K	₁ H							₂ He
	L	₃ Li	₄ Be	₅ B	₆ C	₇ N	₈ O	₉ F	₁₀ Ne
	M	₁₁ Na	₁₂ Mg	₁₃ Al	₁₄ Si	₁₅ P	₁₆ S	₁₇ Cl	₁₈ Ar
	N	₁₉ K	₂₀ Ca						

2.1 Les éléments sont rangés par Z croissant.

2.2 Tous les éléments d'une même colonne ont le même nombre d'électrons de valence.

- ① L'atome de phosphore a pour formule électronique $K^2L^6M^5$.
 Il possède donc 5 électrons périphériques. L'élément phosphore appartient à la colonne V. Sa dernière couche étant M, il appartient à la 3^e ligne.
 L'élément azote est donc situé dans la colonne V et appartient à la 2^e ligne.

CORRIGÉS

CHAPITRE 4

- ① 1. Faux : L'atome d'azote ($Z = 7$) a pour formule électronique $K^2 L^5$.
Il a 5 électrons sur sa couche externe.

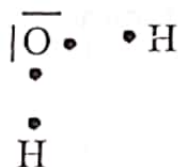
Sa formule de Lewis est $\cdot \overline{\text{N}} \cdot$, il a tendance à former 3 liaisons covalentes. Il est donc trivalent.

2. Vrai : L'atome de sodium ($Z = 11$) a pour formule électronique $K^2 L^8 M^1$.
Il a 1 électron sur sa couche externe.

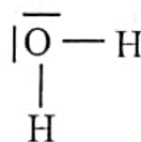
Lorsqu'il s'ionise, il perd cet électron pour acquérir la structure électronique du gaz rare Néon ($Z = 10$).

L'ion sodium Na^+ a donc pour formule électronique $K^2 L^8$.

3. Faux : La représentation de Lewis de la molécule d'eau (H_2O) se déduit de celle des atomes d'oxygène et d'hydrogène.

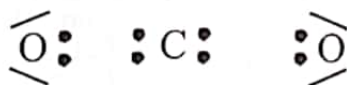


atomes isolés

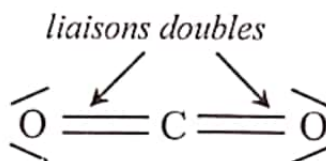


molécule

4. Vrai : La représentation de Lewis de la molécule de dioxyde de carbone (CO_2) se déduit de celles des atomes de carbone et d'oxygène.



atomes isolés



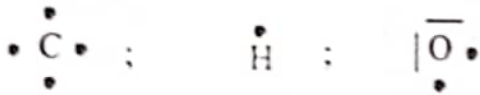
molécule

- ② ${}_{19}\text{K} : K^2 L^8 M^8 N^1$: L'atome aura tendance à perdre 1 électron pour acquérir la structure de l'Argon ($Z=18$) l'ion qu'il peut former est K^+ (ion potassium)

- ${}_{13}\text{Al} : K^2 L^8 M^3$: L'atome a tendance à perdre 3 électrons pour acquérir la structure du Néon ($Z=10$). Il forme l'ion Al^{3+} (ion aluminium)

- ${}_{3}\text{Li} : K^2 L^1$: Il a tendance à perdre 1 électron pour acquérir la structure de l'hélium ($Z=2$). Il forme l'ion Li^+ (ion lithium)

④ Représentation de Lewis des atomes de carbone, hydrogène et oxygène



La molécule de dioxyde de carbone (CO₂)

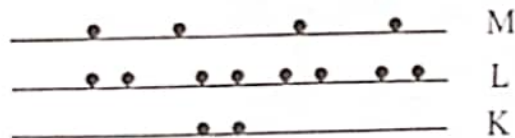


La molécule de méthanal (CH₂O)



- ⑤ 1. L'atome d'oxygène O (Z = 8) a pour formule électronique : K²L⁶.
 Il a 6 électrons sur sa dernière couche.
 Il a tendance à gagner 2 électrons pour acquérir la structure électronique du gaz rare néon (Z = 10).
 Il forme alors l'ion O²⁻.
 L'atome d'aluminium Al (Z = 13) a pour formule électronique K²L⁸M³.
 Il a 3 électrons sur sa couche externe.
 Il a tendance à perdre les 3 électrons périphériques pour acquérir la structure électronique du gaz rare néon (Z = 10).
 Il forme alors l'ion Al³⁺.
2. Ce composé ionique est constitué d'ions Al³⁺ et O²⁻.
 L'écriture ionique s'écrit : 2Al³⁺ + 3O²⁻.

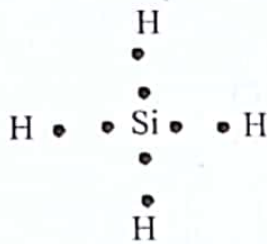
- ⑥ 1. Le carbone appartient à la colonne IV. Il a 4 électrons sur sa couche externe. Le silicium étant de la famille du carbone a aussi 4 électrons sur sa dernière couche.
 Il se trouve à la 3^{ème} période. Donc la 1^{ère} couche contient 2 électrons; la 2^{ème} couche 8 électrons et la 3^{ème} couche 4 électrons.
 Son numéro atomique est alors Z = 2 + 8 + 4 = 14.
 Sa formule électronique est : K²L⁸M⁴.
2. La répartition des électrons sur les couches est :



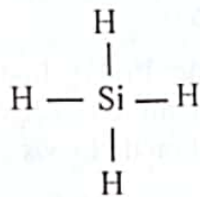
Le silicium a 4 électrons célibataires sur sa couche externe. Le schéma de Lewis de cet atome est :



La molécule de silane est constituée d'atomes de silicium et d'hydrogène. Sa représentation de Lewis dépend de celle des atomes de silicium et d'hydrogène.



atomes isolés



molécule SiH_4

CORRIGÉS

Elle est analogue à celle du méthane.

7 1. ${}_{54}\text{Ba}$ appartient à la colonne II. Il a tendance à perdre $2e^-$ pour avoir la structure du gaz rare le plus proche (le xénon ${}_{54}\text{Xe}$). L'ion formé est Ba^{2+} .

