

Physique Chimie

Livre du professeur

Sous la direction de
Jean-Pierre DURANDEAU,
André DURUPTHY
et **Marie-Blanche MAUHOURAT**

Vincent BESNARD
Paul BRAMAND
Manuel DUMONT
Odile DURUPTHY
Rosine FANGUET
Michel FANGUET
Philippe FAYE
Magali GIACINO
Alain JAUBERT
Françoise PATRIGEON
Christiane SIMON
Georges THOMASSIER



HACHETTE
Éducation

Maquette : Nicolas Piroux.
Composition et mise en page : CMB Graphic
Schémas : Corédoc

www.hachette-education.com

© HACHETTE LIVRE 2004, 43, quai de Grenelle, F 75905 Paris Cedex 15.
I.S.B.N. 2.01.13.5375.0

Tous droits de traduction, de reproduction et d'adaptation réservés pour tous pays.

Le Code de la propriété intellectuelle n'autorisant, aux termes des articles L. 122-4 et L. 122-5, d'une part, que les « copies ou reproductions strictement réservées à l'usage privé du copiste et non destinées à une utilisation collective », et, d'autre part, que « les analyses et les courtes citations » dans un but d'exemple et d'illustration, « toute représentation ou reproduction intégrale ou partielle, faite sans le consentement de l'auteur ou de ses ayants droit ou ayants cause, est illicite ».

Cette représentation ou reproduction, par quelque procédé que ce soit, sans autorisation de l'éditeur ou du Centre français de l'exploitation du droit de copie (20, rue des Grands-Augustins, 75006 Paris), constituerait donc une contrefaçon sanctionnée par les articles 425 et suivants du Code pénal.

Sommaire

Physique

1. De l'infiniment petit à l'infiniment grand.....	5
2. Mesurer les objets de l'Univers....	11
3. Décomposer la lumière émise par les objets	19
4. Les messages de la lumière	28
5. Étudier un mouvement	38
6. Forces et mouvements.....	48
7. Mouvement de la Lune et des satellites.....	57
8. Mesurer une durée	68
9. Espace et temps.....	80
10. Décrire l'état gazeux.....	90
11. Équation d'état du gaz parfait...	101

Chimie

12. Substances naturelles ou synthétiques	112
13. Extraction d'espèces chimiques..	118
14. Séparation et identification d'espèces chimiques	125
15. Synthèse d'espèces chimiques ...	131
16. Structure de l'atome	139
17. De l'atome aux édifices chimiques.....	146
18. Classification périodique des éléments	155
19. Du microscopique au macroscopique : la mole.....	166
20. Solution et concentration	172
21. La transformation chimique	183
22. Bilan de matière	190
> Pour aller plus loin Physique et Chimie	201

Avant-propos

Indications pour l'utilisation du livre du professeur

Les chapitres du livre du professeur présentent :

- le rappel des objectifs du programme, des contenus, des connaissances et savoir-faire exigibles, les exemples d'activités et les commentaires publiés dans le Bulletin Officiel du ministère de l'Education Nationale (numéro hors série du 12 août 1999) ;
- le matériel et les produits utilisés par le professeur et les élèves. Il s'agit en général du matériel courant existant dans les lycées ;
- des commentaires sur le déroulement du chapitre. Les auteurs expliquent leur démarche et leurs choix, précisent leurs objectifs, indiquent les pré-requis éventuellement nécessaires pour aborder les divers paragraphes et donnent des conseils relatifs à la conduite des expériences et des travaux pratiques, à leur exploitation, ainsi qu'à la sécurité ;
- le corrigé de tous les exercices proposés dans le livre de l'élève ;
 - des activités et des exercices complémentaires ;
 - activités pour le cours ou pour « rechercher et expérimenter » ;
 - exercices complémentaires avec leurs solutions ;
- des compléments scientifiques, volontairement succincts. Pour des informations plus complètes, les professeurs sont invités à se référer à la bibliographie mentionnée ;
- une description des ressources du cédérom pour le chapitre avec des propositions d'utilisation pédagogique avec les élèves ;
- une bibliographie référençant des ouvrages, vidéos, cédéroms et sites Internet.

De l'infiniment petit à l'infiniment grand

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

I. Exploration de l'espace

Contenus

1. De l'atome aux galaxies

1.1 Présentation de l'Univers

L'atome, le Terre, le système solaire, la Galaxie, les autres galaxies.

1.2 Échelle des longueurs

- Échelle des distances de l'Univers de l'atome aux galaxies. Unités de longueur.
- Taille comparée de différents systèmes.

Connaissances et savoir-faire exigibles

- Utiliser à bon escient les noms des objets remplissant l'espace aussi bien au niveau microscopique (noyau, atome, molécule, cellule, etc.) qu'au niveau cosmique (Terre, Lune, planète, étoile, galaxie).
- Savoir classer ces objets en fonction de leur taille. Savoir positionner ces objets les uns par rapport aux autres sur une échelle de distances.
- Savoir que le remplissage de l'espace par la matière est essentiellement lacunaire, aussi bien au niveau de l'atome qu'à l'échelle cosmique.
- Savoir utiliser les puissances de 10 dans l'évaluation des ordres de grandeur, dans les calculs, et dans l'expression des données et des résultats.
- Être capable d'effectuer une recherche documentaire et critique sur un cédérom ou sur Internet (compétence en cours d'acquisition).

Exemples d'activités

Étude de documents textuels ou multimédias donnant des informations sur les représentations du système solaire et sur les échelles de distances.

Commentaires

Le travail sur cette grandeur fondamentale de la physique, la longueur, doit permettre à l'élève de faire une transition relativement aisée du Collège au Lycée. En effet, peu de notions nouvelles sont introduites. Ceci permet de travailler davantage en début d'année sur la méthodologie.

Ainsi, l'accent est mis sur diverses compétences liées à la langue française, à l'outil mathématique et à l'expérimentation. Le travail autour de l'expérience de cours ou de travaux pratiques est essentiel afin que l'élève, comme il l'a fait au collège, continue d'apprendre à observer, à décrire, à schématiser, à analyser, à rédiger, à utiliser un vocabulaire scientifique, à argumenter...

Les compétences développées ici sont bien évidemment mises en jeu tout au long de l'année, mais c'est au cours de cette partie du programme que l'enseignant pourra cerner les difficultés de ses élèves et introduire, dès le début de l'année, quelques outils méthodologiques dans sa classe. [...]

Il est bon d'avoir à l'esprit qu'à toutes les échelles, le remplissage de l'espace par la matière est lacunaire et discontinu.

Pour une meilleure compréhension des dimensions relatives du noyau et du nuage électronique de l'atome, on peut donner dans le cadre du cours de physique ou de chimie un exemple transposé à l'échelle humaine (si le cortège électronique avait la taille du stade de France, le noyau de l'atome aurait approximativement la taille d'une tête d'épingle placée au centre). Le rapport entre la taille du Soleil et la taille du système solaire est du même ordre de grandeur.

Les connaissances à introduire concernant la structure de l'Univers doivent rester modestes.

Matériel

Cours

Ce chapitre peut être illustré par différents supports, notamment de films :

- « Puissances de dix » ;

- « Univers » de la collection « In Situ » (Hachette);
- « Tous sur orbite », Éditions Montparnasse;
- « Le relief de l'invisible »;
- « Imaginer la taille de l'univers » (E = M6, DVD n° 1).

Rechercher et expérimenter

Aucun matériel n'est *a priori* requis.

Si l'on dispose d'une salle avec une connexion Internet, on pourra aller sur l'un ou l'autre des sites suivants :

<http://www.chez.com/dooblevey/puissance.htm>

<http://microcosm.web.cern.ch/microcosm/P10/english/welcome.html>

Déroulement du chapitre

► Objectifs

- Savoir positionner des objets les uns par rapport aux autres sur une échelle des distances.
- Savoir classer, en fonction de leur taille, une série d'objets.
- Savoir que le remplissage de l'espace par la matière est lacunaire.
- Savoir que le système solaire appartient à la Galaxie, une des nombreuses galaxies de l'Univers.

► Prérequis

Notions sur les puissances de dix.

Activités préparatoires

A. La grande histoire de l'Univers

Ce texte, écrit par Hubert REEVES, explique à l'aide d'images simples la formation de l'Univers.

Réponse à la question

Au début, les atomes nagent librement dans l'espace. Peu à peu, ils s'associent et commencent à former des molécules. Avec les molécules se forment une étoile, puis des galaxies, des amas de galaxies, l'Univers...

B. À la découverte du micromonde

Cette activité évoque les noms de trois scientifiques qui ont contribué au développement de nos connaissances sur la structure de la matière. Elle peut donc être reliée à l'un des thèmes proposés (*thème 3* : l'histoire des sciences et l'évolution des idées scientifiques) et être l'objet d'une recherche documentaire.

Quelques renseignements :

- John DALTON (1766-1844), physicien, chimiste et naturaliste anglais, est connu pour être le « redécouvreur » de la théorie des atomes.
- Sir Joseph John THOMSON (1856-1940), physicien de nationalité anglaise, est à l'origine de la découverte de l'électron.
- Lord Ernest RUTHERFORD (1871-1937), physicien britannique, est à l'origine de la structure lacunaire de l'atome.

Ce texte permet de cibler deux objectifs :

- montrer l'évolution des représentations de l'atome au cours des siècles derniers;

– permettre à l'élève de revoir les notions simples mais fondamentales sur le maniement des puissances de dix. Il lui est demandé d'écrire en langage mathématique un nombre exprimé avec des mots, et inversement, puis de comparer des nombres. De nombreuses compétences liées à l'outil mathématique sont ainsi mises en œuvre dès le début de l'année, qui permettront à l'enseignant de repérer très rapidement d'éventuelles difficultés.

Réponses aux questions

1. La dimension d'un noyau est de l'ordre de $10^{-6} \times 10^{-9} = 10^{-15}$ m. Celle de l'atome est de l'ordre de $10^{-1} \times 10^{-9} = 10^{-10}$ m.

2. Le rapport de la dimension de l'atome à la dimension du noyau est de 10^5 . L'atome est donc cent mille fois plus grand que son noyau.

3. *Atome* vient du grec *atomos* qui signifie « qu'on ne peut diviser ». On n'imaginait pas que l'atome était lui-même composé de particules plus petites (noyau et électrons).

Cours

1. Comment décrire l'Univers ?

L'activité préparatoire A permet d'introduire toutes les notions de ce paragraphe. La référence prise est notre échelle, l'échelle humaine. On peut demander aux élèves de faire la liste des noms d'objets appartenant à cette échelle, puis d'objets n'appartenant pas à cette échelle. Les mots planètes, étoiles, galaxies sont toujours cités. En revanche, beaucoup « oublient » les objets de l'infiniment petit, peut-être parce qu'ils ne sont pas visibles. Ce questionnement préalable met en évidence la nécessité d'une description de l'Univers selon trois niveaux, le niveau cosmique, l'échelle humaine et le niveau microscopique.

2. Comment la matière est-elle répartie dans l'Univers ?

L'Univers étant décrit, on peut se demander ce qu'il y a entre les planètes, ce qu'il y a entre les électrons et le noyau des atomes.

2.1 Au niveau microscopique

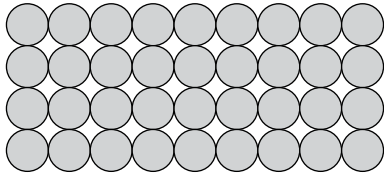
L'activité 1 reprend une idée développée dans l'activité préparatoire B. Elle explique comment RUTHERFORD a prouvé expérimentalement qu'un atome est environ cent mille fois plus grand que son noyau.

C'est l'expérience qui a permis de mettre en évidence le vide existant entre le noyau et les électrons d'un atome. C'est une notion qui semble difficilement acceptable pour les élèves, beaucoup ont du mal à renoncer à la présence d'air dans cet espace...

► Activité 1

Réponses aux questions

1. Le modèle de l'atome proposé au XIX^e siècle est une boule.
2. Si l'on admet que les atomes d'or sont assimilables à des boules, une feuille d'or, même extrêmement fine, peut-être représentée de la manière suivante :



Il y a donc peu de trous dans cette feuille, et les noyaux d'hélium qui la bombardent devraient rebondir. Or la majorité d'entre eux la traversent sans être déviés. Ceci montre qu'il y a beaucoup plus de trous dans la feuille d'or : les atomes d'or présentent des parties vides.

2.2 Au niveau cosmique

Ce paragraphe peut être illustré par un extrait de la cassette « Tous sur orbite – Hiver », début de la semaine 2 (quelques minutes). Le soleil est comparé à la coupole d'une cathédrale. Toutes les planètes du système solaire sont alors positionnées et remplacées par des objets respectant la même échelle. Les planètes apparaissent comme des poussières du Soleil, poussières d'étoile.

3. Comment exprimer et classer des longueurs ?

La longueur est introduite comme grandeur physique. Les paragraphes précédents ont montré que les longueurs qui permettent de décrire l'Univers sont extrêmement variées lorsqu'on passe du niveau microscopique au niveau cosmique. L'introduction des puissances de 10 permet une écriture plus simple de leurs mesures. C'est une occasion de revoir quelques multiples et sous-multiples du mètre. Les longueurs des objets de l'Univers sont tellement différentes de la plus petite à la plus grande qu'il est nécessaire d'utiliser une échelle graduée en puissances de 10 pour les classer.

4. Comment comparer des longueurs ?

- Il est fréquent pour le physicien d'avoir à comparer deux grandeurs. Il s'agit dans ce paragraphe, à l'aide de l'exemple simple de longueurs, de donner à l'élève la méthode permettant d'arriver à cette comparaison :
 - nécessité de mettre les grandeurs dans la même unité;
 - nécessité de faire le rapport.
- Le critère indiqué dans le cours, pour indiquer que deux longueurs sont du même ordre de grandeur lorsque le rapport de la plus grande à la plus petite est inférieur à 10, ne vaut que pour des objets cosmiques ou microscopiques. Son application à notre échelle est plus délicate : cela n'a pas grand sens, en effet, de dire qu'un nouveau né a une taille (60 cm) du même ordre de grandeur que celle d'un adulte (1,80 m).

► Activité 2

Réponses aux questions

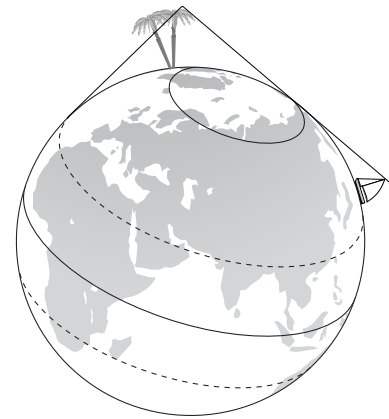
Une longueur de 7 mm équivaut à 7×10^{-3} m, soit 0,007 m. Les cheveux de la jeune fille, d'épaisseur moyenne 0,06 mm sont donc plus épais que la feuille d'or.

Recherche et expérimenter

1. Exploiter un texte scientifique sur l'Univers

Réponses aux questions

- I. 1. Parce que ce mot n'est pas utilisé au sens habituel : on ne pourra jamais voir, même si les télescopes devenaient extrêmement puissants.
2. Langage universel : langage commun.
3. *Amnésique* : qui a perdu la mémoire.
4. La phrase a. résume le mieux le texte.
- II. 1. 150×10^{21} km, soit 150×10^{24} m, soit $1,5 \times 10^{26}$ m.
2. La Terre est une sphère.
- 3.



2. Classer des objets de l'Univers

I. Du plus petit au plus grand :

- des atomes de platine;
- le virus de la grippe;
- une coccinelle;
- un voilier;
- la planète Saturne;
- le système solaire;
- la galaxie spirale M100.

II. 1. a. $1,2 \times 10^8$ m : la planète Saturne;

b. 12 m : le voilier;

c. 10^{21} m : la galaxie spirale M100;

d. 75×10^{-9} m : le virus de la grippe;

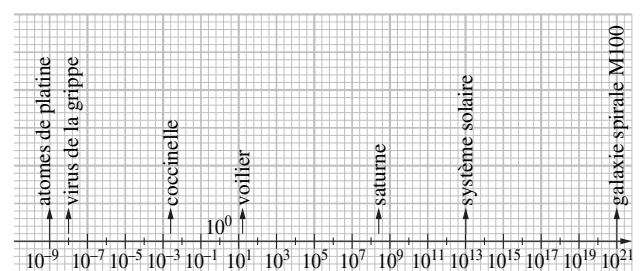
e. 10^{-9} m : les atomes de platine;

f. $5,7 \times 10^{-3}$ m : la coccinelle;

g. $1,5 \times 10^{13}$ m : le système solaire.

2. On peut placer sur l'axe le voilier à 12 cm de l'origine. La coccinelle, le virus de la grippe et les atomes de platine sont pratiquement confondus avec l'origine. Quant à la planète, au système solaire et à la galaxie, ils sont bien en dehors de la feuille.

3.



Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

a. 1. Un noyau d'atome, un atome d'oxygène, une cellule végétale, un acarien, Pluton, le Soleil, une galaxie.

2. Pluton, le Soleil, la galaxie au niveau cosmique : le noyau d'atome, l'atome d'oxygène, la cellule végétale et l'acarien au niveau microscopique.

c. Un atome est constitué d'un noyau autour duquel des électrons de très petite taille sont en mouvement incessant. Entre le noyau et les électrons, il y a beaucoup de vide : on dit que la structure de l'atome est lacunaire. Cette propriété de la matière s'observe aussi à l'échelle cosmique.

d. 1. La plus petite : $20 \times 10^{-4} \mu\text{m} = 2,0 \times 10^{-9} \text{ m}$;
puis $28 \times 10^{-7} \text{ cm} = 2,8 \times 10^{-8} \text{ m}$;
 $127 \text{ nm} = 1,27 \times 10^{-7} \text{ m}$;

enfin la plus grande : $34 \times 10^{-8} \text{ m} = 3,4 \times 10^{-7} \text{ m}$;

2. Le rapport $3,4 \times 10^{-7} / 2,0 \times 10^{-9}$ vaut 170. Les deux molécules n'ont pas des longueurs du même ordre de grandeur.

Exercices

1. Cosmique ; planète ; microscopique ; atome ; échelle humaine ; arbre.

2. Noyau de l'atome dans l'atome ; atome dans la molécule d'ADN ; molécule d'ADN dans le noyau cellulaire ; noyau cellulaire dans la cellule végétale ; cellule végétale dans le noyau de cerise ; noyau de cerise dans la cerise.

3. La Lune ; le Soleil ; la planète Uranus ; la galaxie d'Andromède.

4. 1. Du vide.

$$2. \frac{(1,44 \times 10^{-10})}{(7,0 \times 10^{-15})} = \frac{274}{x} ;$$

$$x = \frac{(274 \times 7,0 \times 10^{-15})}{(1,44 \times 10^{-10})} = 0,013 \text{ m} = 1,3 \times 10^{-2} \text{ m}.$$

La bille représente le mieux le noyau placé au centre.

5. 1. Soleil ; planètes ; satellites.

2. a. Mercure, Vénus, Terre, Mars, Jupiter, Saturne, Uranus, Neptune, Pluton.

b. Mars et Vénus.

c. Pluton.

d. Le milieu interstellaire.

e. La Lune.

6. 10^{-15} m ; $5 \times 10^{-6} \text{ m}$; $6 \times 10^{-3} \text{ m}$; $1,275 \times 10^6 \text{ m}$.

7. $12 \text{ mm} = 1,2 \times 10^{-2} \text{ m}$.

Celui de $3,4 \times 10^{-2} \text{ m}$ est le plus grand.

8. 1. Mercure, Vénus, Terre, Neptune, Saturne.

2. Toutes ces planètes ont des diamètres du même ordre de grandeur que celui de la Terre, car le rapport

du plus grand diamètre sur le plus petit est toujours inférieur à 10.

9. 1. a. Grain de pollen : $3,3 \times 10^{-5} \text{ m}$;

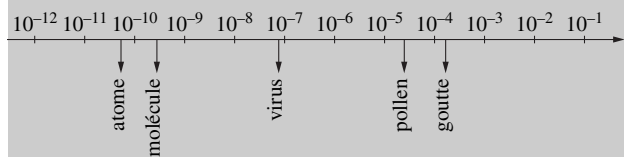
b. molécule d'eau : $4 \times 10^{-10} \text{ m}$;

c. goutte d'eau : $2,0 \times 10^{-4} \text{ m}$;

d. virus de la grippe : $9,0 \times 10^{-8} \text{ m}$;

e. rayon de l'atome d'oxygène : $6,5 \times 10^{-11} \text{ m}$.

2.



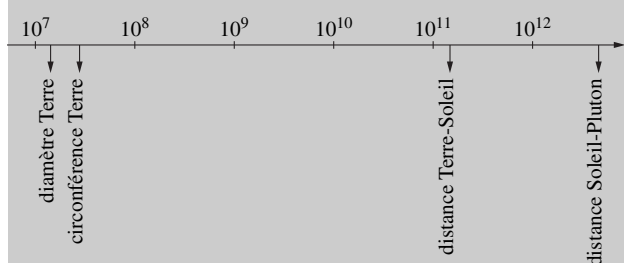
10. 1. a. Diamètre de la Terre : $1,3 \times 10^7 \text{ m}$;

b. distance Terre-Soleil : $1,5 \times 10^{11} \text{ m}$;

c. circonférence de la Terre : $4 \times 10^7 \text{ m}$;

d. distance Soleil-Pluton : $6 \times 10^{12} \text{ m}$.

2.



11. 1. a. Diamètre de l'œil d'une mouche : $1900 \mu\text{m}$;

b. grande longueur d'une paramécie : $680 \mu\text{m}$;

c. longueur de la tête d'un spermatozoïde : $395 \mu\text{m}$;

d. diamètre d'un grain de pollen : $175 \mu\text{m}$;

e. diamètre de Jupiter $137\,500 \text{ km}$;

f. diamètre de la Lune $3\,250 \text{ km}$;

g. diamètre de la Terre $11\,500 \text{ km}$.

2. Ont le même ordre de grandeur :

– l'œil de mouche, la paramécie, la tête du spermatozoïde ;

– la paramécie, la tête du spermatozoïde, le grain de pollen ;

– la Terre et la Lune.

$$12. 1. 1 \text{ m} = \frac{(L/4)}{(10 \times 10^6)}, \text{ soit } L = 4 \times 10^7 \text{ m}.$$

$$2. L = 2\pi R.$$

$$3. R = 6400 \text{ km}.$$

13. 1. À cette échelle :

– distance Soleil-Vénus = 77 mm ;

– distance Soleil-Terre = 107 mm .

2. La trajectoire du centre de Vénus est un cercle de centre le Soleil, de rayon $7,7 \text{ cm}$. La trajectoire du centre de la Terre est un cercle centré sur le Soleil, de rayon $10,7 \text{ cm}$.

3. Avec cette échelle, les diamètres des planètes auraient quelques millièmes de millimètres. On ne peut donc pas garder la même échelle.

14. 1. a. 150 millions de km.

2. b. 380×10^3 km.

3. c. 800 km.

4. b. 1910 m.

5. a. 200×10^{-12} m.

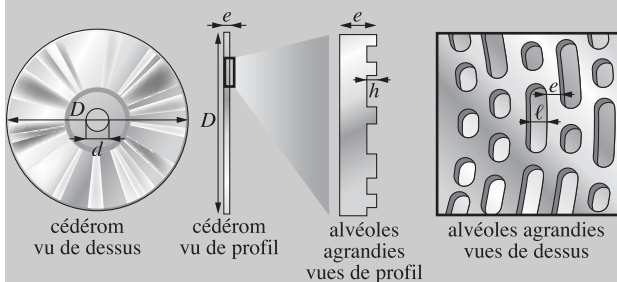
15. 1. $2,6 \times 10^{22}$ molécules de diazote et de dioxygène.

2. $1,8 \times 10^{-7} \text{ m}^3 = 1,8 \times 10^{-4} \text{ L}$.

3. $1,8 \times 10^{-2} \%$.

4. Entre les molécules il y a du vide essentiellement : la matière est constituée de vide.

16. 1.



2. a. e et h ne sont pas du même ordre de grandeur.

b. l et D ne sont pas du même ordre de grandeur.

3. Les pistes sont gravées sur un rayon de longueur égale à $(D-d)/2 = (12-1,5)/2 = 5,25$ cm. Les milieux des pistes sont espacés de $E + l = 1,6 + 0,6 = 2,2 \mu\text{m}$.

Le nombre de pistes est donc égal à $\frac{5,25 \times 10^{-2}}{2,2 \times 10^{-6}}$, ce qui fait environ 24 000 pistes.

17. 1. – Fin XVI^e siècle et courant XVII^e siècle : microscope optique (0,2 mm) ;

– 1931 : microscope électronique (100 nm) ;

– 1981 : microscope à effet tunnel et microscope à force atomique (0,1 nm) ;

2. Acarien : 0,2 mm (microscope optique) ;

bacille : 75 nm (microscope à effet tunnel ou à force atomique) ;

atome : 0,5 nm (microscope à effet tunnel ou à force atomique) ;

virus : 1 μm (microscope électronique).

18. Dans l'ordre : atomes, molécules, cellules, êtres vivants, Terre, système solaire, Voie Lactée, Amas local, super amas de la Vierge.

19. 1. Essentiellement du dioxygène et du diazote.

2. Pratiquement rien.

3. Non.

4. a. $V = a^3$, avec $a = 1 \times 10^{-6}$ m, soit $V = 10^{-18} \text{ m}^3$.

b. Dans 1 km^3 , on en compterait moins d'un millier.

c. Cela correspond au volume :

$$v = 1000 \times V = 10^{-15} \text{ m}^3.$$

d. 1 km^3 correspond à 10^9 m^3 . Le rapport vaut $10^9 / 10^{-15} = 10^{24}$. Le volume total de ces grains est donc le millionième du milliardième du milliardième du volume de l'espace qui les contient. On peut dire que l'on a du vide.

20. 1. Des quantités d'informations de plus en plus importantes peuvent être absorbées et traitées dans des durées de plus en plus courtes.

2. 24 bouteilles.

3. Salmanazar ($\times 3$), balthazar ($\times 4$), nabuchodonosor ($\times 5$), melchior ($\times 6$).

4. kilo 10^3 ; méga 10^6 ; giga 10^9 ; téra 10^{12} ; péta 10^{15} ; exa 10^{18} ; zetta 10^{21} ; yotta 10^{24} .

5. 10^3 octets, puis 10^6 octets.

Actuellement, 10^9 octets (giga-octets).

L'auteur prévoit 10^{24} octets...

6. Les ordinateurs absorberont les informations en 10^{-6} s : ils les traiteront en 10^{-9} s. Il ne faudra que 10^{-12} s pour traiter la moindre bribe d'information.

Activité complémentaire

Construction d'une frise par la classe (travail à réaliser à la maison)

Les élèves sont répartis en groupes de trois par exemple. Ils doivent illustrer sur une feuille, format A4, trois puissances de dix, aux trois niveaux différents. L'enseignant imposera ces puissances à chaque groupe. Les feuilles formeront une frise.

Exercices complémentaires

Énoncés

1. Échelle de représentation du système solaire

Le Soleil est représenté par un ballon de football placé au pied de l'obélisque de la Concorde. Dans cette représentation :

a. À quelle distance se trouverait la Terre et quelle serait sa taille ?

b. Pluton se trouverait-il plus loin que l'Arc de triomphe situé à 1900 m de l'Obélisque ?

Données :

– diamètre du Soleil : $1,4 \times 10^6$ km.

– diamètre de la Terre : 12 800 km.

– diamètre de Pluton : 2 300 km.

– distance Terre–Soleil : 150 millions de kilomètres ;

– distance Pluton–Soleil : 6 milliards de kilomètres ;

– diamètre d'un ballon de football : 22 cm.

2. L'échelle des dimensions dans l'Univers

Voici deux listes :

– la première donne le nom de quelques longueurs caractéristiques dans notre Univers :

distance Paris–Nice ; rayon d'une orange ; rayon de notre Galaxie ; rayon d'une cellule humaine ; distance Terre–Lune ; rayon de la Terre ; distance Terre–Soleil ; rayon d'un atome d'hydrogène ;

– la deuxième donne l'ordre de grandeur de ces longueurs :

5 cm ; 400 000 km ; 1 μm ; 150 millions de km ; 6400 km ; 50 pm ; mille km ; 480×10^{15} km.

Dans le tableau ci-dessous :

– classer dans la première colonne ces longueurs caractéristiques, de la plus petite à la plus grande ;

– indiquer dans la deuxième colonne l'ordre de grandeur de ces longueurs ;

– exprimer ce résultat en mètre dans la troisième colonne ;

– exprimer la notation scientifique de ce résultat dans la dernière colonne.

Longueur	Ordre de grandeur	Résultat en mètre	Notation scientifique
rayon atome hydrogène			
rayon cellule			
rayon orange			
Paris-Nice			
rayon Terre			
distance Terre-Lune			
distance Terre-Soleil			
rayon Galaxie			

Corrigés

1. a. Distance Terre-ballon : 24 m ; diamètre de 0,2 cm.

b. Distance Soleil-Pluton : 950 m.

2.

Longueur	Ordre de grandeur	Résultat en mètres	Notation scientifique
rayon atome hydrogène	50 pm	50×10^{-12}	$5,0 \times 10^{-11}$
rayon cellule	1 μm	1×10^{-6}	1×10^{-6}
rayon orange	5 cm	5×10^{-2}	5×10^{-2}
Paris-Nice	1 000 km	$1\,000 \times 10^3$	1×10^6
rayon Terre	6 400 km	$6\,400 \times 10^3$	$6,4 \times 10^6$
distance Terre-Lune	400 000 km	$400\,000 \times 10^3$	4×10^8
distance Terre-Soleil	150 millions de km	$150\,000 \times 10^6$	$1,5 \times 10^{11}$
rayon Galaxie	480×10^{15} km	480×10^{18}	$4,8 \times 10^{20}$

Cédérom du professeur

Animation : Voyage de l'infiniment petit vers l'infiniment grand

Cette animation propose soit un voyage vers l'infiniment petit, soit un voyage vers l'infiniment grand, mais il est également possible de réaliser un parcours interac-

tif en promenant la souris sur les différents points actifs de l'échelle.

Elle peut servir d'introduction à la rubrique *Rechercher et expérimenter* du chapitre 1.

Le point de départ du voyage vers l'infiniment grand et vers l'infiniment petit est l'échelle humaine, représentée par un garçon. L'ordre de grandeur est donc ici de 10^0 m, soit 1 m.

Le coefficient de multiplication ou de division n'est pas toujours le même entre chaque transition. Les « objets » ont été choisis de telle sorte qu'ils soient identifiables par l'élève (atome, cellule, système solaire...).

> Voyage vers l'infiniment petit

« Objet »	Ordre de grandeur (en mètre)
échelle humaine	10^0
œil humain	10^{-2}
diamètre d'un cil de l'œil	10^{-4}
cellule de l'œil	10^{-6}
nucléofilaments d'ADN	10^{-7}
atome d'oxygène	10^{-10}
noyau d'un atome d'oxygène	10^{-15}

> Voyage vers l'infiniment grand

« Objet »	Ordre de grandeur (en mètre)
échelle humaine	10^0
stade	10^2
ville	10^4
France	10^6
diamètre de la Terre	10^7
diamètre de l'orbite lunaire	10^9
distance Terre-Soleil	10^{11}
distance Soleil-Alpha du Centaure	10^{16}
notre Galaxie : la Voie lactée	10^{21}
Amas local	10^{25}

Animation : Expérience de RUTHERFORD

Cette animation peut introduire le *paragraphe 2* du *chapitre 1* et le *paragraphe 1.3*, p. 247, du *chapitre 16* « Structure de l'atome ». Après avoir présenté l'expérience aux élèves on peut leur demander de trouver une interprétation aux faits observés. Ils pourront ainsi mener une démarche scientifique et se rendre compte de l'extraordinaire postulat d'Ernest RUTHERFORD dont la validité a été largement démontrée depuis.

Cette animation se présente en deux parties distinctes : l'une explique le protocole opératoire et les observations au niveau macroscopique. L'autre donne l'interprétation des observations au niveau microscopique.

Mesurer les objets de l'Univers

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

I. Exploration de l'espace

Objectifs

L'enseignant fait remarquer que les mesures de longueurs à l'échelle humaine sont relativement aisées. Quelques mesures simples faites en classe à l'aide d'un double décimètre permettent d'introduire la notion de précision d'une mesure liée à l'appareil de mesure et le nombre de chiffres significatifs à conserver.

En revanche, lorsqu'il s'agit de mesurer des distances ou des tailles d'objets à l'échelle astronomique ou microscopique, des techniques particulières doivent être mises en œuvre. Quelques-unes de ces techniques sont présentées soit en travaux pratiques, soit en expérience de cours.

Elles peuvent être choisies dans un large éventail touchant à de nombreux domaines de la physique : optique, électricité, mécanique... Il est souhaitable que plusieurs domaines de la physique soient illustrés dans le choix des travaux pratiques.

L'enseignant « pique » dans l'échelle des longueurs en plusieurs endroits afin d'illustrer la détermination expérimentale d'une longueur d'un ordre de grandeur déterminé. Le défi proposé peut être formulé ainsi :

- comment peut-on arriver à l'ordre de grandeur de la taille d'une molécule ?
- comment peut-on mesurer des longueurs dont l'ordre de grandeur est l'épaisseur d'un cheveu ?
- comment évaluer la distance de l'endroit où l'on se trouve au bâtiment d'en face ?
- comment peut-on mesurer des longueurs dont l'ordre de grandeur est le rayon de la Terre ?

Contenus

1. De l'atome aux galaxies

1.2. Échelle des longueurs

- Échelle des distances dans l'Univers de l'atome aux galaxies. Unités de longueur.
- Taille comparée de différents systèmes.

Connaissances et savoir-faire exigibles

- Utiliser les puissances de 10 dans l'évaluation des ordres de grandeur, dans les calculs, et dans l'expression des données et des résultats.
- Repérer un angle.
- Mesurer une petite distance et une grande distance :
 - mettre en œuvre une technique de mesure utilisée en T.P. ;
 - garder un nombre de chiffres significatifs en adéquation avec la précision de la mesure ;
 - exprimer le résultat avec une unité adaptée.
- Compétence en cours d'acquisition : être capable d'effectuer une recherche documentaire et critique sur un cédérom ou sur internet.

Exemples d'activités

Comment déterminer l'ordre de grandeur de la taille d'une molécule ? Expérience de FRANKLIN.

Comment déterminer l'ordre de grandeur de l'épaisseur d'un cheveu ?

- Utilisation de la diffraction pour construire une courbe d'étalonnage et utilisation de cette courbe.
- Utilisation d'un microscope ou d'une loupe.

Comment évaluer la distance et les dimensions d'un immeuble ?

- Méthode de la parallaxe.
- Technique de la visée.
- Utilisation du diamètre apparent.

Comment mesurer le rayon de la Terre ? Méthode d'ÉRATOSTHÈNE*.

Commentaires

Le travail sur cette grandeur fondamentale de la physique, la longueur, doit permettre à l'élève de faire une transition relativement aisée du collège au lycée. En effet, peu de notions nouvelles sont introduites. Ceci permet de travailler davantage en début d'année sur la méthodologie. Ainsi, l'accent est mis sur diverses compétences liées à la *langue française*, à l'*outil mathématique* et à l'*expérimentation*. Le travail autour de l'ex-

* Activité pouvant mettre en jeu les technologies de l'information et de la communication.

périence de cours ou de travaux pratiques est essentiel afin que l'élève, comme il l'a fait au collège, continue d'apprendre à observer, à décrire, à schématiser, à analyser, à rédiger, à utiliser un vocabulaire scientifique, à argumenter...

Les compétences développées ici sont bien évidemment mises en jeu tout au long de l'année, mais c'est au cours de cette partie du programme que l'enseignant pourra cerner les difficultés de ses élèves et introduire, dès le début de l'année, quelques outils méthodologiques dans sa classe.

Il faut souligner que les activités expérimentales proposées pour la détermination des longueurs dans cette première partie font référence à des démarches historiques (ERATOSTHÈNE, FRANKLIN) ou à des techniques utilisées actuellement. Dans le cas de l'expérience d'ERATOSTHÈNE, on remarque que la détermination du rayon de la Terre repose sur l'hypothèse de sa sphéricité qui, 250 ans avant notre ère, n'allait pas de soi et demandait à être justifiée.

L'utilisation de la diffraction ne doit pas conduire à un développement théorique. On constate qu'un obstacle de faible dimension provoque la diffraction de la lumière et on utilise ce phénomène pour déterminer des petites longueurs.

Matériel

Activités préparatoires

- Une pile de CD usagés.
- Une règle graduée en mm.
- Une chambre noire.
- Une bougie.

Cours

> Activité 1

- Un livre.
- Une règle graduée en mm.
- Une règle graduée en cm (celle du tableau par exemple).

> Activité 2

Une ramette complète de feuille de papier ou le même livre que celui utilisé dans l'activité 1.

Rechercher et expérimenter

2. L'expérience de FRANKLIN réalisée à notre échelle

- Des petites perles (perles de « rocaïlle » par exemple).
- Une boîte de Pétri.
- Des éprouvettes graduées de 20 mL.
- Du fil, une aiguille, une règle graduée en mm.

3. Mesure de la longueur de la molécule d'acide palmique

- Un cristalliseur.
- Une règle graduée de 30 cm environ.
- Du talc.
- Du fil métallique d'un diamètre calibré (0,25 à 0,40 mm).
- De l'acide palmitique (ou bien oléique).

Déroulement du chapitre

> Objectifs

- Mettre en œuvre une technique de mesure d'une petite et d'une grande longueur.
- Exprimer un résultat en gardant un nombre de chiffres significatifs en accord avec la précision de la mesure.
- Schématiser une expérience.

> Prérequis

- Principe de la propagation rectiligne de la lumière.
- Sources de lumière et récepteur.
- Écrire les rapports de similitude à partir d'une figure de THALÈS.

Voir les *Prérequis*, page 10 du manuel.

Activités préparatoires

A. Le volume d'un cédérom

Cette activité vise à réactiver des connaissances sur les volumes à partir d'un objet familier.

L'objectif est de faire émerger la notion de surface et d'épaisseur qui seront multipliées pour obtenir le volume. Le but immédiat n'est pas de faire le calcul numérique, mais plutôt de se poser la question de la mesure des longueurs.

La méthode d'échantillonnage peut efficacement être introduite à partir de cet exemple.

Réponses aux questions

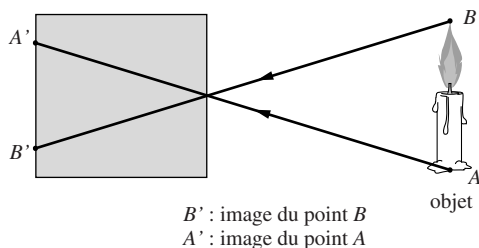
1. On doit mesurer l'épaisseur e et les diamètres extérieur et intérieur, respectivement D et d , pour calculer la surface S du cercle et enfin le volume V du disque par la relation $V = S \cdot e$.
2. Pour le diamètre, cela ne pose pas de problème particulier mais pour l'épaisseur, on voit que le fait de travailler sur une pile de cédéroms permet d'obtenir une mesure avec deux chiffres significatifs, la règle est donc mieux utilisée étant donnée la plus petite graduation dont elle dispose.

B. Voyage de la lumière en chambre noire...

Cette activité mérite d'y consacrer un temps suffisant si l'on souhaite l'utiliser pour connaître les conceptions des élèves sur la lumière, construites dans les classes du Collège. Le fait de montrer l'expérience peut certainement aider, mais il ne faudra pas s'étonner de voir des schémas maladroits, en tous cas pas ceux qu'on attend. Le fait de décomposer un objet lumineux en un ensemble de points dont on va détacher les deux plus extrêmes, à partir desquels on représente la lumière pénétrant en ligne droite à travers le sténopé pour déboucher sur le plan de l'écran, n'est pas du tout intuitif pour un élève et relève d'un véritable apprentissage. Il faudra utiliser cette occasion pour montrer comment le physicien interprète cette expérience grâce à un modèle de représentation : le rayon lumineux fléchi partant de la source et arrivant sur l'écran.

Réponses aux questions

1. Schéma en coupe de la chambre noire et de la bougie



2. Voir le schéma. On utilise le principe de propagation rectiligne de la lumière.

3. L'image de la bougie est limitée par les points A' et B' : elle est renversée.

Cours

Pour servir les objectifs d'apprentissage visés par le programme, nous avons fait le choix de proposer à l'élève un cheminement simple qui lui donne les outils nécessaires pour être confronté ensuite à d'autres méthodes de mesure, toutes plus intéressantes les unes que les autres tant au niveau historique que méthodologique. C'est ainsi que dans ce cours, avec une simple règle graduée, on « balaye » les trois échelles de distances présentées au chapitre précédent en initiant l'idée que seule une méthode de mesure adaptée peut permettre d'accéder aux très petites ou très grandes distances.

1. Comment écrire le résultat d'une mesure ?

➤ Activité 1

L'activité proposée permet d'explicitier ce qu'on entend par « chiffres significatifs ». Ces termes familiers aux enseignants ne le sont guère pour les élèves débutant en Seconde et il nous est apparu nécessaire de prendre le temps d'établir un lien entre le nombre de chiffres d'un résultat et la valeur de la plus petite division de l'instrument.

On veillera cependant à ne pas introduire d'idée fausse sur la notion de précision d'une mesure qui dépasse largement le cadre de la plus petite division de l'instrument utilisé. Établir un lien n'est pas bâtir une théorie complète sur ce sujet !

2. Comment mesurer une longueur de moins d'un millimètre ?

Ce paragraphe vise deux objectifs : tout d'abord expliciter le principe d'une méthode de mesure adaptée à un grand nombre d'objets tous identiques de petites dimensions, puis garder un œil vigilant sur le nombre de chiffres significatifs des résultats de calculs.

➤ Activité 2

Cette activité a pour but de montrer le principe d'une méthode d'échantillonnage. Elle offre un autre choix que celui de l'activité préparatoire A en travaillant sur l'épaisseur d'une feuille de papier. La mesure peut ici être mise en œuvre dans une classe entière si chaque élève dispose de son manuel et d'une règle alors que la mesure de l'épaisseur du cédérom se fera plus facilement dans le cadre d'une séance de T.P.

3. Comment mesurer des grandes longueurs ?

L'expérience décrite dans ce paragraphe peut être présentée par l'animation du cédérom « Mesure du diamètre de la lune ».

Nous avons fait le choix de présenter une méthode de visée débouchant sur une figure de THALÈS assez immédiate à exploiter.

L'enseignement de ces notions nous a permis d'identifier au moins trois grandes sources de difficultés pour les élèves. Ainsi, nous avons bâti le cours en trois étapes dans le but de dégager une méthodologie assez simple pour que les élèves puissent se l'approprier efficacement.

Après cet apprentissage, les élèves devraient pouvoir accéder à d'autres méthodes de visées en adaptant la méthode.

➤ Utilisation du cédérom

Le cédérom comporte une animation « Mesure de la circonférence de la Terre » par la méthode d'ÉRATHOSTÈNE, qui pourra être utilisée pour présenter une autre méthode de mesure de longueur. Elle pourra être complétée par la recherche de l'exercice 16, page 41, « Des bâtons, des ombres et des chameaux pour mesurer le rayon de la Terre ».

Le cédérom propose une vidéo sur le mètre abordant tour à tour :

- son introduction en 1790 comme étalon de mesure (« nécessité d'uniformiser les poids et les mesures dans le royaume ! ») ;
- la décision en 1791, par l'Académie des Sciences d'adopter la longueur du quart du dix millionième de méridien comme base du système métrique ;
- l'épopée sur le terrain de deux savants de l'Académie des Sciences, Jean-Baptiste DELAMBRE et Pierre-François MÉCHAIN, qui vont mesurer un arc de méridien de Dunkerque jusqu'à Barcelone (*remarque* : la technique utilisée n'est pas décrite dans la vidéo) ;
- la conquête du monde par le mètre depuis cette époque jusqu'à nos jours.

Cette vidéo peut être utilisée en fin de chapitre 1 puisqu'il y est question du mètre, unité de longueur adoptée dans le système international (paragraphe 3, chapitre 1) mais elle peut aussi intervenir au début du chapitre 2 pour aborder le thème de la mesure. En effet, il y est fait référence à la mesure du méridien terrestre qui amène à s'interroger sur la méthode utilisée par les deux scientifiques, ce qui correspond exactement à la problématique du chapitre 2.

Le développement de la théorie relative à la mesure par triangulation est néanmoins un peu complexe et nécessite d'avoir recours à des notions géométriques dont ne disposent pas les élèves (relations dans un triangle quelconque). Il serait possible d'explicitier le principe de leur mesure et de réaliser une mesure analogue en utilisant une boule en polystyrène (présente dans les lycées pour modéliser la mesure du rayon terrestre par ÉRATHOSTÈNE) et en donnant les relations mathématiques nécessaires (on vérifierait ainsi que l'on obtient la

bonne valeur de la circonférence). Cela constituerait un excellent sujet pour l'enseignement thématique.

Rechercher et expérimenter

1. Principe de la mesure

On pourra présenter l'animation du **cdérom** « Expérience de FRANKLIN ».

Cette animation a pour but de montrer qu'on peut évaluer expérimentalement l'ordre de grandeur de la taille d'une molécule.

Il est important de proposer cette étape de réflexion avant de réaliser véritablement l'expérience dite « de FRANKLIN ». Elle permet de juger du niveau de compréhension des élèves. En effet, tout l'intérêt de la méthode peut passer totalement inaperçu si les élèves sont arrêtés à chaque étape de calcul par les unités de volume par exemple! Une expérience préalable à notre échelle peut ainsi être proposée avant d'appliquer la méthode à des molécules.

Réponse à la question

C'est la représentation (b) qui modélise le comportement décrit dans le texte.

2. L'expérience de FRANKLIN réalisée à notre échelle

On peut aussi demander aux élèves de dessiner une surface rectangulaire sur leur feuille de cahier, d'en déterminer l'aire et de la recouvrir de perles (ou bien de grains de semoule!). L'épaisseur d correspond au diamètre de la perle :

$$d = \frac{V}{S}.$$

3. Mesure de la longueur de la molécule d'acide palmitique

La réalisation de l'expérience demande que l'eau ne soit pas trop froide (sinon l'huile fige) et que le talc soit réparti avec parcimonie.

Une autre difficulté est à prévoir : celle du calcul du volume de la goutte supposée sphérique. On ne doit pas hésiter, avec une classe faible, pour que la démarche reste toujours claire, à donner la valeur du volume de la goutte. Il sera toujours temps après de demander aux élèves « comment peut-on faire ce calcul? ».

Ce T.P. perd beaucoup d'intérêt au niveau de la démarche scientifique quand il se transforme en une séance de conversion d'unités!

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

a. Le millimètre. On lit 27 mm.

b. Échelle au millionième : le rapport 1/1 000 000 signifie qu'un centimètre mesuré sur la carte correspond à $1 \times 1\,000\,000$ cm en réalité. Donc la distance réelle est $D = d \times 1\,000\,000$.

$D = 10,8 \times 10^6$ cm ou encore $10,8 \times 10^4$ m, avec trois chiffres significatifs. Bien noter que l'on ne répond

pas 108 000 m, ce qui reviendrait à écrire que l'on connaît la distance D avec six chiffres significatifs.

c. Les deux rapports sont égaux : $\frac{\ell}{L} = \frac{d}{D}$.

Exercices

1. La règle graduée au millimètre et le mètre de couturier permettent de mesurer au millimètre près.

2. 1. La précision de la règle est de 1 mm.

2. $L = 10,3$ mm avec 3 chiffres significatifs.

3. 1. Réponse b. : deux chiffres significatifs.

2. Réponses b., c. ou e. : 1,0 cm, 10 mm ou $1,0 \times 10^1$ mm.

4. 1. Pour un nombre de feuilles $N = 490$, l'épaisseur $E = 3,7$ cm. L'épaisseur e d'une feuille vaut :

$$e = \frac{E}{N}.$$

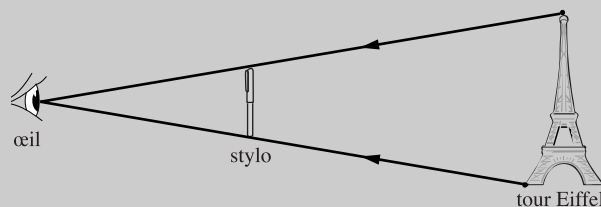
2. On calcule le rapport soit : $\frac{3,7}{490} = 7,55 \times 10^{-3}$.

La valeur E n'ayant que deux chiffres significatifs, le résultat final ne doit en contenir que deux. On arrondit donc le résultat :

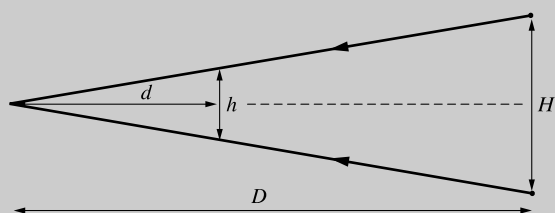
$$e = 7,6 \times 10^{-3} \text{ cm} = 7,6 \times 10^{-2} \text{ mm}.$$

3. Il s'agit d'une méthode d'échantillonnage.

5. 1.



2.



À l'aide du théorème de THALÈS, on peut écrire la relation :

$$\frac{D}{d} = \frac{H}{h}.$$

Soit :

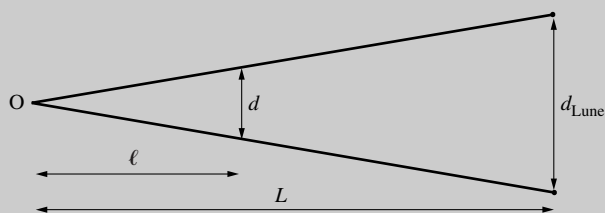
$$D = \frac{H \cdot d}{h}.$$

$$3. D = \frac{315 \times 38 \times 10^{-2}}{14 \times 10^{-2}}.$$

$D = 8,6 \times 10^2$ m = 0,86 km, avec deux chiffres significatifs.

6. 1. Elle ne voit plus la Lune, car aucun rayon lumineux partant de la Lune ne parvient dans ses yeux.

2. Schéma de l'expérience :



3. Comme la lune et la rondelle sont parallèles, en appliquant le théorème de THALÈS, Joséphine peut déterminer la distance Terre-lune : $\frac{L}{\ell} = \frac{d_{\text{Lune}}}{d}$ d'où

$$L = \frac{\ell \cdot d_{\text{Lune}}}{d}$$

4. Application numérique :

$$L = 2,3 \times \frac{6380}{2 \times 2 \times 10^{-2}} = 366850 \text{ km.}$$

En tenant compte de la précision des données, on donne le résultat avec deux chiffres significatifs soit :

$$L = 3,7 \times 10^5 \text{ km.}$$

7. 1. a. Expression littérale : $V = \pi \frac{D^2 - d^2}{4} \cdot \ell$.

b. $V = \pi \frac{11,9^2 - 1,5^2}{4} \times 0,14 = 15,3 \text{ cm}^3$. Nous ne

gardons que deux chiffres significatifs : $V = 15 \text{ cm}^3$.

2. La surface a pour expression $S = L \cdot \ell$.

La valeur de ℓ ne contient qu'un seul chiffre significatif, le résultat final ne doit donc en contenir qu'un seul.

a. La plus petite valeur de la surface correspond à $0,6 \times 0,833 = 5 \times 10^{-1} \mu\text{m}^2 = 5 \times 10^{-13} \text{ m}^2$.

b. La plus grande valeur de la surface correspond à $0,6 \times 3,054 = 2 \mu\text{m}^2 = 2 \times 10^{-12} \text{ m}^2$.

8. 1. L'envergure du chromosome est sur la photo d'environ 3,3 cm, soit $3,3 \times 2 \mu\text{m}$, soit encore $6,6 \times 10^{-6} \text{ m}$.

2. Non, il n'est pas assez puissant : avec un tel microscope, on ne peut voir au-dessous d'une dizaine de micromètres.

9. 1. Il y a deux épaisseurs quand le sac est posé à plat. Si on le plie en deux, cela fait quatre épaisseurs.

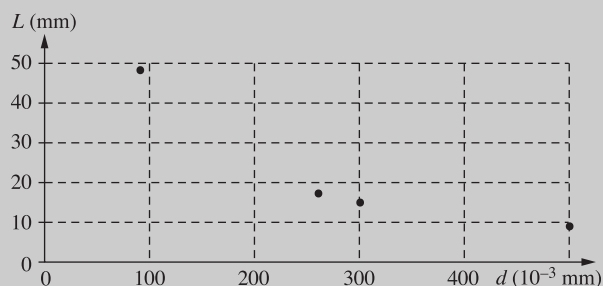
2. Si on le plie à nouveau en deux, cela fait huit épaisseurs, soit $2 \times 2 \times 2 = 2^{(n-1)}$ avec n le nombre de pliages.

3. Si on effectue sept pliages $N = 2^{(7-1)} = 64$. Donc l'épaisseur e vaut : $e = \frac{E}{N} = 0,047 \text{ mm}$. Comme les

données n'ont qu'un seul chiffre significatif, le résultat de la mesure ne peut avoir qu'un seul chiffre :

$$e = 0,05 \text{ mm.}$$

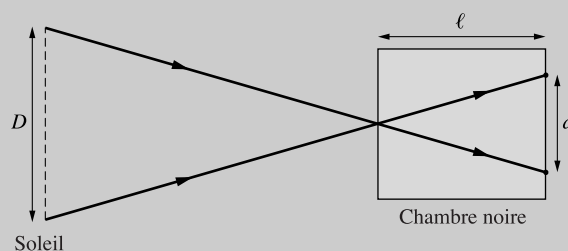
10. 1. On obtient le graphe suivant :



2. Les points ne sont pas alignés, il ne s'agit donc pas d'une fonction linéaire.

3. On recherche le point d'intersection de la courbe, tracée à partir des points expérimentaux, avec la droite horizontale d'équation $L = 11 \text{ mm}$. On obtient $d = 0,4 \text{ mm}$.

11. 1. Schéma légendé de l'expérience.



2. D'après le théorème de THALÈS : $\frac{D}{d} = \frac{L}{\ell}$.

Donc : $D = \frac{L \cdot d}{\ell}$.

3. Application numérique :

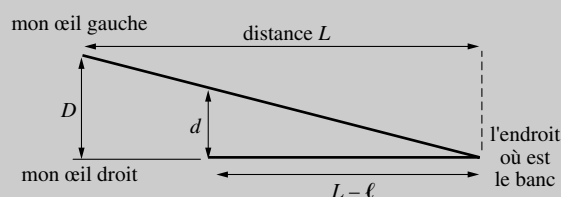
$$D = \frac{1,5 \times 10^8 \times 9 \times 10^{-6}}{1 \times 10^{-3}} = 1,35 \times 10^6 \text{ km.}$$

Nous devons donner le résultat avec un seul chiffre significatif, car une donnée ($d = 9 \text{ mm}$) n'en comporte qu'un seul. Nous retiendrons : $D = 1 \times 10^6 \text{ km}$; nous obtenons un bon ordre de grandeur. La distance mesurée par les moyens actuels est $1,4 \times 10^6 \text{ km}$.

12. 1. Le schéma de Sonia montre deux rayons issus d'un point du banc. Le fléchage indique le sens de propagation de la lumière.

2. Justine a fait un schéma qui ne montre aucune interprétation physique du phénomène. Elle a seulement décrit ce que voit l'observateur.

3. Fred est le plus avancé, car il est parvenu jusqu'à la représentation géométrique de THALÈS. Il ne manque que deux distances pour pouvoir appliquer le théorème de THALÈS.



Fred

On écrit donc $\frac{D}{d} = \frac{L}{L - \ell}$ on en déduit :

$$D \cdot (L - \ell) = L \cdot d \text{ et encore } D \cdot L - D \cdot \ell = L \cdot d$$

L'expression littérale donnant L est : $\frac{D \cdot \ell}{D - d}$.

Application numérique : $L = 1,1 \text{ m}$.

13. 1. Les deux physiciens se sont appuyés sur le principe de propagation rectiligne de la lumière.

2. Sur la figure, la droite OL divise le triangle LBC en deux triangles rectangles égaux. Dans un de ces triangles on peut écrire : $\tan \alpha = \frac{d_{TL}}{(BC/2)}$ d'où

$d_{TL} = \frac{BC \cdot \tan \alpha}{2}$. On voit ainsi qu'il est possible de déterminer d_{TL} .

3. a. On trouve $d_{TL} = 2,5 \times 10^8 \text{ m}$.

La distance déterminée par les moyens actuels est $d_{TL} = 3,8 \times 10^8 \text{ m}$.

b. Si on compare les deux nombres en faisant leur rapport on trouve qu'ils sont du même ordre de grandeur.

14. 2. Appelons d le diamètre du fil de pêche.

On a $L = n \cdot d$, soit $d = \frac{L}{n}$.

Application numérique :

$$d = \frac{20}{100} = 20 \times 10^{-2} \text{ mm} = 0,20 \text{ mm}.$$

15. On dispose d'une solution d'acide stéarique : 1 L de solution contient $0,5 \text{ cm}^3$ d'acide stéarique; la solution est réalisée avec un solvant qui s'évapore lorsqu'on la verse sur l'eau.

Une goutte de solution a un volume de $2,5 \times 10^{-2} \text{ mL}$. Il y a donc un volume V d'acide stéarique dans une goutte :

$$V = 2,5 \times 10^{-5} \times 0,5 = 1,2 \times 10^{-5} \text{ cm}^3.$$

L'acide stéarique se comporte comme l'huile et ne se mélange pas à l'eau.

Lorsqu'on verse de l'acide à la surface de l'eau, il se forme une tache.

Le volume V d'acide stéarique contenu dans une goutte s'étale en formant une tache de surface S .

Pour mieux repérer la surface S , on ajoute un peu de talc avec un tamis avant de verser la goutte de solution.

On a mesuré expérimentalement la surface S occupée par la tache avec du papier millimétré : $S = 26 \text{ cm}^2$.

Le volume V d'acide stéarique contenu dans une goutte s'étale sur une surface S et une hauteur h :

$$V = S \times h$$

$$\text{D'où } h = \frac{V}{S}.$$

Application numérique :

$$h = \frac{1,2 \times 10^{-5} \text{ cm}^3}{26 \text{ cm}^2} = 4,6 \times 10^{-7} \text{ cm}.$$

Toutes les molécules se dressent verticalement les unes contre les autres : la hauteur h de la tache est donc proche de la taille d'une molécule; c'est-à-dire environ $4,7 \times 10^{-9} \text{ m} = 4,7 \text{ nm}$.

16. 1. On remarque que α et β sont des angles alternes-internes, donc $\alpha = \beta = 7^\circ$.

2. Pour la totalité du méridien, l'angle vaut 360° .

3. a. La distance D correspond à $50 \times 16 \text{ km}$ soit $8,0 \times 10^2 \text{ km}$.

b. Tableau de proportionnalité

	Longueur	Angle α
Position du méridien d'Assouan à Alexandrie	$D = 8,0 \times 10^2 \text{ km}$	7°
Totalité du méridien	$P = 2\pi R$	360°

c. On en déduit $P = \frac{360 \times D}{7} = \frac{360 \times 50 \times 16}{7}$

$$P = 4,1 \times 10^4 \text{ km}.$$

Or $P = 2\pi R$, R étant le rayon de la Terre, soit :

$$R = \frac{P}{2\pi} = \frac{4,1 \times 10^4}{2\pi} = 6,6 \times 10^3 \text{ km}.$$

Remarque : cet exercice pourra être précédé de l'animation du **cdérom** « Mesure de la circonférence de la Terre ».

Activité complémentaire

L'expérience, décrite ci-dessous à partir d'un texte historique, peut être réalisée par des binômes durant une séance de T.P. Sa réalisation nécessite du papier noir et du papier blanc, un support vertical rigide, une règle graduée, un mètre ruban de 5 m de long ou bien un télémètre.

L'objectif visé ici est de vérifier l'appropriation du principe de propagation rectiligne de la lumière et de mettre en œuvre un calcul à partir d'une figure de THALÈS.

Il est conseillé de demander aux élèves de prendre connaissance du texte, de réaliser l'expérience décrite et de répondre ensuite aux questions.

Le fait d'expérimenter permet aux élèves de mieux comprendre le texte et de se saisir de la question posée d'une manière autonome.

L'enseignant reste bien évidemment la personne ressource pour donner les explications demandées au cours de la réalisation.

Dans la dernière phase, à partir des tracés proposés par les élèves, le professeur pourra s'assurer de l'appropriation du principe de propagation rectiligne de la lumière et une remédiation pourra éventuellement être effectuée avant de passer à l'exploitation mathématique de la figure de THALÈS.

Une expérience dictée par GALILÉE

La pupille de l'œil, à travers laquelle sont reçus les rayons lumineux, a un diamètre de quelques millimètres bien qu'on l'assimile à un point lorsqu'on fait une expérience de visée. Lorsqu'on reçoit les rayons lumineux provenant d'un objet, ceux-ci ne s'arrêtent pas à la surface de l'œil mais viennent frapper le fond de l'œil en passant par l'orifice circulaire que forme la pupille. GALILÉE avait, en 1632, imaginé une expérience simple pour mesurer le diamètre de la pupille.

Cette expérience est décrite ci-dessous :

« Je prends deux bandes de papier, l'une noire, l'autre blanche, la largeur de la noire étant la moitié de la blanche; je fixe la blanche sur un mur et l'autre sur une baguette ou un autre support, à quinze ou vingt coudées*

* Une coudée est égale à environ 50 cm.

environ. Je m'éloigne ensuite de cette dernière d'une distance égale, dans la même direction : c'est évidemment à cette distance que doivent concourir les lignes droites qui partent des bords de la largeur de la feuille blanche et qui touchent les bords de l'autre bande placée au milieu ; si donc on place son œil au point de concours, la bande noire du milieu doit cacher exactement la bande blanche à l'autre extrémité. Si malgré tout on trouve que le bord de la bande blanche est encore visible, il faudra approcher l'œil jusqu'à ce que la bande du milieu cache la bande la plus éloignée et notons de combien il a fallu se rapprocher : la quantité de ce rapprochement mesure la distance entre la pupille et le point de concours de cette observation.

De plus, nous connaissons le diamètre de la pupille ou plutôt du trou par lequel passent les rayons... »

D'après Dialogue sur les deux grands systèmes du monde, GALILÉE, Le Seuil.

L'œil est schématisé très sommairement ci-dessous (doc. 1), de manière à faire apparaître le trou formé par la pupille.

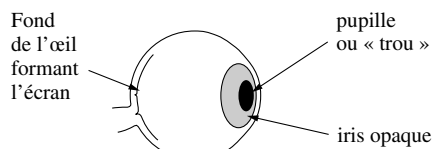
1. Montrer, en utilisant le schéma du document 3, que l'observateur peut percevoir les bords de la feuille blanche quand il se place à « une distance égale » à celle existant entre les bandes blanche et noire.

2. Préciser à quel passage du texte de GALILÉE correspond la situation schématisée sur le document 2.

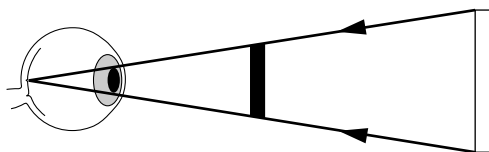
3. Préciser sur le document 2 quelles sont les distances qu'il suffit de mesurer pour déterminer le diamètre de la pupille.

4. Faire l'expérience et déterminer le diamètre de sa pupille.

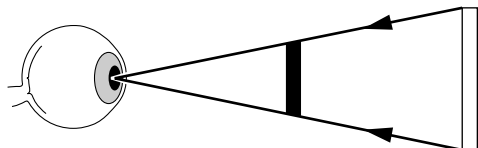
Doc. 1



Doc. 2

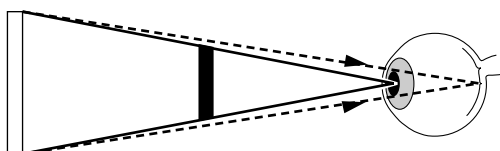


Doc. 3



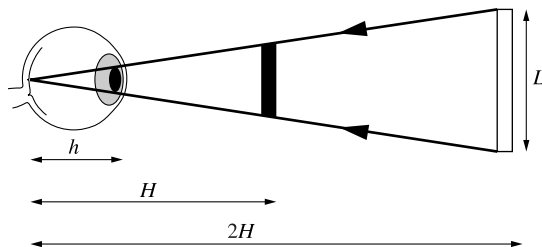
Corrigé

1. Les rayons issus du bord de la feuille blanche (en pointillés) parviennent à passer au bord de la pupille et entrent dans l'œil.



2. C'est le passage suivant : « il faudra approcher l'œil jusqu'à ce que la bande du milieu cache la bande la plus éloignée ».

3. On s'est avancé d'une distance h , on repère la distance $D = H - h$ entre la pupille et la bande noire puis la distance H entre la bande noire et la bande blanche. Le point de concours des rayons sur la rétine est à la distance $2H$ de la feuille blanche. On connaît également la largeur L de la bande blanche.



4. Le diamètre d de la pupille peut être déterminé par

la relation $\frac{d}{L} = \frac{h}{2H}$ ou encore $d = \frac{L \cdot h}{2H}$.

Exercices complémentaires

Énoncés

1. Le pied et ses sous-multiples

De la multitude des mesures antiques, seul le pied a survécu de nos jours. Le foot (pied anglais) fut, au cours des siècles, d'une régularité remarquable ; il est devenu le pied international actuel, très utilisé en aéronautique et standardisé à 30,5 cm.

Le pied vaut douze pouces (inches) qui se divise lui-même en douze lignes (lines), chaque ligne se divisant en douze points.

Ce mode de division par 12 vient des Romains ; il est basé sur un phénomène naturel très visible, la lunaison (mois) car il y a douze lunaisons dans une année. Pour les Romains, le terme uncia, dont dérive le mot inche, signifiait « la douzième partie d'un tout ». Ce rapport a frappé nos ancêtres et reste la base indestructible de nos calendriers. C'est sur ce principe qu'on divisa la trajectoire du soleil parmi les étoiles, le zodiaque en douze signes. Cette division par 12 est omniprésente dans la symbolique puisqu'on parle des douze travaux d'HERCULE, des douze apôtres. Faut-il rappeler que la coutume de vendre les œufs, les huîtres et les bouteilles de vin, par douzaine s'est maintenue jusqu'à nos jours ?

Le yard correspond à une mesure de trois pieds. Selon la légende, il s'agit de la longueur d'une tige de fer que le roi d'Angleterre Henri I, arrivait à disposer entre son nez et ses doigts tendus (The iron Yard of our Lord the King).

Avant l'adoption du mètre, la toise était une longueur très usitée en France et représentait six pieds. Cette toise correspondait à peu près à la taille maximum d'un homme (de l'époque). On dit encore parfois « toiser quelqu'un » ou « passer sous la toise ».

Extrait de Des poids, des mesures, Roger Lamouline, Le Sureau édition, 2002.

1. Quel phénomène naturel a fait que le nombre 12 a été retenu par les Romains ?
2. Exprimer la toise, le yard, le pouce, la ligne et le point en mètre.
3. Si un homme mesure cinq pieds six pouces, quelle est sa taille exprimée en mètre ?
4. Quelle hauteur, exprimée en pied faut-il indiquer à un aviateur qui survole l'Everest ?
5. Mesurer la distance qui sépare son nez de ses doigts tendus, indiquer la méthode utilisée. Comparer la valeur obtenue à celle attribuée au roi Henri I.

2. Déterminer la hauteur d'un arbre

Un crayon tendu verticalement à bout de bras, cache à peine un arbre situé à $D = 100$ m.

1. Schématiser l'expérience.
2. Quel principe de physique et quel théorème mathématique permettent de déterminer la hauteur H de l'arbre si on connaît la longueur ℓ du crayon et la distance d entre l'œil et le crayon ?
3. Exprimer H en fonction de D , ℓ et d .
4. Calculer la hauteur de l'arbre si $\ell = 15$ cm et $d = 0,80$ m.

3. Déterminer une distance

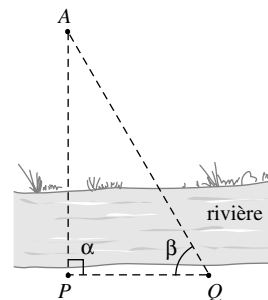
Amarelle voudrait connaître la distance qui la sépare d'un arbre A situé de l'autre côté de la rivière. Elle plante deux piquets P et Q au bord de la rivière. De P , elle vise Q et A , elle trouve un angle $\widehat{APQ} = \alpha = 90^\circ$. De Q , elle vise P et A : elle trouve un angle $\widehat{AQP} = \beta = 60^\circ$. Elle mesure ensuite la distance $PQ = 50$ m.

1. Schématiser l'expérience à l'échelle : $1 \text{ cm} \leftrightarrow 10 \text{ m}$.
2. En déduire la distance PA .
3. Comment s'appelle cette technique qui permet de mesurer une distance ?

Corrigés

1. 1. Il se trouve qu'il y a douze lunaisons dans une année.
2. $1 \text{ toise} = 6 \text{ pieds} = 183 \text{ cm} = 1,83 \times 10^2 \text{ m}$;
 $1 \text{ yard} = 3 \text{ pieds} = 91,5 \text{ cm} = 0,915 \text{ m}$;
 $1 \text{ pouce} = 1 \text{ pied} / 12 = 30,5 / 12 = 2,5 \times 10^{-2} \text{ m}$;
 $1 \text{ ligne} = 1 \text{ pouce} / 12 = 1 \text{ pied} / 144 = 2,1 \times 10^{-3} \text{ m}$;
 $1 \text{ point} = 1 \text{ ligne} / 12 = 1 \text{ pied} / (12 \times 12 \times 12) = 1,8 \times 10^{-4} \text{ m}$.
3. Sa taille est $1,68$ m.
4. Si l'on considère que l'Everest fait environ $8,0 \times 10^3$ m d'altitude, cela représente une altitude de 26×10^3 pieds. En langage courant on dira « vingt-six mille pieds ».
2. 1. Voir un schéma analogue dans le livre de l'élève.
2. Le principe de propagation rectiligne de la lumière et le théorème de THALÈS.
3. $H = \ell \frac{D}{d}$.
4. $H = 19$ m.

3. 1.



2. Méthode graphique : on mesure $PA : 8,7$ cm. L'arbre se trouve à 87 m du bord de la rivière.

Méthode algébrique :

Dans le triangle $\widehat{APQ}$ rectangle en P , on peut écrire $\tan \beta = \frac{AP}{PQ}$; d'où : $AP = PQ \cdot \tan \beta$.

Application numérique : $AP = 50 \times \tan 60 = 86,6$.
 $AP = 87$ mm avec deux chiffres significatifs.

3. Technique de visée.

Bibliographie

Ouvrages

Pour se documenter sur les méthodes de l'astrophysique et les méthodes de mesures au cours des siècles :

- L. GOUGUENHEIM, *Méthodes de l'astrophysique ; connaître et comprendre l'Univers*, Hachette-CNRS.
- H. REEVES, *Patience dans l'azur*, Le Seuil, 1981.
- D. BOORSTIN, *Les découvreurs*, collection bouquins Robert Laffont, 1983.
- C. RONAN, *Histoire mondiale des sciences*, Le Seuil, 1988.
- L. BOTINELLI et J.-L. BERTHIER, *L'univers des étoiles*, Gammaprim, 1986.
- D. GUEDJ, *La méridienne*, Robert Laffont, 1998.
- D. GUEDJ, *Le mètre du monde*, Le Seuil, 2000.
- A. BRAHIC, *Enfants du Soleil*, Odile Jacob, 1999.
- Pierre-Gilles de GENNES, *Les objets fragiles*, Plon, 1994.

Pour travailler les concepts et les démarches (propagation rectiligne, rayon lumineux) :

- A. DUMAS-CARRÉ et M. GOFFARD, *Rénover les activités de résolution de problèmes en physique*, Armand Colin, 1997.
- L. VIENNOT, *Raisonnement en physique*, de Boeck Université, 1996.

Sites Internet

DELAMBRE et MÉCHAIN et la mesure de la longueur du méridien terrestre :

www.sciences-en-ligne.com/mono/chronomath/chrono2/Mechain.html

www.sciences-en-ligne.com/mono/chronomath/chrono1/Delambre.html

L'histoire du mètre :

histoire.du.metre.free.fr/Pages/Sommaire/Mesure_Arc_Et_Triangulation.html

Décomposer la lumière émise par les objets

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

1. Exploration de l'espace

Objectifs

On montre dans cette partie que l'analyse de la lumière (direction, spectre) permet d'obtenir des renseignements sur la matière d'où elle est issue et qu'elle traverse. Cette technique est utilisée par quelques applications astrophysiques.

L'étude de la réfraction est dans un premier temps réalisée avec un filtre de couleur donnée. L'indice du milieu est introduit.

Une approche historique permet d'introduire la notion de radiation monochromatique. En observant la décomposition de la lumière blanche à travers un prisme, NEWTON tire la conclusion que les couleurs obtenues sont présentes dans la lumière blanche, et que le prisme a pour effet de les séparer. L'indice du milieu transparent constituant le prisme n'est donc pas le même suivant la couleur de la lumière.

Il montre ensuite que les couleurs du spectre ne peuvent se décomposer en de nouvelles couleurs : si l'on envoie de la lumière rouge (émise par un laser par exemple) sur un prisme, on retrouve la même couleur rouge après la traversée du prisme. Cette couleur est appelée radiation monochromatique.

Contenus

2. Messages de la lumière

2.1. Un système dispersif, le prisme

- Caractérisation d'une radiation.
- Lois de DESCARTES sur la réfraction pour une radiation (l'un des milieux étant l'air).
- Dispersion de la lumière blanche par un prisme.
- Variation de l'indice d'un milieu transparent selon la radiation qui le traverse ; interprétation qualitative de la dispersion de la lumière par un prisme.

Connaissances et savoir-faire exigibles

- Savoir que la longueur d'onde, qui s'exprime en

mètre et sous-multiples, caractérise dans l'air et dans le vide une radiation monochromatique.

- Connaître et appliquer les lois de DESCARTES sur la réfraction.
- Utiliser un prisme pour décomposer la lumière blanche.
- Étudier expérimentalement la loi de DESCARTES sur la réfraction :
 - Utiliser un dispositif permettant d'étudier les lois de la réfraction.
 - Repérer un angle entre un rayon lumineux et une référence.
 - Mesurer un angle.

Exemples d'activités

Comment un prisme permet-il d'obtenir un spectre ?

- Décomposition de la lumière blanche par un prisme
- Étude expérimentale des lois de la réfraction en lumière monochromatique, puis en lumière blanche

Commentaires

La physique de cette partie n'utilise que le modèle de l'optique géométrique pour la loi de la réfraction de DESCARTES. Aucun modèle ne sera présenté concernant l'optique physique.

Il n'est pas utile de développer l'étude des phénomènes de réflexion et de réflexion totale pour introduire les notions indispensables à la compréhension des phénomènes.

On convient d'attacher un nombre servant de référence à cette radiation monochromatique dans l'air ou dans le vide. Ce nombre, dont on ne cherchera pas à donner la signification physique, est appelé longueur d'onde, noté λ et s'exprime en mètre (ou sous-multiples). Le parti pris est de pouvoir utiliser directement des documents provenant de sources variées (Internet, livres d'astrophysique...) dans lesquels les radiations sont repérées par leur longueur d'onde dans le vide, et non par leur fréquence.

On peut mentionner l'existence de rayonnement invisible à l'œil, ultraviolet et infrarouge.

Activité préparatoire A

- Une bassine d'au moins 20 cm de diamètre (les parois peuvent être opaques).
- Une lampe de poche dont le faisceau est le plus cylindrique possible.
- Un miroir plan pouvant être immergé et suffisamment grand pour tenir légèrement incliné contre le bord de la bassine.

Cours

> Activité 1

- Une lanterne de bonne qualité avec condenseur.
- Une fente et une lentille convergente d'un large diamètre sur support réglable.
- Un prisme en verre très dispersif posé sur un support horizontal orientable.
- Un écran vertical visible par toute la classe.

> Activité 2

- Le dispositif de l'activité 1.
- Un filtre rouge de qualité médiocre.
- Un laser rouge sur support.

> Activité 3

- Le dispositif « classique » d'étude de la réfraction avec hémicylindre en plexiglas.
- Prévoir de placer le système dans un plan vertical si l'expérience doit être observée par une classe entière.
- Un filtre assez sélectif rouge ou orange ou un laser.

> Activité 4

- Le dispositif « classique » d'étude de la réfraction avec hémicylindre en plexiglas.
- Prévoir de placer le système dans un plan vertical si l'expérience doit être observée par une classe entière.

Rechercher et expérimenter

- Prismes, dont toutes les faces sont transparentes, pouvant être manipulés par les élèves.
- Planche à dessin, punaises, grande feuille blanche, règle, rapporteur.
- Lanterne pouvant être posée sur la planche munie d'un cache produisant un faisceau vertical très étroit.
- Filtre bleu.
- Source laser rouge éventuellement munie d'une petite lentille pour élargir le faisceau dans le sens vertical et faire en sorte qu'il balaye assurément la feuille horizontale.

Déroulement du chapitre

> Objectifs

- Savoir que la longueur d'onde caractérise dans l'air et dans le vide une radiation monochromatique.
- Connaître et appliquer les lois de DESCARTES sur la réfraction.

- Utiliser un prisme pour décomposer la lumière blanche.
- Étudier expérimentalement la loi de DESCARTES sur la réfraction.

> Prérequis

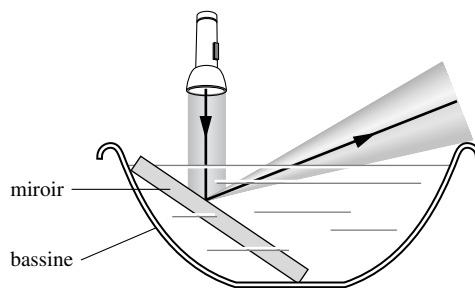
- Principe de la propagation rectiligne de la lumière.
- Sources et récepteurs de lumière.

Activités préparatoires

A. Faire son arc-en-ciel

- Cette expérience demande une mise au point soignée. Le miroir doit pouvoir tenir dans la bassine, la direction de la lampe doit avoir été repérée avant pour éclairer le mieux possible le mur dans une situation de décomposition. Ne pas oublier que s'il est préférable de faire émerger le faisceau de manière la plus rasante possible, le phénomène de réflexion totale peut empêcher la lumière de ressortir!

Cette expérience peut offrir une occasion intéressante de schématisation des rayons lumineux.



• Autre méthode pour réaliser un arc-en-ciel : le ballon de verre rempli d'eau

On utilise un ballon de verre de chimie. Le ballon rempli d'eau joue le rôle d'une grosse goutte d'eau. La source de lumière doit se trouver dans le dos et au-dessus de l'observateur (comme le Soleil); il faut placer un fond noir de l'autre côté du ballon pour améliorer le contraste et il faut se placer à quelques mètres du ballon pour observer l'arc-en-ciel.

Réponses aux questions

1. Violet, bleu, vert, jaune, orange, rouge.
2. La lumière traverse l'air puis l'eau puis à nouveau l'air.
3. Un morceau de verre, les gouttes de pluie...

B. Une expérience au siècle des Lumières

Cette activité permet de « planter le décor » et de donner du sens à l'expérience proposée au tout début du cours dans l'activité 1.

Réponses aux questions :

1. NEWTON a montré que la lumière blanche est constituée de radiations colorées qui lorsqu'elles sont à nouveau mélangées reconstituent la lumière blanche.
2. Il utilise un prisme.
3. La lumière traverse de droite à gauche sur la gravure, l'air, le verre du prisme, puis à nouveau l'air pour arriver sur l'écran.

> Utilisation du cédérom

Le cédérom propose une vidéo « La querelle des couleurs »

sur l'expérience historique de décomposition de la lumière par NEWTON (extrait d'une émission Galilée). On y apprend que NEWTON, jeune homme à la santé fragile s'intéresse, en plus du mouvement des planètes, aux couleurs de la lumière en examinant un défaut de l'oculaire de son télescope.

NEWTON affirme ainsi que la lumière blanche résulte du mélange des couleurs fondamentales observées dans l'arc-en-ciel.

Cette vidéo permet d'illustrer : l'*activité préparatoire B* du livre de l'élève (page 45) ; le *paragraphe 1* du cours (page 46) ; la partie 3 de la rubrique *Rechercher et expérimenter* (page 51) ; l'*exercice 23* (page 57) sur l'expérience cruciale de NEWTON.

Cours

1. Comment décomposer la lumière ?

L'objectif du paragraphe est de présenter le dispositif du laboratoire utilisé pour décomposer la lumière et d'explicitier la notion de spectre résultant de la décomposition de la lumière blanche.

➤ Activité 1

L'*activité 1* nécessite un matériel dont on ne dispose bien souvent qu'en un seul exemplaire. On peut donc présenter cette activité de la façon suivante :

- faire étudier l'*activité préparatoire B* ;
- disposer sur la table la source, la fente et la lentille de manière à obtenir une image nette de la fente sur l'écran ;
- placer le prisme de telle sorte que son arête soit verticale et parallèle à la fente.

Faire remarquer que dans l'expérience de NEWTON décrite dans l'*activité préparatoire B*, l'arête du prisme était horizontale et que les lumières colorées issues du prisme se succédaient du violet au rouge, selon une verticale. Dans l'expérience de l'*activité 1*, les lumières colorées se succèdent sur une horizontale. Cet effort de repérage dans l'espace peut poser problème aux élèves. Toutefois l'objectif essentiel est de montrer la décomposition de la lumière.

Faire ensuite réaliser une schématisation de l'expérience (sans l'aide du manuel bien évidemment !) et vérifier les productions qui montrent le plus souvent des erreurs sur le caractère rectiligne de la propagation dans chaque milieu.

Réponse à la question

- Analogie avec l'expérience de NEWTON : utilisation du prisme pour décomposer la lumière.
- Différence : dans l'expérience de NEWTON, c'est la lumière solaire qui est décomposée ; dans l'*activité 1*, c'est la lumière d'une lampe à incandescence.

➤ Utilisation du cédérom

Le **cédérom** propose une **vidéo** de l'expérience proposée dans l'*activité 1* du cours. L'observation du spectre n'est pas toujours idéale dans une salle de classe et nécessite parfois d'avoir l'obscurité. Afin de pallier ces difficultés expérimentales, un film de l'expérience pourra être projeté à l'aide d'un téléviseur relié à la sortie vidéo d'un ordinateur ou, mieux, à l'aide d'un vidéoprojecteur. Cela

n'enlève en rien la démarche à suivre de questionnement des élèves, basé sur cette expérience. L'enseignant peut projeter l'extrait de l'expérience historique de NEWTON puis l'expérience réalisée au laboratoire de nos jours et proposer l'*activité 1* du livre (page 46) : « Relever les analogies et les différences entre cette expérience réalisée au laboratoire et celle conduite par NEWTON. »

2. Toutes les lumières sont-elles décomposables ?

Il s'agit dans ce paragraphe de distinguer les lumières monochromatiques des lumières polychromatiques et d'introduire la notion de raie (ou radiation) caractérisée par sa longueur d'onde dans le vide et par une couleur pour les raies situées dans le domaine visible.

➤ Activité 2

L'*activité 2* présente l'intérêt de montrer aux élèves que le récepteur « œil » n'est pas en mesure de faire la différence entre deux sensations colorées, ce qui va conduire à des affirmations hâtives du type « je ne vois qu'une seule couleur, donc la lumière est monochromatique ». L'analyse d'une lumière au moyen d'un instrument permet de nuancer la réponse.

Pour réussir cette expérience, il faut choisir un filtre très peu sélectif comme une feuille plastique souple et transparente (chemises de classement) : le spectre peut faire alors apparaître un domaine orangé. Il existe aussi des feuilles de papier coloré dont on fait les lampes.

Réponses aux questions

1. La lumière issue du laser et celle provenant de la lampe à incandescence après traversée du filtre rouge donnent la même impression sur l'œil.
2. Ces deux lumières n'ont pas la même composition spectrale, elles sont différentes.

3. Comment le prisme dévie-t-il la lumière ?

L'objectif du programme étant d'expliquer le cheminement de la lumière dans un prisme, il convient d'étudier le phénomène de réfraction. L'étude est volontairement restreinte au rayon réfracté après passage air-milieu et milieu-air.

➤ Activité 3

L'ensemble du *paragraphe 3* peut être enseigné aussi bien en classe entière qu'en séance de T.P. le matériel étant classiquement disponible dans beaucoup de lycées en plusieurs exemplaires.

Ce matériel, s'il est classique pour le professeur, l'est certainement beaucoup moins pour un élève. Le passage de l'expérience du *paragraphe 3.1.*, qui se déroule dans un plan vertical, à celle du *paragraphe 3.2.*, qui se déroule dans un plan horizontal, est souvent déroutante pour l'élève. Il faut noter que dans cette dernière expérience on appelle « rayon » lumineux la trace du faisceau de lumière étroit et vertical sur le plan horizontal ; il n'est pas inutile de le faire remarquer aux élèves. De plus, il peut être intéressant de discuter sur la manière dont le « rayon » sort de l'hémicylindre, car cela peut aussi surprendre les élèves. En effet, pourquoi la lumière n'est-elle pas déviée à la sortie alors que, généralement, elle l'est à l'entrée ?

Selon le niveau de la classe, le questionnement peut être plus ou moins fortement guidé par rapport à celui proposé dans le manuel et, si l'activité 3 est réalisée en T.P. dans une salle équipée d'ordinateurs munis de tableurs on peut également faire réfléchir à une modélisation mathématique adaptée au « nuage de points » obtenu. Il ne faut cependant pas perdre de vue l'objectif du programme qui est de connaître le phénomène de réfraction pour expliquer le cheminement de la lumière dans un prisme. Si on ne peut consacrer qu'une seule séance de T.P. à ce chapitre, il est alors préférable de traiter le *paragraphe 3* en classe entière et de traiter l'activité de la rubrique *Rechercher expérimenter*, page 50, durant la séance de T.P.

Réponses aux questions

- Il existe une relation de proportionnalité entre $\sin i_1$ et $\sin i_2$.
- Si $i_1 = 0$, alors $i_2 = 0$: le rayon incident n'est pas dévié.

Remarque : c'est ce qui se passe à la sortie de l'hémicylindre.

► Utilisation du cédérom

Le **cédérom** comporte une animation qui permet de modéliser le comportement d'un rayon à la traversée d'un dioptre plan. Elle permet d'illustrer activement le *paragraphe 3* du cours concernant le phénomène de réfraction de la lumière et les lois de DESCARTES.

L'animation débute par l'image réelle d'une expérience de réfraction d'un faisceau laser traversant la surface séparant l'air de l'eau contenue dans un aquarium. Une première modélisation consiste à représenter le trajet du faisceau lumineux par des droites orientées appelées rayons lumineux : le phénomène de réfraction est ainsi mis en évidence. L'enseignant peut ainsi comparer l'expérience réelle et ses observations avec le modèle utilisé par le physicien pour représenter le monde réel.

L'animation propose ensuite de modéliser la première loi de DESCARTES. L'expérience classique utilisant des fils à plomb permet de montrer que les rayons incident et réfracté sont situés dans le même plan. La modélisation consiste à représenter ces rayons dans le même plan appelé plan d'incidence. La deuxième loi de NEWTON est ensuite énoncée, reliant les sinus des angles d'incidence et de réfraction notés, comme dans le cours, i_1 et i_2 .

Une vérification de la deuxième loi de DESCARTES peut être faite à l'aide de l'image projetée et agrandie de l'expérience. On peut, par exemple, montrer que le rapport des sinus des angles i_1 et i_2 est égal au rapport des indices de réfraction des deux milieux. On peut également demander aux élèves de prévoir le calcul de l'angle de réfraction utilisant la deuxième loi de DESCARTES et vérifier, par une mesure d'angle, le résultat trouvé.

4. Pourquoi le prisme décompose-t-il la lumière ?

Pour expliquer le phénomène de dispersion, il convient d'envoyer un faisceau de lumière blanche sur un prisme ; on montre alors (lois de DESCARTES), que la différence de déviation entre les radiations colorées provient d'une dépendance de l'indice d'un milieu transparent avec la longueur d'onde des radiations.

► Activité 4

L'activité 4 propose à partir du même matériel que celui de l'activité 3 de montrer le caractère dispersif du plexiglas. Si on dispose en grand nombre de petits prismes pouvant être posés sur une table on préférera cette deuxième solution (voir page 50), mais nous avons voulu aussi proposer une solution expérimentale à partir des collections de matériel fréquemment rencontrées dans les établissements, même si elle s'avère un peu moins performante, le plexiglas n'étant pas très dispersif.

Réponses aux questions

- Pour un même rayon de lumière blanche arrivant sur la face plane du demi-cylindre de plexiglas, on observe plusieurs rayons de lumières colorées, cela signifie que l'angle de réfraction et l'indice dépendent de la couleur, c'est-à-dire de la longueur d'onde.
- L'angle d'incidence au point A est nul : $i_1 = 0$; la relation $n_1 \cdot \sin i_1 = n_2 \cdot \sin i_2$ implique $i_2 = 0$: le faisceau n'est pas dévié en A.

Rechercher et expérimenter

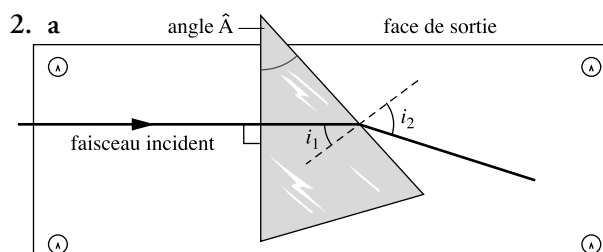
1. Les verres dont sont faits les prismes

Réponses aux questions

- a.

verre	flint	crown	plexiglas
n pour $\lambda = 400 \text{ nm}$	1,72	1,54	1,43
n pour $\lambda = 700 \text{ nm}$	1,64	1,51	1,42

- b. L'indice diminue quand la longueur d'onde augmente.



- b. $n \cdot \sin i_1 = \sin i_2$.
- c. $\sin i_{2R} = n_R \cdot \sin i_1$ et $\sin i_{2B} = n_B \cdot \sin i_1$, or $n_B > n_R$ donc $\sin i_{2B} > \sin i_{2R}$ et $i_{2B} > i_{2R}$.
- C'est le matériau pour lequel la différence entre l'indice bleu et l'indice rouge sera la plus grande, c'est donc le verre flint.

2. Expérimenter avec un prisme du laboratoire

2.1. Quelle est la valeur de l'indice du verre de ce prisme en lumière rouge ?

Les mesures effectuées permettent une détermination de n avec au mieux deux chiffres significatifs. Les petits prismes vendus par lots et d'un prix abordable pour les lycées n'ont bien souvent pas une composition connue, mais on peut faire l'hypothèse qu'ils ne sont généralement pas en crown (assez chers et fragiles), ni non plus en plexiglas (assez peu dispersif). Il faudra supprimer la toute dernière question concernant l'identification du matériau, si après avoir fait plusieurs essais on ne trouve

pas une valeur qui s'approche suffisamment de celle d'un des trois matériaux. On dira cependant aux élèves de bâtir leur raisonnement sur le modèle d'un verre flint pour le *paragraphe 2.2*.

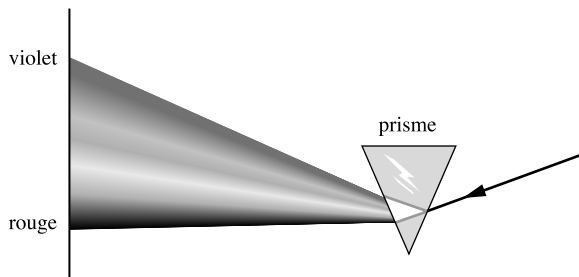
2.2. Que devrait-on obtenir avec une radiation bleue ?

Comme nous ne disposons pas dans nos lycées de lumière laser bleue, et qu'il est très difficile de réaliser une mesure correcte, avec deux chiffres significatifs, de l'indice bleu, à partir d'une lanterne munie d'un cache, d'un filtre bleu et du prisme, nous avons préféré travailler qualitativement en mettant en œuvre une phase de prévision suivie d'une phase de validation. Cette démarche nous a paru scientifiquement moins critiquable au niveau de la précision des mesures et pédagogiquement tout aussi intéressante puisque l'élève doit reprendre tout le raisonnement pour faire une prévision correcte.

3. Redonner des couleurs au dessin de NEWTON

Réponse à la question

Schématisation du dessin du *document 3*, page 51 du manuel :



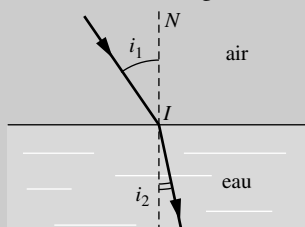
Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

a. La source correspondant à l'image du spectre (b) émet une lumière monochromatique tandis que celle donnant le spectre (a) est polychromatique. Comme toutes les couleurs sont représentées dans le spectre (a), il peut s'agir d'une lumière blanche.

b. L'œil humain perçoit les couleurs dans les limites du violet (4×10^2 nm) au rouge (8×10^2 nm).

c.



d. • Vrai, il s'agit en fait d'une valeur moyenne.

• Faux, pour tous les matériaux transparents, quand on n'indique qu'une valeur d'indice, il ne peut s'agir que d'une valeur mesurée à une longueur d'onde précise ou bien d'une valeur moyenne.

Exercices

1. 1. Pour décomposer la lumière solaire on peut utiliser un prisme, les aspérités d'un CD...

2. On obtient un spectre sur l'écran.

2. 1. Voir le *document 2* page 46 du manuel.

2. Voir le *document 3* page 46 du manuel.

3. 1. Une lumière monochromatique est constituée d'une seule radiation colorée.

2. Une lumière polychromatique est constituée de plusieurs radiations colorées.

3. La longueur d'onde d'une radiation bleue est inférieure à celle d'une radiation rouge.

4. Lumière monochromatique : expérience (b).

Lumières polychromatiques : expériences (a), (c) et (d).

5. 1. Ils ne sont pas visibles par l'Homme qui ne perçoit que les radiations de longueurs d'onde comprises entre 400 nm et 800 nm.

2. Sont visibles les radiations de longueurs d'onde : $0,650 \mu\text{m} = 650 \text{ nm}$; $430 \times 10^{-9} \text{ m} = 430 \text{ nm}$.

Les U.V. sont : 230 nm ; $430 \times 10^{-9} \text{ mm} = 0,430 \text{ nm}$.

L'I.R. est : $9 \times 10^{-7} \text{ m} = 9 \times 10^2 \text{ nm}$.

6. 1. Le jour, le maximum de sensibilité correspond à 560 nm environ ; la nuit, il est situé autour de 500 nm.

2. Le jour, le maximum de sensibilité correspond au vert, la nuit au bleu.

3. La nuit, on ne distingue pas le rouge.

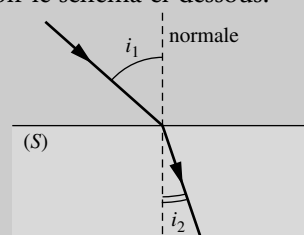
7. a. IN; **b.** rayon SI; **c.** angle α ; **d.** rayon IR; **e.** angle γ ; **f.** plan contenant SI et IN.

8. Cette expérience montre que les rayons incidents, réfractés et réfléchis appartiennent à un même plan vertical, le plan d'incidence.