${}_{17}\text{Cl} : \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^7$: l'atome de chlore a tendance à capter un électron pour acquérir la structure de l'Argon ; il forme l'ion Cl (ion chlorure)

${}_{16}\text{S} : \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^6$: l'atome de soufre a tendance à capter 2 électrons pour acquérir la structure de l'Argon ; il forme l'ion S^{2-} (ion sulfure)

${}_{8}\text{O} : \text{K}^2 \text{L}^6$: L'atome d'oxygène a tendance à capter 2 électrons pour acquérir la structure du Néon ; il forme l'ion O^{2-} (ion oxyde)

${}_{13}\text{Al} : \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^3$: L'atome d'aluminium a tendance à perdre 3 électrons pour acquérir la structure du néon ; il forme l'ion Al^{3+} (ion aluminium)

${}_{1}\text{H} : \text{K}^1$: On peut obtenir 2 ions à partir de cet atome

- Soit l'atome capte 1 électron pour acquérir la structure électronique de l'hélium ; on obtient l'ion hydrure H^-
- Soit l'atome perd son unique électron pour devenir un ion H^+

2. Formules statistiques des composés ioniques

Ecriture ionique	Formule	Nom
$2\text{Cl}^- + \text{Ba}^{2+}$	BaCl_2	chlorure de baryum
$2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	sulfate d'aluminium
$\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$	NH_4Cl	chlorure d'ammonium
$\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^-$	AlCl_3	chlorure d'aluminium

La formule d'un composé ionique découle de l'écriture ionique. Dans l'écriture ionique, les ions sont en nombre tel que le composé soit électriquement neutre.

CHAPITRE 5

- ① La charge de 2 moles de protons

$$Q = 2 \times N \times q_p$$

$$\text{AN : } Q = 2 \times 6,02 \cdot 10^{23} \times 1,6 \cdot 10^{-19}$$

$$Q = 192.640 \text{ C}$$

- ② Temps mis pour compter 1 mole de grains

$$t = \frac{N}{2} = \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{2} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ S}$$

$$1 \text{ jour} = 24 \text{ h} = 86400 \text{ s}$$

en jours

$$t = 3,48 \cdot 10^{18} \text{ jours}$$

soit en années

$t = 9,53 \cdot 10^{15}$ années soit environ 10 millions de milliards d'années . L'univers est âgé de 17 milliards d'années !

- ③ $M_{K_2CO_3} = 2M_K + M_C + 3 M_O = (2 \times 39,1) + 12 + (3 \times 16) = 138 \text{ g.mol}^{-1}$
 $M_{NH_4NO_3} = 2 M_N + 4 M_H + 3 M_O = (2 \times 14) + (4 \times 1) + (3 \times 16) = 80 \text{ g.mol}^{-1}$
 $M_{H_2SO_4} = 2 M_S + 4 M_O = (2 \times 32) + (4 \times 16) = 98 \text{ g.mol}^{-1}$
 $M_{C_2H_6} = 6 (M_C + M_H) = 6 (12 + 1) = 78 \text{ g.mol}^{-1}$
 $M_{CuSO_4 \cdot 6H_2O} = M_{Cu} + M_S + 10M_O + 12 M_H = 63,5 + 32 + (10 \times 16) + (12 \times 1) = 267,5 \text{ g.mol}^{-1}$
 $M_{[Cu(H_2O)]^{2+}} = M_{Cu} + 8 M_H + 4M_O = 63,5 + 8 + (4 \times 16) = 135,5 \text{ g.mol}^{-1}$
 $M_{[Ag(NH_3)]^+} = M_{Ag} + 2M_N + 6M_H = 108 + (2 \times 14) + (6 \times 1) = 142 \text{ g.mol}^{-1}$

- ④ $m_{H_2O} = n_{H_2O} \times M_{H_2O} = 1,5 \times 18 = 27 \text{ g}$
 $m_{CO_2} = n_{CO_2} \times M_{CO_2} = 2 \times 44 = 88 \text{ g}$
 $m_{CaCO_3} = n_{CaCO_3} \times M_{CaCO_3}$ avec $M_{CaCO_3} = 40 + 12 + 48 = 100 \text{ g.mol}^{-1}$
 $m_{CaCO_3} = 100 \times 10^{-3} = 0,1 \text{ g}$
 $m_{Cl_2} = n_{Cl_2} \times M_{Cl_2} = 1/8 \times 71 = 8,87 \text{ g}$

- ⑤ Tous ces corps sont gazeux, donc
 $V_{N_2} = n_{N_2} \times V_m = 1/4 \times 22,4 = 5,6 \text{ L}$
 $V_{Ne} = n_{He} \times V_m = 0,5 \times 22,4 = 11,2 \text{ L}$
 $V_{C_2H_6} = n_{C_2H_6} \times V_m = 3 \times 22,4 = 67,2 \text{ L}$
 $V_{HCl} = n_{HCl} \times V_m = 10^{-2} \times 22,4 = 0,224 \text{ L}$

⑥

Corps gazeux	m (g)	n(mol)	V(C.N.T.P)
O ₂	1,5 g	0,047	1,05 L
CO ₂	9,82.10 ⁻² g	2,23.10 ⁻³	50 cm ³
CH ₄	0,96 g	6.10 ⁻²	1,34 L
SO ₂	28,6 kg	4,46.10 ⁻²	10 m ³

$$⑦ M_{\text{CaO}} = 40 + 16 = 56 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\% \text{O} = \frac{M_{\text{O}}}{M_{\text{CaO}}} = \frac{16}{56} = 0,286 = \frac{28,6}{100} = 28,6\%$$

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\% \text{H} = \frac{2M_{\text{H}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{2}{18} = 0,11 = \frac{11}{100} = 11\%$$

$$M_{\text{FeS}} = 56 + 32 = 88 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\% \text{Fe} = \frac{M_{\text{Fe}}}{M_{\text{FeS}}} = \frac{56}{88} = 0,636 = \frac{63,6}{100} = 63,6\%$$

$$M_{\text{CO(NH}_2)_2} = 12 + 16 + 4 + 28 = 60 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\% \text{N} = \frac{2M_{\text{N}}}{M_{\text{CO(NH}_2)_2}} = \frac{28}{60} = 0,467 = \frac{46,7}{100} = 46,7\%$$

⑧ 1. La masse molaire de l'alcane est :

$$M = d \times 29$$

$$AN : M = 1,03 \times 29 = 28,8 \text{ g/mol}$$

La formule chimique d'un alcane est $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