9. Les énoncés **b.** et **c.** sont corrects.

10. Les expressions **b.** et **d.** sont correctes.

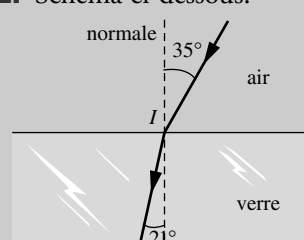
11. 1. Voir le schéma ci-dessous.



2. $n_1 \cdot \sin i_1 = n_2 \cdot \sin i_2$;

3. $\sin i_2 = \frac{n_1 \cdot \sin i_1}{n_2} = \frac{1,00 \times \sin 45^\circ}{1,33} = 0,532$;
 $i_2 = 32^\circ$.

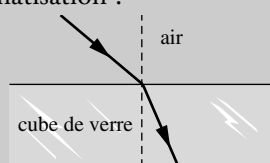
12. 1. et 2. Schéma ci-dessous.



3. $n_1 \cdot \sin i_1 = n_2 \cdot \sin i_2$.

4. $n_2 = \frac{n_1 \sin i_1}{\sin i_2}$. Application numérique $n_2 = 1,6$.

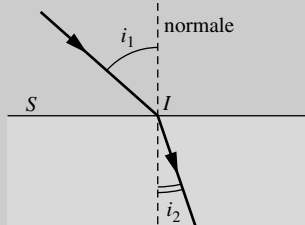
13. 1. Schématisation :



2. $n_1 \cdot \sin i_1 = n_2 \cdot \sin i_2$.

3. $\sin i_1 = \frac{n_2 \sin i_2}{n_1} = \frac{1,52 \times \sin 20^\circ}{1,00}$; $i_1 = 31,3^\circ$.

14. 1. Schématisation :



2. $n_1 \cdot \sin i_1 = n_2 \cdot \sin i_2$; $n_2 = \frac{n_1 \cdot \sin i_1}{\sin i_2}$; $n_2 = 1,36$.

15. 1. Un rayon de lumière monochromatique passe de l'air dans un milieu transparent d'indice 1,5. L'angle d'incidence valant 30° , calculer l'angle de réfraction.

2. $i_2 = 19,5^\circ$.

16. 1. L'indice est toujours supérieur ou égal à 1.

2. La valeur de l'indice dépend de la longueur d'onde.

17. 1. Le milieu le plus dispersif est le verre minéral (écart relatif de $0,09/1,6 = 5,6\%$).

2. Le quartz peut être considéré comme non dispersif.

18. 1. $\sin i_2 = \frac{1,00 \times \sin 61,5^\circ}{n_2} = \frac{n_1 \cdot \sin i_1}{n_2}$;

pour $n_2 = 1,612$: $i_2 = 33,0^\circ$; pour $n_2 = 1,621$: $i_2 = 32,8^\circ$;
pour $n_2 = 1,671$: $i_2 = 31,7^\circ$

2. Reproduire le schéma de l'exercice 14 pour chacun des rayons réfractés.

3. $D_{\text{rouge}} = 61,5^\circ - 33,0^\circ = 28,5^\circ$;

$D_{\text{jaune}} = 61,5^\circ - 32,8^\circ = 28,7^\circ$;

$D_{\text{bleue}} = 61,5^\circ - 31,7^\circ = 29,8^\circ$; la radiation bleue est la plus déviée.

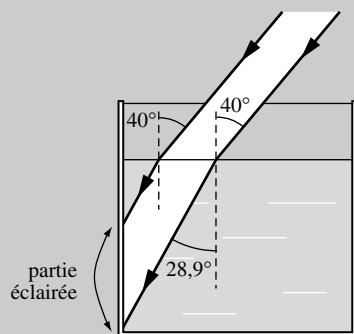
4. La radiation verte est située entre la radiation jaune et la radiation bleue.

19. 1. C'est le cyclohexane dont l'indice est le plus grand qui provoque la plus grande déviation.

2. $n_A = \frac{n_{\text{air}} \cdot \sin i_1}{\sin i_2}$, soit $n_A = 1,37$, il s'agit donc de l'éthanol.

3. $\sin i_2 = \frac{n_{\text{air}} \cdot \sin i_1}{n_2}$, donc $\sin i_2 = \frac{\sin 40^\circ}{1,426}$, soit $i_2 = 26,8^\circ$.

20.



21. 1. Les angles mesurés sont : $i_1 = 40^\circ$ et $i_2 = 28^\circ$.

2. Le rayon n'est pas dévié, car il est normal à la surface de sortie.

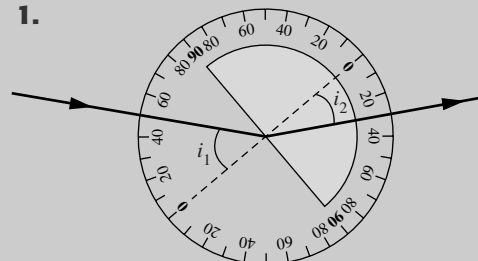
3. a. Le graphique (c) est le plus aisé à exploiter, car c'est une droite.

b. On détermine le coefficient directeur de la droite qui représente ici la valeur de $\frac{1}{n_2}$, car

$\sin i_2 = \left(\frac{n_1}{n_2}\right) \cdot \sin i_1$ et $n_1 = 1$.

$\frac{1}{n_2} = \frac{0,3}{0,5}$ et $n_2 = 1,7$.

22. 1.



2. a. $n_1 \cdot \sin i_1 = n_2 \cdot \sin i_2$.

b. Le premier milieu transparent étant l'air, $n_1 = 1,00$ est connu; des valeurs de i_1 et i_2 sont déterminées expérimentalement; la valeur de n_2 est inconnue.

$\sin i_1$	0	0,174	0,342	0,500	0,643	0,766	0,866	0,940
$\sin i_2$	0	0,129	0,222	0,342	0,423	0,500	0,574	0,616

La représentation graphique de $\sin i_1$ en fonction de $\sin i_2$ donne une droite : on a bien $\sin i_1 = n \cdot \sin i_2$ avec n coefficient de proportionnalité.

3. La pente de la droite est égale à l'indice n_2 soit $n_2 = 1,50$.

23. 1. D'après le dictionnaire Le Robert : « expérience cruciale » : qui permet de confirmer ou de rejeter une hypothèse.

2. La lumière bleue en question contient essentiellement des radiations bleues...

3. Il s'agit de l'indice de réfraction.

4. Ils n'y voient que du blanc.

24. 1. Il va y avoir deux réfractions : une première réfraction de l'air dans l'eau puis une seconde réfraction de l'eau dans l'air. Si on tenait compte du verre constituant l'aquarium, il y aurait deux réfractions supplémentaires.

2. a. Pour le violet : $n_v = 1,34$ pour le rouge $n_r = 1,33$. Cherchons le premier angle de réfraction :

$\sin i_{1v} = \frac{\sin 45^\circ}{1,34}$, d'où $i_{1v} = 31,82^\circ$.

$\sin i_{1r} = \frac{\sin 45^\circ}{1,33}$, d'où $i_{1r} = 32,11^\circ$.

Le rayon violet est plus dévié.

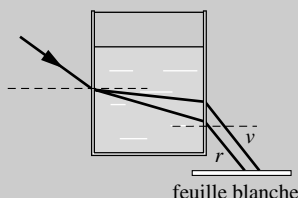
À la sortie :

$\sin i_{2v} = 1,34 \times \sin 31,85^\circ$, d'où $i_{2v} = 45^\circ$.

$\sin i_{2r} = 1,33 \times \sin 32,11^\circ$, d'où $i_{2r} = 45^\circ$.

Les deux rayons sortent parallèles mais avec un décalage.

Voir le schéma ci-dessous.



b. Sur la feuille de papier, on observe bien une séparation des radiations, l'aquarium a dispersé la lumière blanche, le violet étant le plus éloigné de l'aquarium.

Exercices complémentaires

Énoncés

1. Réfraction et décomposition de la lumière

Un rayon laser, se propageant dans une cuve à eau, se réfracte dans l'air (voir figure). L'indice de l'eau est égal à 1,33 pour cette radiation laser.

1. Qu'appelle-t-on phénomène de réfraction ?

2. L'indice de l'air est très voisin de celui du vide. Quelle est sa valeur ?

3. Quelle est la valeur de l'angle d'incidence ?

4. Énoncer la loi qui permet de calculer l'angle de réfraction.

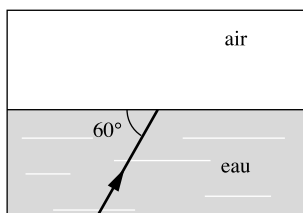
5. Calculer cet angle.

6. Faire un schéma de l'expérience en précisant : le rayon réfracté, le rayon incident, le point d'incidence, l'angle d'incidence et l'angle de réfraction.

7. a. Le faisceau lumineux est un faisceau de lumière blanche. Pourquoi peut-on observer la décomposition de la lumière ?

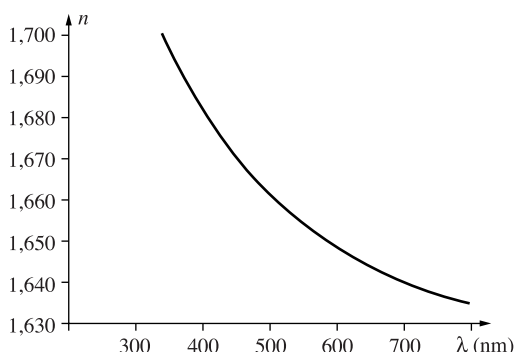
b. Quel est le dispositif, utilisé en classe, qui met en évidence ce phénomène ? Quel est le nom de la figure observée sur un écran ?

c. Quel est le domaine des longueurs d'onde des radiations visibles ?

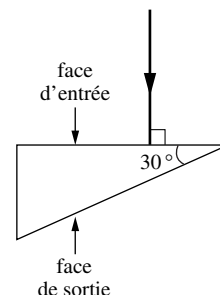


2. Étude d'un prisme en verre flint

Un prisme est taillé dans un verre dont l'indice varie avec la longueur d'onde lumineuse comme l'indique le graphique ci-dessous.



On éclaire le prisme avec un fin faisceau de lumière blanche comme l'indique le schéma ci-contre :



1. Expliquer pourquoi la lumière n'est pas déviée lorsqu'elle traverse la face d'entrée du prisme.

2. Déterminer la valeur de l'indice de réfraction de ce prisme pour une lumière violette (400 nm) et une lumière rouge (700 nm).

3. Mesurer sur le schéma l'angle d'incidence i_1 du rayon avec la normale à la face de sortie et indiquer sa valeur.

4. Faire les calculs permettant de connaître l'angle i_{2vi} que fera le rayon violet sortant et l'angle i_{2r} que fera le rayon rouge sortant avec la normale à la face de sortie.

5. Représenter les deux rayons émergeant par la face de sortie.

3. Principe du réfractomètre de PULFRICH

Il sert à mesurer l'indice d'un liquide afin de contrôler sa pureté ou sa composition. Par exemple, on peut contrôler la composition de l'antigel, mélange de propylène et de glycol, ou l'acide pour les batteries. En voici le principe :

Sur un bloc de verre d'indice N connu, on dépose une goutte de liquide dont on veut déterminer l'indice n . Un rayon lumineux jaune pénètre dans le bloc de verre sur la face AB sous une incidence i_1 ; il se réfracte, le rayon lumineux se propage dans le verre et arrive sur la surface de séparation verre-liquide. Le rayon peut se réfracter dans la goutte de liquide. L'indice de l'air est pris égal à 1.

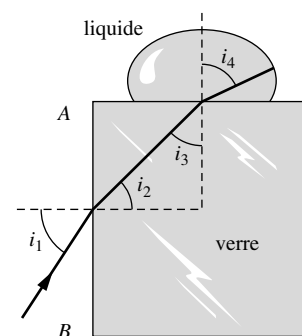
1. Donner les relations qui existent entre :

a. i_1 et i_2 ;

b. entre i_2 et i_3 ;

c. entre i_3 et i_4 .

2. On fait varier i_1 de telle façon que $i_4 = 90^\circ$. Trouver la relation qui donne l'indice n en fonction de N et de i_1 .



3. Pour chaque liquide on peut ainsi déterminer son indice en mesurant i_1 avec une grande précision.

On a déposé différentes gouttes de liquide sur le bloc de verre d'indice $N = 1,652$ et on a mesuré l'angle i_1 correspondant.

Liquide	acétone	aniline	éthanol	glycérine
i_1 en °	69,93	27,52	69,45	48,06

Calculer les indices pour la radiation jaune des ces liquides.

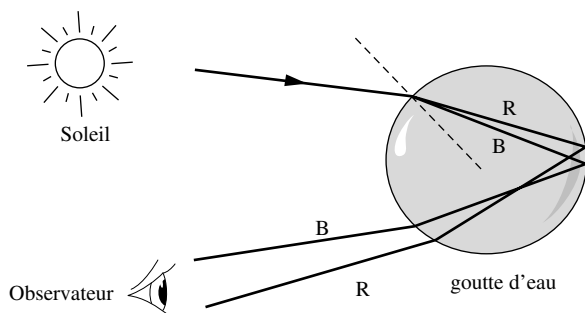
4. Pourquoi un arc-en-ciel ?

Remarque : Cet exercice est difficile pour un élève de seconde. Il ne peut être proposé que dans les très bonnes classes et nécessite une aide du professeur.

L'arc-en-ciel est une application dans la vie courante de la dispersion de la lumière.

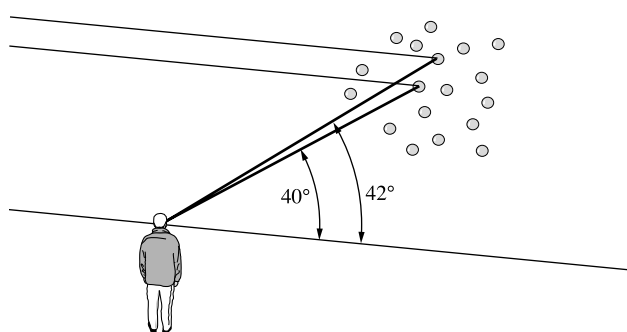
Il est dû à la réfraction et à la réflexion des rayons solaires (vers l'observateur) par chacune des gouttes d'eau de pluie qui se comporte comme un minuscule prisme. Comme pour le prisme, la décomposition de la lumière est fortement liée à la géométrie de l'objet dispersif, ici la goutte d'eau.

Les trajectoires des rayons lumineux sont schématisées dans la figure ci-dessous. Un rayon rentre dans la goutte, est réfléchi à l'intérieur (seule une faible proportion est réfléchie, le rayon transmis ne donne lieu à aucun phénomène particulier), puis ressort.



À l'endroit où la lumière est la plus intense, le rouge sort à 42 degrés de la direction initiale et le bleu à 40 degrés.

Donc, lorsqu'on voit un arc-en-ciel et ses bandes de couleurs, on reçoit de la lumière réfractée et réfléchie par différentes gouttes d'eau, certaines regardées à un angle de 42°, d'autres à un angle de 40°, et d'autres encore entre les deux. Cela est illustré dans le dessin ci-après.



1. Pourquoi y a-t-il réfraction des rayons solaires dans une goutte d'eau?
2. Indiquer sur un schéma où ont lieu les phénomènes de réfraction au niveau de la goutte et justifier qualitativement, pour chacun d'eux, l'effet produit sur le rayon lumineux.
3. Pourquoi la goutte d'eau est-elle qualifiée d'*objet dispersif*?
4. Pourquoi dit-on de l'arc en ciel qu'il est une *application dans la vie courante de la dispersion de la lumière*?
5. Expliquer les positions relatives des rayons colorés lors de la première réfraction.
6. Comment doit se situer l'observateur pour voir un arc-en-ciel?
7. Où se trouve le rouge dans l'arc-en-ciel?
8. Expliquer pourquoi on observe un arc de cercle?

Corrigés

1. 1. Le phénomène de réfraction est le brusque changement de direction que subit un rayon lumineux à la traversée de la surface de séparation entre deux milieux d'indices différents.

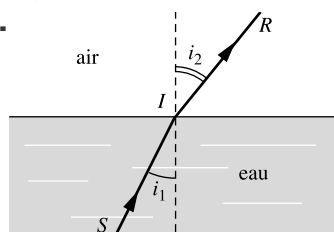
2. $n = 1$.

3. $i_1 = 30^\circ$.

4. Deuxième loi de DESCARTES : $n_1 \cdot \sin i_1 = n_2 \cdot \sin i_2$.

5. $i_2 = 42^\circ$.

6.



SI : rayon incident

IR : rayon réfracté

i_1 : angle d'incidence

i_2 : angle de réfraction

I : point d'incidence

7. a. La lumière blanche est une lumière polychromatique constituée d'une infinité de radiations de longueurs d'onde différentes. L'eau est un milieu dispersif et son indice dépend de la longueur d'onde. D'après la loi de DESCARTES : $n_1 \sin 30^\circ = \sin i_2$, car $n_2 = 1$. Si n_1 varie, alors i_2 varie : les différentes radiations se séparent.

b. En classe, on utilise un prisme pour décomposer la lumière ; on observe un spectre sur un écran.

c. $400 \text{ nm} < \lambda < 800 \text{ nm}$.

2. 1. L'angle d'incidence est nul (incidence dite « normale ») : l'angle de réfraction est nul aussi ; il n'y a pas de déviation du faisceau réfracté.

2. D'après le graphique, pour $\lambda = 400 \text{ nm}$, on a $n = 1,683$; pour $\lambda = 700 \text{ nm}$, on a $n = 1,640$.

3. $i_1 = 30^\circ$.

4. $i_{2vi} = 57,3^\circ$; $i_{2r} = 55,1^\circ$.

3. 1. a. $\sin i_1 = N \cdot \sin i_2$;

b. $i_2 + i_3 = 90^\circ$;

c. $N \sin i_3 = n \cdot \sin i_4$.

2. $\sin i_4 = 1$, d'où $N \sin i_3 = n$;

$N \sin (90^\circ - i_2) = n$;

$N \sin (90^\circ - \sin^{-1}(\frac{\sin i_1}{N})) = n$.

3. n (acétone) = 1,36 ; n (aniline) = 1,59 ;

n (éthanol) = 1,36 ; n (glycérine) = 1,48.

4. 1. Il y a réfraction, car il y a passage de la lumière d'un milieu transparent vers un autre milieu transparent d'indice différent.

2. Une première réfraction se produit à l'entrée de la goutte : le rayon se rapproche de la normale, car on passe d'un milieu moins réfringent (l'air) à un milieu plus réfringent (l'eau).

Une deuxième réfraction se produit là où le faisceau est partiellement réfléchi, le faisceau réfracté part vers l'arrière en s'écartant de la normale.

Une troisième réfraction intervient à la sortie de la goutte : le rayon s'écarte de la normale par passage d'un milieu à un autre d'indice plus faible.

3. L'eau est considérée comme dispersive, car son indice de réfraction dépend de la longueur d'onde.

4. À chaque réfraction, les radiations ne sont pas toutes déviées du même angle en raison du caractère dispersif de l'eau, et la lumière blanche est décomposée (dispersion).

5. Lors de la première réfraction, l'angle de réfraction i_{2B} du rayon bleu est plus petit que l'angle de réfraction i_{2R} du rayon rouge, car l'indice de l'eau n_{2B} pour la radiation bleue est plus grand que l'indice n_{2R} de l'eau pour la radiation rouge. En effet, en appliquant la deuxième loi de DESCARTES, on peut écrire :

$$n_1 \cdot \sin i_1 = n_{2B} \cdot \sin i_{2B} = n_{2R} \cdot \sin i_{2R}.$$

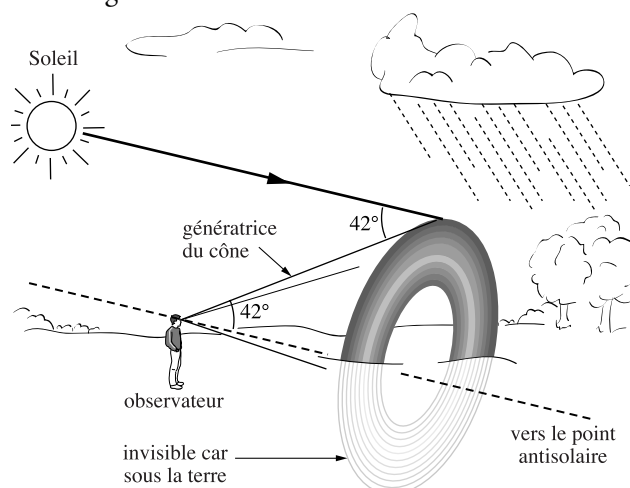
Si $n_{2B} > n_{2R}$, alors $i_{2R} > i_{2B}$.

Il en résulte que l'angle de déviation ($i_1 - i_{2B}$) du rayon bleu est plus grand que celui ($i_1 - i_{2R}$) du rayon rouge.

6. Il doit se situer dos au Soleil.

7. Le rayon rouge se trouve situé en haut, car il ressort en faisant un l'angle plus grand par rapport aux rayons provenant du Soleil et qui sont parallèles.

8. Tous les rayons rouges parviennent à l'œil en faisant le même angle avec la direction du Soleil, ils s'inscrivent donc sur le cercle correspondant au tronc de cône d'axe la direction des rayons du Soleil et de demi-angle au sommet 42° . Pour les rayons bleu-violet, le demi-angle est de 40° .



Remarque : On constate, d'après le schéma, que la hauteur angulaire du Soleil doit être inférieure à 42° . C'est la raison pour laquelle l'arc-en-ciel est plutôt visible le matin ou le soir, lorsque le Soleil n'est pas trop haut dans le ciel.

Compléments scientifiques

Quelques données sur les indices des matériaux pour construire des exercices :

Valeur d'indices courants (raie D du sodium) :

Liquides : eau 1,33; alcool 1,36; glycérine 1,47; benzine 1,50; sulfure de carbone 1,63.

Solides : verre ordinaire 1,52; verre baryté 1,57; cristal 1,60; cristal lourd 1,96; diamant 2,42.

Glace : 1,31.

Le polycarbonate est un matériau permettant d'obtenir des verres d'une exceptionnelle légèreté, d'une épaisseur plus faible grâce à un indice élevé. Il est suffisamment résistant pour faciliter le perçage. Sa sensibilité naturelle à la rayure est compensée par des traitements durcisseurs très performants.

Indice : $n = 1,59$; masse volumique : $1,20 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

Propriété du verre minéral

Le verre minéral est un produit de fusion qui est formé des éléments constitutifs suivants : 70 % composants de base (quartz), 20 % fondants (potasse et chaux), 10 % durcisseurs (oxydes).

Les propriétés optiques et la couleur du verre peuvent être modifiées sélectivement par l'adjonction d'oxydes et de fluorures métalliques, à raison de 1 %. L'addition d'oxydes de plomb, de titane et de lanthane accroît l'indice de réfraction. L'oxyde de baryum et le fluorure réduisent la dispersion, tandis que la masse vitreuse en fusion peut-être teintée avec du fer, du cobalt, du vanadium et du manganèse en vue de la production de verres solaires. Afin de donner au verre son effet photochromique, il convient d'ajouter à la masse en fusion des liants métalliques à base de fluor, de chlore et de brome (halogénures).

Les fabricants de verres proposent des verres d'indices de réfraction de plus en plus élevés; cela peut atteindre 1,67 en organique et 1,90 en verre minéral. Citons, par exemple, le verre Seiko organique, d'indice 1,67, ou le verre Essilor airwear en polycarbonate, d'indice 1,60.

Bibliographie

Revues

Pour la Science, n° 173, mars 1992.

Courrier International, n° 330, mars 1997.

Science et Vie, n° 915, décembre 1993.

La Recherche, n° 297, avril 1997.

Sites Internet

• Réfraction :

http://www.walter-fendt.de/ph11f/refraction_f.htm

<http://sc.physiques.free.fr/htmlfiles/cours/dejenef/appl/refract.html>

• DESCARTES :

<http://www.astrosurf.com/astrofil/optique/Descartes.html>

<http://sc.physiques.free.fr/htmlfiles/cours/dejenef/appl/refract.html#1>

• **La lumière :** <http://www.ac-nice.fr/clea/C2.html>

Les messages de la lumière

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

I. Exploration de l'espace

Contenus

2. Messages de la lumière

2.2 Les spectres d'émission et d'absorption

a. Spectres d'émission

- Spectres continus d'origine thermique.
- Spectres de raies.

b. Spectres d'absorption

- Bandes d'absorption de solutions colorées.
- Raies d'absorption caractéristiques d'un atome ou d'un ion.

2.3 Application à l'astrophysique

Connaissances et savoir-faire exigibles

- Savoir qu'un corps chaud émet un rayonnement continu qui s'enrichit vers le violet quand la température de ce corps augmente.
- Savoir distinguer un spectre d'émission et un spectre d'absorption.
- Savoir repérer, par sa longueur d'onde dans un spectre d'émission ou d'absorption, une radiation caractéristique d'une entité chimique.
- Savoir qu'un atome ou un ion ne peut absorber que les radiations qu'il est capable d'émettre.
- Utiliser un système dispersif pour visualiser des spectres d'émission et comparer ces spectres à celui de la lumière blanche.
- Utiliser un système dispersif pour visualiser des spectres d'absorption et comparer ces spectres à celui de la lumière blanche.

Exemples d'activités

Comment le spectre d'une étoile nous renseigne-t-il sur sa température ?

- Réalisation du spectre continu d'une lampe à incandescence (avec prisme ou réseau).

- Observation de la variation de la couleur et du spectre de la lampe en fonction de sa température.

Comment déterminer la nature de la matière qui entoure une étoile ?

- Réalisation de spectres de raies et de bandes émission et absorption.
- Étude expérimentale des couleurs de flamme.

Commentaires

Cette partie du programme permet d'enrichir la notion d'entité chimique qui sera introduite dans le cours de chimie.

Il n'est pas utile de développer l'étude des phénomènes de réflexion et de réflexion totale pour introduire les notions indispensables à la compréhension des phénomènes.

On convient d'attacher un nombre servant de référence à cette radiation monochromatique dans l'air ou dans le vide. Ce nombre, dont on ne cherchera pas à donner la signification physique, est appelé longueur d'onde, noté λ et s'exprime en mètre (ou sous-multiples). Le parti pris est de pouvoir utiliser directement des documents provenant de sources variées (Internet, livres d'astrophysique...) dans lesquels les radiations sont repérées par leur longueur d'onde dans le vide, et non par leur fréquence.

On peut mentionner l'existence de rayonnement invisible à l'œil, ultraviolet ou infrarouge.

Matériel

Cours

> Activité 1

- Dispositif (prisme ou réseau) pour réaliser des spectres.
- Lampe à incandescence alimentée par l'intermédiaire d'un variateur.

> Activité 2

- Dispositif (prisme ou réseau) pour réaliser des spectres.
- Lampes à vapeur de sodium et à vapeur de mercure.

➤ Activité 3

- Dispositif (prisme ou réseau) pour réaliser des spectres.
- Source de lumière blanche.
- Petite cuve transparente contenant une solution de chlorophylle dans l'alcool.
- Support élévateur.

Rechercher et expérimenter

- Dispositif (prisme ou réseau) pour réaliser des spectres.
- Bec Bunsen.
- Fil de platine et solutions de chlorure de sodium et de chlorure de potassium.
- Mélange d'alcool à brûler et d'une solution concentrée de chlorure de sodium.
- Laine de verre.
- Lampe à vapeur de sodium.

Déroulement du chapitre

➤ Objectifs

- Distinguer un spectre d'émission d'un spectre d'absorption.
- Reconnaître et interpréter un spectre d'origine thermique.
- Reconnaître une entité chimique à partir d'un spectre.
- Savoir qu'un atome ou un ion ne peut absorber que les radiations qu'il est capable d'émettre.

➤ Prérequis

- Savoir que la longueur d'onde, qui s'exprime en mètre et sous-multiples, caractérise dans l'air et dans le vide une radiation monochromatique.
- Utiliser un prisme pour décomposer la lumière.

Activités préparatoires

A. Dans l'Univers, tout brille !

Extrait d'un texte d'Azar KHALATBARI : *La lumière messagère des étoiles*.

Ce texte évoque diverses sources de lumière et indique que la couleur des étoiles dépend de leur température, notion que l'on approfondira au *paragraphe 3* du cours.

Réponses aux questions

1. La flamme résultant de la combustion du bois, le filament incandescent d'une lampe, les étoiles dont le Soleil.
2. Les lumières émises par les étoiles sont de couleurs différentes parce que leurs températures diffèrent.

B. Sensation de lumière blanche

Une lampe à incandescence ou un tube fluorescent sont couramment utilisés pour l'éclairage domestique. On demande aux élèves de comparer les spectres des lumières émises par ces deux sources.

Le spectre de la lumière émise par la lampe à incandescence est un spectre continu comme celui de la lumière solaire. La lampe à incandescence émet de la lumière

dite « blanche » contenant toutes les radiations colorées visibles. Une feuille de papier qui paraît blanche lorsqu'elle est éclairée par la lumière de la lampe (ou par la lumière solaire), paraît blanche lorsqu'elle est éclairée par la lumière du tube fluorescent. Pourtant, l'analyse de la lumière émise par le tube indique que celle-ci n'est pas, à proprement parler, une lumière « blanche ». En effet, elle ne contient pas toutes les lumières (radiations) colorées mais seulement des lumières (radiations) violettes, vertes et rouges. Rappeler éventuellement la synthèse additive vue en classe de Quatrième : on peut obtenir de la lumière « blanche » avec des lumières colorées bien choisies.

Ainsi la « sensation » de lumière blanche peut être produite par une lumière qui n'est pas, à proprement parler, une lumière blanche.

Nous attribuons une couleur à la lumière. Les puristes diront, à juste raison, que la lumière ne se voit pas, et donc, que l'on ne peut lui attribuer une couleur ! On ne voit pas la lumière, on voit l'objet qui l'émet, la diffuse ou la transmet et on attribue une couleur à l'objet. C'est une question de vocabulaire et de convention. La neige, éclairée par la lumière solaire, est blanche. La feuille qui, éclairée par la lumière solaire, donne la même impression visuelle que la neige, est blanche. Sont blanches les lumières qui, éclairant la feuille blanche, la font paraître blanche. Sont bleues les lumières qui la font paraître bleue, rouges celles qui la font paraître rouge, etc. La couleur d'une lumière est donc, par convention, la couleur apparente de l'objet qui émet, diffuse ou transmet intégralement cette lumière.

Réponses aux questions

1. Ces deux sources émettent des lumières qui paraissent blanches, mais leurs spectres montrent que l'une est constituée de quelques lumières colorées distinctes et que l'autre comporte toutes les lumières colorées.
2. Le spectre (a) est celui de la lumière émise par le tube fluorescent, le spectre (b) correspond à la lampe à incandescence.
3. Le spectre de la lumière de la lampe est continu ; cette lumière contient toutes les radiations colorées visibles. Le spectre du tube fluorescent est discontinu, constitué de quelques raies colorées.
4. Deux lumières de spectres différents peuvent en effet donner la même sensation de couleur : les deux lumières étudiées donnent la même sensation de blanc lorsqu'elles éclairent une feuille de papier blanc.

Cours

Les *activités 1, 2 et 3* du cours proposent de réaliser des spectres d'émission ou d'absorption à l'aide de prismes ou de réseaux. Ces manipulations d'optique nécessitent des conditions d'obscurité qui ne sont pas toujours réalisables dans les salles de classe. Afin de pallier ces difficultés expérimentales, un **film de ces expériences**, proposé dans le **cédérom** pourra être projeté à l'aide d'un téléviseur relié à la sortie vidéo d'un ordinateur ou, mieux, à l'aide d'un vidéoprojecteur. Cela n'enlève en rien la démarche à suivre pour le questionnement des élèves, fondé sur cette expérience.

Dans chaque film réalisé, un gros plan est fait sur la

source lumineuse et le spectre obtenu. Ceci permet d'accéder à des parties du montage qui ne sont pas toujours visibles des élèves lors de la réalisation de telles expériences en classe entière.

Comme le suggèrent les activités proposées dans le manuel de l'élève, on peut comparer le spectre de raies d'émission et le spectre d'absorption par une solution avec le spectre de la lumière blanche dont la vidéo est disponible dans le *chapitre 3*.

1. La lumière dépend-elle de la source qui l'a émise ?

On définit ce qu'est un spectre d'émission. Il s'agit du spectre de la lumière directement issue d'une source. On considère (voir les *prérequis* de Quatrième) des sources « primaires », corps chauds, lampes à décharges, etc. On ne s'intéresse pas ici aux sources « secondaires », corps éclairés transmettant ou diffusant une partie de la lumière reçue.

1.1. La lumière émise par un corps chaud

L'activité 1 permet de découvrir que le spectre de la lumière émise par un corps chaud dépend de sa température.

On procède à l'observation du spectre de la lumière émise par le filament de tungstène d'une lampe à incandescence. La visualisation de ce spectre sur un grand écran pourra être réalisée pour toute la classe. L'utilisation d'un rhéostat entre l'alimentation et la lampe permet de faire varier la température du filament de tungstène. On met alors en évidence les modifications du spectre en fonction de la température du filament.

Cette activité peut aussi être réalisée par les élèves. On pourra, à cette occasion, introduire le réseau (peut être déjà vu en classe de Quatrième) comme système dispersif et noter sa facilité de mise en œuvre, par comparaison avec le prisme.

Cette étude expérimentale réalisée, on généralise la production de spectres continus d'origine thermique aux solides, liquides ou gaz sous haute pression en notant leur caractéristique commune, celle d'être liés à la température.

> Activité 1

Réponses aux questions

1. On fait varier l'intensité du courant dans la lampe pour modifier la température du filament et son éclat.
2. La couleur du filament, rouge lorsque l'intensité du courant est faible, devient blanche pour une grande intensité.

1.2. La lumière émise par un gaz

On propose de réaliser et d'observer les spectres de deux lampes à décharge, lampe à vapeur de sodium et lampe à vapeur de mercure.

On définit ce qu'est un spectre de raies d'émission.

Dans les deux exemples étudiés, les raies des spectres ont des couleurs différentes. On généralise en affirmant qu'à une entité donnée (atome ou ion) correspond un spectre de raies d'émission particulier : un spectre de raies d'émission permet d'identifier une entité.

> Activité 2

Réponse à la question

Le spectre de la lumière blanche est continu ; il comporte toutes les couleurs tandis que ces spectres ne présentent que des raies colorées sur fond noir.

> Remarque d'ordre scientifique

Il est parfois dit, à tort, qu'un spectre caractérise un élément chimique. En fait, il caractérise une entité chimique (atome, ion, molécule), car pour un même élément chimique, le spectre diffère selon que l'entité est l'atome, l'ion ou la molécule. Cependant, il n'est pas incorrect de dire que le spectre, qui est la signature d'une entité particulière, permet d'identifier l'élément chimique correspondant. Par exemple, quand on reconnaît le spectre de l'ion sodium dans une substance, on peut en déduire que cette substance contient l'élément sodium. Rappelons que l'élément chimique est l'ensemble de toutes les entités correspondantes. Ainsi, l'élément cuivre recouvre aussi bien le métal cuivre que l'ion cuivre dont les propriétés physiques et chimiques sont très différentes : un élément chimique n'a pas, à proprement parler, de propriétés chimiques, car il représente une abstraction.

2. Que devient la lumière qui traverse la matière ?

Après l'étude de spectres d'émission des sources « primaires », on passe à l'étude des spectres d'absorption des lumières par des sources « secondaires », gaz ou solutions éclairés en lumière blanche.

Comme on vient d'étudier des spectres de raies d'émission, on peut passer à l'étude des spectres de raies d'absorption ou, comme nous le proposons, commencer par l'étude des spectres de bandes d'absorption.

2.1. La lumière traverse une solution

Le spectre de bandes d'absorption d'une solution de chlorophylle dans l'alcool est assez facile à mettre en place techniquement :

- broyer des feuilles d'épinard (ou de salade) dans un mortier, puis y introduire de l'alcool : on obtient, après filtration, une solution verte riche en chlorophylle ;
- réaliser, dans un carton noir épais, une découpe rectangulaire en son centre ;
- disposer ce carton sur la vitre d'un rétroprojecteur ;
- poser une boîte de Pétri, remplie de la solution de chlorophylle, à moitié sur la fente rectangulaire, l'autre moitié laissant ainsi passer la lumière blanche ;
- réaliser une mise au point sur l'écran pour obtenir une image nette de la fente, puis déposer un réseau en haut du rétroprojecteur, au niveau du miroir de déviation.

On obtient ainsi, d'un côté le spectre continu de la lumière blanche et de l'autre côté le spectre de bande d'absorption caractéristique de la chlorophylle.

À l'issue de cette étude, on généralise à l'ensemble des solutions colorées.

> Activité 3

Réponse à la question

On observe un spectre présentant des bandes noires.

2.2. La lumière traverse un gaz

L'expérience décrite dans ce paragraphe est difficilement réalisable au lycée qui ne dispose pas de brûleur suffisamment puissant. Même le bec Mecker, parfois utilisé, ne permet pas d'atteindre une température suffisante pour que les ions sodium absorbent les radiations susceptibles de les exciter. L'idéal est de disposer d'une flamme de 2 000 à 3 000 °C. On notera qu'au cours de la vaporisation, de la lumière jaune caractéristique des ions sodium est émise dans toutes les directions : ce sont justement ces radiations qui sont absentes de la lumière transmise.

En comparant les spectres d'émission et d'absorption du sodium, on notera leur complémentarité ; la raie noire du spectre d'absorption occupe la position moyenne des deux raies jaunes du spectre d'émission. On conclut en disant que le gaz absorbe des radiations qu'il est capable d'émettre.

Il faut bien noter que le gaz n'absorbe pas systématiquement toutes les radiations qu'il est capable d'émettre. Si l'on ne peut pas trouver de radiations absorbées qui ne puissent être émises, la réciproque n'est pas vraie : toutes les radiations émises ne sont pas nécessairement absorbées. C'est la raison pour laquelle, nous utilisons l'article « des » et non pas « les » dans la phrase énoncée plus haut : « On conclut en disant que le gaz absorbe des radiations qu'il est capable d'émettre ».

Qu'ils soient d'émission ou d'absorption, les spectres sont caractéristiques d'une entité chimique (atome, ion, molécule) responsable de cette émission ou absorption : cette propriété est réinvestie dans l'étude des lumières émises par les étoiles.

3. Que nous apprend la lumière provenant des étoiles ?

Le *paragraphe 3* du cours peut être illustré par un extrait de l'émission Archimède sur la couleur des étoiles proposé dans le **cdérom**.

Cette **vidéo** intitulée « La couleur des étoiles » reprend la notion de température associée au spectre d'émission. Ainsi la couleur d'une étoile renseigne-t-elle sur la température de sa surface.

La deuxième partie ouvre un volet culturel en s'intéressant à la mort des étoiles et la formation des supernovae et des naines blanches.

3.1. Le spectre d'une étoile : le Soleil

Nous présentons le spectre de la lumière solaire comportant une multitude de fines raies noires (raies de FRAUNHOFER), inobservables lorsqu'on réalise, en classe, le spectre avec un prisme ou un réseau.

On prolonge l'étude en évoquant, plus généralement, les spectres des étoiles.

3.2. Interprétation du spectre d'une étoile

Au-delà de la détermination de la température de surface, l'étude du spectre de la lumière d'une étoile nous renseigne sur la composition de son atmosphère.

La lumière émise par la surface gazeuse, lors de la traversée de l'atmosphère de l'étoile, est amputée de certaines radiations qui sont absorbées : les raies d'absorption ainsi observées sont caractéristiques des constituants de l'atmosphère de l'étoile.

Rechercher et expérimenter

1. Des éléments chimiques trahis par leur spectre

Réponses aux questions :

1. La raie D du sodium est de couleur jaune.
2. BUNSEN et KIRCHOFF comparent le spectre de raies d'émission du sodium au spectre de raies d'absorption de FRAUNHOFER : ils constatent qu'à la raie D du spectre d'émission du sodium correspond l'une des raies d'absorption du spectre solaire. Ils en concluent à la présence de sodium dans l'atmosphère du Soleil.
3. En décomposant la lumière d'une « source lumineuse continue » on obtient un spectre continu, avec toutes les radiations colorées visibles.
4. Voir le *document 8*, page 62 du manuel.

2. Spectres de flammes et étoile mystérieuse

2.1. Réaliser l'expérience de BUNSEN

Réponses aux questions

1. Les deux spectres sont identiques : ils présentent une raie d'émission jaune.
2. Le spectre de flamme renseigne sur la nature de certaines entités contenues dans la flamme.

2.2 L'étoile mystérieuse

Réponses aux questions

1.

Raies	violet	indigo	vert	jaune	orange
λ (nm)	408	436	546	579	615
L (mm)	0	14	68	85	103

2. Courbe d'étalonnage

La courbe représentant la longueur d'onde λ en fonction de la distance L entre la raie et celle de référence est une droite d'équation : $\lambda = 408 + 2,01 L$, les longueurs d'onde étant exprimées en nm et les distances L en mm.

3. et 4. Radiations absorbées par l'atmosphère de l'étoile

Raies	1	2	3	4	5	6	7	8
L (mm)	1	13	19,5	39	46	89,5	123,5	129
λ (nm)	410	434	447	486	500	588	656	668
Entité	H	H	He	H	He	He	H	He

Les raies 1 (410 nm), 2 (434 nm), 4 (486 nm), 7 (656 nm) sont caractéristiques de l'hydrogène. Les raies 3 (447 nm), 5 (500 nm), 8 (668 nm) sont caractéristiques de l'hélium. Il s'agit d'une étoile « hélium-hydrogène ».

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

- a. Spectre de bandes d'absorption ; spectre de raies d'émission ; spectre d'émission continu ; spectre de raies d'absorption.

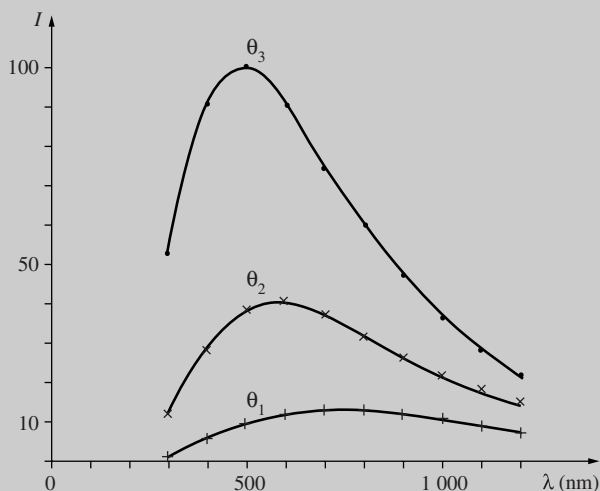
- b.** La température du filament de la lampe qui émet la lumière analysée n'est pas la même pour ces deux spectres : elle est plus faible dans le cas du spectre (b).
- c.** Raies indigo, jaune, orange et rouge sur fond noir.
- d.** 1. Le spectre de la lumière reçue est d'autant plus riche en radiations bleues et violettes que la température est élevée.
2. Le spectre de la lumière reçue comporte des raies noires d'absorption caractéristiques des entités constituant l'atmosphère de l'étoile.

Exercices

- 1. 1.** Le dispositif utilisé pour décomposer la lumière est un prisme.
- 2.** La température du filament de la lampe augmente lorsqu'on augmente l'intensité du courant qui la traverse.
- 3.** Lorsqu'on diminue progressivement la tension de l'alimentation de la lampe, le spectre de la lumière émise perd le violet puis le bleu, puis le vert; il reste le rouge avant l'extinction.
- 2.** Lorsque le fer est rouge, le spectre de la lumière émise est continu dans le rouge et l'orangé (bande rouge orangée). Lorsque le fer devient blanc, à cette bande s'ajoute progressivement le jaune, le vert, le bleu, puis le violet : le spectre de la lumière émise est continu et comporte toutes les couleurs du violet au rouge.
- 3. 1.** Le spectre d'émission de cette lampe est un spectre de raies.
- 2.** Raies violette, bleue, cyan, rouge.
- 3.** On obtient un spectre comportant une raie rouge.
- 4. 1.** Raies : violette, bleue, jaune, rouge orangée, rouge, rouge.
- 2.** Il s'agit d'un spectre de raies d'émission.
- 5. 1.** La lumière émise par la diode laser est polychromatique.
- 2.** Les longueurs d'onde des principales radiations émises par cette diode sont : 828,6 nm ; 829,0 nm ; 829,3 nm ; 829,5 nm.
- 3.** Ces radiations ne sont pas visibles. Le capteur C.C.D. est sensible aux radiations infrarouges.
- 6.** Spectre (a) : spectre de raies d'émission.
Spectre (b) : spectre continu d'émission (ou de bandes d'absorption si l'on estime qu'il manque au spectre une partie du violet et du rouge).
Spectre (c) : spectre de bandes et de raies d'absorption.
- 7. 1.** La couleur de la lumière émise par cette lampe est jaune.
- 2. a.** Le spectre d'émission est obtenu en décomposant la lumière émise par une lampe à vapeur de sodium à l'aide d'un système dispersif (prisme ou réseau).

- b.** Le spectre d'absorption est obtenu en décomposant la lumière qui a traversé de la vapeur de sodium éclairée en lumière blanche.
- 3.** Le spectre d'émission comporte deux raies jaunes très proches sur un fond noir. Le spectre d'absorption comporte deux raies noires striant un spectre continu.
- 8. 1.** Une radiation de longueur d'onde $\lambda = 600$ nm est absorbée.
- 2.** Les couleurs absorbées par la solution sont le violet, le bleu, le jaune et l'orangé.
- 3.** Le spectre de la lumière transmise par la solution présente une bande verte et une bande rouge.
- 4.** Ce spectre est un spectre de bandes d'absorption.
- 9. 1.** Spectre (1) : spectre de raies d'absorption sur fond continu ; spectre (2) : spectre de raies d'émission ; spectre (3) : spectre d'émission continu.
- 2.** Le spectre (3) correspond à l'expérience (a) ; le spectre (2) correspond à l'expérience (b) ; Le spectre (1) correspond à l'expérience (c).
- 10. 1.** Les raies dont les longueurs d'onde sont données sont des raies d'absorption.
- 2.** La longueur d'onde de la raie due au magnésium est 517,2 nm.
- 3.** Le cœur du Soleil émet une lumière blanche (spectre continu). Cette lumière en traversant l'atmosphère du Soleil est amputée de certaines radiations qui sont absorbées par les entités présentes dans cette atmosphère.
- 4.** Les longueurs d'onde des radiations que l'on peut trouver dans la lumière émise par une lampe à décharge à hydrogène sont : 410,1 nm, 434,0 nm, 656,2 nm.
- 11. 1.** Véga possède une atmosphère, car le spectre de sa lumière présente des raies d'absorption.
- 2.** 85 mm sur le spectre correspondent à l'intervalle $700 - 400 = 300$ nm, soit 3,5 nm/mm.
- | Positions dans le spectre (mm) | 3 | 10 | 21 | 46 | 74 |
|--------------------------------|-----|-----|-----|-----|-----|
| Longueurs d'ondes (nm) | 410 | 435 | 473 | 561 | 659 |
| Entité | H | H | | | |
- 3.** Les raies correspondant aux longueurs d'onde 410 nm et 435 nm semblent appartenir au spectre de l'hydrogène (410 nm et 434 nm).
Les autres raies de longueurs d'onde 473 nm, 561 nm, 659 nm ne peuvent être attribuées ni à l'hydrogène ni à l'hélium.
Il y a de l'hydrogène dans l'atmosphère de Véga.
- 12. 1.** Les spectres obtenus sont des spectres de raies.
- 2.** Les longueurs d'onde des raies du spectre d'absorption et des raies du spectre d'émission sont les mêmes, car il s'agit des mêmes entités qui émettent (diffusion) et qui absorbent (transmission).

13. 1. Voir le graphique ci-dessous.



2. Pour θ_1 : $\lambda_{\max} = 750 \text{ nm} = 0,75 \text{ }\mu\text{m}$;

pour θ_2 : $\lambda_{\max} = 600 \text{ nm} = 0,60 \text{ }\mu\text{m}$;

pour θ_3 : $\lambda_{\max} = 500 \text{ nm} = 0,50 \text{ }\mu\text{m}$.

3. Prenons la formule approchée : $T = \frac{3000}{\lambda_{\max}}$.

$T_1 = 4000 \text{ K}$ donc $\theta_1 \approx 3700^\circ \text{ C}$;

$T_2 = 5000 \text{ K}$ donc $\theta_2 \approx 4700^\circ \text{ C}$;

$T_3 = 6000 \text{ K}$ donc $\theta_3 \approx 5700^\circ \text{ C}$.

4. Le corps chaud paraît rouge pour la température $\theta_1 = 3700^\circ \text{ C}$.

5. Le corps chaud émet une lumière blanche pour les températures θ_2 et θ_3 car il émet alors toutes les radiations comprises entre 400 nm et 800 nm.

14. 1. Schéma comprenant une source de lumière blanche, un système dispersif et un écran pour obtenir le premier spectre continu. Même schéma avec une cuve contenant la solution et intercalée sur le trajet de la lumière pour obtenir le second spectre. Même schéma que précédemment avec un capteur optique pour relever l'intensité lumineuse afin d'obtenir la courbe.

2. Le violet, le bleu et le rouge.

3. a. et **b.** On observe une absorption supérieure à 70 % dans le domaine 400 nm-480 nm (correspondant au violet et au bleu) et dans le domaine 650 nm – 670 nm (correspondant au rouge).

4. Le spectre et la courbe d'absorption sont compatibles : lorsque le pourcentage d'absorption est élevé, les radiations concernées sont absentes du spectre.

15. 1. C'est un spectre de raies d'émission.

2. Il est caractéristique du gaz contenu dans le tube.

3. La raie bleue de 430-435 nm peut correspondre à la raie 435 nm de l'argon ; la raie bleu-vert de 485 nm peut correspondre à la raie de 487 nm de l'argon.

La raie verte de 545 nm peut correspondre à la raie 546 nm du mercure ; la raie rouge de 610-615 nm peut correspondre à la raie 615 nm du mercure.

Le tube contient du mercure et de l'argon.

4. Tube au mercure-argon.

16. 1. Le tableau indique que l'Étoile polaire est blanche et a une température de surface de 7000 à 8000 °C.

2. La température de surface diminue.

3. Le Soleil, dont la température de surface est de 5500 °C, est une étoile jaune. Il appartient donc à la catégorie G.

4. La température de surface diminuant, il y a donc un appauvrissement du spectre du côté du bleu. Les couleurs du côté du bleu sont progressivement éliminées, et la lumière passe du bleu au rouge.

17. Auguste COMTE ne pouvait prévoir les moyens d'investigation actuels qui permettent, à partir de l'analyse de la lumière provenant des étoiles, d'en déterminer la composition.

18. 1. $x_1 = 0$; $x_2 = 5 \text{ mm}$; $x_3 = 10 \text{ mm}$; $x_4 = 14 \text{ mm}$; $x_5 = 31 \text{ mm}$; $x_6 = 42 \text{ mm}$; $x_7 = 75 \text{ mm}$.

2. a. $\lambda = a \cdot x + b$ avec les couples (0 ; 397) et (75 ; 486) ; on obtient $b = 397 \text{ nm}$ et

$$a = \frac{(486 - 397)}{75} = 1,2 \text{ nm/mm}.$$

On a donc $\lambda = 397 + 1,2 x$ avec λ en nm et x en mm. La courbe d'étalonnage est une droite.

3. Longueurs d'onde des raies mesurées sur le spectre :

Raie	1	2	3	4	5	6	7
Longueur d'onde (en nm)	397	403	409	414	434	447	486

Raies de l'hydrogène : (1) 397 nm ; (3) 410 nm ; (5) 434 nm ; (7) 486 nm.

Raies de l'hélium : (2) 403 nm ; (4) 414 nm ; (6) 447 nm.

19.

Horizontalement :

1. nanomètre ; 2. prisme ; 3. inca ; 4. sel ; 5. radiation ; 6. étoile ; 7. REEVES ; 8. or ; 9. Lune ; 10. verte ; 11. NEWTON ; 12. lumière ; 13. éteintes ; 14. élevée.

Verticalement :

4. spectre ; 15. rouge ; 16. or ; 17. ciel ; 18. absorbe ; 19. Rê ; 20. émet ; 21. têt ; 22. laser ; 23. nuit ; 24. naine ; 25. Soleil ; 26. jaune.

20. 1. *Exhaustif* : complet, qui traite à fond du sujet ; *quasi exhaustif* : presque complet.

2. Tera : $\times 10^{12}$; un millier de milliards.

3. Elle est monochromatique et n'est donc pas du tout adaptée pour obtenir un spectre d'absorption, puisqu'elle ne permet pas de mettre en évidence des composés émettant d'autres radiations que celle du laser.

4. Sa puissance fait qu'il modifie le milieu qu'il traverse. Le milieu modifie alors à son tour la lumière laser, le transformant en « laser blanc ». L'avantage de cette lumière est qu'elle est très directive.

5. C'est un spectre d'absorption qui présente des raies noires caractéristiques des polluants contenus dans l'atmosphère.

21. 1. Cela vient du grec *hydrargyros* (argent liquide ; *hudor* : eau et *argyros* : argent).

En France, le mercure a longtemps été appelé vif argent. Il est toujours appelé quicksilver en Angleterre et Quecksilber en Allemagne.

2. Thermomètres, baromètres, piles, tubes fluorescents...

3. a. Lumière constituée de quelques radiations dans le visible.

b. On obtient un spectre de raies.

4. Le mercure du tube va absorber des radiations de longueurs d'onde identiques à celles des radiations émises par la lampe.

5. En l'absence de mercure, le capteur mesure l'intensité des raies d'émission. En présence de mercure, il y a affaiblissement de l'intensité des raies.

6. La diminution de l'intensité des raies d'émission permet de déceler la présence de mercure et la mesure quantitative de cette diminution permet d'accéder à sa concentration : plus elle est grande, plus le mercure est concentré.

22. 1. $\frac{L}{L_S} = \frac{1}{1000} = 0,001$. Il s'agit de Sirius β .

2. Sirius α et Rigel ont la même température que Véga, donc elles apparaissent de la même couleur.

3. $\frac{L}{L_S} = 10\,000$. Il s'agit d'Acturus ou de Bételgeuse.

23. 1. Au lieu de « lumière incandescente », écrire « lumière émise par une lampe à incandescence » ; au lieu de « lumière à décharge gazeuse », écrire « lumière émise par une lampe à décharge contenant un gaz ».

2. La lampe à incandescence émet un spectre continu.

3. Les lampes à mercure, haute et basse pression, et le tube fluorescent émettent une lumière dont le spectre est un spectre de raies sur un fond continu.

4. Les lampes à vapeur de mercure et d'halogénures métalliques émettent plus particulièrement des U.V. de longueurs d'onde inférieures à 400 nm.

5. Les lampes à incandescence et la lampe à vapeur de sodium haute pression ont une température élevée du fait de l'émission d'I.R. de longueurs d'onde supérieures à 800 nm.

Exercices complémentaires

Énoncés

1. Spectre de référence

À l'aide du même spectroscopie, on a réalisé le spectre d'une lampe à décharge de référence et le spectre d'une étoile.

Les spectres ont été photographiés sur le même film en noir et blanc, mais décalés l'un par rapport à l'autre.

1. Pourquoi les raies du spectre de référence sont-elles colorées sur fond sombre, alors que les raies du spectre de l'étoile sont noires sur fond clair ?

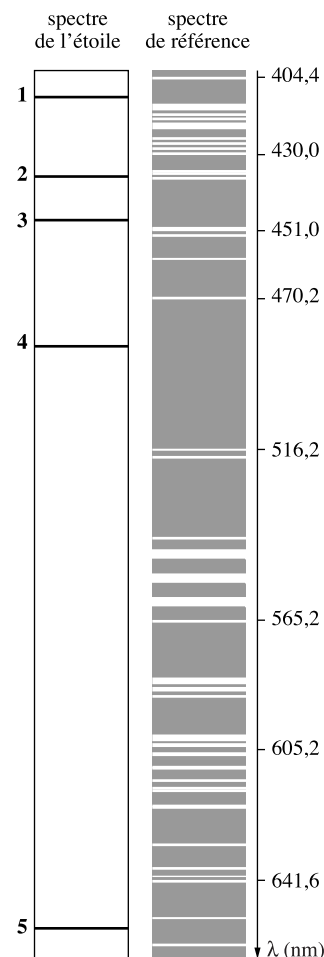
2. Construire la courbe d'étalonnage du spectroscopie (en abscisse, la distance x en mm à partir de la raie de 404,4 nm ; en ordonnée, la longueur d'onde λ en nm).

3. Déterminer les longueurs d'onde des raies numérotées de ① à ⑤ dans le spectre de l'étoile.

2. Spectre de Rigel

Rigel est une étoile géante bleue dans la constellation d'Orion. On dispose d'une partie du spectre d'absorption de Rigel et d'une partie du spectre d'émission de l'argon qui sert de référence. Les deux spectres ont été enregistrés dans les mêmes conditions expérimentales. Les différences de longueurs d'onde sont proportionnelles aux distances qui les séparent.

(Figure de l'exercice 1)



Données :

Entité chimique	Longueur d'onde (nm)
H	656 ; 486 ; 434 ; 410
He ²⁺	468,6
He ⁺	668 ; 588 ; 505 ; 502 ; 493 ; 471 ; 447 ; 414
Mg ²⁺	448
Mg ⁺	518 ; 517

1. Proposer une méthode pour montrer que, pour le spectre de l'argon :

« les différences de longueurs d'onde sont proportionnelles aux distances qui les séparent ».

2. En déduire l'échelle en nm/mm des deux spectres.

3. Calculer les longueurs d'onde des radiations correspondant aux raies d'absorption de Rigel

4. Expliquer pourquoi on obtient un spectre d'absorption pour Rigel.

5. Déduire des données les entités chimiques présentes dans l'enveloppe de Rigel.

6. La température de surface de Rigel est-elle égale à : 3000 °C ? 5500 °C ? 11000 °C ?

3. Séparation des raies du sodium

Sur le film photographique d'un spectromètre (spectroscopie dédiée à la mesure des longueurs d'onde), les raies d'absorption du spectre du Soleil comprises entre 540,0 nm et 600,0 nm sont étalées sur une bande de largeur $L = 150$ mm.

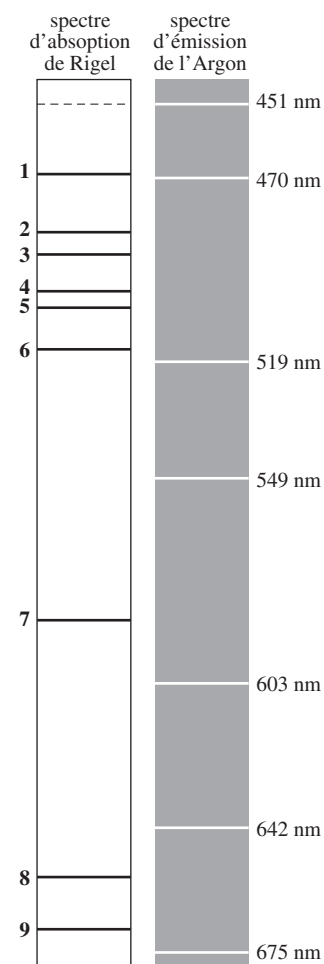
1. Les raies D_1 et D_2 du sodium sont matérialisées par des traits noirs de moins de 0,5 mm de largeur. Les longueurs d'onde sont respectivement 589,0 nm pour D_1 , et 589,6 nm pour D_2 .

a. Positionner les raies D_1 et D_2 sur le film.

b. Ces raies sont-elles séparées sur le film fourni par le spectromètre ?

2. Entre une raie de longueur d'onde $\lambda = 540,0$ nm correspondant au chrome et les raies D_1 et D_2 du sodium se situent deux raies de l'élément fer, distantes respectivement de 108 mm et 68,5 mm de la raie de longueur d'onde 540,0 nm.

Déterminer la longueur d'onde correspondant à chacune des deux raies de l'élément fer.

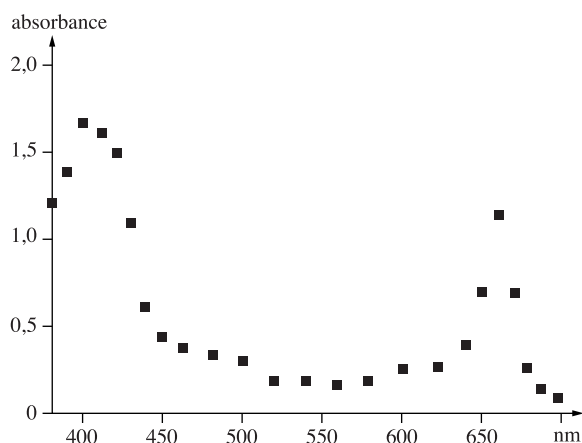


(Figure de l'exercice 2)

4. Absorbance de pigments végétaux

Les organismes chlorophylliens sont capables de synthétiser des substances organiques (le glucose, par exemple) à partir de substances minérales (dioxyde de carbone et eau). Cette synthèse nécessite la lumière comme source d'énergie et s'appelle la photosynthèse. Une plante verte contient des pigments tels que la chlorophylle, capables d'absorber certaines radiations lumineuses.

Le document ci-dessous présente l'analyse de la lumière transmise par une solution éclairée en lumière blanche. Une solution contenant les pigments colorés de l'algue verte (*Fucus vesiculosus*) absorbe plus ou moins, selon la longueur d'onde, la lumière blanche qui la traverse.



L'analyse de la lumière transmise par cette solution conduit au graphique ci-avant. Sur l'axe des ordonnées figure l'absorbance, grandeur sans unité. Si la radiation traverse la solution sans être absorbée, l'absorbance est nulle. Plus la radiation est absorbée, plus l'absorbance est grande.

1. Quelles sont les longueurs d'onde et les couleurs :

a. des radiations absorbées pour lesquelles l'absorbance est supérieure à 0,5 ?

b. des radiations transmises ?

2. Dessiner, en couleur, l'allure du spectre de la lumière transmise. S'agit-il d'un spectre de raies ou d'un spectre de bandes ?

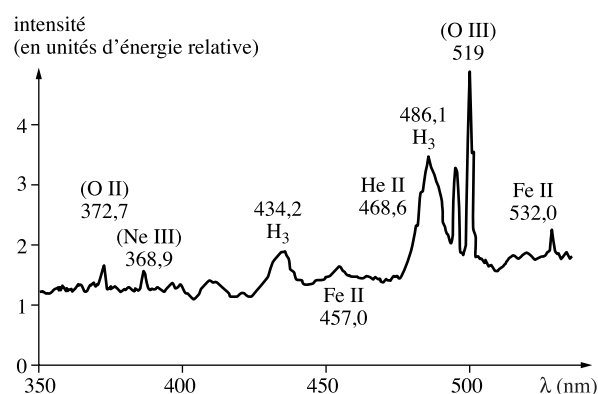
Données : relation entre couleurs et longueurs d'onde : 400 nm à 424 nm : violet ; 424 nm à 491 nm : bleu ; 491 nm à 575 nm : vert ; 575 nm à 585 nm : jaune ; 585 nm à 647 nm : orange ; 647 nm à 800 nm : rouge.

5. Spectre d'une galaxie

Pour analyser la lumière des étoiles, les astronomes utilisent des spectromètres.

Un spectromètre comporte un miroir qui concentre la lumière sur une fente, un élément disperser (réseau ou prisme) et un système optoélectronique (cellule C.C.D.) qui permet de mesurer l'intensité de la lumière en fonction de la longueur d'onde.

Le spectre enregistré ci-dessous correspond à la lumière émise par une région d'une galaxie.



1. Pourquoi peut-on dire que la lumière analysée correspond à une lumière continue avec des raies d'émission ?

2. Quelle est la raie la plus intense ?

3. Quelles sont les raies visibles les plus intenses ? Donner leur couleur.

Couleur	rouge	orangé	jaune	vert	bleu	violet
λ (nm)	700	610	590	570	500	450 380

4. Quels renseignements nous apporte ce spectre ?

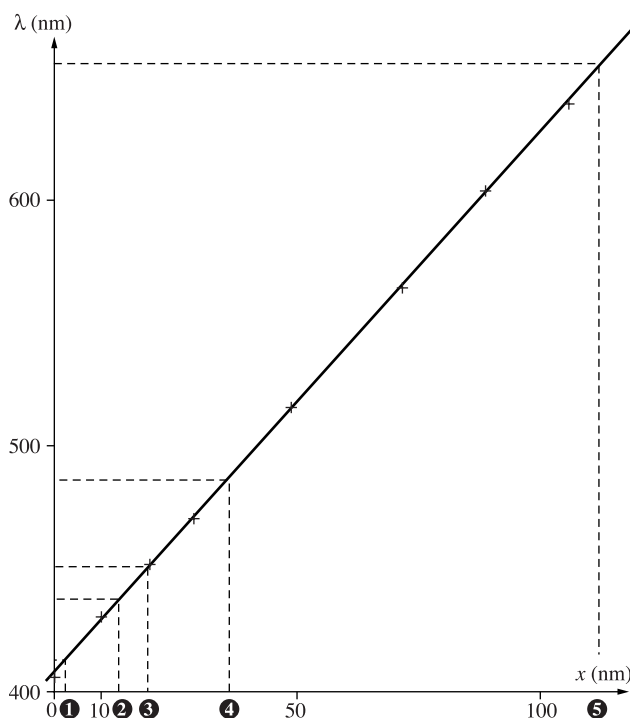
Corrigés

1. 1. Le spectre de la lampe à décharge de référence est un spectre d'émission : les raies sont colorées sur fond noir. Le spectre de l'étoile est un spectre d'absorption de la lumière émise par le cœur ayant traversé l'atmosphère de l'étoile.

2. Courbe d'étalonnage :

x (mm)	0	10	20	29	49	71,5	88,5	105,5
λ (nm)	404,4	430,0	451,0	470,2	516,2	565,2	605,2	641,6

Courbe ci-dessous.



3. Détermination des longueurs d'onde :

x (mm)	2,5	13,5	19,5	36	112
λ (nm)	412	437	450	486	657

2. 1. Raies de l'argon

Position des raies x (mm)	0	10	33,5	48,5	93,5	110
Longueur d'onde λ (nm)	$\lambda_0 = 451$	470	519	549	642	675
$\frac{\lambda - \lambda_0}{x}$		1,90	2,02	2,02	2,04	2,04

$\frac{\lambda - \lambda_0}{x}$ vaut en moyenne 2,00, avec λ en nm et x en mm.

La longueur d'onde est une fonction affine de l'abscisse des raies :

$$\lambda = 2,00 x + 451 \quad (\lambda \text{ en nm et } x \text{ en mm}).$$

2. Échelle : 1,00 nm/mm.

3. Raies de Rigel

Raie n°	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Position (mm)	9,5	17	20	24,5	26,5	32	67	101	107
λ (nm)	470	485	491	500	504	515	585	653	665

4. La lumière émise par le cœur de l'étoile est partiellement absorbée par son atmosphère.

5. En prenant les longueurs d'onde à 1 nm près, la raie n° 1 correspond à He^{2+} , la raie n° 5 correspond à He^+ et la raie n° 2 à H.

6. Compte tenu de la couleur bleue, la température de la surface de Rigel est de 11 000 °C.

3. Première solution : méthode graphique (voir la courbe d'étalonnage du spectromètre, page 37).

1. a. Les raies D_1 et D_2 sont situées à 122,5 mm et 124 mm du zéro correspondant à $\lambda = 540,0$ nm.

b. Les raies D_1 et D_2 sont séparées, car écartées de 1,5 mm.

2. Les longueurs d'onde des deux raies du fer sont respectivement 583,2 nm et 567,4 nm.

Deuxième solution

1. a. $D_1 : d_1 = (589,0 - 540) \times \frac{150}{60} = 122,5$ mm ;

$D_2 : d_2 = (589,6 - 540) \times \frac{150}{60} = 124$ mm.

b. Les raies D_1 et D_2 sont séparées, car écartées de 1,5 mm.

2. Les longueurs d'onde des deux raies du fer valent respectivement :

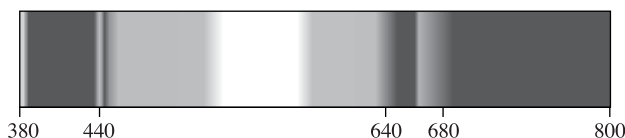
$$\lambda_1 = 540,0 + 108 \times \frac{60}{150} = 583,2 \text{ nm ;}$$

$$\lambda_2 = 540,0 + 68,5 \times \frac{60}{150} = 567,4 \text{ nm.}$$

4. 1. a. L'absorption est supérieure à 0,5 dans le domaine 380 nm à 440 nm (radiations violettes et bleues) et dans le domaine 640 nm à 680 nm (radiations rouges).

b. La transmission est importante dans le domaine 440 nm à 640 nm (radiations vertes, jaunes et orangées). La solution vue par transmission est de couleur vert-jaune.

2. Allure du spectre de la lumière transmise est un spectre de bandes d'absorption.



5. 1. Toutes les radiations sont transmises avec une intensité supérieure à 1 unité.

Ces radiations constituent un spectre continu. Des raies plus brillantes apparaissent, qui se superposent à ce fond continu.

2. La raie la plus intense est celle de l'oxygène à 519 nm.

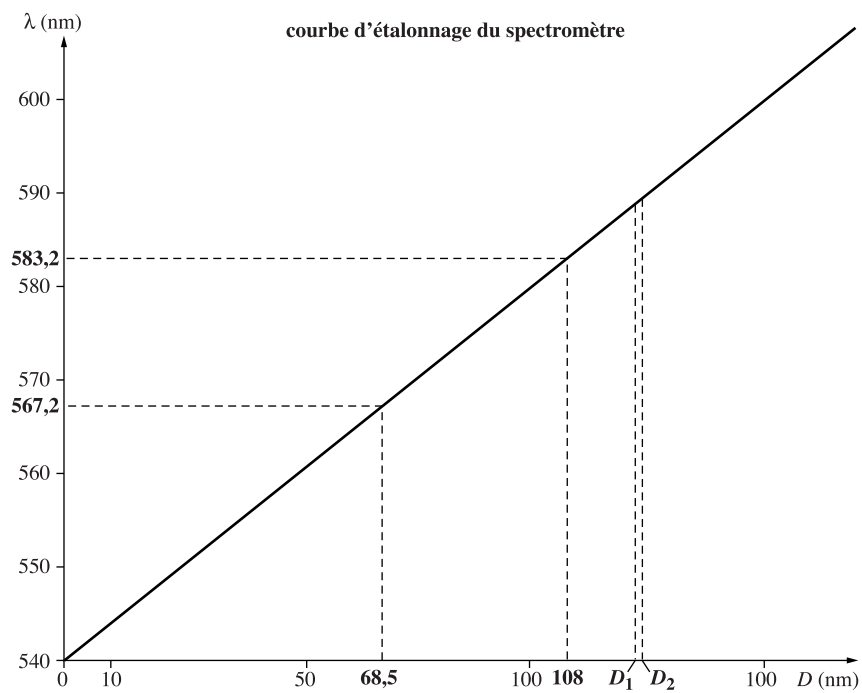
3. Les longueurs d'onde de la lumière visible sont comprises entre 400 nm et 800 nm.

Les principales raies, par ordre croissant d'intensité, sont indiquées dans le tableau suivant.

H_3	Fe^{2+}	He^{2+}	H_3	O^{3+}	Fe^{2+}
434,2	457,0	468,1	486,6	519	532
violet	bleu	bleu	bleu	bleu-vert	vert

Les deux raies 327,7 nm et 368,9 nm sont invisibles, car elles se situent dans le rayonnement U.V.

4. Ce spectre montre que des étoiles de cette galaxie comportent les éléments hydrogène, hélium, oxygène, fer.



Étudier un mouvement

Programme

Il est indispensable de rappeler les notions déjà vues au Collège. Les élèves ont déjà eu l'occasion d'observer différents types de mouvements par rapport à un corps pris comme référence.

La relativité du mouvement s'établit simplement par l'analyse de divers exemples où le mouvement d'un objet est décrit par deux observateurs en mouvement l'un par rapport à l'autre. On introduit cette année le terme de référentiel.

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

II. L'Univers en mouvements et le temps

Contenus

1. Mouvements et forces

1.1. Relativité du mouvement

Relativité du mouvement par rapport à un objet choisi comme référence appelé référentiel.

Connaissances et savoir-faire exigibles

Décrire le mouvement d'un point dans deux référentiels différents.

Exemples d'activités

- La trajectoire d'un corps qui tombe est-elle toujours la même pour tous les observateurs ?
- Analyse d'un mouvement par rapport à différents corps de référence* (étude à partir d'images vidéo, chronophotographie).

Commentaires

L'analyse de la relativité du mouvement fait apparaître la nécessité de préciser à chaque fois que l'on étudie le mouvement d'un objet, le choix du corps de référence appelé référentiel. Mais il est inutile d'attacher un repère à ce référentiel.

* Cette activité peut mettre en œuvre les technologies de l'information et de la communication.

Matériel

Cours

> Activités 2 et 3

- Caméscope.
- Téléviseur ou vidéoprojecteur.
- Bicyclette d'enfant (moins encombrant qu'un modèle adulte).
- Tiges de support et noix de serrage pour fixer le caméscope au cadre du vélo.

Rechercher et expérimenter

Pour chaque groupe d'élèves :

- Deux feuilles de papier ou de bristol.
- Compas.
- Ciseaux.
- Planchette de bois de carton ondulé.
- Deux épingles à tête ronde.
- Ordinateur avec logiciel de pointage (Aviméca, CD-Movie, Génériss, Regavi...).
- Enregistrement vidéo d'une balle lâchée depuis un vélo en mouvement rectiligne et uniforme.
- Feuille de papier calque.

Déroulement du chapitre

> Objectifs

- Définir un référentiel.
- Donner les caractéristiques d'un mouvement : forme de la trajectoire et évolution de la vitesse.
- Décrire le mouvement d'un point dans deux référentiels différents.

> Prérequis (notions étudiées au Collège)

- Notion de référentiel.
- Vitesse moyenne.
- Mouvement accéléré, ralenti et uniforme.

Activités préparatoires

A. Ne pas se fier aux apparences !

L'étude du poème de Jean-Marc LÉVY LEBLOND permet d'appréhender la notion délicate de relativité du mou-

vement et de choix du référentiel d'étude d'un mouvement. Dans les situations décrites dans les trois strophes, le lecteur pense implicitement au référentiel terrestre alors que l'auteur change à chaque fois de point de vue sans jamais évoquer de référentiel. Néanmoins, il se dégage que l'auteur est à chaque fois au repos par rapport à un objet (table, baignoire, lit) lui-même fixé sur le sol ; cela permet d'introduire la notion d'objet fixe par rapport à la Terre, donc de référentiel terrestre.

Réponses aux questions

1. Dans chaque strophe, l'auteur est immobile par rapport au sol terrestre. Pourtant il évoque son mouvement et sa vitesse par rapport à un autre objet de référence (axe terrestre, soleil, galaxie...).
2. Mouvements de la Terre décrits par l'auteur :
 - première strophe : mouvement de rotation de la Terre sur elle-même ;
 - deuxième strophe : mouvement de révolution de la Terre autour du Soleil ;
 - troisième strophe : mouvement du système solaire dans la Galaxie.

B. Ballet dans le ciel

Cette activité préparatoire permet de réactiver les notions déjà étudiées au Collège pour caractériser le mouvement d'un mobile en fonction de l'évolution de sa vitesse. Elle permet également d'introduire la notion de relativité du mouvement.

Réponses aux questions

1. Phases du mouvement au cours du saut :
 - mouvement rectiligne accéléré (chute libre) ;
 - mouvement rectiligne uniforme (la vitesse limite est atteinte) ;
 - mouvement rectiligne ralenti (ouverture du parachute) ;
 - mouvement rectiligne uniforme (chute avec le parachute ouvert, la vitesse limite est atteinte).
2. a. En free-style, les parachutistes semblent immobiles par rapport au caméraman, car leurs vitesses de chute sont les mêmes.
b. Si les parachutistes ouvrent leurs parachutes avant le caméraman, leur vitesse va diminuer, donc ils vont sembler remonter dans le ciel par rapport au caméraman qui poursuit en chute libre.
3. Le sky-surfeur est en chute libre, sans parachute, et peut atteindre une vitesse voisine de la vitesse limite de 300 km/h ; la valeur légèrement inférieure peut être due à la résistance dans l'air offerte par la planche de surf.

Cours

L'objectif de ce chapitre est double : revoir les connaissances acquises du Collège (étude et caractéristiques du mouvement) puis introduire la notion délicate de relativité du mouvement et la valider expérimentalement.

1. Le mouvement dépend-il de l'observateur ?

L'objectif de ce paragraphe est de faire comprendre à l'élève que pour décrire le mouvement d'un mobile, il

est nécessaire de définir un objet de référence par rapport auquel on étudiera le mouvement de ce corps. L'activité préparatoire A constitue une première sensibilisation à cette nécessité, puisqu'il est fait état, pour un même objet (l'auteur), d'immobilité et de trois mouvements différents sans que soient précisés les corps de référence.

L'étude d'une scène de la vie de tous les jours dans l'activité 1 permet d'amorcer une discussion avec les élèves sur le mouvement ou l'immobilité d'objets ou d'individus par rapport à un objet de référence. Le **cédérom** d'accompagnement du manuel propose une **animation** de cette scène, permettant de visualiser le point de vue de chaque observateur. La notion de relativité du mouvement est ainsi induite.

> Activité 1

Réponses aux questions

1. Jules et Théo n'ont pas choisi le même objet de référence.
2. Chaque personnage devrait préciser l'objet de référence choisi :
 - Jules : « Marie et Théo s'éloignent par rapport au quai de la gare » ;
 - Théo : « Marie est immobile à côté de moi par rapport au train ».
 - Marie : « Jules s'éloigne par rapport au train ».

La notion de référentiel est alors explicitée (comme il est écrit dans les commentaires, on n'associe aucun repère au référentiel). On indique également que, dans la vie courante, la plupart du temps, on utilise implicitement un référentiel terrestre lorsque celui-ci n'est pas précisé.

> Utilisation du cédérom

Le **cédérom** propose une **animation** sous forme de dessin animé illustrant l'activité 1 du cours. La scène illustrée dans le *document 1* (départ de Marie et Théo en train) est observée avec le point de vue de chaque personnage. On fait ainsi émerger la notion de référentiel. Après avoir proposé le questionnement de l'activité aux élèves, le dessin animé peut être projeté pour illustrer les réponses. Il peut également être utilisé comme support à une autre activité utilisant le questionnement suivant :

- Qui est en mouvement par rapport à qui ? Répondre en complétant le tableau ci-dessous :

	Marie	Théo	Jules
Marie			
Théo			
Jules			

Inscrire la lettre M si l'un des personnages est en mouvement par rapport à l'autre et I s'il est immobile.

- Par rapport à quel(s) objet(s) Jules est-il immobile ? En mouvement ?
- Mêmes questions pour Marie et pour Théo.

Cette activité peut être suivie de l'exercice 2, page 86 du manuel, fondé sur le même principe.

2. Comment étudier un mouvement ?

L'objectif de ce paragraphe et du suivant est de revoir et de préciser les notions acquises au Collège. L'étude des mouvements fait apparaître la nécessité d'obtenir la forme de la trajectoire et l'évolution de la vitesse, donc de connaître la position du mobile (ou d'un point du mobile) à différents instants. Si ces instants sont régulièrement espacés, l'évolution de la vitesse est rapidement déduite. Nous avons donc choisi de présenter le principe général qui sous-tend l'enregistrement du mouvement étudié.

L'enseignant pourra montrer, au cours des différents chapitres de cette partie, les différentes techniques dont dispose le physicien pour étudier un mouvement, techniques qui seront utilisées jusqu'en classe de Terminale S. Ainsi, à côté des traditionnelles tables à coussin d'air et chronophotographies, pourront être présentés des outils plus modernes comme la table à digitaliser et l'enregistrement vidéo à l'aide d'un caméscope ou d'une webcam, ces deux dernières techniques permettant un traitement informatisé des données.

Rappelons la présence, dans le programme de Terminale S, de la compétence exigible expérimentale « savoir enregistrer expérimentalement le mouvement de chute d'un solide dans l'air et/ou dans un autre fluide en vue de l'exploitation du document obtenu ».

3. Quels sont les différents types de mouvements ?

L'utilisation de mots tels qu'*uniforme*, *rectiligne*, *accélééré*, *ralenti* est nécessaire par la suite lors de l'introduction du principe de l'inertie. L'élève doit être capable d'identifier, à partir d'un enregistrement d'un mouvement, si celui-ci est un mouvement rectiligne et uniforme ou non et ainsi de conclure sur la nature des forces qui lui sont appliquées (il est soumis ou non à des forces qui se compensent).

Différents exemples d'enregistrement de mouvements présents dans le manuel, permettent de s'entraîner à appliquer le vocabulaire qualifiant un mouvement. Il est aussi possible de revenir sur l'*activité préparatoire B* et sur la nature du mouvement des parachutistes dans les différentes phases du saut (question 1.).

Un rappel du Collège sur la notion de vitesse moyenne, permet d'anticiper sur le *chapitre 9* où des mesures de distances seront déduites de mesures de durées. Par ailleurs, nous avons choisi dans ce manuel d'utiliser le symbole τ (tau) pour les durées et le symbole t pour les dates (nous n'avons jamais utilisé le symbole Δt ; il sera introduit en classe de Première S). L'explicitation de ces choix sera faite dans le *chapitre 8*.

Il nous a semblé nécessaire de faire la distinction à ce niveau afin d'éviter les confusions entre date et durée dans les classes ultérieures, notamment, lors de la détermination d'un vecteur vitesse en classe de Première S ou encore lors de l'étude des ondes mécaniques en classe de Terminale S.

L'exercice d'application sur le calcul d'une vitesse moyenne propose en outre de travailler sur la notion d'échelle introduite en début d'année.

4. Comment étudier un mouvement dans deux référentiels différents ?

Les deux activités expérimentales proposées permettent d'illustrer la notion de relativité du mouvement.

Un même point de la roue d'un vélo en mouvement rectiligne et uniforme est étudié dans deux référentiels différents. Dans le référentiel lié au caméscope posé au sol, c'est-à-dire le référentiel terrestre, la trajectoire a l'allure d'une cycloïde. Dans le référentiel lié au vélo, la trajectoire du point étudié est un cercle. L'objectif n'est pas d'étudier précisément la cycloïde ou le cercle mais simplement de montrer que la trajectoire dépend du référentiel choisi. Selon le niveau de la classe, on peut, comme prolongement, faire remarquer que les sommets de la cycloïde permettent de déterminer le diamètre de la roue et que la distance entre deux points de rebroussement est égale à la circonférence de celle-ci.

Les enregistrements vidéo sont disponibles sur le **cd-rom** d'accompagnement du manuel.

Afin d'éviter les problèmes de parallaxe, l'axe du caméscope doit être orienté perpendiculairement au plan de déplacement du vélo. L'exploitation peut se faire simplement sur l'écran d'un téléviseur en visionnant le film image par image et en repérant les positions du point de la roue à l'aide d'un papier calque.

Dans le cas d'une exploitation informatisée, il faut procéder en deux temps : importer l'enregistrement vidéo sur le disque dur de l'ordinateur, puis exploiter celui-ci avec un logiciel de pointage. Avec un caméscope numérique, le film vidéo peut être importé directement sur l'ordinateur, ce qui n'est pas le cas avec un caméscope analogique qui nécessite l'utilisation d'une carte d'acquisition vidéo pour numériser l'enregistrement. Différents logiciels de pointage existent sur le marché pour repérer les positions du point de la roue au cours du temps : Aviméca, CD-Movie, Génériss, Regavi... Certains d'entre eux sont disponibles gratuitement en téléchargement sur Internet et ne nécessitent pas l'acquisition d'une licence.

➤ Activité 2

Réponses aux questions

1. La caméra étant posée sur le sol, il s'agit d'un référentiel terrestre.
2. La trajectoire est une courbe non fermée.

Remarque : on peut accepter une autre réponse, même fausse, puisqu'il s'agit d'une prévision de l'élève que l'expérience va permettre de valider ou infirmer.

Il peut être intéressant de faire représenter cette trajectoire aux élèves pour qu'ils la confrontent à la trajectoire réelle.

➤ Activité 3

Réponses aux questions

1. Le mouvement de la pastille est toujours étudié par rapport à la caméra. Celle-ci étant fixe par rapport au cadre du vélo, ce dernier est donc bien le référentiel d'étude.
2. Le mouvement de la pastille est circulaire et uniforme.

Remarque : on peut accepter une autre réponse, même fausse, que l'expérience validera ou non.

À nouveau, il est possible, à ce niveau, de reprendre l'activité préparatoire B (question 2.) pour illustrer cette notion et discuter des mouvements des parachutistes par rapport au sol et par rapport au cameraman dans les différentes phases de saut. Cette réflexion peut être prolongée par l'exercice 21.

► Utilisation du cédérom

Pour faciliter l'étude des mouvements proposés dans les activités 2 et 3 (§ 4 du manuel), le **cédérom** comporte les vidéos des expériences concernées, disponibles en deux versions :

- un enregistrement montrant le mouvement dans deux référentiels différents, pouvant être exploité à l'aide d'un logiciel de pointage ;
- le même enregistrement avec, en surimpression, les différentes positions du point étudié au cours du temps ; cette vidéo sert d'illustration au cours proposé dans le livre.

Questionnement possible à partir de l'enregistrement sans les positions :

- Dans quel cas a-t-on choisi un référentiel terrestre ?
- Utiliser un logiciel de pointage pour repérer les positions de la pastille collée sur la roue au cours du mouvement.
- Comparer les mouvements observés dans chaque référentiel.
- Dans le cas du référentiel terrestre, repérer deux points à l'aide du logiciel : la pastille colorée et un point de cadre du vélo. Utiliser la fonction du logiciel permettant d'observer le mouvement de la pastille par rapport au point du cadre du vélo. Quelle conclusion peut-on en tirer ?

Rechercher et expérimenter

1. Tourne-t-on toujours sur un manège ?

Cette première activité propose de construire une maquette permettant de simuler le mouvement d'un personnage sur un manège. Elle peut être effectuée en classe entière, lors d'une séance de travaux pratiques, puis être suivie de la deuxième activité, mais ceci peut se révéler un peu long d'autant qu'il faut initier les élèves à l'utilisation de l'ordinateur et notamment du logiciel de pointage d'images. Afin de gagner du temps, les élèves peuvent donc réaliser cette activité, préalablement à la séance de travaux pratiques et ce, éventuellement en autonomie. Comme la plupart des activités proposées dans le manuel, une prévision des observations est proposée à l'élève. Celle-ci permet de faire émerger les conceptions initiales, y compris les représentations fausses qui seront corrigées grâce à la validation expérimentale qui suit.

Réponses aux questions

1. Trajectoire (b).
2. Trajectoire (c).
3. Trajectoires obtenues :
 - sur le disque tournant (par rapport au plateau du manège) (fig. 1) ;
 - sur la feuille fixée à la planchette (par rapport au sol) (fig. 2).
4. Par rapport au sol, le forain a un mouvement curviligne et varié. Par rapport au plateau du manège, son mouvement est rectiligne et uniforme.

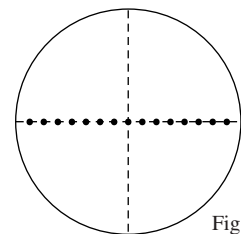


Fig. 1

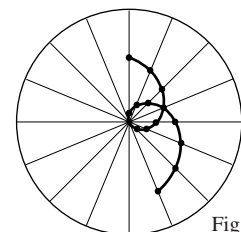


Fig. 2

2. Une boule lâchée a-t-elle toujours une trajectoire verticale ?

Cette activité propose l'utilisation d'un logiciel de pointage pour étudier, comme dans le cours, le mouvement d'un objet dans deux référentiels différents. Nous avons choisi délibérément de ne pas décrire le protocole détaillé d'utilisation d'un logiciel particulier mais plutôt de donner une démarche plus générale, ce qui permet l'utilisation du document quelle que soit la configuration matérielle de l'établissement. Cette manière de procéder est générale dans le manuel et il conviendra, si besoin, d'ajouter une fiche de renseignements sur les fonctions spécifiques du logiciel utilisé (comme dans les épreuves pratiques du baccalauréat). Ceci permet, par ailleurs, de distinguer l'objectif théorique à atteindre (la question relative à la physique) de l'objectif pratique à réaliser pour répondre à la question (la notice d'utilisation de l'outil informatique).

Pour simplifier l'étude du mouvement du centre de la balle par rapport au cycliste, nous avons choisi d'utiliser du papier calque et les trajectoires des deux points étudiés par rapport au référentiel terrestre. Certains logiciels permettent d'afficher directement la trajectoire d'un point pris par rapport à un autre. En prolongement avec des élèves plus rapides ou en fin de séance avec le groupe classe, l'utilisation de cette fonction peut être utilisée pour valider le résultat obtenu avec le papier calque.

Réponses aux questions

1. La caméra est fixée sur le sol, elle est donc placée dans le référentiel terrestre.
2. La boule touchera le sol à la verticale de la main du cycliste.
3. La trajectoire de la boule est une courbe vue par la caméra.
4. La trajectoire de la boule est une droite vue par le cycliste.

Remarque : on peut accepter une autre réponse, même fausse, que l'expérience doit valider ou invalider.

5. La trajectoire du centre C de la boule est une courbe dans le référentiel terrestre.
6. L'ensemble des points obtenus sur le papier calque correspond, en les reliant, à la trajectoire du centre C de la boule dans le référentiel lié au cadre du vélo.
7. Le mouvement de la boule, observé par le cycliste, est rectiligne et accéléré.
8. La trajectoire du centre de la boule dépend du référentiel choisi. En effet, on obtient deux trajectoires différentes dans le référentiel terrestre, d'une part, et dans celui lié au cadre du vélo, d'autre part.
9. La trajectoire de la boule est verticale dans le référentiel lié au cadre du vélo.

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

a. Le mouvement de Julien peut être étudié par rapport au sol (référentiel terrestre) : il est en mouvement dans ce référentiel. Il peut être étudié par rapport à son scooter : il est immobile dans le référentiel lié au scooter.

b. 1. Dominique observe le mouvement de Mehdi par rapport au sol du train.

2. Mehdi peut observer le mouvement de Dominique par rapport :

– au plancher du train : Dominique est immobile dans ce référentiel ;

– à lui (référentiel se déplaçant par rapport au plancher du train) : Dominique est en mouvement dans ce référentiel ;

– au sol terrestre : Dominique est en mouvement dans ce référentiel.

c. 1. La trajectoire est curviligne par rapport à un référentiel terrestre ; le mouvement est curviligne varié.

2. La trajectoire est une droite par rapport au cadre du vélo ; le mouvement est rectiligne accéléré.

d. On choisit un point fixe de la moto (centre de la tête). On mesure la distance parcourue par ce point entre la première et la dernière image : $d = 5,3$ cm. L'échelle étant de $1/10^e$, la distance réelle parcourue par le point est égale à $10d$, soit 53 cm.

Cette distance a été parcourue pendant le temps $4 \cdot \tau = 1$ s.

La vitesse vaut donc $v = \frac{53}{1} = 53 \text{ cm} \cdot \text{s}^{-1}$, soit $v = 0,53 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

e. Mouvements de chacun des points :

- (a) mouvement rectiligne uniforme ;
- (b) mouvement circulaire uniforme ;
- (c) mouvement rectiligne accéléré.

Exercices

1. 1. Référentiel de la voiture d'Adrien.

2. Référentiel terrestre.

3. Référentiel de la voiture d'Hugo.

2. 1. Tableau complété :

	Sol	Tapis	A	B	C
Sol		M	M	M	M
Tapis	M		I	M	0
A	M	I		M	0
B	M	M	M		0
C	M	0	0	0	

2. Certaines réponses sont impossibles, car les vitesses du tapis, de B et de C ne sont pas connues.

3. 1. Les deux TGV peuvent être à l'arrêt dans la gare ou bien être en mouvement à la même vitesse et dans le même sens.

2. – Le TGV de Paul peut être à l'arrêt, et le TGV de Pierre en mouvement ;

– le TGV de Pierre peut être à l'arrêt, et le TGV de Paul en mouvement ;

– les deux TGV vont dans le même sens, mais pas à la même vitesse ;

– les deux TGV roulent en sens contraire.

3. Le TGV de Paul entre en gare sans être encore passé devant Jacques.

4. Réponses : (1) (C) ; (2) (D) ; (3) (E) ; (4) (A) et (5) (B).

5. 1. Il s'agit de la technique de chronophotographie.

2. Première phase : des positions 1 à 4 : seconde phase : des positions 5 à 8.

3. a. Première phase : la trajectoire est une droite : seconde phase : la trajectoire est une courbe.

b. Première phase : la bille parcourt des distances identiques pendant des intervalles de temps égaux donc sa vitesse est constante.

Seconde phase : la bille parcourt des distances de moins en moins grandes pendant des intervalles de temps égaux donc sa vitesse diminue.

6. 1. Accéléré : se dit du mouvement d'un point d'un objet dont la vitesse augmente.

2. Circulaire : se dit du mouvement d'un point d'un objet évoluant dans un plan à distance constante d'un point fixe.

3. Trajectoire : courbe décrite par un point d'un objet en mouvement.

4. Ralenti : se dit du mouvement d'un point d'un objet dont la vitesse diminue.

5. Rectiligne : se dit du mouvement d'un point d'un objet dont la trajectoire est une droite.

6. Uniforme : se dit du mouvement d'un point d'un objet dont la vitesse reste constante.

7. Mouvement : déplacement, changement de position d'un point d'un objet dans l'espace.

8. Curviligne : se dit du mouvement d'un point d'un objet dont la trajectoire est une courbe.

7. 1. Un point d'une automobile a un mouvement *rectiligne* si sa *trajectoire* est une ligne droite.

La vitesse augmentant au démarrage, le mouvement est alors *accélééré*.

Au freinage, la vitesse *diminuant*, le mouvement est alors *ralenti*.

2. Les chevaux de bois d'un manège sont fixés sur un plateau tournant autour d'un axe. L'un des yeux d'un cheval décrit un cercle centré sur l'axe ; sa trajectoire est *circulaire* et son mouvement uniforme si sa vitesse est *constante*.

8. 1. C'est Chloé. L'observateur doit être fixe par rapport au référentiel terrestre. L'appareil photographique joue le même rôle qu'un observateur.

2. a. Proposition (1) : mouvement accéléré.

b. Proposition (2) : mouvement uniforme.

c. Proposition (3) : mouvement décéléré ou ralenti.

9. 1. La technique de chronophotographie.

2. Le référentiel terrestre.

3. Photo (a) : conduite à vitesse constante ;

photo (b) : démarrage, phase d'accélération ;

photo (c) : phase de freinage.

4. Photo (a) : mouvement rectiligne et uniforme ;

photo (b) : mouvement rectiligne et accéléré ;

photo (c) : mouvement rectiligne et ralenti.

10. 1. À la vitesse de 150 km/h :

$$v = \frac{d}{\tau}, \text{ soit } \tau = \frac{d}{v} = \frac{100}{150} \approx 0,66 \text{ h, soit } 40 \text{ min.}$$

À la vitesse de 130 km/h :

$$\tau = \frac{d}{v} = \frac{100}{130} \approx 0,77 \text{ h, soit } 46 \text{ min. On ne gagne que}$$

6 min et on augmente les risques d'accidents.

11. Pour décrire le mouvement de l'un des points de chacun des deux personnages, je dois choisir entre deux référentiels : le référentiel *terrestre* ou le référentiel *du plateau tournant du manège*.

Le centre du front de Sarah est fixe dans le référentiel *du plateau du manège*, mais décrit une trajectoire circulaire dans le référentiel *terrestre*.

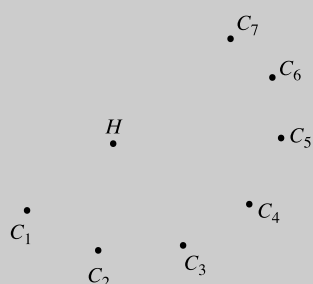
Le centre du front de Julien décrit dans le référentiel *du plateau du manège* une trajectoire rectiligne verticale, alors que dans le référentiel *terrestre* la trajectoire est *curviligne*.

12. 1. a. Le référentiel terrestre.

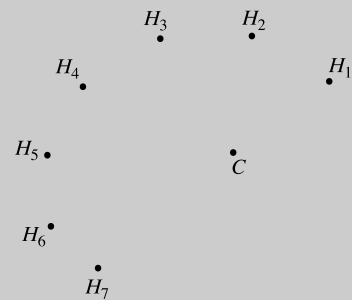
b. Dans le référentiel terrestre, le mouvement de *C* est circulaire et uniforme, le mouvement de *H* est rectiligne et uniforme.

2. Trajectoire du point *C* par rapport au dresseur :

Le point *C* a un mouvement curviligne varié.



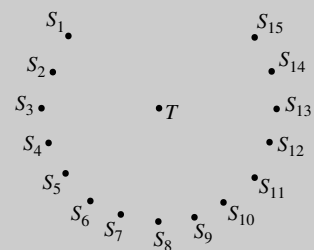
3. Trajectoire du point *H* par rapport au cheval :



Le point *H* a un mouvement curviligne varié.

13. 1. Par rapport au Soleil, le mouvement de la Terre est circulaire (la trajectoire est un cercle) et uniforme (les distances parcourues pendant des durées égales sont identiques).

2. Trajectoire du Soleil par rapport à la Terre :



Par rapport à la Terre, le mouvement du Soleil est circulaire (la trajectoire est un cercle) et uniforme (les distances parcourues en des durées égales, sont égales).

14. 1. Dans le référentiel du TGV.

2. Non, sa trajectoire est une courbe.

3. Dans le référentiel terrestre.

15. 1. La vitesse du bateau est donnée par rapport au quai (référentiel terrestre) ; la vitesse du passager est donnée par rapport au bateau.

2. La vitesse du paquebot est de 10,8 km/h, soit $v = \frac{10,8 \times 10^3}{3600} = 3,0 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; toutes les secondes, il

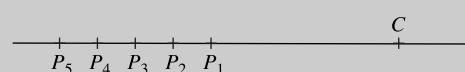
avance donc d'une distance égale à 3,0 m.

+ quai				
C_1 +	C_2 +	C_3 +	C_4 +	C_5 +

À l'échelle 1 cm pour 1 m, les distances entre les deux points consécutifs sont toutes égales à 3 cm.

C est le centre du paquebot.

3. Toutes les secondes, le passager avance de 0,5 m vers l'arrière du paquebot.



Les distances entre deux points consécutifs sont égales à 0,5 cm.

C est le centre du paquebot et *P* est le passager.

4. Sur le calque représentant les positions du passager, on repère par un point *C* le centre du paquebot.

On positionne, parallèlement au quai représenté par un trait, ce point C sur la position C_1 du document représentant la position du centre du paquebot, lors de la première date. On utilise un autre calque pour inscrire la position P_1 du passager par rapport à un point de référence repéré sur le quai (croix). Pour la deuxième date, on fait coïncider le centre C avec la position C_2 qu'il occupe et on repère la position P_2 du passager par rapport à la croix de référence sur le quai et ainsi de suite...

+ point de repère				
quai				
P_1 +	P_2 +	P_3 +	P_4 +	P_5 +

Les distances entre deux points consécutifs sont égales à 2,5 cm.

5. Graphiquement, on constate que le passager parcourt, par rapport au quai, une distance de 2,5 cm, soit 2,5 m toutes les secondes. Sa vitesse par rapport au quai est donc de $2,5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

Remarque : On peut faire remarquer que :

$$V_{\text{passager/quai}} = V_{\text{bateau/quai}} - V_{\text{passager/bateau}}$$

(la composition des vitesses n'est toutefois pas au programme, ni la représentation vectorielle du vecteur vitesse).

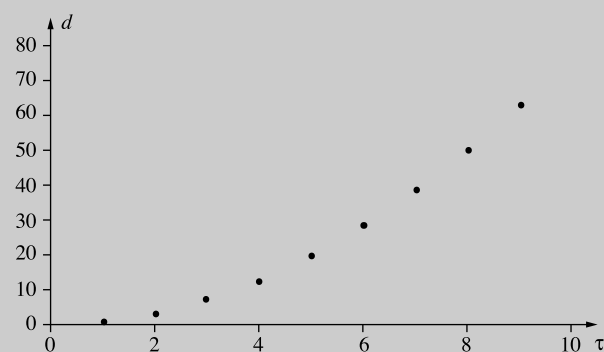
16. 1. Pour expliquer ce que signifie « mouvement uniforme », on choisit les propositions **a.** et **c.**

2. a. $d = 30 \text{ mm}$.

b. $v = \frac{d}{\tau}$.

c. Le résultat est incorrect car la valeur est inexacte et, de plus, on ne peut conserver que deux chiffres significatifs, les mesures des distances parcourues s'effectuant au millimètre près : $v = \frac{d}{\tau} = 0,75 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

17. 1. Distance parcourue en fonction du temps :



2. a. La représentation graphique n'est pas une droite passant par l'origine : d n'est pas proportionnelle au temps.

b. Le mouvement est accéléré : pour une même durée τ les distances parcourues sont de plus en plus grandes.

18. 1. a. Avant le lâcher de la boule, la trajectoire du point C est circulaire.

b. Le mouvement du point C est ralenti, car, pour une même durée, les distances parcourues diminuent.

2. On peut estimer que le lâcher se produit à la position C_{13} , soit à la date $t = 28 \times 13 = 364 \text{ ms}$. Nous retiendrons $t = 0,36 \text{ s}$.

3. Après le lâcher de la boule, le mouvement est rectiligne et uniforme. La trajectoire suivie par la boule correspond à la tangente au cercle au point C_{13} , d'où l'expression « prendre la tangente », c'est-à-dire suivre comme nouveau chemin la tangente à la courbe trajectoire précédente.

19. 1. a. Le point A décrit une trajectoire circulaire de centre O et de rayon $OA = 60 \text{ cm}$.

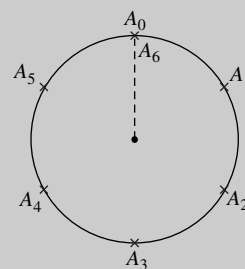
b. En $1/10 \text{ s}$, la pale tourne de 360° ; en $1/60 \text{ s}$, la pale a tourné d'un angle 6 fois plus petit, soit 60° .

2. a. Le point O est animé, dans le référentiel terrestre, d'un mouvement rectiligne uniforme.

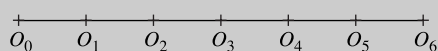
b. Pendant une durée de $1/60 \text{ s}$, la distance d parcourue est :

$$d = v \cdot \tau = 15 \times \frac{1}{60} = 0,25 \text{ m}.$$

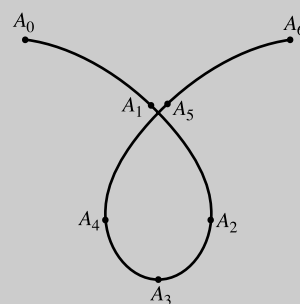
3. a. À l'échelle $1/20$, la trajectoire est un cercle de 3 cm. L'angle A_iOA_{i+1} est égal à 60° .



b. Entre deux points consécutifs, la distance est de 1,25 cm.



c. On recouvre les deux feuilles en faisant coïncider O avec les différentes positions O_i . En déplaçant le calque de façon que la direction OA_0 garde bien le même angle (ici 90°) avec la droite O_0O_6 , on positionne avec la pointe d'un compas les différentes positions de A . On obtient alors, sur la feuille de la trajectoire de O , la trajectoire de A dans le référentiel terrestre.



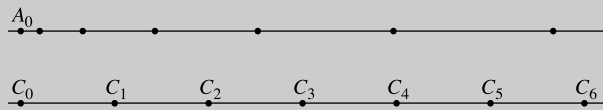
20. 1. Le mouvement du point A , dans le référentiel terrestre, est rectiligne et accéléré.

2. a. L'automobile embarquant la caméra roule à la vitesse $v = \frac{22}{3,6} = 6,1 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$, donc elle parcourt :

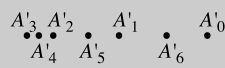
$$d = v \cdot \tau = 6,1 \times 0,50 \approx 3 \text{ m en } 0,50 \text{ s}.$$

b. À l'échelle 1/200, la distance entre les positions consécutives du point C sur le document est :

$$d' = \frac{d}{200} = 0,015, \text{ soit } 1,5 \text{ cm.}$$



4. a. Trajectoire du point A par rapport à la caméra (l'échelle n'a pas été respectée).



b. La trajectoire est rectiligne : par rapport à l'automobile, l'avion semble reculer durant 2 s environ (jusqu'à la date t_3), puis il se rapproche.

21. 1. a. La vitesse augmente jusqu'à 5 s, diminue de 5 s à 20 s, puis reste constante au-delà de 18 s.

b. Le parachute est ouvert 5 s après le saut. Pendant les 5 premières secondes, le parachutiste tombe en chute libre. Après l'ouverture du parachute, il y a un ralentissement de la chute et la vitesse diminue.

c. Au bout de 18 s, la vitesse n'évolue plus et reste égale à une valeur fixe, celle de la vitesse limite.

d. La vitesse limite vaut $10 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

2. a. De 0 à 5 s, le mouvement est *rectiligne et accéléré*; de 5 à 18 s, le mouvement est *rectiligne et ralenti*; au-delà de 18 s, le mouvement est *rectiligne et uniforme*.

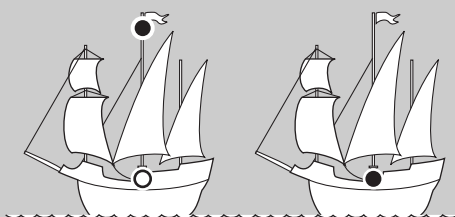
b. Le mouvement est rectiligne, car la trajectoire est une droite.

Le mouvement est accéléré lorsque la vitesse augmente, il est ralenti lorsque la vitesse diminue. Enfin il est uniforme lorsque celle-ci reste constante.

3. Pendant 5 s, les deux parachutistes se déplacent à la même vitesse par rapport au sol, ils sont donc immobiles l'un par rapport à l'autre. Après 5 s, la vitesse du parachutiste diminue, alors que celle du caméraman continue d'augmenter : le parachutiste est mobile par rapport au caméraman et semble remonter par rapport à lui.

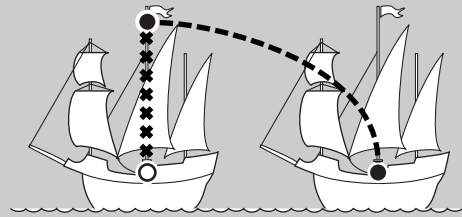
22. 1. D'après SIMPLICIO, le point de chute de la pierre est en arrière du mât.

2. a. La pierre « bleue » (en blanc sur le schéma) de SIMPLICIO est à la verticale de la position initiale de celle-ci : la pierre « rouge » (en noir sur le schéma) de SALVIATI est au pied du mât.



b. La trajectoire d'après SIMPLICIO est un segment de droite verticale représentée avec des croix; d'après

SALVIATI, c'est une portion de parabole représentée avec des tirets.



3. a. La trajectoire avec des tirets de SALVIATI est la trajectoire par rapport au référentiel terrestre.

b. La trajectoire par rapport au référentiel du bateau est un segment de droite verticale (parallèle au mât).

4. L'expérience réalisée lors de l'activité 2 de la rubrique *Rechercher et expérimenter* (film du cycliste lâchant une balle) permet de confirmer l'exactitude des propos de SALVIATI.

5. Le point de chute de la pierre se trouverait en avant du mât.

23. I. 1. Lorsque GALILÉE fut convoqué à Rome par l'Inquisition pour répondre d'une accusation de « sérieuse suspicion d'hérésie ». Il partageait en effet les idées de COPERNIC sur un système héliocentrique avec la Terre tournant autour du Soleil et non le contraire, comme on le pensait à son époque.

2. Soleil, axes des pôles.

3. Quand se déplace-t-on plus vite autour du Soleil, de jour ou bien de nuit?

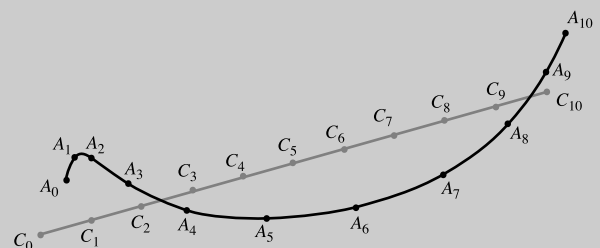
II. 1. Un cercle.

2. Le mexicain est animé d'une plus grande vitesse car, plus près de l'équateur, il parcourt donc une distance plus importante en 24 heures.

3. Le Soleil.

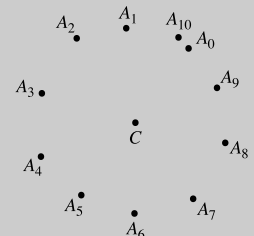
4. On se déplace plus vite de nuit que de jour car de nuit, les deux mouvements ont lieu dans le même sens, alors que de jour, ils ont lieu en sens inverse.

24. 1. a. Trajectoires dans le référentiel terrestre :



b. Le point C a un mouvement rectiligne uniforme et le point A un mouvement curviligne varié.

2. a. Tracé du mouvement de A par rapport à C :

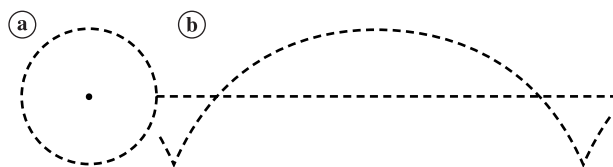


b. Le point A a un mouvement circulaire uniforme par rapport au point C; le mouvement dépend donc du référentiel d'étude.

Énoncés

1. La roue d'un VTT

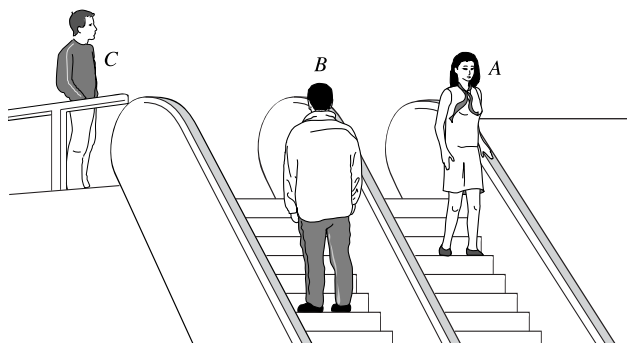
Voici l'enregistrement des positions successives de la valve d'une roue de VTT et de l'axe de cette roue :



Indiquer le référentiel par rapport auquel est observé le mouvement pour chacun des enregistrements (a) et (b).

2. Sur l'escalator

Le schéma ci-dessous représente un escalier mécanique dans un lieu public.



1. Quelle est la personne immobile par rapport à l'escalier descendant? Quelles personnes sont en mouvement par rapport à cet escalier?
2. Mêmes questions pour l'escalier montant.
3. Mêmes questions par rapport au référentiel terrestre.

3. Saut en vol libre

Deux parachutistes *A* et *B* sont en « vol libre ». Ils tombent verticalement à la vitesse limite de $200 \text{ km} \cdot \text{h}^{-1}$. *A* et *B* sont sur la même verticale, à 50 m l'un de l'autre; *A* est au-dessus de *B*.

1. a. Décrire les mouvements de chacun des parachutistes dans le référentiel terrestre.
b. Quel est le mouvement du parachutiste *A* par rapport au parachutiste *B*?
2. Le parachutiste *A* ouvre le premier son parachute, ce qui réduit sa vitesse à $35 \text{ km} \cdot \text{h}^{-1}$. Quel est alors le mouvement de *A* pour le parachutiste *B*?

4. Navigation sur un fleuve

Deux amis rentrent de la pêche en remontant l'estuaire de la Gironde avec un petit bateau à moteur.

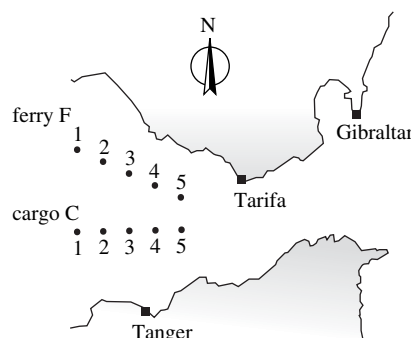
Ils bavardent passionnément. Puis constatant que le moteur fonctionne, ils s'aperçoivent qu'ils restent pourtant depuis quelques minutes à la hauteur du clocher de l'église du bourg de Pauillac, au bord de l'estuaire.

1. Expliquer, en langage scientifique, le phénomène qu'ils viennent de constater.

2. Proposer une solution pour que le bateau continue sa remontée de l'estuaire.

5. Au détroit de Gibraltar

Au passage du détroit de Gibraltar, les positions d'un ferry *F* et d'un cargo *C* ont été relevées toutes les 30 minutes :



1. a. Tracer, dans le référentiel terrestre, les trajectoires de *F* et de *C*.
b. Quelle est la nature du mouvement du ferry *F* dans ce même référentiel?
2. a. Tracer la trajectoire de *C* dans le référentiel lié à *F*.
b. Quelle est la direction de cette trajectoire?
c. Une collision est-elle possible? Pourquoi?

Corrigés

1. (a) : référentiel lié au cadre du VTT.
(b) : référentiel terrestre.
2. 1. La personne *A* est immobile par rapport à l'escalier descendant; les personnes *B* et *C* sont mobiles par rapport à celui-ci.
2. La personne *B* est immobile par rapport à l'escalier montant; les personnes *A* et *C* sont mobiles par rapport à celui-ci.
3. La personne *C* est immobile par rapport au référentiel terrestre; les personnes *A* et *B* sont mobiles par rapport à celui-ci.
3. 1. a. Mouvement rectilignes et uniformes, même trajectoire et même vitesse pour les deux parachutistes.
b. *A* est au repos par rapport au parachutiste *B*.
2. Dans le référentiel terrestre, *B* descend plus vite que *A*: *B* s'éloigne de *A*.
Dans le référentiel lié au parachutiste *B*, *A* monte. Dans ce référentiel, *A* a un mouvement rectiligne et uniforme à la vitesse de $200 - 35 = 165 \text{ km} \cdot \text{h}^{-1} = 45,8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.
4. 1. Les deux amis sont en mouvement par rapport à l'eau du fleuve et sont au repos par rapport à la rive du fleuve. D'une autre manière, ils sont au repos dans le référentiel terrestre et en mouvement dans le référentiel lié à l'eau. Le référentiel lié à l'eau du fleuve est en mouvement dans le référentiel terrestre.
2. Il faut augmenter la puissance du moteur (en « mettant les gaz »).
5. 1. a. Les trajectoires sont des droites.
b. Le ferry a un mouvement rectiligne et uniforme.

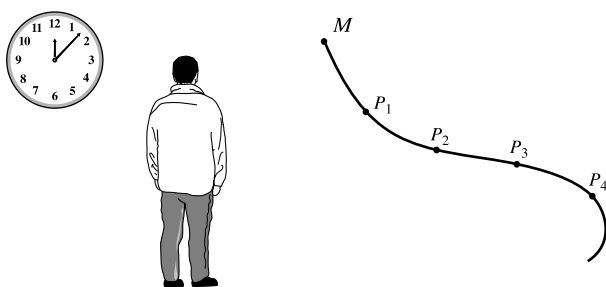
2. a. La trajectoire est une droite.
 b. Sud-Nord.
 c. Oui, car la trajectoire relative de C par rapport à F rencontre le ferry F .

Compléments scientifiques

Définition d'un référentiel

Pour un observateur, un référentiel est l'ensemble rigide des points fixes, associé à une horloge (document ci-dessous).

Son existence est postulée pour tout observateur qui peut décrire un mouvement (« le mobile M est passé par le point fixe P_1 : à la date t_1 »).



Référentiel d'un observateur.

Remarques :

- Le temps étant par hypothèse, identique pour tous en mécanique classique, l'ensemble rigide des points liés à un observateur suffit à définir son référentiel.
- Pratiquement, un repère d'espace lié à l'observateur suffit à caractériser le référentiel.
- Il existe une infinité de repères liés à un référentiel donné : toute origine fixe et toute base constituée de vecteurs constants pour cet opérateur conviennent.

On peut être amené à prendre un « solide » moins concret : c'est ce que l'on fait quand on choisit le référentiel de COPERNIC, « solide » construit à partir du centre d'inertie du système solaire et de trois étoiles fixes.

Référentiels galiléens

Le principe d'inertie postule l'existence de référentiels galiléens où un point matériel isolé a une accélération nulle. L'ensemble des référentiels galiléens est constitué par tous les référentiels en translation rectiligne et uniforme par rapport à l'un d'entre eux.

Le référentiel de COPERNIC est un référentiel galiléen. Le référentiel héliocentrique est un référentiel galiléen approché. Le référentiel géocentrique, encore plus approché peut être considéré comme un assez bon référentiel galiléen, pour une expérience donnée, dans la mesure où la durée de l'expérience est très inférieure à la durée de révolution de la Terre autour du Soleil. Le référentiel terrestre est aussi un référentiel galiléen approché.

Bibliographie

Ouvrages

- GALILÉE, *Discours concernant deux sciences nouvelles*, PUF, 1995.
- GALILÉE, *Dialogue sur les grands systèmes du monde*, Le Seuil, 1992.
- I. NEWTON, *Principes mathématiques de philosophie naturelle*, Librairie Blanchard.
- F. BALIBAR, *Galilée et Newton lus par Einstein*, PUF, 1994.
- A. MARCH, *La physique moderne et ses théories*, NRF idées, 1965.
- W. HEISENBERG, *La nature dans la physique contemporaine*, NRF idées, 1962.
- A. EINSTEIN et L. INFELD, *L'évolution des idées en physique*, Payot.
- D. LECOURT, *Dictionnaire d'histoire et philosophie des sciences*, PUF, 1999.
- J-M. BRÉBEC, *HPrépa Mécanique I*, 1^{re} année, MPSI – PCSI – PTSI, Hachette, 1996.

Forces et mouvements

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

II. L'univers en mouvements et le temps

Objectifs

Il est indispensable de rappeler les notions déjà acquises au Collège sur la représentation d'une force.

Les élèves ont aussi vu au Collège qu'une force est susceptible de modifier le mouvement d'un corps. Cette notion est reprise et approfondie en détaillant les deux effets possibles : modification de la vitesse, modification de la trajectoire. Après s'être préoccupé de l'effet d'une force sur le mouvement, on montre à l'élève que l'absence de force ne signifie pas nécessairement absence de mouvement, on pose le principe d'inertie comme principe général.

On propose un énoncé du Principe d'inertie très proche de la version historique et utilisable dans un référentiel terrestre.

Contenus

1. Mouvements et forces

1.2 Principe d'inertie

- Effets d'une force sur le mouvement d'un corps. Rôle de la masse du corps.
- Énoncé du principe d'inertie pour un observateur terrestre : « tout corps persévère dans son état de repos ou de mouvement rectiligne uniforme si les forces qui s'exercent sur lui se compensent ».

Connaissances et savoir-faire exigibles

- Savoir qu'une force s'exerçant sur un corps modifie la valeur de sa vitesse et/ou la direction de son mouvement et que cette modification dépend de la masse du corps.
- Énoncer le principe d'inertie.
- Savoir qu'il est équivalent de dire « un corps est soumis à des forces qui se compensent » et « un corps n'est soumis à aucune force ».

Exemples d'activités

- Expériences montrant l'influence d'une force sur le mouvement d'un corps (action d'un aimant sur une bille qui roule, modification de la trajectoire d'une balle lorsqu'on la touche, forces entre corps électrisés...).

- Peut-il y avoir mouvement sans force dans un référentiel terrestre ?

Étude d'exemples de la vie courante provenant de films ou de bandes dessinées illustrant le principe d'inertie.

Commentaires

En suivant l'évolution d'un projectile dans un référentiel terrestre par projection suivant la direction de la force et suivant la direction perpendiculaire, on constate :

- que la vitesse n'est pas modifiée dans la direction perpendiculaire (ce qui est conforme au principe d'inertie) ;
- que la vitesse est modifiée dans la direction de la force.

Matériel

Cours

> Activité 1

Un dynamomètre.

> Activité 2

- Table et mobile autoporté.
- Système d'aspiration à force constante.
- Surcharges (masses marquées).

> Activité 3

- Table et mobile autoporté.

> Activité 4

Pièce de monnaie (éventuellement webcam et logiciel de traitement d'images avec ordinateur).

Rechercher et expérimenter

- Webcam et logiciel de traitement d'images (cinéris, par exemple).
- Ordinateur.
- Bille.
- Gouttière pour lancer la bille.

> Objectifs

- Savoir représenter une force.
- Connaître l'effet d'une force sur un mouvement et savoir que cet effet dépend de la masse de l'objet.
- Savoir énoncer et appliquer le principe d'inertie.

> Prérequis

- Effet d'une action mécanique sur un mouvement.
- Modélisation d'une action par une force.
- Dynamomètre : instrument de mesure d'une force.
- Représentation d'une force par un segment fléché.

Activités préparatoires

A. Cours particulier de physique

Ce texte historique d'EULER permet de réactiver ce que les élèves ont déjà rencontré au Collège concernant l'effet d'une force sur un corps : mise en mouvement et modification du mouvement par changement de direction et/ou de vitesse (la déformation du corps n'est pas envisagée, mais en Seconde, cet effet n'est pas étudié). Une autre idée émerge, celle de la nécessité d'une force extérieure au corps (« cause étrangère » et « hors du corps »).

Réponses aux questions

1. Dans cette expression, le mot « état » signifie mouvement.
2. a. Mise en mouvement d'un corps ; changement de direction ou de vitesse.
b. Tir au but en football, déviation du ballon avec la tête...

B. De plus en plus sûres...

Il s'agit d'utiliser les sensations ressenties en voiture lors des changements de régime (freinage, accélération, virage...) pour commencer à introduire la notion de « corps qui persévère dans son état de mouvement » relative au principe d'inertie.

Réponses aux questions

1. L'appui-tête intervient lors d'un choc arrière ; les airbags conducteur et passager permettent de se prémunir d'un choc frontal ; l'airbag latéral protège d'un choc latéral.
2. Le passager qui n'a pas attaché sa ceinture de sécurité est projeté vers l'avant lors d'un choc frontal.
3. La tête est violemment projetée en arrière (« coup du lapin ») lors d'un choc arrière.

Site regroupant les résultats des crash tests : www.crash-test.org

Cours

L'introduction permet de reprendre les deux problématiques du chapitre 1. Quels sont les effets d'une force sur un mouvement ? Un mouvement peut-il perdurer sans force ?

1. Comment représenter une force ?

La modélisation d'une force, localisée par un segment fléché, a déjà été étudiée en classe de Troisième. On insistera alors sur la représentation vectorielle en précisant bien l'acteur (le système qui exerce la force) et le receveur (le système qui subit l'action de la force). Cette représentation est indispensable en mécanique. Nous avons préféré le terme « longueur » du vecteur au terme mathématique « norme » pour ne pas rebuter les élèves faibles en mathématiques. Il est à noter qu'en mathématiques, un vecteur n'a que trois caractéristiques : direction, sens et norme. Le point d'application n'est pas une caractéristique intrinsèque du vecteur. Concernant la norme, il est précisé qu'il s'agit de la longueur du segment dans l'unité choisie et cela est noté : $\|\vec{u}\| = AB$ pour le vecteur $\vec{u} = \overrightarrow{AB}$. On rappellera l'utilisation du dynamomètre pour mesurer l'intensité (la valeur) de la force.

> Activité 1

Réponses aux questions

1. La force exercée par la main sur le fil :
 - est localisée au point de contact de la main avec le fil ;
 - a pour direction le fil et est dirigée vers la main ;
 - a pour valeur celle indiquée par le dynamomètre.
2. Voir le *document* 2 du manuel (il faut se donner une échelle de représentation).

2. Quels sont les effets d'une force ?

L'effet d'une force sur le mouvement d'un objet a déjà été étudié en classe de Troisième. Une force qui s'exerce sur un objet peut provoquer :

- sa mise en mouvement ;
- la modification de son mouvement (direction, vitesse).

Ces propriétés ont été réactivées à l'aide de l'*activité préparatoire A*.

On peut privilégier des situations :

- produisant la mise en mouvement d'un objet ;
- modifiant la valeur de la vitesse sans modifier la direction du mouvement ;
- modifiant la trajectoire d'un objet.

Il s'agit en somme d'une révision : on ne manquera pas de mettre en jeu les réminiscences des élèves. On constatera certainement la représentation qu'ont les élèves, tenace, mais erronée, qui consiste à confondre direction de la force et direction du mouvement. Pour une force donnée, la trajectoire dépend de la direction initiale du mouvement : une balle lâchée sans vitesse initiale a un mouvement vertical vers le bas, une balle lancée obliquement a un mouvement parabolique ; pourtant, dans les deux cas, c'est la même force qui agit, c'est-à-dire le poids de direction verticale.

Il y a de fortes chances pour que cette représentation persiste, même après plusieurs années d'études de physique. (Le diagramme objet-interaction proposé en classe de Première S dans les documents d'accompagnement permet de faire un travail avec les élèves pour remédier aux erreurs.)

Le point nouveau pour les élèves, qui nécessite donc

une activité (*activité 2*), est de montrer l'influence de la masse sur le mouvement du corps sur lequel s'exerce la force (§ 2.2.).

➤ Activité 2

Réponses aux questions

1. La force exercée sur le palet reste constante, elle est la même pour toutes les expériences.
2. La masse du palet varie puisqu'on ajoute des surcharges.
3. Pour une même durée d'application de la force, la vitesse acquise est d'autant plus faible que la masse est importante.
3. Faut-il toujours une force pour entretenir un mouvement ?

Ce paragraphe est très important. Le principe d'inertie, dont l'énoncé est dû à NEWTON, a bousculé les idées d'ARISTOTE qui s'étaient imposées pendant de nombreux siècles. En effet, la pesanteur et les frottements masquent les lois physiques les plus simples. Si on veut s'affranchir de ces deux phénomènes, il faut utiliser en classe la table à coussin d'air, horizontale.

Il est bien évident que dans l'énoncé du principe de l'inertie il faut préciser le référentiel (dans un référentiel lié à un bus, ce principe ne s'applique pas!). On précise donc « référentiel terrestre », car les référentiels galiléens ne sont pas au programme de cette classe. Au chapitre suivant, on admettra que ce principe s'applique dans le référentiel géocentrique.

Au sujet des forces qui se « compensent » : cela ne devrait pas trop poser de problèmes, car les élèves ont étudié en Troisième l'équilibre d'un corps soumis à deux forces.

Le § 3.2 est très important, car dans la plupart des cas, les forces ne se compensent pas.

➤ Activité 3

Réponses aux questions

1. Le mouvement du centre du mobile est rectiligne et uniforme.
2. La force exercée par le coussin d'air compense le poids du mobile.

➤ Activité 4

Réponses aux questions

1. Le mouvement de la pièce est rectiligne retardé.
2. Les forces ne se compensent pas.

➤ Utilisation du cédérom

Le **cédérom** comporte la **vidéo** « L'inertie » extraite de l'émission télévisée « Euréka » qui permet d'introduire le principe de l'inertie.

• Prérequis nécessaires

- Savoir qu'un objet peut être soumis à une ou plusieurs forces.
- Connaître les effets possibles d'une force sur le mouvement.

• Contenu de la vidéo

Ce dessin animé présente le principe de l'inertie sur un ton humoristique. Aucun langage scientifique nouveau n'est utilisé, ce qui le rend plus accessible aux élèves.

Dans un premier temps, les différents exemples étudiés permettent de montrer que « les choses aiment rester là où elles sont ». Dans un second temps, le spectateur est amené à imaginer qu'un objet en mouvement qui n'est soumis à aucune action extérieure continue un mouvement perpétuel (par exemple, dans l'espace).

• Utilisation en classe

Cette vidéo permet d'amorcer la discussion et d'introduire au fur et à mesure le vocabulaire scientifique. On peut, par exemple, demander aux élèves de reformuler les phrases suivantes avec le langage du physicien :

- « les choses aiment rester là où elles sont » ;
- « les choses aiment à continuer ce qu'elles sont déjà en train de faire ».

Rechercher et expérimenter

Cette activité, partant d'une description historique de GALILÉE, a pour objectif de montrer que la vitesse d'un objet est modifiée dans la direction de la force.

On lance une balle sur une table, avec deux vitesses différentes. On constate que la distance de chute à la table est différente.

1. L'expérience de GALILÉE sur les projectiles

Réponses aux questions

1. L'expression « j'imagine » indique que c'est une expérience de pensée.
2. *Doué d'une certaine gravité* : qui a un poids (les mots corps graves signifiant corps pesants à l'époque de GALILÉE).
3. *Indélébile* : qui persiste.
4. Les positions successives du point *H* sont régulièrement espacées (mouvement uniforme selon la direction horizontale), celles du point *V* sont de plus en plus éloignées (mouvement accéléré selon la direction verticale).
5. Sur la table, les deux forces (poids et réaction) se compensent et le mouvement est uniforme. En revanche, lorsque le mobile a quitté la table, la seule force appliquée est le poids, de direction verticale, qui modifie la valeur de la vitesse selon la verticale, alors que le mouvement horizontal reste inchangé.

2. Réaliser l'expérience de GALILÉE

On peut soit filmer avec une webcam et utiliser un logiciel (Movie, par exemple), soit filmer avec un caméscope et pointer le centre de la balle, image par image, sur une feuille de papier calque placée devant un écran de télévision.

Réponses aux questions

- I. 1. Le centre de la balle est animé d'un mouvement rectiligne uniforme.
2. Les forces appliquées à la balle sont le poids et la réaction de la table.
3. D'après le principe de l'inertie, les forces se compensent, car le centre de la balle est animé d'un mouvement rectiligne uniforme.
- II. 1. et 2. Les propriétés évoquées sont vérifiées à l'aide des pointages.

3. Le poids est la seule force appliquée à la balle : cette force est verticale dirigée vers le bas.

III. Les conclusions sont en accord avec l'expérience.

IV. On vérifie bien à l'aide des enregistrements que les distances horizontales de chute sont proportionnelles aux vitesses communiquées à la balle sur la table.

Ceci permet de préparer le chapitre suivant, car on sensibilise l'élève au fait que les conditions initiales ont une influence sur le mouvement ultérieur d'un objet soumis à une force donnée.

► Utilisation du cédérom

Le **cédérom** comporte un **enregistrement vidéo de l'expérience**, proposé en deux versions :

- l'enregistrement seul, permettant un traitement informatisé à l'aide d'un logiciel de pointage ;
- une animation comportant l'enregistrement accompagné d'une exploitation.

L'enseignant peut utiliser l'animation afin d'introduire ou de conclure l'activité proposée dans le manuel puisqu'elle reprend la démarche de la partie expérimentale :

- mouvement décomposé sur un axe horizontal et un axe vertical ;
- étude de l'influence du poids sur le mouvement vertical ;
- vérification, à l'aide de valeurs numériques, de la proposition de GALILÉE : « Les distances de chute sont proportionnelles aux vitesses de la balle sur la table ».

► Prolongement possible

Pour illustrer cette étude, on pourra proposer de commenter le dialogue suivant entre deux personnages fictifs, SIMPLICIO et SALVIATI, extrait du *Dialogue sur les deux plus grands systèmes du monde* de GALILÉE.

SIMPLICIO : Laissons tomber une boule de plomb du haut d'un mât d'un navire au repos et notons l'endroit où elle arrive, tout près du pied du mât ; si du même endroit, on laisse tomber la même boule quand le navire est en mouvement, le lieu de sa percussion sera éloigné de l'autre » d'une distance égale à celle que le navire aura parcouru pendant le temps de chute, et tout simplement parce que le mouvement naturel de la boule, laissée à sa liberté (posta in sua liberta) se fait en ligne droite vers le centre de la Terre.

SALVIATI : Très bien. Avez-vous jamais fait l'expérience du navire ?

SIMPLICIO : Je ne l'ai jamais faite, mais je crois vraiment que les auteurs qui la présentent en ont fait soigneusement l'observation...

SALVIATI : ... Que n'importe qui la fasse et il trouvera en effet que l'expérience montre le contraire de ce qui est écrit : la boule tombe au même endroit du navire, que celui-ci soit à l'arrêt ou avance à n'importe quelle vitesse.

C'est évidemment SALVIATI qui a raison. Dans le référentiel du navire, en mouvement rectiligne uniforme par rapport à la Terre, la trajectoire de la boule est verticale comme si le navire était au repos. Cela nécessite évidemment une condition sur la vitesse initiale : la boule doit être lâchée sans vitesse initiale par rapport au navire.

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir-faire

- Voir le *document 2*, page 94.
- Modification de la trajectoire et de la vitesse :
 - mise en mouvement du ballon ;
 - modification de la trajectoire et de la vitesse.
- La trajectoire du mobile de masse 300 g correspond à l'enregistrement 2.
- Les forces se compensent pour la patineuse, la bille et la valise.

Exercices

1. Les forces exercées par les filins sont dirigées selon la direction des filins, vers la voile et sont représentées par des vecteurs de longueur 5,5 cm. La force exercée en C est dirigée selon CH de C vers H ; elle est représentée par un vecteur de longueur 9 cm.

2. 1. Deux forces qui se compensent ont la même droite d'action (même support), des sens opposés et la même valeur.

2. La valeur du poids de la pomme est égale à 2 N.

3. La pomme est soumise à son poids et à l'action du fil.

4. Ces deux forces se compensent, car la pomme est à l'équilibre. Par conséquent, la force exercée par le fil a une valeur de 2 N et est dirigée vers le haut.

3. 1. La force a pour valeur 15 N.

2. Le cube est soumis à son poids. Les deux forces se compensent.

3. La valeur du poids est de 15 N.

4. Les propositions 3 et 4 sont vraies.

5. Laurel atteindra la vitesse la plus grande, car il a la masse la plus faible.

6. 1. La boule de fonte (receveur) est soumise à son poids de la part de la Terre (acteur) et à l'action de la main (autre acteur).

2. a. La boule n'est plus soumise qu'à son poids (les forces de frottement de l'air sont négligeables).

2. b. Cette force incurve la trajectoire (trajectoire parabolique), car elle modifie la vitesse selon la verticale (dans sa direction).

3. La boule est soumise à son poids, vertical, dirigé vers le bas et de valeur 60 N ainsi qu'à la réaction du sol qui compense le poids et qui a donc la même valeur mais est dirigée vers le haut.

7. 1. Tout corps reste au repos ou conserve un mouvement rectiligne uniforme sauf si une force agit sur lui le contraignant à modifier son mouvement.

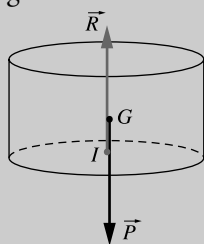
2. Principe de l'inertie.

3. NEWTON.

8. Les propositions 2 et 4 sont vraies.

9. 1. Principe de l'inertie : dans un référentiel terrestre, tout corps qui n'est soumis à aucune force, ou à des forces qui se compensent, persévère dans son état de repos ou de mouvement rectiligne uniforme. Le palet est donc soumis à des forces qui se compensent.

2. Les deux forces sont verticales et directement opposées; les forces sont représentées par des vecteurs de 2 cm de longueur (voir ci-contre).



10. 1. Dans les trois cas, deux forces s'exercent sur le système (Appousiak-traîneau) : le poids et la réaction du sol (cette dernière change néanmoins de valeur entre la partie gelée et enneigée).

2. Ces deux forces se compensent sur la partie AB, car le mouvement est rectiligne uniforme, et en C, car le système est alors immobile. Sur la partie BC, les forces ne se compensent pas, car il y a des frottements (neige fraîche). La réaction est donc inclinée vers l'arrière si le mouvement s'effectue vers l'avant et elle modifie la vitesse du traîneau dans la direction horizontale.

11. 1. Le livre étant en équilibre; les forces qui lui sont appliquées se compensent.

2. a. Le livre est soumis à son poids et à la réaction de la table.

b. Ces forces se compensent : elles ont la même droite d'action (la verticale qui passe par le centre de gravité du livre), des sens opposés (le poids est dirigé vers le haut, la réaction vers le bas) et la même valeur.

c. La réaction a pour valeur 4,6 N; elle est représentée par un vecteur de longueur 2,3 cm.

12. 1. Kevin doit supposer qu'il n'y a pas de frottement. Dans ce cas, la réaction de la table est verticale lors du mouvement et compense le poids.

2. Marie a tort, car le poids, force verticale, ne peut pas modifier le mouvement qui s'effectue horizontalement.

3. a. Le mouvement est rectiligne retardé.

b. Les frottements ne sont pas négligeables.

13. Les forces se compensent dans l'étape 2, car le mouvement est rectiligne uniforme et dans l'étape 4, car la luge est au repos.

14. 1. Si la route est verglacée, les forces de frottement sont négligeables et la réaction du sol reste verticale : elle compense le poids et la voiture file en ligne droite d'après le principe d'inertie.

2. Les pneus cloutés modifient la réaction de la route, ils permettent un frottement : la réaction du sol peut alors avoir une composante horizontale (non compensée par le poids) qui permet une variation de la vitesse.

15. 1. Le passager est soumis à son poids et à l'action du sol sur ses pieds. Ces deux forces se compensent puisque le mouvement du passager par rapport au référentiel terrestre est un mouvement rectiligne uniforme.

2. a. Vers l'avant du bus, dans le sens du mouvement.

2. b. Les forces se compensent toujours, le passager garde un mouvement rectiligne uniforme par rapport au référentiel terrestre garde donc une vitesse constante alors que le bus ralentit. Le passager va se déplacer vers l'avant par rapport au bus.

16. 1. Oui, les forces se compensent, car la passagère est immobile par rapport au référentiel terrestre.

2. La passagère va rester immobile dans le référentiel terrestre, donc reculer par rapport au scooter qui avance; elle va donc tomber du siège.

17. 1. Les Romains sont soumis à leur poids et aux forces de frottement de l'air (celles-ci sont négligeables).

2. Leur mouvement ne peut pas être rectiligne uniforme, car les forces appliquées ne se compensent pas.

18. 2. a. Le mouvement projeté sur l'axe horizontal est rectiligne uniforme.

b. Ce résultat est en accord avec le principe d'inertie, car la seule force appliquée, le poids, est selon la direction verticale.

3. a. Le mouvement est d'abord retardé, puis accéléré.

b. Le poids vertical modifie ce mouvement suivant la verticale. Ce résultat est en accord avec le principe d'inertie.

19. 1. Le mobile glisse de droite à gauche, la force de frottement $\vec{T}$ s'opposant au mouvement.

2. Ces deux forces, qui n'ont pas le même support, ne peuvent pas se compenser : le mouvement ne peut pas être rectiligne uniforme.

3. En l'absence de frottement, ces deux forces se compensent : elles ont la même droite d'action, la verticale passant par le centre de gravité du corps (l'une vers le haut, l'autre vers le bas).

4. a. $\vec{P}$ tend à enfoncer le mobile dans le support.

b. $\vec{N}$ soutient le mobile.

c. $\vec{T}$ empêche le glissement du mobile.

20. 1. $t_1 = 2,3$ s.

2. $v = 4,3$ m.s⁻¹.

3. Pour $t > t_1$ les forces se compensent.

4. a. $P = 0,040$ N.

b. $\pi = 0,0051$ N.

c. Le poids est vertical vers le bas, la poussée d'ARCHIMÈDE, verticale, vers le haut.

d. Comme les trois forces se compensent, la force de frottement $\vec{f}$ est verticale et dirigée vers le haut. Elle a pour valeur $f = P - \pi = 0,0349$ N $\approx 0,035$ N.

e. $\eta = \frac{f}{6\pi Rv} = 0,087$ S.I.

21. 1. Tant que la pierre est en contact avec la main et la glace, elle est soumise à trois forces : son poids, la force exercée par la main et la force exercée par la glace de la patinoire (réaction du sol).

Lorsque la pierre a été lâchée, il n'y a plus que deux forces : le poids et la réaction du sol.

2. Non, car on communique une certaine vitesse au palet.

3. a. Le mouvement serait rectiligne uniforme.

b. La pierre s'arrête, car il y a des frottements : la réaction du sol n'est pas verticale et ne peut pas compenser le poids.

22. 1. • Sur la glace, la réaction du sol compense le poids : le véhicule est alors animé d'un mouvement rectiligne uniforme, il va tout droit.

• Le plateau du camion exerce une force qui compense le poids. Dans un virage, s'il n'y a pas une troisième force due à la sangle, le chargement poursuit, par rapport au sol, son mouvement rectiligne uniforme et quitte le plateau.

• Le siège du conducteur exerce une force qui compense le poids. Si le conducteur freine brusquement et s'il n'y a pas une troisième force due à la ceinture, le conducteur poursuit, par rapport au sol, son mouvement rectiligne uniforme : il percute le pare-brise de la voiture qui s'arrête brusquement.

2. Les passagers se sentent projetés en arrière : ils poursuivent leur mouvement uniforme alors que le véhicule va de plus en plus vite.

3. Les passagers se sentent projetés vers l'extérieur du virage : ils poursuivent leur mouvement rectiligne uniforme alors que le véhicule tourne.

4. Les pneus lisses réduisent les frottements et rendent les changements de direction plus difficiles.

Exercices complémentaires

Énoncés

1. Principe de l'inertie

Maxime est assis dans le train, il regarde vers l'avant du train. Il a posé une boîte d'allumettes sur la tablette devant lui.

A. Le train est immobile en gare. La voie est horizontale, de même que la tablette.

1. Quel est l'état (repos ou mouvement) de la boîte :
a. dans le référentiel train?

b. dans le référentiel gare?

2. a. Énoncer le principe de l'inertie.

b. Faire l'inventaire des forces agissant sur la boîte.

c. La boîte d'allumettes pèse 0,80 N. Représenter ces forces en prenant 5 cm pour 1 N.

B. Le train démarre. Maxime observe que la boîte glisse vers lui sur la tablette.

1. Dans quel référentiel le train est-il en mouvement?

2. Quel est l'état (repos ou mouvement) de la boîte :

a. dans le référentiel train?

b. dans le référentiel gare?

Justifier chaque réponse.

C. Après le démarrage, Maxime a replacé la boîte d'allumettes sur la tablette. La voie est rectiligne et horizontale. Maxime observe que la boîte est au repos au milieu de la tablette.

1. Quel est le sens du mouvement des arbres et des maisons bordant la voie dans le référentiel train?

2. Pourquoi Maxime, observant la boîte, peut-il conclure :

a. que le train ne ralentit pas ou n'accélère pas?

b. que le train ne tourne pas?

c. que le train a un mouvement rectiligne uniforme?

3. Par une nuit sans Lune, en rase campagne, Maxime, observant la boîte d'allumettes, pourrait-il décider qu'il est au repos ou en mouvement rectiligne et uniforme dans le référentiel terrestre?

2. Poussée d'ARCHIMÈDE

A. Une bille en acier est suspendue à un dynamomètre par un fil fin de masse négligeable devant celle de la bille. Le dynamomètre indique 0,35 N.

1. Que représente l'indication du dynamomètre?

2. On donne $g = 9,8 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$.

a. Quelle est la signification de cette donnée?

b. Calculer la masse m de la bille.

B. La bille étant toujours suspendue au dynamomètre, elle est immergée dans un liquide visqueux. Le dynamomètre indique alors 0,30 N.

1. Pourquoi l'indication du dynamomètre a-t-elle changé?

2. Indiquer la droite d'action, le sens et la valeur de la force mise en évidence par cette expérience.

C. Le fil est coupé.

1. Que se passe-t-il? Justifier la réponse.

2. Après un court moment, on observe que la bille descend verticalement avec une vitesse constante.

a. Donner une explication à ce phénomène.

b. Indiquer la droite d'action, le sens et la valeur de la nouvelle force mise en évidence ici.

3. Pierre de curling

Une pierre est lancée sur une surface glacée horizontale. On balaie devant la pierre pour faire apparaître un fin film d'eau liquide entre la pierre et la glace. La pierre évolue durant quelques instants en ligne droite et à vitesse quasiment constante.

1. Appliquer le principe de l'inertie à la pierre. Que peut-on en conclure en ce qui concerne les forces exercées sur la pierre?

2. Faire l'inventaire des forces agissant sur la pierre.

3. La pierre ayant une masse $m = 20 \text{ kg}$, déterminer les forces qui s'exercent sur elle.

Donnée : $g = 10 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$.

4. Faire un schéma et représenter les forces à l'échelle : 1 cm $\Leftrightarrow$ 50 N.

5. a. Pourquoi balaie-t-on devant la pierre? Que se passerait-il si on ne le faisait pas?

b. Comment cela se traduirait-il en ce qui concerne les forces exercées sur la pierre?

4. Trajectoire d'un objet en chute libre dans un train

Un voyageur est immobile dans le couloir d'un train se déplaçant à vitesse constante sur une voie rectiligne et horizontale. Il laisse tomber un sac de voyage d'une hauteur de 1 m.

1. a. Quelle est la nature du mouvement du train dans le référentiel terrestre ?

b. La vitesse du train est de $5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

Représenter, à l'échelle 1/10, les positions successives du train à des instants séparés par une durée de 0,1 s.

2. a. Quelle est la trajectoire d'un point du sac pour le voyageur immobile dans le train ?

b. On sait que h , la distance verticale parcourue par le sac dans le train en fonction du temps, est donnée par la relation $h = 5 t^2$ (avec h en mètre et t en seconde). Représenter, à l'échelle 1/10, les positions successives occupées par un point du sac aux instants 0 s, 0,1 s, 0,2 s, 0,3 s et 0,4 s.

3. Un observateur, situé au bord de la voie, regarde passer le train.

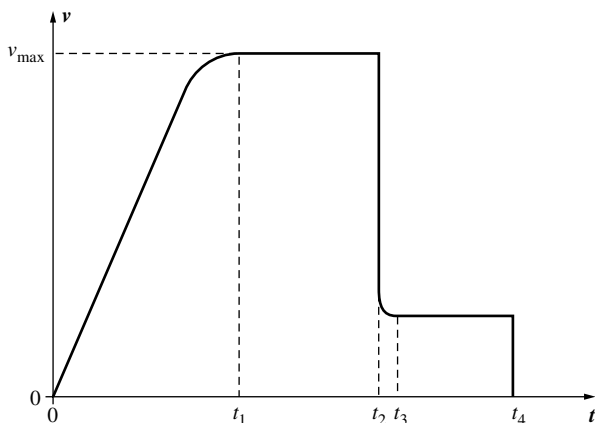
a. Dessiner l'allure de la trajectoire d'un point du sac dans le référentiel de cet observateur.

b. Représenter, à l'échelle 1/10, les positions occupées dans le référentiel terrestre aux instants 0 s, 0,1 s, 0,2 s, 0,3 s et 0,4 s.

5. Saut en parachute

On étudie l'évolution de la vitesse v de chute en fonction du temps d'un parachutiste qui se lance d'une montgolfière : sa vitesse initiale est donc considérée comme négligeable et sa trajectoire est rectiligne.

On obtient schématiquement la courbe ci-dessous



1. Que se passe-t-il aux dates t_1 , t_2 et t_3 ?

2. Que représente $v_{\max}$?

3. Dans quel(s) intervalle(s) de temps la vitesse est-elle constante ?

4. En déduire pour quel(s) intervalle(s) de temps le mouvement du parachute est rectiligne et uniforme.

5. Pour quel(s) intervalle(s) de temps les forces appliquées au parachutiste se compensent-elles ?

6. Sachant que les forces de frottements sont proportionnelles au carré de la vitesse, expliquer la raison de la stabilisation de la vitesse à la date t_1 .

Corrigés

1. A. 1. La boîte d'allumettes est au repos :

a. dans le référentiel train ;

b. dans le référentiel gare.

2. a. Pour un observateur terrestre, un solide soumis à des forces qui se compensent est soit au repos, soit animé d'un mouvement rectiligne et uniforme.

b. Les forces agissant sur la boîte sont : la force d'attraction de la Terre, ou poids $\vec{P}$, et la réaction de la tablette $\vec{R}$.

c. Dans le référentiel train, lié à la Terre, le solide étant au repos, les forces $\vec{P}$ et $\vec{R}$ se compensent : elles ont la même droite d'action, la même valeur et des sens opposés.

À l'échelle $1 \text{ N} \Leftrightarrow 5 \text{ cm}$, la valeur 0,8 N sera représentée par un segment de 4 cm.

B. 1. Le train est en mouvement dans le référentiel gare qui est le référentiel terrestre.

2. a. Dans le référentiel train, la boîte est en mouvement puisque Maxime la voit glisser vers lui.

b. Dans le référentiel gare, la boîte est immobile. En effet, les forces agissant sur la boîte dans ce référentiel n'ayant pas changé, la boîte persiste dans son état initial de repos (énoncé du principe de l'inertie).

Cela est conforme à l'observation de Maxime. Dans le référentiel gare, la tablette liée au train avance et la boîte reste immobile : dans le référentiel train, la boîte glisse vers Maxime sur la tablette.

C. 1. Dans le référentiel train, les arbres et les maisons sont en mouvement de l'avant vers l'arrière du train.

2. Maxime observe que la boîte est immobile dans le référentiel train.

a. D'après le principe de l'inertie, si le train ralentissait ou accélérât, Maxime verrait la boîte glisser vers l'avant ou vers lui (voir réponse B. 2.).

b. D'après le même principe, si le train prenait un virage, il verrait la boîte glisser vers sa gauche ou vers sa droite.

c. Comme la boîte ne glisse pas, Maxime en conclut que le train a un mouvement rectiligne et uniforme dans le référentiel terrestre parce qu'il voit les arbres et les maisons fuir vers l'arrière du train.

3. Par une nuit sans Lune, en rase campagne, Maxime ne pourrait rien décider sur l'état de repos ou l'état de mouvement à partir de son observation de la boîte d'allumettes.

2. A. 1. L'indication du dynamomètre représente le poids de la bille : $P = 0,35 \text{ N}$.

2. a. La donnée $g = 9,8 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$ est l'intensité de la pesanteur à l'endroit où a lieu l'expérience ; elle signifie qu'une masse $m = 1 \text{ kg}$ a un poids $P = 9,8 \text{ N}$.

b. On connaît la relation $P = m \cdot g$. D'où on tire $m = 36 \text{ g}$.

B. 1. L'indication du dynamomètre a changé, car la bille est aussi soumise à la poussée d'ARCHIMÈDE qui résulte des actions, dues au liquide, réparties à la surface de la bille.

2. La poussée d'ARCHIMÈDE a pour droite d'action la verticale, passant par le centre de la bille, pour sens, de bas en haut, et pour valeur :

$$f = P - \pi = 0,35 - 0,30 = 0,05 \text{ N}.$$

C. 1. La bille descend verticalement dans le liquide, car le poids a une valeur supérieure à celle de la poussée d'ACHIMÈDE.

2. a. Comme tout corps en mouvement dans un fluide (liquide ou gaz), la bille est soumise à la force de frottement due au frottement $\vec{f}$ du liquide en mouvement

par rapport à la bille. La valeur de cette force de frottement augmente quand la vitesse augmente (nous ressentons bien cela lorsque nous faisons de la bicyclette). Cette force de freinage s'ajoute à la poussée d'ARCHIMÈDE avec laquelle elle s'oppose à l'effet du poids $\vec{P}$. Lorsque les forces agissant sur la bille se compensent, celle-ci a un mouvement rectiligne et uniforme.

b. La force de frottement $\vec{f}$ due au liquide a pour droite d'action la verticale passant par le centre de la bille, pour sens, du bas vers le haut, et pour valeur :

$$f = P - \pi = 0,35 - 0,05 = 0,30 \text{ N.}$$

3. 1. Le mouvement étant rectiligne uniforme, selon le principe d'inertie, les forces appliquées à la pierre se compensent.

2. Le poids P (appliqué au centre de la pierre G , vertical, vers le bas, $P = m \cdot g$) ; la réaction R de la glace (appliquée au centre de la surface de contact S , verticale, vers le haut).

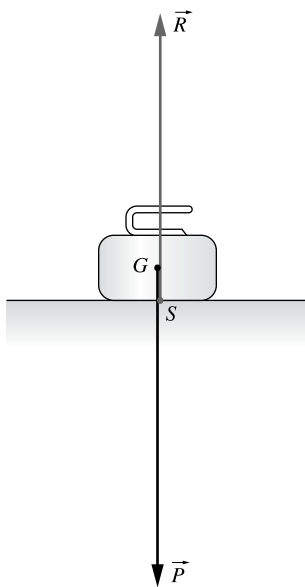
3. $P = m \cdot g = 200 \text{ N}$.

4. Schéma ci-contre.

5. a. On balaie devant la pierre pour réduire les frottements.

Les forces $\vec{P}$ et $\vec{R}$ ont la même droite d'action, la même valeur et des sens opposés. Si on ne le faisait pas, les frottements seraient importants et la pierre s'arrêterait rapidement bien avant d'atteindre sa cible.

b. La réaction, qui ne serait plus normale au support, admettrait une composante horizontale (la force de frottement) opposée au sens du mouvement.



4. 1. a. Mouvement rectiligne uniforme.

b. Les positions sont espacées de $d = v \cdot \tau$, soit de $d = 50 \text{ cm}$, ce qui donne 5 cm à l'échelle 1/10.

2. a. La trajectoire est une droite verticale.

b. Les distances verticales à l'échelle 1/10 sont : 0 cm ; $0,5 \text{ cm}$; 2 cm ; $4,5 \text{ cm}$; 8 cm .

3. a. La trajectoire est parabolique, c'est la combinaison d'un mouvement horizontal (celui du train : 5 cm toutes les $1/10 \text{ s}$) et vertical (calculé précédemment).

4. Représentation graphique des points (d , h).

5. 1. À t_1 le parachutiste atteint sa vitesse limite en chute libre, à t_2 il ouvre son parachute et à t_3 il atteint sa vitesse limite avec parachute en t_4 il arrive au sol.

2. v_{max} représente la vitesse limite en chute libre, c'est la vitesse maximale.

3. La vitesse est constante pendant les intervalles de temps $[t_1, t_2]$ et $[t_3, t_4]$.

4. Dans les intervalles $[t_1, t_2]$ et $[t_3, t_4]$, le mouvement du parachutiste est rectiligne uniforme.

5. Dans les intervalles $[t_1, t_2]$ et $[t_3, t_4]$, les forces se compensent.

6. Le saut ayant lieu à $t = 0$, la vitesse v augmente lors du début de la chute libre ; comme la force de frottement est proportionnelle au carré de la vitesse, celle-ci augmente jusqu'à ce qu'elle ait une valeur telle qu'elle puisse compenser le poids.

Compléments scientifiques

Référentiels galiléens

Le principe d'inertie (ou première loi de Newton) est vérifié dans un référentiel dit galiléen.

On qualifie un référentiel $\mathcal{R}$ de galiléen si tout point M , infiniment éloigné de tout autre corps, possède un mouvement rectiligne uniforme par rapport à ce référentiel, c'est-à-dire si le vecteur vitesse du point M , isolé, est un vecteur constant, soit :

$$\vec{v}_{M/\mathcal{R}} = c\vec{t}_e.$$

En résumé, un référentiel sera qualifié de galiléen si le principe d'inertie y est vérifié ! Il n'y a pas de référentiel qui soit rigoureusement galiléen ; tout dépend du degré de précision de l'expérience. Le référentiel de COPERNIC, lié au Soleil et à trois étoiles de la voûte céleste, est un très bon exemple de référentiel galiléen.

Considérons un référentiel galiléen $\mathcal{R}$ et un second référentiel $\mathcal{R}'$ animé d'un mouvement rectiligne uniforme par rapport à $\mathcal{R}$. Montrons que $\mathcal{R}'$ est aussi galiléen.

D'après la composition des vitesses, on a, pour tout point mobile M , la relation :

$$\vec{v}_{M/\mathcal{R}} = \vec{v}_{M/\mathcal{R}'} + \vec{v}_{\mathcal{R}'/\mathcal{R}}.$$

$\vec{v}_{\mathcal{R}'/\mathcal{R}}$ représente la vitesse d'entraînement du point M par le référentiel $\mathcal{R}'$. Ce dernier étant animé d'un mouvement de translation par rapport à $\mathcal{R}$, $\vec{v}_{\mathcal{R}'/\mathcal{R}}$ désigne aussi la vitesse de $\mathcal{R}'$ par rapport à $\mathcal{R}$. Cette vitesse est un vecteur constant, car le mouvement de $\mathcal{R}'$ par rapport à $\mathcal{R}$ est rectiligne uniforme.

Supposons que le point M soit isolé. D'après le principe de l'inertie appliqué dans le référentiel $\mathcal{R}$, $\vec{v}_{M/\mathcal{R}}$ est un vecteur constant. $\vec{v}_{\mathcal{R}'/\mathcal{R}}$ étant un vecteur constant, il en résulte que $\vec{v}_{M/\mathcal{R}'}$ est un vecteur constant. Par conséquent, le référentiel $\mathcal{R}'$ est également galiléen.

Il existe donc une infinité de référentiels galiléens, en translation rectiligne uniforme les uns par rapport aux autres. Malheureusement, le référentiel terrestre n'est pas en translation rectiligne uniforme par rapport au référentiel de COPERNIC ; le principe d'inertie n'est, en toute rigueur, pas vérifié sur Terre.

Toutefois, si la durée de l'expérience est suffisamment courte pour négliger la rotation de la Terre (ce qui est généralement le cas) on considère, en première approximation, que le référentiel terrestre est galiléen.

Pour des expériences de plus grande durée, l'influence de la rotation de la Terre sur le mouvement de l'objet étudié n'est plus négligeable. C'est le cas, par exemple, de l'expérience du pendule de FOUCAULT sous la coupole du Panthéon : son plan d'oscillation tourne autour de la verticale.

Ouvrages

- F. BALIBAR, *Galilée, Newton lus par Einstein*, PUF. Les Cahiers de Science et Vie, Newton.
- A. EINSTEIN et L. INFELD, *L'évolution des idées en physique*, Payot.
- GALILÉE, *Discours concernant deux sciences nouvelles*, PUF, 1995.
- GALILÉE, *Dialogue sur les grands systèmes du monde*, Le Seuil, 1992.
- W. HEISENBERG, *La nature dans la physique contemporaine*, NRF idées, 1962.
- D. LECOURT, *Dictionnaire d'histoire et philosophie des sciences*, PUF, 1999.
- I. NEWTON, *Principes mathématiques de la philosophie naturelle*, Éditions Jacques Gabay (réédition de la traduction de 1759 par la Marquise du Chastelet).
- A. MARCH, *La physique moderne et ses théories*, NRF idées, 1995.

- J.-M. VIGOUREUX, *Les pommes de Newton*, Diderot Éditeur.

Sites Internet

- Galilée :
<http://bib3.ulb.ac.be/coursmath/bio/galilee.htm>
<http://www.perso.wanadoo.fr/szmehl/chromath/Galilee.html>
- Principe de l'inertie :
<http://www.conceptsecurite.renault.fr>

Logiciels

- Movie
- Synchronie.

Cédérom

« Universalis » qui possède un « laboratoire » montrant la relativité du mouvement.

Mouvement de la Lune et des satellites

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

II. L'Univers en mouvements et le temps

Objectifs

Dans un deuxième temps, on se place dans un référentiel géocentrique pour étudier le mouvement de projectiles sur Terre (chute des corps) et le mouvement de la Lune. L'utilisation heuristique du principe d'inertie indique que, si un objet ne suit pas un mouvement rectiligne uniforme, il est soumis à une force. Cette force résulte de l'interaction gravitationnelle qui, à la surface de la Terre, s'identifie pratiquement au poids. L'enjeu de la démarche est important : un principe de physique est toujours posé comme généralisation vraisemblable de cas particuliers. Mais une fois posé, l'utilisation du principe dans des situations nouvelles permet de découvrir et d'interpréter des phénomènes, ici, l'existence de forces. On restituera cette démarche dans son contexte historique.

L'étude de l'influence de la vitesse initiale sur la trajectoire d'un objet permet de comprendre qualitativement comment l'on passe d'une trajectoire de type projectile retombant à la surface de la Terre à une trajectoire de type satellite. L'objectif est ici de comprendre l'*universalité* de l'interaction gravitationnelle, qui rend compte ainsi des mouvements à l'échelle cosmique comme des phénomènes de pesanteur.

Contenus

1.3. La gravitation universelle

a. L'interaction gravitationnelle entre deux corps.

b. La pesanteur résulte de l'attraction terrestre.

Comparaison du poids d'un même corps sur la Terre et sur la Lune.

c. Trajectoire d'un projectile.

Interprétation du mouvement de la Lune (ou d'un satellite) par extrapolation du mouvement d'un projectile.

Connaissances et savoir-faire exigibles

- Utiliser le principe d'inertie pour interpréter en termes de force la chute des corps sur Terre.

- Calculer la force d'attraction gravitationnelle qui s'exerce entre deux corps à répartition sphérique de masse, et représenter cette force.
- Cas du poids en différents points de la surface de la Terre.
- Prévoir qualitativement comment est modifié le mouvement d'un projectile lorsqu'on modifie la direction du lancement ou la valeur de la vitesse initiale.

Exemples d'activités

Pourquoi la Lune « ne tombe-t-elle pas » sur la Terre ?

- Influence de la vitesse initiale sur la chute d'un corps* (simulation, étude à partir d'images vidéo...).
- Observation du mouvement circulaire uniforme d'un corps soumis à une force centrale

Commentaires

On ne considère que le mouvement de translation de la Lune.

La notion de centre d'inertie et la possibilité de mouvements de rotation ne sont pas introduits.

L'énoncé du principe d'inertie proposé, très proche de la version historique, permet de s'affranchir de la définition d'un référentiel galiléen et de la notion de centre d'inertie.

Dans le cas de deux corps à répartition sphérique de masse, l'intensité de l'interaction gravitationnelle a pour expression $F = \frac{G \cdot m \cdot m'}{d^2}$, dans laquelle G est la

constante de gravitation et d la distance entre les centres de ces corps. Cette force s'applique aux centres de chacun des corps. L'introduction de la force gravitationnelle pose le problème de l'action et de la réaction, ou mieux, de l'action réciproque. L'étude détaillée de ce point sera faite en Première S.

En suivant l'évolution d'un projectile dans un référentiel terrestre par projection suivant la direction de la force et suivant la direction perpendiculaire, on constate :

- que la vitesse n'est pas modifiée dans la direction perpendiculaire (ce qui est conforme au principe d'inertie) ;
- que la vitesse est modifiée dans la direction de la force.

* Activités pouvant mettre en jeu les technologies de l'information et de la communication.

Ce résultat peut être extrapolé au cas d'un satellite en mouvement circulaire uniforme autour de la Terre : la force d'attraction gravitationnelle, radiale, ramène continuellement vers le centre la direction de son mouvement tandis qu'elle ne modifie pas la valeur de la vitesse, puisqu'elle est toujours perpendiculaire à la direction de celle-ci.

Cela peut être facilement montré sur des enregistrements vidéo. Des logiciels de simulations montrent comment le mouvement d'un projectile dans un référentiel terrestre ou celui d'un satellite dans un référentiel géocentrique dépendent de leur vitesse de lancement.

On pourra observer que, sous l'effet de la seule gravité (c'est-à-dire lorsque les frottements sont négligeables), le mouvement des corps est indépendant de leur masse (chute libre, mouvement des objets dans un satellite artificiel). L'enjeu théorique de cette constatation (identité entre la masse inerte et la masse pesante) ne peut être à l'évidence évoqué qu'en Terminale S.

Matériel

Cours

> Activité 2

- Un dynamomètre.
- Une pomme... (ou autre objet dont on mesure le poids).

Rechercher et expérimenter

1. Comment faire tourner une bille autour d'un aimant ?

- Un aimant cylindrique.
- Une bille d'acier.
- Une gouttière de lancement pour la bille.

2. Comment faire tourner un satellite autour de la Terre ?

Un logiciel de simulation (on pourra utiliser celui proposé dans le **cd-rom**).

Déroulement du chapitre

> Objectifs

- Utiliser le principe d'inertie pour interpréter le mouvement de la Lune.
- Calculer et représenter la force d'attraction gravitationnelle.
- Prévoir qualitativement comment est modifié le mouvement d'un satellite lorsqu'on modifie la direction du lancement ou la valeur de la vitesse initiale.
- Compétences transversales liées aux TICE : savoir ce qu'est une simulation et la distinguer clairement des résultats expérimentaux.

> Prérequis

- Connaître et appliquer le principe de l'inertie dans le référentiel terrestre.
- Savoir représenter une force.

Activités préparatoires

A. NEWTON et la gravitation universelle...

Cette activité est en relation avec le *thème 3* « L'histoire des sciences et l'évolution des idées scientifiques ».

Cette activité préparatoire permet de faire « découvrir » aux élèves les propriétés et l'expression des forces d'interaction gravitationnelle par l'intermédiaire d'un texte historique. Cette approche peut paraître moins dogmatique que si le professeur « énonce directement » la loi. Cette « découverte » sera reprise dans le cours.

Réponses aux questions

1. La force gravitationnelle qui s'exerce entre deux corps *A* et *B* dépend de la masse de chacun des corps et de la distance qui les sépare.
2. La valeur de cette force diminue lorsque la distance entre les corps augmente, elle augmente lorsque cette distance diminue.
3. $F = \frac{K \cdot m_A \cdot m_B}{d^2}$ avec m_A et m_B les masses des corps *A* et *B*, d la distance qui les séparent et K une constante de proportionnalité.

B. De NEWTON à DISCIPLE...

Cette activité permet d'introduire, de manière ludique, la comparaison du poids d'un même objet sur la Terre et sur la Lune.

Réponses aux questions

1. Le poids sur la Terre vaut :
 $P = m \cdot g = 9,8 \times 65 = 6,4 \times 10^2 \text{ N}$.

Les recherches effectuées sur l'Internet ou dans une encyclopédie indiquent que le poids est environ 6 fois plus faible sur la Lune que sur la Terre, soit environ $1,1 \times 10^1 \text{ N}$.

2. DISCIPLE saute plus haut sur la Lune que sur la Terre parce que son poids sur la Lune est plus faible que sur la Terre.

3. Le lundi 21 juillet 1969, à 3 h 56 heure française, Neil ARMSTRONG, commandant de bord de la mission Apollo XI, est le premier homme à fouler le sol lunaire. « C'est un petit pas pour l'homme, mais un grand bond pour l'humanité » est la phrase célèbre et désormais symbolique qu'il a prononcée.

Cours

1. Pourquoi la Lune reste-t-elle au voisinage de la Terre ?

1.1. Choix d'un référentiel

Dans le chapitre précédent, est énoncé le principe de l'inertie dans le référentiel terrestre (pour un observateur terrestre).

Un questionnement des élèves permettra de dégager le fait que la Lune se lève à l'est et se couche à l'ouest (de nombreux élèves le découvriront) et que sa trajectoire change tout au long de l'année, de jour en jour. Ces observations sont le fait d'observateurs terrestres, situés dans le référentiel terrestre. Dans ce référentiel, le mouvement de la Lune (ou d'un satellite quelconque) est complexe : il s'agit d'un « mouvement apparent » pré-

sentant des analogies, que l'on pourra souligner, avec le mouvement apparent du Soleil. Cette complexité est due au fait que la Terre tourne sur elle-même, autour de l'axe des pôles.

Et si la Terre ne tournait pas, que pourrait-on observer ? On introduit alors le référentiel géocentrique, référentiel lié au centre de la Terre mais qui n'est pas entraîné par son mouvement de rotation autour de l'axe des pôles. On affirme que dans ce référentiel le mouvement du centre de la Lune est (quasiment) circulaire, centré sur le centre de la Terre et d'une période de 27,3 jours. Les commentaires du programme précisent : « On ne considère que le mouvement de translation de la Lune. La notion de centre d'inertie et la possibilité de mouvement de rotation ne sont pas introduits ».

1.2. Quelle est la cause du mouvement de la Lune ?

On affirme ici que dans le référentiel géocentrique le principe de l'inertie est applicable.

On sait que le mouvement du centre de la Lune n'est pas rectiligne uniforme. D'après la réciproque du principe de l'inertie, on en déduit dans l'activité 1 que la Lune est soumise à une force ou à des forces qui ne se compensent pas.

On cite alors NEWTON (« Si la Terre attire la pomme, pourquoi ce pouvoir d'attraction que possède la Terre sur les objets qui l'entourent ne s'étendrait-il pas jusqu'à la Lune ? ») pour introduire la force gravitationnelle attractive exercée par la Terre sur la Lune.

On ne répond pas vraiment à la question « Quelle est la cause du mouvement de la Lune ? » mais plutôt à la question « Pourquoi la Lune ne s'éloigne-t-elle pas de la Terre ? ». C'est au *paragraphe 4* (« Pourquoi la Lune ne tombe-t-elle pas sur la Terre ? ») que nous tenterons d'expliquer le mouvement de la Lune : la Lune possède une vitesse qui lui permettrait de s'échapper du voisinage de la Terre si la force gravitationnelle n'était là pour la retenir, et elle ne tombe pas sur la Terre parce qu'elle possède une vitesse « suffisante ». Cela manque certes de rigueur, mais nous devons nous contenter de cette approche à ce niveau d'enseignement.

Notons bien que la notion de vecteur vitesse n'est pas au programme, il n'y a donc pas lieu de dire que la force gravitationnelle modifie la direction et le sens de la vitesse, mais qu'elle modifie la direction et le sens du mouvement.

➤ Activité 1

Réponses aux questions

1. Dans le référentiel géocentrique, le centre de la Lune décrit un mouvement circulaire uniforme.
2. Un objet qui n'est soumis à aucune force ou à des forces qui se compensent est soit au repos, soit animé d'un mouvement rectiligne et uniforme.
3. Le mouvement de la Lune n'étant pas rectiligne et uniforme, celle-ci est donc soumise à une force ou des forces qui ne se compensent pas.

2. Quelle est la loi de la gravitation ?

Après avoir introduit la force d'attraction gravitationnelle exercée par la Terre sur la Lune, on généralise à

l'ensemble des corps célestes (ou non) en énonçant la loi de la gravitation. On considère, d'emblée, deux corps à répartition sphérique de masse (pour les élèves corps sphériques dont la masse est « régulièrement » répartie autour du centre), sans passer par l'étape des points matériels. On peut alors utiliser l'activité préparatoire A.

On souligne le caractère « universel » de cette loi.

Notons que nous introduisons ici la notion d'interaction et appliquons, sans le dire, la troisième loi de NEWTON. Le principe des actions réciproques ou interactions n'étant pas explicitement au programme, il n'y a pas lieu d'insister. Néanmoins, l'exercice d'application permet d'illustrer cette notion et de préparer à la partie « interactions fondamentales » de la classe de Première S. Des questions d'élèves peuvent émerger alors concernant l'effet de la force exercée par la Lune sur la Terre sur le mouvement de la Terre. Rappelons que cet effet étant lié à la masse de l'objet (vu au *chapitre 6*), comme la Terre est 81 fois plus lourde que la Lune, on peut le considérer comme négligeable. Cependant, la Terre avec ses masses d'eau est un système déformable et la Lune intervient avec le Soleil sur ces déformations (phénomène des marées).

3. Le poids peut-il être identifié à la force gravitationnelle ?

Le poids attire la pomme vers le sol, la force d'interaction gravitationnelle attire la pomme vers le centre de la Terre. Mais, existe-t-il un lien entre le poids d'un corps et la force d'interaction gravitationnelle exercée par la Terre sur ce corps ?

➤ Activité 2

Réponses aux questions

1. L'expression de la valeur F de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur la pomme s'écrit :

$$F = \frac{G \cdot m \cdot m_T}{R^2}.$$

2. Comparaison du poids et de la force de gravitation :

$$\frac{P}{F} = \frac{m \cdot g}{G \cdot m \cdot m_T / R^2} = \frac{g \cdot R^2}{G \cdot m_T} = 1.$$

On déduit alors de cette activité que, ayant en outre pratiquement la même direction, ces deux forces peuvent être identifiées.

Théoriquement, la force gravitationnelle exercée par la Terre sur un objet n'est pas égale au poids de cet objet. En toute rigueur, le vecteur poids d'un corps est la somme de la force d'attraction gravitationnelle et de la force d'inertie d'entraînement provenant du fait qu'un référentiel terrestre n'est pas galiléen (voir les *Compléments scientifiques*). Le calcul montre que la valeur de cette force d'inertie est très inférieure à celle de la force gravitationnelle, de telle sorte qu'on la néglige souvent. La différence de valeur entre le poids d'un corps et la force gravitationnelle et celle de leur direction sont donc suffisamment faibles pour que ces deux forces soient confondues au niveau de l'enseignement secondaire.

On exprime la valeur du champ gravitationnel terrestre :

$$g_T = \frac{G \cdot m_T}{R_T^2}.$$

Pour la Lune on a : $g_L = \frac{G \cdot m_L}{R_L^2}$. On peut comparer les valeurs du poids d'un même objet sur la Terre et sur la Lune, comme l'exige le programme. On pourra voir à ce propos l'activité préparatoire B.

4. Pourquoi la Lune ne tombe-t-elle pas sur la Terre ?

Nous avons d'abord recours, comme il se dit que NEWTON le fit, à une « expérience de pensée » : on lance un projectile du haut d'une montagne, selon l'horizontale. Pour une vitesse de propulsion de plus en plus grande, le projectile tombe de plus en plus loin, et comme la Terre est ronde, on peut imaginer une vitesse assez grande pour que le projectile ne retombe pas et décrive une orbite.

On enchaîne en faisant admettre aux élèves que la Lune, depuis son origine, possède une vitesse « suffisante » pour rester en orbite : la Lune ne cesse de tomber, sans toucher le sol terrestre. Il faudra faire comprendre que la Lune tombe sur la Terre mais comme la Terre est sphérique, « le sol se dérobe » et la Lune ne parvient jamais à la surface du sol.

Il en est de même des satellites artificiels : il faut leur communiquer lors du lancement une direction de mouvement et une vitesse adaptée à l'orbite prévue. Il est alors possible de réaliser une simulation sur l'écran d'un ordinateur équipé d'un logiciel adapté : on choisit l'altitude, la direction et la vitesse du lancement, ce qui permet au logiciel de calculer l'ensemble des positions successives occupées par le satellite et d'afficher à l'écran la trajectoire du satellite.

Nous présentons sur le document 12, à titre d'information, les vitesses de quelques satellites en rotation autour de la Terre en fonction de l'altitude.

Si la vitesse de lancement est très grande, la sonde ne reste pas en orbite et s'éloigne de la Terre pour évoluer dans l'espace.

Pour tenter de faire appréhender l'influence des paramètres (vitesse et direction du lancement) sur le mouvement d'un projectile, nous proposons deux activités dans la rubrique *Rechercher et expérimenter*, pages 112 et 113.

► Utilisation du cédérom

Le cédérom propose un extrait de l'émission « Archimède » sur l'expérience de la gravitation (date de diffusion : 04/04/2000).

Cet extrait tente de donner sur un ton humoristique des réponses aux questions suivantes :

- La Terre attire la Lune, et le Soleil attire la Terre. Mais pourquoi les astres s'attirent-ils ?
- Une pomme sur la Terre, si on la lâche, elle tombe. Pourquoi ?
- Pourquoi la Lune ne tombe-t-elle pas sur la Terre ?
- D'où provient la force de gravitation ?

Cette vidéo permet d'illustrer les paragraphes 2 et 3 du cours ou d'introduire le chapitre (activité préparatoire A).

Rechercher et expérimenter

Une première étude expérimentale permet de répondre à la problématique « Les conditions de lancement

influencent-elles sur le mouvement ? » qui est ensuite confortée à l'aide d'une simulation de mouvement de satellites autour de la Terre.

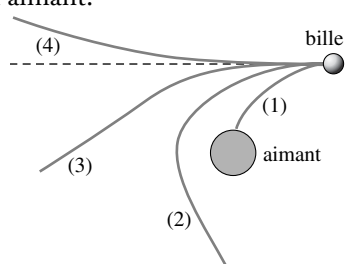
Nous avons choisi d'étudier expérimentalement un mouvement analogue à celui des projectiles ou des satellites, celui d'une bille à proximité d'un aimant pour faire émerger l'importance des conditions de lancement sur la nature du mouvement. Il convient de bien veiller à ce que cette expérience préalable n'entraîne pas la confusion entre l'interaction gravitationnelle et l'interaction magnétique. À ce titre, on pourra réaliser l'expérience avec une bille en bronze ou en laiton pour montrer qu'il s'agit bien d'une interaction magnétique et non gravitationnelle.

Afin de ne pas confondre simulation et réalité, il apparaît souhaitable de réaliser des expériences avant d'utiliser un logiciel de simulation afin de confronter les phénomènes réels à ceux proposés par le modèle. En ce qui concerne l'étude de la satellisation, les expériences ne sont pas réalisables au laboratoire mais la validité du modèle et la pertinence de la simulation peuvent être faites à l'aide des données réelles concernant différents satellites de la Terre : Spot, satellites géostationnaires, Lune.

1. Comment faire tourner une bille autour d'un aimant ?

Cette manipulation qualitative peut être réalisée par les élèves. Son but est de faire prendre conscience que le mouvement d'un projectile dépend non seulement des forces qui lui sont appliquées mais aussi de la direction, du sens et de la vitesse de lancement.

Réponses aux questions

1. La bille d'acier est attirée par l'aimant et vient se coller à lui.
2. Il faut lancer la bille de telle sorte qu'elle roule en passant à proximité de l'aimant.
3. a. Différentes trajectoires envisageables de (1) à (4) avec des vitesses de lancement de plus en plus grandes.
 
- b. Pour modifier les différents mouvements, il faut modifier la vitesse de lancement.
4. En l'absence d'aimant ou très loin de l'aimant, le mouvement de la bille est quasiment rectiligne et uniforme.
5. La trajectoire de la bille s'incurve, car elle est soumise à une force magnétique attractive exercée par l'aimant (les forces ne se compensent plus).
6. Ces expériences permettent de conclure que le mouvement de la bille dépend de la direction et de la vitesse du lancement.

► Utilisation du cédérom

Le cédérom propose une vidéo filmée de l'expérience du *Rechercher et expérimenter* : « Comment faire tourner une bille autour d'un aimant ? »

Cette vidéo permet de réactiver le principe de l'inertie.

Comment modifier le mouvement d'une bille en acier abandonnée, avec une vitesse initiale, sur un plan horizontal? Par exemple, on approche un aimant.

Dans un second temps, on cherche à faire tourner la bille autour de l'aimant en jouant successivement sur deux paramètres :

- la distance de l'aimant par rapport à la trajectoire de la bille;

- la vitesse initiale de la bille (en la lançant de plus ou moins haut d'une gouttière inclinée).

Il est possible, par exemple, de présenter cette vidéo à l'issue de la séance de T.P., page 112. Cette dernière servira alors de synthèse.

2. Comment faire tourner un satellite autour de la Terre ?

Il s'agit de réaliser, avec l'ordinateur équipé d'un logiciel convenable, la simulation du lancement d'un satellite avec mise en orbite ou d'une sonde spatiale; ceci permet de bien comprendre le principe de la satellisation.

Réponses aux questions

1. Après son lancement le satellite est soumis à la force gravitationnelle exercée par la Terre.

2. Le mouvement du satellite ne peut être rectiligne uniforme, car il est soumis à une force qui n'est pas compensée.

3. Outre la force gravitationnelle à l'altitude à laquelle est placée le satellite, les paramètres qui influent sur le mouvement du satellite sont la direction et la vitesse du lancement.

4. La réponse dépend de l'altitude choisie.

5. À une altitude donnée $h = 20\,000\text{ km}$, les valeurs limites de la vitesse à communiquer au satellite pour qu'il soit en orbite autour de la Terre sont comprises entre $2,5$ et $5,5\text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$. La valeur maximale est donc $5,5\text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$ à cette altitude.

6. Plus l'altitude augmente, plus la valeur de la vitesse diminue.

7. a. Valeur de la vitesse d'un satellite géostationnaire : $v = \frac{2\pi(R_T + h)}{T}$, soit $v = 3,1\text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$.

b. En plaçant le satellite à l'altitude d'un satellite géostationnaire et en introduisant cette valeur de la vitesse, on observe bien une trajectoire circulaire; ceci valide la simulation.

► Utilisation du cédérom

Le **cédérom** propose une **animation** : « Comment satelliser un objet autour de la Terre? ».

L'animation permet d'observer l'influence de l'altitude et de la vitesse initiale sur la trajectoire d'un satellite. Elle simule le lancement d'un satellite pour lequel l'utilisateur est invité à fournir les paramètres initiaux (altitude et vitesse initiale). Cette animation interactive illustre la rubrique *Rechercher et expérimenter*, page 113, ou bien peut servir d'illustration au paragraphe du projectile au satellite, page 111.

Dès que le lancement est effectué, quatre cas peuvent survenir.

1. Si $0 < v_0 < v_1$: le satellite a une trajectoire elliptique mais s'écrase quand même sur le sol.

2. Si $v_1 < v_0 < v_2$: le satellite a une trajectoire elliptique, il est satellisé autour de la Terre. Le cas particulier de la trajectoire circulaire est obtenu pour $v_0 = v_1$.

3. Si $v_0 = v_2$: le satellite a une trajectoire parabolique, il s'éloigne de la Terre.

4. Si $v_0 > v_2$: le satellite a une trajectoire hyperbolique, il s'éloigne à grande vitesse de la Terre et constitue une sonde spatiale.

L'animation présente ensuite quelques valeurs de paramètres initiaux conduisant à une mise en orbite circulaire; on parle alors de circularisation du satellite. Ces paramètres montrent que la durée nécessaire pour effectuer une révolution autour de la Terre est liée à l'altitude et à la vitesse du satellite sur son orbite. Les satellites militaires à défilement utilisent une orbite basse de 200 km et effectuent un tour autour de la Terre en $1\text{ h } 28\text{ min}$ environ. La série des satellites météorologiques à défilement de télédétection comme Spot et NOAA décrivent une orbite circulaire de période $1\text{ h } 40$, à une altitude située entre 820 km et 850 km d'altitude. En fait, la plupart des satellites de télédétection, effectuant des mesures radiométriques de la surface terrestre, sont situés à une altitude variant entre 700 à 900 km et leur période de révolution est comprise entre $1\text{ h } 38$ et $1\text{ h } 44$. De plus, on remarque qu'à $35\,786\text{ km}$ d'altitude et avec une vitesse initiale de $3,075\text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$, des satellites comme Meteosat et Goes ont une période de révolution autour de la Terre égale à $1\,436$ minutes, soit $23\text{ h } 56$, ou encore égale à la période de rotation (sidérale) de la Terre : ces satellites sont en orbite géostationnaire.

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

a. Le référentiel géocentrique peut être matérialisé par trois axes passant par le centre de la Terre et dirigés vers des étoiles lointaines.

b. On étudie le mouvement des satellites artificiels de la Terre dans le référentiel géocentrique.

c. La force exercée par la Terre sur la Lune a les caractéristiques suivantes :

- direction : la droite joignant le centre de la Terre et le centre de la Lune;

- sens : de la Lune vers la Terre;

- point d'application : le centre de la Lune;

- valeur : $F = \frac{G \cdot m_L \cdot m_T}{d^2}$ avec m_T et m_L les masses

de la Terre et de la Lune, d la distance séparant les centres des deux astres, G la constante de gravitation universelle.

d. L'intensité de la pesanteur sur la Lune est :

$g = \frac{G \cdot m_L}{R_L^2}$, avec m_L la masse de la Lune, R_L le rayon de la Lune et G la constante de gravitation universelle.

e. La lune et les météorites sont toutes soumises à la force d'attraction gravitationnelle exercée par la

Terre. La direction du mouvement et la vitesse de certaines météorites font qu'elles tombent sur la Terre tandis que la Lune, quant à elle, possède une vitesse suffisante pour se maintenir en orbite.

Exercices

1. 1. Ce mouvement est décrit dans le référentiel géocentrique, défini par le centre C de la Terre et trois étoiles lointaines.

2. C'est la force gravitationnelle exercée par la Terre sur la Lune.

3. Vecteur appliqué au centre de la Lune et dirigé vers le centre de la Terre.

4. Si la Terre disparaissait brutalement, la Lune s'échapperait, en un mouvement rectiligne et uniforme, jusqu'à se trouver dans la zone d'attraction d'un astre.

2. 1. Le mouvement de la station orbitale est étudié dans le référentiel géocentrique.

2. Le mouvement de la station orbitale n'étant pas rectiligne et uniforme dans le référentiel géocentrique dans lequel le principe de l'inertie s'applique, la station est soumise à des forces qui ne se compensent pas.

3. La force appliquée à la station orbitale est exercée par la Terre (force gravitationnelle). Schéma : la force appliquée au centre de la station orbitale est orientée vers le centre de la Terre.

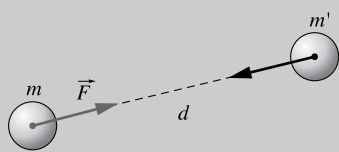
4. Le rayon de la trajectoire du satellite est : $r = R + h = 6654 \text{ km}$; le périmètre de la trajectoire : $C = 2\pi(R + h)$; la durée d'un tour : $\tau = 1 \text{ h } 30 \text{ min}$, $\tau = 90 \text{ min} = 5,4 \times 10^3 \text{ s}$. On en déduit la vitesse de la station orbitale :

$$v = \frac{C}{\tau} = 7,7 \times 10^3 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}.$$

3. 1. a. L'expression de la force de gravitation est

$$F = \frac{G \cdot m \cdot m'}{d^2}.$$

b. m et m' masses des corps en kg, d distance en m, G constante de gravitation en unité S.I., F force en N.



2. Représentation des forces : voir schéma ci-dessus.

4. 1. Expression de la force exercée par Mars sur Phobos :

$$F_{M/P} = \frac{G \cdot m_M \cdot m_P}{d^2}.$$

2. Valeur de la force : $F_{M/P} = 4,67 \times 10^{15} \text{ N}$.

3. D'après la loi de la gravitation, la force exercée par Phobos sur Mars :

$$F_{M/P} = F_{P/M}.$$

5. Son erreur vient du fait que sa masse serait en fait inchangée sur la Lune. Ce n'est que son « poids », attraction que la Lune exercerait sur lui, qui diminuerait.

6. 1. Force exercée par la Terre sur le ballon :

$$F_{T/B} = \frac{G \cdot M \cdot m}{d^2}; F = 5,9 \text{ N}.$$

2. Poids du ballon : $P = m \cdot g = 5,9 \text{ N}$.

3. Force gravitationnelle exercée par la Terre sur l'objet et poids de l'objet ont la même valeur.

7. 1. Poids d'une boule de pétanque :

$$P = m \cdot g = 6,4 \text{ N}.$$

2. Force de gravitation exercée par une boule sur l'autre :

$$F = \frac{G \cdot m^2}{d^2}; F = 7,0 \times 10^{-10} \text{ N}.$$

3. La valeur de la force de gravitation exercée entre les boules est négligeable devant les valeurs des autres forces : poids et réaction du support.

8. 1. $F = \frac{G \cdot m_T \cdot m}{d^2}$, or $F = P$ et $P = m \cdot g$, d'où l'intensité de la pesanteur : $g = \frac{G \cdot m_T}{d^2}$.

2. Au niveau du sol : $g = 9,80 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$; à une altitude de 830 km : $g = \frac{G \cdot m_T}{(R_T + h)^2}$; $g = 7,67 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$.

3. Poids du satellite Spot : $P = m \cdot g$.

a. Au niveau du sol : $P = 27,4 \times 10^3 \text{ N}$;

b. À une altitude de 830 km : $P = 21,5 \times 10^3 \text{ N}$.

9. 1. Force exercée par la Lune sur un objet :

$$F = \frac{G \cdot m_L \cdot m}{d^2}.$$

2. Intensité de la pesanteur sur le sol lunaire :

$$g_{OL} = \frac{G \cdot m_L}{R_L^2}.$$

3. Poids des roches : $P = m \cdot g$;

a. au niveau du sol $P = m \cdot g_{OL}$; $P = 189 \text{ N}$;

b. dans la capsule en orbite : $P = F = \frac{G \cdot m_L \cdot m}{(R_L + h)^2}$, soit $P = 169 \text{ N}$.

10. 1. L'objet se trouve au bord du trou noir, soit à $1,5 \times 10^3 \text{ m}$ du centre du trou noir.

Si m est la masse de l'objet, $M = 10 M_S$ celle du trou noir, la force exercée par le trou noir sur l'objet a pour

$$\text{expression : } F = \frac{G \cdot m_S \cdot m}{d^2}.$$

Avec $m = 1 \text{ kg}$ et $d = 1,5 \times 10^3 \text{ m}$, on trouve :

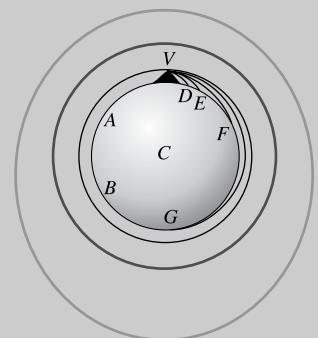
$$F = 6 \times 10^{14} \text{ N}.$$

2. Sur Terre, le poids P de l'objet est égal à :

$$P = m \cdot g = 10 \text{ N}.$$

Calculons le rapport F/P . Ce rapport est égal à 6×10^{13} . La force exercée par le trou noir est considérable : elle est environ six mille milliards de fois plus grande que le poids de l'objet sur la Terre. On conçoit ainsi qu'un trou noir « absorbe » tout ce qui passe près de lui.

11. Le schéma ci-contre illustre le texte d'Isaac NEWTON; plus la vitesse initiale augmente, plus la pierre tombe loin, puis si la vitesse devient trop grande, elle est satellisée.



12. 1. La trajectoire du satellite se courbe lors du lancement ou lors de son orbite autour de la Terre. Le satellite a un mouvement curviligne dans le référentiel géocentrique, il est donc soumis à une force (ou à des forces qui ne se compensent pas) ; il s'agit de la force gravitationnelle exercée par la Terre. S'il n'était soumis à aucune force, d'après le principe de l'inertie, le satellite décrirait une trajectoire rectiligne.

2. La vitesse la plus faible ($6,2 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$) correspond à la chute sur la Terre ; en augmentant la vitesse, on le satellise avec une orbite elliptique à l'intérieur du cercle ($7,3 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$), puis circulaire ($7,45 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$), puis à nouveau elliptique ($8,2 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$), et enfin quand la vitesse devient très grande la trajectoire est hyperbolique ($12 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$).