Sa masse molaire est $M = nM_{\text{C}} + (2n+2)M_{\text{H}}$

$$M = 12n + 2n + 2$$

$$M = 14n + 2$$

$$14n + 2 = 28,8$$

$$n = 2$$

la formule chimique est C_2H_6

$$2. \% \text{C} = \frac{2M_{\text{C}}}{M} = \frac{24}{30} = 0,8 = \frac{80}{100} = 80\%$$

$$\% \text{H} = \frac{6M_{\text{H}}}{M} = \frac{6}{30} = 0,2 = \frac{20}{100} = 20\%$$

⑨ Soit H_xS_y la formule générale de ce corps

$$\% \text{H} = \frac{m_{\text{H}}}{m_{\text{H}_x\text{S}_y}} = \frac{x \cdot M_{\text{H}}}{M_{\text{H}_x\text{S}_y}}$$

$$\% \text{H} = \frac{3}{51} = \frac{x}{x+32y} \text{ ce qui entraîne}$$

$$\frac{x+32y}{x} = 17 \quad (1)$$

la formule la plus simple est obtenue pour $y = 1$.

La relation (1) devient :

$$x + 32 = 17x$$

$$\text{Soi } 16x = 32$$

$$\text{D'où } x = 2$$

Ce corps a pour formule H_2S .

$$\textcircled{10} n_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} = \frac{8,4 \cdot 10^{-3}}{56} = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Le nombre d'atome de fer

$$X = n_{\text{Fe}} \times N = 1,5 \cdot 10^{-4} \times 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$X = 9,03 \cdot 10^{19} \text{ atomes}$$

$\textcircled{11}$

Formule	nom	M (g.mol ⁻¹)	Masse m (kg)	Quantité de matière n (mol)
NH ₃	ammoniac	17	3,4	0,2
Br ₂	dibrome	160	10	0,12
NO ₃ ⁻	Ion nitrate	62	93	1,5
Fe ²⁺	ion fer II	56	28	0,5
NO ₂	dioxyde d'azote	46	0,2	4.10 ⁻³

CORRIGÉS

CHAPITRE 6

- ①
1. $C + O_2 \rightarrow CO_2$
 2. $3 Br_2 + 2 Al \rightarrow 2 AlBr_3$
 3. $2 Fe + 3 Cl_2 \rightarrow 2 Fe Cl_3$
 4. $H_2SO_4 + 2 NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2 H_2O$
 5. $4 FeS + 7 O_2 \rightarrow 2 Fe_2 O_3 + 4 SO_2$
 6. $Cr_2O_3 + 2 Al \rightarrow Al_2O_3 + 2 Cr$

- ②
1. Faux : car $MO_2 = 2MO = 2 \times 16 = 32 \text{ g/mol}$
 2. Vrai
 3. Faux : $N = 6,02 \cdot 10^{23}$
 4. Faux : cette réaction ne peut que donner du dioxyde de soufre car au cours d'une réaction chimique, les éléments se conservent.

- ③ L'équation - bilan de la réaction s'écrit



bilan molaire : 1 mol 1 mol 1 mol

$$\text{nombre de moles de soufre : } n_S = \frac{m_S}{M_S} = \frac{4}{32} = 0,125 \text{ mol}$$

$$\text{nombre de moles de fer } n_{Fe} = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}} = \frac{5}{56} = 0,089 \text{ mol}$$

$n_{Fe} < n_S$ donc le soufre est en excès. D'après l'équation bilan, 0,089 mol de fer réagissent avec 0,089 mol de soufre pour donner 0,089 mol de sulfure de fer. D'où la masse de sulfure de fer formé :

$$m_{FeS} = n_{FeS} \times M_{FeS} = 0,089 (56+32) \quad \text{donc} \quad m_{FeS} = 7,83 \text{ g}$$

Remarque : il reste du soufre

$$m_{S \text{ restant}} = 0,036 \times 32 = 1,15 \text{ g}$$

- ④
1. CO_2 (dioxyde de carbone)
 H_2O (eau)
 2. $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2$
 3. masse de dioxygène nécessaire

$$m_{O_2} = n_{O_2} \times M_{O_2} \quad \text{avec } n_{O_2} = 2 n_{CH_4} = 2 \frac{m_{CH_4}}{M_{CH_4}}$$

$$\text{d'où } M_{O_2} = 2 \times \frac{m_{CH_4}}{M_{CH_4}} \times M_{O_2}$$

$$\text{AN : } M_{CH_4} = 12 + 4 = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_{O_2} = 16 \times 2 = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{O_2} = 2 \times \frac{7,5 \cdot 10^3}{16} \times 32 = 30000 \text{ g}$$

$$m_{O_2} = 30 \text{ kg}$$

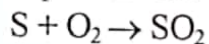
4. Volume de dioxygène correspondant

$$V_{O_2} = n_{O_2} \times V_m$$

$$V_{O_2} = 2 \times \frac{m_{CH_4}}{M_{CH_4}} \times V_m$$

$$\text{AN : } V_{O_2} = 2 \times \frac{7,5 \cdot 10^3}{16} \times 22,4 = 2100 \text{ L soit } V_{O_2} = 21 \text{ m}^3.$$

- 5 1. Equation bilan de la réaction



$$2. n_S = \frac{m_S}{M_S} = \frac{8,5}{32} = 0,265 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_m} = \frac{3}{22,4} = 0,134 \text{ mol}$$

$n_{O_2} < n_S$ donc le soufre est en excès. D'après le bilan molaire, 0,134 mol de soufre, réagissent avec 0,134 mol de dioxygène pour donner 0,134 mol de SO_2

La masse de soufre restante est donc : $M_{S \text{ restante}} = n_{S \text{ restant}} \times M_S$

$$\text{AN : } m_{S \text{ restante}} = (0,265 - 0,134) \times 32 = 4,2 \text{ g}$$

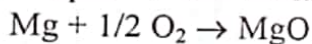
3. Masse dioxyde de soufre formé

$$m_{SO_2} = n_{SO_2} \times M_{SO_2}$$

$$\text{AN : } m_{SO_2} = 0,134 \times (32+32) = 8,58 \text{ g}$$

$$m_{SO_2} = 8,6 \text{ g}$$

- 6 1. L'équation bilan de la réaction



2. Volume de dioxygène

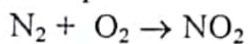
$$V_{O_2} = n_{O_2} \times V_m$$

$$\text{D'après l'équation bilan } n_{O_2} = 1/2 n_{MgO} = \frac{1}{2} \frac{m_{MgO}}{M_{MgO}} \times V_m$$

$$\text{AN : } V_{O_2} = \frac{1}{2} \times \frac{2}{(24,3+16)} \times 22,4 = 0,56 \text{ L}$$

$$V_{O_2} = 0,56 \text{ L}$$

- 7 1. L'équation bilan de la réaction



2. Masse de diazote nécessaire

$$m_{N_2} = n_{N_2} \times M_{N_2}$$

$$\text{d'après l'équation bilan } n_{N_2} = n_{NO_2} = \frac{m_{NO_2}}{M_{NO_2}}$$

$$\text{AN : } M_{NO_2} = 14 + 32 = 46 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$n_{N_2} = \frac{1000}{46} = 21,74 \text{ mol}$$

$$m_{N_2} = 21,74 \times 28 = 609 \text{ g}$$

- 8 1. L'équation bilan de la réaction
 $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2 C_2H_5OH + 2 CO_2$
 2. Nombre de moles d'alcool obtenu

$$n_{C_2H_5OH} = 2 n_{C_6H_{12}O_6} = 2 \times \frac{m_{C_6H_{12}O_6}}{M_{C_6H_{12}O_6}}$$

$$AN : M_{C_6H_{12}O_6} = 6 M_C + 12 M_H + 6 M_O$$

$$M_{C_6H_{12}O_6} = (6 \times 12) + (12 \times 1) + (6 \times 16) = 180 \text{ g}$$

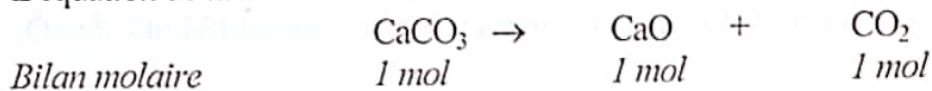
$$M_{C_2H_5OH} = 2 \times \frac{180}{180} = 2 \text{ mol}$$

3. Volume du dioxyde de carbone dégagé

$$V_{CO_2} = n_{CO_2} \times V_m \text{ avec } n_{CO_2} = 2 n_{C_6H_{12}O_6}$$

$$AN : V_{CO_2} = 2 \times 22,4 = 44,8 \text{ L}$$

- 9 L'équation de la réaction est :



La masse d'oxyde de calcium est :

$$m_{CaO} = n_{CaO} \times M_{CaO}$$

Or d'après le bilan molaire

$$n_{CaO} = n_{CaCO_3} = \frac{m_{CaCO_3}}{M_{CaCO_3}}$$

$$M_{CaO} = M_{Ca} + M_O = 40 + 16 = 56 \text{ g/mol}$$

$$M_{CaCO_3} = M_{Ca} + M_C + 3M_O = 40 + 12 + (3 \times 16) = 100 \text{ g/mol}$$

$$AN : n_{CaO} = \frac{40}{100} = 0,4 \text{ mol}$$

$$m_{CaO} = 0,4 \times 56 = 22,4 \text{ g}$$

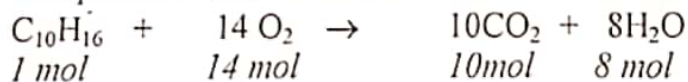
Le volume de dioxyde de carbone est

$$V_{CO_2} = n_{CO_2} \times V_m$$

Or d'après le bilan molaire

$$n_{CO_2} = n_{CaCO_3} = 4 \text{ mol}$$

- 10 1. L'équation de la combustion :



2. Calcul du volume de dioxygène

$$V_{O_2} = n_{O_2} \times V_m ; \text{ or d'après le bilan molaire}$$

$$n_{O_2} = 14 n_{C_{10}H_{16}} = 14 \frac{m_{C_{10}H_{16}}}{M_{C_{10}H_{16}}}$$

$$M_{C_{10}H_{16}} = 10M_C + 16M_H = (10 \times 12) + 16 = 136 \text{ g/mol}$$

$$AN : n_{O_2} = \frac{14 \times 6,8}{136} = 0,7 \text{ mol}$$

$$V_{O_2} = 0,7 \times 22,4 = 15,7 \text{ L}$$

CHAPITRE 7

- ① 1. Faux : chaque ion Na^+ est entouré de 6 ions Cl^-
2. Vrai : le cristal est un isolant car les ions ne sont pas libres de se déplacer.
3. Faux : l'hydratation est exothermique
4. Faux: au cours de certaines électrolyses, l'eau se décompose à la cathode

$$2 \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow 2 \text{OH}^- + \text{H}_2$$
5. Vrai

② La formule d'un composé ionique découle de l'écriture ionique. Dans l'écriture ionique, les ions sont en nombres tels que le composé soit électriquement neutre.

- Le nitrate de cuivre II contient les ions Cu^{2+} et NO_3^- . La neutralité électrique du composé se traduit par l'équation $1 \times (+2) + 2 \times (-1) = 0$.
 Il faut donc 1 ion Cu^{2+} et 2 ions NO_3^- d'où :
 - l'écriture ionique $\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
 - et la formule $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- Le carbonate d'aluminium contient les ions Al^{3+} et CO_3^{2-} . La neutralité électrique du composé se traduit par l'équation $2 \times (+3) + 3 \times (-2) = 0$.
 Il faut donc 2 ions Al^{3+} et 3 ions CO_3^{2-} d'où :
 - l'écriture ionique $2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{CO}_3^{2-}$;
 - la formule du composé $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$.
- Le sulfate de fer III contient les ions Fe^{3+} et SO_4^{2-} . La neutralité électrique du composé se traduit par l'équation $2 \times (+3) + 3 \times (-2) = 0$.
 Il faut donc 2 ions Fe^{3+} et 3 ions SO_4^{2-} d'où :
 - l'écriture ionique $2 \text{Fe}^{3+} + 3 \text{SO}_4^{2-}$;
 - la formule du composé $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- Le fluorure de calcium contient les ions Ca^{2+} et F^- . La neutralité électrique du composé se traduit par l'équation $1 \times (+2) + 2 \times (-1) = 0$.
 Il faut donc 1 ion Ca^{2+} et 2 ions F^- d'où :
 - l'écriture ionique $\text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^-$
 - et la formule du composé CaF_2 .
- Le phosphate d'ammonium contient les ions NH_4^+ et PO_4^{3-} . La neutralité électrique du composé se traduit par l'équation $3 \times (+1) + 1 \times (-3) = 0$.
 Il faut donc 3 ions NH_4^+ et 1 ion PO_4^{3-} d'où :
 - l'écriture ionique $3 \text{NH}_4^+ + \text{PO}_4^{3-}$
 - et la formule du composé $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$