3. Le référentiel utilisé pour décrire ces mouvements est le référentiel géocentrique.

13. 1. Réponses **b.** ou **c.** ; **2.** Réponses **b.** et **c.**

14. 1. Entre deux corps s'exerce une force attractive portée par la droite qui joint les deux centres de gravité et dont la valeur est proportionnelle à leurs masses et inversement proportionnelle au carré de la distance des centres de gravité.

2. $F = \frac{G \cdot m_1 \cdot m_2}{d^2}$; F est bien proportionnelle à m_1 , à m_2 , et inversement proportionnelle à d^2 .

15. 1. Principe des techniques de séparation :

– *décantation* : séparation par gravitation de matières solides en suspension dans une solution ou de liquides non miscibles ; après un certain temps, les espèces les plus denses se retrouvent dans la partie basse du mélange ;

– *chromatographie* : séparation d'espèces en solution, fondée sur la différence de migration des espèces sur une substance poreuse fixe lorsqu'elles sont entraînées par un éluant (phase mobile) ;

– *centrifugation* : séparation de particules solides de masses volumiques différentes dans un liquide mis en rotation ;

– *filtration* : séparation à travers un filtre des particules solides plus grosses que les pores du filtre.

– *distillation* : séparation d'espèces miscibles en solution ; procédé fondé sur la différence de température d'ébullition des espèces.

2. Deux techniques utilisent la gravitation :

– la *décantation* : sous l'action de la pesanteur les particules solides migrent vers le bas de la solution ;

– la *filtration* : la solution traverse le filtre sous l'action de la pesanteur.

16. 1. Vrai, les deux astres s'attirent.

2. Faux, c'est l'inverse : le poids est 6 fois plus élevé sur la Terre que sur la Lune.

3. Vrai, si la vitesse initiale est nulle ou parallèle à la force d'interaction, la trajectoire est une ligne droite, sinon c'est une courbe.

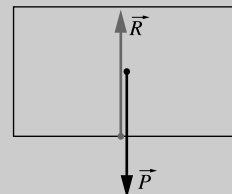
4. Vrai.

17. 1. Le mobile autoporté peut glisser sans frottement.

2. a. Les points sont alignés : les points consécutifs sont séparés par des distances égales.

b. Le mouvement du centre du mobile est un mouvement rectiligne et uniforme.

c. En vertu du principe de l'inertie, puisque le mouvement est rectiligne et uniforme dans le référentiel terrestre, les forces appliquées se compensent (voir ci-contre).



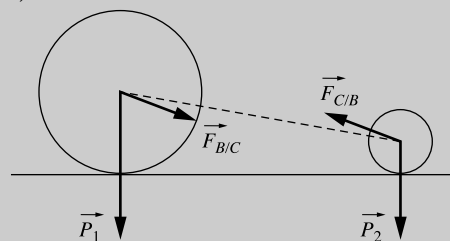
3. a. Le mouvement du centre du mobile est circulaire et uniforme.

b. Le mouvement n'étant pas rectiligne uniforme, les forces ne se compensent pas.

c. Forces appliquées au mobile : le poids $\vec{P}$, la force $\vec{R}$ exercée par le support et la force $\vec{F}$ exercée par le fil tendu, dirigée vers le plot central.

d. La force exercée par le fil sur le mobile tend à tirer le mobile vers le plot central. Le mobile ne rejoint pas le plot central parce qu'il possède une vitesse suffisante pour rester à distance de celui-ci (il est satellisé!).

18. 1. a. Représentation de la situation (voir ci-dessous).



b. On peut calculer la distance par une mesure sur le schéma ou en appliquant le théorème de PYTHAGORE :

$$d^2 = (4,0 - 1,5)^2 + 20^2 ; d = 20,16 \text{ cm.}$$

En fait, compte tenu du nombre de chiffres significatifs des données :

$$d = 20 \text{ cm.}$$

2. a. Poids des deux boules : $P_1 = M \cdot g = 7,1 \text{ N}$;

$$P_2 = m \cdot g = 9,8 \times 10^{-2} \text{ N.}$$

$$\text{b. } F = \frac{G \cdot M \cdot m}{d^2} ; F = 1,2 \times 10^{-11} \text{ N.}$$

c. Calculons le rapport $F/P_2 = 1,2 \times 10^{-10}$. La force gravitationnelle est négligeable devant le poids du cochonnet.

3. Les forces de gravitation qui s'exercent entre les deux boules, sont directement opposées et de même valeur.

4. Si la boule était pleine, sa masse serait égale à :

$$M = \frac{4}{3} \pi R^3 \cdot \rho \text{ avec } R = 4,0 \times 10^{-2} \text{ m} ; M = 2,1 \text{ kg.}$$

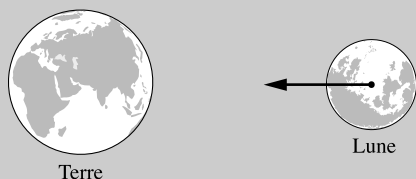
Elle est donc creuse.

19. 1. a. En l'absence de force, la trajectoire de la Lune serait une droite en vertu du principe d'inertie.

b. La Lune est soumise à une force, car sa trajectoire s'incurve. C'est la force d'interaction gravitationnelle exercée à distance par la Terre.

2. a. $F = \frac{G \cdot m_L \cdot m_T}{d^2}$; G est la constante gravitationnelle; m_L la masse de la Lune; m_T celle de la Terre; d est la distance entre les centres de la Terre et de la Lune.

b. Représentation de la force exercée par la Terre sur la Lune.



3. Valeur de la force : $F = 2,03 \times 10^{20}$ N.

4. La « vitesse de travers » représente la vitesse transversale. Si cette vitesse n'était pas aussi grande, la Lune pourrait retomber sur la Terre.

20. 1. a. Le premier argument avancé par CURIOSO est le fait que la Lune reste à la même distance de la Terre : donc elle ne tombe pas!

b. Dans le référentiel géocentrique, le centre de la Lune est animé d'un mouvement circulaire uniforme. Le centre de la trajectoire est le centre de la Terre.

c. Le référentiel géocentrique est matérialisé par trois axes passant par le centre de la Terre et dirigés vers des étoiles lointaines.

d. Dans le référentiel terrestre, la Lune se lève vers l'est, décrit une trajectoire curviligne et se couche vers l'ouest. Sa trajectoire change chaque jour.

2. a. « Si la Lune n'était soumise à aucune force, elle adopterait un mouvement rectiligne et uniforme » NEWTON se réfère au principe de l'inertie.

b. « Puisqu'elle tourne autour de la Terre, c'est qu'elle est soumise à une force... ».

c. Il s'agit d'une force d'interaction gravitationnelle portée par la droite joignant les centres des deux planètes, appliquée au centre de la Lune, dirigée vers le centre de la Terre et de valeur $F = \frac{G \cdot M_T \cdot M_L}{d^2}$ avec

M_T et M_L les masses de la Terre et de la Lune, d la distance séparant les centres des deux planètes et G la constante de gravitation universelle.

d. Représentation ci-contre de la force exercée par la Terre sur la Lune :

3. a. CURIOSO a du mal à admettre que la Lune tombe.

b. La hauteur de chute est le segment $L'_2 L_2$.

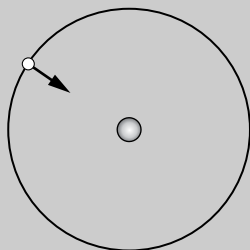
c. Il s'agit de la force gravitationnelle exercée par la Terre.

21. 1. PTOLÉMÉE : II^e siècle après J.-C. ; COPERNIC : 1473-1543 ; KÉPLER : 1571-1630 ; GALILÉE : 1564-1642 ; NEWTON : 1642-1727.

2. Pour PTOLÉMÉE, l'astre de référence est la Terre, car tout semble tourner autour d'elle.

3. Pour COPERNIC, l'astre de référence est le Soleil.

4. Empirique signifie que cela s'appuie exclusive-



ment sur l'expérience et l'observation, et non sur une théorie.

5. Grâce à sa lunette astronomique, GALILÉE pût voir que tout ne tournait pas autour de la Terre.

6. Deux corps de masse m et m' , distants de d , s'attirent proportionnellement au produit de leur masse et à l'inverse du carré de la distance qui les sépare.

22. 1. GALILÉE : 1564-1642 ;

NEWTON : 1642-1727 ; EULER : 1707-1783.

2. a. Le rapport des volumes est égal au rapport des rayons au cube, soit $\frac{V_T}{V_L} = \frac{R_T^3}{R_L^3} = \frac{6^3}{2^3} = 27$.

b. Ce résultat est en accord avec le texte : « on estime que le volume de la Lune est environ 30 fois plus petit que celui de la Terre ».

3. a. Il associe l'attraction d'une planète à son volume.

b. $\frac{F_T}{F_L} = \frac{V_T}{V_L} = 30$, valeur estimée par EULER.

c. $F_T = G \cdot \frac{M_T \cdot m}{R_T^2}$; $F_L = G \cdot \frac{M_L \cdot m}{R_L^2}$;

$\frac{F_T}{F_L} = \frac{M_T \cdot R_L^2}{M_L \cdot R_T^2} = 5,7$: l'attraction exercée par la Terre est environ 6 fois plus grande.

d. EULER ne considérait que les volumes des deux astres pour faire son estimation.

23. 1. Une planète se dirige vers la Terre. Le choc est violent et deux morceaux de manteau (un provenant de la Terre et un de la planète) sont éjectés, s'agglutinent et se satellisent.

2. Du fait de leurs masses, de leur proximité et sans doute de la température très élevée due au choc, ils s'agglutinent sous l'effet des forces d'interaction gravitationnelle

3. La vitesse acquise par les manteaux agglutinés leur a permis de s'éloigner de la Terre et de ne pas y retomber. Ils ont pu être satellisés à une certaine altitude. La vitesse acquise n'était pas suffisante pour qu'ils échappent à l'attraction terrestre.

4. Il s'agit du silicium contenu dans les silicates.

24. 1. a. La distance du satellite à la surface de la Terre étant constante, la trajectoire est circulaire dans le référentiel géocentrique.

b. Dans le référentiel géocentrique, la période de rotation de la Terre autour de son axe est de 23 h 56 min (période sidérale voisine de 24 h). Le satellite étant fixe par rapport à la Terre, il a donc une période de révolution de 24 h.

2. a. $F = \frac{G \cdot m_T \cdot m_S}{r^2}$ avec $F = 56$ N.

b. À l'échelle indiquée, la flèche représentant la force a une longueur de 5,6 cm, son origine est au centre de gravité du satellite, sa direction est celle de la droite passant les centres de la Terre et du satellite, son sens du satellite vers la Terre.

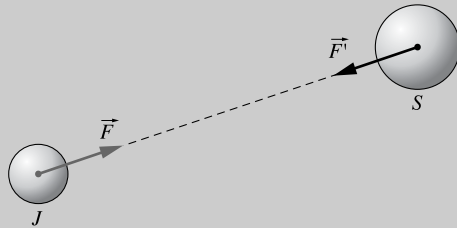
3. Météosat-7 ne peut observer qu'une partie de la surface de la Terre. Les images obtenues des zones périphériques sont déformées du fait de leur projection sur un plan.

25. 1. Les satellites de Jupiter gravitent autour de Jupiter, ceux de Saturne autour de Saturne et les planètes principales autour du Soleil. C'est la force de gravitation qui est la cause de leur trajectoire non rectiligne et qui maintient ces corps en orbite.

2. Cette partie de texte fait allusion à la réciprocité du principe de l'inertie.

Les trajectoires des satellites de Jupiter et de Saturne et celles des planètes n'étant pas rectilignes, chacun de ces astres est donc soumis à une force ou à des forces ne se compensant pas, les forces d'interaction gravitationnelle.

3. a. Représentation, sur le schéma ci-dessous, des forces d'interaction gravitationnelle entre le Soleil et Jupiter :



b. Les forces sont attractives et ont la même valeur : $F = F'$. Elles ont également même droite d'action, mais des sens opposés.

4. La valeur de la force exercée par le Soleil sur Jupiter est donnée par $F = \frac{G \cdot m_S \cdot m_J}{d^2}$; $F = 4,2 \times 10^{23}$ N.

26. I. 1. Mars est la quatrième planète du système solaire, située entre la Terre et Jupiter.

2. Mars était le dieu de la guerre chez les Romains.

3. La surface de Mars est constituée d'oxyde de fer, cette fine poussière rouge est soulevée par le vent et se trouve en suspension dans l'atmosphère.

II. 1. a. L'intensité de la pesanteur, g , est telle que le poids sur la planète est $P = m \cdot g$. On peut identifier le poids à la force gravitationnelle sur le sol martien, d'où :

$$g = \frac{G \cdot M}{R^2}.$$

b. Il semble que dans la première partie de la phrase, le volume soit indiqué à la place du rayon de Mars et que l'auteur confonde masse et poids dans la deuxième partie de la phrase. Le début de la phrase reformulée serait « l'intensité g de la pesanteur dépend en fait de la masse M et du rayon R de la planète ».

c. Intensité de la pesanteur sur Mars : $g = 3,7 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$.

2. a. Comparaison des diamètres : d'après l'auteur $\frac{d_M}{d_T} = \frac{1}{2} = 0,5$, en réalité $\frac{d_M}{d_T} = \frac{6790}{12760} = 0,53$.

b. Comparaison des volumes : d'après l'auteur $\frac{V_M}{V_T} = \frac{1}{6} = 0,17$, en réalité $\frac{V_M}{V_T} = \left(\frac{d_M}{d_T}\right)^3 = 0,15$.

c. Comparaison des masses : d'après l'auteur $\frac{M_M}{M_T} = \frac{1}{10} = 0,1$, en réalité $\frac{M_M}{M_T} = 0,11$.

d. Comparaison des intensités de pesanteur : d'après

l'auteur $\frac{g_M}{g_T} = \frac{1}{37} = 0,027$, en réalité $\frac{g_M}{g_T} = \frac{3,7}{9,8} = 0,38$, ce qui est différent.

3. Cette phrase n'est pas correcte, car le poids ne peut être exprimé en kilogramme.

En fait, un kilogramme d'eau pèse sur Mars :

$$P = m \cdot g_M = 3,7 \text{ N}.$$

Ce qui revient au poids d'une masse m' sur Terre

$$\text{égale à } m' = \frac{P}{g_T} = \frac{m \cdot g_M}{g_T} = \frac{3,7}{9,8} = 0,38 \text{ kg} = 380 \text{ g}.$$

On pourrait dire plus rigoureusement : « une masse d'un kilogramme a sur Mars un poids égal à celui d'une masse de 380 g sur Terre ».

27. 1. Une comète est un astre présentant un noyau brillant et une traînée gazeuse ; par exemple : Halley, Hale Bop.

2. L'astre rayonnant est le Soleil.

3. Cet astre appelle les comètes, car il exerce une force d'attraction gravitationnelle sur elles.

4. Les comètes sont rejetées à travers l'espace par la vitesse même de leur chute, car leurs vitesses sont très grandes et l'effet de la force exercée par le Soleil les dévie juste de leur trajectoire et modifie peu leur vitesse.

5. Certaines puissantes planètes retiennent ces comètes captives, car celles-ci peuvent se trouver satellisées.

6. La courbe fermée évoque l'orbite de la comète.

7. Il y a retour des comètes périodiques, car cette orbite est décrite de manière périodique.

Exercices complémentaires

Énoncés

1. Mouvement de la Terre

Quel est le mouvement de la Terre

1. dans le référentiel géocentrique ?
2. dans le référentiel terrestre ?

2. La lune

1. Dans quel référentiel la trajectoire de la Lune est-elle un cercle ?

2. Quelle serait, dans le même référentiel, la trajectoire de la Lune si elle n'était soumise à aucune force ?

3. Quelle est la nature de la force agissant sur la Lune ? Préciser l'acteur.

4. Calculer la valeur de cette force, exercée par la Terre, sur une boule de masse $m = 1 \text{ kg}$ située :

- au centre de la Lune : notons-la f .
- à la surface de la Terre : notons-la F .

Données : $G = 6,67 \times 10^{-11} \text{ m}^3 \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{s}^{-2}$;

Distance du centre de la Lune au centre de la Terre :

$$d = 3,84 \times 10^5 \text{ km};$$

Rayon de la Terre : $R = 6400 \text{ km}$;

Masse de la Terre : $M_T = 6,0 \times 10^{24} \text{ kg}$.

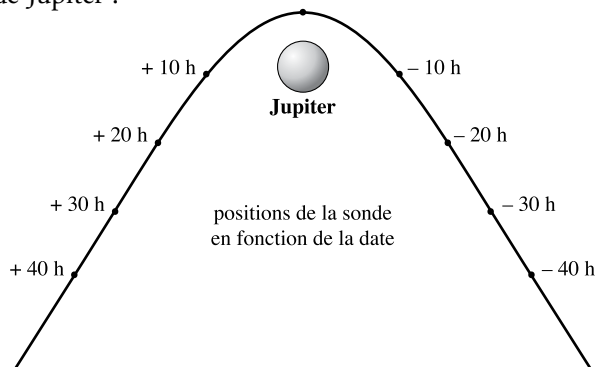
5. Évaluer le rapport F/f .

6. Calculer le rapport $(d/R)^2$; comparer au résultat précédent et expliquer.

7. Sachant qu'à la surface de la Terre cette boule, lâchée sans vitesse initiale, tombe d'environ 4,9 m en une seconde, de quelle distance tomberait-elle si elle était, dans les mêmes conditions, située en lieu et place de la Lune?

3. Sonde Voyager I

C'est en Mars 1979 que la sonde spatiale américaine Voyager I est passée dans le voisinage immédiat de Jupiter, afin de réaliser des photographies de son satellite Io. Voici une représentation de sa trajectoire au voisinage de Jupiter :



1. Préciser le référentiel d'étude.
2. Entre quelles dates le mouvement de la sonde est-il rectiligne uniforme?
3. Entre quelles dates le mouvement de la sonde n'est-il pas rectiligne uniforme?
4. Quelle est la raison de cette modification?
5. Est-ce une force d'attraction ou de répulsion?
6. La valeur de cette force dépend-elle de la distance Jupiter/sonde?
7. À quelle date cette valeur passe-t-elle par un maximum?
8. Que pourrait-il se passer si la sonde arrivait au voisinage de Jupiter avec une vitesse beaucoup plus faible?

4. Point d'équigravité

La distance entre les centres de la Terre et de la Lune est, en moyenne, de $L = 384\,000$ km. Il existe un point A , situé entre ces deux planètes, où les forces de gravitation générées par ces deux planètes se compensent.

1. Schématiser la situation : on notera d la distance entre A et le centre de la Terre, d' la distance entre A et le centre de la Lune.
2. Exprimer L en fonction de d et d' .
3. Donner l'expression de la force de gravitation F exercée par la Terre, de masse notée M_T , sur un objet de masse m situé en A .
4. Donner l'expression de la force de gravitation F' exercée par la Lune, de masse notée M_L , sur ce même objet de masse m situé toujours en A .
5. Quelle relation existe-t-il entre ces deux forces F et F' ?
6. En déduire la position du point A en vous aidant des relations formulées aux questions 2. et 5. sachant que : $\frac{M_T}{M_L} = 81,5$.

5. Satellites artificiels de la Terre

Des satellites sont animés d'un mouvement circulaire autour du centre de la Terre, avec une vitesse constante.

Dans le tableau ci-dessous, on donne leur altitude h et leur vitesse v .

	Météosat	Iridium	Spot	Iss
Altitude h (en km)	35 800	780	830	274
Vitesse v (en $\text{km} \cdot \text{s}^{-1}$)	3,08	7,46	7,44	7,74

1. On veut trouver une relation simple reliant la vitesse v et la distance r au centre de la Terre de chaque satellite. Parmi les trois propositions suivantes, choisir la bonne relation :

$$r \cdot v^2 = \text{cte}; v \cdot r^2 = \text{cte}; v \cdot r = \text{cte}.$$

Donnée : $R_T = 6,38 \times 10^3$ km.

2. On désire lancer un satellite au niveau du sol en effectuant un tir horizontal.

a. Calculer la vitesse v , en $\text{km} \cdot \text{s}^{-1}$, qu'il faudrait communiquer à ce mobile pour que le rayon de sa trajectoire soit égal à celui de la Terre.

b. Expliquer pourquoi il n'est pas possible de satelliser un objet à cette altitude.

Corrigés

1. Dans le référentiel géocentrique, la Terre a un mouvement de rotation autour de l'axe des pôles.
2. La terre est fixe dans le référentiel terrestre.

2. 1. Dans le référentiel géocentrique.
2. Selon le principe d'inertie, la Lune serait, dans ce cas, animée d'un mouvement rectiligne uniforme.
3. Force d'interaction gravitationnelle (acteur : la Terre).
4. $f = 2,7 \times 10^{-3}$ N et $F = 9,8$ N.
5. $F/f = 3,6 \times 10^3$.

6. $(d/R)^2 = 3,6 \times 10^3$, les deux rapports sont identiques : en effet, les forces gravitationnelles varient en fonction du carré inverse des distances.

7. La force gravitationnelle étant 3 600 fois plus faible, elle tomberait de $4,9/3\,600 = 1,4$ mm.

8. La sonde pourrait être capturée par Jupiter.

3. 1. Un référentiel centré sur Jupiter, indépendant de sa rotation propre.

2. Avant la date -10 heures et après la date + 10 heures.

3. Entre les dates -10 heures et + 10 heures.

4. L'existence d'une force appliquée à la sonde modifie sa trajectoire.

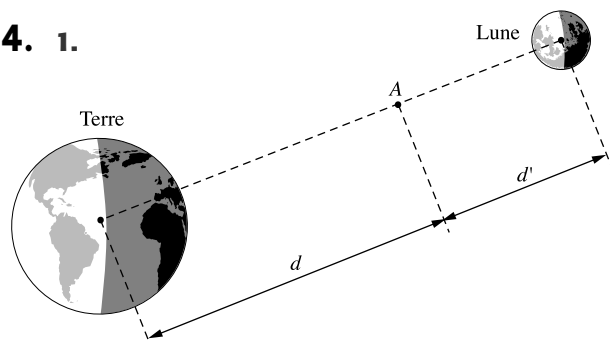
5. C'est une force attractive : force d'interaction gravitationnelle due à la présence de Jupiter.

6. Elle dépend du carré inverse de la distance entre les centres de Jupiter et du satellite.

7. La force passe par une valeur maximale à 0 h.

8. La sonde pourrait être capturée par Jupiter.

4. 1.



2. $L = d + d'$.

3. $F = G \cdot \frac{M_T \cdot m}{d^2}$.

4. $F' = G \cdot \frac{M_L \cdot m}{d'^2}$.

5. $F = F'$.

6. $\frac{d}{d'} = \sqrt{\frac{m_T}{m_L}} = 9,03$; $L = d + d' = d + \frac{d}{9,03} = 1,11 d$;

d'où $d = 0,900 L = 3,46 \times 10^5 \text{ km}$ et $d' = 0,383 \times 10^5 \text{ km}$.

5. 1. La distance r au centre de la Terre est telle que :
 $r = R_T + h$.

Le tableau suivant donne les résultats pour les trois lois proposées :

	Météosat	Iridium	Spot	Iss
Distance r (en km)	42 180	7 160	7 210	6 654
Vitesse v (en $\text{km} \cdot \text{s}^{-1}$)	3,08	7,46	7,44	7,74
$r \cdot v^2$	$4,00 \times 10^5$	$3,99 \times 10^5$	$3,99 \times 10^5$	$3,99 \times 10^5$
$v \cdot r^2$	$5,48 \times 10^9$	$3,82 \times 10^8$	$3,87 \times 10^8$	$3,42 \times 10^8$
$v \cdot r$	$1,30 \times 10^5$	$5,34 \times 10^4$	$5,36 \times 10^4$	$5,15 \times 10^4$

Nous constatons que seule la quantité $r \cdot v^2$ est constante.

La loi recherchée est donc : $r \cdot v^2 = \text{cte}$.

2. a. Appliquons la loi précédente : $r \cdot v^2 = \text{cte}$.

Prenons la constante égale à la valeur moyenne $3,99 \times 10^5$ du tableau.

Or : $r = R_T = 6,38 \times 10^3 \text{ km}$;

d'où : $R_T \cdot v^2 = 3,99 \times 10^5$;

donc : $v = \sqrt{\frac{3,99 \times 10^5}{6,38 \times 10^3}} = 7,91 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$.

b. Cette satellisation n'est pas possible, car le satellite est freiné par l'atmosphère. Pour une satellisation durable, il faut lancer l'engin à une altitude suffisante, nécessairement en dehors de l'atmosphère.

Compléments scientifiques

Dans un référentiel non galiléen, l'étude du mouvement d'un corps nécessite d'ajouter aux forces données des forces dites d'inertie : les forces d'inertie d'entraînement, $\vec{f}_{ie}$, et les forces d'inertie complémentaires ou forces d'inertie de COROLIS, $\vec{f}_{ic}$.

• $\vec{f}_{ic} = -2 m \vec{\Omega} \wedge \vec{v}_r$.

$\vec{\Omega}$ est le vecteur rotation du repère lié au référentiel non

galiléen, ici le référentiel terrestre; $\vec{v}_r$ est la vitesse relative de l'objet par rapport au référentiel non galiléen. La force d'inertie complémentaire n'intervient pas ici, car nous considérons des problèmes d'équilibre relatif dans le référentiel terrestre ($\vec{v}_r = \vec{0}$).

• La force d'inertie d'entraînement, $\vec{f}_{ie}$, est provoquée par la rotation de la Terre autour de l'axe des pôles ; elle rencontre cet axe et a une direction perpendiculaire à celui-ci. Elle est axifuge et sa valeur est donnée par la relation :
 $f_{ie} = m \cdot \Omega^2 \cdot R \cdot \cos \lambda$;

avec Ω vitesse de rotation de la Terre autour de son axe, dans le repère géocentrique et λ , la latitude du point considéré sur la Terre.

Rigoureusement : $P = m \cdot \vec{g} = -G \frac{m \cdot M_T}{R^2} \vec{u}_r + \vec{f}_{ie}$;

$\vec{P} = \vec{f}_G + \vec{f}_{ie}$.

Les calculs montrent que la valeur de f_{ie} est très inférieure à la valeur de la force d'attraction gravitationnelle.

L'ordre de grandeur du rapport $\frac{f_{ie}}{f_G}$ est de 3×10^{-3} .

C'est la raison pour laquelle on confond très souvent le poids avec la force d'attraction gravitationnelle.

Bibliographie

Ouvrages

- *Astronomie*, Guide de l'amateur, Gründ.
- *Atlas de l'astronomie*, Encyclopédia Universalis.
- A. BRAHIC, *Enfant du Soleil, histoire de nos origines*, Odile Jacob, 1999.
- Ph. de LA COTARDIÈRE, *Astronomie*, Larousse.
- C. Flammarion, *Astronomie populaire*.
- *La nouvelle astronomie*, Hachette.
- *La Terre et l'Univers*, Collection synapses, Hachette.
- L. GOUGUENHEIM, *Méthodes de l'astrophysique*, CNRS/Hachette.
- E. LINDEMANN, *Mécanique*, DeBœck Université 1999.
- M. SÉGUIN, B. VILLENEUVE, *Astronomie, astrophysique*, Masson.
- M. SONNEVILLE et D. FAUQUE, *La gravitation*, CNDP 1997.
- J.-M. VIGOUREUX, *Les pommes de Newton*, Diderot Éditeur.
- T. XUAN THUAN, *Le chaos et l'harmonie, la fabrication du réel*, Arthème, Fayard, 1988.
- C. ZANANIRI et C. WAJSBROT, *L'attraction*, EDP Sciences 2002.

Revue

- *Ciel et espace*, « Comment a-t-on pesé le Soleil et les planètes? », n° 239, septembre 1989.

Sites Internet

- Cité de l'espace à Toulouse :
<http://www.cite-espace.com>
- Information sur le système de guidage GPS :
<http://www.naviclub.com/10.htm>
- NEWTON : <http://www.newton.org.uk/>

Mesurer une durée

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

II. L'Univers en mouvements et le temps

Objectifs

L'Homme a toujours cherché à se repérer dans le temps. Les phénomènes astronomiques lui ont permis un premier repérage. Puis l'élaboration de dispositifs ingénieux et performants lui a permis d'accéder à des mesures de durées de plus en plus précises.

Contenus

2. Le temps

Utilisation d'un phénomène périodique.

2.1. Phénomènes astronomiques

L'alternance des jours et des nuits, des phases de la Lune, des saisons permet de régler le rythme de la vie (jour, heure, mois et année).

2.2. Dispositifs construits par l'homme

Connaissances et savoir-faire exigibles

- Passer des années aux mois, aux jours, aux heures, aux secondes et réciproquement.
- Connaître les définitions de la période et de la fréquence d'un phénomène périodique.
- Savoir calculer la fréquence d'un phénomène à partir de sa période et réciproquement, et exprimer ces calculs avec les unités convenables.
- Nommer et reconnaître quelques dispositifs mécaniques ou électriques permettant la mesure d'une durée : cadran solaire, clepsydre, horloge à balancier...
- Mesurer une durée :
 - mettre en œuvre une technique de mesure utilisée en TP ;
 - garder un nombre de chiffres significatifs en adéquation avec la précision de la mesure ;
 - exprimer le résultat avec une unité adaptée.

Exemples d'activités

Sur quel principe repose la construction d'un calendrier ?

Comment peut-on mesurer une durée ?

- Construction et étude d'un pendule simple.
- Utilisation d'un oscilloscope ou d'un ordinateur interfacé pour la mesure d'une durée*.
- Étude d'une clepsydre.
- Production et/ou étude d'un signal d'horloge.

Comment une horloge fonctionne-t-elle ?

- Étude du signal quartz d'un réveil*.
- Étude d'une horloge avec dispositif à échappement.
- Étude de documents textuels et multimédias sur l'histoire de la mesure du temps : cadran solaire, gnomon, clepsydre, sablier...

Commentaires

On insiste sur le fait que la détermination d'un étalon de durée nécessite la recherche d'un phénomène périodique. L'enseignant peut s'appuyer sur des travaux de recherches documentaires effectués avec les élèves. Aborder les difficultés rencontrées par les hommes au cours de l'Histoire pour inventer des dispositifs de mesure du temps peut illustrer l'aventure humaine que constitue l'élaboration des sciences et des techniques.

Concernant les exemples d'horloges, on se limite à des descriptions sommaires et variées d'horloges mécaniques, électriques ou à quartz en montrant à chaque fois la présence d'un oscillateur sans toutefois entrer dans le détail de fonctionnement de ce dernier.

Peu de nouvelles notions sont introduites dans cette partie. Il est souhaitable de réinvestir les notions étudiées dans les parties précédentes faisant intervenir temps, distances, mouvements et forces.

Matériel

Rechercher et expérimenter

I. Des phénomènes astronomiques aux cadrans solaires

1. Quelques phénomènes astronomiques périodiques

Des calendriers de la poste.

* Activités pouvant mettre en jeu les technologies de l'information et de la communication.

2. De la périodicité de l'ombre portée d'un bâton à la mesure du temps

- Une feuille de carton épais, de dimension suffisante pour découper un cercle de 30 cm de diamètre.
- Une feuille de papier format A3.
- Une tige de bois assez longue.
- Un rapporteur.

II. Des pendules aux horloges mécaniques

1. Le pendule étudié par GALILÉE

- Une potence.
- Un fil.
- Une boîte de masses marquées.
- Un chronomètre.
- Un rapporteur.

2. Du pendule à l'horloge de HUYGENS

- Une potence.
- Un fil.
- Une masse marquée.
- Un chronomètre.
- Une règle graduée.
- Un rapporteur.

III. Les horloges modernes : électronique et quartz

1. Construire une horloge électronique

- Une platine avec portes logiques.
- Une alimentation 0-5 V.
- Un condensateur de capacité $C = 10 \mu\text{F}$.
- Un conducteur ohmique de résistance réglable entre 1 k Ω et 100 k Ω .
- Une diode électroluminescente.
- Des fils de connexion.
- Un oscilloscope.

2. Étudier un réveil à quartz

- Un boîtier de réveil à quartz.
- Un oscilloscope.
- Des fils de connexion.
- Un générateur de tension stabilisée réglable (pour remplacer la pile).
- Un ampèremètre.
- Un conducteur ohmique de résistance 100 Ω .
- Une diode électroluminescente.

Déroulement du chapitre

➤ Objectifs

- Connaître les définitions de la période et de la fréquence et savoir les déterminer.
- Savoir reconnaître un phénomène périodique et déterminer sa période.
- Nommer et reconnaître quelques dispositifs permettant la mesure d'une durée.
- Utiliser un oscilloscope pour mesurer une durée.

➤ Prérequis

- Notion de référentiel.
- Relativité du mouvement.
- Notions de période et fréquence.
- Unités de durée.

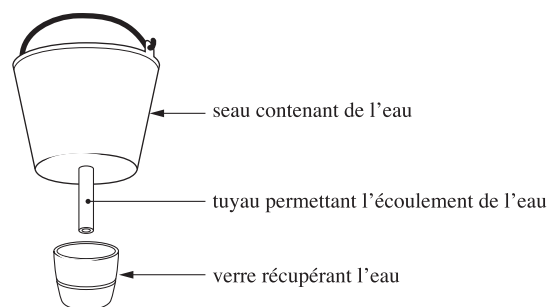
Activités préparatoires

A. Une balance comme horloge !

Cette activité montre l'ingéniosité de GALILÉE lorsqu'il a été confronté au problème de la mesure de durées et introduit un des premiers instruments utilisé par l'Homme : la clepsydre.

Réponses aux questions

1. Le dispositif de mesure peut être ainsi schématisé. Les quantités d'eau recueillies dans le verre étaient ensuite pesées.



2. On peut utiliser une bouteille transparente. On perce un petit orifice au fond de la bouteille.

3. La clepsydre.

B. L'heure en Europe

Cette activité montre comment les horaires, indispensables dans les moyens de transport, ont entraîné la nécessité d'avoir une heure commune dans un pays déterminé. Elle introduit les différents instruments de mesure du temps et permet une première sensibilisation à la précision de la mesure du temps.

Réponses aux questions

1. Horloges des clochers, cadrans solaires, pendules, horloges atomiques.

2. Pour avoir des horaires précis dans le transport ferroviaire et pour faciliter les correspondances.

3. Elles sont très précises.

Cours

Ce chapitre n'a pas la même structure que les autres. En effet, toutes les connaissances ont déjà été introduites au Collège : notions de durée, de période, de fréquence... Il s'agit donc ici de revoir ces notions fondamentales, en les insérant dans une progression qui soit logique pour l'élève.

On vient d'étudier au chapitre précédent les mouvements des astres et des planètes qui constituent l'Univers. Or ce sont justement les mouvements de la Terre sur elle-même (jour) ou de la Lune autour de la Terre (mois) ou de la Terre autour du Soleil (année) qui permettent depuis toujours à l'Homme de se repérer dans le temps. Par la suite, l'Homme a construit des dispositifs de plus

en plus perfectionnés : l'évolution de la technologie apparaît depuis la clepsydre jusqu'à la montre à quartz. Il n'y a pas de cours au sens classique du terme. Afin d'éviter de feuilleter un catalogue fastidieux présentant tous ces dispositifs, le cours est présenté (pages 124 et 125) sous forme de frise chronologique illustrant clairement cette évolution. Ces pages peuvent être consultées au fur et à mesure, lors de la réalisation des diverses activités de la rubrique *Rechercher et expérimenter*.

Rechercher et expérimenter

Dans cette rubrique, nous avons choisi de privilégier certains dispositifs et de les présenter à travers trois activités (6 pages) exploitant trois types de phénomènes périodiques :

- astronomiques ;
- mécaniques ;
- électroniques.

Les activités proposées doivent permettre à l'enseignant de réactiver les notions déjà vues au Collège, qui forment le contenu de ce chapitre, tout en rendant l'élève actif.

Elles s'appuient sur l'exploitation de documents historiques, la réalisation de travaux pratiques,... et il n'est bien sûr pas indispensable de les faire toutes. L'enseignant pourra choisir celles qui lui semblent les mieux adaptées à ses élèves, au matériel dont il dispose, et à ses goûts.

Certaines de ces activités peuvent être traitées en liaison avec des parties thématiques : *activité I* et *thème 1* « Le Soleil », *activité II* et *thème 3* « L'histoire des sciences et l'évolution des idées scientifiques ».

D'autres activités peuvent être l'occasion de faire réaliser de petits exposés en classe.

I. Des phénomènes astronomiques aux cadrans solaires

1. Quelques phénomènes astronomiques périodiques

Réponses aux questions

- I. 1. L'alternance du jour et de la nuit est périodique. La période est de 24 heures.
2. La rotation de la Terre autour de l'axe des pôles.
3. Non, le Soleil ne se lève pas ou ne se couche pas à la même heure selon les saisons.
- II. 1. Les solstices ont lieu le 21 juin (été) et le 21 décembre (hiver) : les équinoxes ont lieu le 20 mars (printemps) et le 22 septembre (automne).
2. Chacun des solstices ou chacune des équinoxes a une périodicité de 12 mois correspondant à une révolution de la Terre autour du Soleil.
3. L'existence des saisons s'explique par l'inclinaison de l'axe de la Terre par rapport à la normale au plan de l'écliptique et par la révolution de la Terre autour du Soleil.
- III. 1. Une lunaison est l'intervalle de temps entre deux nouvelles lunes consécutives. Durées des lunaisons entre janvier et juin : 30 j 12 h 13 min ; 30 j 12 h 23 min

(attention, 2004 est une année bissextile) ;
 30 j 15 h 40 min ; 30 j 13 h 31 min ; 30 j 15 h 35 min.
 2. La révolution de la Lune autour de la Terre est responsable de la lunaison.
 3. Oui, ce phénomène est pratiquement périodique.
Ressource complémentaire : l'adresse ci-dessous propose une documentation très riche sur les calendriers.
<http://jf-noblet.chez.tiscali.fr/>

2. De la périodicité de l'ombre portée d'un bâton à la mesure du temps

Dans cette activité expérimentale, on fait d'abord réaliser par les élèves un système extrêmement simple : un bâton planté dans le sol. Un système plus sophistiqué est ensuite élaboré.

Le problème est d'expliquer pourquoi le premier dispositif, si simple, n'est pas une « bonne horloge ».

Ce dispositif peut en effet convenir pour se repérer dans le temps, mais pas sur une longue durée : les indications varient au cours de l'année. Pour que les élèves soient conscients de ce phénomène, il faut le leur montrer !

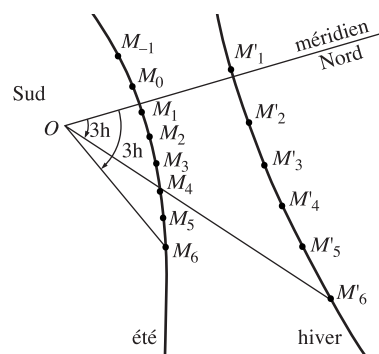
L'approche est simple, mais elle nécessite du temps : on plante un bâton perpendiculairement au sol et on relève les extrémités de l'ombre du bâton à différentes heures de la journée. On obtient ainsi un arc diurne correspondant à une certaine époque de l'année. L'idée est de réaliser les mêmes mesures, avec le même bâton, posé au même endroit, à des moments différents de l'année (une mesure en septembre, une en novembre, une en décembre devraient suffire). On obtient alors trois arcs diurnes.

Ci-contre, deux arcs diurnes réalisés avec un gnomon : l'un en été, l'autre en hiver.

La discussion peut alors s'engager sur ces arcs, et amener les résultats suivants par la comparaison des arcs diurnes : les ombres les plus courtes ont la même direction, elles sont dans le plan méridien. On peut alors discuter sur la façon de construire un cadran qui indique « la bonne heure » toute l'année.

Il reste néanmoins difficile pour la majorité des élèves de Seconde de comprendre pourquoi la tige doit être inclinée d'un angle égal à la latitude du lieu. On peut réaliser une maquette pour aider à la compréhension : une boule de polystyrène modélise la Terre, le Soleil est remplacé par un spot lointain, et on peut planter des tiges d'orientation différentes en un point supposé être en France. On fait alors tourner la Terre sur elle-même d'heure en heure pour observer les ombres.

Cette activité prend donc tout son sens si elle se déroule sur une partie de l'année. Elle peut parfaitement faire l'objet d'une partie thématique, en liaison avec des recherches et des visites de cadrans solaires que possèdent de nombreuses villes de France.



De précieux renseignements sont donnés dans *L'observation des astres, le repérage dans l'espace et le temps*, fascicule pour la formation des maîtres (voir *Bibliographie*).

Réponses aux questions

1. L'ombre du gnomon ne parcourt pas des angles égaux pendant des durées égales contrairement à l'ombre du style qui parcourt 15 degrés par heure.
2. Les ombres se déplacent, car la Terre tourne sur elle-même.
3. Les angles sont égaux à 15 degrés, ce qui correspond à $360/24$, c'est-à-dire à l'angle de rotation de la Terre sur elle-même en une heure.
4. Le cadran solaire est plus facile à graduer et les écarts restent les mêmes tout au long de l'année.
5. Non, car l'heure légale ne correspond pas à l'heure solaire.

► Utilisation du cédérom

Le **cédérom** propose deux **vidéos** et une **animation** :
– la première vidéo est extraite du film « Tous sur orbite » écrit et réalisé par Nicolas GESNER : « semaine 9 de l'hiver » ;

– la seconde de l'Office national du film du Canada « Les miroirs du temps » exploite les phénomènes astronomiques ;

– l'animation traite des ombres portées du Soleil.

1. Vidéo extraite du film « Tous sur orbite »

► Objectif de la vidéo

Expliquer l'évolution du calendrier.

► Prérequis

Connaître le mouvement de révolution de la Terre autour du Soleil.

► Contenu de la vidéo

- Le calendrier julien ou le quart de jour qui manque à la Terre.
- Du calendrier julien au calendrier grégorien : un calendrier « bon » pour des millénaires.
- Le jour bissextile.
- Pourquoi la date de Pâques n'est-elle pas fixe dans le calendrier ? Le calendrier solaire lunaire.

2. Vidéo extraite du film « Les miroirs du temps »

► Objectif de la vidéo

Montrer comment, à partir de phénomènes astronomiques, les hommes ont séquencé le temps.

► Contenu de la vidéo

Sous forme d'un dessin animé, cette vidéo présente :

- les phénomènes astronomiques périodiques à l'origine du découpage du temps : la rotation de la Terre sur elle-même, la révolution autour du Soleil, les phases de la Lune ;
- l'élaboration du calendrier babylonien basé sur une durée de 30 jours entre deux phases identiques de la Lune ;
- l'élaboration du calendrier égyptien par les agri-

culteurs basé sur la durée des saisons et la fertilité du Nil ;

– l'année calculée de 365 jours à partir de la révolution de la Terre autour du Soleil.

3. Animation « Soleil et ombres portées »

► Objectif de l'animation

- Observer l'évolution de l'ombre d'un objet au cours de la journée.
- Comparer les trajectoires de la pointe de l'ombre suivant la saison.

► Contenu de l'animation

- Pour un observateur terrestre, chaque jour, le Soleil se lève vers l'est, puis s'élève dans le ciel. À midi solaire, il culmine sur sa trajectoire et se trouve alors dans le plan méridien local. Il descend ensuite vers l'ouest où il disparaît.

- La trajectoire de la pointe d'un arbre résulte de ce mouvement apparent. Le principe de propagation rectiligne de la lumière permet en effet de montrer que cette trajectoire est un arc de cercle, l'ombre étant la plus courte à midi solaire.

Le trajet de l'ombre dépend par conséquent de l'heure de la journée, mais aussi de la saison.

II. Des pendules aux horloges mécaniques

1. Le pendule étudié par GALILÉE

Cette activité met en œuvre deux approches, une approche historique et une approche expérimentale.

La première partie présente un écrit de GALILÉE relatant une expérience réalisée avec le pendule. À partir de la lecture de ce texte historique, l'élève doit proposer un schéma de l'expérience et traduire en langage actuel les propos de GALILÉE.

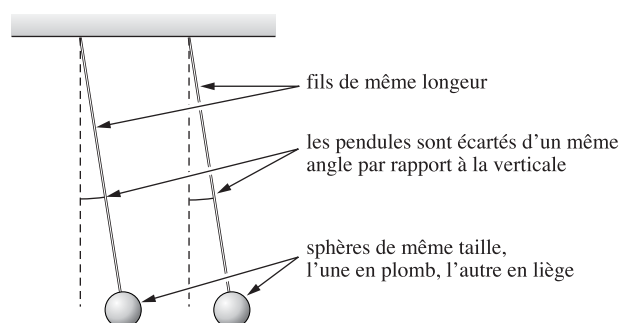
La deuxième partie permet à l'élève de réaliser l'expérience décrite dans le texte, afin de valider les résultats obtenus par GALILÉE.

Partir d'un texte historique pour aboutir à une activité expérimentale est non seulement motivant pour les élèves, mais aussi très formateur. Le texte permet à l'élève de s'approprier l'expérience, de bien comprendre pourquoi il fait telle ou telle manipulation.

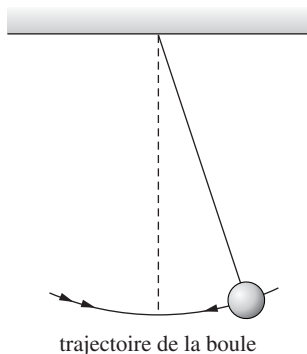
1.1. L'expérience de GALILÉE

Réponses aux questions

1.



2. La périodicité est évoquée par les mots « les mêmes allées et venues ».
3. L'expression « sphères égales » signifie sphères de même rayon. Elles ne sont pas égales, car elles sont faites dans des matériaux différents. Actuellement, on dirait « sphères de même rayon mais de masses différentes ».



4. La période d'un pendule est indépendante de la masse.

1.2 Validation expérimentale des résultats de GALILÉE

Réponses aux questions

5. Le mouvement est périodique car la durée d'une oscillation est toujours la même.
6. Périodes mesurées pour différentes masses.
7. Les résultats sont conformes, car la période ne dépend pas de la masse.

2. Du pendule à l'horloge de HUYGENS

Cette activité est construite de la même façon que la précédente (approche historique et confrontation avec l'expérience) et la complète. Elle débouche sur le principe de fonctionnement d'une horloge moderne à balancier ainsi que sur son réglage.

2.1. Un pendule qui « bat » la seconde

Réponses aux questions

1. Les longueurs des pendules sont proportionnelles au carré des périodes : $\ell/T^2 = \text{cte}$ ou $\ell_1/\ell_2 = T_1^2/T_2^2$.
2. $\ell = 3 \times 33,14 = 99,42 \text{ cm} = 0,9942 \text{ m}$ pour $T = 2 \text{ s}$.
 $T^2/\ell = 4/0,9942 = 4,02 \text{ s}^2 \cdot \text{m}^{-1}$.
3. Si $\ell = 9 \text{ pouces} = 33,14 \times 9 / 12 = 24,86 \text{ cm}$, alors
 $T^2 = 4,02 \times 0,2486 = 0,9994 \text{ s}^2$.
D'où $T = 0,999 \text{ s} = 1,0 \text{ s}$. L'affirmation est vérifiée.

2.2 Validation expérimentale des résultats d'HUYGENS

Réponses aux questions

4. Le graphique représentant $T^2(\ell)$ est une droite passant par l'origine. Il y a donc proportionnalité entre T^2 et ℓ . Les résultats expérimentaux sont conformes à la règle énoncée par HUYGENS.
5. La lecture graphique donne une valeur de ℓ voisine de 25 cm. C'est la même longueur que celle donnée par HUYGENS.

2.3. Le réglage des horloges mécaniques

Réponse à la question

6. À chaque oscillation du balancier, l'aiguille avance d'un cran, ce qui devrait correspondre à une seconde. Si la pendule retarde, cela signifie que la durée d'une oscillation est plus grande qu'une seconde. Il faut donc diminuer la période, c'est-à-dire diminuer la longueur du pendule : il faut donc remonter le disque métallique sur la tige verticale.

III. Les horloges modernes : électronique et quartz

Ces dernières activités présentent des dispositifs modernes de repérage du temps : horloges électro-

niques et à quartz. Les expériences mettent en œuvre l'oscilloscope. Les savoir-faire expérimentaux liés à l'utilisation de cet appareil peuvent être ainsi réactivés, car l'oscilloscope a déjà été utilisé au Collège.

L'oscilloscope servira dans le chapitre suivant à mesurer des durées et à en déduire des distances connaissant la vitesse de propagation du son (principe du sonar).

1. Construire une horloge électronique

Ce montage utilise un multivibrateur astable réalisé à partir de deux portes logiques. L'expression de la période du signal périodique ainsi réalisé est $T = 2 R \cdot C \cdot \ln 3$. Elle est donc du même ordre de grandeur que le produit RC . Les valeurs proposées sont $C = 10 \mu\text{F}$ pour la capacité du condensateur et une résistance réglable de 1 à 100 k Ω pour le conducteur ohmique. La période des signaux peut donc varier de 0,02 s à 2 s. Certains signaux nécessitent donc une visualisation à l'oscilloscope, d'autres pourront être directement suivis à l'œil nu grâce à l'éclairement de la DEL. La période pourra éventuellement être déterminée à l'aide d'un chronomètre.

Réponses aux questions

1. Dans cette partie, la résistance doit être suffisamment élevée pour que l'on puisse observer le clignotement de la DEL. Si l'éclairement apparaît continu, on pourra faire augmenter la valeur de la résistance. Ceci permettra d'introduire la notion de persistance des impressions lumineuses sur la rétine.
2. Ce montage est une horloge électronique, car il délivre une tension périodique.
3. La fréquence de l'horloge diminue lorsque la résistance augmente. Si l'on dispose de condensateurs de capacité réglable, on pourra aussi montrer l'influence de la valeur de la capacité.

2. Étudier un réveil à quartz

Cette activité permet de montrer simplement que le quartz oscille à une fréquence voisine de 2^{15} Hz . Un montage électronique est nécessaire pour « diviser » la fréquence et obtenir des impulsions électriques de fréquence égale à 1 Hz, c'est-à-dire de période égale à 1 seconde.

Réponses aux questions

1. $T = 30 \mu\text{s}$.
2. $f = 1/T = 33 \text{ kHz}$, de l'ordre de 2^{15} Hz .
3. $T = 1 \text{ s}$.
4. a. Pour visualiser à l'oscilloscope l'intensité du courant qui passe dans la pile, il faut mesurer la tension aux bornes d'un conducteur ohmique parcourue par ce courant. Cette tension, au coefficient R près, donne la variation de l'intensité du courant.
4. b. On observe des impulsions électriques périodiques de période 1 s :



5. On passe d'une fréquence excitatrice de 2^{15} Hz à une fréquence finale de 1 Hz. C'est l'intérêt du diviseur de fréquence. Cela permet d'avoir des signaux de période 1 s ; valeur aisée pour agir sur les affichages de l'heure.

► Utilisation du cédérom

Le cédérom présente la vidéo de la série « En quête du temps et de l'espace ».

► Objectif de la vidéo

Présenter les instruments de mesure du temps.

► Contenu de la vidéo

Cette vidéo montre comment l'homme est parvenu à mesurer le temps en inventant des cadrans solaires, des clepsydres, des sabliers ou des horloges.

Les marqueurs du temps de la nature permettent aussi de dater des événements passés.

La vidéo fait alterner les descriptions des instruments et les illustrations des techniques de mesure du temps et de datation, soulignant ainsi, l'évolution scientifique de plus de 4 000 ans en ce domaine.

Principaux thèmes :

- l'heure officielle aujourd'hui ;
- le temps des astres : les cadrans solaires ;
- l'écoulement du temps : les clepsydres, les horloges à feu, les horloges mécaniques.

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

a. Les dates sont :

- le 22 mars 2004 ; l'origine correspond dans notre calendrier à la naissance de J.-C. ;
- 9 h 32 et 12 h 20 ; l'origine est 0 h 00 (le commencement du jour).

On peut déterminer la durée du voyage : 2 h 48 min.

b. La période du mouvement de rotation de la Terre sur elle-même est de 24 h.

c. $T = 20$ ms.

d. $86\,400 \text{ s} = 24 \text{ h} = 1 \text{ j}$: il s'agit de la période de révolution de la Terre sur elle-même.

e. Montre à quartz, sablier, horloge mécanique, cadran solaire.

Exercices

1. 1. Phénomènes astronomiques :

- la régularité inexorable du Soleil à travers le ciel durant la journée : ce mouvement apparent du Soleil correspond au mouvement de rotation de la Terre sur elle-même dont la période est de 24 h ;
- la Lune qui change d'apparence à intervalles de temps réguliers pendant les mois : il s'agit des lunaisons, correspondant au mouvement de rotation de la Lune autour de la Terre dont la période est d'environ 29 j ;
- les saisons qui se succèdent immuablement d'années en années : les saisons sont dues à la rotation de la Terre autour du Soleil et chaque saison a une période de 1 an ;
- le Soleil qui revient illuminer le jour après les ténèbres

de la nuit : mouvement de rotation de la Terre sur elle-même dont la période est de 24 h.

2. La périodicité est évoquée dans le texte par les termes suivants : régularité, constance, régularité inexorable, à intervalles de temps réguliers, se succèdent immuablement, ponctualité céleste.

Autres mots ou expressions possibles : succession régulière, répétition, va et vient, réitération...

2. 1. TOUTANKHAMON vivait il y a environ 3 000 ans.

2. C. LINNÉ était un écrivain et naturaliste suédois, fondateur de la biologie moderne ; il a créé son horloge florale vers 1760.

3. Cette horloge est réalisable sous nos latitudes tempérées et plutôt l'été (il n'est d'ailleurs pas certain que ces fleurs éclosent toutes exactement le même jour !)

4. Un anneau correspond à un an.

5. Exemples d'horloges du vivant : l'horloge biologique féminine, les battements du cœur, les anneaux qui se forment dans les écailles de la truite ou du saumon.

3. 1. Les durées nécessaires pour que l'eau s'écoule de 2 cm sont : 23 s, 24 s, 26 s, 28 s, 30 s, 33 s, 38 s, 45 s, 73 s.

Les durées sont de plus en plus grandes. Le débit de l'eau diminue lorsque le niveau de l'eau baisse dans la bouteille.

2. Il faudrait repérer la position du niveau de l'eau dans la bouteille toutes les 30 secondes. Sur le graphique représentant le temps t en fonction du niveau x de l'eau, on obtient le niveau de l'eau toutes les 30 secondes.

t (s)	30	60	90	120	150	180	210	240	270	300
x	17	15	13,8	10,7	8,7	7,2	5,7	4,2	3,3	2,5

3. Lorsque le niveau de l'eau diminue, la quantité d'eau (volume) qui doit s'écouler est de plus en plus faible, ainsi on peut grâce à cette forme obtenir un niveau qui varie proportionnellement au temps.

4. 1. La clepsydre élémentaire.

2. Le niveau de l'eau dans le réservoir intermédiaire restant constant, le débit de ce réservoir est donc lui aussi constant.

3. Le flotteur monte d'une hauteur proportionnelle au temps, entraînant avec lui la roue dentée reliée à l'aiguille.

5. 1. a. Non, la période n'est pas proportionnelle à la longueur, car si la longueur double, la période ne double pas.

b. La période est la même car la période ne dépend pas de la masse.

2. a. Le tracé du graphique représentant $T(\ell)$ montre que l'on n'obtient pas une droite.

b. Cela confirme la non-proportionnalité entre la période et la longueur du pendule.

3. On repère la valeur $T = 2$ s sur l'axe des ordonnées, et on cherche à quelle longueur correspond cette période. On trouve une longueur de 1 m.

4. Si l'horloge retarde, cela signifie que sa demi-période est plus grande que 1 seconde. Il faut diminuer sa période, donc diminuer sa longueur.

6. 1. L'indication « $T(s)$ » signifie : période en seconde et l'indication « $\ell(m)$ » signifie longueur en mètre.

2. Ils ont fait varier la longueur du pendule et ont mesuré la durée de plusieurs périodes afin d'augmenter la précision. Ils ont ensuite divisé cette valeur par le nombre de périodes.

3. On peut prendre un fil de longueur 0,25 m, par exemple. La période est alors de 1 s. Au bout de 30 oscillations du pendule, il se sera écoulé une durée égale à 30 s.

7. 1. La période correspond à la durée d'un aller-retour du pendule.

2. a. Influence de α : expériences 1 et 5;

b. influence de L : expériences 2 et 4;

c. influence de m : expériences 3 et 5.

3. T ne dépend que de L . On aurait donc la même période pour les expériences 1, 3 et 5.

8. 1. L'essai n° 8 ne donne pas une valeur proche des autres. Il semblerait que les élèves aient mesuré 11 et non 10 oscillations.

2. On fait la moyenne de l'ensemble des valeurs après avoir enlevé la valeur de l'essai 8 (non concordante). Cette valeur moyenne obtenue est plus précise.

$$3. T = \frac{1}{n} \cdot \frac{(\tau_1 + \tau_2 + \tau_3 + \tau_4 + \tau_5 + \tau_6 + \tau_7 + \tau_9 + \tau_{10})}{9}$$

avec $n = 10$ oscillations.

$$T = 1,41777... = 1,42 \text{ s.}$$

9. 1. La Terre fait un tour complet sur elle-même en 24 h. Chaque fuseau correspond donc à 1 h.

2. L'angle en longitude est : $360^\circ/24 = 15^\circ$.

3. La Terre tourne d'ouest en est, le mouvement apparent du Soleil a donc lieu de l'est vers l'ouest. Le Soleil passe au méridien à Moscou, par exemple, avant de passer au méridien de Greenwich : l'horloge à Greenwich est donc en retard sur celle de Moscou; on peut dire aussi que l'horloge de Moscou est en avance par rapport à celle de Greenwich. Par conséquent, il faut avancer sa montre lorsqu'on se dirige vers l'est.

4. Moscou : décalage horaire de 3 h; l'heure légale est 9 heures .

New York : décalage horaire de $24 - 19 = 5$ h; l'heure légale est 1 heure (du matin).

Ressource complémentaire : le site de « Je Sais Tout... la Science » :

<http://www.yfolire.net/sais/definition.php?code=tempsuni>

10. Ce ne sont pas les mêmes périodes : la première est plus grande que la seconde : $T_1/T_2 = 5/2 = 2,5$. Donc f_1 est inférieure à f_2 .

11. 1. La période correspond à deux divisions, soit $0,5 \times 2 = 1$ ms.

2. La fréquence est de 1 000 Hz.

Activité complémentaire

Étude d'une clepsydre

Les exercices 3 et 4 peuvent servir de point de départ à une activité expérimentale. L'expérience de GALILÉE évoquée dans l'activité préparatoire A peut ensuite être traitée en prolongement.

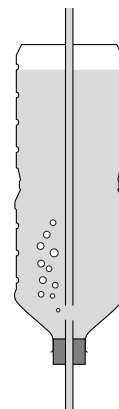
1. Matériel

- Une bouteille en plastique dont le fond est percé. Le goulot est muni d'un bouchon de chimie traversé par un tube de verre.
- Une éprouvette graduée de 50 mL.

2. Conseils

Le fond percé de la bouteille peut être muni d'un bouchon qui permettra de commander le démarrage de la clepsydre. L'écoulement doit être régulier. Deux méthodes permettent d'avoir un écoulement régulier :

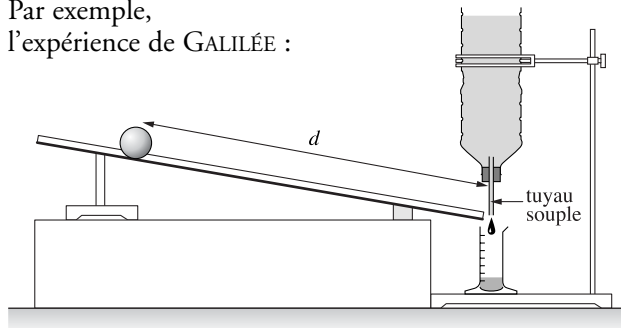
- faire en sorte que la variation de volume dans la bouteille reste faible;
- adopter le montage ci-contre qui permet de maintenir le débit constant à la sortie de l'eau.



3. Prolongement possible

Utiliser la clepsydre ainsi fabriquée pour mesurer des durées.

Par exemple, l'expérience de GALILÉE :



Une boule de billard est abandonnée sur un rail incliné d'une dizaine de degrés. On mesure la durée du parcours à l'aide d'une clepsydre dont le débit a été adapté à l'expérience. On déclenche la clepsydre au départ de la boule et cette dernière arrête la mesure en heurtant le tuyau simple. On a obtenu les résultats suivants pour une dizaine d'essais.

Remarque : nous aurions également pu mesurer la masse d'eau recueillie (réinvestissement de la masse volumique).

Distance d (m)	0,50	0,70	0,90	1,10	1,30	1,50	1,70
Volume d'eau (mL)	20	24	26	29	33	35	37

À l'issue de ces travaux, GALILÉE écrivait :

« Dans ces expériences, répétées une centaine de fois, nous trouvons toujours que les distances parcourues sont proportionnelles aux carrés des intervalles de temps... ».

- À partir des résultats, montrer que la conclusion de GALILÉE est confirmée.
- Pourquoi faut-il effectuer chaque expérience plusieurs fois?

Exercices complémentaires

Énoncés

1. Une recherche documentaire sur la mesure du temps

Un certain nombre des questions posées nécessite l'utilisation d'un dictionnaire, d'une encyclopédie ou bien d'un calendrier.

1. À quelle date sont apparues les premières montres à quartz?
2. Avant l'existence des horloges mécaniques quel était « l'instrument » qui permettait de mesurer des durées même la nuit?
3. Dans une montre mécanique quel est le système qui permet de donner l'énergie de rotation de la roue dentée liée aux aiguilles? Ces montres nécessitent d'être régulièrement remontées, d'où peut venir l'expression « remonter » sa montre?
4. Dans les montres à quartz et à affichage numérique il n'y a pas de roue dentée, à quoi sert le quartz? à quoi sert la pile?
5. Les grecs de l'antiquité utilisaient beaucoup cet instrument pour limiter la durée des plaidoiries dans les procès, de quoi s'agit-il?
6. Avant l'apparition des premières horloges mécaniques, par quels moyens les navigateurs pouvaient-ils décompter le temps?
7. Pour quelle raison a-t-on peu de chance de voir midi s'afficher à notre montre, à Lille, quand on lit midi sur un cadran solaire?
8. Quelle est la cause du phénomène des saisons? Les quatre saisons ont-elles exactement la même durée?
9. Quelle est la durée moyenne d'une lunaison?

2. Les maîtres du temps

Voici un document exposé au Musée des Civilisations de Québec au Canada, dans le cadre d'une exposition sur le Moyen Âge.

Jusqu'aux années 1100, une journée compte huit heures. L'église a ainsi divisé l'horaire journalier selon les huit prières récitées par les moines : laudes, prime, tierce, sexte, none, vêpres, complies et vigiles. Au VII^e siècle, l'évolution des techniques de fonte sonne l'arrivée, dans les monastères, les églises et les cathédrales, d'un instrument fort pratique qui permet de rythmer la journée au bénéfice des fidèles des environs : la cloche, qui résonne à chacune des huit prières du jour.

Au XII^e siècle, d'autres acteurs cherchent à « découper » le temps à leur convenance. Les marchands et les savants tentent de graduer les heures de la journée en parties égales. Leurs efforts aboutissent, au XIII^e siècle, à la création d'un appareil qui bouleversa, et pour longtemps la perception du temps, l'organisation du travail, voire la conception du monde en Occident ; il s'agit de l'horloge mécanique, dont

le cadran gradué a été conçu pour égrener deux cycles de 12 heures. À partir de ce moment, une concurrence féroce s'engage. Qui deviendra maître du temps? les hommes de l'église et leurs 8 heures monastiques ou les tenants de la journée de 24 heures?

A. Compréhension du texte

1. Jusqu'au XII^e siècle :
 - qui était « maître du temps »?
 - combien d'heures comportait une journée? Ces heures avaient-elles des durées égales?
2. La cloche a-t-elle été un progrès dans la mesure du temps?
3. Quel instrument a révolutionné la mesure du temps? Pourquoi?

B. Questions scientifiques

1. Quels instruments, connus au XII^e siècle, permettaient de mesurer des durées?
2. Quel savant a étudié les horloges mécaniques et amélioré leur précision?
3. Définir la période d'un pendule simple.
4. Citer un paramètre qui a une influence sur la période d'un pendule simple.

Corrigés

1. 1. 1927.
2. La chandelle.
3. Cela provient des horloges à balancier dont on remontait (au sens propre) le poids.
4. Le quartz vibre et ses oscillations sont périodiques. La pile fournit l'énergie nécessaire pour que le quartz vibre.
5. La clepsydre.
6. Le sablier.
7. À cause du décalage horaire entre l'heure légale et l'heure donnée par le Soleil.
8. L'inclinaison de l'axe de rotation de la Terre sur le plan de l'écliptique. Les saisons n'ont pas exactement la même durée.
9. 29,5 jours.

2. A. 1. Jusqu'au XII^e siècle l'Église était maître du temps et une journée comportait 8 heures de durées inégales.

2. La cloche n'a pas apporté de progrès dans la mesure du temps : elle informait les paroissiens du début des prières.

3. L'horloge mécanique a révolutionné la mesure du temps. Possédant un cadran gradué en 12 heures, elle égrene des durées égales.

B. 1. Le sablier, la clepsydre et le cadran solaire étaient déjà connus.

2. HUYGENS, savant hollandais, a étudié les horloges mécaniques et a amélioré leur précision en leur associant un balancier.

3. La période est la durée d'une oscillation (la durée d'un aller-retour du balancier).

4. La longueur du fil est un paramètre qui influe sur la période.

1. Phénomènes astronomiques

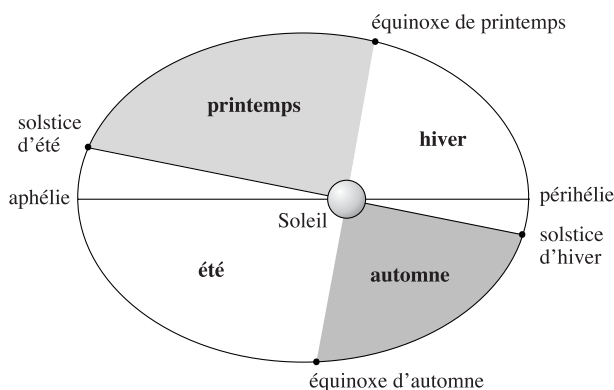
1.1. Les mouvements de la Terre et leurs conséquences

La Terre se déplace autour du Soleil en une année selon une trajectoire elliptique dont le Soleil est l'un des foyers (1^{re} loi de KEPLER).

Ainsi, la distance du centre de la Terre au centre du Soleil varie, au cours de l'année, d'un minimum de 147,1 millions de kilomètres (périhélie) à un maximum de 152,1 millions de kilomètres (aphélie).

Selon la 2^e loi de KEPLER, le rayon vecteur Terre/Soleil balaie en des temps égaux des aires égales. Par conséquent, la vitesse orbitale de la Terre varie au cours de l'année : elle sera d'autant plus grande que la Terre est proche du Soleil et inversement.

Cette loi implique l'inégalité de la durée des saisons, que l'on peut vérifier sur un calendrier : en effet, en hiver (pour l'hémisphère Nord), la Terre étant au plus près du Soleil (on aurait pu penser intuitivement le contraire!), sa vitesse orbitale est maximale; il s'agit donc bien de la saison la plus courte.



Positions remarquables de la Terre dans sa rotation autour du Soleil et durée des saisons.

Outre son mouvement autour du Soleil, la Terre tourne sur elle-même, en un jour, d'ouest en est, autour de l'axe des pôles, qui est incliné de $23^{\circ} 27'$ par rapport à la perpendiculaire au plan de l'écliptique.

Cette inclinaison se maintient constante au cours de l'année (si l'on néglige le phénomène de précession), la Terre reçoit les rayons solaires sous des angles différents : c'est alors que la Terre est au plus près du Soleil, que le rayonnement solaire frappe le plus obliquement le sol (dans l'hémisphère Nord) et que la durée du jour est la plus courte.

L'apport énergétique est alors minimum, nous sommes en hiver.

1.2. Définitions

- *Année sidérale* : durée comprise entre deux passages consécutifs du Soleil par rapport à une même étoile (cela correspond à une révolution complète de la Terre autour du Soleil) : 365 j 6 h 9 min 9 s ou 365,256 361 jours.
- *Année tropique* : durée comprise entre deux passages au point de l'équinoxe de printemps (elle traduit

le retour des saisons) : 365 j 5 h 48 min 46 s ou 365,242 198 jours.

- *Jour sidéral* : durée mise par la Terre pour accomplir un tour sur elle-même en prenant pour référence un point sur la voûte céleste : 23 h 56 min 4,09 s.
- *Jour solaire vrai* : durée comprise entre deux passages consécutifs du Soleil au méridien d'un même lieu : sa durée varie au cours de l'année en raison du caractère elliptique de l'orbite.
- *Jour solaire moyen* : défini par rapport au concept de Soleil moyen, sa durée est de 24 h. Il coïncide avec le jour civil utilisé dans la vie pratique.

1.3. Phases lunaires

Il s'agit de l'aspect le plus connu de la Lune observée depuis notre planète, pourtant l'opinion confond parfois certaines notions comme la croissance et la montée de la Lune.

Le cycle lunaire commence par la nouvelle Lune; elle se trouve alors entre la Terre et le Soleil (conjonction) et nous est invisible la nuit.

Puis l'on voit apparaître un premier croissant qui augmentera jusqu'à la pleine Lune (elle se trouve alors en opposition); ensuite, la portion visible diminue au fil des jours pour redevenir finalement invisible.

La Lune est croissante lorsque la partie visible augmente au fil des jours, donc entre la nouvelle Lune et la pleine Lune.

La Lune sera donc décroissante entre la pleine Lune et la nouvelle Lune lorsque sa partie visible tend à diminuer.

On confond, à tort, Lune croissante et Lune montante : il s'agit, pourtant, de deux phénomènes différents.

La notion de montante (ou descendante) est liée à la progression (ou la diminution) de la hauteur de la Lune sur l'horizon jour après jour.

Ainsi, la Lune est montante lorsque son orbite apparente est plus élevée que la veille : elle nous apparaît donc plus haut dans le ciel de jour en jour.

Inversement, on qualifie la Lune de descendante lorsqu'elle nous apparaît de moins en moins haute au fil des jours.

Ainsi, selon l'endroit où l'on se trouve sur Terre, la Lune peut être à la fois décroissante et montante.

2. Écoulement de l'eau dans une clepsydre

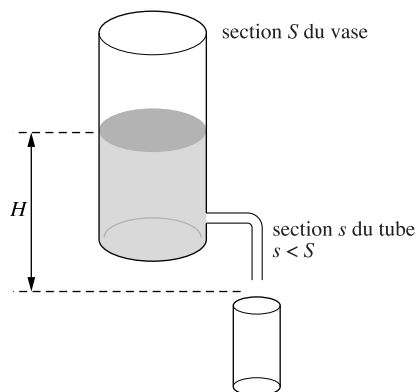
Avec un vase cylindrique, le débit dépend de la différence de hauteur d'eau H .

En admettant que l'eau suit la loi de BERNOULLI et en absence de viscosité, on montre que :

- Le débit volumique est : $Q = s(2gH)^{1/2}$.
- La variation de la hauteur H avec le temps est :

$$\sqrt{H_0} - \sqrt{H} = \frac{\sqrt{2g}}{2} \cdot \frac{s}{S} t,$$

avec la hauteur H_0 à l'instant $t = 0$.



Le volume d'eau recueilli dans le récipient inférieur est donné, dans ce cas, par la formule :

$$V_{\text{recueilli}} = Q_0 \cdot t - \frac{s^2 \cdot g \cdot t^2}{2S},$$

avec $Q_0 = s \cdot (2g \cdot H_0)^{1/2}$.

Pour servir de chronomètre facilement utilisable, il faut que le volume recueilli soit une fonction linéaire du temps. Il faut donc que le second terme de l'expression $V_{\text{recueilli}}$ soit négligeable devant le premier; on y parvient en choisissant $s \ll S$. Dans ce cas, le débit est quasiment constant et égal à Q_0 ; cela signifie que la dénivellation H ne varie quasiment pas.

Dans le cas où l'on n'a pas l'inégalité $s \ll S$, une autre solution peut consister à étalonner le vase cylindrique du dessus. Mais le chronomètre obtenu est moins commode, car il ne sera pas linéaire.

Remarque : Dans la clepsydre, le débit ne dépend pas de la hauteur de l'eau, mais seulement de la longueur ℓ du tube inférieur. Le débit est alors donné par la formule :

$$Q = s \cdot (2g \cdot \ell)^{1/2}.$$

Il est alors constant et le chronomètre est linéaire.

3. Le pendule pesant et l'horloge à échappement

1. La conservation de l'énergie et l'équation pendulaire

Un pendule simple est constitué par un fil inextensible de longueur ℓ et de masse négligeable reliant une masse ponctuelle à un point fixe O .

On se limite au mouvement de ce pendule pesant dans un plan vertical. Sa position est repérée à chaque instant pour l'angle θ que fait le fil avec la verticale descendante.

L'application de la loi de conservation de l'énergie mécanique donne : $E_c + E_p = E$,

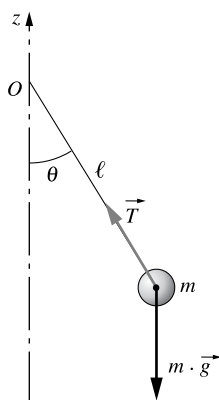
E_c représentant l'énergie cinétique, E_p l'énergie potentielle et E l'énergie mécanique totale.

$$E_c = 1/2 m \cdot \ell^2 \cdot \dot{\theta}^2 \text{ et}$$

$$E_p = m \cdot g \cdot \ell \cdot (1 - \cos \theta),$$

$$\text{d'où : } 1/2 m \cdot \ell^2 \cdot \dot{\theta}^2 + m \cdot g \cdot \ell \cdot (1 - \cos \theta) = E.$$

Le théorème du moment cinétique appliqué en O



conduit à l'équation suivante : $\ddot{\theta} + \omega_0^2 \sin \theta = 0$ avec $\omega_0^2 = g/\ell$.

Cette équation non linéaire n'admet pas de solution qui s'exprime à l'aide des fonctions élémentaires.

Cependant, la relation exprimant la conservation de l'énergie offre une méthode commode pour discuter qualitativement du mouvement. Notons que l'équation est non linéaire à cause du terme en $\sin \theta$.

Le mouvement ne peut avoir lieu que si :

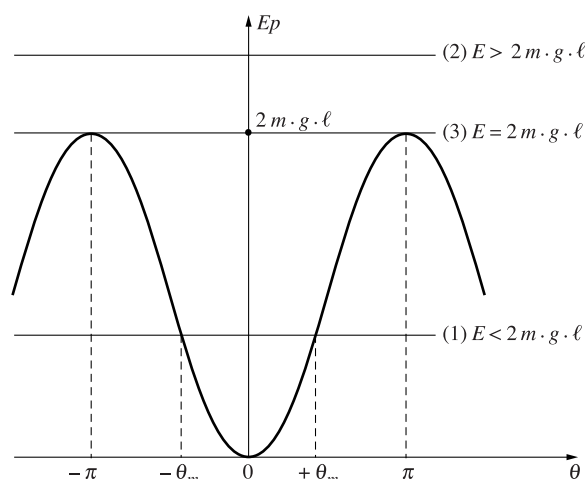
$$\dot{\theta}_0^2 > 0, \text{ donc si } E \geq m \cdot g \cdot \ell \cdot (1 - \cos \theta) = E_p.$$

(voir schéma ci-après.)

Dans le cas où $E < 2 m \cdot g \cdot \ell$, le mouvement ne peut avoir lieu que si $\theta \in [-\theta_m; \theta_m]$. Il s'agit d'un mouvement oscillant d'amplitude θ_m dont la période T peut se calculer à partir de la formule :

$$T = \ell \sqrt{2m} \int_{-\theta_m}^{+\theta_m} \frac{d\theta}{\sqrt{E - m \cdot g \cdot \ell (1 - \cos \theta)}}.$$

Cette intégrale n'est pas calculable à l'aide des fonctions élémentaires mais peut faire l'objet de calculs approchés.



Notons ici que, si le mouvement est oscillant, cette oscillation n'est pas sinusoïdale.

Dans le cas $E > 2 m \cdot g \cdot \ell$, rien ne limite θ . Autrement dit, il s'agit alors d'un mouvement s'effectuant toujours dans le même sens.

Dans le cas $E = 2 m \cdot g \cdot \ell$, si le pendule part de $\theta = 0$, il atteint soit la position $\theta = \pi$, soit la position $\theta = -\pi$ avec une vitesse nulle. Il passe donc, avec une vitesse nulle, par une position d'équilibre instable.

2. Rôle des harmoniques dans les oscillations

Dans le cas $E \leq 2 m \cdot g \cdot \ell$, on peut chercher une meilleure approximation de l'équation pendulaire en prenant les deux premiers termes de développement de $\sin \theta$:

$$\sin \theta \approx \theta - \theta^3/6.$$

L'équation s'écrit alors :

$$\ddot{\theta} + \omega_0^2 [\theta - \theta^3/6] = 0.$$

La présence du terme en θ^3 souligne bien le caractère non linéaire de l'équation pendulaire en général.

Si dans le terme correctif en $\theta^3/6$, on remplace θ par une solution sinusoïdale du temps de pulsation ω , on constate que ce terme engendre un terme en $\sin(3\omega t)$, c'est-à-dire une harmonique de rang 3 :

$$\sin^3 \omega t = [3 \sin \omega t - \sin 3 \omega t]/4.$$

Cherchons une solution approchée de l'équation différentielle sous la forme :

$$\theta = \theta_m [\sin \omega t + \varepsilon \sin 3 \omega t] \text{ avec } \theta_m < 10^\circ \text{ et } \varepsilon \ll 1.$$

En substituant dans l'équation différentielle et en ne conservant que la partie principale dans le terme correctif en θ^3 , on obtient :

$$[\omega_0^2 - \omega^2 - \omega_0^2 \theta_m^2/8] \sin \omega t + [\varepsilon (\omega_0^2 - 9\omega^2) + \omega_0^2 \theta_m^2/24] \sin 3 \omega t = 0$$

Les coefficients de $\sin \omega t$ et $\sin 3 \omega t$ doivent être nuls :

$$\omega^2 = \omega_0^2 (1 - \theta_m^2/8) \quad T = T_0 [1 + \theta_m^2/16]$$

En tenant compte du fait que $\omega \approx \omega_0$ $\varepsilon = \theta_m^2/192$.

La non-linéarité affecte légèrement la période et engendre des harmoniques.

L'apparition d'harmoniques est tout à fait prévisible : si on ne se limite pas à l'approximation linéaire, le mouvement oscillant n'est pas sinusoïdal. On peut alors le décomposer en série de Fourier dont le calcul approché précédent a fait apparaître les deux premiers termes.

L'apparition plus ou moins importante d'harmoniques accompagne tous les phénomènes périodiques régis par des équations non linéaires.

Plus généralement, le développement de la période T d'un pendule composé est :

$$T = 2 \pi \sqrt{\frac{I}{m \cdot g \cdot \ell}} \left(1 + (0,5)^2 \sin^2 \frac{\theta}{2} \cdot \left(\frac{1,3}{2,4} \right)^2 \sin^4 \frac{\theta}{2} + \dots \right)$$

I représente le moment d'inertie du pendule par rapport à l'axe de rotation ; m la masse du pendule ; g l'accélération de la pesanteur, ℓ la distance du centre de gravité et θ l'amplitude en radian. Dans le cas du pendule simple, $I = m \ell^2$.

La période dépend du lieu (g), de la température à cause de la dilatation (et donc de la variation de I et de ℓ). Une augmentation d'un degré Celsius peut provoquer un retard de 1 seconde tous les deux jours.

L'amélioration des pendules a consisté à trouver des solutions à ce problème :

– En 1715, GRAHAM propose un pendule ayant une lentille creuse remplie de mercure. L'allongement de la tige était compensé par la remontée du centre de gravité due à la dilatation du mercure.

– En 1753, HARRISON propose une tige formée de métaux différents assemblés (acier-laiton). Lorsque les uns se dilatent vers le haut, les autres se dilatent vers le bas.

– En 1897, GUILLAUME utilise un alliage de fer et de nickel qui se dilate très peu. Cette faible dilatation sera compensée par un petit cylindre de laiton fixé à la base du pendule qui, en se dilatant, permet de remonter le centre de gravité.

3. Système à échappement : entretien d'un pendule d'horloge

(D'après J.-M. BRÉBEC, *H Prépa, Mécanique* 1, Hachette, 1996.)

➤ Nécessité d'un entretien des oscillations

L'entretien du mouvement d'un pendule d'horloge (considéré comme un pendule simple), dont la position

est repérée par l'angle θ , est assuré par un « échappement » qui communique au pendule, à chaque période (ou demi-période), l'énergie nécessaire pour compenser celle dissipée par frottement.

Cet « échappement », qui libère le ressort (ou tout autre accumulateur d'énergie), se produit toujours pour un même angle θ_0 lors d'une période d'évolution.

Soit un pendule décrivant un mouvement périodique de période T , par exemple la seconde. Sans apport d'énergie extérieure, ce pendule effectue en réalité des oscillations sinusoïdales amorties de période T et de décroissement logarithmique définies dans le cas d'un faible amortissement par :

$$\Delta E_{\text{mec}}/E_{\text{mec}} = -2\delta = -2\alpha T_0.$$

α est le coefficient du terme d'amortissement dans l'équation différentielle :

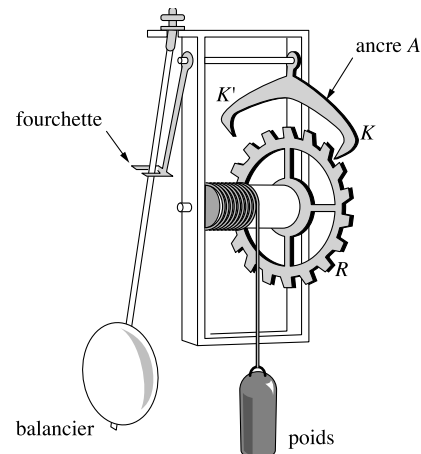
$$\ddot{\theta} + 2\alpha \dot{\theta} + \omega_0^2 \theta = 0.$$

Nous avons alors $T = T_0 [1 + \delta^2/8\pi^2]$.

Ainsi, si $\delta = 0,05$, $T = T_0$ à $1/30\,000$ près (environ), soit un écart de fonctionnement de l'horloge de 3 secondes par jour par rapport au pendule idéal sans frottement, ce qui est très faible. Mais ce pendule non entretenu finit par s'arrêter. Il faut donc l'entretenir.

➤ Pendule entretenu par échappement

Principe de l'oscillateur à échappement



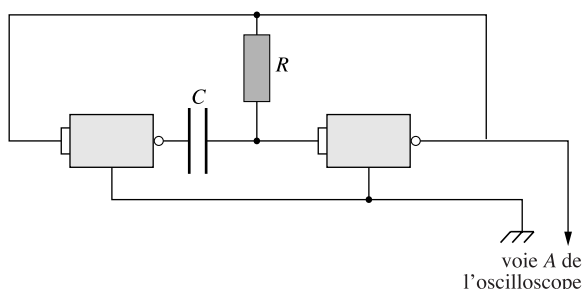
Le poids tend à faire tourner la roue d'échappement R et, à sa suite, les engrenages qui commandent les aiguilles. L'ancre A du dispositif d'échappement ne permet cette rotation que par « bonds » successifs égaux, bloquant une dent de R tantôt en K , tantôt en K' , par suite des oscillations que lui communique le balancier B par l'intermédiaire de la fourchette f . À chaque déblocage, la dent libérée donne à l'ancre une légère impulsion que la fourchette transmet.

On démontre que la condition pour que l'horloge ait une période égale à celle du pendule est que l'impulsion se produise lorsqu'il passe dans la position verticale.

4. Multivibrateur astable

On peut utiliser un montage multivibrateur astable réalisé à partir de portes logiques ou à partir d'un A.O. pour réaliser un signal périodique.

1. Montage avec des portes



Exemple de valeurs :

$C = 0,47$ microfarad et $R = 2,2$ mégohms.

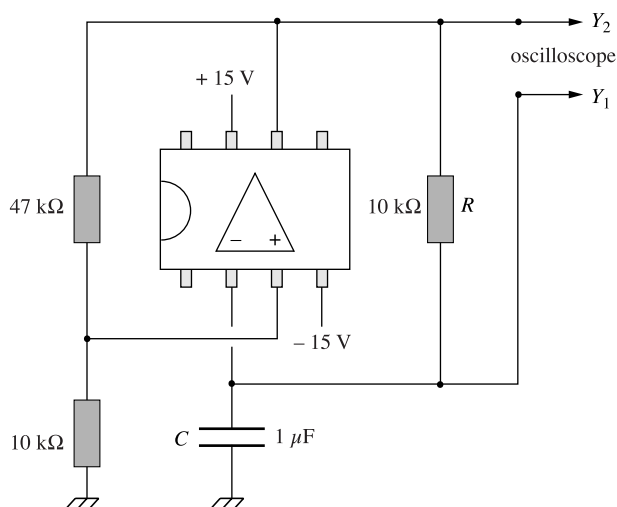
On peut montrer que la période est proportionnelle à $R \cdot C$.

2. Montage d'un oscillateur astable avec un A.O.

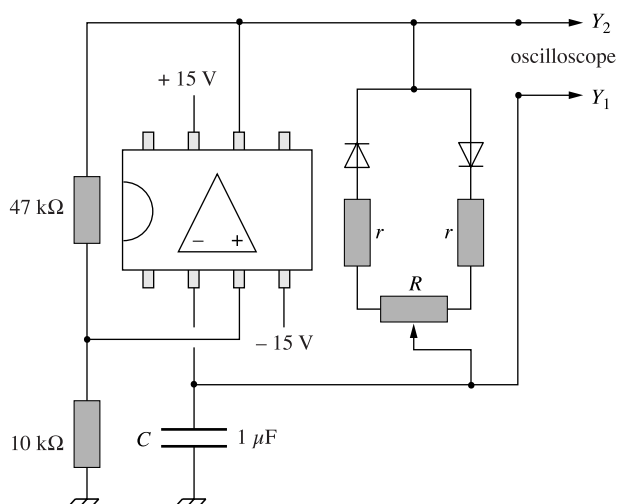
On visualise sur l'écran de l'oscilloscope $v_c(t)$ (entrée Y_1) et $v_s(t)$ (entrée Y_2) et on détermine la période proportionnelle à $R \cdot C$.

Remplacer la résistance R de $10 \text{ k}\Omega$ par un potentiomètre de $12 \text{ k}\Omega$ muni de deux résistances de protection de $1 \text{ k}\Omega$.

Les deux points fixes du potentiomètre sont reliés à des diodes au silicium selon le schéma suivant.



Le dipôle à diodes est inclus dans le montage de l'oscillateur selon le schéma ci-après.



On observe la variation de forme des signaux selon la position du curseur du potentiomètre et la variation de la période.

Bibliographie

Ouvrages

- J.-P. PARISOT et F. SUAGHER, *Calendriers et chronologie*, Masson.
- *Les Cahiers Clairaut*, C.L.E.A., 21 rue d'Anjou 92 000 Asnières.
- *Le temps et l'espace*, « Passions des sciences », Gallimard.
- Ph. de LA COTARDIÈRE, *Le monde du temps*, Circonflexe, 1997.
- Scriptor Poitiers, 1994.
- Encyclopédie Encarta, « Horloge et calendrier », Microsoft, 1998.
- *L'observation des astres, le repérage dans l'espace et le temps*, fascicule pour la formation des maîtres, Publications du CLEA.

Revue

La Recherche, n° 260, décembre 1993.

Sites Internet

• Cadres solaires :

- <http://web.fc-net.fr/frb/sundials/vvisit.html>
- <http://web.fc-net.fr/frb/sundials/shadows.html>
- <http://members.aol.com/lagardesse/>
- <http://cadres-solaires.scg.ulaval.ca/cadresolaire/fabric.html>
- <http://www2.ac-lyon.fr/iufm/>
- <http://www2.ac-nice.fr/second/discip/physique/fb/aclasse/maquette.html>

• Histoire du calendrier :

- <http://hermes.ulaval.ca/~sitrau/calgreg/>
- <http://www-inf.int-evry.fr/COURS/CTOUTMOD/exercices/JourJulien.html>
- <http://www.bdl.fr/Granpub/calendriers.html>
- <http://members.aol.com/lagardesse/cadsol.html>
- <http://www2.ac-nice.fr/second/discip/physique/fb/aclasse/maquette.htm>

• Bureau des longitudes :

- <http://www.bdl.fr/serveur.html>

• Étude d'un pendule simple :

- http://www.ac-aix-marseille.fr/bleue/sciphys/Sciences_Physiques/menu/TP_fiches_montages/Page_tp_fiches_montages/pendule/pendule.htm
- <http://www.up.univ-mrs.fr/~laugierj/CabriJava/Opjava35.html>
- <http://www.ac-grenoble.fr/phychim/propos/tp/pendip.htm>

Espace et temps

Programme

Le chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

I. Exploration de l'espace

Contenus

1. De l'atome aux galaxies

1.3 L'année de lumière

- Vitesse de la lumière dans le vide et dans l'air.
- Définition et intérêt de l'année de lumière.

Connaissances et savoir-faire exigibles

- Connaître la valeur de la vitesse de la lumière dans le vide (ou dans l'air) et savoir qu'il s'agit d'une vitesse limite.
- Convertir en année de lumière une distance exprimée en mètre et réciproquement.
- Expliquer que « voir loin c'est voir dans le passé ».

Exemples d'activités

- Comment déterminer la profondeur d'un fond marin?

Technique du sonar.

- Comment mesurer la distance de la Terre à la Lune?

Technique de l'écho laser.

Matériel

Cours

> Activité 1

- Un oscilloscope ou un ordinateur.
- Deux microphones.
- Un mètre à ruban ou une longue règle graduée.

> Activité 2

- Un oscilloscope ou un ordinateur.
- Un émetteur de salves d'ultrasons couplé à un récepteur.
- Un écran en carton ou en métal.

Rechercher et expérimenter

- Un émetteur de salves d'ultrasons couplé à un récepteur.
- Une grande boîte en carton et une plus petite.
- Une règle sur laquelle on peut déplacer l'émetteur-récepteur.
- Un oscilloscope.

Déroulement du chapitre

> Objectifs

- Connaître la valeur de la vitesse de la lumière dans le vide ou dans l'air et savoir qu'il s'agit d'une vitesse limite.
- Savoir appliquer la relation $v = \frac{d}{\tau}$.
- Savoir utiliser l'oscilloscope ou l'ordinateur pour mesurer une durée.
- Utiliser un temps pour mesurer une distance par la technique de l'écho.
- Définir l'année de lumière. Convertir en année de lumière une distance exprimée en mètre et réciproquement.
- Expliquer que « voir loin c'est voir dans le passé ».

> Prérequis

- Savoir utiliser un oscilloscope ou un ordinateur pour mesurer une durée.
- Savoir appliquer la relation liant la vitesse v d'un mobile en mouvement uniforme à la distance parcourue d et à la durée τ du parcours.

Conformément aux commentaires nous invitant à réinvestir les notions de temps, de distance, de vitesse, nous n'avons pas abordé cette partie du programme en début d'année et l'avons introduite à la fin de deuxième partie du manuel, traitant de l'Univers en mouvement et du temps.

Par ailleurs, cette leçon, ainsi située, se présente comme une synthèse de la première partie traitant de l'espace et de la deuxième partie traitant du temps : comment une mesure de durée permet-elle d'accéder à une mesure de distance ?

Activités préparatoires

A. La chasse du dauphin

Cette activité permet de préciser la nature des ultrasons. En effet, dans de nombreux reportages ou revues scientifiques, les élèves ont pu apprendre comment certains animaux se dirigeaient grâce aux ultrasons. Elle permet de commencer à faire réfléchir à la relation liant la durée entre l'émission et la réception d'un signal et la distance de l'obstacle.

Pour en savoir plus : <http://www.inkokomo.com/dolphin/echolocation.html>

Réponses aux questions

1. Les ultrasons sont des vibrations acoustiques de fréquences trop élevées (> 20 000 Hz) pour être détectées par l'oreille humaine; le dauphin, la chauve-souris (<http://www.museum-bourges.net/>) émettent et entendent des ultrasons. Les oreilles des chiens sont sensibles aux ultrasons.

2. La durée diminue puisque la distance diminue.

À cette occasion, on peut s'interroger sur le fonctionnement de certains appareils à ultrasons.

Les artisans utilisent des télémètres pour mesurer des dimensions (voir *Bibliographie*).

Il existe également des binoculaires télémètres laser fournissant une mesure précise et instantanée d'une distance. De plus, les qualités optiques de cet équipement permettent d'avoir une vision claire et nette quelles que soient les conditions diurnes (voir *Bibliographie*).

B. Gigantesque explosion !

Cette activité permet de sensibiliser les élèves au fait que l'observation sur Terre de phénomènes astronomiques ne se fait pas au moment où ceux-ci ont lieu. Cela permet d'introduire le fait que la vitesse de propagation de la lumière n'est pas infinie.

Réponses aux questions

1. La nébuleuse du Crabe est née en 5 300 ans av. J.-C., soit à la période préhistorique.

2. La nébuleuse est très éloignée de la Terre. La lumière met une certaine durée pour arriver sur Terre.

Si le niveau de la classe le permet, le professeur peut exploiter ce document ou d'autres comme le site <http://www.ifrance.com/spacee/page7.html> pour introduire l'année de lumière comme unité de distance.

Cours

1. À quelles vitesses le son et la lumière se propagent-ils ?

1.1. La vitesse de propagation de la lumière

Le professeur pourra « allumer » une lampe à incandescence, faire situer l'émetteur de lumière, les récepteurs (les yeux des élèves) et demander aux élèves s'il existe une durée de propagation de la lumière sur le trajet émetteur-récepteur. Si oui, leur demander si cette durée leur paraît mesurable. La propagation serait-elle « instantanée » ?

Après quelques références historiques, on affirme la valeur actuellement fixée de la vitesse de la lumière (le

terme célérité n'est pas utilisé dans les programmes officiels).

Selon le niveau de la classe, on pourra indiquer que cette vitesse après avoir été mesurée avec le maximum de précision possible est finalement considérée comme une constante universelle.

Un exercice d'entraînement sur le calcul de l'ordre de grandeur de la durée de propagation de la lumière en provenance du Soleil permettra de fixer les idées.

1.2. La vitesse de propagation du son

Afin de mesurer une vitesse de propagation, on mesure celle du son, car la vitesse est plus faible. On soulignera cependant que cette propagation n'est pas de même nature que celle de la lumière (« nécessité » d'un matériau, grandeurs différentes). La mesure de la vitesse du son permet de mettre en œuvre l'oscilloscope à mémoire ou l'ordinateur muni d'une carte d'acquisition et d'exploiter un oscillogramme pour la mesure d'une durée.

> Activité 1

Réponse à la question

Le décalage temporel entre les deux signaux correspond à la durée de la propagation du son entre les deux microphones.

À la suite de cette mesure, il est intéressant de faire le calcul permettant de déterminer la distance du point d'impact de la foudre (voir l'exercice 5).

2. Comment mesurer une distance par la technique de l'écho ?

L'écho est certainement connu de nombreux élèves. Une discussion sur ce phénomène doit conduire naturellement à la découverte de cette technique de mesure. La mise en œuvre de la mesure de distances avec les ultrasons est facile et pourra être revue lors d'une séance de travaux pratiques (voir *Rechercher et expérimenter*).

> Activité 2

Réponses aux questions

1. Le décalage temporel entre les deux signaux correspond à la durée de la propagation des ultrasons lors de l'aller-retour entre l'émetteur et le récepteur.

2. Les signaux ultrasonores parcourent un aller-retour, soit $2d$. La durée d'un aller-retour est égale à : $\tau = \frac{2d}{v}$, soit $d = \frac{\tau \cdot v}{2}$.

Les exercices 6 et 7 sont deux applications portant sur cette technique.

Le principe de la télémétrie laser est très bien expliqué sur des sites Internet proposés dans la *Bibliographie*.

> Exercice d'entraînement

On peut donner l'exercice d'entraînement suivant.

Énoncé

Au centre d'études et de recherches géodynamiques et astronomiques (CERGA), des impulsions Laser sont envoyées sur la Lune. Des réflecteurs ont été déposés sur la Lune au cours des différentes missions Apollo. La trajectoire de la Lune n'est pas tout à fait circulaire.

Selon sa position, une émission laser met entre 2,376 s et 2,713 s pour revenir à son point de départ.

Entre quelles valeurs varie la distance d entre la Lune et la Terre ?

Vitesse de propagation de la lumière Laser :
 $c = 2,9980 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

Réponse à la question

La lumière parcourt un aller-retour soit $2d$. La durée d'un aller-retour est égale à : $\tau = \frac{2d}{c}$, soit $d = \frac{c \cdot \tau}{2}$.

Distance minimale :

$$d_1 = 2,998 \times 10^8 \times 2,376/2 = 3,562 \times 10^8 \text{ m}.$$

Distance maximale :

$$d_2 = 2,998 \times 10^8 \times 2,713 = 4,067 \times 10^8 \text{ m}.$$

Voir le site : <http://www.samizdat.qc.ca/cosmos/origines/lune/distance.htm>

> Utilisation du cédérom

Le **cédérom** propose une **vidéo** extraite de l'émission « Dis Jérôme » sur le principe de l'échographie.

Jérôme BONALDI commence par présenter un billard. Il montre que la durée mise par une boule pour effectuer un aller-retour dépend de son éloignement du bord, cette boule étant lancée à chaque fois avec la même vitesse. Il émet alors l'hypothèse qu'il est possible de déterminer à quelle distance se trouvent des personnes ou des objets mais en utilisant un autre phénomène que des lancers de boules de billard.

L'idée consiste à imiter les dauphins et les chauves-souris qui émettent des ultrasons pour se repérer. Plusieurs applications technologiques en découlent :

- le télémètre pour mesurer une distance ;
- le sonar pour dessiner les fonds marins ou repérer les bancs de poissons ;
- l'échographe pour visualiser les embryons dans les ventres des futures mamans.

Cette vidéo peut permettre d'introduire le chapitre, peut illustrer le *chapitre 2* ou la rubrique *Rechercher et expérimenter*.

3. Comment, grâce à la lumière, peut-on « voir dans le passé de l'Univers » ?

À partir de quelques distances de certaines étoiles, données en km, le professeur peut montrer qu'il est intéressant de trouver une nouvelle unité pour mesurer une distance à l'échelle cosmique, l'année de lumière. D'ailleurs, il peut commencer par citer l'unité astronomique (U.A.) adaptée au système solaire et passer ensuite à l'Univers (voir *Exercices complémentaires*).

Pour illustrer l'affirmation « voir loin c'est voir dans le passé », le professeur peut s'appuyer sur les explosions de supernovae. Par ailleurs, de nombreux textes sont publiés dans les revues qui illustrent cette notion (Ciel et Espace ; Science et Vie ; Pour la Science...).

Dans de nombreux sites sur l'astronomie, on peut découvrir de très belles photos de nébuleuses ou galaxies et connaître leurs caractéristiques (voir *Bibliographie*).

Rechercher et Expérimenter

1. Quel est le principe de l'échographie ?

Cette technique s'améliore chaque jour, certains élèves possédant peut-être de telles échographies.

Réponses aux questions

1. Le phénomène de propagation, d'absorption et de réflexion des ultrasons.
2. a. On mesure des durées d'allers-retours lorsque les ultrasons se réfléchissent sur des parois.
b. On peut alors mesurer la distance entre deux parois.
3. Les durées sont différentes lorsque les ultrasons se propagent dans des milieux différents. Par ailleurs, le signal de retour est plus ou moins affaibli selon les milieux traversés et leur aptitude à réfléchir les ultrasons.
4. Le rapport des durées est dans le rapport inverse des vitesses. La durée de propagation dans 1 cm de muscle est deux fois plus importante que dans 1 cm d'os.
5. Les radiations X sont dangereuses pour les cellules alors que les ultrasons semblent sans effet.

2. Comprendre expérimentalement le principe de l'échographie

Grâce à la technique de l'écho, on peut déterminer les dimensions de la petite boîte.

Il est évident que l'on ne peut pas mettre en œuvre la véritable technique de l'échographie, car il faut disposer d'ondes ultrasonores de plus grandes fréquences. En effet, les ondes ultrasonores disponibles au Lycée se réfléchissent pratiquement sur la première surface et ne peuvent pénétrer dans une simple boîte de carton. Cependant, cette expérience peut servir aussi à reproduire le profil du fond de la grande boîte dans laquelle on a placé un objet de géométrie simple.

Réponses aux questions

1. Sur la voie B , les salves sont décalées de la durée $2H_1/v$ par rapport à celles de la voie A .
2. Les salves de la voie B sont maintenant décalées de la durée $2H_2/v$ par rapport à celles de la voie A .
3. En déplaçant la sonde, on peut déterminer la distance D , c'est-à-dire la position de la petite boîte. On peut aussi déterminer la distance L , longueur de la petite boîte, ainsi que sa hauteur h .
4. À partir des mesures, on peut reproduire le profil du fond de la grande boîte. C'est ainsi que l'on procède pour établir la carte des fonds marins.

> Utilisation du cédérom

Le **cédérom** propose une **vidéo** présentant l'échographie médicale et le film d'une expérience de simulation de l'échographie.

La présentation de l'échographie médicale comporte une étude préalable sur les phénomènes de transmission et de réflexion des ultrasons dans différents matériaux.

L'expérience de simulation de l'échographie est ainsi conçue :

- Un petit objet est placé à l'intérieur d'une boîte en

carton. Cette dernière est obturée par un mouchoir en papier. L'objectif de cette expérience est de découvrir la forme de l'objet dissimulé dans la boîte en carton.

– On déplace le couple émetteur-récepteur à ultrasons sur le mouchoir en papier (réinvestissement des observations sur la transmission des ultrasons au travers du papier et de la réflexion sur le fond de la boîte).

– Lorsque le couple émetteur-récepteur se trouve au-dessus de l'objet, on observe, à l'oscilloscope, un déplacement du signal reçu par rapport au signal émis. On peut déduire de ces observations la position de l'objet et, par un calcul, en déduire sa hauteur.

Cette expérience permet de présenter et de compléter la rubrique *Rechercher et expérimenter*, page 143.

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

a. 1. $3,00 \times 10^5 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$; 2. $2,25 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; 3. le béton; 4. le béton.

b. 1. $d = c \cdot \tau$; $\tau = d/c$; $c = d/\tau$.

2. $d = c \cdot \tau/2$.

c. 16,3 années.

d. 5 500 a.l.

e. La lumière ne se propage pas instantanément; avant d'être détectée la lumière a parcouru une certaine distance d pendant une durée τ . Elle a dû donc être émise bien avant sa détection, c'est-à-dire dans le passé par rapport à l'époque de sa détection. Plus la source de lumière est lointaine, plus la durée de propagation est grande et plus l'émission a été faite dans un temps reculé.

Exercices

1. $v = d/\tau$;

$v = 45,0 \times 10^3 / 0,23 \times 10^{-3} = 2,0 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

2. $v = d/\tau$; $v = 562 / 2,5 \times 10^{-6} = 2,2 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

3. 1. $\tau = 7 \text{ div} = 14 \text{ ms}$.

2. a. Les ultrasons se propagent avec une vitesse v .

b. Les oscillogrammes ne seraient pas décalés.

3. a. $\tau = 1 \text{ div} = 2 \text{ ms}$.

b. $v = D/\tau = 0,68 / (2 \times 10^{-3}) = 340 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

4. 1. Réponse b. : 1,3 s.

2. Réponse b. : 8,3 min.

3. Réponse b. : $1,2 \times 10^9 \text{ s}$.

5. 1. $\tau_1 = t_1 - t_0 = d/c = 9 \times 10^3 / 3 \times 10^8 = 3 \times 10^{-5} \text{ s}$.

2. $\tau_2 = t_2 - t_0 = d/v = 9\,000 / 330 = 27 \text{ s}$.

3. $\tau = t_2 - t_1 = 27 - 3 \times 10^{-5}$: la durée $t_2 - t_1$ est pratiquement égale à $t_2 - t_0 = 27 \text{ s}$.

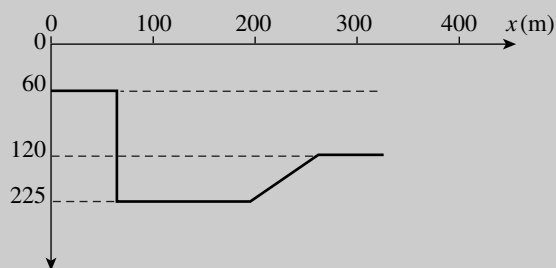
4. La « recette » proposée donne en effet : $27/3 = 9 \text{ km}$; du fait que :

$d \approx 330 \text{ (m} \cdot \text{s}^{-1}) \times \tau \text{ (s)} \approx 0,33 \text{ (km} \cdot \text{s}^{-1}) \times \tau \text{ (s)}$

$d \approx \frac{1}{3} \text{ (km} \cdot \text{s}^{-1}) \times \tau \text{ (s)} \approx \frac{\tau}{3} \text{ (km)}$.

6. 1. $2d = v \cdot \tau$.

2. Voir figure ci-dessous.



3. Télémètre à ultrasons, échographie...

7. 1. $\tau = 2c/v$.

2. $\tau = 2 \times 3,35 \times 10^{-2} / 1\,500 = 4,47 \times 10^{-5} \text{ s} = 44,7 \mu\text{s}$.

8. 1. L'année de lumière (a.l.) est la distance parcourue par la lumière, dans le vide, en une année. $1 \text{ a.l.} = 9,46 \times 10^{15} \text{ m}$.

2. Le diamètre galactique : $100\,000 \text{ a.l.} = 9,46 \times 10^{17} \text{ km}$.

La distance du Soleil au centre de la galaxie : $25\,000 \text{ a.l.} = 2,4 \times 10^{17} \text{ km}$.

3. La durée mise par la lumière, émise par le Soleil, est de 25 000 ans pour parvenir à l'extrémité la plus proche et de 75 000 ans pour l'extrémité la plus éloignée.

9. 1. Avec $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ (trois chiffres significatifs) :

$1 \text{ a.l.} = 3,00 \times 10^8 \times 365,25 \times 24 \times 3\,600$

$= 9,46728 \times 10^{15} \text{ m} = 9,47 \times 10^{12} \text{ km}$

(trois chiffres significatifs). Avec deux chiffres significatifs pour 4,3 a.l., la distance vaut :

$d = 9,47 \times 10^{12} \text{ (km/a.l.)} \times 4,3 \text{ (a.l.)} = 4,1 \times 10^{13} \text{ km}$ (deux chiffres significatifs).

2. En prenant $9,47 \times 10^{12} \text{ km/a.l.}$ (trois chiffres significatifs) et $d = 7,1 \times 10^{16} \text{ km}$ (deux chiffres significatifs),

on obtient $d = 7,1 \times 10^{16} \text{ (km)} / 9,47 \times 10^{12} \text{ (km/a.l.)} = 7,5 \times 10^3 \text{ a.l.}$ (deux chiffres significatifs).

3. Avec $d = 6,6 \times 10^{19} \text{ m}$ (deux chiffres significatifs) et $9,47 \times 10^{15} \text{ m/a.l.}$ (trois chiffres significatifs), on obtient $d = 6,6 \times 10^{19} \text{ (m)} / 9,47 \times 10^{15} \text{ (m/a.l.)} = 7,0 \times 10^3 \text{ a.l.}$

(deux chiffres significatifs) et $\tau = 7,0 \times 10^3 \text{ années}$.

10. 1. Cette étoile se trouve à 25,0 a.l. de la Terre.

2. En 1979.

3. La lumière ne se propage pas instantanément; avant d'être détectée, la lumière a parcouru une certaine distance d pendant une durée τ . Elle a donc dû être émise bien avant sa détection, c'est-à-dire dans le passé par rapport à l'époque de sa détection. Plus la source de lumière est lointaine, plus la durée de propagation est grande et plus l'émission a été faite dans un temps reculé.

II. 1. $d = 1,6 \times 10^{18} \text{ (km)} / 9,46 \times 10^{12} \text{ (km/a.l.)} = 1,7 \times 10^5 \text{ a.l.}$

2. Il y a environ 170 000 ans les *Homo sapiens* chassaient des cerfs, des bisons, des ours, des rhinocéros ou des mammoths...

11. 1. La durée enregistrée est : $\tau = 2h/c = 0,24$ s.

2. a. À partir de S , tracer les tangentes au cercle représentant le globe terrestre : A et B sont les points de contact de ces tangentes avec le cercle représentant le globe terrestre.

b. Il faut déterminer la longueur du trajet ASB .

Soit O le centre de la Terre. Le triangle OAS est rectangle :

$OA^2 + AS^2 = OS^2$; $AS^2 = (36\,000 + 6\,400)^2 - 6\,400^2$
et $AS = 41\,900$ km; le trajet ASB vaut donc 83 800 km.
La durée de ce trajet est $8,38 \times 10^7 / 3 \times 10^8 = 0,3$ s.

12. 1. $d_{\min} = 0,3$ m; $\tau_{\min} = 2d_{\min}/c = 0,6/340$

$\tau_{\min} = 1,8 \times 10^{-3}$ s;

$d_{\max} = 15$ m; d'où $\tau_{\max} = 88 \times 10^{-3}$ s.

2. Le temps nécessaire à la mesure ne peut être de 2 s. Cette durée englobe donc d'autres opérations.

3. La précision est de 1 % sur la lecture :
 $\Delta d = 0,01 \times 14,02 = 0,1402$, soit 0,14 m;

$13,88 \text{ m} < d < 14,16 \text{ m}$.

4. Le faisceau laser permet de pointer le point de la surface que l'on vise et de mesurer cette distance avec un télémètre à ultrasons.

13. 1. La durée de propagation entre le côté droit et le centre est de $1,16 \times 10^{-4}$ s alors qu'elle est de $1,14 \times 10^{-4}$ s entre le centre et le côté gauche : les hémisphères ne sont pas tout à fait symétriques.

2. Distance d_1 entre le côté droit et le centre :

$2d_1 = 1\,540 \times 1,16 \times 10^{-4} = 0,178\,64$ m; $d_1 = 8,93$ cm.

Distance d_2 entre le côté gauche et le centre :

$2d_2 = 1\,540 \times 1,14 \times 10^{-4} = 0,175\,56$ m; $d_2 = 8,78$ cm.

14. 1. La durée τ mise par l'impulsion laser pour faire l'aller-retour est telle que $2p = c \cdot \tau$ si le satellite est à la distance p .

2. La durée T d'une impulsion laser est de 100 ps, soit 1×10^{-10} s. La durée entre deux impulsions est $T = 1/10$ s.

3. La mesure de la durée doit être connue avec une très grande précision pour connaître la distance avec une grande précision.

4. a. $2h = c \cdot \tau$;

$h = 299\,792\,458 \times 9,046\,46 \times 10^{-3}/2$

$= 1,356\,030\,24 \times 10^6$ m = 1 356 030,24 m.

b. L'horloge donne la durée à 100 nanosecondes près, donc $\tau = 9,046\,46$ ms $\pm 1 \times 10^{-4}$ ms.

$h_{\max} - h_{\min} = 299\,792\,458 \times 2 \times 10^{-7}/2 \approx 30$ m, donc
 $h = 1\,356\,030$ m ± 15 m.

15. 1. a. $d = c \cdot \tau = 299\,792\,458 \times 71,496 \times 10^{-3}$
 $= 2,143\,4 \times 10^7$ m, soit 21 434 km.

b. Le récepteur se trouve sur la surface d'une sphère (boule) de rayon 21 434 km.

2. a. Il se trouve à l'intersection de deux sphères de centres S_1 et S_2 et de rayons d_1 et d_2 : cette intersection est un cercle.

b. Il se trouve à l'intersection du cercle précédent et de la sphère de centre S_3 et de rayon d_3 . L'intersection donne généralement deux points dont l'un est exclu (point situé en plein ciel pour un émetteur embarqué dans une voiture, par exemple)

3. $\Delta t = 1/(3 \times 10^8) = 3,3 \times 10^{-9}$ s, soit 3,3 ns.

On pourrait faire une animation pour cet exercice à partir des sites suivants :

http://www.ifrance.com/locodos/gpsOF/gps_principe.html

<http://www.geologie.ens.fr/~vigny/images/gps-cours1.jpg>

16. 1. a. Il manque un chronomètre pour mesurer la durée; d'ailleurs une des gravures montre qu'un observateur le regarde.

b. La vitesse dépend de la température.

2. a. $\tau = d/v$; $\tau = 9,06$ s.

b. $\tau = 39,4$ s.

3. La mesure de la distance est certainement celle qui limite la précision; la précision de la durée mesurée par des chronomètres était déjà importante.

Exercices complémentaires

Énoncés

1. Des voyageurs sur Mars

Seuls nos ancêtres néandertaliens l'ont vue d'aussi près. La planète Mars, voisine de la Terre et sujet de spéculations de toutes sortes depuis des siècles, a en effet atteint le 27 août 2003 son point le plus proche de la Terre depuis le 12 septembre de l'année 57 617 avant J.-C. : à 55,76 millions de kilomètres de notre atmosphère.

La Terre et la planète Mars décrivent des trajectoires quasi circulaires autour du Soleil de rayons $149,6 \times 10^6$ km pour la Terre et $227,9 \times 10^6$ km pour Mars.

1. a. Montrer à l'aide d'un schéma simple, dans l'hypothèse de trajectoire circulaire, que la Terre et Mars sont à des distances comprises entre $d_{\max}$ et $d_{\min}$. Calculer ces valeurs extrémales.

b. Quelle hypothèse simplificatrice a-t-on fait dans la question précédente qui justifie pourquoi la valeur observée le 27 août est inférieure à $d_{\min}$?

2. Dans le cas où l'on parviendrait à envoyer des humains en mission sur Mars, pour communiquer avec les astronautes, on enverrait des signaux se propageant à la vitesse de la lumière $c = 3,00 \times 10^8$ m $\cdot$ s $^{-1}$ dans le vide.

Entre quelles valeurs extrémales serait alors comprise la durée séparant l'émission d'un signal depuis la Terre et sa réception sur Mars?

2. Communication téléphonique entre Paris et New York

La vitesse de la lumière dans l'air est $c = 3,0 \times 10^8$ m $\cdot$ s $^{-1}$. Entre Paris et New York il existe deux types de réseaux de télécommunications :

– un réseau par câbles passant sous l'océan Atlantique contenant des fibres optiques dans lesquelles chemine, à une vitesse proche de celle de la lumière dans le vide, un signal lumineux traduisant l'information vocale des deux correspondants; la distance entre les deux villes est d'environ 6×10^3 km;

– un réseau hertzien, acheminant l'information par une onde se propageant à la vitesse de la lumière selon un trajet utilisant le relais d'un satellite de télécommunication géostationnaire situé à 36×10^3 km d'altitude; le trajet effectué par les ondes est alors environ 75×10^3 km.

1. Calculer les durées τ_1 et τ_2 nécessaires à la transmission d'une information entre les deux villes dans chaque type de réseau.

2. En considérant que, dans une conversation animée, un temps d'attente de plus d'un quart de seconde à une question amenant une réponse immédiate peut être ressenti comme anormalement long, y a-t-il un risque de se trouver dans cette situation dans une communication entre ces deux villes?

3. L'unité astronomique U.A.

L'unité astronomique U.A. est égale au rayon moyen de l'orbite terrestre, soit 150 millions de kilomètres. Cette unité est surtout utilisée pour l'étude du système solaire.

1. Convertir en U.A. une année de lumière.

2. La nébuleuse de la Lyre est située à $1,45 \times 10^8$ U.A. Calculer cette distance en a.l. En quelle année fut émise la lumière que nous recevons aujourd'hui de la nébuleuse de la Lyre?

3. Pluton, la planète la plus éloignée du Soleil dans le système solaire, est situé à $5,913 \times 10^9$ km du Soleil.

a. Calculer cette distance en U.A. et en a.l.

b. Quelle est l'unité la plus commode pour donner les distances des planètes dans le système solaire?

Donnée : $1 \text{ a.l.} = 9,46 \times 10^{15} \text{ m.}$

4. Le Parsec

Le parsec (pc) est une unité de longueur utilisée par les astronomes pour évaluer les distances des étoiles de notre Galaxie.

$1 \text{ pc} = 3,0857 \times 10^{16} \text{ m.}$

1. Que vaut cette unité en a.l.?

2. Antarès est une étoile supergéante, visible à l'œil nu, située à 60 pc de la Terre.

a. Quelle est sa distance en a.l. de la Terre?

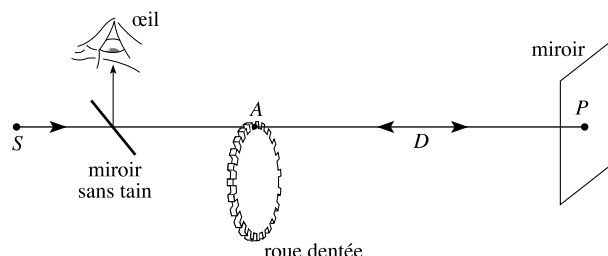
b. À l'instant où vous faites cet exercice, un astronome observe cette étoile. À quelle date, la lumière reçue par l'astronome fut-elle émise? Quel était alors le roi, l'empereur ou le président de la France?

Données : $c = 299\,792\,458 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; $1 \text{ an} = 365,25 \text{ j.}$

5. Expérience de FIZEAU

FIZEAU a mis en œuvre cette méthode de détermination de la vitesse de la lumière en 1849.

Il utilise une roue dentée (alternance de dents et de creux d'égales largeurs) qui tourne à vitesse réglable autour de son axe.



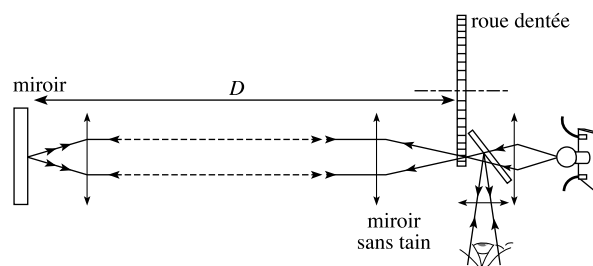
Il mesure la durée τ mise par la lumière pour aller d'un point A, situé dans un creux de la roue dentée, sur un miroir éloigné de plusieurs kilomètres et pour revenir en A.

Comme la roue tourne, le point A se trouve alternativement dans un creux ou sur une dent de la roue dentée. FIZEAU détermine la durée τ' que met la roue dentée pour avancer d'une demi-dent (au point A un creux est remplacé par une dent).

Si les deux durées τ et τ' sont égales, la lumière issue de la source S et passant en A par un creux rencontre au retour l'obstacle constitué par une dent : l'observateur (œil) ne perçoit pas la lumière réfléchi (éclipse complète). Si, par exemple, $\tau = 2\tau'$, la lumière qui est passée en A par un creux passe au retour par le creux suivant : l'observateur perçoit la lumière réfléchi.

La mesure consiste à régler la vitesse de rotation de la roue dentée de façon à avoir une éclipse complète.

1. a. Qu'observe l'observateur si : $\tau = \tau'$; $\tau = 2\tau'$; $\tau = 3\tau'$; $\tau = 4\tau'$; $\tau = 2n \cdot \tau'$; $\tau = (2n + 1) \cdot \tau'$, avec n nombre entier positif?



b. Pour un trajet de durée τ donnée, quelle est la plus courte durée τ' permettant d'observer l'éclipse du faisceau réfléchi?

2. Expliquer pourquoi, en connaissant la plus courte durée τ' , on parvient à déterminer la célérité de la lumière dans l'air.

3. La roue dentée porte p dents et p creux. Elle fait N tours par seconde (fréquence de rotation).

Montrer que la plus courte durée τ' correspondant à une éclipse est donnée par la relation $\tau' = (1/2N) \cdot p$;

4. La distance $AM = D$. Montrer que la condition pour qu'il y ait éclipse est donnée par la relation : $c = 4D \cdot N \cdot p$; c est la vitesse de la lumière dans l'air.

5. Dans une expérience, une roue porte 150 dents; la distance D est de 23 km; elle tourne à 22 tours par seconde. Calculer l'ordre de grandeur de la vitesse c de la lumière.

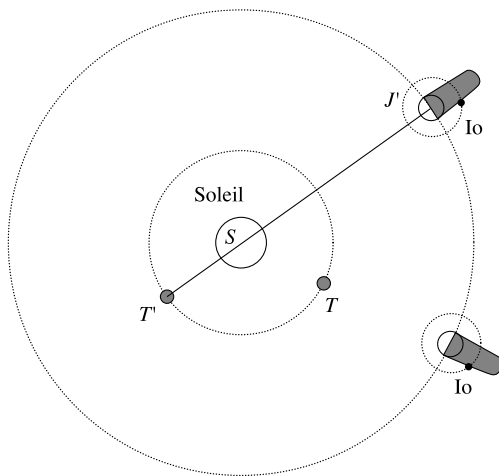
6. Les observations de RÖMER

Dans l'Antiquité, non seulement on devait se contenter de l'œil nu pour observer les phénomènes célestes, mais encore on ne disposait pas d'instrument capable de mesurer convenablement des durées inférieures à la seconde. Or, la vitesse de la lumière est si grande qu'il faut d'une part considérer des distances très grandes, c'est-à-dire d'échelle astronomique, pour mettre en évidence qu'elle se propage dans le temps, d'autre part être capable de mesurer des intervalles de temps très courts pour en fournir une estimation relativement précise. Ainsi, il faut attendre le XVII^e siècle avec l'invention de la lunette et de l'horloge à pendule pour que l'astro-

nome RÖMER met en évidence la vitesse finie de la lumière.

Le satellite Io tourne autour de Jupiter avec une vitesse constante. Sa période est de 1,77 jours. L'intervalle de temps entre deux éclipses successives, c'est-à-dire entre deux entrées successives du satellite dans le cône d'ombre de Jupiter, devrait être constant et égal à 1,77 jours si la vitesse de la lumière était infinie. Or les astronomes constatent que cette durée est plus courte lorsque Jupiter se rapproche de la Terre et devient plus longue lorsque Jupiter s'éloigne de la Terre. RÖMER eut l'idée que ces variations sont dues aux variations de la durée mise par la lumière pour venir de Io, c'est-à-dire pratiquement de Jupiter à la Terre.

L'étude des observations faites lorsque Jupiter–Terre–Soleil sont en conjonction, c'est-à-dire alignés (voir la figure ci-dessous), permet de calculer le temps mis par la lumière pour parcourir le diamètre de l'orbite terrestre.



1. Dans les deux situations où les centres de la Terre, de Jupiter et du Soleil sont alignés (conjonction ou opposition), déterminer les distances $D_{\min}$ et $D_{\max}$ distance centre de la Terre – centre de Jupiter. On confond Io avec Jupiter.

2. Comparer $(D_{\max} - D_{\min})$ au diamètre de l'orbite terrestre.

3. RÖMER trouve un écart de 22 min entre les deux périodes d'éclipses vues de la Terre en T et en T' (voir la figure).

a. Interpréter cette différence (voir la figure).

b. En déduire la vitesse de propagation de la lumière trouvée par RÖMER sachant qu'il connaissait le diamètre de l'orbite terrestre.

4. Les observations astronomiques actuelles donnent 16 min 42 s. Calculer la valeur du diamètre de l'orbite terrestre.

5. Dans ces calculs, quelles approximations a-t-on faites ?

Données :

Distance Terre–Soleil : $d_{TS} = 150 \times 10^6$ km.

Distance Jupiter–Soleil : $d_{JS} = 778 \times 10^6$ km.

Distance Io–Jupiter : 421 600 km.

Rayon de la Terre : 6 400 km.

Rayon de Jupiter : 71 500 km.

Période Terre/Soleil : 365,25 j.

Période Jupiter/Soleil : 11,86 ans.

➤ Utilisation du cédérom

Le **cédérom** propose une animation simulant les observations de RÖMER sur les satellites de Jupiter.

Pour simplifier l'explication, nous avons choisi de fixer, comme référence, la date « 12 h » pour chaque passage de Io derrière Jupiter.

RÖMER constate au bout de quelques mois une irrégularité entre ces durées (simulée par une avance ou un retard sur notre horloge).

Cette simulation peut illustrer cet exercice, mais également le *paragraphe 1.1* du chapitre.

7. Le son est une onde

Le son se propage comme une onde : l'air vibre, mais en moyenne, reste sur place alors que l'onde, c'est-à-dire le mouvement, se propage de proche en proche sur de grandes distances. On compare souvent ce phénomène à la propagation dans une chaîne de masses séparées par des ressorts : en oscillant, une masse comprime et relâche les ressorts contigus qui déplacent les masses suivantes : ces oscillations se transmettent ainsi de proche en proche.

Que l'air soit un ressort, nous en avons tous l'expérience en bouchant l'extrémité d'une pompe à vélo : si l'on comprime l'air, puis qu'on relâche la poignée, celle-ci est rejetée par l'air. Quant à la masse volumique de l'air, elle est faible : 1,3 kilogrammes par mètre cube, soit un peu plus de un millièrme de celle de l'eau.

Plus le ressort est mou ou plus la masse est forte, moins l'onde se propage rapidement. Ceci explique pourquoi l'eau et l'air ont des vitesses du son qui ne sont pas très différentes (1 500 mètres par seconde pour l'eau contre 340 pour l'air dans les conditions normales) : l'eau est beaucoup plus dense, mais elle est beaucoup plus rigide.

A. Analyse du texte

1. Quelle particularité indispensable doit posséder le milieu de propagation d'une onde, propriété évoquée par l'auteur dans la phrase suivante : « Que l'air soit un ressort... » ?

2. De quoi dépend la célérité d'un signal mécanique se propageant le long « d'une chaîne de masses séparées par des ressorts » ?

3. Quels sont les facteurs qui influent principalement sur la célérité d'une onde sonore dans un milieu matériel ?

4. Quel est l'ordre de grandeur des vitesses du son dans l'eau et dans l'air ?

B. Exploitation du texte

1. Au cours d'un orage, une personne aperçoit un éclair au loin. Le tonnerre est perçu 3,1 s plus tard. À quelle distance de cette personne la foudre est-elle tombée ? Préciser les hypothèses simplificatrices.

2. Au voisinage de la surface de l'eau, on provoque une explosion : le bruit se propage dans l'air à la vitesse v_1 et dans l'eau à la vitesse v_2 . On détecte, à une distance d , le son qui arrive dans l'eau et celui qui arrive dans l'air. L'intervalle de temps qui sépare les deux détections est de $\tau = 11,4$ s.

a. Montrer que l'expression de τ est donnée par la formule :
$$d \cdot \left[\frac{1}{v_1} - \frac{1}{v_2} \right] = \tau.$$

b. Calculer la distance d .

8. L'« âge sombre » de l'Univers

Des astronomes utilisant le télescope spatial Hubble ont annoncé qu'ils avaient pu observer la fin de l'« âge sombre » de l'Univers, une époque s'étendant sur un milliard d'années après le Big Bang, pendant laquelle l'Univers n'était qu'un mélange de matière sombre et de gaz chaud, avant la formation des galaxies.

Les chercheurs ont pu distinguer une lumière émise il y a quelques 13 milliards d'années, émanant d'étoiles et galaxies qui venaient à peine de devenir visibles, selon les travaux présentés lors du congrès annuel de la Société américaine d'astronomie qui s'est déroulé à Seattle.

« Avec le télescope Hubble, nous pouvons désormais remonter jusqu'à l'époque où les étoiles et jeunes galaxies ont commencé à briller en nombre important, mettant un terme à "l'âge sombre" il y a environ 13 milliards d'années », a expliqué HAOJING YAN, étudiant en doctorat de l'université de l'Arizona, qui a participé à ces travaux. Selon la théorie la plus répandue, le Big Bang qui a vu la création de l'Univers a été suivi d'une période d'expansion et de refroidissement, aboutissant à l'« âge sombre » cosmique. L'Univers a alors refroidi suffisamment pour permettre aux protons et électrons de se combiner, formant des atomes d'hydrogène neutres qui bloquaient l'essentiel de la lumière.

Mais l'hydrogène neutre dominant l'Univers absorbait les ultraviolets produits par les étoiles, qui ne peuvent donc pas être captés par les télescopes actuels.

Les chercheurs, utilisant un nouvel équipement installé sur Hubble au printemps 2002, appelé Advanced Camera for Surveys (ACS) ou caméra de recherche avancée, ont pu enregistrer de nombreux objets célestes de faible luminosité, qui pourraient être des galaxies en formation, à une époque où l'Univers aurait été sept fois moins vaste qu'il ne l'est aujourd'hui, si la théorie de l'Univers en expansion est correcte.

1. À combien d'années l'« âge sombre » de l'Univers remonte-t-il ? Exprimer ce nombre en utilisant les puissances de 10.

2. Exprimer en km, avec un nombre de chiffres significatifs correct, la distance parcourue par la lumière pendant cette durée. On donne la vitesse de la lumière dans le vide :

$$c = 3,0 \times 10^5 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}.$$

3. Pourquoi l'observation de la lumière émise lors de cet « âge sombre » a-t-elle longtemps été impossible ?

Corrigés

1. 1. a. $d_{\min} = R_M - R_T = 78,3 \text{ Mkm}$,
 $d_{\max} = R_M + R_T = 377,5 \text{ Mkm}$.

b. La valeur observée est inférieure, car les trajectoires des planètes ne sont pas circulaires mais elliptiques.

2. Pour $d_{\min}$, $\tau_{\min} = 2,61 \times 10^2 \text{ s} = 4,35 \text{ min}$;
 pour $d_{\max}$, $\tau_{\max} = 1,26 \times 10^3 \text{ s} = 21,0 \text{ min}$.

2. 1. $\tau_1 = d_1/c$, d'où $\tau_1 = 6 \times 10^6/3 \times 10^8 = 2 \times 10^{-2} \text{ s}$.
 $\tau_2 = d_2/c$, d'où $\tau_2 = 75 \times 10^6/3 \times 10^8 = 25 \times 10^{-2} \text{ s}$.

2. Quand un interlocuteur pose une question, il faut le temps que l'autre reçoive l'information, parle à son tour et que cette nouvelle information soit à son tour

transmise. Par rapport à une conversation directe on ajoute chaque fois la durée d'un aller-retour du signal de transmission.

2. $\tau_1 < 0,25 \text{ s}$: la communication par câble ne pose pas de problème.

2. $\tau_2 > 0,25 \text{ s}$: dans la communication par satellite, on risque d'être gêné par le décalage de temps entre question et réponse.

3. 1. $1 \text{ a.l.} = 9,46 \times 10^{15}(\text{m})/150 \times 10^9(\text{m/U.A.})$
 $= 6,31 \times 10^4 \text{ U.A.}$

2. $d = 1,45 \times 10^8(\text{U.A.})/6,31 \times 10^4(\text{U.A./a.l.})$
 $= 2,3 \times 10^3 \text{ a.l.}$;

il y a 2 300 ans, soit, environ, 300 avant J.-C.

3. a. $d = 5,913 \times 10^9/150 \times 10^6 = 39,4 \text{ U.A.}$
 $= 6,25 \times 10^{-4} \text{ a.l.}$

b. C'est l'unité astronomique qui est la mieux adaptée.

4. 1. $1 \text{ a.l.} = 299\,792\,458 \times 365,25 \times 24 \times 3\,600$
 $= 9,4607 \times 10^{15} \text{ m}$; $1 \text{ pc} = 3,2616 \text{ a.l.}$

2. a. 196 a.l. **b.** Si l'exercice est fait en 2004, la lumière fut émise en 1808 ; l'empereur Napoléon I^{er}.

5. 1. a. Si $\tau = \tau'$ ou $\tau = 3\tau'$ ou $\tau = (2n + 1) \cdot \tau'$, il y a éclipse ; dans les autres cas proposés la lumière traverse la roue au retour.

b. Pour un trajet de durée τ donnée, la plus courte durée τ' permettant d'observer l'éclipse du faisceau réfléchi est telle que $\tau = \tau'$.

2. Connaissant τ' la relation $\tau = \tau'$ permet de déterminer la durée τ du trajet effectué par la lumière. Si l'on mesure la longueur D de ce trajet on parvient à calculer la célérité $c = D/\tau$.

3. Le temps mis pour faire un tour est $T = 1/N$. La roue dentée comporte p dents et p creux ; pour passer d'un creux à une dent, il faut donc une durée $\tau' = T/2p$. Par conséquent $\tau' = (1/2N) \cdot p$.

4. La durée pour un aller-retour est $\tau = 2D/c$; il y a éclipse si $\tau = \tau'$.

$$(1/2N) \cdot p = 2D/c, \text{ soit } c = 4D \cdot N \cdot p.$$

$$5. c = 3,0 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}.$$

6. 1. La distance centre de la Terre–Centre de Io diffère très peu de la distance Terre–Jupiter, soit
 $D_{\min} = d_{J/S} - d_{T/S} = 778 \times 10^6 - 150 \times 10^6$
 $= 628 \times 10^6 \text{ km}$

$$\text{ou } D_{\max} = d_{J/S} + d_{T/S} = 778 \times 10^6 + 150 \times 10^6$$

$$= 928 \times 10^6 \text{ km}.$$

2. $D_{\max} - D_{\min} = 2 D_{TS} = \text{diamètre de l'orbite terrestre.}$

3. a. La différence sur la période provient de la durée de la propagation de la lumière sur une distance égale au diamètre de la trajectoire terrestre.

$$b. c = 2 \times 150 \times 10^9/(22 \times 60) = 2,3 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}.$$

4. d. $16 \text{ min } 42 \text{ s} = 1\,002 \text{ s}$;

$$\text{diamètre} = 1\,002 \times 299\,792\,458 = 3,006 \times 10^{11} \text{ m}.$$

5. Les trajectoires des centres de la Terre et de Jupiter ne sont pas rigoureusement circulaires mais elliptiques.

7. A. 1. L'air doit être élastique (compressible).

2. La célérité dépend de la rigidité du ressort et de la valeur des masses.

3. La célérité de l'onde dépend de la densité du matériau et son élasticité.

4. La célérité du son est de 1 500 m/s dans l'eau et de 340 m/s dans l'air dans les conditions normales.

B. 1. On peut négliger la durée de propagation de l'éclair, donc : $d = 3,1 \times 340 = 1\,000$ m environ.

2. a. $d = v_2 \cdot \tau_2 = v_1 \cdot \tau_1$, donc $\tau_2 - \tau_1 = d \cdot \left[\frac{1}{v_1} - \frac{1}{v_2} \right] = \tau$.

b. $d = 5,01$ km.

8. 1. Cette époque remonte à 13 milliards d'années, soit 13×10^9 ans.

2. $d = c \cdot \tau$;

$d = 3,0 \times 10^5 \times 13 \times 10^9 \times 365 \times 24 \times 3\,600$
 $= 1,2 \times 10^{23}$ km.

3. Car les atomes d'hydrogène formés à cette époque absorbaient l'essentiel de la lumière.

mesurer la vitesse de la lumière sur une distance de quelques mètres, à l'intérieur même de l'Observatoire de Paris (voir *exercice complémentaire*). Voici quelques mesures de la vitesse de la lumière.

Année	Scientifiques	Expérience	Vitesse trouvée
1874	A. CORNU	Expérience de FIZEAU	$300\,400 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$
1879	MICHELSON et NEWCOMB	Expérience de FOUCAULT	$299\,910 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$
1882	MICHELSON et NEWCOMB	Expérience de FOUCAULT	$299\,853 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$
1931	MICHELSON	MICHELSON	$299\,774 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$
1957	ESSEN, FROOME, FLORMAN et WADLEY	Méthodes interférométriques	$299\,793 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$

Compléments scientifiques

1. L'histoire de la mesure de la vitesse de la lumière

La valeur exacte de la vitesse lumière est de : 299 792 458 m/s. On a cru pendant longtemps que la lumière se transmettait avec une vitesse infinie, ce qui est faux, bien entendu.

Au XVII^e siècle, deux savants, GALILÉE et DESCARTES, proposent deux théories différentes sur la lumière. Selon DESCARTES, la propagation de la lumière est instantanée et sa vitesse est infinie. Mais GALILÉE veut prouver que l'on peut calculer sa vitesse. Il demande à un assistant de se placer à 3 km de lui. GALILÉE lui envoie un signal lumineux et son assistant doit faire de même. GALILÉE essaie de calculer la vitesse en divisant simplement la distance totale parcourue par la durée, mais il n'y arrive pas, car la distance est trop courte et la lumière a une trop grande vitesse.

C'est au Danois RÖMER que l'on doit la première détermination approchée de la vitesse de la lumière. Après de longues observations, il remarque, en 1676, que l'occultation des satellites de la planète Jupiter ne se produit pas exactement aux moments prévus par les tables astronomiques de CASSINI (Français d'origine italienne). Selon la position de la Terre par rapport à Jupiter et au Soleil (Terre en conjonction ou en opposition), l'occultation du satellite le plus proche se produit avec un décalage de 16 minutes 26 secondes (voir *exercice complémentaire*). Un premier calcul annonce une vitesse de $214\,300 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$. Ce n'est pas mal, pour un calcul effectué en 1676!

Puis, en 1849, le Français FIZEAU étudie la marche d'un faisceau lumineux entre deux maisons distantes de 8 633 mètres et passant entre les dents d'une roue dentée. Le calcul de la vitesse de la lumière fait intervenir le temps entre différentes extinctions du faisceau. FIZEAU a trouvé 315 364 kilomètres par seconde.

À partir de 1850, FOUCAULT cherche à déterminer la vitesse de la lumière en utilisant un miroir tournant. Il est informé des travaux des physiciens ARAGO (Français) et WHEATSTONE (Anglais). En 1865, grâce à un miroir tournant à vitesse élevée, FOUCAULT parvient à

2. Vitesse du son

La vitesse du son varie selon le milieu dans lequel il se déplace. Sa valeur dans l'air est d'environ $1\,200 \text{ km} \cdot \text{h}^{-1}$, ce que nous appelons également Mach 1.

Voici également quelques dates concernant la détermination de la vitesse du son :

- 1636 : première mesure de la vitesse du son par l'abbé Marin MERSENNE qui détermine la relation entre les fréquences et les notes de la gamme grâce au phénomène de l'écho ;
- 1660 : expérience de Robert BOYLE sur le rayonnement sonore avec une petite horloge enfermée dans une cloche de verre où il fait un vide partiel ;
- 1827 : mesure directe de la vitesse du son dans l'eau par le géomètre français STURM et l'ingénieur suisse COLLADON sur le lac de Genève.

3. Définition du mètre

Le mètre (m) est la longueur du trajet parcouru dans le vide par la lumière pendant une durée de $1/299\,792\,458$ seconde.

La définition du mètre attribue une valeur fixe à la vitesse de la lumière c . Cette constante fondamentale ne peut donc plus être mesurée, une valeur exacte lui est imposée. Il s'ensuit que l'unité de longueur dépend de l'unité de temps qui est la seconde.

La réalisation physique de l'unité de longueur s'effectue généralement à l'aide d'un laser de fréquence connue et très stable. La longueur d'onde λ du laser stabilisé se calcule à partir de la fréquence ν et de la vitesse de la lumière en utilisant la relation connue $\lambda = \frac{c}{\nu}$. Elle sert ainsi de valeur de comparaison directe pour les longueurs à mesurer. L'étalon primaire habituellement utilisé est le laser HeNe dont la fréquence optique est stabilisée à une transition atomique, en l'occurrence une raie d'absorption du gaz iode. La base métrologique de l'Office fédéral de métrologie et d'accréditation se compose d'un groupe de trois lasers HeNe stabilisés à l'iode, de conception principalement interne. On les compare régulièrement les uns aux autres ou à d'autres lasers stabilisés appartenant à des instituts de métrologie étrangers, comme le

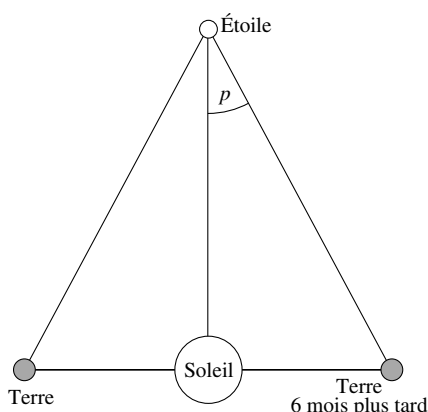
4. D'autres unités astronomiques

> L'unité astronomique

L'unité astronomique (U.A.) est très utilisée dans le système solaire. Elle correspond à la distance moyenne Terre–Soleil, soit 150 millions de km. Mercure est à 1/3 d'U.A. alors que Pluton est environ à 40 U.A. de nous.

> Le parsec

Le parsec (pc) est une unité compliquée qui simplifie les calculs ! Il est essentiellement basé sur la parallaxe annuelle des étoiles. Cette parallaxe est l'angle noté p sur la figure ci-après.



Le parsec est par définition la distance d'une étoile dont la parallaxe annuelle est $1''$ d'arc ($2,7 \times 10^{-4}$ degré). Connaissant la distance Terre–Soleil (1 U.A.) et considérant que les distances Terre–Étoile et Soleil–Étoile sont égales, vu l'ordre de grandeur de la parallaxe, il est facile de retrouver la valeur du parsec qui est de 206 265 U.A., soit 30 856 milliards de kilomètres. La distance exprimée en parsec vaut $1/p$ lorsque p est exprimé en seconde d'arc. Le parsec permet aussi de trouver le diamètre réel d'une étoile en unités astronomiques.

Bibliographie

Sites Internet

- Utilisation des télémètres pour mesurer des dimensions :

<http://www.metland.fr/FR/affaire/index.html>

- Principe des télémètres laser :

<http://perso.wanadoo.fr/vincent.delaye/Partie2.pdf>

http://www-avisio.cls.fr/html/alti/principe_fr.html

<http://grasse.obs-azur.fr/cerga/gmc/GEODESIE/ALT/principe.html>

- Principe des binoculaires télémètres laser :

<http://www.wilco-international.com/pages/lbr.html>

<http://www.sick.com/fr/produits/01/fr.html>

- Nébuleuse et galaxies :

<http://www.geocities.com/CapeCanaveral/Lab/9209/astronomie.html>

<http://graffiti.cribx1.u-bordeaux.fr/MAPBX/roussel/astro.french.html>

<http://www.obs-nancay.fr/>

<http://www.physik.uni-goettingen.de/schule/Werbung/Stern/M100.jpg>

<http://www.astro.phy.ulaval.ca/SN.html>

http://www.quebec-astro.com/La_Galaxie_dAndromede.htm

- Détermination de la vitesse de la lumière :

<http://serge.bertorello.free.fr/optique/vitesse.html>

- Historique : de GALILÉE à nos jours, évolution de la notion de vitesse de la lumière :

http://culturesciencesphysique.ens-lyon.fr/Entree_par_theme/generalites/VLumiere/VLum.html

http://www2.unil.ch/sc/pages/bazar/articles/phys/vulg/phy_4.htm

<http://www.obs-nice.fr/histoire-nice/histoire4.htm>

<http://clubastronomie.free.fr/lois/romer.htm>

http://visite.artsetmetiers.free.fr/foucault_lumiere.html

- Appareil de fizeau :

<http://www.patrimoine.polytechnique.fr/instruments/optique/Appareildefizeau.html>

<http://perso.wanadoo.fr/planetica/astrohistoire/vitlum.html>

- Expériences célèbres :

<http://perso.wanadoo.fr/alain.calloch/pages/experiences%20celebres%200.htm>

Revue

Le parsec :

Ciel et Espace, n° 315.

Décrire l'état gazeux

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel : **III. L'air qui nous entoure**

Objectifs

Pour illustrer l'existence de plusieurs niveaux d'appréhension du monde naturel, le macroscopique et le microscopique, on étudie le comportement d'un fluide gazeux : l'air qui nous entoure.

On apprend comment on peut modéliser le comportement de cette matière gazeuse dont la nature microscopique n'est pas aisément perceptible. On met d'abord en évidence l'agitation moléculaire puis, comme il est impossible de connaître le mouvement précis des molécules, on introduit les grandeurs macroscopiques qui vont permettre de rendre compte de l'état d'un gaz. Les instruments de mesure qui permettent d'évaluer ces grandeurs sont introduits au cours des activités expérimentales.

La description de phénomènes physiques liés à l'état thermique d'un corps, dans l'intention de montrer le principe du repérage d'une température, permet d'introduire sans dogmatisme la notion de température absolue : c'est l'état thermique d'une quantité donnée de gaz à faible pression qui permet de définir l'échelle Kelvin. L'équation d'état du modèle du gaz parfait vient finaliser cette partie.

Contenus

1. Du macroscopique au microscopique

1.1 Description d'un gaz à l'échelle microscopique

1.2 Nécessité de décrire l'état gazeux par des grandeurs physiques macroscopiques

a. Notion de pression

- force pressante exercée sur une surface, perpendiculairement à cette surface ;
- définition de la pression exercée sur une paroi par la relation $p = F/S$;
- instrument de mesure de la pression : le manomètre ;
- unités de pression ;
- mise en évidence et origine de la pression dans un gaz : interprétation microscopique.

b. Notion d'état thermique

De nombreux phénomènes physiques peuvent renseigner sur l'état thermique d'un corps comme :

la dilatation des liquides, la dilatation des gaz, la variation de la résistance électrique, l'émission de rayonnement (cf. Messages de la lumière)...

La mesure d'une température implique l'équilibre thermique de deux corps en contact.

Connaissances et savoir-faire exigibles

- Savoir que la matière est constituée de molécules en mouvement.
- Savoir que l'état d'un gaz peut être décrit par des grandeurs macroscopiques comme :
 - sa température ;
 - son volume ;
 - la quantité de matière du gaz ;
 - sa pression.
- Utiliser la relation $p = F/S$.
- Connaître l'unité légale de pression.
- Savoir interpréter la force pressante sur une paroi par un modèle microscopique de la matière.
- Donner quelques exemples de propriétés physiques qui dépendent de l'état thermique d'un corps.
- Savoir mesurer une pression et une température :
 - utiliser un manomètre adapté à la mesure ;
 - utiliser un thermomètre adapté à la mesure ;
 - garder un nombre de chiffres significatifs en adéquation avec la précision de la mesure ;
 - exprimer le résultat avec une unité correcte.

Exemples d'activités

- Comment expliquer que deux gaz finissent toujours par se mélanger ?
- Observation du mouvement brownien.
- De quels paramètres la pression d'un gaz dépend-elle ?
- Quels phénomènes physiques peuvent fournir des renseignements objectifs sur l'état thermique d'un gaz ?
- Mise en œuvre de situations expérimentales permettant de montrer des phénomènes physiques dépendant de l'état thermique d'un corps.
- Utilisation de logiciels de simulation montrant l'agitation moléculaire.

Commentaires

Les logiciels de simulation sont d'une aide précieuse pour permettre aux élèves de se construire une repré-

sensation du modèle microscopique. On peut signaler que la vitesse moyenne d'une molécule de dioxygène ou de diazote de la salle de classe est d'environ $500 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$. Si l'enseignant souhaite faire observer le mouvement brownien (dans un gaz ou dans un liquide), l'idée que cette vitesse moyenne diminue lorsque la masse augmente peut être évoquée. En effet, les particules de poussière qui sont « géantes » et très lourdes comparées aux molécules de l'air se déplacent beaucoup moins vite. C'est ce qui permet l'observation du mouvement brownien dans le champ d'un microscope. Dans un souci de familiarisation avec le matériel, on confronte tout d'abord l'élève à des situations expérimentales où sont mises en œuvre des mesures de volume, de température et de pression.

Matériel

Cours

➤ Activité 1

- Boîte à fumée peinte en noir à l'intérieur et comportant deux fenêtres transparentes.
- Microscope.
- Laser.
- Caméra adaptable sur l'oculaire du microscope.
- Téléviseur.

➤ Activité 2

- Cloche à vide.
- Pompe à vide.
- Ballon de baudruche ou gant en plastique.

➤ Activité 3

- Bain thermostaté.
- Ballon en verre et bouchon muni de deux orifices.
- Appareil de mesure de pression.
- Thermomètre.

Rechercher et expérimenter

- Thermomètre à alcool.
- Thermistance (CTN $1 \text{ k}\Omega$) entourée d'une gaine étanche.
- Multimètre.
- Ballon en verre.
- Chauffe-ballon.
- Ordinateur et tableur.

Déroulement du chapitre

➤ Objectifs

- Savoir que la matière est constituée de molécules en mouvement.
- Savoir que l'état d'un gaz peut être décrit par des grandeurs physiques macroscopiques comme la température, la pression, le volume, la quantité de matière du gaz.
- Utiliser la relation $p = F/S$.
- Connaître l'unité légale de pression.

- Savoir interpréter la force pressante sur une paroi par un modèle microscopique de la matière.
- Donner quelques exemples de propriétés physiques qui dépendent de l'état thermique d'un corps.

➤ Prérequis

- Connaître les caractéristiques d'une force.
- Savoir représenter une force.

Activités préparatoires

A. Comment l'odeur des croissants peut-elle nous donner faim ?

Cette activité permet de réactiver une connaissance du Collège portant sur le mouvement aléatoire et désordonné des molécules d'un gaz.

Réponses aux questions

1. Les substances odorantes provenant des croissants sont constituées de molécules.
2. Les molécules des substances odorantes se déplacent parmi les molécules de l'air et parviennent jusqu'au nez.

B. La météo, une affaire de pression...

Les élèves ont appris, dès la classe de Cinquième, que la pression des gaz s'exprime en hectopascal, sous-multiple du pascal, unité du système international. Nous avons choisi l'exemple de la météorologie, car ce sujet fait l'objet d'un thème interdisciplinaire, fréquemment étudié en classe de Cinquième.

Réponses aux questions

1. L'unité de pression utilisée en météorologie est l'hectopascal (qui se confond avec le millibar). La pression atmosphérique normale a pour valeur : 1013 hPa .
2. Lorsque la pression atmosphérique augmente, le beau temps s'annonce; lorsqu'elle diminue, on peut prévoir du mauvais temps.
3. Le vent souffle des zones de hautes pressions vers les zones de basses pressions. Dans le cas particulier de la carte, le vent souffle de l'ouest vers l'est sur les côtes françaises.

Cours

1. Comment modéliser le comportement des gaz au niveau microscopique ?

Le mouvement aléatoire des molécules d'un gaz est mis en évidence dans l'expérience conduite dans l'activité 1. L'objet de ce paragraphe est de faire comprendre à l'élève la nécessité d'introduire, à notre échelle, des paramètres macroscopiques pour décrire le comportement des gaz. Une étude plus fine des relations entre ces paramètres macroscopiques sera poursuivie dans le chapitre suivant.

➤ Activité 1

L'observation du mouvement aléatoire de particules de fumées permet d'introduire le mouvement brownien des molécules constituant l'air qui nous entoure. La vidéo de cette expérience est disponible dans le **cd-rom** d'accompagnement du manuel ainsi qu'un simulateur du mouvement des particules au niveau microscopique.

L'expérience consiste à enfermer de la fumée dans une cuve à spectrophotométrie placée sur le plateau d'un microscope (grossissement $\times 12$). Un faisceau laser éclaire cette cuve latéralement et la lumière diffusée par les particules de fumée est observée à l'aide d'une caméra placée sur l'oculaire du microscope (il faut préalablement enlever l'objectif de la caméra afin d'obtenir un grossissement correct). Attention ! En aucun cas les réglages ne doivent se faire à l'œil nu.

Il est important de faire remarquer aux élèves que cette expérience ne permet pas d'observer directement les molécules constituant l'air mais d'en conclure l'existence et le mouvement aléatoire et désordonné. Si les particules de fumées n'ont pas un mouvement rectiligne et uniforme, c'est parce qu'elles ont rencontré d'autres particules, invisibles avec l'instrument utilisé : les molécules constituant l'air.

On peut aussi visualiser le mouvement brownien dans les liquides. Pour cela, on utilise de l'encre de Chine (particules de carbone) diluée 30 fois que l'on observe directement entre la lame et la lamelle d'un microscope (grossissement $\times 12$).

Réponse à la question

Les particules de fumée ne sont pas immobiles et ne peuvent avoir un mouvement rectiligne, car elles subissent des chocs de la part des molécules de dioxygène et des molécules de diazote.

2. Comment interpréter et mesurer une pression ?

La pression est introduite à partir de la force pressante exercée par un gaz sur une paroi. La pression est une grandeur scalaire, alors que la force pressante est une grandeur vectorielle, ce qui constitue une source de difficulté pour les élèves. La notion de pression atmosphérique déjà abordée au Collège fait l'objet de l'activité 2.

➤ Activité 2

Cette activité permet d'introduire d'une part l'existence de la pression atmosphérique et d'autre part l'effet des variations de pression sur une paroi mobile et déformable. On peut indiquer aux élèves qu'il existe des forces de tension superficielle à la surface du ballon qui expliquent pourquoi il est difficile par exemple de gonfler un ballon de baudruche neuf ; cette question est cependant délicate et expose le professeur à un dépassement de programme.

On soulignera que le corps humain est également soumis à la pression atmosphérique mais que nous ne ressentons pas ses effets, car la pression à l'intérieur des tissus compense celle due à l'air atmosphérique. En revanche, de graves problèmes peuvent surgir si la pression varie de façon importante ; c'est le cas, notamment, lors des plongées sous-marines ou lors des vols spatiaux. Une vidéo de cette expérience, réalisée avec un gant en latex, est disponible dans le **cdédrom** d'accompagnement. Elle est suivie d'un simulateur du mouvement des molécules, au niveau microscopique, de part et d'autre de la paroi. On peut ainsi interpréter l'évolution de la grandeur macroscopique pression par un comportement au niveau microscopique de la matière. Le **cdédrom** propose également une vidéo de l'expé-

rience du « crève-vessie », accompagnée d'un simulateur, et de l'expérience historique des hémisphères de Magdebourg qui peuvent être l'objet d'autres activités proposées en classe.

Réponse à la question

Lorsqu'on pompe l'air sous la cloche, le ballon gonfle, car la pression de l'air à l'intérieur du ballon est momentanément très supérieure à la pression de l'air à l'extérieur, sous la cloche. À l'équilibre, lorsque le volume a cessé d'augmenter, la pression de l'air à l'intérieur du ballon est légèrement supérieure à celle de l'air à l'extérieur, car les forces pressantes internes doivent compenser les forces de tension superficielle et les forces pressantes externes.

3. Comment interpréter et mesurer une température ?

L'activité 3 s'appuie sur une expérience simple servant de support à l'interprétation microscopique de la température. La présentation succincte de la thermométrie, qui suit, pourra être utilement complétée par l'étude conduite dans la rubrique *Rechercher et expérimenter*.

➤ Activité 3

Le fait que la pression augmente lorsque la température augmente est relié à l'intensité des chocs des particules sur les parois du récipient. Ce passage du macroscopique au microscopique n'a rien d'évident, compte tenu des connaissances des élèves : nous avons évoqué simplement la notion intuitive de violence des chocs liée à la vitesse des particules sans pouvoir préciser qu'une augmentation de la vitesse a pour conséquence, non seulement une percussion accrue de chaque particule, mais également un nombre de chocs par unité de temps plus grand, ces deux facteurs contribuant à accroître la pression.

Réponses à la question

On constate que la pression du gaz augmente lorsque la température s'élève.

Rechercher et expérimenter

Après une approche historique de la thermométrie, nous faisons étudier expérimentalement le principe d'un thermomètre moderne, le thermomètre électronique à thermistance.

1. Les thermomètres dans l'histoire

Réponse aux questions

1. Thermomètre à dilatation : le phénomène de dilatation ; thermomètre électronique : la modification en fonction de la température des caractéristiques de certains composants électroniques (voir § 3.2 du cours) ; thermomètres à rayonnement : le rayonnement émis par un corps dépend de sa température.

2. Les thermomètres à alcool et les thermomètres électroniques.

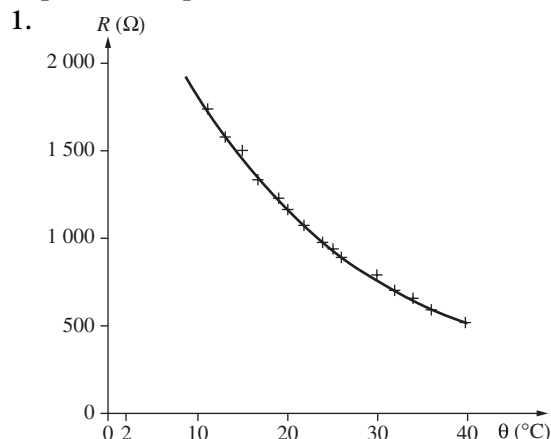
3. Pyromètre vient de *pyros* (le feu en grec) et *metros* (mesurer en grec). De la même famille : antipyrétique (médicament contre la fièvre), pyrogravure (gravure effectuée en brûlant souvent sur le bois...).

4. Le mercure, toxique, est interdit.

5. 32 °F : 212 °F ; 68 °F.

2. Le principe du thermomètre électronique

Réponses aux questions



2. La résistance décroît lorsque la température augmente : il s'agit d'une thermistance à coefficient de température négatif.

3. On mesure la résistance de la thermistance à la température de la salle. Par exemple, on trouve 1080 Ω ; d'après la courbe, la température est égale à 22 °C.

4. La variation de la résistance est la plus importante dans le domaine des températures faibles.

5. La thermistance présente la plus grande sensibilité dans le domaine des températures faibles.

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

a. Observation du mouvement brownien ou diffusion de gaz.

b. Espace vacant entre les entités qui le composent.

c. Même volume mais pressions, températures et quantités de matière différentes (0,01 mol a une masse de 0,44 g).

d. Force verticale et dirigée vers le haut avec point d'application au centre de la surface.

e. Si la surface double, la valeur de la force pressante double.

f. Thermomètre à alcool et thermomètre électronique.

Exercices

1. 1. a. L'eau n'entre pas totalement dans le verre : celui-ci contient donc de la matière.

b. L'eau entre partiellement dans le verre : l'air qu'il contient est donc compressible.

2. Elle diminue, car le volume occupé par les molécules diminue.

2. 1. a. Le flacon du dessus contient des molécules de dioxyde d'azote dispersées, en agitation dans toutes les directions. Le flacon du dessous contient des molécules de diazote et de dioxygène dans le rapport 4/1, dans le même état que celles contenues dans le flacon du dessus.

b. Même contenu dans les deux flacons : mélange de molécules de diazote, de dioxygène et de dioxyde d'azote dispersées, en agitation dans toutes les directions.

2. Les deux gaz se sont mélangés, car l'agitation des molécules et l'espace laissé vacant entre les molécules permettent aux deux gaz de diffuser l'un dans l'autre.

3. 1. La pression p du gaz grâce au manomètre et la température θ grâce au thermomètre.

2. $n = \frac{m}{M} = \frac{0,5}{44}$, soit $n = 1,1 \times 10^{-2}$ mol.

3. On peut remplir le récipient avec de l'eau jusqu'à la hauteur du bouchon puis mesurer ce volume d'eau avec une éprouvette graduée.

4. Oui, un gaz occupe tout le volume disponible. Cependant ce volume est très supérieur à celui de l'ensemble des molécules de dioxyde de carbone.

4. 1. Si la force pressante exercée par un gaz sur une surface est multipliée par 3 :

a. la pression est multipliée par 6, si la surface est divisée par 2 ;

b. la surface est triplée, si la pression est inchangée.

2. Si la pression du gaz est doublée :

a. la force est multipliée par 2, si la surface est inchangée ;

b. la surface est divisée par 2, si la force est inchangée.

5. 1. En gonflant le ballon, on augmente la quantité de matière de gaz enfermée dans un volume quasiment constant : les chocs sur la paroi intérieure du ballon sont plus nombreux, donc les forces pressantes augmentent.

2. Le ballon est plus dur, car il y a plus de chocs sur les parois. La pression du gaz augmente.

6. 1. La pression atmosphérique qui s'exerce à l'extérieur du bocal quand on fait le vide à l'intérieur.

2. La pression est due aux chocs des molécules. Lorsqu'on fait le vide sous le bocal, les molécules sont moins nombreuses sous le film, et leurs chocs sur celui-ci ne compensent plus ceux des molécules qui se trouvent au-dessus. Il en résulte un déplacement du film qui s'incurve et qui crève quand il est trop tendu.

7. 1. La valeur de la force intérieure F_{int} exercée par le gaz à l'intérieur de l'avion est égale à :

$$p_{\text{int}} = 8,00 \times 10^4 \text{ Pa} ; S = 9,00 \times 10^{-2} \text{ m}^2 ;$$

$$F_{\text{int}} = 8,00 \times 10^4 \times 9,00 \times 10^{-2} = 7,20 \times 10^3 \text{ N}.$$

La valeur de la force F_{ext} exercée par l'air à l'extérieur de l'avion est égale à :

$$F_{\text{ext}} = 2,60 \times 10^4 \times 9,00 \times 10^{-2} = 2,34 \times 10^3 \text{ N}.$$

2. Les forces sont représentées par des segments fléchés de longueur 7,2 cm et 2,3 cm, perpendiculaires à la surface du hublot.

3. La force résultante est dirigée perpendiculairement à la surface du hublot, de l'intérieur de l'avion vers l'extérieur. Sa valeur est égale à :

$$F = F_{\text{int}} - F_{\text{ext}} = 4,86 \times 10^3 \text{ N}.$$

8. 1. Proposition b.

2. Propositions a et b.

3. Propositions a, b et c.

9. Si la température s'élève, l'agitation des molécules augmente, augmentant ainsi le nombre de chocs, la pression et les forces pressantes. Le flacon risque alors d'exploser.

10. 1. a. Le diazote et le dioxygène (en haut), le dioxyde de carbone (en bas).

b. Diazote N_2 ; dioxygène O_2 et dioxyde de carbone CO_2 .

2. a. Le dioxyde de carbone a pour masse molaire $44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, le diazote $28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et le dioxygène $32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

b. Les molécules de dioxyde de carbone sont les plus lourdes.

3. a. Du fait de l'agitation moléculaire, les molécules de dioxyde de carbone et les molécules de diazote et de dioxygène vont se mélanger peu à peu. Les molécules les plus lourdes ne restent pas au fond du flacon mais diffusent dans le flacon supérieur.

b. De l'eau de chaux, introduite dans le flacon supérieur, pourrait caractériser, au bout d'un certain temps, la présence de dioxyde de carbone à l'issue de la diffusion.

11. 1. Par exemple : 1 000 mbar correspondent à 75 cm de mercure.

2. 1 mbar correspond à 0,75 mm de mercure ; 1 mm de mercure correspond à 1,33 mbar.

3. Dépression : pluie ou vent ; haute pression : beau temps.

Remarque : on aurait pu alors demander quel temps prévoit le baromètre (beau temps, car $p > 1013 \text{ mbar}$).

12. 1. $F = p \cdot S = 1 \times 10^5 \times 1 \times 10^{-4}$, soit $F = 10 \text{ N}$.

2. Un poids de 10 N correspond à une masse de 1 kg d'après la relation $P = m \cdot g$. Chaque centimètre carré de notre peau subit donc une force pressante équivalente au poids d'un objet de masse 1 kg!

13. 1. D'après la relation, $p = \frac{F}{S}$, F est le numérateur de la fraction, soit $F = 1,50 \times 10^2 \text{ N}$.

2. On reconnaît au dénominateur l'expression de la surface d'un cercle de rayon $1,2 \times 10^{-2} \text{ m}$.

3. Pour maintenir fermé un bouchon d'un récipient contenant un gaz, il faut exercer une force de valeur 150 N. Ce bouchon est cylindrique et le rayon de la surface en contact avec l'air vaut 1,2 cm. Quelle est la pression du gaz contenu dans le récipient?

4. $p = 3,3 \times 10^5 \text{ Pa}$.

14. 1. $P = m \cdot g = 0,200 \times 9,8$, soit $P \approx 2,0 \text{ N}$.

2. $F = p \cdot S = 1,0 \times 10^5 \times \pi \times \left(\frac{6,0 \times 10^{-2}}{2}\right)^2$, soit $F \approx 2,8 \times 10^2 \text{ N}$: la feuille étant horizontale, la force est perpendiculaire à la feuille et dirigée vers le haut.

15. 1. Dans la troposphère :

a. La pression diminue lorsque l'altitude augmente.

b. La température diminue lorsque l'altitude augmente.

c. la pression diminue parce que le nombre de chocs sur une paroi diminue.

d. La température décroît avec l'altitude, car l'agitation des molécules diminue.

2. Dans la stratosphère :

a. La pression diminue lorsque l'altitude augmente.

b. La température augmente lorsque l'altitude augmente.

c. La pression diminue avec l'altitude parce que le nombre de chocs sur une paroi diminue.

d. La température croît avec l'altitude, car l'agitation des molécules augmente.

16. 1. Si on emprisonne une quantité donnée d'air dans un ballon et que l'on s'élève en altitude, on constate que le volume du ballon va augmenter de la même manière que si on avait emprisonné une quantité d'air plus importante. En retournant au point de départ, c'est-à-dire à la même altitude, on constatera que le volume du ballon diminuera jusqu'à retrouver à peu près sa valeur initiale.

2. Lorsqu'on s'élève en altitude, le volume du ballon augmente sous l'effet de forces exercées par l'air intérieur. Ceci indique que la pression intérieure est supérieure à la pression extérieure, car celle-ci a diminué avec l'altitude.

3. À l'aide de cette expérience, Blaise PASCAL a montré que, lorsqu'on s'élève en altitude, la pression atmosphérique diminue.

4. Lors des randonnées en montagne, le nombre de molécules de dioxygène par litre d'air diminue, on peut donc parfois éprouver des maux de tête dus à un manque d'oxygénation lors de la respiration. On peut également observer que les sacs hermétiques ont un volume qui augmente (paquet de chips, de bonbons...).

17. 1. Les molécules de l'air diffusent une lumière plus riche en radiations bleues.

2. Molécules de dioxygène et de diazote.

3. La température : elle augmente lorsque la planète se rapproche du Soleil. Cette augmentation est défavorable au maintien d'une atmosphère sur une planète, car les molécules sont plus agitées et leur vitesse peut atteindre la vitesse de libération.

4. La température n'est pas le seul paramètre à prendre en compte ; il faut aussi considérer la valeur de l'intensité de la pesanteur sur la planète.

5. L'intensité de la pesanteur sur une planète est donnée par la formule :

$g_p = \frac{G \cdot m_p}{r_p^2}$ où m_p désigne la masse de la planète supposée sphérique et r_p son rayon.

a. Si la planète est plus massive, g_p est plus grand : la planète retient plus facilement son atmosphère.

b. Si la planète est plus grosse, g_p est plus petit : la planète retient moins facilement son atmosphère.

6. La phrase du texte est incorrecte ; il faut la remplacer par : « Les molécules de gaz atmosphérique s'échappent d'autant plus facilement d'un corps céleste qu'il est plus petit et plus massif qu'un autre ».

18. 1. Vide : absence de matière, donc absence d'entité au niveau microscopique. La pression devrait être nulle.

2. Un tube, renversé sur une cuve de mercure, avec une hauteur de mercure de 76 cm au-dessus de l'eau.

3. L'air atmosphérique exerce une force de valeur égale et de sens opposée à celle de la hauteur de mercure contenue dans le tube.

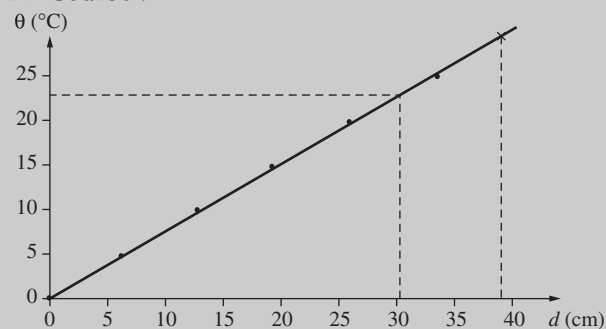
4. Cette force est égale au poids de la colonne de mercure, car les forces se compensent :

$$F = m \cdot g = \rho_{\text{mercure}} \cdot V \cdot g = \rho_{\text{mercure}} \cdot g \cdot h \cdot \pi \cdot \left(\frac{d}{2}\right)^2.$$

5. Si TORRICELLI avait utilisé de l'eau, la hauteur de la colonne aurait été 13,6 fois plus grande, car l'eau est 13,6 fois moins dense que le mercure : $h = 13,6 \times 76 = 10,2 \text{ m}$.

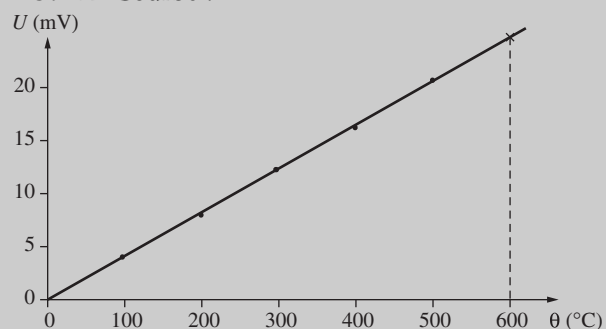
19. 1. Phénomène de dilatation du gaz.

2. Courbe :



3. Entre 22 °C et 23 °C.

20. 1. Courbe :



2. On obtient une droite passant par l'origine, représentation graphique d'une fonction linéaire, ce qui définit une relation de proportionnalité entre U et θ : $U = k \cdot \theta$ avec $k = 0,041 \text{ mV/}^\circ\text{C}$.

Remarque : question complémentaire : on aurait pu demander de déterminer θ pour $U = 10 \text{ mV}$ de deux manières différentes.

Des mesures de pression au sommet du Puy de Dôme

Les extraits qui suivent sont ceux d'une correspondance entre Blaise PASCAL, habitant Rouen, qui fit appel à son beau-frère PÉRIER de Clermont-Ferrand, pour réaliser des expériences.

La journée de samedi dernier 19 de ce mois fut fort inconstante : néanmoins, le temps paraissant assez beau sur les cinq heures du matin, et le sommet du Puy de Dôme se montrant à découvert, je me résolus d'y aller pour y faire l'expérience. Pour cet effet, j'en donnai avis à plusieurs personnes de condition de cette ville de Clermont. [...]

Nous fîmes donc ce jour-là tous ensemble sur les huit heures du matin dans le jardin des Pères Minimes, qui est presque le plus bas lieu de la ville, où fut commencée l'expérience en cette sorte.

Premièrement, je versais dans un vaisseau¹ seize livres de vif-argent², que j'avais rectifié³ durant les trois jours précédents. Ayant pris deux tuyaux de verre de pareille grosseur, et longs de quatre pieds chacun, scellés hermétiquement par un bout et ouverts par l'autre, je fis, en chacun d'eux, l'expérience ordinaire du vide dans ce même vaisseau, et ayant approché et joint les deux tuyaux l'un contre l'autre, sans les tirer hors de leur vaisseau, il se trouva que le vif-argent qui était resté en chacun d'eux, au-dessus de la superficie de celui du vaisseau, vingt-six pouces trois lignes et demie. Je refis cette expérience dans ce même lieu, dans les deux mêmes tuyaux, avec le même vif-argent et dans le même vaisseau deux autres fois, il se trouva toujours que le vif-argent des deux tuyaux était à même niveau et en la même hauteur que la première fois.

Cela fait, j'arrêtai à demeure l'un de ces deux tuyaux sur son vaisseau en expérience continuelle. [...] Et avec l'autre tuyau, et une partie de ce même vif-argent, je fus, avec tous ces Messieurs, faire les mêmes expériences au haut du Puy de Dôme, élevé au-dessus des Minimes environ de 500 toises, où il se trouva qu'il ne resta plus dans ce tuyau que la hauteur de vingt-trois pouces deux lignes de vif-argent. [...]

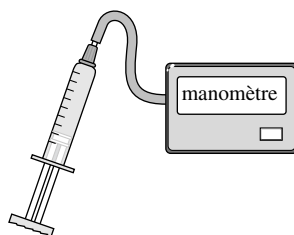
Enfin, étant revenus aux Minimes j'y trouvai le vaisseau que j'avais laissé en expérience continuelle, en la même hauteur où je l'avais laissé, de 26 pouces trois lignes et demie. [...]

Le lendemain, le Théologal⁴ de l'église cathédrale me proposa de faire la même expérience au pied et sur le haut de la plus haute des tours de Notre-Dame de Clermont, je fis le même jour l'expérience ordinaire du vide, en une maison particulière qui est au plus haut lieu de la ville, élevé par-dessus le jardin des Minimes de six ou sept toises, et à niveau du pied de la tour : nous y trouvâmes le vif-argent à la hauteur d'environ 26 pouces 3 lignes. [...]

Ensuite je la fis sur le haut de la même tour, élevée par-dessus son pied de 20 toises, et par-dessus le jardin des Minimes d'environ 26 ou 27 toises : j'y trouvai le vif-argent à la hauteur d'environ 26 pouces une ligne.

Activité complémentaire

Après une activité documentaire sur l'histoire des mesures de pression, nous étudierons expérimentalement le principe de fonctionnement d'un pressiomètre électronique comportant un capteur MPX 5100.



1. Vaisseau : dans la langue classique, récipient servant à contenir des liquides.

2. Vif-argent : désignait le mercure jusqu'au XVII^e siècle.

3. Rectifié : distillé.

4. Théologal : chanoine du chapitre d'une cathédrale qui enseigne la théologie.

1. Quel est le but de l'expérience commandée à Monsieur PÉRIER par Blaise PASCAL? Ce but a-t-il été atteint?

2. Réaliser un schéma légendé du dispositif expérimental utilisé par Monsieur PÉRIER.

3. Exprimer les valeurs de pression citées dans le texte dans l'unité actuelle de pression.

4. D'après les résultats donnés par M. PÉRIER, la diminution de pression est-elle proportionnelle à l'augmentation d'altitude?

Données :

Une pression de 76 cm de mercure correspond à $1,013 \times 10^5$ Pa.

Toise : unité de mesure qui valait 1,949 m à Paris; pied : $1/6^e$ de toise; pouce : $1/72^e$ de toise; ligne : $1/12^e$ de pouce.

Réponses aux questions

1. Le but de l'expérience est de montrer que la pression atmosphérique diminue lorsque l'altitude augmente.

2. Tubes verticaux plongeant dans la cuve à mercure.

3. Pression dans Clermont-Ferrand en hauteur de mercure : 71,2 cm, soit $9,49 \times 10^4$ Pa.

Pression au sommet du Puy de Dôme : 62,7 cm de mercure, soit $8,36 \times 10^4$ Pa pour une augmentation d'altitude de 974 m.

Pression au sommet de la cathédrale : 70,6 cm de mercure, soit $9,41 \times 10^4$ Pa pour une augmentation d'altitude comprise entre 50,67 m et 50,62 m (altitude de l'ordre de 50 m).

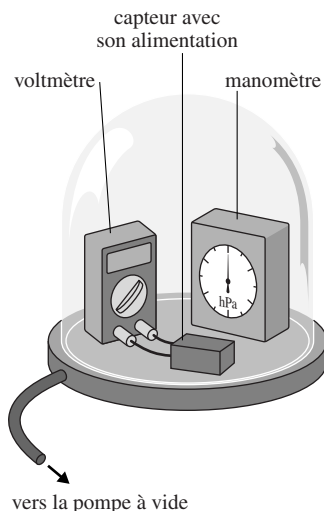
4. Pour une variation d'altitude d'environ 1 000 m, on observe une diminution de pression de $1,13 \times 10^4$ Pa, soit une diminution de $11 \text{ Pa} \cdot \text{m}^{-1}$.

Pour une variation d'altitude de 50 m, on observe une diminution de pression de $0,08 \times 10^4$ Pa, soit $12 \text{ Pa} \cdot \text{m}^{-1}$. La diminution de pression est pratiquement proportionnelle à l'altitude.

Le principe d'un pressiomètre électronique

Un pressiomètre électronique comporte un système associé à un capteur qui, alimenté sous une tension fixe, présente une tension de sortie dépendant de la pression.

On souhaite étudier l'évolution de la tension de sortie d'un capteur MPX 5100 en fonction de la pression.



1. Expérience

• Placer le capteur MPX 5100, convenablement alimenté et muni d'un voltmètre, sous une cloche à vide contenant un manomètre (voir ci-avant).

• Faire décroître la pression de l'air sous la cloche; la mesurer régulièrement en relevant simultanément la tension électrique de sortie correspondante.

• Regrouper les résultats dans un tableau comme ci-dessous :

U (V)	0,50	1,00	1,50	2,00	2,50	3,00	3,50	4,00	4,50
p (hPa)	0	120	250	370	500	600	750	880	1020

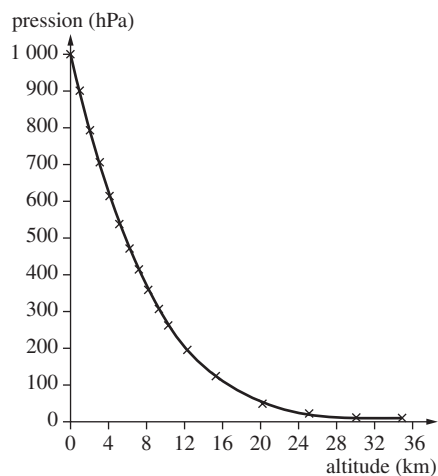
2. Exploitation des résultats

1. À partir de résultats obtenus en travaux pratiques ou de deux résultats du tableau ci-dessus, tracer manuellement, ou à l'aide d'un tableur, la courbe d'étalonnage du capteur de pression, c'est-à-dire le graphique donnant l'évolution de la tension de sortie U du capteur en fonction de la pression p .

2. La tension de sortie aux bornes du capteur est-elle une fonction linéaire de la pression? une fonction affine?

3. Utiliser la courbe obtenue et le capteur de pression pour déterminer la pression atmosphérique dans la salle.

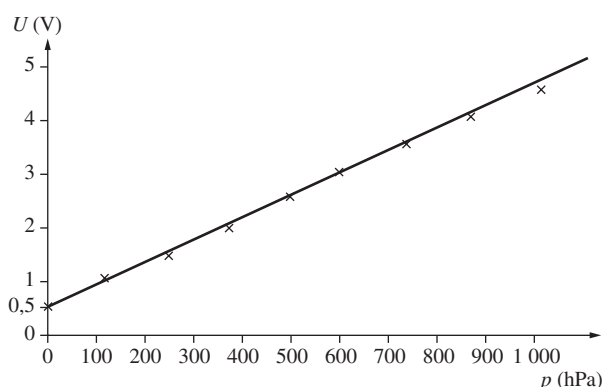
4. À l'aide de la courbe ci-dessous et de celle obtenue précédemment, tracer le graphique représentant l'évolution de l'altitude h en fonction de la tension de sortie U .



5. La courbe obtenue à la question 4 permet d'utiliser le capteur de pression comme altimètre. Déterminer expérimentalement l'altitude de la ville.

Réponses aux questions

1.

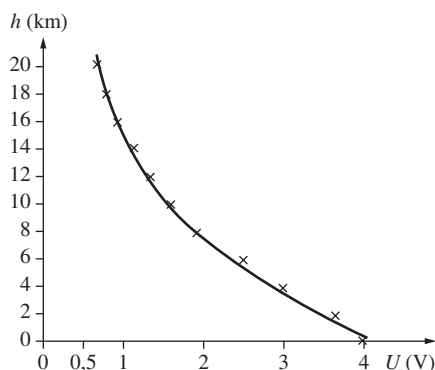


La tension U est une fonction affine de la pression p ; sensibilité du capteur : $5 \times 10^{-3} \text{ V} \cdot \text{hPa}^{-1}$.

2. Fonction affine.

3. Par exemple pour 900 hPa, nous trouvons $U = 3,7 \text{ V}$.

4. Courbe représentant l'altitude en fonction de la tension :



Exercices complémentaires

Énoncés

1. Reconnaître des grandeurs macroscopiques

On enferme de l'air dans une seringue graduée en millilitre, un manomètre étant relié à l'extrémité libre. Quels paramètres décrivant l'état du gaz peuvent ainsi être mesurés ?

2. Connaître l'échelle CELSIUS

Chez les CELSIUS, la science est affaire de famille. Né en 1701, à Uppsala (Suède), Anders CELSIUS devient professeur d'astronomie à l'université de sa ville, à la suite de ses deux grands-pères et de son père. Grâce à ses observations météorologiques, CELSIUS élabore en 1742 un thermomètre à mercure fondé sur une échelle centésimale des températures, dont le 0 marque le point d'ébullition et 100 le point de congélation de l'eau. Cette échelle, l'une des premières du genre, sera inversée après la disparition de son inventeur, adoptant sa forme actuelle. Anders CELSIUS meurt prématurément en avril 1744 de tuberculose.

a. Quel type de thermomètre a élaboré CELSIUS ? Quel phénomène physique est mis en jeu dans son thermomètre ?

b. Expliciter la phrase : « Cette échelle sera inversée..., adoptant sa forme actuelle ».

Voir aussi le site : <http://www.infoscience.fr/histoire/biograph/>

3. Randonnée en montagne

Arthur part faire une randonnée en montagne. Il emporte un paquet de chips dans son sac à dos. Arrivé au sommet de la montagne, il s'arrête pour déjeuner. Il constate que son paquet de chips est gonflé. Expliquer ce phénomène.

4. Le bilame thermique

Un bilame thermique est constitué de deux bandes d'alliages différents, soudées à plat sur toute leur surface. Lorsqu'un tel



bilame est soumis à une variation de température, les dilatations différentes des deux faces provoquent des tensions : il en résulte une incurvation de l'ensemble. Par exemple, dans le dispositif représenté ci-contre, une augmentation de température fait se déplacer la lame supérieure vers la lame inférieure, jusqu'à ce que le contact ait lieu.

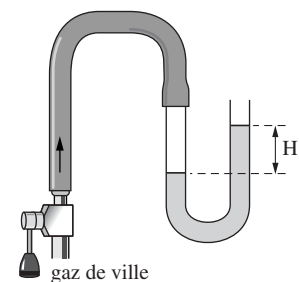
a. Dédurre de cette expérience quel est l'alliage qui se dilate le plus.

b. Quelle peut être l'utilité d'un tel dispositif ?

5. Gaz de ville sous pression

Un tube en U contient de l'eau colorée, le niveau du liquide dans les deux branches du U est le même au départ. La surface S de l'eau en contact avec l'air est dans chaque branche de $1,5 \text{ cm}^2$. Un manomètre indique que la pression atmosphérique du laboratoire est $p = 1,0 \times 10^5 \text{ Pa}$.

On relie par un tuyau souple en caoutchouc une des branches du U à l'arrivée du gaz de ville. On constate alors une dénivellation H entre les deux niveaux de liquides.



a. Quelle est la pression qui s'exerce sur la surface de l'eau à l'air libre ?

b. Calculer la valeur F_a de la force pressante exercée sur la surface de l'eau à l'air libre.

c. Peut-on dire que la valeur F_G de la force exercée par le gaz de ville sur la surface de l'eau dans le tube est supérieure à la valeur de F_a ?

d. Dédurre de cette expérience si la valeur de la pression du gaz de ville est plus élevée ou moins élevée que la pression atmosphérique.

6. Le thermomètre de Röemer

L'astronome danois Ole ROËMER (1644-1710) construit, en 1702, un thermomètre à alcool. Après avoir garni le quart du tube avec de l'alcool et après l'avoir scellé, il repère le niveau de la surface libre lorsque le tube est plongé dans l'eau bouillante, puis dans la glace fondante. Dans l'eau bouillante, la surface libre est en face d'une division qu'il note 60 ; dans la glace fondante, la surface libre est en face d'une division qu'il note 7,5. Le choix des nombres 60 et 7,5 n'est pas étonnant de la part d'un astronome danois : 60 est un nombre très important en astronomie car il est divisible par 2, 3, 4, 5, 6, 10, 12, 15... ; 7,5 lui permettait d'obtenir une échelle avec laquelle il mesurait des températures toujours positives. En effet, l'hiver à Copenhague, la température ne descend ainsi jamais au-dessous du zéro correspondant.

- a. Sur quel principe physique est fondé le thermomètre d'Ole ROËMER ?
- b. Donner un exemple dans lequel le nombre 60 est important en astronomie.
- c. À combien d'unités sur l'échelle de ROËMER correspondent $10\text{ }^{\circ}\text{C}$?
- d. À quelle valeur, en degré Celsius, correspond le zéro du thermomètre de ROËMER ?

Corrigés

1. Il est possible de connaître la pression et le volume du gaz enfermé dans la seringue.
2. a. Un thermomètre à mercure : le phénomène de dilatation.
b. Actuellement le 0 marque le point de congélation de l'eau et le 100 le point d'ébullition.
3. Lorsque Arthur a acheté son paquet de chips, il était normalement gonflé, car la pression atmosphérique dans le paquet était pratiquement égale à la pression atmosphérique à l'extérieur. Il grimpe en montagne. Or la pression atmosphérique diminue quand l'altitude augmente. Donc la pression à l'intérieur du paquet devient plus élevée qu'à l'extérieur : les forces pressantes à l'intérieur du paquet étant plus importantes qu'à l'extérieur, le paquet gonfle.
4. a. L'alliage de la bande extérieure se dilate le plus.
b. Il peut servir d'interrupteur et être utilisé dans les détecteurs d'incendie, les thermostats électriques...
5. a. La pression atmosphérique.
b. $F_a = p \cdot S = 1,0 \times 1,5 \times 10^{-4}$, soit $F = 15\text{ N}$.
c. La force F_G est plus grande que F_a , car elle repousse une colonne d'eau.
d. Comme les deux surfaces sont identiques, les deux pressions, p' exercée par le gaz de ville et p exercée par l'atmosphère sont différentes, car elles dépendent de la force pressante : p' est supérieure à p .
6. a. La dilatation de l'alcool.
b. La mesure des durées et des angles utilise un système sexagésimal.
c. Un écart de $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ correspond à : $\frac{(60 - 7,5)}{10} = 5,25$ unités.
d. $7,5$ unités correspond à $\frac{(7,5 \times 10)}{5,25} = 14,3\text{ }^{\circ}\text{C}$. Le thermomètre d'Ole ROËMER peut mesurer des températures négatives jusqu'à $-14,3\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Compléments scientifiques

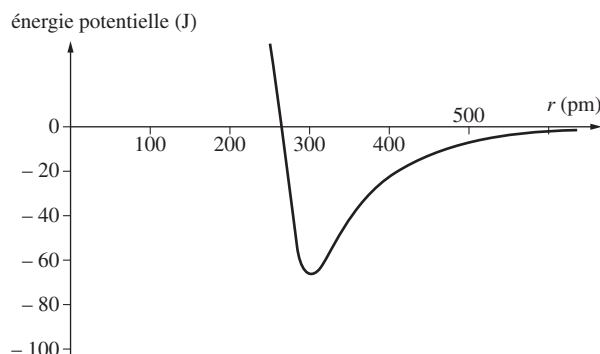
L'interprétation microscopique de la pression

1. L'état gazeux

1.1 Forces intermoléculaires

Les molécules d'un fluide (liquide ou gaz) ont une dimension de l'ordre de $0,1\text{ nm}$. Elles exercent l'une sur

l'autre des forces d'interaction électromagnétique attractives à moyenne distance, et répulsives à courte distance. Considérons, par exemple, deux atomes d'hélium : la variation de leur énergie potentielle E_p en fonction de leur distance internucléaire r est indiquée par la figure ci-dessous. La force d'interaction est donnée par la formule $F(r) = -dE_p/dr$.



Courbe d'énergie potentielle d'une paire He – He. L'énergie d'interaction est de -76 J , donc beaucoup plus faible que l'énergie d'interaction de deux atomes d'hydrogène dans la molécule de dihydrogène qui vaut -431 kJ .

On distingue deux parties :

- $r > r_0$: $F(r) < 0$: la force d'interaction est attractive, mais devient rapidement négligeable quand r croît :
- $r < r_0$: $F(r) > 0$: la force d'interaction est répulsive et croît rapidement quand r décroît.

Les forces ont un rayon d'action de l'ordre du nanomètre. Étant donné l'ordre de grandeur des distances intermoléculaires (3 nm pour un gaz, et $0,3\text{ nm}$ pour de l'eau liquide), on peut comprendre qu'elles assurent la cohésion des molécules d'un liquide, mais que leur influence est faible dans un gaz.

1.2 Agitation moléculaire

L'agitation moléculaire, ou agitation thermique, est un phénomène général qui concerne tous les états de la matière :

- les molécules d'un solide sont animées de mouvements vibratoires autour de leurs positions moyennes ;
- les molécules de gaz se déplacent presque librement entre deux chocs et peuvent, après un grand nombre de collisions, se trouver au voisinage d'un point quelconque du volume disponible.

Si on ouvre un flacon de parfum, une partie du parfum se vaporise : les molécules se répandent dans la pièce et elles deviennent détectables à plusieurs mètres au bout de quelques secondes, après un grand nombre de chocs sur les molécules qui constituent l'air.

Dans les conditions usuelles, les vitesses d'agitation avoisinent quelques centaines de mètres par seconde, et une molécule subit environ 10^8 collisions par seconde.

1.3 Distribution des vitesses

Considérons le système S de N molécules d'un gaz. Notons $\vec{v}(G)$ la vitesse du barycentre G de S dans le référentiel R du laboratoire, $\vec{v}_i$ celle de la molécule i dans R .

$\vec{v}(G)$ est la vitesse d'ensemble, perceptible à l'échelle macroscopique. C'est la vitesse d'écoulement du gaz

dans un tuyau ou la vitesse du vent. Le gaz est « au repos » si cette vitesse est nulle.

La vitesse d'ensemble d'un gaz au repos est nulle et aucune vitesse n'est mesurable directement. Les molécules sont animées de leur vitesse d'agitation qui évolue au gré des collisions. Cette agitation est désordonnée et la moyenne vectorielle des vitesses est nulle. Nous admettrons également qu'après un grand nombre de chocs, les vitesses d'agitation se répartissent de façon isotrope : cela signifie que toutes les directions sont équivalentes.

En supposant le gaz au repos, nous définirons alors deux vitesses caractéristiques :

- La vitesse moyenne est la moyenne de la norme du vecteur vitesse : $v_m = \langle |\vec{v}| \rangle$.
- La vitesse quadratique u (ou vitesse quadratique moyenne) est définie par $u^2 = \langle v^2 \rangle$.