③

Formule du composé	BaO	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	FeS	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
Ecriture ionique	$\text{Ba}^{2+} + \text{O}^{2-}$ ion baryum ion oxyde	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^-$ ion magnésium ion hydroxyde	$\text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-}$ ion fer II ion sulfure	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ ion plomb ion nitrate
Nom du composé	oxyde de baryum	hydroxyde de magnésium	sulfure de fer	nitrate de plomb

- ④ Concentration molaire de la solution saturée

$$C_{Cl_2} = \frac{n_{Cl_2}}{V} \text{ avec } n_{Cl_2} = \frac{V_{Cl_2}}{V_m}$$

$$D'où C_{Cl_2} = \frac{V_{Cl_2}}{V_m \cdot V}$$

$$AN : C_{Cl_2} = \frac{2,6}{24} = 0,11 \text{ mol/L}$$

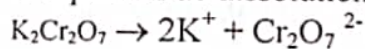
- ⑤ Soit X une espèce chimique présente dans une solution. Sa concentration

$$\text{molaire est : } [X] = \frac{n_X}{V} = \frac{m_X}{M_X \cdot V}$$

Anions	NO ₃ ⁻	Cl ⁻	SO ₄ ²⁻	HCO ₃ ⁻
Nom	Ion nitrate	Ion chlorure	Ion sulfate	Ion hydrogénocarbonate
[X] en mol/L	0	2,45.10 ⁻⁴	8,96.10 ⁻⁵	3,54.10 ⁻³

Cations	Ca ²⁺	Mg ²⁺	K ⁺	Na ⁺
Nom	Ion calcium	Ion magnésium	Ion potassium	Ion sodium
[X] en mol/L	1,41.10 ⁻³	1,11.10 ⁻⁴	1,1.10 ⁻⁴	9,35.10 ⁻⁴

- ⑥ L'équation de dissolution s'écrit :

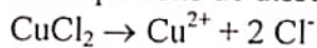


$$m_{K_2Cr_2O_7} = n_{K_2Cr_2O_7} \times M_{K_2Cr_2O_7} \text{ avec } n_{K_2Cr_2O_7} = n_{Cr_2O_7^{2-}} = [Cr_2O_7^{2-}] \times V$$

$$m_{K_2Cr_2O_7} = [Cr_2O_7^{2-}] \times V \times M_{K_2Cr_2O_7}$$

$$AN : m = 10^{-3} \times 0,25 \times 294 = 0,073 \text{ g soit } 73 \text{ mg}$$

- ⑦ 1. Les équations de dissolution



2. Les ions présents en solution

Cu²⁺ : ion cuivre II

Cl⁻ : ion chlorure

Al³⁺ : ion aluminium

3. Concentrations molaires des ions

$$[Cu^{2+}] = \frac{n_{Cu^{2+}}}{V} \text{ avec } n_{Cu^{2+}} = n_{CuCl_2} = \frac{m_1}{M_{CuCl_2}}$$

$$AN : M_{CuCl_2} = M_{Cu} + 2 M_{Cl} = 63,5 + (2 \times 35,5) = 134,5$$

$$n_{Cu^{2+}} = \frac{6}{134,54} = 0,0446 \text{ mol}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{0,0446}{0,5} = 0,089 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Al}^{3+}] = \frac{n_{\text{Al}^{3+}}}{V} \text{ avec } n_{\text{Al}^{3+}} = n_{\text{AlCl}_3} = \frac{m_{\text{AlCl}_3}}{M_{\text{AlCl}_3}} \text{ avec } M_{\text{AlCl}_3} = 133,5 \text{ g/mol}$$

$$[\text{Al}^{3+}] = \frac{m_{\text{AlCl}_3}}{M_{\text{AlCl}_3} \cdot V}$$

$$\text{AN : } [\text{Al}^{3+}] = \frac{6}{133,48} = 0,09 \text{ mol/L}$$

Les ions sont apportés aussi bien par le chlorure de cuivre que par le chlorure d'aluminium.

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V} \text{ avec } n_{\text{Cl}^-} = 2n_{\text{CuCl}_2} + 3n_{\text{AlCl}_3}$$

$$\text{AN : } n_{\text{Cl}^-} = (2 \times 0,04) + (3 \times 0,045) = 0,2 \text{ mol}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{0,2242}{5} = 0,4 \text{ mol/L}$$

$$\textcircled{8} M_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = M_{\text{Fe}} + M_{\text{S}} + 11M_{\text{O}} + 14M_{\text{H}}$$

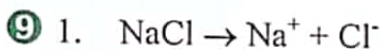
$$M_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = 56 + 32 + (11 \times 16) + 14 = 278 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} \times M_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}}$$

$$\text{avec } n_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = C \times V$$

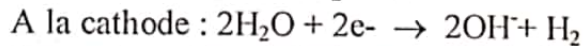
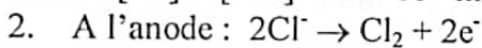
$$\text{AN : } n_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = 0,2 \times 0,5 = 0,1 \text{ mol}$$

$$m_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = 0,1 \times 278 = 27,8 \text{ g}$$

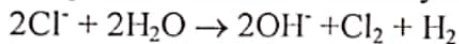


$$n_{\text{Cl}^-} = n_{\text{Na}^+} = n_{\text{NaCl}}$$

$$\Rightarrow [\text{Cl}^-] = [\text{Na}^+] = C = 10^{-1} \text{ mol/L}$$



3. L'équation-bilan de l'électrolyse s'écrit :



$$n_{\text{Cl}^- \text{ utilisé}} = (C - C') \cdot V = (0,1 - 0,07) \times 0,18 = 5,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}_2} = 1/2 n_{\text{Cl}^-} = 1/2 \times 5,4 \cdot 10^{-3} = 2,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Cl}_2$$