Ces deux grandeurs statistiques, homogènes à une vitesse, sont en général différentes, mais de même ordre de grandeur. Il ne faut pas les confondre avec le vecteur vitesse moyenne qui est nul pour un gaz au repos.

On montre à l'aide de la statistique de Boltzmann que, pour une molécule de masse m :

$$v_m = \sqrt{\frac{8k_B \cdot T}{\pi \cdot m}} \text{ et } u^2 = \frac{3 \cdot k_B \cdot T}{m}.$$

1.4 Mouvement brownien

Le botaniste Robert BROWN (1773-1858) observa, en 1827, que des grains de pollen en suspension dans l'eau étaient animés de mouvements incessants et tout à fait irréguliers de translation, de rotation et de vibration, au lieu de rester immobiles. On peut observer le même phénomène avec d'autres particules très légères comme la poussière ou la fumée, ou avec des gouttelettes de liquide quand on les éclaire latéralement. Ce **mouvement brownien** constitue une preuve que la matière est formée de particules très petites : en raison de leur énergie cinétique, les molécules (invisibles) se meuvent : elles heurtent les particules en suspension (visibles) et leur communiquent alors une partie de leur énergie cinétique. Si la masse de la particule heurtée est très petite (de l'ordre de 10^{-12} g), mais suffisante pour diffuser de la lumière, sa vitesse sera alors assez grande (de l'ordre de quelques mm/s) pour que l'on puisse percevoir un mouvement. Le mouvement des particules est aléatoire, c'est-à-dire en zigzag parce que les chocs, donc les transferts de quantités de mouvement, n'ont pas de direction privilégiée.

Lorsque la température baisse, le mouvement brownien est moins rapide : il cesse à 0 K, température à laquelle tout mouvement de translation, de rotation et de vibration disparaît.

On appelle **libre parcours moyen** ℓ la distance moyenne parcourue par chaque particule entre deux chocs : son mouvement est alors rectiligne et uniforme. Dans un gaz de pression p , le libre parcours moyen est inversement proportionnel à p .

Sous une pression normale et à la température ambiante, ℓ vaut environ $1,5 \cdot 10^{-7}$ m pour des molécules d'air.

La fréquence moyenne des chocs ν_c , mesurée en hertz, est le nombre de chocs par seconde subit par une molé-

cule. La vitesse moyenne des molécules est telle que : $v_m = \ell \cdot \nu_c$. Pour l'air, à la température ambiante, ν_c vaut environ 10^{10} Hz.

La probabilité des chocs est proportionnelle à une grandeur qui a les dimensions d'une surface et s'exprime en m^2 , la section efficace des chocs σ .

En physique atomique et nucléaire, on utilise pour σ une unité très petite, le barn (b), qui fait partie du système S.I. et vaut $10^{-28} m^2$.

Si deux molécules de gaz ont des rayons r_1 et r_2 , un choc a lieu quand les centres sont séparés par une distance maximale $(r_1 + r_2)$. La section efficace géométrique est :

$$\sigma = \pi(r_1 + r_2)^2 \text{ et } \ell = \frac{1}{(\sigma \cdot n \cdot \sqrt{2})}$$

avec n nombre moyen des particules de gaz par unité de volume.

Conséquences du mouvement brownien

- **Bruit électrique.** Le mouvement brownien des porteurs de charge produit des décharges brèves et très faibles dans les fils, observables sous forme de « neige » sur l'écran de télévision quand le récepteur est branché sur un canal qui n'est pas en activité.

- **Bruit thermique.** Le choc des molécules d'air, irrégulier dans le temps, limite la sensibilité des instruments de mesure qui font intervenir des particules matérielles. L'oreille humaine n'est pas assez sensible pour détecter le mouvement brownien : l'audition permanente de ce bruit de fond serait une gêne.

C'est grâce au mouvement brownien que se produisent des phénomènes tels que la diffusion de la chaleur, la diffusion des particules dans des milieux de concentrations différentes.

2. Pression dans un gaz au repos

2.1 Définition

Les forces pressantes exercées par un fluide au repos sont caractérisées par la pression, grandeur scalaire, définie en tout point à l'échelle mésoscopique, c'est-à-dire dans un volume petit vis-à-vis de nos instruments de mesure mais contenant suffisamment de molécules pour que les grandeurs mesurées aient un sens.

La force pressante exercée sur un élément de surface, d'aire ds et de vecteur unitaire normal $\vec{n}$ en contact avec le fluide a pour expression $d\vec{f} = p(M) \cdot ds \cdot \vec{n}$: où $p(M)$ représente la pression (grandeur scalaire) au point M . Si le fluide n'est pas au repos, il est toujours possible de définir la pression en tout point, mais la force exercée sur un élément de surface peut posséder une composante tangentielle, liée à la viscosité du fluide.

L'unité légale de pression est le pascal (symbole : Pa : $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N} \cdot m^{-2}$). Cette unité est petite en regard de la pression atmosphérique moyenne. Aussi utilise-t-on couramment le bar (symbole : bar : $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$).

2.2 Interprétation microscopique : pression cinétique et pression moléculaire

La force pressante, exercée par le fluide sur une paroi, résulte de la somme des forces exercées par les molécules :

- **les forces répulsives**, à très faible portée, qui ne s'exercent que lors des chocs sur la paroi. Leur contri-

bution à la pression est appelée pression cinétique, car elle est due à un transfert de quantité de mouvement. Comme leur action sur la paroi est répulsive, cette pression cinétique est positive ;

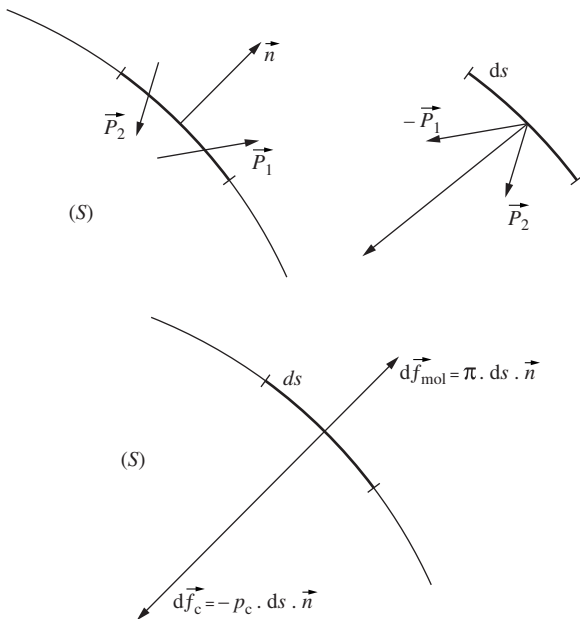
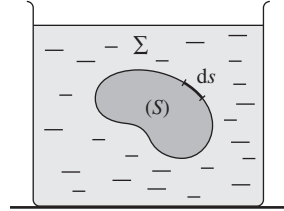
- **les forces attractives**, à moyenne portée, entre les molécules de fluides et celles de la paroi. Du fait de leur caractère attractif, leur contribution à la pression, appelée pression moléculaire, est négative.

Soit un fluide en équilibre et (S) une partie de ce fluide limitée par la surface (Σ) (voir. ci-contre).

Considérons un élément de surface ds appartenant à (Σ) et soit deux molécules traversant ds : la particule 1, possédant la quantité de mouvement $\vec{P}_1$ dans le référentiel où le fluide est en équilibre, sort du système (S) , tandis que la particule (de quantité de mouvement $\vec{P}_2$) y pénètre.

La variation de quantité de mouvement du système (S) est alors : $\vec{P}_2 - \vec{P}_1$.

Elle a été provoquée par l'impulsion de la force exercée par le reste du fluide sur la portion de surface ds (voir figures ci-après).



Si l'on considère ce qui se passe pendant une durée Δt assez grande, la force moyenne exercée sur ds n'a que des fluctuations relatives négligeables. Si le fluide considéré est, de plus, isotrope (ce qui exclut la présence d'un champ de forces tel que le champ de pesanteur), toutes les orientations de vitesses sont également probables et la force moyenne est alors normale à l'élément de surface ds .

D'où $\vec{d}f_c = p_c \cdot ds \cdot \vec{n}$ (exercée par l'extérieur)

p_c est un nombre positif appelé « pression cinétique » du fluide.

Le calcul de p_c peut se faire en utilisant la distribution des vitesses. Pour un gaz monoatomique : $p_c = n \cdot m \cdot u^2 / 3$, avec n nombre de molécules par unité de volume.

Quelle modification au calcul de la pression apporte l'existence des forces intermoléculaires ?

Lorsque ces forces sont attractives, les molécules qui sortent de (S) à travers ds sont accélérées par les forces extérieures, tandis que celles qui pénètrent dans (S) sont freinées : la quantité de mouvement échangée par (S) est donc plus faible qu'en l'absence d'interaction. Cette diminution peut être mise au compte de : $\vec{d}f_{\text{moléculaire}} = \pi \cdot ds \cdot \vec{n}$.

π qui est positive, est appelée **pression moléculaire** ou pression interne.

La force totale exercée sur ds est alors :

$$\vec{d}f = -(p_c - \pi) \cdot ds \cdot \vec{n} = -p \cdot ds \cdot \vec{n}$$

La pression totale est donc : $p = p_c - \pi$.

Si les forces d'interaction sont répulsives, $\vec{d}f$ sera de même sens que $\vec{d}f_c$, donc π sera négative, mais la formule $p = p_c - \pi$ reste exacte.

Dans les gaz, π est toujours très inférieure à p_c et $p \approx p_c$. Dans les liquides, p_c est de l'ordre de 1 kbar : la pression totale, voisine de 1 bar, près de la surface libre d'un liquide, montre que la pression moléculaire est du même ordre de grandeur. Dans des plasmas très denses, la pression cinétique est compensée par la pression moléculaire : le plasma est alors autoconfiné.

Équation d'état du gaz parfait

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

III. L'air qui nous entoure

Objectifs

L'équation d'état du modèle du gaz parfait vient finaliser cette partie (l'air qui nous entoure).

Contenus

2. Lien entre agitation thermique et température : équation d'état du gaz parfait

- L'agitation des molécules constituant un gaz à faible pression caractérise son état thermique et peut être utilisée pour définir sa température.
- Tous les gaz permettent de définir la même échelle de température, dite échelle Kelvin.
- L'absence d'agitation thermique correspond au zéro absolu.
- Unité de température absolue : le kelvin.
- La température θ en degré Celsius est déduite de la température absolue T .

Connaissances et savoir-faire exigibles

- Savoir que, à une pression donnée et dans un état thermique donné, un nombre donné de molécules occupe un volume indépendant de la nature du gaz.
- Savoir que l'équation d'état $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ définit le modèle de comportement du gaz « parfait ».
- Savoir utiliser la relation : θ (°C) = T (K) – 273,15 et T (K) = θ (°C) + 273,15.
- Savoir que, dans les conditions habituelles de température et de pression, l'air de la salle de classe peut être assimilé à un gaz parfait. Savoir utiliser la relation $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$.

Exemples d'activités

- De quels paramètres la pression d'un gaz dépend-elle? Mise en évidence de l'influence des paramètres V , n , T sur la pression d'un gaz.
- Étude quantitative du comportement d'une quan-

tité donnée de gaz à température constante : loi de MARIOTTE.

- Comment interpréter les observations de la vie courante :
 - Pourquoi un ballon de foot devient-il dur quand on le gonfle?
 - Pourquoi la soupape d'une cocote-minute se met-elle à tourner?
 - Que se passe-t-il dans l'expérience du jet d'eau?

Commentaires

Dans un souci de familiarisation avec le matériel, on confronte tout d'abord l'élève à des situations expérimentales où sont mises en œuvre des mesures de volume, de température et de pression.

Le professeur choisit des situations où l'identification, et éventuellement la mesure des grandeurs qui évoluent au cours de l'expérience, peut se faire sans équivoque : il s'agit de sensibiliser les élèves à l'interdépendance des quatre variables d'état.

On doit signaler que le calcul de la quantité de matière contenue dans un mélange gazeux (tel que l'air) n'est possible que si on en connaît l'exacte composition.

La description expérimentale de phénomènes physiques dépendant de l'état thermique d'un corps doit rester simple et ne déboucher sur aucun formalisme. On explique, à cette occasion, pourquoi les sensations thermiques humaines ne sont pas fiables pour mesurer une température. Il est important de faire comprendre aux élèves que l'échelle de température absolue est actuellement une échelle de référence dont sont déduites d'autres échelles d'utilisation courante souvent bien plus commodes.

On signale, à l'attention du professeur, que, depuis 1968, l'échelle Celsius est définie internationalement à partir d'une échelle de température absolue (ou thermodynamique) par la relation θ (°C) = T (K) – 273,15 : le degré Celsius est donc égal au kelvin et les deux échelles ne diffèrent l'une de l'autre que par une simple translation. Il découle de sa « nouvelle » définition que l'échelle Celsius n'est pas *a priori* une échelle centésimale et, du reste, elle ne l'est pas exactement (à l'échelle d'une précision du centième de degré).

La dernière partie, dont le contenu se résume à l'équation d'état du gaz parfait, est entièrement enseignée à travers des activités expérimentales comme :

- des expériences quantitatives dont l'enjeu est de comparer le comportement d'un gaz du laboratoire avec le modèle du gaz dit « parfait » ;
- des « situations-problèmes » empruntées à la vie courante ou montrant des expériences de laboratoire, dont l'enjeu est l'exercice de la démarche scientifique. Les élèves doivent utiliser les outils de résolution comme le modèle du gaz parfait et l'origine de la force pressante pour parvenir à interpréter les situations observées.

Matériel

Cours

➤ Activité 1

- Manomètre.
- Seringue.
- Deux ballons.
- Chauffe-ballon.
- Thermomètre.
- Capteur de pression.
- Cristalliseur.
- Acide chlorhydrique, glace, ruban de magnésium.
- Deux bouchons percés de deux trous.

➤ Activité 2

- Un ballon.
- Chauffe-ballon.
- Thermomètre.
- Capteur de pression.
- Un bouchon percé de deux trous.

➤ Activité 3

- Manomètre.
- Deux ballons identiques.
- Deux bouchons percés de deux trous.
- Pompe à vide.
- Deux tuyaux de verre munis d'un robinet.

Rechercher et expérimenter

- Centrale « orphy » (ou autre interface d'acquisition reliée).
- Un manomètre avec une sortie tension reliée à la centrale d'acquisition.
- Une seringue reliée au manomètre à l'aide d'un petit tuyau souple (le plus petit possible, sinon il faut tenir compte du volume résiduel d'air qu'il contient).

Déroulement du chapitre

➤ Objectifs

- Définir la température absolue.
- Savoir utiliser la relation : $\theta (^{\circ}\text{C}) = T (\text{K}) - 273,15$.
- Connaître et utiliser l'équation d'état du gaz parfait.
- Savoir que, dans les conditions habituelles de température et de pression, l'air de la salle de classe peut être assimilé à un gaz parfait.

- Savoir que, à une pression et à une température données, un nombre donné de molécules occupe un volume indépendant de la nature du gaz.

➤ Prérequis

- Savoir que l'état d'un gaz peut être décrit par quatre grandeurs macroscopiques : la pression, la température, le volume, la quantité de matière.
- Savoir utiliser un thermomètre et un manomètre.
- Connaître l'unité légale de pression.
- Connaître l'unité de quantité de matière : la mole (voir *chapitre 19*).
- Savoir déterminer une quantité de matière à partir d'une masse (voir *chapitre 19*).

Activités préparatoires

A. Les ballons-sondes

Le choix des ballons-sondes pour démarrer le chapitre permet de :

- réactiver les grandeurs macroscopiques qui décrivent l'état d'un gaz (ici de l'air) ;
- de faire réfléchir aux différents appareils de mesure qui ont pu être embarqués dans la nacelle ;
- d'ancrer la problématique dans le quotidien puisque ces dispositifs sont utilisés très régulièrement pour la surveillance de l'atmosphère.

Une discussion pourrait être engagée avec la classe sur les causes de l'augmentation de volume du diamètre du ballon ; les élèves ont souvent été confrontés à des phénomènes analogues lors des randonnées en montagne (paquet de chips) et ils savent déjà (depuis le *chapitre 10*) que la pression atmosphérique diminue avec l'altitude. Néanmoins, le problème est complexe pour les ballons, car il y a aussi une évolution non régulière de la température avec l'altitude (voir l'exercice 15, p. 164). Ainsi, sur cet exemple, il n'est pas aisé d'étudier l'influence des diverses grandeurs macroscopiques sur le volume du ballon ; tout au plus on peut dire que celui-ci dépend de la pression et/ou de la température.

Réponses aux questions

1. Les mesures réalisées par un ballon-sonde permettent l'établissement de cartes météorologiques à intervalles de temps réguliers et ainsi d'élaborer des prévisions.
2. Un ballon-sonde relève, en fonction de l'altitude, la température, la pression, le degré hygrométrique, la luminosité...

B. Pas si simple !

Cette activité préparatoire permet de faire réfléchir aux sens des évolutions des différentes grandeurs macroscopiques caractérisant le gaz enfermé dans la bouteille. Ici toutes les grandeurs variant toutes simultanément, on voit qu'il n'est alors pas aisé de voir comment elles sont reliées entre elles. Cela permet de faire émerger l'idée que pour pouvoir savoir, par exemple, comment la pression dépend du volume, il faut laisser la température et la quantité de matière constantes au cours de l'expérience. On peut alors faire réfléchir à la façon de le réaliser expérimentalement au laboratoire et d'arriver aux premiers des trois dispositifs expérimentaux de l'*activité 1*.

Réponses aux questions

1. Les gaz contenus dans la bouteille sont : l'air (diazote et dioxygène) et la vapeur d'eau.
2. Au cours de l'expérience, température, volume, pression, quantité de matière gazeuse diminuent.

Cours

1. Les grandeurs macroscopiques sont-elles liées ?

Ce paragraphe a pour objectif de montrer que les grandeurs décrivant l'état macroscopique d'un gaz sont liées.

À l'issue des *activités préparatoires A et B*, les élèves ont été sensibilisés à l'existence d'une évolution simultanée possible de ces grandeurs mais ils ne savent pas si chacune d'entre elles est sensible aux variations d'une seule autre. La première activité va permettre de mettre en évidence que la pression varie dans trois expériences du fait de la variation d'une seule grandeur (V , T puis n). Lors de la réalisation de ces expériences, on fait rechercher à l'élève les grandeurs qui varient et celles qui restent constantes dans chaque expérience pour aboutir à la conclusion.

➤ Activité 1

Réponses aux questions

	Expérience 1	Expérience 2	Expérience 3
Grandeurs maintenues constantes	température T , quantité de matière n	V et n	T et V
Grandeurs qui varient	pression p , volume V	T et p	n et p
Sens d'évolution	p augmente quand V diminue	p augmente quand T augmente	p augmente quand n augmente

2. Quelles relations peut-on établir entre les grandeurs macroscopiques ?

Ce paragraphe :

- illustre la démarche scientifique : lorsque plusieurs grandeurs peuvent varier simultanément pour étudier la dépendance d'une grandeur vis-à-vis d'une autre, il convient de fixer toutes les autres ;
- introduit la température absolue ;
- amène peu à peu à l'équation du gaz parfait en montrant, dans le premier paragraphe, que le produit $p \cdot V$ est constant quand T et n sont constantes, puis que $p \cdot V$ est proportionnel à T pour n constant et enfin que $p \cdot V$ est proportionnel à n pour T constant. Il sera précisé à chaque fois que ces relations ne sont valables que pour les gaz usuels dont les pressions ne sont pas trop élevées.

➤ Activité 2

Réponses aux questions

Le produit $p \cdot V$ est une fonction affine de θ , soit

$$p \cdot V = a \cdot \theta + b = a \cdot \left(\theta + \frac{b}{a} \right).$$

On peut montrer à l'aide de la courbe expérimentale que $b/a = 273$ et donc que $p \cdot V$ proportionnel à $\theta + 273$.

Ceci permet d'introduire la pression absolue.

➤ Activité 3

Réponses aux questions

Dans le ballon 1 :

- état initial : pression $p_i = 1$ bar, volume V , température T , quantité de matière n
- état final : pression $p_f = p_i/2 = 0,5$ bar, volume V , température T , quantité de matière $n/2$ (car les n moles de gaz se sont réparties équitablement dans les deux ballons lors de leur mise en contact).

3. L'équation d'état du gaz parfait

Ce paragraphe introduit la notion de gaz parfait et donne l'équation d'état du gaz parfait.

Il convient d'insister :

- sur les unités (les élèves ont tendance à utiliser le litre comme unité de volume et le degré Celsius pour la température) ;
- sur le calcul du volume molaire (il ne faut pas confondre le volume molaire et le volume occupé par une mole, car le premier est une grandeur intensive avec comme unité le $L \cdot mol^{-1}$ et le second est une grandeur extensive avec comme unité le L ; on peut faire l'analogie avec la différence entre concentration molaire et quantité de matière dissoute dans un litre de solution) ;
- sur le fait que pratiquement tous les gaz, dans les conditions habituelles de température et de pression, ont le comportement du gaz parfait (ceci sera montré expérimentalement dans *Rechercher et expérimenter*) : c'est l'intérêt de cette équation d'état.

Le lien avec la chimie est important dans ce chapitre car :

- le volume molaire a déjà été rencontré en chimie au moment du passage microscopique-macroscopique et utilisé pour déterminer la quantité de matière d'un gaz (l'exercice d'entraînement permet de retrouver la valeur du volume molaire dans les CNTP, valeur donnée en chimie, page 296) ;
- au même moment sont souvent abordés, dans l'étude des transformations chimiques, les bilans de matière dont certains mettent en jeu des gaz.

➤ Utilisation du cédérom

Le **cédérom** comporte une **animation** (simulation) sur le comportement du gaz parfait. On peut étudier comment, dans le cas d'un gaz parfait, les grandeurs macroscopiques sont reliées entre elles. Il est aussi possible de réaliser des mesures expérimentales (voir *Rechercher et expérimenter*, p. 173) et de les confronter à la simulation pour valider le modèle utilisé (le modèle du gaz parfait) et en conclure que le gaz étudié se comporte comme un gaz parfait.

Prérequis de l'animation

- Savoir que l'état gazeux est caractérisé par quatre grandeurs.
- Connaître les unités des grandeurs macroscopiques utilisées.

Objectifs de l'animation

Montrer qu'avec le modèle utilisé, on retrouve la loi de BOYLE-MARIOTTE et les propriétés physiques p proportionnel à T (n et V fixés) et à n (T et V fixés) trouvées expérimentalement (si la pression n'est pas trop élevée) et pouvant être déduites de l'équation d'état d'un gaz parfait.

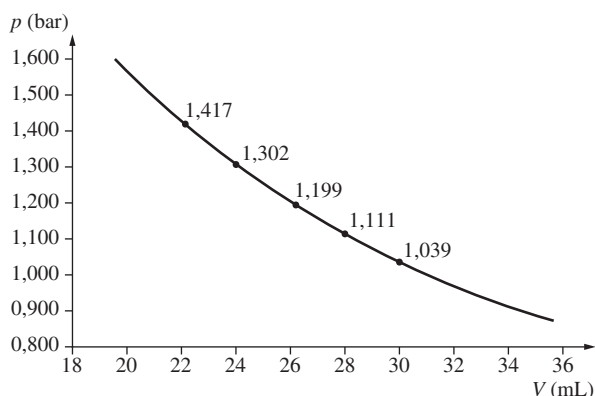
Conseils d'utilisation de l'animation

- Les élèves doivent comprendre la nécessité de fixer deux grandeurs (qui deviennent les paramètres de l'expérience) afin d'étudier le comportement des deux autres. L'animation peut servir de support au déroulement du chapitre.

- Trois simulations peuvent être réalisées, par exemple :

– Évolution de p en fonction de V (n et T fixés)

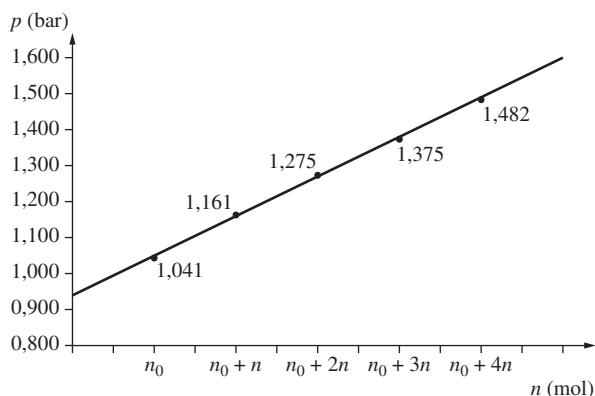
Un volume d'air égal à 30 mL, enfermé dans une seringue, est lentement comprimé. On obtient les résultats suivants :



À ce stade de l'animation, les élèves découvrent qu'avec le modèle (et lors des expériences si la pression n'est pas trop élevée) la pression p d'un gaz et son volume V ne sont pas des grandeurs proportionnelles.

– Évolution de p en fonction de n (V et T fixés)

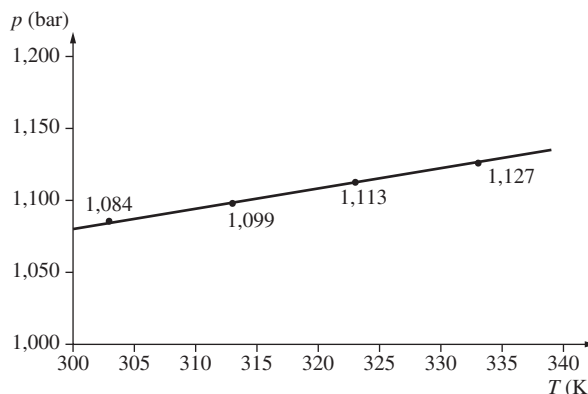
Un volume d'air égal à 30 mL, enfermé dans une première seringue, correspond à une quantité de matière d'air n_0 de départ. On injecte ensuite, à l'aide d'une deuxième seringue, des quantités de matière d'air n supplémentaires. On obtient les résultats suivants :



Ceci permet de montrer qu'avec le modèle (et dans la réalité si la pression n'est pas trop élevée) l'augmentation de la pression p d'un gaz est proportionnelle à la quantité de matière n .

– Évolution de p en fonction de T (n et V fixés)

Un volume d'air de 30 mL, enfermé dans une seringue, est plongé dans un récipient d'eau chaude dont la température T diminue au cours de l'expérience. On obtient les résultats suivants :



Ceci montre qu'avec le modèle (et en réalité si la pression n'est pas trop élevée) l'augmentation de la pression p et la température T d'un gaz sont proportionnelles.

Conclusion

En fin d'animation, l'exploitation de la première expérience ($p = f(V)$) permet de retrouver la loi de BOYLE-MARIOTTE ($p \cdot V = \text{cte}$).

Les deux autres résultats ($p = f(n)$ et $p = f(T)$) constituent un complément d'information nécessaire pour retrouver l'équation d'état des gaz parfaits ($p \cdot V = n \cdot R \cdot T$).

Dans l'exploitation du *Rechercher et expérimenter*, page 173, en confrontant les résultats expérimentaux et théoriques (donnés par cette simulation), on peut conclure au caractère parfait de l'air de la salle.

Exercice d'application

Énoncé

À la température de 25 °C, un gaz occupant un volume de 30 mL est enfermé à l'intérieur d'une seringue S. La pression mesurée est égale à 1,041 bar.

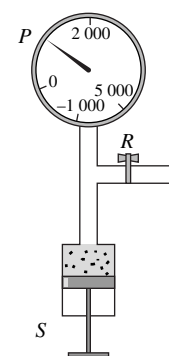
1. Quelle est la quantité de matière de gaz à l'intérieur de la seringue ?

2. Afin de déterminer la différence de pression au cours d'une transformation, on comprime lentement ce gaz jusqu'à ce que le volume atteigne 20 mL.

a. Pourquoi est-il nécessaire de réaliser cette opération « lentement » ?

b. Quelle sera la valeur de la pression finale du système gazeux ?

Donnée : $R = 8,314 \text{ SI}$.



Corrigé

1. $n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$, d'où $n = \frac{1,041 \times 10^5 \times 30 \times 10^{-6}}{8,314 \times 298}$
 $n = 1,26 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

2. a. On réalise l'opération lentement pour que le gaz ne s'échauffe pas. Ainsi, on peut considérer à la fin de l'expérience que ce gaz est à la même température qu'au départ, c'est-à-dire 25 °C.

b. Comme n et T sont constants, on peut appliquer la loi de BOYLE-MARIOTTE : $p \cdot V = \text{constante}$

$$\text{Soit } p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{V_2} = 1,041 \times \frac{30}{20} = 1,56 \text{ bar.}$$

Rechercher et expérimenter

1. En plongée, on rencontre un bar tous les dix mètres...

Cette activité permet de montrer une application concrète (et vitale) de la loi de BOYLE-MARIOTTE.

Réponses aux questions

1. a. La relation entre la pression p et la profondeur h est : $p = \frac{h}{10} + 1$, h en mètre et p en bar.

b. À 50 m de profondeur, la pression est de 6 bars.

2. a. À l'équilibre du piston, la pression doit être la même de part et d'autre du piston. Comme la pression extérieure augmente, la pression intérieure doit aussi augmenter. Le piston s'enfonce donc dans la seringue et le volume du gaz enfermé diminue afin que la pression augmente (pour être égale à celle qui règne à la profondeur), conformément à la loi de MARIOTTE.

b. À 10 m, la pression double, le volume est donc divisé par 2 : $V = \frac{30}{2} = 15 \text{ cm}^3$.

À 20 m, la pression est multipliée par 3 et le volume est divisé par 3 : $V = 10 \text{ cm}^3$.

c. On fait comme hypothèse :

- le gaz est assimilable au gaz parfait ;
- la température est constante (T constante) ;
- la seringue est étanche (n constant).

3. À 30 m, la pression est de 4 bars. Le volume de l'air respirable à cette pression est donc de $\frac{2000}{4} = 500 \text{ L}$.

L'autonomie du plongeur est donc de $\frac{500}{20} = 25 \text{ min}$.

2. L'air de la salle est-il un gaz parfait ?

La réponse affirmative à cette question est une des compétences exigibles du programme ; cette activité permet de la trouver en réinvestissant les connaissances sur le comportement d'un gaz parfait. L'élève est placé en situation d'autonomie pour utiliser ses acquis et proposer une expérience répondant à un objectif (compétences faisant partie de celles mise en jeu dans les séances de TP).

Réponses aux questions

1. Avec ce dispositif on peut modifier le volume et la pression.

2. Le volume du gaz n'est pas tout à fait égal à l'indication de la seringue, car il faut tenir compte du volume du petit tuyau (d'où l'intérêt de prendre une grosse seringue et un tuyau de faible diamètre et de petite longueur). On peut le déterminer en mesurant sa longueur et son diamètre intérieur.

Remarque : Expérimentalement, on étudie en fait l'évolution d'un volume $V + v$ de gaz, V est le volume de la seringue et v celui du petit tuyau. On a donc $p(V + v) = \text{constante} = a$, d'où $p \cdot V = a + p \cdot v$.

Il faudrait tracer $p \cdot V = f(p)$ pour déterminer v qui serait la pente de cette droite. Si on ne tient pas compte de ce volume, la valeur de $p \cdot V$ ne sera pas exactement constante mais va augmenter avec p de manière d'autant plus importante que v est grand.

3. Si l'air se comporte comme un gaz parfait, il obéit à l'équation du gaz parfait $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$. Comme n et T sont constantes, on doit vérifier que $p \cdot V = \text{constante}$ (loi de BOYLE-MARIOTTE) ; c'est-à-dire que le graphique représentant p en fonction de $1/V$ est une droite passant par l'origine.

4. Pour différentes positions du piston on lit le volume et après avoir attendu quelques minutes (il faut que l'équilibre thermique s'établisse) on note la pression.

5. On trace p en fonction de $1/V$.

6. Comme la représentation graphique est une droite, l'air de la classe emprisonné dans la seringue a le comportement du gaz parfait.

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

a. Si on augmente le volume, la pression diminue.

b. À température et quantité de matière constantes, le produit $p \cdot V$ est constant.

c. La glace fond à 0 °C, soit 273,15 K.

d. La température la plus basse est 0 K, soit -273,15 °C.

e. Les unités utilisées sont : p en pascal, V en m^3 , T en kelvin et n en mol.

f. Le volume molaire, dans ces conditions, est $24,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercices

1. 1. Il faut fixer la température et la quantité de matière.

2. Il faut fixer la température et le volume.

2. 1. les grandeurs qui vont varier sont la pression et le volume.

2. Les grandeurs qui restent constantes sont la température et la quantité de matière.

3. Au niveau microscopique, le nombre de chocs entre les molécules et contre la paroi du récipient augmente : la pression va donc augmenter.

4. Il faut maintenir la pression et la température constantes.

On peut prendre une seringue reliée par un tuyau souple à une trompe à eau, la seringue étant dans un bain à température constante (eau + glace). Le piston étant au centre du réservoir de la seringue, on le lâche puis on fait disparaître de l'air dans la seringue en

l'aspirant avec la trompe à eau. On observe le mouvement du piston.

On peut mettre dans une seringue deux réactifs conduisant après réaction chimique à la formation d'une espèce gazeuse. Au fur et à mesure de l'avancement de la réaction, le volume va augmenter avec la quantité de matière gazeuse formée.

On peut introduire aussi une quantité d'air provenant d'une pompe à vélo dans une seringue mais pour les élèves cette expérience amène des confusions car ils raisonnent en disant que l'on ajoute un volume d'air (celui contenu dans le cylindre de la pompe).

5. 1. On enferme un gaz dans une seringue reliée à un manomètre et l'on fait varier le volume à l'aide d'un piston.

2. Sont vraies les propositions **a.** et **b.** (loi de BOYLE-MARIOTTE).

6. Comme $p \cdot V = \text{constante}$, alors, entre l'état initial et l'état final, les grandeurs sont reliées par :

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

1. $p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{V_2} = 1,7 \text{ bar};$

2. $V_2 = \frac{V_1 \cdot p_1}{p_2} = 56 \text{ mL}.$

7. 1. Voir le dispositif de l'exercice résolu, page 175.

2. La pression n'est pas proportionnelle à θ mais à $\theta + 273$ qui représente la température absolue.

En effet $\frac{p_2}{\theta_2} = 0,022 \text{ bar} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$ différent de

$$\frac{p_1}{\theta_1} = 0,05 \text{ bar} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$$

et $\frac{p_2}{\theta_2 + 273} = \frac{p_1}{\theta_1 + 273} = 3,4 \times 10^{-3} \text{ bar} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}.$

8. 1. Réponse **c.** : la température absolue s'exprime en kelvin.

2. Réponses **c.** et **d.** : $T = \theta + 273,15$
et $\theta = T - 273,15$.

3. Réponse **c.** : la température absolue de l'ébullition de l'eau est : 373 K .

4. Réponse **a.** : la température de fusion commençante du mélange eau-glace est : -10°C .

5. Réponse **a.** : la température du zéro absolue est : $-273,15^\circ\text{C}$.

9. 1. $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ (voir *paragraphe 3* du cours).

2. a. V augmente avec T , car :

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} \quad (n \text{ et } p \text{ sont constants}).$$

b. $\frac{V}{T} = \text{constante} \left(\frac{n \cdot R}{p} \right).$

3. a. Lorsqu'on « surgonfle » un ballon de football.

b. $\frac{n}{p} = \frac{V}{R \cdot T} = \text{constante}$, car V et T sont constants.

10. Non, il y a autant d'atome d'hélium que de krypton, car d'après l'équation d'état du gaz parfait, la quantité de matière, $n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$, est la même.

11. 1. $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ implique que $\frac{p}{T} = \frac{n \cdot R}{V}$ qui est constant, car V et n sont constants.

2. $p' = \frac{p \cdot T'}{T} = 3,8 \text{ bars}$; le manomètre indiquera $2,8 \text{ bars}$.

12. 1. La quantité de matière du gaz est :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{13\,000}{58} = 224 \text{ mol}.$$

2. $V_m = \frac{V}{n} = \frac{R \cdot T}{p} = 24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}.$

3. Volume de gaz disponible :

$$V = n \cdot V_m = 5,56 \text{ m}^3.$$

13. 1. D'après l'équation du gaz parfait :

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} \text{ avec } n = \frac{40\,000}{29}; V = 0,112 \text{ m}^3.$$

2. Le volume libéré à 20°C sous $1,0 \text{ bar}$ vaut :

$$V' = \frac{n \cdot R \cdot T}{p'} = 33,6 \text{ m}^3.$$

14. 1. La pression atmosphérique diminue avec l'altitude, car la hauteur de la couche d'air au-dessus du ballon diminue.

2. a. La température diminue jusqu'à environ 12 km puis reste à peu près stable (elle s'élève légèrement à partir de 24 km).

b. Le ballon éclate à 29 km environ, car après avoir atteint cette valeur son altitude se met à diminuer.

c. La descente est plus rapide que l'ascension.

3. À partir de 12 km , la température restant constante et la pression diminuant avec l'altitude, d'après la loi de MARIOTTE le volume doit augmenter : l'enveloppe se distend jusqu'à éclatement.

15. 1. Le gaz contient des molécules de diazote, de dioxygène (air) et de vapeur d'eau (provenant de l'eau bouillante).

2. et **3.** Les quantités de matière de diazote et de dioxygène restent constantes alors que la quantité de matière de vapeur d'eau diminue, car la vapeur se condense avec le refroidissement de l'ensemble.

4. $p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$: initialement V est constant et T diminue (refroidissement) ainsi que n (condensation de la vapeur d'eau); donc p diminue. La pression extérieure est plus grande que la pression intérieure : la bouteille s'écrase.

Au niveau microscopique, puisque T diminue, les molécules vont moins vite et les chocs contre la paroi de la bouteille sont moins violents. D'autre part, n diminuant, les chocs sont aussi moins nombreux. Les forces pressantes intérieures diminuent : la pression diminue (car $F = p \cdot S$).

5. Tous les paramètres p , T , V , n varient en même temps.

16. 1. La pression extérieure diminuant et la pression intérieure étant celle régnant lors de la fermeture du paquet (en plaine), pour qu'il y ait quasi-équilibre entre la pression intérieure et extérieure, le volume du paquet augmente au fur et à mesure de l'ascension.

2. Si T diminue, il en est de même de V (car la pression est sensiblement la même des deux côtés de la paroi du ballon et la quantité de matière est constante), en effet $V = T \cdot \left(\frac{n \cdot R}{p} \right)$.

17. **1.** Réponse **a.** **2.** Réponse **b.** **3.** Réponse **b.**
4. Réponse **b.**

18. **2.** **a.** $n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = 0,0622 \text{ mol.}$

b. La variation de masse du briquet est égale à la masse de butane qu'il contient : $m = 3,58 \text{ g}$

3. La masse molaire du butane est :

$$M = \frac{m}{n} = 57,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Ce résultat est compatible avec les données car $M = 4 \cdot M_C + 10 \cdot M_H = 58 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

19. **1.** Il faut purger l'appareil pour évacuer l'air initialement présent dans le flacon.

2. **a.** Le volume molaire est :

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{R \cdot T}{p} = 8,314 \times \frac{297}{1,01} \times 10^5 \\ = 24,4 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = 24,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

b. La quantité de matière de dioxygène est :

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{0,22}{24,4} = 9,0 \text{ mmol.}$$

20. Sont vraies les propositions **1. b.**, **2. a.**, **3. b.** et **4. a.**

21. Jules a d'abord tort et Justine a raison, car :

$$V_m = \frac{R \cdot T}{p} \text{ est indépendant de la nature du gaz.}$$

$$\text{Il a ensuite raison car : } p \cdot V = \frac{m \cdot R \cdot T}{M}$$

$$\text{et } m = \frac{p \cdot V \cdot M}{(R \cdot T)}. \text{ Donc si } p, V \text{ et } T \text{ sont les mêmes,}$$

la masse m est d'autant plus grande que la masse molaire M du gaz est importante : ce qui est le cas pour le butane (masse molaire $58 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

22. **1.** Volume d'air disponible : $V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$, d'où $p \cdot V/T = \text{constante}$ car n est constant.

$$\text{a. } V' = \frac{p \cdot V}{p'} \text{ car } T = T', \text{ soit } V' = 2400 \text{ L.}$$

$$\text{b. } V'' = \frac{p \cdot V \cdot T''}{p'' \cdot T} = 778 \text{ L.}$$

2. Chaque minute le plongeur inspire 16 L d'air (sous 3 bar et à 12°C), ce qui correspond à 49,3 L (sous 1 bar et à 20°C) (on utilise la relation : $\frac{p \cdot V}{T} = \text{constante}$).

3. Autonomie du plongeur :

$$t = \frac{(2400 - 360)}{49,3} = 41,4 \text{ min.}$$

4. Chaque minute le plongeur inspire 16 L d'air (sous 6 bar et à 12°C), ce qui correspond à 98,7 L (sous 1 bar et à 20°C) ; l'autonomie du plongeur est :

$$t = \frac{(2400 - 360)}{98,7} = 20,7 \text{ min.}$$

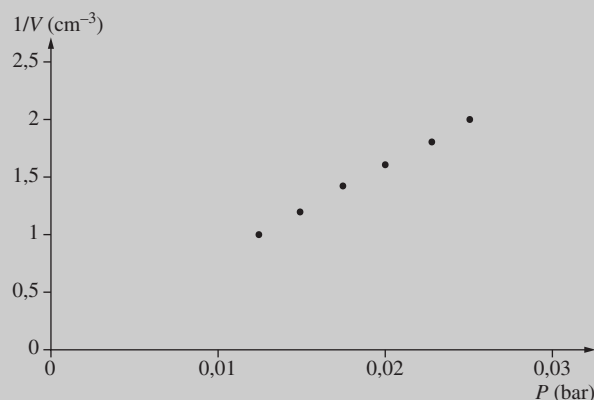
23. **1. a.** Le gaz est considéré comme parfait.

b. Lorsque p est multiplié par k , V est divisé par k .

c. $p = \frac{a}{V}$ avec $a = \text{constante}$, soit $p \cdot V = a = \text{constante}$.

2. La représentation la mieux adaptée est p en fonction de $1/V$, car c'est une droite passant par l'origine si le gaz obéit à la loi de BOYLE.

3. a. Oui, car le graphique donne une droite passant par l'origine, on a donc $p = \frac{a \cdot 1}{V}$.



b. $p \cdot V = 8 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3$.

4. Il est possible d'utiliser directement le graphique ou la relation littérale trouvée ci-dessus.

a. 1,48 bar;

b. 53,3 cm³.

24. **1. a.** *Aérosol* : suspension de particules très fines, solides ou liquides, dans un gaz ;

émulsion : suspension d'un liquide, sous forme de gouttelettes, dans un autre liquide dans lequel il ne peut pas se mélanger ;

latex : émulsion sécrétée par certaines plantes comme l'hévéa (arbre à caoutchouc). Aujourd'hui on fabrique du « latex » synthétique.

b. Le latex va boucher les trous dans la gomme du pneu.

2. Cela revient à appliquer la loi de MARIOTTE au butane (car T et n constant dans la bombe et dans le pneu après injection de l'intégralité du gaz :

$$p \cdot V = \text{constante.}$$

Dans le pneu $p' = 3 \text{ bar}$ et $V' = 15 \text{ L}$ et dans la bombe $V = 0,4 \text{ L}$, d'où $p = \frac{p' \cdot V'}{V} = 112 \text{ bars.}$

Exercices complémentaires

Énoncés

1. Gonfler un ballon

Un élève gonfle un ballon avec de l'air. Il introduit ainsi dans le ballon, 2,25 moles d'air à la température de 15°C . La pression de l'air dans le ballon est alors de 135 kilopascals.

1. a. Que devient la pression dans le ballon lorsqu'il ajoute 1,75 moles d'air à la même température? On considère que la variation de volume est négligeable.

b. Après avoir introduit 1,75 mole d'air, il laisse le ballon s'échauffer.

Que devient la pression lorsque la température du ballon atteint 30 °C ?

2. Qu'y a-t-il de changé si on répète les mêmes opérations en utilisant de l'hélium ?

2. Loi d'AVOGADRO (1776-1855)

« Des volumes égaux de gaz différents, aux mêmes conditions de température et de pression, contiennent le même nombre de molécules. »

1. Retrouver cette loi à partir de l'équation d'état du gaz parfait.

2. Calculer la quantité de matière de dihydrogène occupant un volume de 30,0 L, sous une pression de 101,3 kPa et porté à une température de 20 °C. Quel serait le volume occupé par la même quantité de matière de dioxygène à la même température et sous la même pression ?

3. 4 moles de dioxygène sont enfermées dans un récipient fermé par un piston libre de se déplacer et occupent un volume de 300 mL. Si la température et la pression demeurent constantes, quelle quantité de matière de diazote faut-il ajouter pour que le volume triple ?

Donnée : $R = 8,314 \text{ S.I.}$

3. Mélange de gaz

1. Quelle est la quantité de matière de dioxygène contenue dans un récipient de 10 litres, à 20 °C et sous une pression de 120 kPa ?

2. Quelle est la pression de 12,79 g d'acétylène (C_2H_2) contenus dans un ballon de 10 litres à une température de 20 °C ?

3. Ces deux récipients sont mis en communication.

a. Pourquoi les deux gaz se mélangent-ils ?

b. Calculer la pression du gaz mélangé dans chaque récipient si la température est de 20 °C.

Donnée : $R = 8,314 \text{ S.I.}$; $C = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;

$H = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Corrigés

1. 1. a. $p/n = \text{constante}$, car T et V sont considérés comme constants ; $p = 240 \text{ kPa}$.

b. $p/T = \text{constante}$, $p = 253 \text{ kPa}$.

2. Il n'y a rien de changé, car seule la quantité de matière (et non la nature du gaz) intervient pour un gaz considéré comme parfait.

2. 1. La quantité de matière $n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$ est la même pour deux gaz différents pris avec les mêmes volumes V sous la même pression p et à la même température T . Donc le nombre de molécules est le même.

2. La quantité de matière de dihydrogène est :

$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = 1,25 \text{ mol}$; Le volume occupé serait le même : $V = 30 \text{ L}$.

3. $V/n = \text{constante}$. Si le volume triple, il faut tripler la quantité de matière gazeuse et donc ajouter 8 moles de diazote.

3. 1. $n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = 0,493 \text{ mol}$.

2. $p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = 120 \text{ kPa}$.

3. a. Les gaz occupent tout le volume qui leur est offert, ils se mélangent du fait de l'agitation thermique des entités qui les constituent.

b. Les pressions étant les mêmes dans les deux récipients au départ, elles ne vont pas changer :

$$p = 120 \text{ kPa.}$$

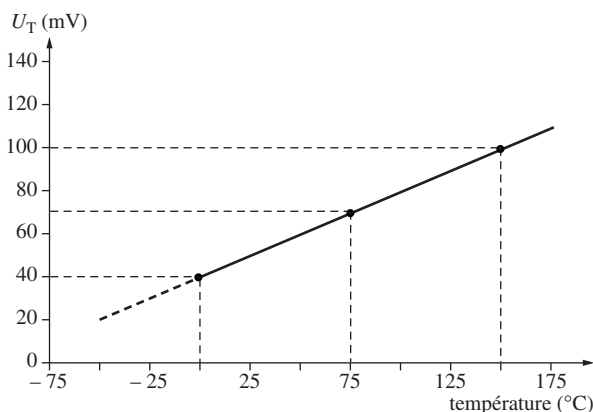
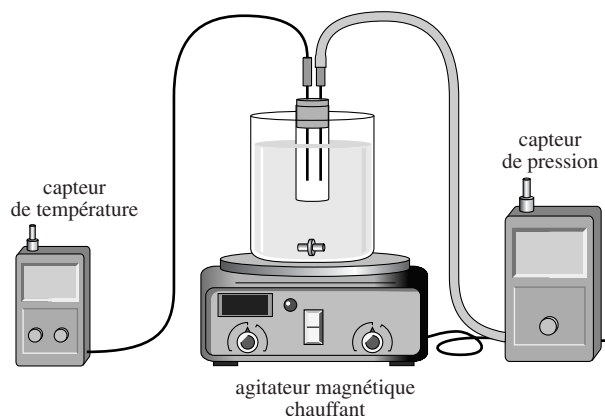
On peut le vérifier en calculant : $p = \frac{(n_1 + n_2)R \cdot T}{V_1 + V_2}$ avec $n_1 = n_2 = n$ et $V_1 = V_2 = V$.

Exercice d'évaluation

Énoncé

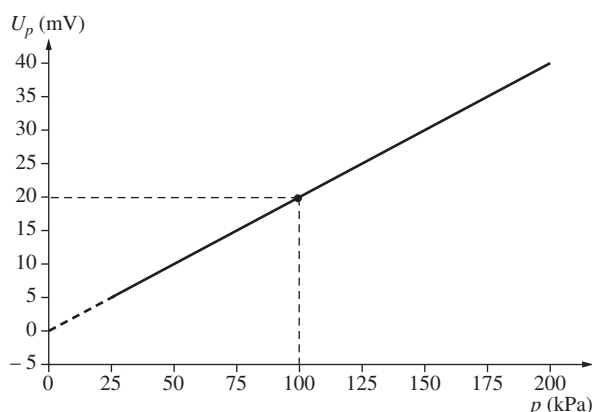
Étude d'un gaz

On veut étudier la variation de la pression avec la température d'une certaine quantité d'air contenu dans un récipient indilatable. On utilise, pour cela, le montage de la figure ci-dessous.



Les capteurs de pression et de température sont des capteurs électroniques branchés sur des systèmes amplificateurs qui permettent de détecter des tensions.

Le constructeur propose les courbes d'étalonnage de ces deux capteurs.



1. Établir les lois de variation pour les capteurs :

- de température, θ (en $^{\circ}\text{C}$) = $f(U_T \text{ en mV})$;
- de pression, p (en kPa) = $g(U_p \text{ en mV})$.

2. L'air est enfermé dans un tube métallique baignant dans un récipient contenant de l'eau. La température de cette eau varie grâce à un agitateur magnétique chauffant. Des milieux froids peuvent être obtenus avec de la glace pilée associée à du chlorure de sodium.

Au cours d'une expérience, on a obtenu les couples de valeurs suivants :

U_T (mV)	37,8	42,85	47,4	52,9	58,4	64,8	68,45	73,0	77,15
U_p (mV)	19,4	20,2	20,95	21,8	22,7	23,75	24,3	25,1	25,75

a. Quelle précaution doit-on prendre entre chaque mesure ?

Quel est le rôle de l'agitateur magnétique ?

b. À l'aide d'une calculatrice ou d'un tableur, déterminer, pour chaque couple (U_T , U_p), les valeurs (θ , p) correspondantes.

Tracer $p = h(\theta)$.

Montrer que l'on peut écrire $p = p_0 [1 + \alpha \cdot \theta]$.

Déterminer graphiquement p_0 et α .

3. a. Si le gaz est parfait, quelle relation existe-t-il entre (p_0 , T_0) et (p , T) ? T et T_0 sont les températures en kelvin de l'air du tube sous les pressions p et p_0 respectivement.

b. Montrer alors que cette relation peut se mettre sous la forme $p = p_0 (1 + \alpha_p \cdot \theta)$, avec θ en $^{\circ}\text{C}$.

c. Comparer la valeur expérimentale α avec la valeur théorique α_p . Conclure.

4. À la place de l'air, on introduit du gaz carbonique sous la même pression et à la même température. Le résultat de cette expérience sera-t-il changé ?

Corrigé

1. $\theta = 2,5 U_T - 100$; $p = 5 U_p$.

2. a. Il faut attendre l'équilibre thermique entre le bain et le gaz.

Il permet de bien homogénéiser la température du bain.

b.

θ ($^{\circ}\text{C}$)	-5,5	7,1	18,5	32,2	46	62	71,1	82,5	92,9
p (kPa)	97,0	101,0	104,7	109,0	113,5	118,75	121,5	125,5	128,75

On trouve une droite passant par le point ($7,1^{\circ}\text{C}$; 101 kPa) et de coefficient directeur $0,32 \text{ kPa } (^{\circ}\text{C})^{-1}$.

$$p = 98,7 (1 + 3,2 \cdot 10^{-3} \theta).$$

3. a. $p_0/T_0 = p/T$.

$$\text{b. } p = p_0 \cdot (273 + \theta)/273 = p_0 (1 + \theta/273) ;$$

$$\alpha_p = 1/273 = 0,00366.$$

c. $\alpha \approx \alpha_p$. L'air suit la loi des gaz parfaits.

4. Le gaz carbonique est considéré comme un gaz parfait aux basses pressions, donc le résultat de cette expérience sera le même.

Compléments scientifiques

1. Le gaz parfait

1.1 Le modèle du gaz parfait

Dès le XVII^e siècle, BOYLE en Angleterre et MARIOTTE en France ont montré que, pour les gaz usuels dont les pressions ne dépassent pas quelques bars, le produit $p \cdot V$ reste constant lorsque l'on comprime un gaz à température constante : Une quantité donnée de gaz suit la loi de BOYLE-MARIOTTE si le produit $p \cdot V$ ne dépend que de la température.

Des études ultérieures plus précises, menées essentiellement au XIX^e siècle, ont montré que, pour une même température, le produit $p \cdot V_m$ (V_m : volume molaire) tend vers une limite commune indépendante de la nature du gaz lorsque la pression tend vers 0.

La limite pour les faibles pressions des gaz réels correspond au modèle idéalisé du gaz parfait.

Pour qu'un gaz soit considéré comme parfait, il est nécessaire que le produit $p \cdot V_m$ soit indépendant de sa nature chimique et de la pression, et ne dépende que de la température. Tous les gaz ont un comportement qui se rapproche de celui du gaz parfait aux faibles pressions. La notion de gaz parfait n'est donc pas limitée aux gaz monoatomiques.

Les paramètres d'état décrivant ce gaz sont liés par une relation appelée « équation d'état », qui a la forme bien connue : $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$.

L'utilisation de cette équation d'état pour décrire le comportement d'un gaz suppose que certaines hypothèses soient vérifiées.

– Pour un gaz parfait : $V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$, donc $\lim_{p \rightarrow \infty} (V) = 0$.

Le modèle du gaz parfait suppose donc que le volume occupé par les molécules peut être rendu aussi petit que l'on veut, c'est-à-dire que les molécules n'ont pas de volume et sont donc assimilables à des points.

– Soit U l'énergie interne du gaz. On montre, en utilisant les principes de la thermodynamique, que l'énergie interne d'un gaz parfait est indépendante du volume qu'il occupe, c'est-à-dire de la distance moyenne entre ses molécules. Cela revient à dire que les molécules n'ont aucune interaction à distance : les seules interactions sont donc celles qui accompagnent les chocs.

1.2 Pression dans un gaz parfait

Il est possible de relier la pression à la vitesse quadratique moyenne u des molécules d'un gaz parfait monoatomique.

Pour établir la relation, on fait les hypothèses suivantes :

- Les molécules sont assimilables à des points matériels.
- Le gaz est au repos : la vitesse des molécules se réduit à la vitesse d'agitation pour laquelle toutes les directions sont équivalentes (isotropie).
- Le gaz est en équilibre thermodynamique interne. Les grandeurs statistiques ont partout la même valeur, y compris au voisinage des parois (homogénéité).
- Les interactions avec les parois se limitent à des collisions. En l'absence de forces attractives, la pression se réduit à la pression cinétique.
- Pour un gaz parfait monoatomique constitué de N particules (de masse m) par unité de volume, la pression du gaz est :

$$p_c = p = \frac{1}{3} \cdot N \cdot m \cdot u^2.$$

2. La température cinétique

2.1 Définition

La température cinétique T_c d'un gaz parfait monoatomique est :

$$T_c = \frac{m \cdot u^2}{(3k_B)}.$$

k_B est une constante universelle, appelée constante de Boltzmann, $k_B = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$, et la température est exprimée en kelvin (symbole : K), unité légale de température qui sera définie ultérieurement.

La température en un point est définie à partir d'un volume mésoscopique entourant ce point. Si le nombre de molécules contenues dans ce volume est trop petit, la température varie au cours du temps selon les fluctuations aléatoires.

La tendance à l'uniformisation des grandeurs statistiques vaut également pour la vitesse quadratique. En l'absence de contraintes extérieures, un système gazeux tend donc vers une situation d'équilibre thermique, où la température est uniforme.

2.2 Équation d'état du gaz parfait

La pression et la température cinétiques sont liées à la vitesse quadratique. En éliminant cette dernière nous obtenons, pour un gaz à l'équilibre thermodynamique, constitué de N molécules occupant un volume V , de pression p et de température T_c :

$$p \cdot V = N \cdot k_B \cdot T_c.$$

n étant la quantité de matière exprimée en moles, l'équation précédente devient :

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T_c.$$

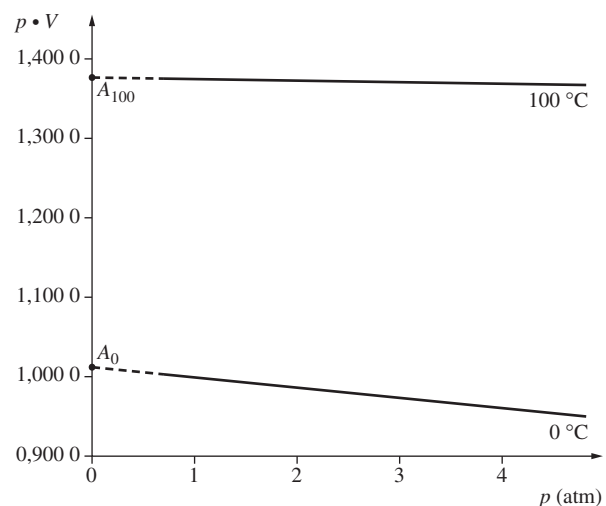
Grâce à cette relation, la température cinétique du gaz parfait, initialement définie à partir d'une grandeur microscopique inaccessible à la mesure (la vitesse d'agitation), peut être mesurée.

3. Température absolue

La définition de la température cinétique d'un gaz est fondée sur le modèle théorique d'un gaz. Les propriétés des gaz réels aux faibles pressions permettent de définir une échelle de température appelée température absolue qui coïncide avec la température cinétique.

L'étude des isothermes dans le diagramme d'AMAGAT ($p \cdot V$ en fonction des faibles pressions) permet d'accéder à la notion de température absolue.

- Dans le domaine des faibles pressions, les isothermes sont rectilignes : il est donc possible de les extrapoler à la pression nulle.
- Le produit $p \cdot V$ n'est pas tout à fait constant, puisque les isothermes sont légèrement obliques, mais l'écart reste faible.
- La propriété essentielle est la possibilité d'extrapoler les isothermes à la pression nulle. La valeur limite de l'ordonnée $p \cdot V$ quand p tend vers 0 est indépendante de la nature du gaz : elle ne dépend que de la température. Cette grandeur thermométrique peut donc être utilisée pour définir une échelle de température : la température absolue. Par définition, la température absolue est proportionnelle à l'ordonnée du produit $p \cdot V$, dans le diagramme d'AMAGAT, lorsque la pression tend vers zéro.



3.1 Thermomètre à gaz parfait

Un corps quelconque et un gaz parfait en équilibre thermique ont la même température. Les mesures de la pression et du volume molaire du gaz parfait permettent de déterminer une grandeur (leur produit) caractéristique de la température.

Le gaz parfait (en fait, le gaz réel à faible pression) et l'appareillage de mesure constituent donc un thermomètre. La propriété d'équilibre thermique permet de définir la température de tout système, indépendamment de sa nature.

La mesure des volumes étant moins précise que celle des pressions, on préfère étudier comment varie la pression d'un gaz à volume constant en fonction de la température. Le « gaz thermométrique » est enfermé dans un réservoir de platine de volume constant. On a longtemps utilisé l'hydrogène, car c'est le gaz dont le produit $p \cdot V$ dépend le moins de la pression. Toutefois,

l'hélium, moins facilement liquéfiable, convient mieux aux très basses températures. De plus, c'est un gaz inerte dont l'équation d'état est mieux connue théoriquement y compris à haute température. Aussi est-il davantage utilisé aujourd'hui.

Pour déterminer une température, on met le réservoir en équilibre thermique avec la glace fondante sous la pression normale ($p = 1,013 \cdot 10^5$ Pa, on sait que la température est alors de 0°C) puis, avec le bain, dont on cherche la température θ , et on mesure les pressions correspondantes p_0 et p . Le volume V_0 étant toujours le même, on a évidemment :

$$\frac{p \cdot V_0}{p_0 \cdot V_0} = \frac{p}{p_0}.$$

On recommence l'opération après avoir retiré du gaz, ce qui donne une pression initiale de remplissage p_0 plus faible. En opérant ainsi avec des valeurs de p_0 de plus en plus faibles, il est possible d'étudier comment varie le rapport p/p_0 en fonction de p lorsque p_0 tend vers 0 par extrapolation.

Par définition de l'échelle absolue, la limite du rapport p/p_0 est égale au rapport des températures absolues soit : $p/p_0 = T/T_0$

La température absolue est donc mesurable puisqu'on dispose d'un procédé expérimental pour définir le rapport de deux températures. Il reste à choisir l'unité en fixant la valeur d'une température particulière.

La température absolue T d'un corps est définie à partir de son équilibre thermique avec un gaz parfait quelconque de pression p et de volume molaire V_m .

$$T = \frac{p \cdot V_m}{R}.$$

La température absolue d'un gaz parfait monoatomique est donc égale à sa température cinétique. Nous ne distinguerons plus ces deux températures.

3.2 Échelle légale de température

L'eau pure ne peut exister simultanément sous forme vapeur, liquide et solide (glace) qu'à une température parfaitement définie, appelée température du point triple T_T . Cette température sert de référence pour

définir l'unité légale de température, le kelvin (symbole : K).

Par définition : $T_T = 273,16$ K.

Cette valeur a été choisie pour faire coïncider les écarts de température de l'échelle légale avec ceux de l'échelle Celsius ($^\circ\text{C}$), antérieurement utilisée.

La température 0°C correspond à la température de fusion de la glace sous la pression de 1 bar. Cette température correspond à 273,15 K.

La correspondance entre les échelles est donc :

$$T \text{ (K)} = \theta \text{ (}^\circ\text{C)} + 273,15.$$

Le choix de la température de référence détermine la valeur :

$$R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Bibliographie

Ouvrages

- J.-M. BREBEC et coll., *H Prépa Thermodynamique*, 1^{re} année, Hachette.
- J.-M. BREBEC et coll., *H Prépa Thermodynamique*, 2^e année, Hachette.
- J.-Ph. PEREZ et A.-M. ROMULUS, *Thermodynamique*, Masson.

Sites Internet

- À propos d'Edme MARIOTTE : mendelev.cyberscol.qc.ca/chimisterie/2001-2002/richardmarting.html
- Vie de Boyle, Avogadro, Ampère et de bien d'autres physiciens : www.infoscience.fr/histoire
- À propos de van der Waals : histoirechimie.free.fr/Lien/VANDERWAALS.htm
- Étude de l'atmosphère : Site du CNES : <http://smsc.cnes.fr/Fr/atmosphere.htm>

Substances naturelles ou synthétiques

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

I. « Chimique ou naturel ? »

Objectifs

Cette partie commence par un questionnement des élèves en vue de mettre en évidence la richesse chimique d'un « produit » quotidien ; pour cela, l'enseignant s'appuie sur ce que les élèves savent de la chimie et leur fait découvrir les activités et les outils du chimiste. Puis, grâce à des séances pratiques attrayantes, on montre que la chimie est une science expérimentale dont l'importance pour la société n'a cessé de croître au cours de l'histoire. L'ancrage sur des espèces chimiques naturelles a pour objectif de démythifier la chimie et de susciter une réflexion sur l'opposition médiatique fréquente entre chimie et nature. De nombreuses espèces chimiques présentes dans la nature sont importantes pour l'Homme qui, au cours de son histoire, a cherché à les exploiter. C'est la raison d'être des approches expérimentale et historique de l'extraction. Les besoins et les impératifs économiques ont amené l'Homme à ne pas se limiter aux ressources naturelles et à élaborer une chimie de synthèse. L'Homme ne sait pas synthétiser toutes les espèces naturelles, qu'il n'a d'ailleurs pas toutes inventoriées, mais il sait néanmoins synthétiser des produits qui n'existent pas dans la nature.

Cette partie permet également de réinvestir les connaissances acquises dans des contextes variés : environnement quotidien, informations par les médias, connaissances antérieures de sciences physiques ou de SVT. Les espèces et les transformations chimiques rencontrées dans cette partie seront reprises, à titre d'exemples, pour illustrer les parties suivantes. Les savoir-faire expérimentaux et les comportements mis en place dans cette partie constituent le fondement d'un bon déroulement des activités ultérieures de la classe de Seconde et sont mobilisables dans d'autres disciplines, mais aussi dans la vie quotidienne.

Contenus

1. La chimie du monde : mise en évidence de l'ubiquité des espèces chimiques

1.1 Inventaire et classement de quelques espèces chimiques

1.2 Espèces chimiques naturelles et espèces chimiques synthétiques

Connaissances et savoir-faire exigibles

Savoir que certaines espèces chimiques proviennent de la nature et d'autres de la chimie de synthèse.

Exemples d'activités

- « Les 5 sens du chimiste en éveil » : quelles sont les « substances » chimiques présentes dans un « produit » de la nature (fruit...) ou dans un « produit » manufacturé (papier...) ?
- Quelles sont les substances naturelles dans le « produit » étudié et d'où viennent les autres ?
- Inventaire et classement des « substances » (naturelles ou de synthèse) en partant de notre environnement quotidien, ou de domaines d'importance économique.
- Analyse de documents sur l'industrie chimique.

Commentaires

Cette partie n'est pas conçue pour être traitée en cours magistral, mais pour susciter des activités (le plus possible par groupes d'élèves) impliquant observation, lecture d'étiquettes, analyse de documents, classement... Ces activités peuvent amener l'élève à suggérer une expérimentation simple pour tester une hypothèse. Par exemple, si le « produit » choisi est la pomme, l'élève peut dire que la pomme est acide ; il a utilisé, en classe de Troisième le papier-pH ; il est alors possible de tester l'acidité de la pomme. Il est également possible de tester la présence d'eau.

Cette partie permet également de préparer l'élève aux activités du chimiste : extraction, séparation, analyse et synthèse.

Activités préparatoires

B. Comment utiliser ses sens pour décrire un produit ?

- Fruits (oranges, pommes, bananes...).
- Couteau à bout rond.
- Presse-fruits ou mixer.
- Support, noix, pince.
- Verre à pied, bécher, entonnoir.
- Papier-filtre.

C. Quelles espèces chimiques les fruits contiennent-ils ?

- Tubes à essai dans leur support, pipettes simples, spatule, pince en bois, agitateur en verre.
- Soucoupes ou coupelles en plastique, un presse-fruits ou un mixeur et un couteau à bout rond.
- Un entonnoir, son support et du papier-filtre.
- Un erlenmeyer, son bouchon et un bécher.
- Un peu de papier calque.
- Un dispositif de chauffage pour bain-marie.
- Papier-pH et son échelle de teinte (*).
- Liqueur de Fehling.
- Sulfate de cuivre (II) anhydre CuSO_4 (**).
- Solution de glucose ou de fructose.
- Amidon.
- Solution de diiode dans l'iodure de potassium.
- Noir de carbone (**).
- Une orange ou une pomme ou une banane (une par binôme de T.P. à faire apporter par les élèves).
- Une bougie sur son support.

(*) Rappeler les consignes d'utilisation du papier-pH (déjà vues au Collège) : ne jamais tremper le papier-pH dans le liquide à étudier (cela le souillerait pour d'autres tests ou un usage ultérieur) ; découper 1 cm maximum de papier-pH, le poser sur une surface propre et sèche, puis y déposer une goutte du liquide à tester, prélevée simplement en plongeant un agitateur propre dans ce liquide ; comparer à l'échelle de teinte.

(**) Le sulfate de cuivre (II) anhydre doit être blanc, à peine gris-bleu ; si ce n'est pas le cas, il convient de le déshydrater en le chauffant sur une plaque chauffante,

puis, une fois refroidi, de le conserver dans un flacon bien sec et bouché. La réaction avec l'eau est exothermique.

(***) Pour la filtration, faire réaliser par les élèves le pliage du filtre plissé et, afin de travailler proprement, insister pour qu'ils fassent couler le liquide le long d'un agitateur (voir le [cédérom](#)).

Déroulement du chapitre

Comme il est dit dans le commentaire de la partie 1 du programme de chimie : « cette partie n'est pas conçue pour être traitée en cours magistral... ». C'est dans cette optique que ce premier chapitre a été traité différemment des suivants, le cours étant très limité et précédé de manipulations réalisables par les élèves en T.P.

Activités préparatoires

A. Les aliments, les boissons, la vaisselle du petit déjeuner contiennent-ils des espèces chimiques ?

- L'étude de la photo et l'analyse d'étiquettes,... vise à exploiter les acquis du Collège et la culture générale scientifique des élèves afin de redécouvrir les définitions déjà vues au Collège, de substances naturelles, synthétiques, artificielles, d'espèces chimiques, de substances chimiques...

Ainsi, il convient de noter que, dès qu'un aliment a subi une cuisson, des réactions chimiques y ont été provoquées (pyrolyse de la croûte du pain, hydrolyse, dénaturation des protéines, réaction de Maillard à l'origine du fumet de la viande en train de cuire...) ; l'aliment cuit n'est donc plus exclusivement constitué d'espèces naturelles, mais contient des espèces synthétiques dont certaines peuvent être identiques à des espèces naturelles existant par ailleurs.

- Les deux idées dominantes de ce paragraphe sont que *tout ce qui nous entoure et nous-mêmes sommes constitués d'espèces chimiques et que « synthétique ou artificiel » ne signifie pas systématiquement nocif ou dangereux comme le laissent trop souvent entendre les médias par opposition au « naturel » jugé nécessairement « bon ».*

Réponses aux questions

Boisson, aliment, objet	Substance naturelle	Substance synthétique	Substance artificielle	Espèces chimiques présentes
lait	X			eau, lipides, lactose, ions calcium
café	X			eau, caféine
miel	X			sucres (glucose, fructose)
confitures	X	X		eau, sucres, acides, colorants végétaux,
pain, croissant	X	X		glucides, amidon, sel, hydrogénocarbonate de sodium (levures)
œuf à la coque	X	X		protéines (albumine dénaturée par la cuisson), zéaxanthine (colorant jaune), calcaire (coquille)
beurre	X			lipides, eau
sucré	X	X		saccharose
jus d'orange	X			eau, sucres (saccharose, glucose...), colorants

Boisson, aliment, objet	Substance naturelle	Substance synthétique	Substance artificielle	Espèces chimiques présentes
chocolat	X	X		sucres, lipides
verre		X		silicates de calcium et de sodium
bol, assiette		X		silicates (provenant d'argile), oxydes métalliques
bouteilles en plastique			X	polyéthylène (PE), polyéthylène téréphtalate (PET), polystyrène (PS)
couvert			X	acier inox (alliage fer, chrome, carbone), matières plastiques
coquetier	X			cellulose (bois)
nappe	X	X		cellulose (coton), colorants
serviette	X	X		cellulose (papier), colorants

B. Comment utiliser ses sens pour décrire un produit ?

• Chaque binôme dispose d'une orange (préférable pour disposer du jus), d'une pomme, d'une banane, qu'il pourra couper en deux et en presser une moitié afin d'en extraire le jus.

Il sera intéressant de faire effectuer la filtration par les élèves afin de revoir comment réaliser proprement cette technique de séparation des constituants d'un mélange hétérogène. On pourra utiliser la vidéo du **céderom** pour présenter cette manipulation.

• Le programme suggère de faire appel aux « 5 sens du chimiste » ce qui se conçoit bien, mis à part l'ouïe pour un végétal comestible, mais se restreint très vite à la seule vue pour des espèces toxiques ou urticantes.

On insistera sur le fait que dans un laboratoire de chimie :

- on ne *goûte* jamais rien ;
- on *touche* directement le moins possible : on utilise des pinces et des spatules et on met des gants si nécessaire ;
- on *sent* avec **précaution** en ventilant vers soi et uniquement avec l'autorisation du professeur ;
- on *regarde*, mais avec des lunettes de protection s'il y a des risques de projection et jamais dans l'axe d'un tube à essai ou d'un bécher...

• Pour cette activité les mots nouveaux sont définis dans le lexique page 365.

C. Quelles espèces chimiques les fruits contiennent-ils ?

Les tests proposés dans cette activité constituent le premier T.P. de Chimie pour les élèves de Seconde et donc le premier contact avec le laboratoire du lycée.

On veillera particulièrement au respect des consignes de sécurité (voir *Fiche 5* des rabats de couverture) et à l'utilisation correcte du matériel.

On insistera pour que les élèves utilisent le matériel et la verrerie adaptés (voir *Fiche 6* des rabats de couverture) qu'ils sauront nommer et reconnaître.

Quelques remarques sur les tests :

- Le test à la liqueur de Fehling ne marche pas avec les polysaccharides, donc ne marche pas avec le saccharose (sucre de table) qui est un disaccharide ; il marche avec le fructose qui est un cétose (le glucose est un aldose) car celui-ci dans les conditions de l'expérience (milieu basique) s'isomérisé en aldose.

– Les tests des substances organiques (ici, par exemple, le limonène) mettent en évidence leur caractère combustible et leur non-miscibilité à l'eau.

Pour présenter l'absorption des colorants, on pourra utiliser si nécessaire la vidéo du **céderom**.

Cours

Limité à une page, il résume l'ensemble des notions dégagées dans les trois activités. S'appuyant sur les acquis du Collège, il associe une formule chimique à toute espèce chimique.

Rechercher et expérimenter

1. Des éponges naturelles aux éponges synthétiques

Réponses aux questions

I. 1. *Stérilisé* : exempt de tout germe.

Viscose : solution basique de cellulose.

Coagulée : transformée par passage de l'état liquide en un état plus ou moins solide.

Cellulose : substance constitutive des parois cellulaires végétales ; la forme la plus pure est le coton.

Porosité : état d'un corps poreux.

2. L'éponge naturelle est 2,5 fois plus efficace que l'éponge artificielle.

3. Les éponges artificielles sont nettement moins chères que les éponges naturelles.

II. 1. a. Acide chlorhydrique ; calcaire (CaCO_3) ; permanganate de potassium ; eau oxygénée ; thiosulfate de sodium ; hydrogénocarbonate de sodium.

b. Hydroxyde de sodium ; sulfate de sodium.

2. Il se produit une effervescence due à un dégagement de dioxyde de carbone qu'il serait possible de mettre en évidence en réalisant cette expérience dans un tube à essai muni d'un tube à dégagement dont l'extrémité plongerait dans de l'eau de chaux. Celle-ci se troublerait par formation d'un précipité de carbonate de calcium.

3. L'eau de Javel.

4. La pesée de l'éponge sèche puis de l'éponge après immersion dans l'eau permettra de mesurer sa capacité d'absorption.

5. La rareté du produit naturel, son coût élevé et une forte demande du marché expliquent l'évolution observée.

2. Des colorants naturels aux colorants synthétiques

Réponses aux questions

I. 1. *Fard* : composition cosmétique destinée à embellir le teint.

Matière tinctoriale : matière colorée utilisée pour la teinture.

Pigment : substance colorante.

2. Colorants d'origine minérale : sulfure de plomb; carbonate de sodium.

Colorants d'origine animale : pourpre de Tyr; carmin.

Colorants d'origine végétale : garance; indigo.

3. Sulfure de plomb; carbonate de sodium; aniline; quinine.

II. 1. Industries alimentaires; industries textiles; industries automobiles; industries des peintures.

2. Colorant alimentaire repéré par un code constitué de la lettre E suivie de trois chiffres dont le premier est un 1 (E 102, E 123...).

La rareté et la cherté des produits naturels, leur coût élevé, une forte demande du marché et une très grande variété de coloris des colorants de synthèse expliquent l'évolution observée.

4. La mauvéine est un colorant artificiel, car c'est un colorant de synthèse qui n'existe pas dans la nature.

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

a. Substances naturelles : bois, ivoire, pétrole, argile, coton.

Substances synthétiques : nylon, polystyrène, aluminium.

b. Substances artificielles : téflon, formica.

c. Substances chimiques : eau minérale, porcelaine, air.

Espèces chimiques : eau déminéralisée, or, dioxygène.

d. Étiquette 1 :

substance chimiques : farine; beurre; lait.

espèces chimiques : carbonate acide d'ammonium; carbonate acide de sodium; diphosphate disodique; sel.

Étiquette 2 :

substance chimiques : eau gazeifiée; jus d'orange; jus de framboise; jus de cassis.

espèces chimiques : sucre; acide citrique; benzoate de sodium; acide ascorbique.

Exercices

1. 1. Naturelle : laine; soie; caoutchouc; sucre; silice; or; amiante; bauxite; cuivre; miel; oxyde de fer. Synthétique : caoutchouc; polystyrène; confiture; papier; verre; aluminium.

2. En dehors des crayons à papier (bois + graphite) tout est de type b ou c.

2.

Substance	Extrait de la nature	Fabriqué par l'Homme	Organique	Non organique
sel	X			X
matière grasse...		X	X	
fécule	X		X	
acide citrique	X		X	
caramel	X		X	
acide phosphorique		X		X
aspartame		X	X	
acide benzoïque		X		X

3. 1. Substances chimiques : gaz naturel; acier galvanisé; bière; air; vin.

Espèces chimiques : dioxygène; zinc; butane.

2. Oui pour l'aluminium (Al), le gaz carbonique (CO_2), le méthane (CH_4).

4. 1. L'eau.

2. Espèces organiques.

3. Saveur acide en accord avec $\text{pH} \ll 7$; cette saveur masque la saveur sucrée correspondant à la présence de sucres.

5. 1. L'eau.

2. Chlorure de sodium : c'est une espèce chimique qui est ici naturelle.

3. Le solide formé est une espèce chimique, ici synthétique; c'est du chlorure de sodium NaCl.

4. Oui, car il s'agit d'un seul et même produit le « sel de cuisine ».

6. 1. Tous les ingrédients cités sont naturels.

2. Test au diode (voir l'activité préparatoire C).

3. La fermentation de la pâte, la gélification de l'amidon, la dénaturation du gluten sont des exemples de transformation chimique.

4. La cuisson est une transformation chimique (apparition de nouvelles espèces chimiques à partir des ingrédients utilisés).

5. Le pain est une substance synthétique.

6. Le boulanger veut dire que tous les ingrédients utilisés pour faire son pain sont d'origine naturelle.

7. 1. Voir tout dictionnaire.

2. Espèce naturelle qui peut aussi être synthétisée. Espèce organique.

3. L'oxydation de l'alcool en aldéhyde, la pyrolyse du bois et l'action de l'eau sur l'acétonitrile.

4. Le glucose; espèce chimique.

Pasteur était un chimiste et un biologiste; non car mort trop tôt.

8. 1. Exemple : lire l'étiquette d'une bouteille de Coca-cola, de Pepsi-cola, Fanta, Schweppes...

Le lecteur sous-entendait espèces « synthétiques » car tout est en fait « produit chimique ». Il aurait dû

écrire, que pour lui, les espèces *nature-identique* étaient différentes des molécules naturelles et donc mauvaises car, toujours selon lui, seules les espèces naturelles sont de bonne qualité et donc bonnes pour la santé.

2. L'eau minérale contient de l'eau et de nombreux ions (ion hydrogénocarbonate, ion calcium, ion magnésium, ion potassium...) ; le lecteur ne devrait pas boire cette eau...

3. L'acide ascorbique est la vitamine C. Le sucre et l'acide ascorbique se trouvent naturellement dans le jus d'orange ; le lecteur s'alarme ici à tort.

Exercices complémentaires

Enoncés

1. Vrai ou faux ?

Les propositions suivantes sont-elles exactes ? Rectifier celles qui sont fausses.

1. L'air respiré en haute montagne est pur ; en effet, il ne contient pas d'espèce chimique.
2. L'huile végétale utilisée en cuisine est un liquide limpide et homogène.
3. Le miel et la confiture d'abricot sont deux substances naturelles.
4. Toute substance artificielle est synthétique et réciproquement.

2. Origine de quelques matériaux

En s'aidant éventuellement d'un dictionnaire, classer les espèces suivantes selon leur origine naturelle ou synthétique : *coton, diamant, nylon, latex, chaux, essence automobile, goudron, amphétamine, urée*.

3. Espèces naturelles ou synthétiques

Pour chacune des activités de bricolage citées ci-après, proposer un exemple de produit courant concerné. En s'aidant éventuellement d'une encyclopédie et du contenu de l'étiquette de ces produits, nommer une espèce chimique qu'ils contiennent et indiquer pour chaque espèce :

- si elle est extraite de la nature ou fabriquée par l'Homme ;
- si elle est organique ou inorganique (on dit aussi minérale). Présenter les résultats dans un tableau :

Activité	
Produit courant	
Espèce chimique	
Extraite de la nature	
Fabriquée par l'homme	
Organique	
Inorganique	

Activités proposées :

1. entretien de meubles en bois ;
2. peinture d'une pièce ;
3. scellement d'un portemanteau ;
4. réparation d'une installation électrique ;
5. désherbage d'une allée de jardin ;
6. lavage d'un véhicule.

4. À propos de la banane

On réalise les tests suivants :

a) On dépose une goutte de solution de diiode sur une rondelle de banane mûre, une rondelle de banane verte et un petit peu d'amidon placés sur une coupelle : l'amidon et la banane verte bleuissent, alors que la couleur de la banane mûre ne change pas.

b) On tiédit un mélange de liqueur de Fehling et de banane mûre : on obtient le même précipité rouge que lorsqu'on fait réagir une solution de glucose ou de fructose avec la liqueur de Fehling. En revanche, la même réaction effectuée avec la banane verte ne donne rien.

c) L'acétate d'isoamyle a une odeur caractéristique que l'on détecte très nettement en sentant, puis en dégustant, une banane mûre. En revanche, une banane verte ne présente que très faiblement cette odeur.

1. Que mettent en évidence les tests **a)** et **b)** ?

2. À l'aide des trois tests **a)**, **b)** et **c)**, quelles transformations chimiques semblent accompagner le mûrissement d'une banane ?

5. Le miel

Lire le texte suivant extrait du *Guide des produits chimiques à l'usage du particulier* de John EMSLEY, Odile Jacob, et répondre aux questions qui le suivent :

Le miel est un ensemble de saccharides et d'eau. Le glucose et le fructose totalisent 70 %, le saccharose et le maltose environ 10 % ; les 20 % restant sont de l'eau.

Beaucoup d'autres constituants sont présents en faible quantité : des analyses chimiques ont montré la présence de plus de cent vingt arômes. Une molécule de saveur dominante donne au miel son odeur caractéristique : le phényl-acétate d'éthyle.

En raison de la présence d'eau, le saccharose du miel s'hydrolyse progressivement pour donner du glucose et du fructose.

Tous les sucres peuvent être transformés en éthanol par fermentation sous l'action de levures naturelles : on obtient de l'hydromel qui fut la boisson des riches endant des siècles. »

1. Chercher dans un dictionnaire le sens des mots *saccharides*, *hydrolyse* et *levures*.

2. Le miel contient-il des espèces chimiques ? Si oui, repérer les noms de quatre d'entre elles.

3. Relever, dans le texte, deux transformations chimiques qui peuvent se produire naturellement dans le miel.

4. Citer et décrire un test permettant de mettre en évidence la présence de glucose ou de fructose dans le miel.

Corrigés

1. 1. Faux, le dioxygène, le diazote et les autres constituants de l'air sont des espèces chimiques.

2. Vrai, s'il n'y a pas de dépôt.

3. Faux, le miel est naturel alors qu'une confiture résulte d'une cuisson d'un mélange de fruits et de sucre ; des transformations chimiques s'effectuent lors de la cuisson.

4. Faux : une substance artificielle est synthétique, alors qu'une substance synthétique peut être *nature - identique*.

2. Le coton (végétal), le diamant (minéral), le latex (liquide laiteux sécrété par certaines plantes), le goudron (résidu de distillation du pétrole), et l'urée (déchet des matières azotées de l'organisme) ont une origine naturelle.

Le nylon (polymère), l'amphétamine (médicament) n'existent pas dans la nature, ce sont des espèces synthétisées par les chimistes.

La chaux est obtenue par calcination du calcaire. À noter que certaines espèces d'origine naturelle peuvent être synthétisées en laboratoire; c'est le cas du diamant (par très forte compression du graphite) et de l'urée (par déshydratation du carbamate d'ammonium).

3. Exemple de réponses :

Activité	Produit courant	Espèce chimique	Extraite de la nature	Fabriquée par l'Homme	Organique	Inorganique
1.	cire en aérosol	cire d'abeille ; butane (gaz vecteur)	oui oui		oui oui	
2.	peinture à l'eau	eau ; polymère acrylique		oui	oui	oui
3.	ciment prompt	oxyde de calcium ; oxyde d'aluminium	oui	oui		oui oui
4.	fil électrique	cuivre ; PVC (isolant)		oui oui	oui	oui
5.	désherbant	chlorate de sodium		oui		oui
6.	lessive	détergent ; polyphosphate de sodium		oui oui	oui	oui

4. 1. Les deux premiers tests montrent que :

- une banane verte contient de l'amidon et ne contient ni fructose ni glucose ;
- une banane mûre ne contient pas d'amidon mais, en revanche, contient du glucose et/ou du fructose.

2. Les trois tests effectués indiquent qu'au cours du mûrissement de la banane l'amidon disparaît et qu'il apparaît des sucres tels que le glucose et/ou le fructose, ainsi que l'espèce responsable de l'arôme du fruit : l'acétate d'isoamyle.

5. 1. *Saccharides* : autre nom des glucides constituant des sucres.

Hydrolyse : décomposition de substances chimiques sous l'action de l'eau.

Levure : champignon unicellulaire qui produit la fermentation alcoolique des solutions sucrées et qui fait lever les pâtes farineuses.

2. Comme toute substance, le miel est constitué d'espèces chimiques; citons le saccharose, le glucose, le fructose et le phénylacétate d'éthyle.

3. L'hydrolyse du saccharose et la fermentation du glucose sont deux transformations chimiques.

4. Le test à la liqueur de Fehling (voir p. 192) permet de mettre en évidence la présence de glucose et/ou de fructose.

Bibliographie

Ouvrages

- M. TERRIEN, J. FOURNIER, *Chimie du petit déjeuner*. Cultures et techniques, 1998.
- J.-P. DURANDEAU, A. DURUPHTY, et coll., *Enseignement de Spécialité*, T^{erm} S, Hachette Éducation, 1999.
- *Document d'accompagnement du nouveau programme de la classe de Seconde 2*. Chimie G.T.D., Ministère de l'Éducation Nationale.

Extraction d'espèces chimiques

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

I. « Chimique ou naturel? »

En réalité, ce chapitre est limité à l'extraction, la séparation et l'identification des espèces fera l'objet du *chapitre 14*.

Contenus

2. Le monde de la chimie : approches expérimentale et historique de l'extraction, de la séparation et de l'identification d'espèces chimiques

2.1 Techniques d'extractions d'espèces chimiques organiques

- Approche historique.
- Principe de l'extraction par solvant.
- Extraction d'espèces chimiques à partir d'un « produit » de la nature : extraction par solvant ou par entraînement à la vapeur.

Connaissances et savoir-faire exigibles

- Interpréter les informations de l'étiquette d'un flacon (risques, sécurité, paramètres physiques) comme une carte d'identité de son contenu.
- S'informer sur les risques et les consignes de sécurité à respecter lors des manipulations en particulier des solvants organiques.
- Reconnaître et nommer la verrerie de laboratoire employée.

Utiliser :

- une ampoule à décanter ;
- un dispositif de filtration ;
- un appareil de chauffage dans les conditions de sécurité.
- Mettre en œuvre une technique d'extraction.
- À l'aide d'un tableau de données (températures de changement d'état, solubilités, masses volumiques), à pression atmosphérique et pour une température connue :
 - prévoir l'état physique d'une espèce chimique ;
 - choisir un solvant approprié pour faire une extraction ;
 - prévoir le liquide surnageant dans un système constitué de deux liquides non miscibles.

Exemples d'activités

- Activité documentaire (textes, iconographie, transparents, vidéo...) concernant les techniques d'extraction, par exemple enfleurage, entraînement à la vapeur, distillation, extraction par solvant.
- Approche expérimentale qualitative du partage d'une espèce chimique entre l'eau et un solvant organique.
- À partir d'un « produit » de la nature :
 - réaliser une décoction ;
 - présenter (ou réaliser) une hydrodistillation ;
 - réaliser une extraction par solvant ;
 - réaliser une décantation ;
 - présenter (ou réaliser) une filtration sous vide.
- Élaboration d'un protocole d'extraction à partir d'informations sur les propriétés physiques des espèces chimiques recherchées.

Commentaires

Concernant le monde de la chimie, l'accent est mis sur la chimie organique, à travers des extractions d'espèces prises dans le monde végétal ou animal, essentiellement autour des colorants et des parfums.

Le plus souvent, l'extraction conduit à un mélange d'espèces chimiques qui, en classe de Seconde, ne sont pas isolées. La chromatographie permet de séparer les espèces et l'identifier l'espèce chimique recherchée par comparaison à une référence.

Dans cette partie, il s'agit d'observer et de manipuler et non d'expliquer. Les activités sont abordées sous un angle historique et expérimental. En effet à ce niveau, les outils conceptuels dont dispose un élève sortant de Troisième ne permettent pas d'expliquer les concepts chimiques sous-jacents.

Matériel

Activités préparatoires

A. Séparation de liquides non miscibles

- Quatre tubes à essai de gros diamètres avec leur bouchon dans leur support.
- Trois éprouvettes graduées de 10 mL.
- Solution de sulfate de cuivre à $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Cyclohexane.
- 1,1,1-trichlorométhane.

B. Extraction du diiode dissous dans une solution aqueuse

- Deux béchers.
- Un ampoule à décanter sur son support.
- Éprouvettes graduées de 20 mL et 100 mL.
- Une solution aqueuse saturée de diiode soit environ à $3 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Une solution de diiode dans le cyclohexane.

Cours

➤ Activité 1

- Deux éprouvettes graduées de 25 mL.
- Balance électronique.
- Cyclohexane.
- Eau.

➤ Activité 2

- Deux tubes à essai avec leur bouchon.
- Diiode solide.
- Cyclohexane.
- Eau distillée.

➤ Activité 3

- Fleurs de lavande.
- Bécher.
- Eau distillée.
- Dispositif de chauffage.

Rechercher et expérimenter

2. Comment extraire les substances aromatiques d'un zeste d'orange ?

- Une orange.
- Un couteau à bout rond.
- Un mixeur.
- Un erlenmeyer avec bouchon.
- Cyclohexane.
- Éprouvette graduée 25 mL.
- Dispositif de filtration sous pression réduite (fiolle à vide, trompe à eau, support, filtre Büchner, joint conique, filtre en papier...).
- Ampoule à décanter.
- Tube à essai étiqueté et son bouchon.

3. Comment extraire l'huile essentielle de lavande ?

- Balance électronique et coupelle de pesée.
- Support, pinces, noix, élévateur à croisillons.
- Chauffe-ballon thermostaté ou agitateur magnétique chauffant.
- Ballon de 250 mL, tête de colonne, condenseur droit à eau, allonge coudée.
- Ampoule à décanter.
- Bécher de 150 mL.
- Éprouvettes graduées de 10 mL et 100 mL.
- Tube à essai et son bouchon.
- Erlenmeyer de 150 mL ou éprouvette graduée de 50 mL.
- Dispositif de filtration (support; entonnoir; filtre plissé).

- Fleur de lavande.
- Chlorure de sodium.
- Cyclohexane.
- Sulfate de sodium.

Déroulement du chapitre

Activités préparatoires

A. Séparation de liquides non miscibles

Cette activité a pour but d'introduire de façon qualitative la notion de densité.

Cette manipulation est l'occasion de continuer à présenter les risques associés à la manipulation des substances organiques et les consignes de sécurité à respecter. Bien récupérer les solutions en fin de manipulation et les séparer à l'aide d'une ampoule à décanter pour pouvoir les recycler en les conservant dans un flacon spécifiquement étiqueté.

Réponses aux questions

1. La position des deux liquides dépend de la nature de ceux-ci et non du volume qui en est utilisé.
2. La densité.

B. Extraction du diiode dissous dans une solution aqueuse

Présenter les solutions de diiode dans le cyclohexane et dans l'eau; ne pas utiliser une solution de diiode dans l'iodure de potassium sinon la séparation ne sera pas concluante car l'iodure de potassium augmente la solubilité du diiode par formation de l'ion triiodure I_3^- .

Réponses aux questions

1. Le diiode est faiblement soluble dans l'eau et nettement plus soluble dans le cyclohexane (voir *document 8*, page 203)
2. Le diiode se trouve principalement dans l'eau avant agitation et dans le cyclohexane après agitation.
3. Une phase est d'autant plus colorée qu'elle contient du diiode.

Cours

1. Quelles techniques de séparation utiliser ?

L'approche historique permet une présentation rapide des techniques de séparation des espèces chimiques et de la nécessité pratique qui a présidé à l'amélioration de ces techniques. Le texte *Extraction des huiles essentielles* proposé dans la rubrique *Rechercher et expérimenter* complète cette présentation.

2. Comment réaliser une extraction par solvant ?

La miscibilité et la non-miscibilité de liquides sont des phénomènes déjà présentés au Collège. La petite manipulation présentée au *document 4* permet de repréciser ces notions et d'illustrer les termes de phase, homogène, hétérogène...

2.2 Densité d'un liquide

Seule la notion de densité est abordée ici, la masse volumique sera vue au *chapitre* 14.

On pourra projeter sur un transparent la densité par rapport à l'eau de quelques liquides :

Liquide	éther	cyclohexane	éthanol	acétone	toluène
Densité	0,71	0,78	0,79	0,79	0,86
Liquide	benzène	acide acétique	dichlorométhane	1,1,1-trichloro-éthane	mercure
Densité	0,89	1,06	1,33	1,35	13,6

On pourra montrer aux élèves quelques densimètres (*doc.* 6) plongeant dans des liquides différents placés dans des éprouvettes graduées (les liquides seront récupérés après usage).

2.3 Solubilité dans un solvant

Ce paragraphe ne fait que rappeler des notions vues en Cinquième : solubilité, saturation et concentration massique (*doc.* 8).

2.4 Extraction à l'aide d'un solvant

Ce paragraphe reprend et complète les résultats de l'activité préparatoire B et prépare la manipulation réalisée en T.P.

Si cela n'a déjà été fait on pourra projeter la vidéo du *céderom*.

3. Comment réaliser une extraction par hydrodistillation

Ce paragraphe vise simplement à présenter en expérience de cours ou à l'aide de la vidéo du *céderom* la technique de l'hydrodistillation.

Avant de procéder à l'extraction en *travaux pratiques* il est conseillé de familiariser les élèves avec le montage utilisé pour l'hydrodistillation. On pourra pour cela :

- présenter un montage identique à celui du *document* 10 ;
- projeter, sur transparent, le schéma de ce montage ;
- distribuer aux élèves une copie de ce schéma et faire légèrer celui-ci.

Insister auprès des élèves sur les conditions requises pour qu'une espèce puisse être extraite par hydrodistillation.

Rechercher et expérimenter

1. Des végétaux aux huiles essentielles

Réponses aux questions

I.1 *Volatil* : qui se transforme facilement en vapeur.

Dissolvant : synonyme de solvant.

Alcoolatures : solutions obtenues par macération d'une plante dans l'alcool.