⑩

Tests	Reactifs	Observations	Ions présents dans la solution A
Test 1	$\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$	Précipité blanc qui noircit à la lumière	Cl^- ion chlorure
Test 2	$\text{Ba}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$	Précipité blanc qui ne noircit pas à la lumière	SO_4^{2-} ion sulfate
Test 3	$\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	Rien. Test non décisif	
Test 4	$\text{Na}^+ + \text{OH}^-$	Précipité blanc soluble dans un excès de soude et dans un excès d'ammoniaque.	Zn^{2+} ion zinc

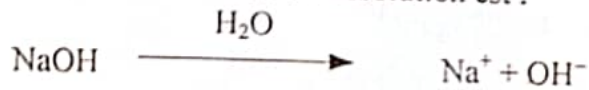
①

Test	Réactifs	Observations	Ions présents dans la solution B
Test 1	$\text{Na}^+ + \text{OH}^-$	Précipité bleu	Cu^{2+} Ion cuivre II
Test 2	$\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$	Précipité blanc qui noircit à la lumière	
Test 3	$\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^-$	Pas de précipité	

La solution B contient donc les ions Cu^{2+} et Cl^-

- B est une solution de chlorure de cuivre.
- Sa formule est : CuCl_2

② 1. L'équation-bilan de la dissolution est :



- Les ions présents dans la solution sont :
 - Ion sodium Na^+
 - Ion hydroxyde OH^-

$$3. [\text{Na}^+] = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V}$$

$$\text{avec } n_{\text{Na}^+} = n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} \quad (\text{d'après l'équation-bilan})$$

$$\text{A.N. } M_{\text{NaOH}} = M_{\text{Na}} + M_{\text{O}} + M_{\text{H}}$$

$$M_{\text{NaOH}} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$n_{\text{Na}^+} = \frac{25}{40} = 0,62 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{0,62}{0,4} = 1,5 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{OH}^-}}{V} \quad \text{avec } n_{\text{OH}^-} = n_{\text{Na}^+} \quad (\text{d'après l'équation-bilan})$$

$$\text{d'où } [\text{OH}^-] = [\text{Na}^+] = 1,5 \text{ mol.L}^{-1}$$

- ⑥ 1. Le vinaigre est la plus acide car son pH est le plus faible.
L'eau de javel, dont le pH est le plus fort, est la plus basique.
2. a. Couleur bleue
b. Couleur Jaune

⑦ Solution commerciale

$$\text{Solution préparée } \begin{cases} C_0 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1} \\ V = 1 \text{ L} \end{cases}$$

Au cours de la dilution, la quantité d'ions Cl^- se conserve

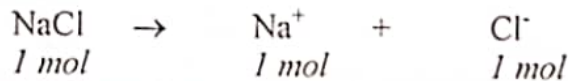
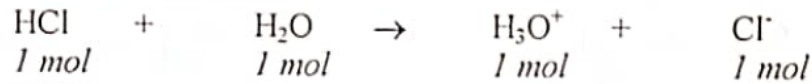
$$n_{\text{Cl}^-} \text{ avant dilution} = n_{\text{Cl}^-} \text{ après dilution}$$

$$\text{d'où } C_0 V_0 = C \cdot V \text{ et } V_0 = \frac{C \cdot V}{C_0}$$

$$\text{AN : } V_0 = \frac{0,1}{10} = 0,01 \text{ L} = 10 \text{ mL}$$

On prélève 10 mL de solution commerciale que l'on complète à 1000 mL avec 990 mL d'eau

⑧ Les équations de dissolution



Les ions H_3O^+ proviennent de la solution d'acide chlorhydrique
donc $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \text{ mol/L}$

Les ions Na^+ proviennent de la solution de chlorure de sodium

$$n_{\text{Na}^+} = n_{\text{NaCl}} \times V_{\text{NaCl}}$$

$$\text{comme } [\text{Na}^+] = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V_{\text{total}}} \text{ alors } [\text{Na}^+] = \frac{C_{\text{NaCl}} \times V_{\text{NaCl}}}{V_{\text{HCl}} + V_{\text{NaCl}}}$$

$$\text{AN : } [\text{Na}^+] = \frac{0,1 \times 10}{20+10} = \frac{1}{30} = 0,03 \text{ mol/L}$$

Les ions Cl^- proviennent des deux solutions

de ce fait $n_{\text{Cl}^-} = n_{\text{Cl}^-(\text{HCl})} + n_{\text{Cl}^-(\text{NaCl})}$

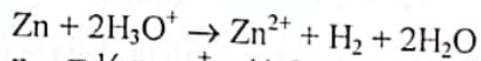
$$\text{or } n_{\text{Cl}^-(\text{HCl})} = C_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}} \text{ et } n_{\text{Cl}^-(\text{NaCl})} = C_{\text{NaCl}} \times V_{\text{NaCl}}$$

$$\text{d'où } n_{\text{Cl}^-} = C_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}} + C_{\text{NaCl}} \times V_{\text{NaCl}}$$

$$\text{donc } [\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V_{\text{total}}} = \frac{C_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}} + C_{\text{NaCl}} \times V_{\text{NaCl}}}{V_{\text{HCl}} + V_{\text{NaCl}}}$$

$$\text{AN : } [\text{Cl}^-] = \frac{(10^{-2} \times 20) + (10^{-1} \times 10)}{20+10} = 0,04 \text{ mol.L}^{-1}$$

- 9 1. On recueille du dihydrogène (H_2) ce gaz s'enflamme en émettant une légère détonation à l'approche d'une flamme.



$$n_{H_2} = \frac{1}{2} n_{H_3O^+} = \frac{1}{2} CaVa = \frac{1}{2} \times 1 \times 0,03$$

$$n_{H_2} = 0,015 \text{ mol}$$

$$V_{H_2} = n_{H_2} \times V_m = 0,015 \times 22,4 = 0,34 \text{ L}$$

$$V_{H_2} = 0,34 \text{ L}$$

2. le solide obtenu est le chlorure de zinc ($ZnCl_2$)

$$n_{ZnCl_2} = n_{Zn^{2+}} = n_{H_2} = 0,015 \text{ mol}$$

$$m_{ZnCl_2} = n_{ZnCl_2} \times M_{ZnCl_2}$$

$$m_{ZnCl_2} = 0,015 \times (65,4 + 71) = 2 \text{ g}$$

- 10 1. Les précautions à prendre : elles sont indiquées sur l'étiquette du produit.
Ce sont :
- Eviter tout contact avec la peau, les yeux ou les vêtements. En effet, la soude déshydrate et attaque la peau. Toute projection dans les yeux provoque des lésions oculaires.
 - Eviter toute ingestion aux risques d'avoir des brûlures buccales et épigastriques.
 - Pour manipuler ce produit, se munir d'une blouse, des gants et des lunettes de protection.
2. Masse d'hydroxyde de sodium présente dans le flacon.
 $m_{NaOH} = 20/100 \times 500$
 $m_{NaOH} = 100 \text{ g}.$

CHAPITRE 9

- ① Faux : cette réaction est exothermique. On note un important dégagement de chaleur.