2. Dire que *les fleurs sont épuisées* c'est dire qu'elles ont cédé toutes les substances aromatiques qu'elles contenaient.

II.1 Dans le vase florentin les deux liquides non miscibles de densités différentes décantent. Après décanta-

tion il est possible de récupérer partiellement chacun des deux liquides en utilisant l'un des deux bords du vase. Cette technique est utilisée dans certaines saucières. Pour séparer deux liquides on utilise aujourd'hui une ampoule à décanter.

II.2. A est remplacé par un chauffe-ballon, B par un ballon, C par une tête de colonne et E par un condenseur à eau.

2. Comment extraire les substances aromatiques d'un zeste d'orange ?

La quantité de matériel nécessaire dépend de la façon dont est effectuée cette manipulation en travaux pratiques ou en T.P.-cours. Pour la filtration sous pression réduite projeter éventuellement au préalable la vidéo du *céderom*.

Pour réaliser la chromatographie de cet extrait, au *chapitre* 14, il est conseillé de lui rajouter un desséchant, le sulfate de magnésium par exemple.

Réponses aux questions

1. Le cyclohexane est un liquide inflammable ; il doit être manipulé loin de toute flamme ou de toute source de chaleur.
2. $d(\text{cyclohexane}) = 0,78$; la phase organique est la phase inférieure de l'ampoule à décanter.

3. Comment extraire l'huile essentielle de lavande ?

Réponses aux questions

1. L'huile essentielle de lavande est plus soluble dans l'eau que dans l'eau salée ; ce qui explique le relargage de cette huile au chlorure de sodium.
2. *Anhydre* signifie sans eau ; sécher une phase organique signifie en éliminer toute trace d'eau.

L'exercice résolu pourra être illustré par la vidéo du *céderom* qui lui est consacrée.

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

a.

Liquide	éther éthylique	dichlorométhane	eau	mercure	Toluène
d	0,71	1,33	1,00	13,6	0,86

Le toluène et l'éther éthylique « flottent » sur l'eau.

b. 1. $V = 3,33$ L.

2. Éther.

c.

- (a) élévateur à croisillons ; (b) chauffe-ballon ; (c) ballon monocol ; (d) tête de colonne ; (e) thermomètre ; (f) condenseur à eau ; (g) allonge coudée ; (h) erlenmeyer ; (j) support vertical.

Exercices

1. a. Expression.

b. Expression : décantation liquide-solide, filtration.

- 2.** 1. Non. 2. Oui. 3. Oui. 4. Non. 5. Oui.
- 3.** 1. Décoction et filtration.
2. Oui.
3. Dissolution.
- 4.** 1. Éviter toute flamme.
2. Peser la masse d'éthanol contenu dans un volume $V = 20,0$ mL mesuré à l'aide d'une éprouvette graduée puis peser le même volume d'eau et faire le quotient des deux masses.
3. $d = 0,79$.
- 5.** Voir le schéma dans l'exercice résolu; le toluène constitue la phase supérieure.
- 6.** 1. Voir le *lexique*, page 365.
2. Non, la solution est saturée.
3. $m = 168$ g.
4. Il ne se dissout pas et se dépose.
5. S doit être supérieure à s .
- 7.** 1. Non.
2. On souhaite extraire cette aspirine, soit avec de l'éthanol, soit avec de l'éther éthylique. On dispose du matériel suivant : ampoule à décanner, entonnoir, béchers, supports divers, noix de fixation, éprouvettes graduées, évaporateur à solvant.
a. L'éther non miscible à l'eau.
b. Agiter, dans une ampoule à décanner, la solution aqueuse avec un faible volume d'éther (l'éther constitue la phase supérieure). Récupérer la phase supérieure et évaporer le solvant.
c. Éviter toute flamme et toute source de chaleur.
- 8.** 1. a. La caféine est très soluble dans le dichlorométhane puisque c'était le solvant industriel de son extraction.
c. Le dichlorométhane est une espèce nocive (Xn) ; il convient d'en éviter le contact avec la peau d'où le port de gants pour sa manipulation.
2. Dans une ampoule à décanner, introduire la préparation liquide à l'arôme de café (50 mL par exemple) puis avec précaution le dichlorométhane (5 mL par exemple). Agiter vigoureusement comme indiqué dans l'activité préparatoire B ou dans le *cédérom* puis laisser décanner. Récupérer la phase organique (la phase inférieure) dans un bécher. L'évaporation du solvant permettrait de récupérer la caféine (c'est un solide).
- 9.** 1. Faire la liste du matériel nécessaire :
a. pour l'hydrodistillation : élévateur à croisillons ; chauffe-ballon ; ballon monocol ; tête de colonne ; thermomètre ; condenseur à eau ; allonge coudée ; erlenmeyer ou éprouvette graduée ; support vertical.
d. pour la séparation des deux phases après lavage : ampoule à décanner ; bécher ou erlenmeyer.
2. Voir l'exercice résolu (eugénol : phase inférieure).
- 10.** 1. Liquide.
2. Très peu soluble dans l'eau.
3. Voir le *document* 10, page 205.
4. Eucalyptol : phase supérieure.

- 11.** 1. Non ; sulfure de carbone.
2. 5 mL d'eau au fond du tube et 2 mL d'acétate d'éthyle en partie supérieure.
- 12.** 1. Voir le cours § 2.3.
2. Oui.
3. $m = 1,5$ g.
4. $m = 8,5$ g.
5. Il apparaît du lactose solide car ce sucre est très peu soluble dans l'éthanol.
- 13.** 1. Benzaldéhyde liquide ; glycéraldéhyde solide.
2. a. Agiter le mélange dans une ampoule à décanner contenant de l'eau, seul le glycéraldéhyde se dissout. Récupérer séparément chacune des deux phases : le benzaldéhyde liquide quasi pur constitue la phase organique.
b. Agiter le mélange dans un erlenmeyer dans du toluène, seul le benzaldéhyde s'y dissout, le glycéraldéhyde solide se dépose au fond ; filtrer pour récupérer le glycéraldéhyde.
3. Faire évaporer les solvants d'extraction.
- 14.** 1. Diode : coloration bleu de l'empois d'amidon.
Ion Fe^{3+} : précipité rouille d'hydroxyde de fer (III).
Ion Cl^- : précipité blanc de chlorure d'argent.
2. Le diode peut être extrait à l'aide de l'éther éthylique et séparé du chlorure de fer (III) à l'aide d'une ampoule à décanner.
3. Voir l'exercice résolu.
4. Il suffit d'évaporer les deux solvants.
- 15.** 1. Qui a la forme d'une citrouille.
2. Hydrodistillation.
3. Entraîner les espèces parfumées.
4. Pour permettre un meilleur contact entre les vapeurs et le condenseur à eau froide.
5. Voir tout dictionnaire ; $m(\text{lavande}) = 6\,000$ tonnes ; $m(\text{lavandin}) = 55\,000$ tonnes.
- 16.** 1. Le dichlorométhane est un solvant nocif dont il convient d'éviter d'inhaler les vapeurs.
3. Voir l'exercice résolu ; la phase aqueuse est la phase supérieure et la phase organique l'inférieure.
4. Vu le liquide utilisé pour les éliminer, les impuretés doivent effectivement être plus solubles dans l'eau que dans le dichlorométhane.
5. Le rôle du sulfate de magnésium anhydre est de sécher l'extrait.
- 17.** 1. *Chryso* : jaune.
2. Acide acétique.
3. Broyer les racines de rhubarbe dans le mortier : les introduire dans un erlenmeyer, ajouter l'acide acétique, boucher l'erlenmeyer et agiter vigoureusement le mélange quelques minutes. Filtrer ce mélange et récupérer le filtrat.
4. En portant à ébullition le filtrat, le solvant sera évaporé et le colorant solide pourra être récupéré.
5. Lors de l'évaporation de l'acide acétique, récupérer

les vapeurs à l'aide d'un tube à dégagement et les faire barboter dans une solution d'hydroxyde de sodium.

- 18. 1.** Laisser tomber quelques gouttes de ce sirop sur des cristaux de sulfate de cuivre (II) anhydre, ils bleussent si ce sirop contient de l'eau.
- 2.** À 25 °C, le benzaldéhyde est liquide.
- 3.** Éther éthylique.
- 4.** L'éther éthylique est un solvant très inflammable (F⁺).
- 5.** Éprouvette graduée (voir *Fiche 6* des rabats).
- 6. a.** La phase aqueuse est la phase inférieure et la phase organique la supérieure.
- b.** Ampoule à décanter.
- c.** Il suffit de tiédir la phase organique au bain-marie (pas de flamme, pas de chauffage électrique pour éviter toute étincelle qui déclencherait une explosion), en se plaçant sous la hotte, afin d'évaporer l'éther.

Exercices complémentaires

Énoncés

1. Détachant

Pour enlever des taches de goudron sur du coton, il vaut mieux utiliser du *White spirit* que de l'eau; pourquoi? En revanche, l'usage du *White spirit* pour enlever une tache de goudron sur une peinture ou un vernis est déconseillé : pourquoi?

2. Extraction du dibrome

Le dibrome est un liquide orangé peu soluble dans l'eau et très soluble dans le cyclohexane. Les pictogrammes et indications portées par les étiquettes du dibrome et du cyclohexane sont les suivantes :

Cyclohexane C₆H₁₂



F



Xn



N

R : 11-38-65; S : 16-60-61
T_{éb} = 81 °C; d = 0,78;

Dibrome Br₂



T⁺



C



N

R : 26-35-50; S : 1-9-26-61
T_{éb} = 59 °C; d = 3,12

- 1.** En utilisant la *Fiche 5* des rabats de couverture ou la fiche de sécurité au laboratoire, indiquer ce que représente les six pictogrammes et en déduire les risques présentés par ces deux espèces et les consignes de sécurité préconisées.
- 2.** Décrire les opérations permettant d'extraire le dibrome présent de façon très diluée dans un volume V = 100 mL de solution aqueuse.

3. La solution aqueuse étant très diluée, la position des phases dépend de la nature des deux solvants; en déduire la position des deux phases dans une ampoule à décanter.

4. Quelle technique vue au Collège permettrait de récupérer le dibrome pur? Serait-il prudent de mettre en œuvre cette opération dans le cas présent.

3. Extraction

Lire le texte suivant extrait de l'article « La mousse de chêne, une base de parfumerie », *Pour la Science*, n° 115, mai 1987, puis répondre aux questions.

Pour extraire de nombreux produits naturels, on utilise aujourd'hui des solvants volatils, qui respectent les constituants les plus fragiles et donnent des produits olfactivement plus ressemblants à la matière première. De plus, les solvants extraient un certain nombre de produits non volatils (cires, résines et pigments) qui diluent les matières odorantes, ce qui facilite leur récupération. Le principe consiste à faire macérer la matière première avec le solvant, à froid ou à chaud, afin de faire passer les substances odorantes dans le solvant. On soutire ensuite la solution parfumée et on l'évacue, à travers un décanteur filtre, vers un évaporateur où l'on évapore le solvant; le solvant recondensé peut être à nouveau utilisé pour une extraction. Simultanément, on place un nouveau solvant sur la matière première et on répète l'extraction : on réalise jusqu'à cinq extractions différentes sur le même lot de matière première. Le produit issu des extractions puis évaporation est un produit liquide à chaud et solide ou pâteux à froid. L'essence concrète : sa purification ultérieure consiste en une nouvelle extraction à l'alcool éthylique à 96 degrés et une filtration pour éliminer les cires végétales la solution alcoolique des espèces odorantes ainsi obtenue est appelée « absolue ».

- 1.** Quelles sont les techniques de séparation évoquées dans ce texte?
- 2.** Pourquoi, selon vous, utilise-t-on plusieurs solvants différents sur un même lot de matière?
- 3.** Que peut-on dire de la solubilité des cires végétales dans l'alcool éthylique?
- 4.** Parmi les solvants cités dans le tableau ci-dessous, lequel n'est pas un corps pur? Justifier la réponse.
- 5.** Comment opère-t-on pour évaporer le solvant dans l'évaporateur? Comment procède-t-on ensuite pour le recondenser?
- 6.** Parmi les solvants cités dans le tableau, certains sont de moins en moins utilisés pour des raisons de toxicité ou de risque d'explosion lors de leur utilisation. Sachant qu'il s'agit du corps pur le moins volatil et des trois corps purs les plus volatils de cette liste, les identifier.

Solvant	T _{éb} (°C)
hexane	68,7
acétone	56,2
éther de pétrole	40 à 65
benzène	80,1
éthanol (alcool éthylique)	78,5
éther éthylique	34,5
dichlorométhane	40,2
sulfure de carbone	46,3

4. Hydrodistillation de l'estragon

L'estragole et l'anéthole sont utilisées en parfumerie et dans certains arômes alimentaires. L'estragole existe dans les essences d'estragon (70 à 75 %), de basilic (70 à 75 %), d'anis et de fenouil. L'essence d'estragon est obtenue par hydrodistillation des feuilles d'estragon.

Données : solubilité de l'estragole dans quelques solvants dont les densités sont fournies :

Substance	estragole	dichlorométhane	eau	eau salée
Densité	0,96	1,34	1,00	1,1
Solubilité de l'estragole		très soluble	peu soluble	très peu soluble

- Dans un ballon de 500 mL, on introduit 200 mL d'eau distillée, des feuilles finement découpées d'estragon frais et quelques grains de pierre ponce (ou des billes de verre).
- On réalise un montage d'hydrodistillation et on porte à ébullition le mélange contenu dans le ballon.
- On laisse se poursuivre la distillation jusqu'à obtenir environ 50 mL de distillat; celui-ci est trouble car il est composé d'un mélange hétérogène : la phase aqueuse et la phase huileuse (contenant l'estragole) mal séparées.
- On ajoute au distillat 5 g de chlorure de sodium que l'on dissout par agitation. On verse ensuite le mélange obtenu dans une ampoule à décanter et on introduit 10 mL de dichlorométhane.
- Après agitation et décantation, on récupère la phase organique.
- On y ajoute ensuite du sulfate de magnésium anhydre.

Après filtration, on obtient une solution, notée *H*, d'huile essentielle dans le dichlorométhane.

1. Quel est le rôle de l'eau introduite dans le ballon?
2. Faire un schéma annoté du montage d'hydrodistillation.
3. Justifier, en utilisant les données, l'ajout du chlorure de sodium au distillat.
4. a. Quel est le rôle de l'ajout de dichlorométhane? Justifier la réponse.
b. Faire le schéma de l'ampoule à décanter après agitation et décantation. Préciser les positions respectives de la phase aqueuse et de la phase organique. Justifier à partir des données.
c. Quelle précaution liée à la sécurité doit-on prendre lors de l'agitation de l'ampoule à décanter?
5. Quel est le rôle du sulfate de magnésium anhydre?

Corrigés

1. Le goudron est soluble, dans le *White spirit*, alors qu'il n'est pas soluble dans l'eau. Le *White spirit* risque de dissoudre la peinture ou le vernis en même temps que le goudron.
2. 1. Le cyclohexane est un liquide inflammable, nocif et dangereux pour l'environnement. Il doit être conservé à l'écart de toute flamme ou source de chaleur,

éliminé dans un récipient adapté en excluant tout rejet dans l'environnement.

Le dibrome est un liquide très toxique, corrosif et dangereux pour l'environnement. Il doit être conservé sous clé dans un lieu ventilé, manipulé en évitant tout contact avec la peau et en évitant toute inhalation, éliminé dans un récipient adapté en excluant tout rejet dans l'environnement.

Ces deux liquides doivent être manipulés avec des lunettes, des gants et pour le dibrome sous la hotte avec éventuellement un masque. La solution aqueuse considérée étant très diluée on évitera simplement lors de sa manipulation de respirer les vapeurs.

2. Introduire la solution aqueuse ($V = 100$ mL) dans une ampoule à décanter puis ajouter à l'éprouvette graduée environ 10 mL de cyclohexane.

En respectant les consignes exposées dans l'*activité préparatoire* B et dans le *céderom*, agiter l'ampoule puis laisser décanter celle-ci sur son support.

3. La phase organique ($d \approx 0,78$) constitue la phase supérieure de l'ampoule et la phase aqueuse ($d \approx 1,0$) la phase inférieure.

4. Une distillation de la phase organique permettrait de séparer le dibrome ($T_{eb} = 59$ °C) du cyclohexane ($T_{eb} = 81$ °C). Vu la toxicité du dibrome, il est vivement déconseillé de procéder à une telle opération.

3. 1. Macération, extraction par solvant, filtration.
2. Pour extraire *toutes* les espèces odorantes, car toutes ne sont pas nécessairement solubles dans le premier solvant utilisé.
3. Les cires végétales sont insolubles dans l'alcool éthylique, puisqu'on peut les en séparer par filtration.
4. Éther de pétrole, car sa température d'ébullition n'est pas définie précisément; en effet, elle dépend de la composition du mélange d'hydrocarbures constituant l'éther de pétrole.
5. On peut chauffer, mais aussi tirer sous vide (diminuer la pression). Pour recondenser le solvant, on le fait passer dans un condenseur à eau.
6. Benzène (le moins volatil, cancérogène); éther éthylique (le plus volatil, explose facilement); dichlorométhane (neurotoxique); sulfure de carbone (très inflammable F^+ et très toxique T^+).

4. 1. L'eau introduite dans le ballon entraîne l'huile essentielle à l'ébullition car ces deux liquides sont non miscibles.

2. Voir le schéma annoté du *document* 10 du cours, page 205.

3. L'ajout du chlorure de sodium favorise la séparation de l'huile essentielle éventuellement présente, en faible quantité, dans la solution aqueuse (relargage).

4. Le dichlorométhane permet d'extraire l'estragole très soluble dans ce solvant

b. Pour le schéma, voir le *document* 2 de l'*exercice résolu* page 209. Vu les densités, la phase aqueuse ($d \approx 1,1$) constitue la phase supérieure alors que la phase organique ($d \approx 1,34$) est dans ce cas la phase inférieure.

c. Il faut laisser ouvert le robinet de coulée lors de l'agitation, l'ampoule à décanter étant bien sûr retournée.

5. Le sulfate de magnésium anhydre permet de sécher la phase organique en enlevant toute trace d'eau.

Ouvrages

- *Document d'accompagnement du nouveau programme de la classe de Seconde, GTD*, Ministère de l'Éducation Nationale.
- A. DURUPTHY et coll., *Chimie Term. S*, Hachette éducation, 1999.
- J.-P. DURANDEAU, A. DURUPTHY et coll., *Physique-Chimie, Enseignement de spécialité Terminale S*, Hachette éducation, 2002.
- M. CAPPON et coll., *Chimie des couleurs et des odeurs*, Cultures et Techniques, Nantes 1993.
- D. CROUZET-DEPROST et coll., *Chimie dans la maison*, Cultures et Techniques, Nantes, 1996.

- M. CHAVANNE et coll., *Chimie organique expérimentale*, Modulo Belin, 1986.
- R. GLEIZE *Chimie au lycée : mises au point et perspectives*, CNDP, 2001.
- G. FABIANI et A. CHRISTOF, *Mémoires de la lavande*, Équinoxe, 2000.

Revue

- *Bulletin de l'Union des Physiciens*, « À propos des oranges », n° 774, mai 1995.
- *Bulletin de l'Union des Physiciens*, « Des substances naturelle, aux produits chimiques », n° 698, juin 1987.
- *Bulletin de l'Union des Physiciens*, « Analyse d'un parfum par chromatographie », n° 684, mai 1986.
- *Pour la Science*, « La mousse de chêne, une base de parfumerie », n° 115, mai 1987.

Séparation et identification d'espèces chimiques

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

I. « Chimique ou naturel ? »

Ce chapitre complète la partie extraction vue au chapitre précédent.

Contenus

2. Le monde de la chimie : approches expérimentale et historique de la séparation et de l'identification d'espèces chimiques

2.2 Séparation et identification d'espèces chimiques

Caractérisation ou identification par comparaison d'une espèce chimique extraite

a. Chromatographie.

Principe de la chromatographie. phase fixe, phase mobile, révélation, interprétation, application à la séparation des espèces d'un mélange et à l'analyse.

b. Caractéristiques physiques.

T_f , T_{eb} , densité, indice de réfraction, « couleur », solubilités.

Connaissances et savoir-faire exigibles

- Interpréter les informations de l'étiquette d'un flacon (risques, sécurité, paramètres physiques) comme une carte d'identité de son contenu.
- S'informer sur les risques et les consignes de sécurité à respecter lors des manipulations en particulier des solvants organiques.
- Reconnaître et nommer la verrerie de laboratoire employée.
- À l'aide d'un tableau de données (températures de changement d'état, solubilités, masses volumiques), à pression atmosphérique et pour une température connue : prévoir l'état physique d'une espèce chimique.
- Réaliser une chromatographie sur couche mince.

Exemples d'activités

- Élaboration d'un protocole d'extraction à partir d'informations sur les propriétés physiques des espèces chimiques recherchées.
- Approche expérimentale de la chromatographie sur couche mince (papier ou plaque) à l'aide de mélanges colorés (encres, colorants alimentaires, extrait de végétaux...), puis application à l'identification des espèces précédemment extraites : utiliser des techniques de révélation des espèces incolores (U.V., révélateur chimique).
- Présenter (ou réaliser) une chromatographie sur colonne.

Commentaires

Le plus souvent, l'extraction conduit à un mélange d'espèces chimiques qui, en classe de Seconde, ne sont pas isolées. La chromatographie permet de séparer les espèces et d'identifier l'espèce chimique recherchée par comparaison à une référence.

Dans cette partie, il s'agit d'observer et de manipuler et non d'expliquer. Les activités sont abordées sous un angle historique et expérimental. En effet à ce niveau, les outils conceptuels dont dispose un élève sortant de Troisième ne permettent pas d'expliquer les concepts chimiques sous-jacents.

Matériel

Activités préparatoires

A. Chromatographie d'encres

- Bécher recouvert par une boîte de Pétri.
- Papier à chromatographie.
- Éluant constitué de dix volumes de butan-1-ol, deux volumes d'éthanol (alcool à 90°) et quatre volumes de solution d'ammoniac à 1 mol . L⁻¹.
- Encres pour stylo à encre de couleur (rouge, violette, noire, bleue effaçable, verte).
- Piques en bois ou tubes effilés.
- Règle, crayon à papier.

Cours

> Activité 1

- Plaque pour chromatographie 5 cm × 3 cm (celle utilisée pour une révélation sous U.V.).
- Bêcher recouvert d'une boîte de Pétri ou bocal à fond plat et son couvercle.
- Éthanol (alcool à 90 °).
- Solution de chlorure de sodium à 100 g · L⁻¹.
- Solution aqueuse de tartrazine (E 102) ou colorant alimentaire du commerce (Vahiné ou autre).
- Solution aqueuse de bleu patenté (E 131).
- Colorant vert alimentaire (Vahiné ou autre) ou mélange des deux solutions précédentes.
- Règle, crayon à papier.

> Activité 2

- Petite plaque pour chromatographie 2 cm × 1 cm (celle utilisée pour une révélation sous U.V.).
- Benzaldéhyde.
- Éthanol (alcool à 90 °).
- Fins cristaux de diiode dispersés dans du sable contenu dans un flacon.
- Solution acidifiée (à l'acide sulfurique) de permanganate de potassium à 10⁻³ mol · L⁻¹.
- Boîte de Pétri.
- Brucelles (pinces à épiler ou pince de philatéliste) pour plonger la plaque dans la solution de permanganate de potassium.
- Lampe à U.V. (à 254 nm).

Rechercher et expérimenter

1. Les arômes naturels d'agrumes

- Bêcher de 150 mL recouvert d'une boîte de Pétri ou d'une coupelle.
- Plaque à chromatographie sensible aux U.V. de 5 cm × 6 cm (vérifier que cette plaque entre dans le bêcher sans en toucher les bords).
- Fins cristaux de diiode dispersés dans du sable contenu dans un flacon dans lequel la plaque pourra entrer.
- Tubes effilés.
- Règle, crayon à papier.
- Éluant constitué de trois volumes de cyclohexane et un volume d'éther éthylique.
- Limonène dilué dans du cyclohexane.
- Citral dilué dans du cyclohexane.
- Extrait de jus d'orange obtenu par extraction par solvant ou par hydrodistillation.
- Arôme d'orange commercial.

2. L'arôme naturel d'amande

Pour l'extraction du benzaldéhyde :

- Deux tubes à essais avec leur bouchon.
- Sirop d'orgeat.
- Kirsch fantaisie.
- Agitateur en verre.
- Éther éthylique.

Pour la chromatographie :

Le même matériel que ci-dessus avec les produits suivants :

- éluant constitué de deux volumes de cyclohexane et un volume d'acétone ;
- benzaldéhyde dilué dans de l'éther éthylique.

Déroulement du chapitre

Activités préparatoires

A. Chromatographie d'encres

Cette activité reprend une manipulation vue au Collège ; elle a pour but d'introduire les techniques chromatographiques sur papier ou couche mince.

Le papier peut être plié en son sommet supérieur et supporté par un fil métallique sans toucher les bords.

B. Caractéristiques physiques de substances chimiques

Réponses aux questions

1. d : densité par rapport à l'eau ;

T_f : température de fusion ;

T_{eb} : température d'ébullition ;

n : indice de réfraction.

À 25 °C, l'acide salicylique est solide et l'acétate d'éthyle est liquide.

2. L'éther de pétrole est un mélange ; contrairement à un corps pur, ses températures de changement d'état ne sont pas constantes (propriété vue au Collège).

$d \approx 0,67$ signifie que la composition de ce mélange n'étant pas précise sa densité n'est pas connue avec précision.

Cours

1. Qu'est-ce que la chromatographie ?

Ce paragraphe s'appuie sur deux activités pour présenter les principales caractéristiques de la chromatographie. Après l'activité 1 on pourra projeter la vidéo du **cdérom** et l'animation qui permet d'interpréter le principe de cette technique.

2. Quelles caractéristiques physiques permettent d'identifier une espèce chimique ?

Parmi les critères usuellement utilisés pour identifier une espèce, les températures de changement d'état, surtout de fusion, sont faciles à mettre en œuvre. La vidéo du **cdérom** présente l'utilisation d'un banc Kofler.

La définition de la masse volumique (rencontrée pour la première fois par les élèves) permet de relier cette grandeur à la densité définie au chapitre précédent.

On fera remarquer aux élèves que la densité, par rapport à l'eau, s'exprime par le même nombre que sa masse volumique lorsque celle-ci est donnée en g · cm⁻³ (ceci en supposant que la masse volumique de l'eau peut être considérée indépendante de la température et égale à 1,00 g · cm⁻³).

Rechercher et expérimenter

1. Les arômes naturels d'agrumes

Réponses aux questions

1. Laver une orange puis l'éplucher en ne prélevant que le zeste et passer ce zeste au mixeur avec un peu d'eau. Introduire la purée obtenue dans un ballon de 250 mL ; intégrer ce ballon à un montage pour hydrodistillation identique à celui du *document* 10, page 205. Recueillir l'hydrodistillat, utiliser une ampoule à décanter pour séparer les deux phases.

2. Le cyclohexane et l'éther éthylique sont tous les deux des liquides inflammables et irritants. Il convient donc pour les manipuler :

- de se placer loin de toute flamme et de toute source de chaleur ;
- de mettre des gants et des lunettes de protection ;
- d'éviter d'inhaler leur vapeur.

3. $R_f(L) \approx 0,95$; $R_f(C) \approx 0,52$.

Vu les différentes taches données par les dépôts (E) et (A), ces deux espèces semblent effectivement être présentes.

4. Les autres taches observées pour les dépôts E et A correspondent à des espèces absorbant des U.V. ou réagissant avec le diiode et différentes du limonène et du citral.

5. Pour disposer des huiles essentielles de citron on peut réaliser une extraction par solvant (voir *chapitre* 13, page 207 et la vidéo du *cdédrom*) ou une extraction par hydrodistillation (voir 1.). Reprendre ensuite le même protocole que celui présenté au *paragraphe* 1.2

2. L'arôme naturel d'amande

L'éther éthylique étant moins dense que l'eau, l'extrait surnage dans les deux tubes il n'est donc pas nécessaire de terminer la décantation avec une ampoule à décanter pour la suite de la manipulation.

Dans toute chromatographie, l'atmosphère dans le bécher doit être saturée en vapeurs d'éluant pour que la plaque ne sèche pas au cours de l'élution ; c'est la raison pour laquelle le bécher doit toujours être fermé (coupe-pelle, boîte de Pétri...).

Réponses aux questions

1. Déposer une goutte de benzaldéhyde dilué dans de l'éther éthylique (ce solvant n'absorbe pas) sur un petit morceau de plaque sensible aux U.V. puis placer celle-ci sous une lampe à U.V. et conclure.

2. Dans un bécher introduire 6 mL de l'éluant et couvrir avec une coupelle ou une boîte de Pétri. Prendre une plaque sensible aux U.V. (4 cm × 6 cm), tracer au crayon à papier un trait à 1 cm du bord inférieur, y repérer trois points régulièrement répartis où seront déposées des gouttes de chacun des extraits (éventuellement laisser sécher la première goutte puis renouveler le dépôt plusieurs fois, les solutions utilisées étant très diluées). Introduire la plaque dans le bécher sans qu'elle touche les bords, laisser élué jusqu'à 1 cm du bord ; laisser sécher la plaque puis la placer sous une lampe à U.V., repérer alors les diverses taches et conclure.

3. a. Acide benzoïque dû à l'oxydation du benzaldéhyde en présence du dioxygène de l'air (oxydation photochimique).

b. Recommencer la chromatographie en faisant un quatrième dépôt d'acide benzoïque dissous dans de l'éther éthylique ; comparer alors la tache relative à ce dépôt et la seconde observée dans le dépôt de benzaldéhyde et conclure.

Remarque :

Il peut être intéressant de montrer aux élèves la chromatographie sur colonne décrite intégralement à l'exercice 14 ainsi que la vidéo du *cdédrom* sur l'extraction de pigments végétaux.

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

- Voir les *documents* 1 et 2 du cours.
- Diiode et permanganate de potassium.
- $h_1 = 20$ mm et $h_2 = 33$ mm.
- $\mu_2 = 880$ kg · m⁻³ et $\mu_4 = 0,88$ g · cm⁻³.
- Non, car S n'est pas pur.

Exercices

1. a. : bécher ; b. : plaque à chromatographie ; c. : éluant ; d. : boîte de Pétri ou verre de montre ; e. : ligne de dépôt ; f. : front du solvant.

2. (I) : La plaque touche les bords.

(II) : Ligne de dépôt non parallèle au niveau de l'éluant ; bécher non couvert.

(III) : Niveau d'éluant trop important, la ligne de dépôt y est immergée.

3. (II) : Les trois taches de M sont au même niveau que celles de S , B et A .

4. 1. Voir le cours § 1.3.

2. $R_f(C_1) = 0,42$; $R_f(C_2) = 0,19$ et $R_f(C_3) = 0,72$.

3. C_1 et C_2 dans B_1 et C_1 et C_3 dans B_2 .

5. 1. Révéler : visualiser les taches d'un chromatogramme naturellement incolores.

2. a. Quatre taches sont révélées par les U.V. et par le diiode.

b. Les espèces révélées uniquement par le diiode n'absorbent pas les U.V.

6. 1. A est un corps pur.

2. 50 °C.

3. À 25 °C, tous deux sont solides ; à 60 °C, A est liquide, B est solide.

4. $T_{eb}(A) = \text{constante}$, ce qui n'est pas le cas de $T_{eb}(B)$.

7. 1. $\mu = m / V$.

2. $\mu = 1,34 \times 10^3$ g · L⁻¹ = 1,34 g · cm⁻³.

3. $d = 1,34$.

8. 1. Indice de réfraction.

2. Non, car trop voisin(e)s. Mesure de la température d'ébullition avec un thermomètre.

9. c. : C_1 migre le plus et C_1 et C_2 avec le bon R_f dans M .

10. 1. Diode et permanganate de potassium.

2. E est la plus soluble (R_f le plus grand) et G la moins soluble (R_f le plus petit).

3. L'eau de toilette étudiée contient de l'églantine (E) et de l'anisaldéhyde (A) mais pas de géraniol (G); elle contient en revanche d'autres substances.

11. 1. $R_f(E\ 102) = 0,74$; $R_f(E\ 131) = 0,39$.

2. $h/H = 0,4$ $R_f(E\ 131)$. Il s'agit du colorant bleu; la menthe est donc bleutée.

12. 1. Le tube T_1' présente deux phases dont la phase supérieure est la phase organique.

2. Non, puisque l'huile essentielle d'amande paraît très peu soluble dans l'eau.

3. $R_f(\text{benzaldéhyde}) = 0,50$.

4. Les autres taches sont celles d'espèces solubles dans l'éther et différentes du benzaldéhyde.

13. 1. L'rlenmeyer contient deux liquides non miscibles; la phase supérieure est la phase aqueuse. ($d \approx 1$) et la phase inférieure est la phase organique ($d \approx 1,34$).

2. Le chlorure de calcium anhydre est un déshydratant; il élimine l'eau.

3. Il apparaît deux taches, l'une à 22 mm de la ligne de dépôt, l'autre à 32 mm.

14. 1. Éluant : solution de chlorure de sodium; phase : alumine.

2. Le colorant vert contient des espèces bleues et jaunes.

Le colorant bleu présente la plus forte absorption sur la colonne et la plus faible solubilité dans l'éluant.

3. La chromatographie permet de séparer les constituants d'un mélange et de les isoler après séparation.

4. Il suffit de faire une chromatographie sur colonne ou sur couche mince avec un éluant approprié.

Exercices complémentaires

Énoncés

1. Vrai ou faux ?

Les propositions suivantes sont-elles exactes? Rectifier celles qui sont fausses.

1. Toute encre verte doit sa couleur à une espèce chimique verte.

2. La chromatographie permet de séparer des substances colorées, mais aussi des substances incolores.

3. Un corps bout sous une pression donnée à température constante.

4. Lors de la mesure de l'indice de réfraction n d'un liquide un élève a trouvé $n = 0,885$.

5. La densité et la masse volumique s'expriment en $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

2. Masse volumique et densité

1. Pour déterminer la masse volumique du phénylméthanol, un liquide non miscible à l'eau, on pèse une fiole jaugée de volume $V = 50,0$ mL remplie de ce liquide; on trouve $m = 115,7$. La masse de la fiole vide vaut $m_0 = 63,7$ g.

a. Rappeler la définition de la masse volumique.

b. Déterminer la masse volumique du phénylméthanol; on exprimera le résultat en $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$ puis en $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$.

c. En déduire la densité du phénylméthanol par rapport à l'eau.

d. On verse 5 mL d'eau et 5 mL de phénylméthanol dans un tube à essai; dessiner celui-ci en précisant la position des deux liquides.

2. L'iodométhane est un liquide de densité par rapport à l'eau $d = 2,28$. La balance du laboratoire à une portée maximale de 250 g.

a. Peut-on, sans risque pour la balance, peser un volume $V = 90,0$ mL d'iodométhane avec cette balance dans un bécher de masse $m_0 = 63,5$ g?

b. Sinon, quel volume maximal peut-on peser?

3. Choisir la bonne caractéristique physique

Le tableau ci-dessous donne la température d'ébullition $T_{\text{éb}}$, la masse volumique μ et l'indice de réfraction n de trois liquides.

Espèce	$T_{\text{éb}}$	μ	n
cyclohexène	83,3	0,810	1,445
2-méthylpropan-2-ol	82,5	0,786	1,388
butan-2-ol	99,5	0,808	1,393

Un réfractomètre, une balance de précision, un thermomètre et toute verrerie sont disponibles. Trois flacons contenant l'un du cyclohexène, le second du 2-méthylpropan-2-ol et le troisième du butan-2-ol

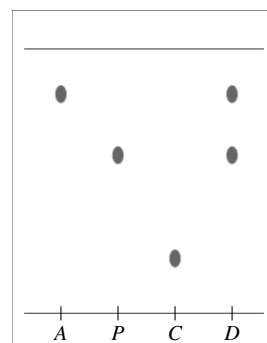
1. Quelle(s) caractéristique(s) physique(s) convient-il d'utiliser pour identifier sans ambiguïté le cyclohexène? Justifier la réponse.

2. Quelle caractéristique convient-il d'utiliser pour distinguer le 2-méthylpropan-2-ol et le butan-2-ol?

4. Chromatographies

1. On réalise la chromatographie d'un médicament *analgésique et antipyrétique* par chromatographie sur couche mince (C.C.M.).

Pour cela, on dépose : en A de l'aspirine, en P du paracétamol, en C de la caféine et en D le médicament. Le chromatogramme obtenu est représenté ci-contre.

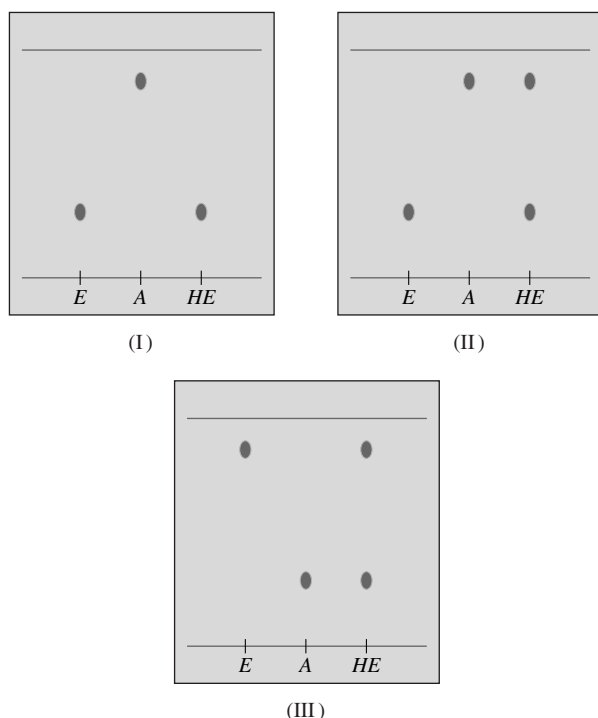


a. Chercher dans un dictionnaire le sens des mots en italique.

- b. Rappeler le principe d'une C.C.M.
- c. Que peut-on dire de la composition du médicament ?
- d. Déterminer les rapports frontaux des espèces chimiques présentes dans le médicament et révélées par ce chromatogramme.
2. On réalise la chromatographie sur couche mince d'une huile essentielle (notée *HE*) de clou de girofle qui contient de l'eugénol (noté *E*) et de l'acétyl-eugénol (noté *A*). Dans les conditions de l'expérience, les rapports frontaux valent :

$$R_f(E) = 0,3 \quad \text{et} \quad R_f(A) = 0,9.$$

Déterminer parmi les chromatogrammes (I), (II) et (III) ci-après celui qui convient, en justifiant votre réponse :



5. Extraction et chromatographie

On se propose d'extraire et d'identifier quelques constituants d'une pastille utilisée pour rafraîchir l'haleine. Cette pastille est broyée, puis dissoute dans 20 mL d'eau ; on ajoute 5 mL de cyclohexane, solvant dans lequel les constituants recherchés sont beaucoup plus solubles que dans l'eau.

En utilisant une ampoule à décanter, on récupère alors la phase organique, notée *P* par la suite. On réalise alors une chromatographie sur couche mince.

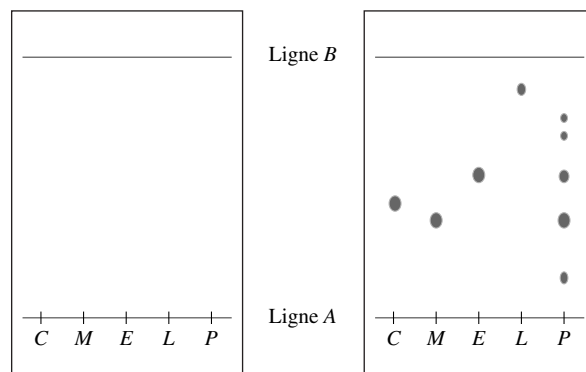
Sur la ligne *A*, on dispose, de gauche à droite :

- une goutte de citral *C* ;
- une goutte de menthol *M* ;
- une goutte d'eucalyptol *E* ;
- une goutte de limonène *L* ;
- une goutte du produit à analyser *P*.

Après élution et révélation, on obtient l'aspect de la plaque de droite.

1. Dessiner l'ampoule à décanter en précisant la position des deux phases.
2. Quels noms donne-t-on aux lignes *A* et *B* ?

3. Quelle précaution expérimentale doit-on prendre à propos du volume d'éluant à introduire dans la cuve à chromatographie ?



4. Les constituants analysés sont tous incolores ; quelles techniques peut-on utiliser pour les révéler sur le chromatogramme ?
5. Le citral figure-t-il parmi les constituants de la pastille ?
6. Quels constituants la pastille étudiée semble-t-elle, entre autres, contenir ?
7. Déterminer le rapport frontal R_f du menthol.

Données :

Masses volumiques : eau : $1,0 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$;
cyclohexane : $0,78 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

Corrigés

1. 1. Faux : elle peut être constituée d'encres bleue et jaune mélangées.

2. Vrai.

3. Vrai.

4. Faux : un indice de réfraction est toujours supérieur ou égal à 1.

5. Faux : la masse volumique peut s'exprimer en $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$; en revanche la densité n'a pas d'unité.

2. 1. a. Voir le cours § 2.2, page 219.

b. $\mu(\text{phénylméthanol}) = 1,04 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = 1\,040 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$.

c. $d = 1,04$.

d. Phénylméthanol : phase inférieure ; eau : phase supérieure.

2. a. $m_{\text{tot}} = m_0 + d \cdot \mu_{\text{eau}} \cdot V = 268,7$: la pesée est déconseillée.

b. $V_{\text{max}} = \frac{m_{\text{max}} - m_0}{d \cdot \mu_{\text{eau}}} = 81,8 \text{ mL}$.

3. 1. Pour identifier sans ambiguïté le cyclohexène on peut mesurer l'indice de réfraction des trois liquides ; celui du cyclohexène est nettement différent de celui des deux autres liquides (écart de près de 4 %).

2. Les deux autres liquides ont des indices de réfraction très proches (moins de 0,4 %), des masses volumiques voisines (2,7 % d'écart), en revanche leurs températures d'ébullition sont très différentes (17 °C) ; ces deux liquides peuvent être différenciés par la mesure de leur température d'ébullition.

4. 1. a. *Analgesique* : antidouleur.

Antipyrétique : fébrifuge (qui fait baisser la température).

- b. Voir le cours, pages 216 et 217.
- c. Ce médicament contient du paracétamol et de l'aspirine ; en revanche il ne contient pas de caféine.
- d. $R_f(A) = 0,8$ et $R_f(P) = 0,6$.
2. Seul le chromatogramme (II) présente deux taches pour (HE) (ce qui n'est pas le cas de (I)) avec les bonnes valeurs de R_f pour chaque espèce (ce qui n'est pas le cas pour (III)).
5. 1. Voir *l'exercice résolu* du chapitre 13, page 209 : le cyclohexane occupera la partie supérieure.
2. Ligne A : ligne de dépôt ; ligne B : front de l'éluant ou front du solvant.
3. La ligne de dépôt ne doit pas être immergée dans l'éluant.
4. Révélation aux U.V., au diiode, au permanganate de potassium.
5. Aucune tache de P ne se situe au même niveau que celle de C : le citral n'est pas l'un des constituants de la pastille.
6. La pastille semble contenir du menthol et de l'eucalyptol.
7. $R_f(\text{menthol}) \approx 0,4$.

Ouvrages

- *Document d'accompagnement du nouveau programme de la classe de Seconde, GTD*, Ministère de l'Éducation Nationale.
- A. DURUPHY et coll., *Chimie Term. S*, Hachette éducation, 1999.
- J.-P. DURANDEAU, A. DURUPHY et coll., *Physique-Chimie, Enseignement de spécialité Term. S*, Hachette éducation, 2002.
- R. GLEIZE, *Chimie au lycée : mises au point et perspectives*, CNDP, 2001.

Revue

Bulletin de l'Union des Physiciens, « Séparation des constituants d'un sirop de menthe par chromatographie », n° 756, juillet-août-septembre 1993.

Synthèse d'espèces chimiques

chapitre 15 chimie

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

I. « Chimique ou naturel? »

Contenus

3. Le monde de la chimie : la synthèse des espèces chimiques au laboratoire et dans l'industrie

3.1 Nécessité de la chimie de synthèse

Quelques exemples de synthèse dans la chimie lourde et dans la chimie fine (à haute valeur ajoutée) à partir des matières premières de la nature en fonction des besoins des consommateurs.

3.2 Synthèse d'une espèce chimique

3.3 Caractérisation d'une espèce chimique synthétique et comparaison avec un extrait naturel comportant la même espèce chimique que l'espèce synthétisée

Connaissances et savoir-faire exigibles

- Suivre un protocole de synthèse en respectant les consignes (sécurité, protection de l'environnement).
- Proposer une méthode expérimentale pour comparer deux espèces chimiques.
- Interpréter, discuter et présenter les résultats d'une analyse comparative.

Exemples d'activités

- Synthèse (ou hémisynthèse) d'une ou plusieurs espèces chimiques, mettant en jeu des techniques simples, telles que chauffage à reflux, filtration, séparation.
- Synthétiser une espèce existant dans la nature et, si possible, susceptible d'être extraite.
- Vérifier, à l'aide des acquis expérimentaux antérieurs, qu'une espèce chimique de synthèse est identique à la même espèce chimique contenue dans un extrait naturel.

Commentaires

- Les exemples de synthèse présentés ou réalisés sont pris en chimie organique, par exemple synthèse d'un polymère, d'un médicament, d'un colorant, d'un arôme ou d'un savon. L'important dans cette partie est de

montrer que l'on peut synthétiser une espèce chimique identique à une espèce naturelle. Toutefois, l'étude d'espèces tirées du monde minéral pourra être développée dans l'enseignement thématique.

- L'ensemble de cette partie est fondé sur l'approche expérimentale permettant à l'élève de s'approprier les techniques de base d'un laboratoire de chimie. Dans le cas des synthèses impliquant un chauffage à reflux, l'enseignant présente la nécessité et le fonctionnement d'un montage reflux (à eau comme à air). L'enseignant adopte une écriture simplifiée des réactions chimiques pour les transformations décrites, en se limitant aux appellations ou aux formules brutes des espèces chimiques indiquées sur les étiquettes des emballages. Il ne fait pas appel à une écriture détaillée qui sera abordée ultérieurement dans la troisième partie du programme.

Matériel

Cours

Synthèse de l'acétate d'isoamyle

- Lunettes et gants.
- Erlenmeyer de 250 mL, tube condenseur et bouchon, support, pinces et noix.
- Éprouvette graduée de 25 mL utilisée pour introduire les deux liquides, sans rinçage entre les deux ajouts.
- Verre à pied.
- Agitateur en verre.
- Bain-marie d'eau bouillante.
- Acide acétique pur.
- Alcool isoamylique ou 3-méthylbutan-1-ol.
- Acide sulfurique concentré en flacon avec compte-gouttes.
- Solution saturée de chlorure de sodium.
- Languettes étroites de papier-filtre pour faire sentir aux élèves l'ester synthétisé.

Rechercher et expérimenter

Synthèse de l'acétate de linalyle

- Lunettes et gants.
- Ballon de 100 mL ou à défaut de 250 mL, valet.
- Éprouvette de 10 mL (ou 20 mL) et 50 mL.
- Petite spatule.
- Chauffe-ballon, support élévateur.

- Condenseur à eau, support, pinces et noix.
- Ampoule à décanter et son support.
- Erlenmeyer de 150 mL.
- Flacons secs avec bouchon ou tubes à essai avec bouchon.
- Anhydride acétique.
- Linalol.
- Pierre ponce.
- Solution saturée de chlorure de sodium.
- Sulfate de magnésium anhydre.

Caractérisation de l'acétate de linalyle

- Pot pour chromatographie (bêcher avec verre de montre ou pot à confiture et son couvercle).
 - Éprouvette de 10 mL.
 - Quatre petits tubes à essai.
 - Quatre pipettes simples (prélèvement des substances à chromatographier).
 - Plaques à chromatographie (4 cm × 6 cm).
 - Quatre capillaires propres et secs.
 - Flacon ou bocal contenant du diiode solide dans du sable fin (éviter de respirer les vapeurs de diiode).
 - Cyclohexane.
 - Ether.
 - Éprouvette graduée de 10 mL.
 - Huile essentielle de lavande commerciale ou extraite au chapitre précédent.
 - Linalol commercial.
 - Acétate de linalyle commercial.
- L'éluant aura pu éventuellement être préalablement préparé.

Déroulement du chapitre

Activités préparatoires

A. Produits naturels, produits synthétiques

Réponses aux questions

1. La diminution des coûts de production, la régularité de l'approvisionnement en matière première justifient l'évolution observée (voir cours § 1.1).
2. La vanilline extraite de la vanille, l'acide salicylique (ancêtre de l'aspirine) extraite du saule, l'essence de térébenthine extraite de la sève de pin, le styrax monomère du polystyrène extrait d'un arbre oriental, le liquidambar,... sont d'autres exemples d'évolution du naturel au synthétique.

B. Chimie lourde, chimie fine

On pourra utiliser les deux films proposés sur le **céderom** afin de distinguer la chimie lourde et la chimie fine.

Réponses aux questions

1. et 2. : Voir cours § 1.2 et 1.3.

C. Synthèse du nylon

Pour la synthèse du nylon, on pourra :

- projeter le film du **céderom** ;

- réaliser cette synthèse en utilisant soit les réactifs appropriés dans les solvants indiqués soit les kits de synthèses proposés par les fournisseurs habituels.

Réponses aux questions

1. Réactifs : chlorure de sébacoyl et hexane-1,6-diamine ; produit : nylon.
2. Textiles, fils, pignons d'engrenages,...
3. Espèce artificielle (*cf. chapitre 12*).

Cours

1. Pourquoi synthétiser des espèces chimiques ?

Ce paragraphe permet de définir ou de préciser différents termes : chimie lourde, chimie fine ou à haute valeur ajoutée, chimie organique, chimie minérale.

Il peut être précédé ou complété par l'élaboration d'un tableau où figureront les différents domaines de la chimie, les substances naturelles utilisées avant le développement de l'industrie chimique et les substances synthétiques de remplacement.

Il peut être agrémenté par la présentation de vidéocassettes (voir *Bibliographie*).

2. Qu'est-ce qu'une synthèse chimique ?

Les deux synthèses étudiées dans les activités du cours permettent d'introduire la notion de transformation chimique et d'un point de vue expérimentale, la technique de chauffage à reflux. L'une, la synthèse de l'acétate d'isoamyle, utilise un condenseur à air, l'autre, la synthèse de l'acétate de linalyle réalisée en *T.P.*, un condenseur à eau.

La première nécessite l'utilisation d'un catalyseur (acide sulfurique concentré ou acide *para*-toluène sulfonique) dont il faut expliquer succinctement le rôle. L'acide *para*-toluène sulfonique moins dangereux à manipuler que l'acide sulfurique peut éventuellement être utilisé à la place de celui-ci ; cela permet d'éviter la carbonisation des composés organiques lors du chauffage, l'acide sulfurique étant un puissant déshydratant.

L'expérience de cours proposée est rapidement mise en œuvre et a souvent déjà été vue au Collège.

Rechercher et expérimenter

- L'expérience proposée en *T.P.* présente de nombreux avantages : coût raisonnable des réactifs, comparaison possible avec un extrait naturel, utilisation de matériel existant actuellement dans les lycées et caractérisation par chromatographie avec révélation au diiode vue au chapitre précédent.

Pour gagner du temps on peut éventuellement se dispenser du séchage de la phase organique au sulfate de magnésium anhydre.

- L'utilisation d'une solution saturée de chlorure de sodium en fin de synthèse a un double but :
 - détruire l'excès d'anhydride acétique par hydrolyse acide ;
 - favoriser la séparation des deux phases par relargage de l'ester.

On peut aussi, laisser refroidir le mélange réactionnel et

le verser dans un verre à pied contenant la solution saturée de chlorure de sodium (voir la manipulation proposée en animation sur le **cédérom**). L'avantage de la méthode proposée dans l'ouvrage est double :

- éviter le dégagement intempestif de vapeurs d'acide acétique formé lors de l'hydrolyse que l'on piège avec le reflux;
- aider au refroidissement du contenu du ballon (gain de temps).

• Le linalol :

$(\text{CH}_3)_2\text{C} = \text{CH} - (\text{CH}_2)_2 - \text{C}(\text{OH})(\text{CH}_3) - \text{CH} = \text{CH}_2$ est un alcool tertiaire : c'est la raison pour laquelle la synthèse de l'acétate de linalyle nécessite l'emploi de l'anhydride acétique et non de l'acide acétique afin de favoriser cette synthèse qui aurait un très mauvais rendement avec l'acide acétique.

1. Pourquoi synthétiser l'acétate de linalyle ?

Réponses aux questions

1. L'acétate de linalyle de synthèse est beaucoup moins cher que celui extrait de la lavande.
2. La principale source naturelle est le lavandin, on en trouve aussi dans la lavande, la bergamote, le coriandre et certaines fleurs d'oranger.

2. Comment réaliser cette synthèse au laboratoire ?

Réponses aux questions

3. Schéma : voir le *document 7* du cours.
4. L'anhydride acétique étant détruit par l'eau, la verrerie utilisée doit être sèche.
5. a. En comparant les densités, on détermine théoriquement la position des deux phases.
b. En ajoutant quelques gouttes d'eau et en observant la phase qu'elles rejoignent, on identifie celle-ci.
6. Schéma de l'ampoule à décanter : voir l'*exercice résolu*.
La synthèse des esters permet de définir le rôle du protocole opératoire, d'insister à nouveau sur les risques présentés par certaines espèces chimiques et les mesures de sécurité à respecter pour les manipuler, de préciser quelques caractéristiques d'une synthèse chimique et de dégager la notion de conditions expérimentales.
On insistera en particulier sur les facteurs cinétiques (température, catalyseur...) très importantes dans l'industrie. Ce paragraphe est aussi l'occasion de présenter le principe des condenseurs à air ou à eau.

3. Comment identifier le produit de la synthèse ?

Réponses aux questions

7. Manipuler loin de toute flamme et de toute source de chaleur; éviter le contact avec la peau et ne pas respirer les vapeurs.
8. À l'aide des dépôts A et B identifier le linalol et l'acétate de linalyle dans les dépôts C et D.
9. Les deux taches observées pour le dépôt D correspondent, l'une à de l'acétate de linalyle, l'autre à du linalol qui n'a pas réagi.
On pourra utiliser la vidéo du **cédérom** consacrée à la synthèse de l'acétate de linalyle pour :

- présenter, avant la séance de T.P., chacune des étapes de la manipulation et en particulier la réalisation du montage et le fonctionnement du chauffage à reflux;
- montrer la manipulation aux élèves qui n'auraient pas été présents à la séance de T.P.;
- montrer la synthèse d'un ester à toute la classe si une autre manipulation a été retenue pour la séance de T.P. (voir la synthèse de l'acétate de benzyle décrite dans l'*activité complémentaire*).

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

- a. Synthèse de médicaments pour guérir de nouvelles maladies; élaboration de matériaux nouveaux pour l'électronique, l'informatique...
- b. (1) et (3) sont des réactions chimiques; (2) est une transformation physique.
(1) réactifs : acide acétique et éthanol; produits : acétate d'éthyle et eau.
(3) réactifs : acide nitrique et ammoniac; produit : nitrate d'ammonium.
- c. La température d'ébullition de l'eau et donc la vitesse de cuisson des aliments augmente avec la pression, d'où l'autocuiseur.
Les réactions de dégradation des aliments sont très ralenties à basse température, d'où l'intérêt d'un congélateur pour les conserver.
- d. Voir le *document 7* du cours adapté pour le chauffage).
- e. Paracétamol : température de fusion; benzaldéhyde : indice de réfraction ou température d'ébullition.
- f. 1. Benzoate de benzyle : tache de même R_f que celle de A.
2. Non, car deux taches.

Exercices

1. 1. *Quantité; produits; coût; nombre d'étapes.*
2. Aspirine; puce électronique; pénicilline; cristaux liquides.
3. Chimie lourde (synthèse simple et fort tonnage).
2. 1. Voir tout dictionnaire.
2. Le glycérol peut être considéré comme un produit naturel puisqu'il peut être obtenu par simple fermentation de mélasses sucrées.
3. Saponification des corps gras; fermentation de mélasses (biotechnologie) et à partir du propène.
4. La fabrication des savons s'accompagnant nécessairement de la production de glycérol, il est inutile et économiquement inintéressant de vouloir totalement le synthétiser par le procédé au propène.
a. Produit organique.
b. Chimie lourde.
3. 1. a. et c.
2. b. et c.

3. b. et c.

4. 1. et 2. Voir le cours § 2.3.

3. (a) : condenseur à air; (b) : erlenmeyer; (c) mélange réactionnel; (d) : bain-marie; (e) cristallisateur; (f) : barreau aimanté; (g) agitateur magnétique; (h) : condenseur à eau; (i) : ballon; (j) chauffe-ballon; (k) mélange réactionnel; (l) pierre ponce; (m) support élévateur.

5. 1. Voir les schémas du cours ou la *Fiche 6* des rabats.

(a) ampoule à décanter; (b) ballon monocol;
(c) : bécher; (d) : pissette.

6. a. Risques : acide acétique et alcool isoamylique : inflammables, provoquent des brûlures;
acide sulfurique : provoquent des brûlures.

b. Mesures de sécurité : Éviter le contact avec la peau, les yeux,... et pour l'acide sulfurique ne pas verser d'eau dans cet acide.

7. a. Le bouchon sur l'ampoule de coulée ne permet pas au liquide de s'écouler, il faut l'enlever.

La coupelle de récupération du liquide n'est pas adaptée, sa contenance est beaucoup trop faible vu le volume à recueillir.

b. La verrerie n'est pas fixée au support par des pinces et des noix. L'eau circule à l'envers dans le condenseur. Le support élévateur est complètement replié, ce qui le rend inutilisable pour pouvoir, sans danger, diminuer le chauffage ou retirer le ballon.

8. 1. a. Aspirine : température de fusion; acétone : indice de réfraction ou température d'ébullition.

Proposer des techniques physiques permettant de vérifier l'identité :

- de l'aspirine (solide blanc) pur;
- de l'acétone (liquide incolore) pur.

b. Non; chromatographie sur couche mince.

2. Chromatographie sur couche mince.

9. 1. À 20 °C, acide acétique et acétate de menthyle sont liquides, le menthol est solide.

À 50 °C, tous sont liquides.

2. Réactifs : acide acétique et menthol. Produits : acétate de menthyle et eau.

acide acétique + menthol

→ acétate de menthyle + eau

3. Menthol : solide, prélevé avec une spatule et pesé à la balance de précision dans une coupelle.

Acide acétique : prélevé à l'éprouvette graduée.

4. Chauffage et acide sulfurique : accélérer la transformation chimique.

Reflux : éviter les pertes de produits et réactifs.

Pierre ponce : réguler l'ébullition.

5. La phase organique supérieure contient le menthol qui n'a pas réagi et l'acétate de menthyle : la phase aqueuse inférieure contient l'eau et l'acide acétique.

6. On peut séparer les deux phases en utilisant une ampoule à décanter (voir *T.P.*).

10. 1. *Antipyrétique* : fait baisser la température.

Analgésique : soulage la douleur.

2. Voir le *document 5* du cours.

3. Le paracétamol précipite dans l'eau froide, il y est donc insoluble. Filtration.

4. a. $R_f = 0,3; 0,7$ et $0,9$.

b. Le produit obtenu (dépôt *B*) ne contient pas de *para*-aminophénol, c'est du paracétamol pur.

Le Doliprane® contient bien sûr du paracétamol et une autre substance non identifiée ici.

c. Le paracétamol, ne donne qu'une seule tache en chromatographie, il semble pur.

5. On peut mesurer la température de fusion du solide obtenu.

11. 1. Chauffer pour accélérer la transformation chimique en évitant les pertes de réactifs et des produits : voir le *document 7* du cours.

2. Réactifs : acide salicylique et anhydride acétique.

Produits : aspirine et acide acétique.

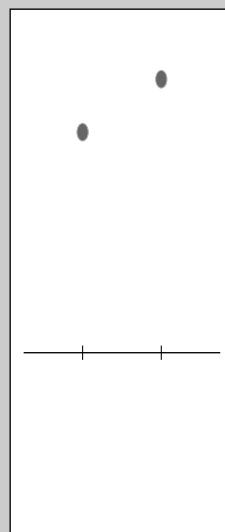
acide salicylique + anhydride acétique

→ aspirine + acide acétique

3. L'aspirine est insoluble dans l'eau car les cristaux apparaissent lors de l'ajout de l'eau. On peut les recueillir par filtration.

4. Pour un déplacement
 $Y(\text{front du solvant}) = 5,0 \text{ cm}$,
 $X(\text{aspirine}) = 3,75 \text{ cm}$ et
 $X(\text{acide sal.}) = 4,5 \text{ cm}$.

D'où le chromatogramme obtenu ci-contre.



12. 1. $\text{C}_{63}\text{H}_{88}\text{O}_{14}\text{N}_{14}\text{PCo}$

2. La cobalamine produite par la flore intestinale est une substance naturelle dont l'homme sait aujourd'hui réaliser la synthèse.

3. Pour lutter efficacement contre ses carences dans l'organisme.

4. Chimie fine.

5. Hémisynthèse, car réalisée à partir de molécules complexes, présentes dans la nature.

Le préfixe *hémi* signifie moitié (hémisphère) : les chimistes ne réalisent que la moitié de la synthèse, la nature ayant déjà fait l'autre moitié.

13. 1. Mot aztèque *cao-chu* signifiant arbre qui pleure : l'hévéa.

2. Caoutchouc : produit naturel. Élastomères : artificiel.

3. *Vulcanisation* : traitement du caoutchouc par le soufre.

4. Molécules géantes comportant un grand nombre d'atomes : polyéthylène, polystyrène.

5. Vu le tonnage : chimie lourde.

6. Le pin, essence de térébenthine.

14. 1. La partie de la molécule qui est vraisemblablement responsable de l'arôme est la partie commune aux deux molécules notée Ar-O dans Ar-O-CH_3 et $\text{Ar-O-CH}_2\text{-CH}_3$.

2. L'éthylvanilline de synthèse a un arôme cinq fois plus puissant que celui de la vanilline et coûte cent fois moins cher que le produit naturel, d'où son intérêt.

3. Une chromatographie sur couche mince révélée par exemple aux U.V. permettrait d'identifier chaque solution.

4. La vanilline extraite des gousses de vanille est une *substance naturelle*.

La vanilline et l'éthylvanilline, lorsqu'elles sont obtenues par des réactions chimiques, sont des *substances synthétiques*.

L'éthylvanilline qui n'est pas présente dans la nature est une *substance artificielle*.

La vanilline de synthèse qui est identique à la vanilline naturelle est une *substance nature-identique*.

On pourra à l'issue de la correction de cet exercice projeter la vidéo du **céderom**.

Le professeur mécontent lui demande de rectifier ses erreurs : que doit-il modifier ? Justifier.

3. Molécules et odeur

La substance responsable de l'odeur agréable dégagée par la gousse de vanille est la vanilline. L'odorat humain possède une sensibilité exceptionnelle à ce composé : il suffit d'un vingt milliardième de milligramme par litre d'air pour que sa présence soit détectée par simple respiration.

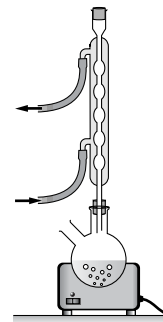
Le benzaldéhyde est responsable de l'odeur des amandes amères, le thymol donne son parfum au thym et l'eugénol au clou de girofle.

1. Construire un tableau pour établir la relation entre l'espèce naturelle et la substance responsable de son odeur.

2. Une pièce a un volume de 45 m^3 . Quelle masse minimale de vanilline faut-il pour percevoir l'odeur de vanille ?

3. Sachant que le pouvoir parfumant de 25 g de vanilline correspond à celui de 1,0 kg de gousse de vanille, calculer la masse de gousse de vanille permettant de percevoir l'odeur dans cette même pièce.

4. L'éthylvanilline est un arôme artificiel de même odeur que la vanille mais de pouvoir aromatisant cinq fois plus grand. Quelle masse doit-on utiliser pour percevoir l'odeur dans la même pièce ?

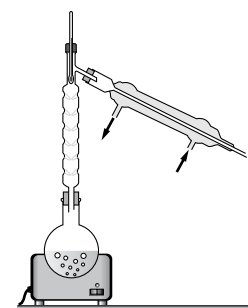


Exercices complémentaires

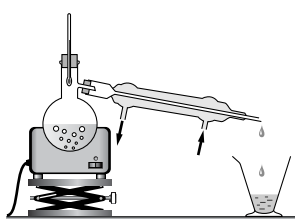
Énoncés

1. Choisir le bon montage

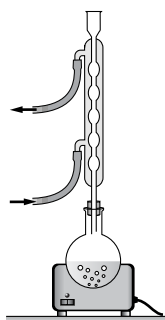
Au cours d'une séance de T.P., il faut utiliser un montage de chauffage à reflux. Parmi les montages suivants, lequel doit-on choisir ? Justifier.



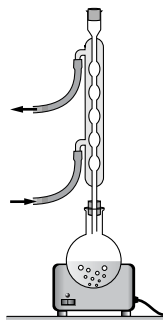
(a)



(b)



(c)



(d)

2. Chercher les erreurs

Au cours d'une séance de T.P., un élève propose le montage suivant pour un chauffage à reflux.

4. Synthèse de l'essence de Wintergreen

Le salicylate de méthyle est un ester contenu dans l'écorce de saule. Connu pour ses propriétés odorantes et analgésiques, il est commercialisé sous le nom d'essence de Wintergreen.

On peut le synthétiser à partir d'acide salicylique $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ et de méthanol CH_3O .

1. Écrire l'équation de la réaction.

2. Pour obtenir cet ester, on chauffe à reflux pendant 2 heures un mélange de 15 mL de méthanol, 8,2 g d'acide salicylique et 2 mL d'acide sulfurique concentré.

a. Pourquoi faut-il chauffer à reflux ?

b. Quel est le rôle de l'acide sulfurique ?

c. Que doit-on ajouter dans le ballon pour réguler l'ébullition ?

d. Faire un schéma annoté du montage pour lequel on utilise un condenseur à eau.

3. Le mélange obtenu est acide. On ajoute d'abord une solution de carbonate de sodium jusqu'à ce que le mélange soit basique, puis du cyclohexane. Il apparaît deux phases, une phase organique et une phase aqueuse.

a. Le salicylate de méthyle est très soluble dans le cyclohexane mais peu soluble dans l'eau. La densité du cyclohexane vaut 0,78. Préciser dans quelle phase se trouve l'ester.

b. Comment peut-on récupérer cette phase ?

c. En comparant les températures d'ébullition de l'ester ($T_{eb} = 223\text{ }^{\circ}\text{C}$) et du cyclohexane ($T_{eb} = 80\text{ }^{\circ}\text{C}$), proposer une méthode pour obtenir l'ester.

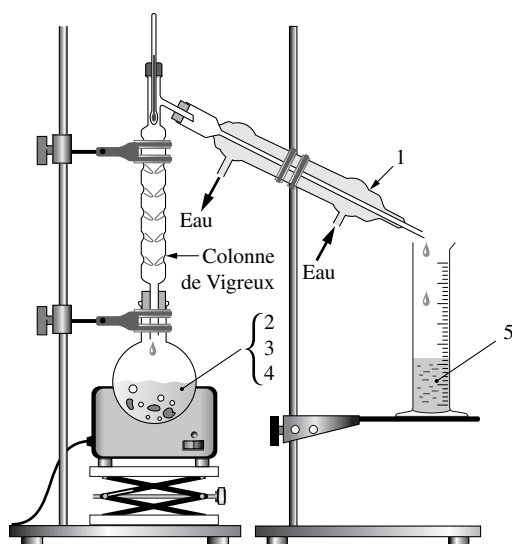
5. Synthèse d'un ester à odeur de rhum

Le formiate d'éthyle ou méthanoate d'éthyle est un ester à odeur de rhum. Il peut être synthétisé en utilisant un acide, l'acide formique de formule CH_2O_2 et un alcool, l'éthanol de formule $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

1. Écrire l'équation de la réaction.
2. Citer deux méthodes permettant de rendre plus rapide cette réaction.
3. Le formiate d'éthyle peut être séparé par distillation. Utiliser les données pour expliquer l'utilisation de la distillation pour cette séparation.

Compléter la légende du montage, et préciser :

- a. le produit recueilli dans l'éprouvette :
- b. la température indiquée par le thermomètre.



4. Proposer une autre méthode expérimentale permettant de caractériser le formiate d'éthyle.
5. Au cours de cette expérience, on recueille 28,5 g d'ester. Si la transformation s'effectuait sans perte, on obtiendrait 37,0 g d'ester.

Calculer le rendement de cette synthèse égal au rapport de la masse obtenue expérimentalement sur la masse théoriquement obtenue.

Données :

Espèce chimique	acide formique	éthanol	formiate d'éthyle
$T_{eb}\text{ (}^{\circ}\text{C)}$	100,7	78,5	54,3

Corrigés

1. On doit choisir le montage (c). Montage (a) : distillation, montage (b) : hydrodistillation, montage (d) : condenseur bouché.
2. Extrémité du condenseur bouchée et deuxième ouverture du bicol ouverte.

3. 1.

Espèce naturelle	vanille	amande amère	thym	clou de girofle
Substance odorante	vanilline	benzaldéhyde	thymol	eugénol

2. Pour un litre d'air, il faut une masse $m_1 = 5,0 \times 10^{-14}\text{ g}$ de vanilline pour percevoir l'odeur. Pour la pièce de 45 m^3 , il en faut :

$$m_2 = 45 \times 10^3 \cdot m_1 = 2,3 \times 10^{-9}\text{ g.}$$

3. Il faut 40 fois plus de gousses de vanille que de vanilline, soit $m_3 = 40 \cdot m_2 = 9,0 \times 10^{-8}\text{ g.}$

4. Le pouvoir aromatisant de l'éthylvanilline est cinq fois plus grand que celui de la vanilline.

$$m_4 = \frac{m_2}{5} = 4,5 \times 10^{-10}\text{ g.}$$

4. 1. $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3 + \text{CH}_4\text{O} \rightarrow \text{C}_8\text{H}_8\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$

2. a. On chauffe à reflux pour accélérer la réaction sans perdre de réactifs et de produits.

b. L'acide sulfurique est un catalyseur qui accélère la réaction.

c. On peut ajouter de la pierre ponce pour réguler l'ébullition.

d. Voir le document 7, page 233.

3. a. L'ester est soluble dans le cyclohexane, il se trouve donc dans la phase organique. Le cyclohexane est moins dense que l'eau, la phase organique est donc la phase supérieure.

b. Pour récupérer cette phase, on utilise une ampoule à décanter.

c. Il faut faire évaporer le cyclohexane.

5. 1. $\text{CH}_2\text{O}_2 + \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

2. Il faut chauffer et utiliser un catalyseur (acide sulfurique concentré ou acide *para*-toluène sulfonique).

3. Le formiate d'éthyle a une température d'ébullition plus faible que celles de l'acide formique et de l'éthanol. L'ester peut être distillé au fur et à mesure de sa formation.

4. Il est possible de faire une chromatographie sur couche mince.

$$5. \rho = \frac{28,5}{37,0} \times 100 = 77,0\text{ \%}$$

T.P. complémentaire

Synthèse de l'acétate de benzyle

1. Objectifs

- Synthétiser une espèce chimique existant dans la nature.
- La comparer avec un extrait naturel contenant la même espèce chimique.

2. Principe

Un ester, l'acétate de benzyle de formule $\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}_2$, est préparé en chauffant à reflux un mélange d'acide acétique et d'alcool benzylique. Après séparation, le produit obtenu est comparé par chromatographie sur couche mince à un extrait naturel : l'huile essentielle de jasmin.

3. Protocole expérimental

3.1 Synthèse de l'acétate de benzyle

- Mettre des lunettes et des gants de protection.
- Dans un ballon posé sur un valet, verser avec précaution, en utilisant la même éprouvette :
 - 15 mL d'acide acétique $C_2H_4O_2$ pur ;
 - 12 mL d'alcool benzylique C_7H_8O pur.
- Ajouter une pointe de spatule d'acide *para*-toluène sulfonique (catalyseur) et quelques grains de pierre ponce pour régulariser l'ébullition.
- Réaliser le montage de chauffage à reflux avec condenseur à eau ou réfrigérant à eau.
- Faire circuler l'eau froide dans le réfrigérant.
- Chauffer à ébullition douce pendant 30 minutes et observer le reflux, vers le ballon, des vapeurs condensées.
- Débrancher et enlever le chauffe-ballon et le remplacer par un valet.
- Laisser refroidir le mélange réactionnel en gardant la circulation d'eau, d'abord à température ambiante, puis en plongeant le ballon dans de l'eau froide.

1. Quel est le rôle du catalyseur ?

2. Pourquoi ajoute-t-on de la pierre ponce ?

3. Sachant que la synthèse s'accompagne également de la formation d'eau, écrire l'équation schématisant la réaction de synthèse.

4. Pendant le chauffage, faire un schéma légendé du montage.

3.2 Séparation

- Enlever le condenseur et ajouter dans le ballon environ 50 mL d'une solution saturée de chlorure de sodium. Agiter doucement.
- Transvaser le mélange dans une ampoule à décanter en retenant les grains de pierre ponce.
- Observer deux phases : la phase organique contient l'ester et de l'alcool benzylique qui n'a pas réagi.
- 5. Comment repérer expérimentalement la position de la phase aqueuse ? Faire le schéma légendé de l'ampoule à décanter.
- Évacuer la phase aqueuse dans le ballon initial et recueillir la phase organique dans un tube à essai.

3.3 Chromatographie sur couche mince

> Préparation de la cuve à chromatographie

- Dans la cuve à chromatographie, verser 10 mL d'éluant, mélange d'un volume d'éthanoate d'éthyle pour dix volumes de cyclohexane.
- Couvrir la cuve à l'aide d'un verre de montre.

> Chromatographie

- Diluer les substances à chromatographier. Pour cela, introduire dans quatre tubes à essai (a), (b), (c), (d) environ 1 mL de cyclohexane, puis ajouter :
 - dans le tube (a), 2 gouttes d'huile essentielle de jasmin ;
 - dans le tube (b), 2 gouttes d'acétate de benzyle de référence ;
 - dans le tube (c), 2 gouttes d'ester préparé ;

- dans le tube (d), 2 gouttes d'alcool benzylique.
- Sur une plaque à chromatographie, sensible aux U.V. de 5 cm sur 7 cm, tracer au crayon, sans appuyer, la ligne de dépôt à 8 mm environ du bord inférieur. Repérer 4 points notés A, B, C, D.
- À l'aide de quatre capillaires propres et secs, déposer en A, B, C, D une goutte de chacune des substances diluées.
- Placer la plaque dans la cuve, couvrir et attendre que le front du solvant arrive à 1 cm du bord supérieur de la plaque. Repérer le front du solvant.
- Sortir la plaque, l'observer sous une lampe à U.V. et entourer au crayon les taches qui apparaissent.
- 6. Déterminer les différents rapports frontaux et interpréter le chromatogramme obtenu.
- 7. L'ester préparé est-il pur ? Par quelles autres techniques pourrait-on l'identifier ? Seraient-elles utilisables ici ?

> Matériel nécessaire

Synthèse :

- Lunettes et gants.
- Ballon de 250 mL, valet.
- Éprouvette 20 mL.
- Petite spatule.
- Chauffe-ballon, support élévateur.
- Condenseur à eau, support, pinces et noix.
- Éprouvette 50 mL.
- Ampoule à décanter et son support.
- Tube à essai.
- Acide acétique pur.
- Alcool benzylique pur.
- Acide *para*-toluène sulfonique.
- Pierre ponce.
- Solution saturée de chlorure de sodium.

Chromatographie :

- Pot pour chromatographie (bêcher avec verre de montre ou pot à confiture et son couvercle).
- Éprouvette 10 mL.
- Quatre tubes à essai.
- Pipette de 1 mL.
- Bêcher de 100 mL.
- Quatre pipettes simples (prélèvement des substances à chromatographier).
- Plaque à chromatographie sensible aux U.V. (5 cm × 7 cm).
- Quatre capillaires propres et secs (ou quatre piques à apéritif).
- Lampe à U.V.
- Éluant : un volume d'acétate d'éthyle pour 10 volumes de cyclohexane.
- Cyclohexane.
- Extrait de jasmin.
- Acétate de benzyle.
- Acétate de benzyle synthétisé.
- Alcool benzylique.

Réponses aux questions

1. Le catalyseur accélère la transformation des réactifs en produits.
2. La pierre ponce régule l'ébullition en homogénéisant la température.
3. acide acétique + alcool benzylique
→ acétate de benzyle + eau
$$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + \text{C}_7\text{H}_8\text{O} \rightarrow \text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
4. Schéma légendé du montage : voir le *document 7* du cours, page 233.
5. Il suffit de rajouter quelques gouttes d'eau et d'observer la phase qu'elles rejoignent.
6. Si l'ester est pur, son dépôt ne donne qu'une tache de même R_f que l'acétate de benzyle de référence, sinon il donne deux taches, l'autre ayant le même R_f que l'alcool benzylique.
7. La mesure de la température d'ébullition ou de l'indice de réfraction permettent d'identifier l'ester obtenu à condition qu'il soit pur.

Bibliographie

Ouvrages

Document d'accompagnement du nouveau programme de la classe de Seconde, GTD. Ministère de l'Éducation Nationale.

- A. DURUPHY et coll., *Chimie Term S*, Hachette éducation 1999, Livres de l'élève et du professeur.
- M. CAPON et coll., *Chimie des couleurs et des odeurs*, Cultures et Techniques, Nantes, 1993.
- D. CROUZET-DEPROST et coll., *Chimie dans la maison*, Cultures et Techniques, Nantes, 1996.
- M. TERRIEN, J. FOURNIER, *Chimie du petit déjeuner*, Cultures et Techniques, Nantes, 1998.

- J.-L. VIGNES, *Données sur les principaux produits chimiques métaux et matériaux* 7^e édition 1997-1998, Diffusion : centre de ressources pédagogiques en chimie ou UDP.
- R. GLEIZE, *Chimie au lycée ; mises au point et perspectives*, CRDP, Grenoble 2001.

Revues

Bulletin de l'Union des Physiciens

- Des substances naturelles aux produits chimiques, n° 753, avril 1993.
- Préparation d'un arôme, n° 756, juillet-août-septembre 1993.
- Fabrication d'un savon, n° 780, janvier 1996.
- Symbolisation des matières plastiques pour emballage, n° 786, juillet-août-septembre 1996.

Molécules

- Numéro spécial, novembre 1986.
- Numéro spécial, avril 1990.

Vidéocassettes

Réseau C.N.D.P., Série *C'est pas sorcier*.

Union des industries chimiques : *Le progrès passe par l'industrie chimique*.

F. Chast, *Le médicament entre science et magie*, Collection Canal du savoir, Paris (1995).

J.M. Pelt, *Des plantes et hommes*, Édition La Sept Vidéo.

Sites Internet

<http://www.uic.fr>

<http://www.franco-science.org>

Structure de l'atome

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

II. Constitution de la matière

Contenus

1. Des modèles simples de description de l'atome

1.1 Un modèle de l'atome

- Noyau (protons et neutrons), électrons.
- Nombre de charge et numéro atomique Z .
- Nombre de nucléons A .
- Charge électrique élémentaire, charges des constituants de l'atome. Électroneutralité de l'atome.
- Masse : masses des constituants de l'atome ; masse approchée d'un atome et de son noyau, considérée comme la somme des masses de ses constituants.
- Dimension : ordre de grandeur du rapport des dimensions respectives de l'atome et de son noyau.

1.2 L'élément chimique

- Définitions des isotopes.
- Définitions des ions monoatomiques.
- Caractérisation de l'élément par son numéro atomique et son symbole. Conservation de l'élément au cours des transformations chimiques.

1.3 Un modèle du cortège électronique

- Répartition des électrons en différentes couches, appelées K , L , M .
- Répartition des électrons pour les éléments de Z compris entre 1 et 18.

Connaissances et savoir-faire exigibles

- Connaître la constitution d'un atome.
- Connaître et utiliser le symbole A_ZX .
- Savoir que l'atome est électriquement neutre.
- Savoir que la masse de l'atome est essentiellement concentrée dans son noyau. Évaluer la masse d'un atome, en faisant la somme de celles de ses protons et de ses neutrons.
- Connaître le symbole de quelques éléments.
- Savoir que le numéro atomique caractérise l'élément.
- Interpréter une suite de transformations chimiques

en terme de conservation d'un élément. Distinguer les électrons associés aux couches internes de ceux de la couche externe.

Dénombrer les électrons de la couche externe.

Exemples d'activités

- Qu'est-ce qui se conserve au cours d'une transformation ?
- Approche expérimentale de la conservation (par exemple du cuivre, du carbone ou du soufre, sous forme atomique ou ionique) au cours d'une succession de transformations chimiques.
- Cycle naturel du carbone, de l'azote,...
- Le nombre d'éléments chimiques contenus dans l'Univers est-il illimité ?
- Activité documentaire sur les éléments chimiques : abondance relative dans l'Univers, dans le Soleil, dans la Terre, dans un homme, dans un végétal.

Commentaires

L'enseignant porte une attention particulière au vocabulaire employé et à sa définition, en particulier espèce chimique dans le cadre d'une description macroscopique et entité chimique dans le cadre d'une description microscopique de la matière.

A_ZX est le symbole d'un noyau de numéro atomique Z et de nombre de nucléons A (par souci de ne pas multiplier les termes, celui de nucléide, comme celui de nombre de masse, ne sont pas utilisés).

Il peut être intéressant de faire appel à l'expérience historique de Rutherford, en introduction ou en application du modèle de l'atome et de sa structure lacunaire. En utilisant les puissances de dix et les proportions, il est judicieux de faire des changements d'échelle illustrant l'ordre de grandeur des rayons du noyau et de l'atome (mettant en évidence la structure lacunaire de la matière) et de comparer les masses volumiques des noyaux et des atomes (en lien avec le programme de physique : de l'atome aux galaxies).

Dans l'approche expérimentale de la conservation, l'objectif est de sensibiliser l'élève au fait que, lors d'une transformation, il y a conservation de l'élément. Il paraît souhaitable que cette activité expérimentale ait lieu avant le cours et que l'élève découvre, à travers l'expérience, la conservation des différents éléments impliqués lors d'une succession de transformations chimiques.

Les transformations au cours desquelles les éléments ne sont pas conservés (réactions nucléaires) peuvent être évoquées (par exemple : réactions nucléaires dans le Soleil et les étoiles, celles vues en SVT).

L'énergie est absente du programme de Seconde. En conséquence, tout vocabulaire ayant une connotation énergétique est évité. Toutefois, l'enseignant peut signaler que, dans l'atome, les électrons ne sont pas tous également liés. Il insiste sur le nombre d'électrons de la couche externe de l'atome qui détermine la construction des édifices chimiques. Le modèle des cases quantiques ou un modèle analogue n'est pas utilisé, de même que les représentations de Lewis des atomes avec les électrons associés en doublets. Ceci n'induit pas de représentations erronées de la répartition spatiale et de l'énergie des électrons autour d'un atome.

Matériel

Activités préparatoires

B. Métal cuivre Cu, ion cuivre (II) Cu^{2+}

➤ Action de l'acide nitrique sur le métal cuivre

- Cuivre en tournure.
- Acide nitrique.
- Tubes à essai.
- Pince en bois.

➤ Action du métal fer sur une solution d'ions cuivre (II)

- Solution de sulfate ou de nitrate de cuivre (II).
- Laine de fer.
- Tubes à essai.

Cours

➤ Activité 1

- Solution de sulfate ou de nitrate de cuivre (II).
- Solution de soude.
- Tubes à essai.
- Filtre.
- Capsule de porcelaine.
- Bec Bunsen.
- Pince en bois.

➤ Activité 2

- Oxyde de cuivre en poudre.
- Poudre de carbone.
- Tubes à essai.
- Bec Bunsen.
- Pince en bois.
- Tube à dégagement.
- Verre à pied.
- Eau de chaux.

Déroulement du chapitre

Il nous a semblé préférable de suivre l'ordre de présentation indiqué dans les *Contenus* du programme :

- Décrire d'abord un modèle d'atome en introduisant

les notions fondamentales et en insistant sur les ordres de grandeurs.

- Présenter ensuite la notion d'élément sur un exemple permettant la réalisation d'activités expérimentales : nous avons choisi l'élément cuivre pour la variété des réactions que l'on peut facilement présenter et faire réaliser aux élèves. L'utilisation de A et Z conduit à une définition précise de l'élément cuivre.

- Puis, par analogie avec l'exemple du cuivre, la notion générale d'élément est introduite, en relation avec la structure des atomes et celle de leur noyau. Nous affirmons ensuite le principe de conservation des éléments avant de présenter la notion d'isotope et les règles de notations.

- La dernière partie de ce chapitre est consacrée à la structure du cortège électronique.

Dans ce paragraphe, sont présentées successivement la notion de couche électronique puis les règles d'établissement de la structure électronique des atomes et des ions.

Comme le demande le programme, la notion de couche ne fait plus référence à celle d'énergie.

Le nombre maximal d'électrons sur une couche est déterminé par application du principe de PAULI, énoncé ici sous une forme élémentaire mais rigoureuse.

Activités préparatoires

A. Comment les atomes sont devenus sécables

Cette activité pourra très utilement être abordée à partir du film consacré au tube de CROOKES présent sur le **cdérom**.

Réponses aux questions

1. « Atome » vient du grec *atomos*, qui ne peut être divisé.
2. Les expériences montrent que les atomes peuvent être décomposés en particules chargées : leurs résultats ne sont pas compatibles avec cette définition.
3. On considère les électrons comme des constituants *universels* de la matière car les caractéristiques des rayons cathodiques c'est-à-dire des faisceaux d'électrons sont *indépendantes de la nature chimique du gaz* contenu dans les tubes à décharge.
4. Comme les particules constituant les rayons canaux portent des charges positives, les atomes sont formés de particules chargées positivement et de particules chargées négativement. Il est donc possible de constituer un atome électriquement neutre : la nature des rayons canaux est compatible avec la propriété d'électronneutralité de la matière.

Les particules constituant les rayons sont appelées les noyaux des atomes.

B. Métal cuivre Cu, ion cuivre (II) Cu^{2+}

Pour observer la disparition du copeau de cuivre, utiliser un petit copeau et de l'acide nitrique pas trop dilué ($\approx 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) ; si la réaction s'emballe, diluer le mélange et refroidir le tube. Aérer la salle pour évacuer les vapeurs nitreuses.

Réponses aux questions

1. La coloration bleue de la solution est due à l'apparition d'ions cuivre (II) Cu^{2+} .

Remarques complémentaires :

Les vapeurs rousses observées sont constituées de dioxyde d'azote NO_2 : la réaction de l'acide nitrique ($\text{H}^+ + \text{NO}_3^-$) sur le cuivre fournit un gaz incolore, du monoxyde d'azote NO mais, à température ordinaire, celui-ci est oxydé, totalement et rapidement, par le dioxygène de l'air en NO_2 roux.

Le dioxyde d'azote de la pollution urbaine résulte principalement des combustions : dans les moteurs comme dans les chaudières, le combustible (gaz ou pétrole) est brûlé en présence d'un excès d'air ; la température élevée atteinte par le mélange permet la réaction entre le diazote et le dioxygène en excès.

2. On peut tester la présence d'ions cuivre (II) Cu^{2+} dans une solution en ajoutant goutte à goutte une solution de soude : un précipité bleu apparaît.

3. La décoloration de la solution est due à la disparition des ions cuivre (II) Cu^{2+} . On pourrait vérifier cette conclusion par le test à la soude.

4. Le dépôt apparu sur le fer est constitué de métal cuivre.

5. Ces deux expériences montrent qu'en choisissant des réactifs convenables, on peut réaliser la transformation métal cuivre $\rightarrow$ ion cuivre (II) Cu^{2+} ou la transformation inverse.

Cours

► Activité 1

Le port de lunettes de protection est recommandé pour cette manipulation.

► Activité 2

Pour cette manipulation, bien faire respecter les conseils de sécurité afin d'éviter le retour de l'eau de chaux dans le tube encore chaud.

Rechercher et expérimenter

1. Comment DÉMOCRITE imaginait-il la matière ?

I. 1. *Immuable* : qui reste identique à soi-même, qui ne change pas.

Se subdiviser : être divisé en de nombreuses parties.

2. DÉMOCRITE décrit les atomes comme de *minuscules éléments de construction, chacun, pris séparément, étant éternel et immuable*. Il considère que les atomes sont *solides et massifs sans pour autant être les mêmes*.

II. 1. Comme les atomes, les *briques* de Lego sont *solides et de formes différentes et peuvent s'assembler en d'innombrables variantes*.

2. La phrase : « Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se conserve » traduit la conservation des atomes des éléments au cours des réactions chimiques : elle est donc en accord avec les conceptions de DÉMOCRITE puisque celui-ci considère les atomes comme *éternels*.

2. Comment RUTHERFORD a établi le caractère lacunaire de la matière

L'exploitation de l'expérience de RUTHERFORD sera facilitée en utilisant la vidéo du **cdédrom**.

Réponses aux questions

1. La balle de tennis ne serait pas déviée par la balle de ping-pong mais le serait par la boule de pétanque. En effet, la masse de la balle de ping-pong est trop faible pour modifier de façon notable la trajectoire de la balle de tennis.

2. $m_\alpha = 4 \cdot m_p = 6,68 \times 10^{-27} \text{ kg}$;

$q_\alpha = 2 \cdot e = 3,2 \times 10^{-19} \text{ C}$.

$\frac{m_\alpha}{m(e^-)} = \frac{6,68 \times 10^{-27}}{9,1 \times 10^{-31}} = 7,3 \times 10^3$.

3. Masse des noyaux d'or $^{197}_{79}\text{Au}$:

$m(\text{Au}) = 197 \cdot m_p = 329 \times 10^{-27} \text{ kg}$;

$\frac{m_\alpha}{m(\text{Au})} = \frac{197}{4} = 49,25$.

4. Par analogie, on peut donc admettre que les électrons sont trop légers pour pouvoir dévier les particules α . Lors de la traversée de la feuille d'or, les particules α *ricochent* sur les noyaux des atomes d'or.

5. En supposant que les atomes d'or sont tangents les uns aux autres, le nombre de couches atomiques

correspondant à l'épaisseur e est : $\frac{e}{2r(\text{Au})}$, soit environ 1 667 couches d'atomes pour $e = 500 \text{ nm}$.

6. Pour expliquer que la quasi-totalité des particules α puisse traverser les différentes couches, il faut admettre que le nombre de chocs est très faible, ce qui signifie que les noyaux occupent, au sein des atomes, un très faible volume : on retrouve ainsi le caractère lacunaire de l'atome.

7. Les cercles en contact les uns avec les autres représentent les atomes d'or ; le point au milieu de chaque cercle représente le noyau de l'atome correspondant.

8. L'atome et son noyau sont assimilés à des sphères de rayons respectifs r_{noyau} et r_{atome} . On a donc :

$$\frac{V_{\text{noyau}}}{V_{\text{atome}}} = \left(\frac{r_{\text{noyau}}}{r_{\text{atome}}} \right)^3 = \left(\frac{7 \times 10^{-15}}{144 \times 10^{-12}} \right)^3 = 1,14 \times 10^{-13}.$$

Le schéma ne peut pas être à l'échelle.

9. D'après le schéma, une particule α passant près d'un noyau a tendance à s'en éloigner : elle est donc repoussée par lui. On en déduit que la charge du noyau a le même signe que celle des particules α : elle est donc positive.

10. Les particules α renvoyées vers l'arrière sont celles dont la ligne de vol est juste en face d'un noyau : la collision est alors frontale.

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

a. 1. $-1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.

2. $1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.

- 3.** Très supérieure à celle de l'électron et proche de 10^{-27} kg.
b. 1. Faux; **2.** vrai; **3.** faux; **4.** vrai.
c. 1. Couches; **2.** 8 électrons; **3.** $K^2 L^8$ ($K^1 L^8$ correspond à un atome excité).

Exercices

1. 1. Par définition, le numéro atomique Z d'un atome est le nombre de protons de son noyau; ce nombre est égal au quotient de la charge totale par la charge d'un proton : $\frac{+2,56 \times 10^{-18}}{1,6 \times 10^{-19}} = 16$.

2. A est égal à la somme des nombres de protons et de neutrons, soit : $A = (16 + 16) = 32$.

3. L'atome étant électriquement neutre, le cortège électronique comporte $Z = 16$ électrons.

2. 1. La masse m_α d'un atome d'or ($A = 197$) est : $m_\alpha \approx 197 \times 1,67 \times 10^{-27}$ kg; $m_a \approx 3,29 \times 10^{-25}$ kg.

2. Le nombre d'atomes d'or contenus dans la pépite est : $N = \frac{m}{m_\alpha}$; $N = \frac{543 \times 10^{-3}}{3,29 \times 10^{-25}} \approx 1,65 \times 10^{24}$, soit 1,65 million de milliards de milliards!

3. On considère un modèle d'atome d'hydrogène à notre échelle, en conservant les proportions (voir *doc. 5* du cours, p. 247). En notant r_{at} et r_p les rayons respectifs de l'atome et du proton, la relation de proportionnalité entre le modèle et l'atome se traduit par :

$$\frac{R}{r} = \frac{r_{at}}{r_p}, \text{ soit } R = \frac{r_{at}}{r_p} \cdot r.$$

Numériquement : $R = \frac{53 \times 10^{-12}}{1,2 \times 10^{-15}} \times 3,3 \times 10^{-2} = 1,5 \times 10^3$ m = 1,5 km.

4. 1. La masse d'un noyau de A nucléons est $m = A \cdot m_p$. La masse volumique est alors :

$$\rho_{\text{noyau}} = \frac{3 A m_p}{4 \pi \cdot r^3}.$$

Pour ^{64}Cu : $\rho_{\text{noyau}} = 2,3 \times 10^{17}$ kg · m⁻³.

2. $\rho_{\text{métal}} = \frac{3m}{4\pi \cdot R^3} = 8,9 \times 10^3$ kg · m⁻³.

3. La masse volumique du métal est très inférieure à celle du noyau car l'atome a une structure lacunaire.

5. 1. Par définition, le numéro atomique Z d'un atome est le nombre de protons de son noyau; ce nombre est égal au quotient de la charge totale par la charge d'un proton : $\frac{+3,84 \times 10^{-18}}{1,6 \times 10^{-19}} = 24$.

2. A est égal à la somme des nombres de protons et de neutrons, soit : $A = (28 + 24) = 52$.

3. L'ion considéré est un cation; le nombre d'électrons perdus est égal au quotient de la charge de l'ion par la charge élémentaire e : $\frac{+4,8 \times 10^{-19}}{1,6 \times 10^{-19}} = 3$.

Le cortège électronique comporte donc : $(24 - 3) = 21$ électrons.

6. 1. Par définition, le numéro atomique Z d'un atome est le nombre de protons de son noyau; ce nombre est égal au quotient de la charge totale par la charge d'un proton : $\frac{+2,56 \times 10^{-18}}{1,6 \times 10^{-19}} = 16$.