Vrai : car $n_{\text{OH}^- \text{ ajoutés}} = n_{\text{H}_3\text{O}^+ \text{ initialement présents}}$

Vrai : ce sont des ions indifférents.

- ② A l'équivalence $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{OH}^-}$ avec $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V_a = 10^{-\text{pH}} \times V_a$

$$n_{\text{OH}^-} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}}$$

$$\text{d'où } m_{\text{NaOH}} = 10^{-\text{pH}} \times V_a \times M_{\text{NaOH}}$$

$$\text{AN : } M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g. mol}^{-1}$$

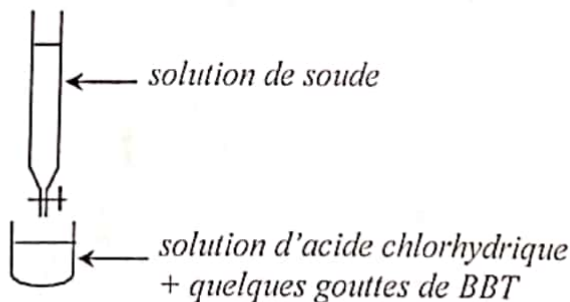
$$m_{\text{NaOH}} = 10^{-2} \times 0,1 \times 40 = 0,04 \text{ g}$$

- ③ A l'équivalence $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{OH}^-}$ avec $\begin{cases} n_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{V_{\text{HCl}}}{V_m} \cdot n_{\text{OH}^-} = C_b \times V_b \\ n_{\text{OH}^-} = C_b \times V_b \end{cases}$

$$\frac{V_{\text{HCl}}}{V_m} = C_b \times V_b \text{ donc } V_{\text{HCl}} = C_b \times V_b \times V_m$$

$$V_{\text{HCl}} = 0,01 \times 0,1 \times 24 = 0,024 \text{ L}$$

- ④ 1. Schéma du dispositif expérimental



2. Solution de HCl initiale $\begin{cases} C_0 = 0,01 \text{ mol/L} \\ V_0 \text{ à prélever} \end{cases}$
- Solution de HCl finale $\begin{cases} C_1 = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3} \text{ mol/L} \\ V_1 = 0,100 \text{ L} \end{cases}$

n_{Cl^-} avant dilution = n_{Cl^-} après dilution

$$C_0 V_0 = C_1 V_1 \text{ d'où } V_0 = \frac{C_1 V_1}{C_0}$$

$$\text{AN : } V_0 = \frac{10^{-3} \times 0,100}{0,01} = 0,01 \text{ L soit } 10 \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{eau}} = V_1 - V_0 = 100 - 10 = 90 \text{ cm}^3$$

Pour préparer la solution, il faudra ajouter 90 cm^3 d'eau à 10 cm^3 d'acide.

3. Concentration C_b de la solution de soude
A l'équivalence

$$C_b V_b = C_a V_a \text{ donc } V_b = \frac{C_a V_a}{C_b}$$

$$\text{AN : } C_b = \frac{10^{-3} \times 50}{25} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

- 5 1. $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_a V_a = 0,02 \times 10^{-2} = 0,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 $n_{\text{OH}^-} = C_b V_b = 0,05 \times 10^{-2} = 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 $n_{\text{OH}^-} > n_{\text{H}_3\text{O}^+}$ la solution obtenue est basique

2. Ions présents dans la solution

OH^- ; Na^+ et Cl^-

$$[\text{Na}^+] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = \frac{0,5 \times 10^{-3}}{20 \times 10^{-3}} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} = \frac{2 \cdot 10^{-2} \times 10^{-2}}{20 \times 10^{-3}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

La réaction se fait mole par mole; $0,2 \cdot 10^{-3}$ de H_3O^+ réagissent avec $0,2 \cdot 10^{-3}$ mol de OH^- .

$$n_{\text{OH}^- \text{ restant}} = n_{\text{OH}^- \text{ initial}} - n_{\text{OH}^- \text{ qui a réagi}}$$
$$n_{\text{OH}^- \text{ restant}} = 0,5 \cdot 10^{-3} - 0,2 \cdot 10^{-3} = 0,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{OH}^- \text{ restant}}}{V_a + V_b} = \frac{0,3 \cdot 10^{-3}}{20 \times 10^{-3}} = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

- 6 1. Concentration molaire de la solution diluée

A l'équivalence, $n_{\text{H}_3\text{O}^+ \text{ initial}} = n_{\text{OH}^- \text{ ajoutés}}$

$$C_a V_a = C_b V_b$$

$$\text{Donc } C_a = \frac{C_b V_b}{V_a}$$

$$\text{AN : } C_a = \frac{10^{-2} \times 15 \cdot 10^{-3}}{10^{-2}} = 0,015 \text{ mol/L}$$

2. Concentration molaire initiale de la solution d'acide chlorhydrique

$C = 100 C_a$ car la solution initiale a été diluée cent fois

$$\text{AN : } C = 100 \times 0,015 = 1,5 \text{ mol/L}$$

3. Concentration massique du produit nettoyant

$$t = \frac{m_{\text{HCl}}}{V_{\text{HCl}}}$$

or $m_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} \times M_{\text{HCl}}$ et $n_{\text{HCl}} = C \times V_{\text{HCl}}$

donc $m_{\text{HCl}} = C \times M_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}}$

d'où $t = C \times M_{\text{HCl}}$

$$\text{AN : } M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$t = 1,5 \times 36,5 = 58 \text{ g/L}$$

- 7
1. On peut le montrer par sa conductibilité électrique.
 2. Addition de BBT; on obtient une coloration jaune ou utilisation du papier pH qui rougit.
 3. Addition de nitrate d'argent (AgNO_3); on obtient un précipité blanc de chlorure d'argent (AgCl) qui noircit à la lumière.

4. A $\begin{cases} 31\% \text{ masse} \\ V = 1\text{L} \end{cases}$

$$C_a = \frac{n_{\text{HCl}}}{V} = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}} \times V} \text{ avec } m_{\text{HCl}} = 0,6 \times \frac{31}{100} = 0,186 \text{ g}$$

$$C_a = \frac{0,186}{36,5 \times 1} = 5,09 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

A l'équivoque $C_a V_a = C_b V_b$

$$V_b = \frac{C_a V_a}{C_b}$$

$$V_b = \frac{5,09 \cdot 10^{-3} \times 10^{-1}}{0,01} = 0,0509 \text{ L}$$

$$V_b = 51 \text{ mL}$$

- 8
1. $n_{\text{OH}^-} = C_b V_b = 25 \cdot 10^{-3} \times 0,01 = 0,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_a V_a = 2 \cdot 10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3} = 0,20 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 $n_{\text{OH}^-} > n_{\text{H}_3\text{O}^+}$ donc la solution obtenue est basique

$$2. [\text{K}^+] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = \frac{0,25 \cdot 10^{-3}}{35 \cdot 10^{-3}} = 7,14 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} = \frac{0,2 \cdot 10^{-3}}{35 \cdot 10^{-3}} = 5,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{C_b V_b - C_a V_a}{V_a + V_b} = \frac{(0,25 \cdot 10^{-3} - 0,2) \cdot 10^{-3}}{35 \cdot 10^{-3}} = 1,42 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

3. Après la réaction acido-basique il reste :
 KCl (produit) : chlorure de potassium
 KOH (réactif restant) : hydroxyde de potassium

- 9
1. Solution commerciale $\begin{cases} C_0 = 1 \text{ mol.L}^{-1} \\ V_0 \text{ à prélever} \end{cases}$

$$\text{Solution préparée } \begin{cases} C_1 = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \\ V_1 = 2 \text{ L} \end{cases}$$

Au cours de la dilution la quantité des ions Cl^- se conserve

$$n_{\text{Cl}^-} \text{ avant dilution} = n_{\text{Cl}^-} \text{ après dilution}$$

$$C_0 V_0 = C_1 V_1$$

$$V_0 = \frac{C_1 V_1}{C_0} = \frac{10^{-2} \times 2}{12} = 1,63 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

2. HCl $\begin{cases} C_a = 10^{-2} \text{ mol/L} \\ V_a = 50 \text{ cm}^3 \end{cases}$
 NaOH $\begin{cases} C_b = 0,1 \text{ mol/L} \\ V_b = ? \end{cases}$

A l'équivalence $n_{H_3O^+} = n_{OH^-}$
soit $C_a V_a = C_b V_b$

$$\text{Donc } V_b = \frac{C_a V_a}{C_b}$$

$$V_b = \frac{50 \cdot 10^{-2}}{0,1} = 5 \text{ mL}$$

⑩ HCl $\begin{cases} V_a = 50 \text{ mol/L} \\ C_a = 0,1 \text{ mol/L} \end{cases}$
NaOH $\begin{cases} V_b = ? \\ C_b = 0,2 \text{ mol/L} \end{cases}$

pH = 2, le mélange est acide donc $n_{H_3O^+} > n_{OH^-}$

$$[H_3O^+] = \frac{C_a V_a - C_b V_b}{V_a + V_b} = 10^{-\text{pH}}$$

$$C_a V_a - C_b V_b = 10^{-\text{pH}} (V_a + V_b) = (10^{-\text{pH}} \times V_a) + (10^{-\text{pH}} \times V_b)$$

$$V_b (C_b + 10^{-\text{pH}}) = (C_a - 10^{-\text{pH}}) \times V_a$$

$$V_b = \frac{C_b + 10^{-\text{pH}}}{C_a - 10^{-\text{pH}}} \times V_a$$

$$\text{AN : } V_b = \frac{0,1 - 10^{-2}}{0,2 + 10^{-2}} \times 50 = 21,4 \text{ mL}$$

⑪ 1. Quantité d'ions H_3O^+ par la solution d'acide chlorhydrique.

$$N_{H_3O^+} = C_a V_a = 1 \times 15 \cdot 10^{-3} = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Quantité d'ions OH^- par la solution de soude.

$$N_{OH^-} = C_b V_b = 1 \times 10 \cdot 10^{-3} = 10^{-2} \text{ mol}$$

$N_{H_3O^+} > N_{OH^-}$, donc la solution est acide.

2. L'équation-bilan de la réaction est :



3. Concentrations des ions présents dans le mélange.

$$[Na^+] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = \frac{10^{-2}}{25 \cdot 10^{-3}} = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Cl^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} = \frac{15 \cdot 10^{-3}}{25 \cdot 10^{-3}} = 0,6 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H_3O^+] = \frac{C_a V_a - C_b V_b}{V_a + V_b} = \frac{1,5 \cdot 10^{-2} - 10^{-2}}{25 \cdot 10^{-3}}$$

$$[H_3O^+] = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$$

4. A l'équivalence acido-basique,

$$N_{H_3O^+(\text{mélange})} = N_{OH^-(\text{mélange})}$$

$$[H_3O^+] \times (V_a + V_b) = C_b V'_b$$

$$V'_b = \frac{[H_3O^+] \times (V_a + V_b)}{C_b}$$

$$\text{AN : } V'_b = \frac{0,2 \times 25 \cdot 10^{-3}}{1} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ L soit } 5 \text{ cm}^3$$

CORRIGES

Extrait du tableau de la classification périodique des éléments chimiques

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1 H Hydrogène							2 He Hélium
3 Li Lithium	4 Be Bérylium	5 B Bore	6 C Carbone	7 N Azote	8 O Oxygène	9 F Fluor	10 Ne Néon
11 Na Sodium	12 Mg Magnésium	13 Al Aluminium	14 Si Silicium	15 P Phosphore	16 S Soufre	17 Cl Chlore	18 Ar Argon
19 K 39	20 Ca 40						