A est égal à la somme des nombres de protons et de neutrons; ce nombre est égal au quotient de la masse du noyau par la masse d'un nucléon :

$$A = \frac{5,51 \times 10^{-26}}{1,67 \times 10^{-27}} = 33.$$

2. Le nombre d'électrons (18) étant supérieur à Z , l'ion considéré est un anion; il porte deux charges élémentaires e .

7. 1. Le seul élément commun à tous ces corps est l'azote N.

2. Le seul élément commun à tous ces corps est l'hydrogène H.

8. a. Ion cuivre (II) Cu^{2+} ; **b.** métal cuivre Cu; **c.** oxyde de cuivre (II) CuO; **d.** métal cuivre Cu; **e.** métal cuivre Cu.

9. 1. Quatre éléments sont représentés de numéros atomiques respectifs 7 (azote), 13 (aluminium), 14 (silicium), 27 (cobalt).

2. (7, 14) et (7, 15); (14, 28) et (14, 29).

10. 1. P; Po; Hg; Si; Co; Fe; Mg.

2. Carbone C; lithium Li; phosphore P; plomb Pb; chrome Cr; iode I; sodium Na; or Au; néon Ne; étain Sn.

11. 1. ^{58}Ni : 28; 30; 28. ^9Be : 4; 5; 4. ^{20}Ne : 10; 10; 10. ^{208}Pb : 82; 126; 82. ^{22}Ne : 10; 12; 10. ^{60}Ni : 28; 32; 28. ^{31}P : 15; 16; 15. ^{253}Fm : 100; 153; 100. ^{75}As : 33; 42; 33. ^{62}Ni : 28; 34; 28.

12. 1. $^{63}\text{Cu}^{2+}$: 29; 34; 27. $^{37}\text{Cl}^-$: 17; 20; 18. $^{57}\text{Fe}^{3+}$: 26; 31; 23. $^{64}\text{Cu}^{2+}$: 29; 35; 27. $^1\text{H}^+$: 1; 1; 0. $^{35}\text{Cl}^-$: 17; 18; 18.

2. $^{63}\text{Cu}^{2+}$ et $^{64}\text{Cu}^{2+}$; $^{35}\text{Cl}^-$ et $^{37}\text{Cl}^-$.

13. C : $K^2 L^4$; Ca^{2+} : $K^2 L^8 M^8$; Cl^- : $K^2 L^8 M^8$; K^+ : $K^2 L^8 M^8$; Si : $K^2 L^8 M^4$.

14. 1. Principe de PAULI : chaque couche ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons; la couche de numéro n contient au maximum $2n^2$ électrons.

Principe de construction : dans l'état le plus stable de l'atome, les électrons occupent successivement les couches en commençant par celles ayant les numéros les plus faibles : des électrons occupent d'abord la couche K puis, quand celle-ci est saturée, d'autres se placent sur la couche L , etc.

La dernière couche occupée est appelée *couche externe*, les autres sont les *couches internes*.

2. a. Les structures $K^3 L^7 M^4$ et $K^1 L^9 M^4$ ne respectent pas la règle de PAULI : les atomes correspondants ne peuvent pas exister.

b. $K^2 L^8 M^4$ correspond à l'état fondamental de l'atome de silicium. Il possède alors quatre électrons sur sa couche externe, la couche M .

- 15. 1.** Trois avec $Z = 4$; $Z = 8$; $Z = 16$.
2. (8,16), (8, 17) et (8, 18); (4, 8) et (4, 9).
3. $Z = 4$: béryllium $K^2 L^2$; $Z = 8$: oxygène $K^2 L^6$; $Z = 16$: soufre $K^2 L^8 M^6$.

16. 1. Le nombre de nucléons du noyau d'un atome de mercure est égal à A , soit 200 nucléons : la masse m_a d'un atome de mercure 200 est donc :

$$m_a \approx 200 \times 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg} = 33,4 \times 10^{-26} \text{ kg}.$$

2. On exprime le volume V de la goutte en m^3 : $V = 0,05 \times 10^{-6} \text{ m}^3$. On relie m et V : par définition, la masse volumique ρ d'un échantillon est le quotient de la masse de cet échantillon par son volume. Donc :

$$m = \rho \cdot V.$$

Le nombre d'atomes de mercure contenus dans la goutte est :

$$N = \frac{m}{m_a} = \frac{\rho \cdot V}{m_a};$$

$$N = \frac{13,6 \times 10^3 \times 0,05 \times 10^{-6}}{33,4 \times 10^{-26}} \approx 2,0 \times 10^{21},$$

soit deux mille milliards de milliards!

17. Voir l'exercice résolu.

Nom de l'élément	Symbole	Charge globale	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons
silicium	^{30}Si	0	14	16	14
oxygène	$^{18}\text{O}^{2-}$	-2e	8	10	10
fluor	$^{19}\text{F}^-$	-e	9	10	10
fer	$^{56}\text{Fe}^{3+}$	+3e	26	30	23

18. 1. $A = 3$; $Z = 1$; ${}^3_1\text{T}$.

2. $Z = 1$ correspond à l'élément hydrogène : le *tritium* est un isotope de l'hydrogène.

3. a. La conservation de la charge se traduit par : $n \times (+1) + (-1) = +1$; d'où $n = 2$.

On en déduit $Z = 2$: l'élément formé est l'hélium.

b. La conservation du nombre de nucléons fournit : $A = 3$; d'où : $X = {}^3_2\text{He}$.

c. La réaction affecte le noyau : c'est une réaction *nucléaire*; un des neutrons se décompose en donnant un électron et un proton.

19. 1. 0; 2; 2. **2.** He. **3.** ${}^4_2\text{He}^{2+}$, si on les considère comme des ions; ${}^4_2\text{He}$, si on les considère comme des noyaux.

4. a. La transformation ${}^{210}_{84}\text{Po} \rightarrow {}^{206}_{82}\text{Pb} + \alpha$ n'est pas une réaction chimique car elle ne respecte pas la conservation des éléments : un élément, le polonium, disparaît; un élément nouveau, le plomb Pb, apparaît.

b. ${}^{210}_{84}\text{Po} \rightarrow {}^{206}_{82}\text{Pb} + {}^4_2\text{He}$

$210 = 206 + 4$: il y a conservation des nombres de nucléons.

$84 = 82 + 2$: il y a conservation des nombres de protons.

20. 1. $A = 2$; $Z = 1$.

2. $Z = 1$ correspond à l'élément hydrogène : le deutérium est un isotope de l'hydrogène.

3. La réaction affecte le noyau : c'est une réaction *nucléaire*; un des protons se combine avec un électron pour donner un neutron.

4. La masse d'une molécule d'eau lourde est $20 \times m_{\text{nu}}$ tandis que celle d'une molécule d'eau normale est $18 \times m_{\text{nu}}$. Soit $m(\text{D}_2^{16}\text{O}) = 33,4 \times 10^{-27} \text{ kg}$ et $m(\text{H}_2^{16}\text{O}) = 30,1 \times 10^{-27} \text{ kg}$; la variation relative est $(20 - 18) / 18 = 11,1 \%$.

$$\mathbf{5.} \quad \mu_g = \mu_g \cdot \frac{m(\text{D}_2\text{O})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \mu_g \cdot \frac{20}{18} = 1,02 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} > \mu_\ell.$$

Donc la glace d'eau lourde est plus dense que l'eau liquide alors que la glace normale est moins dense. Comme le montre le document, un glaçon d'eau lourde ne peut pas flotter sur de l'eau normale alors qu'un glaçon normal flotte.

21. 1. Non; **2.** non; **3.** non; **4.** oui; **5.** non.

22. Mercure Hg, du latin *hydrargyrum*, *argent liquide*, d'où vient aussi le nom *vif-argent* sous lequel le mercure était désigné.

Sodium Na, du latin *natrium*.

Tungstène (du suédois *tung sten*, *pietre lourde*) W de l'allemand *wolfram* nom de l'élément dans les pays germaniques ou slaves.

Or Au, du latin *aurum*, *or*; voir l'adjectif *aurifère* (se dit d'un sol qui contient de l'or).

Azote N, de l'ancien français *nitre*.

23. 1. Comme les grains de poussières présents dans les nuages interstellaires, la croûte et le manteau du globe terrestre sont constitués de silicates.

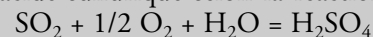
2. Sur 1 000 molécules de l'atmosphère terrestre, on en trouve 781 de diazote N_2 , 207 de dioxygène O_2 , 9 d'argon Ar et 3 de dioxyde de carbone CO_2 . Ceci correspond à 1 562 atomes d'azote N, 420 atomes d'oxygène O, 9 atomes d'argon et 3 atomes de carbone, soit un total de 1 994 atomes; d'où les pourcentages atomiques : N : 78,33 %; O : 21,06 %; Ar : 0,45 %; C : 0,15 %.

3. La composition de l'atmosphère jovienne est très proche de celle de l'Univers : c'est une atmosphère *primordiale*. En revanche, la Terre et les autres planètes telluriques, plus légères, ont perdu la plupart de leur hydrogène et de leur hélium primordial. Leur atmosphère provient du dégazage de la planète : ce sont des atmosphères *secondaires*.

Dans le cas de la Terre, cette atmosphère a, en outre, été modifiée par l'apparition de la vie : la diminution du taux de dioxyde de carbone et l'augmentation de celui d'oxygène en témoignent.

24. 1. La principale source de dioxyde de soufre est l'activité humaine, plus particulièrement la combustion de charbons et de fiouls soufrés.

2. Dans l'atmosphère, le dioxyde de soufre SO_2 est oxydé en acide sulfurique selon la réaction d'équation :



Le dioxygène et la vapeur d'eau sont les réactifs nécessaires.

3. L'élément soufre quitte l'atmosphère dissous dans l'eau de pluie : on obtient des pluies *acides*.

4. Dans la croûte terrestre, l'élément soufre est stocké sous la forme de sulfures métalliques comme

CuS ou FeS, de sulfates comme le gypse CaSO_4 . Le soufre *natif*, constitué de molécules S_8 est rencontré au voisinage des volcans.

5. Le dégagement de sulfure d'hydrogène H_2S est dû à l'action de bactéries *anaérobies* c'est-à-dire opérant dans des milieux dépourvus de dioxygène. De tels milieux se rencontrent dans les fonds marécageux. Dans l'atmosphère, H_2S est oxydé par le dioxygène de l'air en dioxyde de soufre SO_2 .

Exercices complémentaires

Énoncés

1. Notation

Compléter les phrases suivantes :

À chaque élément est associé un $..(1)..$, par exemple C pour le carbone. Pour distinguer deux isotopes, on indique, en haut à gauche du symbole de l'élément, le $..(2)..$ de $..(3)..$.

Dans le cas d'un ion, on indique, en haut à droite du symbole de l'élément, le nombre de $..(4)..$ $..(5)..$ qu'il porte.

On rappelle parfois en bas à gauche du symbole d'un élément, la valeur de son nombre de $..(6)..$.

2. Composition d'atomes

Déterminer la composition (nombre de protons, neutrons et électrons) des atomes suivants :

^{28}Si ; ^3He ; ^4He ; ^{238}U ; ^{12}C ; ^{46}Ti ; ^{13}C ; ^{23}Na ; ^{14}C ; ^{47}Ti .

Données : Numéros atomiques des éléments considérés :

He : 2 ; C : 6 ; Na : 11 ; Si : 14 ; Ti : 22 ; U : 92.

3. Échanges d'électrons

Donner la notation complète de l'entité obtenue après les transformations suivantes :

1. Gain d'un électron par un atome de brome 79.

2. Gain d'un électron par un ion $^{25}\text{Mg}^{2+}$.

3. Perte d'un électron par un atome de potassium 39.

4. Perte de deux électrons par un atome de calcium 40.

Données : Numéros atomiques des éléments considérés : $Z(\text{Mg}) = 12$; $Z(\text{K}) = 19$; $Z(\text{Ca}) = 20$; $Z(\text{Br}) = 35$.

4. Structure électronique du néon

1. Énoncer le principe de PAULI et la règle de construction.

2. On considère l'atome de néon ($Z = 10$) pour lequel on propose diverses formules électroniques : $K^2L^6M^2$; K^2L^8 ; K^1L^9 ; K^3L^7 .

a. Quelles sont celles qui ne respectent pas le principe de PAULI ? Que peut-on dire des atomes correspondants ?

b. Parmi les formules respectant le principe de PAULI, quelle est celle qui correspond à l'état fondamental de l'atome de néon ? Quelle est la couche externe ? Combien d'électrons comporte-t-elle ?

5. Composition d'atomes ou d'ions

Nom de l'élément	Symbole	Charge globale	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons
	^{24}Mg				
		$-e$		20	18
	$^{39}\text{K}^+$				
		$-2e$		35	36

6. Noyau et structure électronique

Compléter le tableau suivant :

Symbole	$^2\text{H}^+$	^{10}B	^{25}Mg	^{13}C	$^{33}\text{S}^{2-}$	$^7\text{Li}^+$
Nombre de protons						
Nombre de neutrons						
Nombre d'électrons						
Formule électronique						

Corrigés

1. (1) Symbole; (2) nombre; (3) nucléons; (4) charge(s); (5) élémentaire(s); (6) protons.

2. **1.** ^{28}Si : 14; 14; 14. ^3He : 2; 1; 2. ^4He : 2; 2; 2. ^{238}U : 92; 146; 92. ^{12}C : 6; 6; 6. ^{46}Ti : 22; 24; 22. ^{13}C : 6; 7; 6. ^{23}Na : 11; 12; 11. ^{14}C : 6; 8; 6. ^{47}Ti : 22; 25; 22.

3. **1.** $^{79}\text{Br}^-$. **2.** $^{25}\text{Mg}^+$. **3.** $^{39}\text{K}^+$. **4.** $^{40}\text{Ca}^{2+}$.

4. **2. a.** Les structures K^1L^9 et K^3L^7 ne respectent pas la règle de PAULI : les atomes correspondants ne peuvent pas exister.

b. K^2L^8 correspond à l'état fondamental de l'atome de néon. Il possède alors huit électrons sur sa couche externe, la couche L.

5.

Nom de l'élément	Symbole	Charge globale	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons
magnésium	^{24}Mg		12	12	12
chlore	$^{37}\text{Cl}^-$	$-e$	17	20	18
potassium	$^{39}\text{K}^+$	$+e$	19	20	18
sélénium	$^{79}\text{Se}^{2-}$	$-2e$	34	45	36

6.

Symbole	$^2\text{H}^+$	^{10}B	^{25}Mg	^{13}C	$^{33}\text{S}^{2-}$	$^7\text{Li}^+$
Nombre de protons	1	5	12	6	16	3
Nombre de neutrons	1	5	13	7	17	4
Nombre d'électrons	0	5	12	6	18	2
Formule électronique	$-$	K^2L^3	$K^2L^8M^2$	K^2L^4	$K^2L^8M^8$	K^2

Ouvrages

- A. DURUPHY, J. ESTIENNE, A. JAUBERT et C. MESNIL, *H Prépa Chimie 1 et 2 PCSI*, Hachette 2003.
- L. BOTTINELLI, A. BRAHIC, L. GOUGENHEIM, J. RIPERT et J. SERT, *La Terre et l'Univers*, collection Synapses, Hachette, 1993.

Revues

- *La Recherche*, G. BERTHOMIEU, M. CASSE et D. VIGNAUD, « La structure interne du Soleil », vol. 22, n° 231, avril 1991.

- *La Recherche*, J. HINDERER et A. SOURIAU-THEVENARD, « Le noyau terrestre », vol. 22, n° 233, juin 1991.
- *La Recherche*, A. OMONT et J.L. BERTAUX, « L'eau dans le cosmos », vol. 21, n° 221, mai 1990.
- *La Recherche*, C. OPPENHEIMER et D. STEVENSON, « Des lacs de soufre sur Terre », vol. 21, n° 224, septembre 1990.
- *Bulletin de l'Union des Physiciens*, M. CHAPELET, « Conservation de l'élément soufre », n° 666, juillet-septembre 1984.
- *Pour la science*, « La vie dans l'Univers », numéro spécial, n° 206, décembre 1994.

De l'atome aux édifices chimiques

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

II. Constitution de la matière

Contenu

2. De l'atome aux édifices chimiques

2.1 Les règles du « duet » et de l'octet

- a. Énoncé des règles de stabilité des atomes de gaz nobles (ou « rares »), inertie chimique.
- b. Application aux ions monoatomiques stables.
- c. Application aux molécules à l'aide du modèle de LEWIS de la liaison covalente.
 - Représentation de LEWIS de quelques molécules.
 - Dénombrement des doublets d'électrons liants et non liants.
 - Notion d'isomérisie.

2.2 La géométrie de quelques molécules simples

- Disposition relative des doublets d'électrons en fonction de leur nombre.
- Application à des molécules ne présentant que des liaisons simples.
- Représentation de CRAM.

Connaissance et savoir-faire exigibles

- Connaître les règles du « duet » et de l'octet et savoir les appliquer pour rendre compte des charges des ions monoatomiques existants dans la nature.
- Donner la représentation de LEWIS de quelques molécules simples : H_2 , Cl_2 , HCl , CH_4 , NH_3 , H_2O , C_2H_6 , O_2 , N_2 , C_2H_4 , CO_2 .
- Représenter des formules développées et semi-développées compatibles avec les règles du « duet » et de l'octet de quelques molécules simples telles que C_4H_{10} , C_2H_6O , C_2H_7N .
- Rendre compte de la géométrie des molécules : CH_4 , NH_3 , H_2O , en se basant sur la répulsion électronique des doublets liants et non liants.

Exemples d'activités

- Écriture des formules développées, semi-développées et brutes.

- Utilisation des modèles moléculaires ou des logiciels de visualisation moléculaire, pour illustrer la structure atomique des petites molécules. Représentation de CRAM des molécules modélisées.
- Illustration de la notion d'isomérisie sur des exemples simples.
- Utilisation de logiciels pour visualiser quelques molécules vues en première partie et dans le programme de SVT.

Commentaires

Mis à part les gaz nobles (ou gaz « rares »), les atomes ne restent pas isolés sur Terre. Ils s'assemblent pour donner des molécules. Ils peuvent aussi gagner ou perdre des électrons pour donner des ions. En l'absence de critères énergétiques, l'enseignant se limite à l'énoncé et à l'application de « règles », en l'occurrence, celles du « duet » et de l'octet.

L'enseignant fait la distinction entre les électrons engagés dans les liaisons covalentes (doublets liants) et les électrons non engagés dans ces liaisons (doublets non liants). Les représentations de LEWIS des molécules présentent les doublets liants et non liants sous forme de tirets. Les entités n'obéissant pas à la règle de l'octet, comme certains oxydes d'azote par exemple, ne sont pas traitées. Elles peuvent, cependant, être évoquées pour sensibiliser les élèves aux limites d'un modèle (modèle de LEWIS en l'occurrence). Pour établir la représentation d'une molécule, on procède par exploration systématique : les électrons des couches externes des atomes présents dans la molécule sont dénombrés, puis associés en doublets ; les doublets sont ensuite répartis entre les atomes (doublets liants) ou autour des atomes (doublets non liants) de façon à satisfaire les règles du « duet » et de l'octet. Les élèves explorent donc plusieurs représentations de Lewis, dont ils ne conservent que celles obéissant aux règles.

Les liaisons multiples et la notion d'isomérisie émergent alors naturellement (à une seule formule brute peuvent correspondre plusieurs formules développées).

L'enseignant veille à contextualiser les molécules étudiées, par exemple en spécifiant que le méthane est le gaz naturel. L'objectif est de rattacher les structures à des réalités chimiques.

La géométrie de molécules simples contenant des atomes de C, H, O, N est expliquée à l'aide de la répul-

sion des doublets liants et non liants qui entourent l'atome central. La méthode VSEPR n'est ni nommée, ni développée.

L'enseignant précise les conventions de la représentation de CRAM :

- liaison dans le plan de l'écriture
- liaison en avant du plan de l'écriture
- ▬ liaison en arrière du plan de l'écriture



Matériel

Activités préparatoires et rechercher et expérimenter

Boîtes de modèles compacts et éclatés.

Cours

> Activité 3

- Pâte à modeler.
- Piques à apéritif.

Déroulement du chapitre

Ce chapitre a pour but de présenter les règles permettant de passer des atomes aux édifices en utilisant les règles du duet et de l'octet. Ces règles sont d'abord illustrées sur l'exemple des ions monoatomiques, puis sur trois molécules diatomiques : H_2 pour illustrer la règle du duet et introduire la notion de doublet liant ; HCl pour illustrer simultanément les règles du duet et de l'octet et introduire la notion de doublet non liant ; O_2 pour présenter la notion de liaison multiple.

Les caractéristiques de la liaison covalente sont alors dégagées, afin d'atteindre les objectifs visés (voir le document d'accompagnement, p. 20) : savoir écrire la formule de LEWIS d'une molécule et savoir proposer une ou plusieurs formules de LEWIS à partir d'une formule brute.

Comme le reconnaît le programme, seules doivent être acceptées par le professeur les formules de LEWIS où l'atome de carbone s'entoure de quatre doublets liants, l'atome d'azote de trois doublets liants et d'un doublet non liant... Ceci revient donc à utiliser, sans le dire, la notion de covalence.

Il nous a semblé nécessaire de donner aux élèves les règles du jeu plutôt que leur signaler, *in fine*, que certaines règles ne leur avaient pas été données. Nous avons donc introduit dans les caractéristiques de la liaison covalente la proposition suivante :

En formant des liaisons covalentes, chaque atome acquiert en général, une structure électronique en octet, (ou en duet) identique à celle d'un gaz noble.

Cette notion sera reliée à la place des éléments dans la Classification périodique dans le chapitre suivant.

La répulsion électronique permet de justifier la stéréochimie de molécules ne possédant que des liaisons simples et des doublets non liants.

La méthode proposée par le programme est ensuite mise en œuvre sur d'autres molécules di et polyatomiques lors du premier T.P. (*Rechercher et expérimenter*, § 2).

La notion d'isomérisie est ensuite introduite en se limitant aux formules de LEWIS respectant à la fois les règles de l'octet et du duet et le nombre de liaisons caractéristiques (c'est-à-dire la covalence) de chaque élément.

Cette leçon est l'occasion de présenter les modèles moléculaires éclatés et compacts, qui seront très utilisés par la suite. L'animation proposée dans le **cédérom** pourra être mise à la disposition des élèves à ce propos.

Activités préparatoires

A. Réaction entre le soufre et l'aluminium

Réponses aux questions

Espèce	Ne	Al^{3+}	Al	S	S^{2-}	Ar
Z	10	13	13	16	16	18
Formule électronique	K^2L^8	K^2L^8	$K^2L^8M^3$	$K^2L^8M^6$	$K^2L^8M^8$	$K^2L^8M^8$

2. L'ion formé par l'aluminium a la même structure électronique que le néon ; l'ion formé par le soufre a la même structure électronique que l'argon.

B. Étude de quelques molécules

Réponses aux questions

Formule électronique	H : K^1	O : K^2L^6	Cl : $K^2L^8M^7$
	He : K^2	Ne : K^2L^8	Ar : $K^2L^8M^8$
Nombre d'électrons manquant à l'atome pour atteindre une structure stable	H : 1	O : 2	Cl : 1
Nombre de doublets entre les deux atomes dans la molécule	H_2 : 1	O_2 : 2	HCl : 1

3. Dans les trois exemples étudiés, le nombre d'électrons manquant à un atome pour atteindre une structure stable est égal au nombre de liaisons formées par cet atome.

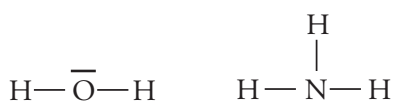
Rechercher et expérimenter

2. Comment matérialiser la structure des molécules ?

Réponses aux questions

1. Les atomes sont matérialisés par des sphères tronquées.
2. Les différents éléments sont distingués par la couleur (conventionnelle) de la boule.
3. Les doublets de liaison sont matérialisés par les tiges reliant les boules ; les doublets non liants ne sont pas matérialisés.
4. Le nombre de liaisons que forme un atome peut être matérialisé par le nombre de tiges issues de la boule. Le type (simple, double...) de liaisons entre deux atomes peut être visualisé par le nombre de tiges entre les deux boules correspondantes.

5. Représentation de LEWIS :



6. a. L'atome d'azote de la molécule d'ammoniac est entouré par quatre doublets électroniques : trois liants et un non liant.

b. Pour minimiser leur répulsion mutuelle, ces quatre doublets adoptent une disposition tétraédrique.

c. Les quatre atomes sont aux sommets d'une pyramide à base triangulaire.

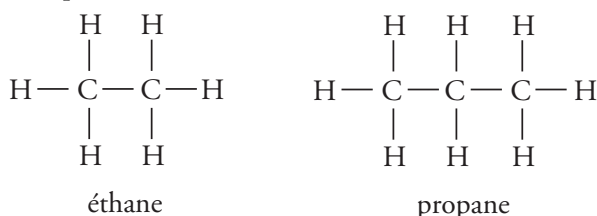
7. a. L'atome d'oxygène de la molécule d'eau est entouré par quatre doublets électroniques : deux liants et deux non liants.

b. Pour minimiser leur répulsion mutuelle, ces quatre doublets adoptent une disposition tétraédrique.

c. Les trois atomes sont aux sommets d'une triangle isocèle.

8. On choisit, pour l'atome d'azote, le modèle d'atome possédant trois faces planes et pour celui d'oxygène le modèle d'atome possédant deux faces planes.

9. Représentation de LEWIS :



Chaque atome de carbone est entouré par quatre doublets électroniques liants : la disposition des liaisons autour de chaque atome de carbone est donc tétraédrique ; tous les angles HCH, HCC et CCC sont voisins de 110°.

10. On choisit, pour l'atome de carbone, le modèle d'atome possédant quatre faces planes.

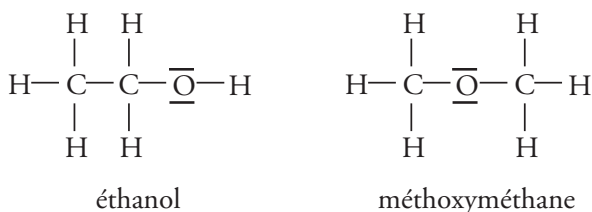
3. Quelles sont les conséquences de l'isomérisation ?

Les molécules de vanilline et d'*iso*-vanilline ne diffèrent que par la position du groupe CHO par rapport aux groupes hydroxy OH et méthoxy OCH₃ : ces molécules sont des isomères de position.

3.1 Les isomères de formule C₂H₆O

Réponses aux questions

1. a. Représentations de LEWIS :



b. Il n'existe que deux isomères correspondant à la formule brute C₂H₆O : l'éthanol et le méthoxyméthane.

2. a. Conformément à la règle de répulsion des doublets externes, la disposition des liaisons autour de chaque atome de carbone est tétraédrique. Pour les atomes d'oxygène, la disposition des doublets externes

est bien tétraédrique mais deux de ces doublets sont non liants. Comme on ne sait pas déterminer la position des doublets non liants, la seule information concerne les angles HOC ou COC qui sont proches de 110° (en fait un peu inférieurs car un doublet non liant « prend plus de place » qu'un doublet liant).

3. Les températures de changement d'état sont celles sous la pression de 101,3 kPa.

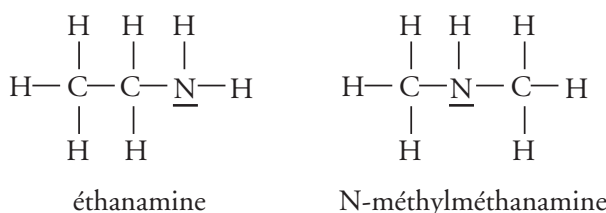
Espèce	θ _{fus} (°C)	θ _{éb} (°C)
éthanol	-114,5	78,4
méthoxyméthane	-138,5	-23,7

À -30 °C, ces deux espèces sont liquides ; à 10 °C, le méthoxyméthane est gazeux et l'éthanol liquide.

3.2 Les isomères de formule C₂H₇N

Réponses aux questions

1. a. Représentations de LEWIS :



b. Il n'existe que deux isomères correspondant à la formule brute C₂H₇N : l'éthanamine et la N-méthylméthanamine.

2. Conformément à la règle de répulsion des doublets externes, la disposition des liaisons autour de chaque atome de carbone est tétraédrique. Pour les atomes d'azote, la disposition des doublets externes est bien tétraédrique mais un de ces doublets est non liant. Comme on ne sait pas déterminer la position des doublets non liants, la seule information concerne les angles HNC, CNC ou HNH qui sont proches de 110° (en fait un peu inférieurs car un doublet non liant « prend plus de place » qu'un doublet liant).

3. Les températures de changement d'état sont celles sous la pression de 101,3 kPa.

Espèce	θ _{fus} (°C)	θ _{éb} (°C)
éthanamine	-80,6	16,6
N-méthylméthanamine	-92,2	6,9

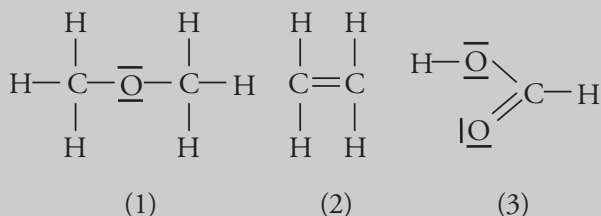
À -30 °C, ces deux espèces sont liquides ; à 10 °C, la N-méthylméthanamine est gazeuse et l'éthanamine liquide.

Corrigés des exercices

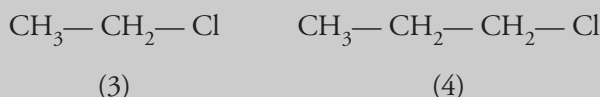
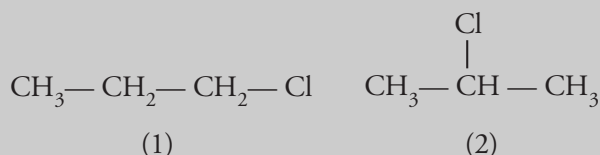
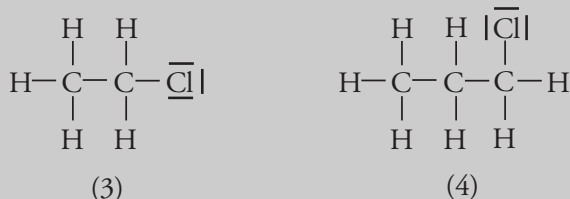
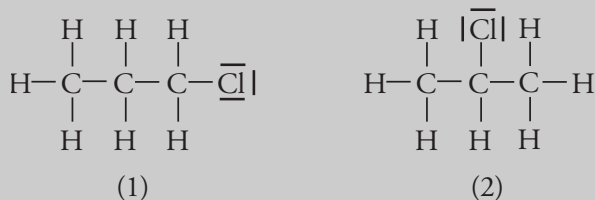
Ce qu'il faut savoir et savoir faire

1. a. L'ion stable du béryllium (Z(Be) = 4) est Be²⁺, celui du fluor (Z(F) = 9) est F⁻.

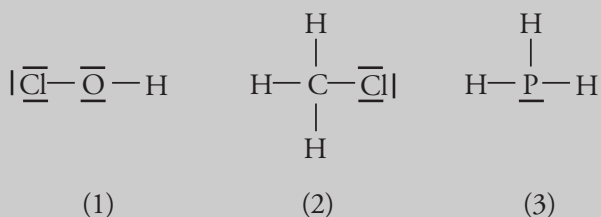
b. Les représentations de LEWIS du méthoxyméthane (1), de l'éthène (2) et de l'acide méthanoïque (3) sont incomplètes :



c. (1) et (4) représentent la molécule de 1-chloropropane; (1) et (2) sont des isomères (de position) : 1-chloropropane et 2-chloropropane; (3) n'a pas la même formule brute.



d.



Dans les trois cas, la disposition des doublets autour de l'atome central est tétraédrique; la disposition des atomes (seule susceptible d'être déterminée expérimentalement) s'en déduit : ClOH est coude, CH₃Cl est tétraédrique; PH₃ est pyramidale.

Exercices

1.

Espèce	He	Be	Be ⁺	Be ²⁺	Na	Na ⁺
Structure électronique	K^2	K^2L^2	K^2L^1	K^2	$K^2L^8M^1$	K^2L^8

Espèce	Na ²⁺	Ne	O	O ⁻	O ²⁻
Structure électronique	K^2L^7	K^2L^8	K^2L^6	K^2L^7	K^2L^8

Les ions stables sont : Be²⁺; Na⁺; O²⁻.

2. 2. Mg : $K^2L^8M^2$. Li : K^2L^1 . Ne : K^2L^8 . Al : $K^2L^8M^3$.

3. Mg²⁺ : K^2L^8 . Li⁺ : K^2 . Le néon ne donne pas d'ions car il a déjà un octet. Al³⁺ : K^2L^8 .

3. 2. F : K^2L^7 . Ar : $K^2L^8M^8$. P : $K^2L^8M^5$. S : $K^2L^8M^6$.

3. F⁻ : K^2L^8 . L'argon ne donne pas d'ions car il a déjà un octet. P³⁻ : $K^2L^8M^8$. S²⁻ : $K^2L^8M^8$.

4. 1. N : K^2L^5 . 2. N³⁻ : K^2L^8 .

3. 3 Ca²⁺ pour 2 N³⁻.

Le nitrure de calcium a pour formule Ca₃N₂.

5. 1. SiF₄ tétrafluorure de silicium; $n_t = 32$.

2. Dans la molécule SiF₄, chaque atome de fluor F est entouré par un doublet liant et trois doublets non liants; l'atome de silicium Si est entouré par quatre doublets liants (quatre liaisons SiF).

3. Oui.

6. 1. H : K^1 ; S : $K^2L^8M^6$.

2. $n_t = 8$; $n_d = 4$.

3. $n_\ell(\text{H}) = 1$; $n_\ell(\text{S}) = 2$.

4. Dans la molécule H₂S, l'atome de soufre S est entouré par deux doublets liants et deux doublets non liants; chaque atome d'hydrogène H est entouré par un doublet liant (liaison S—H).

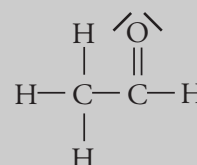
7. 1. Formule brute : C₂H₄O.

2. C : K^2L^4 ; O : K^2L^6 ; H : K^1 .

3. Il manque respectivement quatre, deux et un électrons à C, O et H. Ils doivent donc établir respectivement quatre, deux et une liaisons covalentes. C'est le cas dans la molécule représentée.

4. $n_t = (2 \times 4 + 4 \times 1 + 6) = 18$, donc $n_d = 9$.

La molécule possède sept doublets liants; il reste donc deux doublets non liants portés par l'atome d'oxygène. Tous les atomes vérifient alors la règle de l'octet ou du duet.

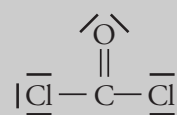


8. 1. C : K^2L^4 ; O : K^2L^6 ; Cl : $K^2L^8M^7$.

2. Il manque respectivement quatre, deux et un électrons à C, O et Cl. Ils doivent donc établir chacun quatre, deux et une liaisons covalentes.

3. $n_t = (4 + 2 \times 7 + 6) = 24$, donc $n_d = 12$.

4. La molécule possède quatre doublets liants : deux doublets pour les deux liaisons C—Cl et deux doublets pour la double liaison C=O.



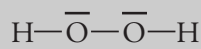
Il reste huit doublets : trois sont attribués à chaque atome de chlore et deux à l'atome d'oxygène. Tous les atomes vérifient alors la règle de l'octet.

9. 1. O : K^2L^6 ; H : K^1 .

2. Il manque respectivement un et deux électrons à H et O. Ils doivent donc établir chacun une et deux liaisons covalentes.

3. $n_t = (2 \times 1 + 2 \times 6) = 14$, donc $n_d = 7$.

4. Dans la molécule H_2O_2 : l'atome d'oxygène est entouré par deux doublets liants (une liaison $\text{O}-\text{O}$ et une liaison $\text{O}-\text{H}$) et deux doublets non liants ; chaque atome d'hydrogène possède un duet électronique (doublet liant $\text{O}-\text{H}$).

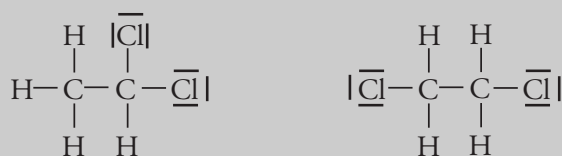


10. 2. a. C : K^2L^4 ; H : K^1 ; Cl : $K^2L^8M^7$.

b. $n_\ell(\text{C}) = 4$; $n_\ell(\text{H}) = 1$; $n_\ell(\text{Cl}) = 1$.

3. $n_t = (2 \times 4 + 4 \times 1 + 2 \times 7) = 26$ électrons externes, soit $n_d = 13$ doublets.

4.

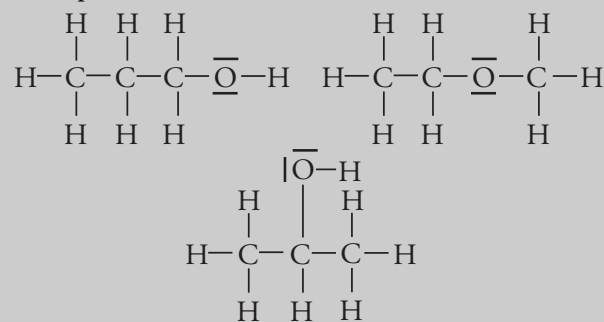


11. 2. a. C : K^2L^4 ; H : K^1 ; O : K^2L^6 .

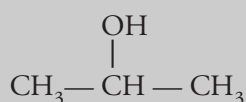
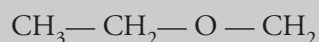
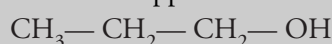
$n_\ell(\text{C}) = 4$; $n_\ell(\text{H}) = 1$; $n_\ell(\text{O}) = 2$.

b. $n_t = (3 \times 4 + 8 \times 1 + 2 \times 6) = 32$ électrons externes, soit $n_d = 16$ doublets.

3. Représentations de LEWIS :



4. Formules semi-développées :



12. 1. a. O : K^2L^6 ; F : K^2L^7 ; P : $K^2L^8M^5$; Cl : $K^2L^8M^7$.

2. a. F_2O : $n_t = (2 \times 7 + 6) = 20$ électrons externes, soit $n_d = 10$ doublets.

PCl_3 : $n_t = (5 + 3 \times 7) = 26$ électrons externes, soit $n_d = 13$ doublets.

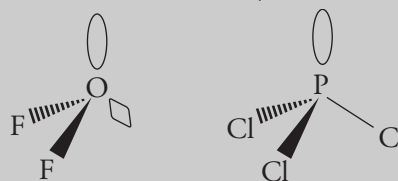
b. Représentations de LEWIS :



3. Dans ces deux molécules, les atomes centraux, O dans F_2O et P dans PCl_3 , ont chacun quatre doublets sur leur couche externe. Pour minimiser leur répulsion, ces doublets adoptent une disposition tétraédrique :

– dans F_2O , les trois atomes ne sont donc pas alignés ; la molécule est coudée, l'angle $\widehat{\text{FOF}}$ étant voisin de 105° ;

– dans PCl_3 , la disposition des atomes est pyramidale ; les trois atomes de chlore constituent la base et l'atome d'azote est au sommet de cette pyramide. L'angle $\widehat{\text{ClPCl}}$ est voisin de 107° .



13. 1. a. Si : $K^2L^8M^4$; H : K^1 ; Cl : $K^2L^8M^7$.

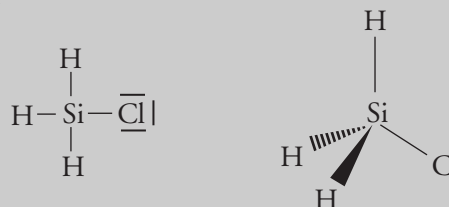
$n_\ell(\text{Si}) = 4$; $n_\ell(\text{H}) = 1$; $n_\ell(\text{Cl}) = 1$.

b. $n_t = (4 + 3 \times 1 + 7) = 14$ électrons externes, soit $n_d = 7$ doublets.

2. La molécule possède quatre doublets liants : trois doublets pour les trois liaisons $\text{C}-\text{H}$ et un doublet pour la liaison $\text{C}-\text{Cl}$.

Il reste trois doublets, attribués à l'atome de chlore. Tous les atomes vérifient alors la règle de l'octet ou du duet.

La représentation de LEWIS s'en déduit :



14. 1. N ($Z = 7$) : K^2L^5 ; Li ($Z = 3$) : K^2L^1 .

2. Ion lithium Li^+ ; ion nitrure N^{3-} .

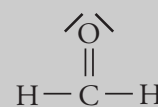
3. Tout échantillon de matière est électriquement neutre : la neutralité électrique du cristal nécessite la présence de trois ions lithium Li^+ pour un ion nitrure N^{3-} : le nitrure de lithium a pour formule Li_3N ou $(3 \text{ Li}^+ + \text{N}^{3-})$.

15. 1. D'après le code des couleurs : blanc = H ; noir = C ; rouge = O ; la molécule a pour formule OCH_2 et contient une liaison double $\text{C}=\text{O}$ et deux liaisons simples $\text{C}-\text{H}$.

2. C : K^2L^4 ; H : K^1 ; O : K^2L^6 .

$n_t = (4 + 6 + 2 \times 1) = 12$ électrons externes, donc $n_d = 6$ doublets.

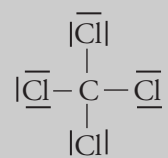
3. Les liaisons représentées sur la formule développée correspondent à quatre doublets : les deux doublets restants sont deux doublets non liants portés par l'atome d'oxygène.



16. 1. C : K^2L^4 ; Cl : $K^2L^8M^7$. Il manque quatre électrons à l'atome de carbone et un électron à chaque atome de chlore pour obtenir un octet.

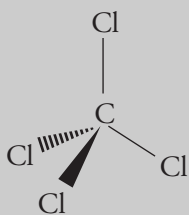
2. Les atomes de carbone et de chlore doivent établir respectivement quatre liaisons covalentes et une liaison covalente pour avoir un octet.

3. Soit C_xCl_y , la formule du composé cherché : puisque l'atome de carbone doit former quatre liaisons covalentes alors que l'atome de chlore ne peut en former qu'une, la



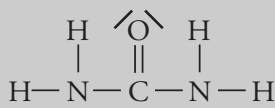
formule du composé le plus simple est obtenue en prenant $x = 1$ et $y = 4$. La formule cherchée est donc : CCl_4 . Le corps est le tétrachlorure de carbone (ou tétrachlorométhane).

4. L'atome de carbone a quatre doublets sur sa couche externe. Pour minimiser leur répulsion, ces doublets adoptent une disposition tétraédrique : tous ces doublets étant liants, les atomes adoptent également une disposition tétraédrique. Ses quatre voisins étant tous identiques, la molécule est un tétraèdre parfaitement régulier : l'angle $\widehat{\text{ClCCl}}$ est égal à $109^\circ 28'$.



17. 1. Blanc = H ; noir = C ; bleu = N ; CH_4ON_2 .

2. La molécule CH_4ON_2 a $(4 + 4 + 6 + 2 \times 5) = 24$ électrons externes, soit 12 doublets. Le modèle éclaté montre que la molécule comporte huit doublets liants ; il reste quatre doublets non liants.



3. Le pourcentage *atomique* en un élément est le rapport du nombre d'atomes de cet élément présent dans la molécule au nombre total d'atomes de cette molécule.

$$\% \text{C} = 1/8 = 12,5 \, \% ; \quad \% \text{H} = 4/8 = 50 \, \%$$

$$\% \text{O} = 1/8 = 12,5 \, \% ; \quad \% \text{N} = 2/8 = 25 \, \%$$

18. 1. H : K^1 ; C : K^2L^4 ; N : K^2L^5 ; S : $K^2L^8M^6$.

2. H : $2 - 1 = 1$; C : $8 - 4 = 4$; N : $8 - 5 = 3$; S : $8 - 6 = 2$.

3. a. CH_4 méthane. **b.** NH_3 ammoniac
c. CS_2 sulfure de carbone.

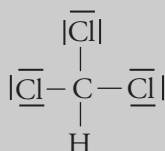
19. 1. a. *Anesthésie* : du grec *anaïtshêsia*, perte de sensibilité.

b. La reine Victoria (1819-1901) a régné de 1837 à 1901.

2. a. $z = 3 \cdot y = 3 \cdot x$; non.

b. $z = 3$; $x = y = 1$: le chloroforme est le trichlorométhane CHCl_3 .

3. a. Représentation de LEWIS :



b. L'atome de carbone est entouré par quatre doublets liants : leur disposition est tétraédrique, CHCl_3 est donc tétraédrique, mais le tétraèdre n'est pas régulier car les quatre voisins de l'atome de carbone ne sont pas identiques.

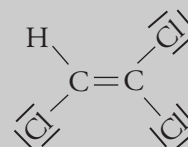
20. 1. D'après le code des couleurs : vert = Cl ; noir = C ; blanc = H ; la molécule, de formule C_2HCl_3 , est le trichloroéthylène, d'où son nom trivial *trichlo*.

2. C : K^2L^4 ; Cl : $K^2L^8M^7$. Il manque un électron à l'atome de chlore et quatre à celui de carbone pour avoir un octet : ils auront donc respectivement un et quatre doublets liants.

3. La molécule a $n_e = (1 + 2 \times 4 + 3 \times 7) = 30$ électrons externes, soit 18 doublets.

La connaissance du nombre de doublets liants de chaque atome (un pour l'hydrogène et le chlore ; quatre pour le carbone) permet de placer les six doublets liants ; la répartition des doublets non liants s'en déduit.

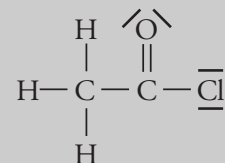
4. La molécule comporte donc une liaison double $\text{C}=\text{C}$, une liaison simple $\text{C}-\text{H}$ et trois liaisons simples $\text{C}-\text{Cl}$.



21. 1. D'après le code des couleurs : vert = Cl ; noir = C ; rouge = O ; blanc = H ; la molécule a pour formule CH_3-COCl et contient trois liaisons simples $\text{C}-\text{H}$, une liaison simple $\text{C}-\text{C}$, une liaison double $\text{C}=\text{O}$ et une liaison simple $\text{C}-\text{Cl}$.

2. H : K^1 ; C : K^2L^4 ; Cl : $K^2L^8M^7$; O : K^2L^6 .
 $n_e = (3 \times 1 + 2 \times 4 + 6 + 7) = 24$ électrons externes, donc $n_d = 12$ doublets.

3. Les liaisons représentées sur la formule développée correspondent à sept doublets : il reste donc cinq doublets soit deux doublets non liants portés par l'atome d'oxygène et trois doublets non liants portés par l'atome de chlore.



4. Le pourcentage *atomique* en un élément est le rapport du nombre d'atomes de cet élément présent dans la molécule au nombre total d'atomes de cette molécule.

$$\% \text{C} = 2/7 = 28,6 \, \% ; \quad \% \text{O} = 1/7 = 14,3 \, \% ;$$

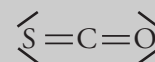
$$\% \text{Cl} = 1/7 = 14,3 \, \% ; \quad \% \text{H} = 3/7 = 42,8 \, \%$$

22. 1. D'après le code des couleurs : jaune = S ; noir = C ; rouge = O ; la molécule a pour formule SCO .

2. C : K^2L^4 ; S : $K^2L^8M^6$; O : K^2L^6 .

SCO comporte seize électrons externes, soit huit doublets.

3. Les liaisons représentées sur la formule développée correspondent à quatre doublets : il reste donc quatre doublets, soit deux doublets non liants portés par l'atome d'oxygène et deux doublets non liants portés par l'atome de soufre.



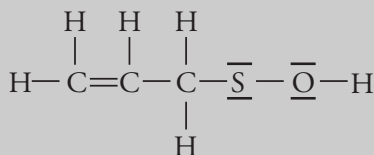
Remarque 1 : Les trois atomes sont donc alignés. Ses deux voisins étant différents, l'atome de carbone n'est pas le milieu du segment SO : $d(\text{C}=\text{S}) = 155 \text{ pm}$; $d(\text{C}=\text{O}) = 115 \text{ pm}$.

Remarque 2 : $d(\text{C}=\text{O}) = 122 \text{ pm}$ dans les cétones et aldéhydes ; la liaison $\text{C}-\text{O}$ est intermédiaire entre une liaison double et une triple dans CO_2 et CS_2 .

23. 1. D'après le code des couleurs : blanc = H ; noir = C ; jaune = S ; C_3H_6OS .

2. La molécule C_3H_6OS a $(3 \times 4 + 6 \times 1 + 6 + 6) = 30$ électrons externes, soit quinze doublets.

Représentations de LEWIS :



Formule semi-développée :



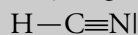
24. Pour voir des photos, visiter le site <http://www.meteo.org/astro/hyakphot.htm>

2. Molécules citées : l'éthane CH_3-CH_3 , le méthane CH_4 , le cyanure de méthyle et le cyanure d'hydrogène.

3. La molécule C_2H_2 a $(2 \times 4 + 2 \times 1) = 10$ électrons externes, soit cinq doublets. Les liaisons $H-C$ sont nécessairement simples. Chaque atome de carbone peut encore établir trois liaisons : il apparaît donc une triple liaison entre les deux atomes de carbone. La représentation de LEWIS de la molécule d'acétylène est donc :



4. La molécule HCN a $(1 + 4 + 5) = 10$ électrons externes, soit 5 doublets. La liaison $H-C$ est nécessairement simple. L'atome de carbone peut alors encore établir trois liaisons, c'est également le cas de l'atome d'azote : il apparaît donc une triple liaison entre C et N. Il reste alors un doublet non liant pour l'atome d'azote. La représentation de LEWIS de la molécule de cyanure d'hydrogène est donc :



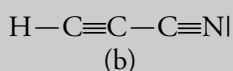
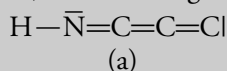
25. 1. $x = 3$; $y = 3$; z : non.

2. $x = 3$; $y = z = 1$. C_3NH .

3. Le nombre total d'électrons périphériques est : $(3 \times 4) + 5 + 1 = 18$. D'après la règle du duet, H ne peut établir qu'une liaison et se trouve donc nécessairement à l'extrémité de la molécule.

- S'il est lié à l'atome d'azote, l'application de la règle de l'octet de proche en proche conduit à la formule (a) dans laquelle le dernier atome de carbone ne suit pas la règle de l'octet.

- S'il est lié à un atome de carbone, l'application de la règle de l'octet de proche en proche conduit à la formule (b) dans laquelle tous les atomes (autres que H) suivent la règle de l'octet.



Le corps (b) est le cyanoacétylène.

On a mis en évidence, par le même moyen, des molécules de formule $H-(C \equiv C)_n-C \equiv N$ avec $n \leq 5$.

Remarque : Dans ces molécules, tous les atomes de carbone n'ont que deux voisins chacun : ils sont entourés de deux zones riches en électrons qui s'écartent au maximum l'une de l'autre ; elles se disposent à 180° et les molécules sont donc rectilignes.

Exercices complémentaires

1. Composés du silicium et du chlore

1. Établir la formule électronique du silicium ($Z = 14$). Combien d'électrons lui manque-t-il pour obtenir une structure stable ? Combien de liaisons covalentes doit-il établir pour obtenir cette structure ?

2. Mêmes questions pour l'élément chlore ($Z = 17$).

3. Établir la formule de la molécule la plus simple formée uniquement à partir des éléments silicium et chlore.

3. Établir la représentation de LEWIS de cette molécule. Préciser les doublets liants et non liants.

4. En déduire la structure géométrique de la molécule.

2. Fluorure d'hydrogène

Le fluorure d'hydrogène a pour formule HF.

1. Déterminer la structure électronique des atomes de fluor ($Z = 9$) et d'hydrogène ($Z = 1$). Combien d'électrons externes possèdent-ils ?

2. Combien manque-t-il d'électrons à chaque atome pour obtenir une structure stable ? En déduire le nombre de liaisons covalentes que doit établir chaque atome.

3. Déterminer le nombre total n_t d'électrons externes de la molécule, puis le nombre n_d de doublets externes.

4. Établir la représentation de LEWIS de cette molécule. Préciser les doublets liants et non liants de chaque atome.

3. Perchlo *

Le *perchlo* est utilisé pour le nettoyage à sec, sa formule brute est C_2Cl_4 .

1. Déterminer la structure électronique des atomes de chlore ($Z = 17$) et de carbone ($Z = 7$). Combien d'électrons externes possèdent-ils ?

2. Déterminer le nombre total n_t d'électrons externes de la molécule, puis le nombre n_d de doublets externes.

3. Combien manque-t-il d'électrons à chaque atome pour obtenir une structure stable ? En déduire le nombre de liaisons covalentes que doit établir chaque atome.

4. Établir sa représentation de LEWIS. Préciser les doublets liants et non liants.

4. Méthanamide

1. Déterminer la formule brute de la molécule ci-contre.

2. Les éléments carbone, azote, oxygène et hydrogène ont pour numéro atomique respectif 6, 7, 8 et 1. Déterminer la structure électronique des quatre atomes. Combien d'électrons externes possèdent-ils ?

3. Combien d'électrons leur manque-t-il pour obtenir une structure stable ? Combien de liaisons covalentes doivent-ils établir pour obtenir cette structure ? Est-ce le cas dans la molécule représentée ?

4. Quel est le nombre total d'électrons externes de la molécule ? Compléter la représentation ci-dessus et vérifier que la règle de l'octet et du duet est satisfaite.

5. Composition de quelques molécules simples

On considère les éléments de numéro atomique 1, 7, 9 et 17.

1. Déterminer la structure électronique et le nombre d'électrons externes des atomes correspondants.
2. Combien d'électrons leur manque-t-il pour obtenir une structure en octet ou en duet? En déduire le nombre de liaisons covalentes qu'ils doivent établir pour obtenir une structure stable.
3. Établir la formule du composé *le plus simple* satisfaisant à la règle de l'octet (ou règle du gaz noble le plus proche) et formé à partir des éléments de numéros atomiques suivants :
 - a. 1 et 7;
 - b. 9 et 17;
 - c. 1 et 9.

6. Formule de l'hydrazine

1. L'hydrazine est une molécule formée uniquement à partir des éléments azote et hydrogène. Sachant que :
 - la molécule d'hydrazine comporte quatre atomes d'hydrogène;
 - toutes les liaisons de la molécule sont des liaisons covalentes simples;
 - tous les atomes de la molécule ont une structure électronique stable.

Proposer une formule pour la molécule.

2. Écrire la représentation de LEWIS de la molécule. Quel est le nombre de doublets non liants de la molécule?
3. En considérant successivement la répulsion des doublets autour des deux atomes d'azote, préciser les caractéristiques géométriques de la molécule. Cette molécule est-elle plane?

7. Cyclooctasoufre

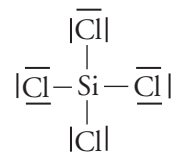
1. Établir la formule électronique du soufre ($Z = 16$) à l'état fondamental. Combien d'électrons lui manque-t-il pour obtenir une structure stable?
2. Combien de liaisons covalentes doit-il établir pour obtenir cette structure?
3. À l'état solide, le soufre existe sous forme de molécules S_8 ne comportant que des liaisons covalentes simples. Quelle particularité la molécule doit-elle présenter pour que chaque atome satisfasse à la règle de l'octet?

Corrigés

1. 1. Si : $K^2L^8M^4$. Il manque quatre électrons à l'atome de silicium pour avoir un octet : l'atome de silicium doit donc établir quatre liaisons covalentes.
2. Cl : $K^2L^8M^7$; Il manque un électron à l'atome de chlore pour avoir un octet : l'atome de chlore doit donc établir une liaison covalente.

3. Soit Si_xCl_y la formule du composé cherché : puisque l'atome de silicium doit former quatre liaisons covalentes alors que l'atome de fluor ne peut en former qu'une, la formule du composé le plus simple est obtenue en prenant $x = 1$ et $y = 4$. La formule cherchée est donc : $SiCl_4$.

4. La molécule a $(4 + 7 \times 4) = 32$ électrons externes, soit seize doublets. La représentation de LEWIS s'en déduit :



La molécule a quatre doublets liants et douze doublets non liants.

5. L'atome de silicium est entouré de quatre doublets d'électrons dont la répulsion est minimale pour une disposition tétraédrique : l'atome de silicium Si est au centre d'un tétraèdre régulier dont les quatre atomes de chlore occupent les sommets.

2. 1. F : K^2L^7 ; H : K^1 .

2. Il leur manque un électron à chacun; ils doivent établir chacun une liaison covalente.

3. $n_t = (7 + 1) = 8$, donc $n_d = 4$.

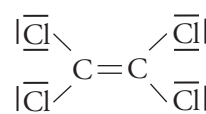
4. Dans la molécule HF, l'atome d'hydrogène possède un *duet* électronique (correspondant au doublet liant); l'atome de fluor est entouré par un *octet* électronique constitué par le *doublet liant* et trois *doublets non liants*.

3. 1. C : K^2L^4 ; Cl : $K^2L^8M^7$.

2. La molécule a $n_t = (2 \times 4 + 4 \times 7) = 36$ électrons externes, soit dix-huit doublets.

3. Il manque un électron à l'atome de chlore et quatre à celui de carbone pour avoir un octet : ils auront donc respectivement un et quatre doublets liants.

4. La connaissance du nombre de doublets liants de chaque atome (un pour le chlore; quatre pour le carbone) permet de placer les six doublets liants; la répartition des doublets non liants s'en déduit.



Elle contient une liaison double $C=C$ et quatre liaisons simples $C-Cl$.

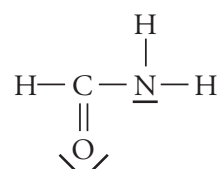
4. 1. Formule brute : CH_3ON .

2. C : K^2L^4 ; N : K^2L^5 ; O : K^2L^6 ; H : K^1 .

3. Il manque respectivement 4, 3, 2 et 1 électrons à C, N, O et H. Ils doivent donc établir respectivement quatre, trois, deux et une liaisons covalentes. C'est le cas dans la molécule représentée.

4. $n_t = (4 + 3 \times 1 + 6 + 5) = 18$, donc $n_d = 9$.

La molécule possède six doublets liants; il reste donc trois doublets non liants : deux pour l'atome d'oxygène et un pour celui d'azote. Tous les atomes vérifient alors la règle de l'octet ou du duet.



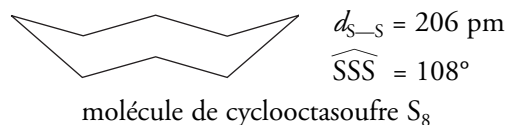
- 5. 1.** H : K^1 ; N : K^2L^5 ; F : K^2L^7 ; Cl : $K^2L^8M^7$.
2. H : $2 - 1 = 1$; N : $8 - 5 = 3$; F : $8 - 7 = 1$; Cl : $8 - 7 = 1$.
3. a. NH_3 . **b.** FCl . **c.** HF .

6. 1. Tous les atomes de la molécule ont la structure électronique du gaz noble le plus proche, donc l'azote forme trois liaisons et l'hydrogène une. Comme la molécule comporte quatre atomes d'hydrogène, elle doit comporter plusieurs atomes d'azote. Soit deux atomes d'azote unis par une liaison covalente simple; chacun d'eux peut encore se lier à deux atomes d'hydrogène; la molécule obtenue, de formule N_2H_4 , satisfait aux critères de l'énoncé.

2. La molécule N_2H_4 a $(2 \times 5 + 4) = 14$ électrons externes, soit 7 doublets. D'après 1., la molécule comporte cinq doublets liants; il reste deux doublets non liants, un sur chaque atome d'azote.

3. Comme dans la molécule d'ammoniac, la disposition des liaisons autour de chaque atome d'azote est pyramidale : la molécule n'est donc pas plane.

- 7. 1.** S : $K^2L^8M^6$; S a besoin de deux électrons.
2. S doit former deux liaisons covalentes.
3. La molécule doit être cyclique (d'où son nom de cyclooctasoufre).



Bibliographie

Ouvrages

- A. DURUPHTY, J. ESTIENNE, A. JAUBERT, C. MESNIL, *H Prépa Chimie 1, 1^{re} année, PCSI*, 2004; le chapitre 2 est consacré à l'architecture moléculaire.
- P. ATKINS, *Molécules au quotidien*, Interéditions, 1989.

Classification périodique des éléments

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

II. Constitution de la matière.

Contenus

3. La Classification périodique des éléments

3.1 Classification périodique des éléments

- La démarche de MENDELEËV pour établir sa Classification ; son génie, ses erreurs.
- Les critères actuels de la Classification : Z et les électrons de la couche externe.

3.2 Utilisation de la Classification périodique

- Familles chimiques.
- Formules des molécules usuelles et charges des ions monoatomiques ; généralisation à des éléments de Z plus élevés.

Connaissances et savoir-faire exigibles

- En utilisant la Classification périodique, retrouver la charge des ions monoatomiques et le nombre de liaisons que peuvent établir les éléments de chacune des familles de la colonne du carbone, de l'azote, de l'oxygène et du fluor.
- Localiser, dans la Classification périodique, les familles des alcalins, des halogènes et des gaz nobles (ou « rares »).

Exemples d'activités

- Comment MENDELEËV a-t-il procédé pour établir sa Classification ?

Activité documentaire et utilisation de multimédias* sur la classification périodique : histoire de la découverte de quelques éléments, étude de la démarche de MENDELEËV à partir de la réactivité chimique.

- Comment évoluent les rayons atomiques dans le tableau ?

À l'aide de balles et ballons utilisés dans différents sports, comparer les volumes relatifs des atomes.

* Activités pouvant mettre en jeu les technologies de l'information et de la communication.

Commentaires

La Classification actuelle des éléments les ordonne par numéro atomique croissant. Elle les place en lignes et en colonnes à partir des structures électroniques des atomes. Des analogies de propriétés chimiques dans une même colonne permettent d'introduire la notion de famille chimique. MENDELEËV avait proposé une Classification des éléments en utilisant les propriétés connues à son époque. Celle-ci a joué un grand rôle dans l'organisation et l'évolution des connaissances et diffère peu de la Classification actuelle. L'enseignant présente, ou fait découvrir aux élèves, sous forme d'activités documentaires, quelques repères historiques dans la découverte des éléments : métaux de la préhistoire, éléments connus à l'époque de LAVOISIER et de MENDELEËV, situation actuelle.

L'utilisation de différents multimédias permet :

- d'éveiller la curiosité des élèves par une exploration libre ou thématique : historique des éléments, utilisations dans la vie courante, principales sources sur la Terre, par exemple ;
- de servir de sources d'informations pour répondre à une question précise, comme par exemple l'abondance relative des éléments dans l'Univers, les isotopes naturels (nombre et proportions) ;
- d'illustrer l'évolution des rayons des atomes dans une ligne ou dans une colonne.

L'enseignant peut choisir d'illustrer la notion de familles à l'aide d'expériences.

Matériel

Rechercher et expérimenter

2.2 Dissolution des dihalogènes dans l'eau

- Flacons d'eau de dichlore, d'eau de dibrome et d'eau de diiode (le diiode est très faiblement soluble dans l'eau).

L'eau de dichlore peut se préparer sous une bonne hotte en ajoutant avec précaution un peu de solution d'acide chlorhydrique à de l'eau de Javel diluée.

L'eau de dibrome se trouve dans le commerce

- Flacon de cyclohexane.

- Porte-tube à essai et trois tubes à essai avec des bouchons adaptés.
- Récupérer les solutions dans un bidon prévu à cet effet.
- Prévoir de la soude pour détruire les solutions de dichlore et de dibrome après la manipulation (à ne pas faire faire par les élèves).

2.3 Réactions des ions halogénures avec les ions argent

- Flacons de solutions de chlorure de sodium, de bromure de sodium ou de potassium et d'iodure de sodium ou de potassium de concentration $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et un flacon de solution de nitrate d'argent de concentration $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- Porte-tube à essais et trois tubes à essai.

2.4 Réaction des ions halogénures avec les ions permanganate

- Flacons de solutions de chlorure de sodium, de bromure de sodium ou de potassium et d'iodure de sodium ou de potassium de concentration $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Flacon de solution diluée et acidifiée de permanganate de potassium (environ $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$).
- Flacon de cyclohexane.
- Porte-tube à essai et trois tubes à essai avec des bouchons adaptés.
- Récupérer les solutions dans un bidon prévu à cet effet.
- Prévoir de la soude pour détruire les solutions de dichlore et de dibrome après la manipulation (à ne pas faire faire par les élèves).

Déroulement du chapitre

Activités préparatoires

A. Classer des éléments

L'activité propose une analyse de la structure de la Classification. Elle pourra avantageusement être couplée à l'utilisation du didacticiel du **céderom**. Les élèves pourront ainsi découvrir les critères actuels de la Classification : le classement par numéro atomique croissant, l'intervention d'un changement de période et la configuration électronique externe des atomes des éléments dans leur état fondamental.

B. Réaction du dichlore Cl_2 et du diiode I_2 avec le métal aluminium Al

Ces manipulations sont à faire seulement par le seul professeur s'il dispose d'une hotte aspirante dans la salle de cours, ou de T.P., et s'il dispose d'eau de dichlore.

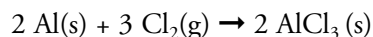
Un flacon de dichlore peut se préparer sous une bonne hotte en ajoutant progressivement et avec précaution à l'aide d'un entonnoir à robinet une solution d'acide chlorhydrique à de l'eau de Javel contenue dans un flacon fermé par un bouchon à un trou dans lequel est inséré l'entonnoir.

Le professeur peut rappeler en préliminaire comment identifier les ions aluminium (III) en solution aqueuse.

➤ Identification des ions aluminium (III) Al^{3+}

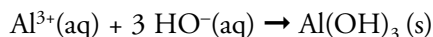
Dans un tube à essai, introduire 1 mL de solution de chlorure d'aluminium (III), $\text{Al}^{3+} + 3 \text{Cl}^-$, puis quelques gouttes de solution de soude, $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$. Agiter et observer. Ajouter ensuite un excès.

- Introduire de la poudre d'aluminium dans un têt à combustion placé dans un support relié à un bouchon de liège, le porter à l'incandescence à l'aide d'un bec Bunsen et l'introduire **très rapidement** dans un flacon contenant du dichlore gazeux, **placé sous la hotte** (bien boucher le flacon à l'aide du bouchon). Il se forme un solide blanc : le chlorure d'aluminium (III) selon l'équation :

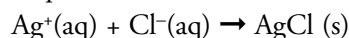


- Introduire de l'eau distillée dans le flacon, fermer à l'aide d'un bouchon et agiter pour dissoudre le solide blanc.

Prélever environ 2 mL de la solution obtenue et mettre en évidence la présence d'ions aluminium (III) en ajoutant progressivement une solution de soude diluée. Un précipité d'hydroxyde d'aluminium se forme selon l'équation :

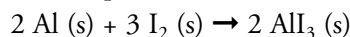


- Prélever encore 2 mL de la solution et mettre en évidence la présence d'ions chlorure en ajoutant quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent. Un précipité blanc de chlorure d'argent noircissant à la lumière se forme selon l'équation :



Détruire le dichlore non consommé en introduisant avec précaution dans le flacon de la soude assez concentrée et en agitant doucement.

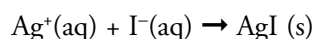
- Un mélange intime de poudre de diiode et d'aluminium est étalé sur une brique réfractaire (ou placé dans le mortier dans lequel est fait le mélange au dernier moment à raison de 4g de diiode pour 1 g d'aluminium) **placée sous la hotte**. On ajoute à la pipette quelques gouttes d'eau. La réaction peut mettre un peu de temps à démarrer mais ensuite de nombreuses vapeurs violettes apparaissent, résultat de la sublimation du diiode, du fait de l'exothermicité de la réaction et on observe une incandescence qui se propage au sein du mélange. On obtient un solide gris en fin de réaction ; c'est de l'iodure d'aluminium (III) qui s'est formé selon la réaction d'équation :



- Introduire une partie du solide obtenu dans 10 mL d'eau distillée contenue dans un bécher, agiter puis filtrer à l'aide de deux épaisseurs de papier-filtre. Répartir le filtrat obtenu dans deux tubes à essai I et II.

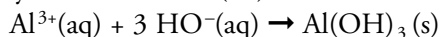
- Introduire :

- dans le tube I, 1 mL de solution de nitrate d'argent pour mettre en évidence la présence d'ions iodure par la formation d'un précipité jaune d'iodure d'argent selon l'équation :



- dans le tube II, 1 mL de solution de soude à $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ pour mettre en évidence la présence

d'ions aluminium (III) par la formation d'un précipité d'hydroxyde d'aluminium (III) selon :



Les élèves peuvent alors en conclure que les dihalogènes dichlore et diiode ont des propriétés chimiques voisines.

➤ **Expérience supplémentaire : réaction entre le dichlore et le fer**

- Expérience préliminaire : Identification des ions fer (III) Fe^{3+}

Dans un tube à essai, introduire 1 mL de solution de nitrate de fer (III), $\text{Fe}^{3+} + 3 \text{NO}_3^-$, puis quelques gouttes de solution de thiocyanate de potassium, $\text{K}^+ + \text{SCN}^-$. Agiter et observer.

- Un petit morceau de « paille » de fer, bien aérée et tenu par une pince reliée à un couvercle en liège, est porté à l'incandescence puis il est introduit rapidement dans un flacon, **placé sous la hotte**, contenant du dichlore gazeux et un peu d'eau au fond (bien boucher le flacon à l'aide du bouchon). Observer.

Introduire dans un tube à essai 1 mL de solution de thiocyanate de potassium puis quelques gouttes de la solution obtenue après agitation du flacon précédent. Observer.

Conclure.

Cours

1. Quelle est la structure de la Classification périodique ?

Avant de passer à l'activité préliminaire avec, ou sans, l'aide du didacticiel proposé dans le **cedérom**, le professeur aura présenté un tableau périodique comme il s'en trouve dans de nombreuses salles de cours. Nous avons choisi de présenter un tableau avec les six premières périodes uniquement et sans les deux lignes généralement situées sous le tableau et correspondant aux familles des lanthanides et des actinides.

Le professeur doit dégager les résultats importants relatifs à la structure de la Classification :

- les éléments sont classés par numéro atomique croissant ;
- une nouvelle ligne du tableau, appelée *période*, est utilisée chaque fois que la formule électronique des atomes fait intervenir une nouvelle couche ;
- les éléments dont les atomes ont le même nombre d'électrons sur leur couche externe sont disposés dans une même colonne : ils constituent une *famille chimique*.

Ces résultats peuvent être généralisés à l'ensemble de la Classification sans aborder la notion de sous-couche. Il est important, pour les utilisations ultérieures de la Classification par les élèves, de bien faire le lien entre la colonne à laquelle appartiennent l'élément et le nombre d'électrons externes des atomes correspondants.

Le professeur peut également utiliser la Classification présentée dans le **cedérom** pour faire étudier aux élèves, ou pour corriger les recherches qu'il leur aura proposées, l'historique des éléments et la progression des connaissances au cours du temps, l'abondance relative des éléments dans l'univers, sur terre,...

Pour illustrer la périodicité de la Classification, il peut présenter l'évolution des rayons des atomes dans une ligne ou dans une colonne. Le **cedérom** propose les valeurs des rayons correspondants et une illustration simple de cette évolution ainsi que l'évolution des températures de changements d'état des principaux corps simples correspondants aux différents éléments.

2. Qu'est-ce qu'une famille chimique ?

Il s'agit de faire le lien entre la similitude des structures électroniques, dans leur état fondamental, des atomes appartenant à une même colonne et la similitude des propriétés chimiques des espèces de même type correspondantes : corps simples, ions.

- L'étude de certaines propriétés des métaux alcalins permet d'illustrer cette notion de famille chimique.

Le professeur peut couper un petit morceau de sodium avec un couteau et réaliser la réaction du sodium avec l'eau. Il aura tout intérêt à utiliser les vidéos proposées dans le **cedérom** pour montrer la réaction du lithium avec l'eau ainsi que celle du potassium avec l'eau ainsi que le découpage de ces métaux à l'aide d'un couteau pour montrer que ce sont des métaux mous.

Lors de la réaction avec l'eau, il fera remarquer que le sodium flotte sur l'eau ($\rho = 0,97 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$), qu'il fond et peut même s'enflammer, ce qui montre que la réaction avec l'eau est exothermique et que le sodium réagit facilement avec le dioxygène de l'air. Pour favoriser cette réaction, il peut placer un morceau de papier-filtre à la surface de l'eau contenue dans le cristalliseur et y déposer délicatement un petit morceau de sodium.

- L'étude de certaines propriétés des halogènes sera réalisée en T.P. et peut être complétée par les expériences complémentaires proposées dans la rubrique *T.P. complémentaire*.

Il peut être intéressant en cours de présenter des échantillons de corps simples correspondant aux halogènes que le professeur aura fait préparer en très faible quantité dans des flacons fermés : le dichlore est gazeux, le dibrome est un liquide rouge facilement vaporisable et le diiode est un solide gris à l'état métallique qui se sublime très facilement. Ces espèces sont toxiques, corrosives et doivent être manipulées avec précaution et sous la hotte. Le *document 5*, page 280, en présente une photographie.

- Pour les gaz nobles, nous avons simplement rappelé leur quasi-inertie chimique déjà utilisée pour introduire les règles du duet et de l'octet. C'est pour cela que nous avons choisi la dénomination gaz noble par rapport à celle de gaz rares.

3. Comment utiliser la Classification ?

Il s'agit d'utiliser le lien entre la place dans la Classification périodique, la configuration électronique externe et les propriétés chimiques en considérant tout particulièrement la formation des ions monoatomiques ou des liaisons covalentes dans les édifices moléculaires. Ces formations ont été déjà étudiées dans le chapitre précédent à l'aide de la règle de l'octet ou de celle du duet. Il s'agit ici de systématiser l'analyse dans le cas des espèces moléculaires contenant les éléments des colonnes 14, 15, 16 et 17 en faisant directement le lien avec leur

place dans la Classification périodique et de procéder de même pour expliquer et/ou prévoir les charges des ions monoatomiques des éléments des colonnes 1, 2, 13, 15, 16 et 17.

Rechercher et expérimenter

1. Quelle est l'histoire de la Classification ?

La partie documentaire présente l'histoire de la Classification des éléments, décrit la démarche de MENDELEËV et l'avènement de la classification actuelle.

Cette étude peut être complétée avec profit par les données historiques proposées dans le **céderom** ainsi que par l'exercice 22, page 288, qui présente et fait analyser les conclusions publiées par MENDELEËV dans son ouvrage « Principes de Chimie » en 1869.

Réponses aux questions

I. 1. Un corps simple est une espèce chimique constituée d'un seul élément chimique. C'est le cas du dichlore Cl_2 , du sodium métallique Na ,...

2. Le germanium fait référence à l'Allemagne ou Germanie, patrie de WINKLER qui a découvert cet élément.

3. Les éléments fabriqués par réaction nucléaire n'existent pas sur Terre de façon naturelle. C'est le cas du plutonium, du mendelevium, ...

II. 1. Le numéro atomique et les propriétés des espèces correspondantes permettent de classer le tellure dans la même famille que l'oxygène et l'iode dans celle des halogènes.

2. Les gaz nobles n'ont été découverts que tardivement car ils sont quasi inertes chimiquement.

3. La Classification est dite périodique car de nombreuses propriétés physiques et chimiques des espèces correspondant aux éléments de la Classification ont des variations quasi périodiques (pseudo périodiques en fait). La réponse peut être illustrée à l'aide de l'évolution des rayons atomiques et des températures de changement d'état des principaux corps simples des différents éléments dans la Classification.

2. Les propriétés des halogènes sont-elles similaires ?

2.1 Qu'est-ce qu'un halogène ?

Réponses aux questions

1. La famille des halogènes se situe à la dix-septième colonne de la Classification périodique. Dans l'ordre de haut en bas : le fluor, le chlore, le brome et l'iode.

2. Les atomes d'halogènes possèdent, dans leur état fondamental, sept électrons externes.

3. Les ions halogénures possèdent une charge électrique élémentaire négative. Leur formule s'écrit : X^- .

2.2 Dissolution des halogènes dans l'eau

Réponses aux questions

4. Le cyclohexane ($d = 0,78$), moins dense que l'eau ($d = 1,0$), constitue la phase supérieure.

5. Les dihalogènes sont plus solubles dans le cyclohexane que dans l'eau. Il s'agit d'une extraction par solvant.

2.3 Réaction des ions halogénures avec les ions argent

Les précipités d'halogénures d'argent peuvent être ensuite éventuellement traités avec une solution d'ammoniac à $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$: le chlorure d'argent est totalement dissous par formation de l'ion complexe diammineargent (I), le bromure d'argent n'est que partiellement détruit et on ne voit aucune évolution au niveau de l'iode d'argent.

Tous les contenus des tubes doivent être récupérés dans un flacon prévu à cet effet.

Réponses aux questions

6. $\text{X}^- (\text{Cl}^-; \text{Br}^-; \text{I}^-)$; K^+ ; Ag^+ ; NO_3^- .

Il se forme AgX .

7. Les précipités d'halogénures d'argent noircissent lorsqu'on les expose à la lumière du jour ou à la lumière d'un tube luminescent par formation d'argent métallique. Une application de ce phénomène est la photographie argentique.

2.4 Réaction des ions halogénures avec les ions permanganate

Réponses aux questions

8. MnO_4^- violet.

9. Il se forme des dihalogènes en solution qui sont extraits de la solution aqueuse à l'aide du cyclohexane. Cette formation est visible dans le cas du dibrome et du diiode car ce sont des espèces colorées. Il se forme Cl_2 , Br_2 et I_2 .

10. Ces trois éléments possèdent des propriétés voisines. Ils appartiennent à la même famille.

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

a. 1. Rb^+ ; I^- . 2. Deux.

b. 1. CCl_4 . 2. O^{2-} .

c. 1. L'hydrogène appartient à la première colonne de la Classification, mais n'est pas un alcalin.

2. L'hélium est un gaz noble et appartient à la dix-huitième colonne de la Classification.

4. Tous les atomes d'halogène possèdent sept électrons externes.

Exercices

1. 1. Les éléments sont classés par nombre de protons croissant.

4. Les éléments dont les atomes ont la même structure électronique externe dans leur état fondamental sont disposés dans une même colonne.

2. a. He : première période et dix-huitième colonne.

b. P : troisième période et quinzième colonne.

c. C : deuxième période et quatorzième colonne.

d. Ar : troisième période et dix-huitième colonne.

e. Be : deuxième période et deuxième colonne.

f. Na : troisième période et première colonne.

3. 1. $X: K^2 L^8 M^4$

2. Quatorzième colonne et troisième période.

3. Silicium Si.

4. 1. $K^2 L^3$, d'où $Z = 5$.

2. Il est situé à la deuxième période et dans la treizième colonne.

3. Il s'agit du bore, de symbole B.

5. 1. a. et b. :

Élément	Période	Colonne	Formule électronique
H	1	1	K^1
B	2	13	$K^2 L^3$
O	2	16	$K^2 L^6$
Ne	2	18	$K^2 L^8$
Mg	3	2	$K^2 L^8 M^2$
Cl	3	17	$K^2 L^8 M^7$

6. 1. Réponses b., c. et d.

2. Réponse c. 3. Réponses b., d.

7. 1. et 2.

Élément	Formule électronique	Nombre d'électrons externes
I	$K^2 L^1$	1
II	$K^2 L^3$	3
III	$K^2 L^5$	5
IV	$K^2 L^7$	7
V	$K^2 L^8 M^1$	1
VI	$K^2 L^8 M^3$	3
VII	$K^2 L^8 M^7$	7

3. Appartiennent à une même famille (même nombre d'électrons externes) : a. I et V ; b. II et VI ; c. IV et VII.

4. a. Famille des alcalins : première colonne ; c. famille des halogènes : dix-septième colonne.

8. 1. Be : $K^2 L^2$.

2. Béryllium Be, magnésium Mg, calcium Ca, strontium Sr, baryum Ba et radium Ra.

3. Le baryum appartient à la même famille chimique que le calcium, on peut donc prévoir des propriétés chimiques voisines pour des espèces similaires : c'est un métal qui brûle dans le dioxygène pour donner de l'oxyde de baryum BaO, il réagit avec l'eau pour donner des ions baryum Ba^{2+} , des ions hydroxyde ainsi qu'un dégagement de dihydrogène.

9. 1. Les propriétés chimiques d'un élément dépendent de la colonne dans laquelle il se trouve.

4. Tous les atomes de la dix-septième colonne de la Classification peuvent participer à une liaison covalente simple.

5. Les atomes de la treizième colonne de la Classification peuvent réagir en formant des cations porteurs de trois charges positives élémentaires.

10. 1 2 13 14 15 16 17 18

H	9						He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

11. 1. a. Na^+ ; b. O^{2-} ; c. B^{3+} .

2. a. F : une ; b. C : quatre ; c. Ne : zéro.

12. 1. et 2.

Atome	sélénium	rubidium	baryum
nombre d'électrons externes	6	1	2
Charge des ions monoatomiques	Se^{2-}	Rb^+	Ba^{2+}

13. 1. a. $K^2 L^8 M^7$.

b. Troisième période et dix-septième colonne.

c. Chlore Cl.

2. a. $K^2 L^8 M^2$.

b. Troisième période et deuxième colonne.

c. Magnésium Mg

14. 1. L'élément phosphore est situé à la troisième période et à la quinzième colonne. Un atome de phosphore possède donc cinq électrons externes dans son état fondamental.

2. $K^2 L^8 M^5$.

3. P^{3-} .

4. Il doit établir trois liaisons pour obtenir une structure électronique externe en octet.

15. 1. H : première colonne et première période ; il lui manque un électron pour satisfaire à la règle du duet.

S : $K^2 L^8 M^6$: seizième colonne et troisième période ; il lui manque deux électrons pour satisfaire à la règle de l'octet.

2. Un atome d'hydrogène doit établir une liaison et un atome de soufre doit en établir deux.

3. H_2S .

4. $H-\overline{\overline{S}}-H$ — doublets liants
— doublets non liants

16. 1. Azote N : quinzième colonne et deuxième période. Calcium Ca : troisième période et deuxième colonne.

2. N^{3-} et Ca^{2+} .

3. Le cristal est électriquement neutre, d'où sa formule : Ca_3N_2 .

17. 1. F : $K^2 L^7$: dix-septième colonne et deuxième période. Si : $K^2 L^8 M^4$: quatorzième colonne et troisième période.

2. Un atome de fluor peut établir une liaison ; un atome de silicium peut en établir quatre.

3. SiF_4 .



18. 1. Ion nitrure N^{3-} : $K^2 L^8$; ion sodium Na^+ : $K^2 L^8$; ion oxyde O^{2-} : $K^2 L^8$; ion magnésium Mg^{2+} : $K^2 L^8$; ion aluminium Al^{3+} : $K^2 L^8$; ion fluorure F^- : $K^2 L^8$.

2. Ces ions sont dits *isoélectroniques* car ils possèdent le même nombre d'électrons.

3. Les solides ioniques sont électriquement neutres. Leur formule s'en déduit :

a. oxyde de sodium Na_2O ; **b.** fluorure d'aluminium AlF_3 ; **c.** nitrure de magnésium Mg_3N_2 .

19. 1. L'élément aluminium Al appartient à la troisième période et à la treizième colonne et l'élément soufre S appartient à la troisième période et à la seizième colonne.

2. D'où la formule des ions monoatomiques que donnent ces deux éléments : Al^{3+} et S^{2-} .

3. Le sulfure d'aluminium est un solide électriquement neutre de formule : Al_2S_3 .

20. 1. $Z = 1$: première période et première colonne; l'atome correspondant possède un électron externe.

$Z = 7$: deuxième période et quinzième colonne; l'atome correspondant possède cinq électrons externes.

$Z = 9$: deuxième période et dix-septième colonne; l'atome correspondant possède sept électrons externes.

$Z = 17$: troisième période et dix-septième colonne; l'atome correspondant possède sept électrons externes.

2. $Z = 1$: K^1 ; $Z = 7$: $K^2 L^5$; $Z = 9$: $K^2 L^7$; $Z = 17$: $K^2 L^8 M^7$.

3. $Z = 1$: H; une liaison covalente.

$Z = 7$: N; trois liaisons covalentes.

$Z = 9$: F; une liaison covalente.

$Z = 17$: Cl; une liaison covalente.

4. a. NH_3 ; **b.** HF ; **c.** NF_3 ; **d.** FCl .

21. 1. Azote N; phosphore P; arsenic As; antimoine Sb; bismuth Bi.

2. Les atomes de ces éléments possèdent cinq électrons externes dans leur état fondamental.

3. a. N^{3-} , P^{3-} ...

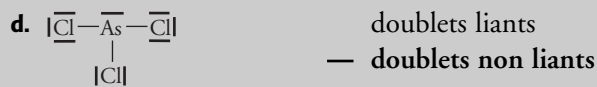
b. Les composés ioniques obtenus sont électriquement neutres et constitués d'anions du type N^{3-} et de cations du type Na^+ ; leur formule s'en déduit : Na_3N .

4. On peut préparer des composés chlorés covalents de ces éléments de formule MCl_x .

a. Le chlore appartient à la dix-septième colonne de la Classification. Pour obtenir la structure électronique du gaz noble qui le suit, il doit établir une liaison covalente.

b. Un atome de la quinzième colonne peut former trois liaisons covalentes.

c. NCl_3 , PCl_3 , AsCl_3 .



22. 1. Le mot *poids* n'est pas bien adapté. Il doit être remplacé par le terme masse.

2. Le critère actuel de classement est le numéro atomique Z , c'est-à-dire le nombre de protons.

3. Les éléments potassium K, rubidium Rb et césium Cs appartiennent à la première colonne de la Classification. Ils se ressemblent par leurs fonctions chimiques car ils appartiennent à la même famille.

4. Le mot *valence* désigne le nombre de liaisons que peut établir un atome d'un élément donné. La valence d'un élément dépend donc de la colonne à laquelle appartient l'élément. Ainsi, l'azote appartient à la quinzième colonne de la Classification et un atome d'azote peut établir trois liaisons covalentes; sa valence est donc égale à 3. L'oxygène appartient à la seizième colonne et un atome d'oxygène peut établir deux liaisons covalentes; sa valence est donc égale à 2.

5. a. L'aluminium appartient à la troisième période et à la treizième colonne de la Classification.

b. L'aluminium et l'ékaaluminium peuvent donner des cations portant trois charges positives élémentaires Al^{3+} , Ga^{3+} .

c. Les oxydes sont des solides électriquement neutres constitués des cations et des anions oxyde O^{2-} ; leur formule s'en déduit : Al_2O_3 et Ga_2O_3 .

6. Le tellure est placé avant l'iode dans la Classification car son nombre de protons, et donc son numéro atomique, est plus faible que celui de l'iode.

23. 1. Les alcalins sont : le lithium Li, le sodium Na, le potassium K, le rubidium Rb; les gaz nobles sont : l'hélium He, le néon Ne, l'argon Ar, le krypton Kr et le xénon Xe.

2. Le rayon atomique varie de façon régulière dans la Classification : il diminue régulièrement de la gauche vers la droite d'une période et augmente du haut vers le bas d'une colonne.

3. a. Le rayon atomique diminue régulièrement de la gauche vers la droite d'une période.

b. Le nombre d'électrons externes des atomes correspondant aux éléments d'une période augmente de la gauche vers la droite de cette période.

c. Non, le rayon atomique diminue lorsque le nombre d'électrons externes augmente sur une période.

4. Le rayon atomique augmente en descendant le long d'une colonne.

24. 1. a. Le symbole K du potassium vient du latin *kalium* qui vient du mot arabe *qali* qui signifie alcalin.

b. Le symbole Sn de l'étain vient de son nom latin *stannum*.

c. Le symbole Sb de l'antimoine vient de son nom latin *stibium*.

2. a. Le nom hélium vient du grec *helios* « soleil ». L'hélium fut mis en évidence pour la première fois en 1868 en étudiant la couronne solaire lors d'une éclipse.

b. Le mot lithium vient du grec *lithos* qui signifie pierre. Le lithium ne fut d'abord mis en évidence que dans le monde minéral.

c. Le nom azote est construit en associant le préfixe privatif « a » et un dérivé du mot grec *zoé* qui signifie vie. Ce nom traduit le fait que le diazote est impropre à la respiration.

d. Le nom phosphore vient des mots grecs *phos* qui signifie lumière et *phero* qui signifie qui porte. Ce nom traduit le caractère luminescent du phosphore blanc dans l'obscurité.

e. Le mot chlore vient du grec *chloros*. Ce mot traduit la couleur du gaz dichlore : verdâtre.

g. Le mot chrome vient du grec *khroma* qui signifie couleur. Ce nom fait référence aux très nombreux corps composés colorés contenant l'élément chrome.

25. 1. a. CAVENDISH (1731- 1810), britannique; il a découvert l'hydrogène en 1766.

b. SCHEELE (1742- 1786), suédois; il a découvert l'oxygène en 1774, la même année que PRIESTLEY.

c. VAUQUELIN (1763-1829), français; il a découvert le chrome en 1797 et le béryllium.

d. BALARD (1802-1876), français; il a découvert le brome en 1826.

e. DAVY (1778-1829), britannique; il a découvert le sodium et le potassium en 1807, le calcium et le baryum en 1808.

26. 1. Un métal natif existe dans la nature à l'état métallique. Un élément existe à l'état natif quand on le trouve dans la nature à l'état non combiné.

2. Les métaux précieux existent dans la nature à l'état natif. C'est le cas de l'or Au, de l'argent Ag, du platine Pt; c'est aussi le cas du cuivre, du carbone (à l'état de graphite ou de diamant), du soufre S,...

3. Les métaux alcalins sodium et le potassium réagissent avec l'eau (voir § 2.1 du chapitre) et ne peuvent donc exister à l'état métallique dans la nature.

4. $m(\text{Na}) = m(\text{K}) = P \cdot \mu \cdot 4/3 \cdot \pi \cdot (R_T^3 - (R_T - e)^3) = 2,5 \cdot 10^{21} \text{ kg}$.

5. Quels sont les ions que donnent de tels atomes? Quelle est leur structure électronique?

2. L'élément potassium

Le potassium appartient à la famille des alcalins et à la quatrième période.

1. Où est-il situé dans la Classification? Citer deux autres éléments de cette famille.

2. Quelle est la structure électronique externe d'un atome de potassium dans son état fondamental?

3. Quel ion cet atome a-t-il tendance à donner?

4. Le potassium peut brûler dans le dioxygène pour donner l'oxyde de potassium.

a. L'oxygène donne facilement des ions oxyde O^{2-} . À quelle colonne de la Classification appartient-il?

b. Quelle est la formule de l'oxyde de potassium, sachant qu'il est constitué d'ions oxyde et potassium.

3. Place dans la Classification (I)

Dans la Classification périodique, chaque élément peut être repéré par son numéro de colonne et sa période. On considère les éléments X, Y, Z et W dont la position est précisée dans le tableau ci-dessous :

Élément	X	Y	Z	W
Colonne	2	13	16	18
Période	4	3	2	4

1. Déduire, de la position de ces éléments, la structure électronique externe de leurs atomes dans leur état fondamental.

2. Utiliser la Classification périodique pour déterminer le nom, le symbole et le numéro atomique de ces éléments.

3. a. Un atome correspondant à l'élément W a-t-il tendance à former des ions monoatomiques ou à engager des liaisons avec d'autres atomes pour former des composés moléculaires afin d'obéir à la règle de l'octet? Répondre à la même question pour les autres éléments.

b. Quels sont les ions monoatomiques que ces atomes peuvent donner?

c. En déduire les formules des solides ioniques que peuvent donner ces différents éléments en réagissant les uns avec les autres.

4. Utiliser la Classification

1. a. Quel est l'élément qui appartient à la deuxième période et à la première colonne?

b. À quelle famille appartient-il?

c. Combien d'électrons externes possède l'atome correspondant dans son état fondamental?

d. Quel ion monoatomique un tel atome a-t-il tendance à donner?

2. a. À quelle colonne de la Classification appartient l'élément de la deuxième période qui a cinq électrons externes?

b. Déterminer sa structure électronique.

c. Quel type d'ion monoatomique a-t-il tendance à former?

d. Combien de liaisons covalentes doit-il former pour obtenir un octet électronique. En déduire la formule

Exercices complémentaires

Énoncés

1. Identifier un élément

Un élément a pour numéro atomique $Z = 4$. Son noyau possède 9 nucléons.

1. Quelle est la composition de son noyau?

2. Quelle est la structure électronique de l'atome correspondant dans son état fondamental?

3. En déduire la place de cet élément dans la Classification.

4. L'atome correspondant a-t-il tendance à former des ions monoatomiques ou à engager des liaisons avec d'autres atomes pour former des composés moléculaires afin d'obéir à la règle de l'octet ou du duet?

du composé moléculaire hydrogéné le plus simple que l'on peut envisager avec un tel atome.

e. L'arsenic appartient à la même famille que cet élément. Quelle est la formule du composé moléculaire hydrogéné le plus simple de l'arsenic?

5. Place dans la Classification (II)

Soient les atomes dont les noyaux sont représentés ci-dessous :

${}^1_1\text{X}$; ${}^4_2\Delta$; ${}^7_3\text{W}$; ${}^9_4\Gamma$; ${}^{16}_8\Sigma$; ${}^{18}_8\text{Y}$; ${}^{18}_9\text{Z}$; ${}^{23}_{11}\Psi$; ${}^{24}_{11}\Phi$;
 ${}^{24}_{12}\Lambda$; ${}^{27}_{13}\Pi$; ${}^{35}_{17}\Omega$; ${}^{40}_{18}\Theta$.

1. Quels sont les noyaux qui correspondent au même élément? Déterminer la structure électronique des atomes correspondants dans leur état fondamental et en déduire leur place (colonne et période) dans la Classification.

2. a. Après avoir déterminé la structure électronique dans leur état fondamental des atomes correspondant aux autres éléments, en déduire leur place dans la Classification.

b. Quels sont ceux qui appartiennent à la même colonne?

Parmi de tels éléments, quels sont ceux qui ont des propriétés chimiques voisines?

6. Les éléments de la quatorzième colonne

1. Combien d'électrons externes possèdent les atomes des éléments de la quatorzième colonne dans leur état fondamental?

2. Le carbone appartient à cette colonne tout comme le silicium. Que peut-on penser de leurs propriétés chimiques?

3. a. Pourquoi de tels atomes ont-ils tendance à établir des liaisons covalentes pour obéir à la règle de l'octet plutôt qu'à former des ions monoatomiques?

b. Dans un composé moléculaire, combien de liaisons doit établir un atome de carbone?

4. Le chlore est un halogène.

a. Combien de liaison(s) covalente(s) doit-il engager pour obéir à la règle de l'octet?

b. En déduire la formule de la molécule la plus simple formée uniquement à partir des éléments chlore et carbone. Donner sa représentation de LEWIS et préciser la nature des doublets d'électrons mis en jeu.

c. Proposer une formule pour le chlorure de silicium et donner sa représentation de LEWIS.

5. L'azote appartient à la quinzième colonne de la Classification.

a. Combien de liaison(s) covalente(s) doit-il engager pour obéir à la règle de l'octet?

b. Dans la molécule de cyanure d'hydrogène HCN, tous les atomes obéissent à la règle de l'octet ou du duet. Dans cette molécule, l'atome de carbone est lié à la fois à l'atome d'hydrogène et à celui d'azote. Que peut-on dire de la liaison carbone azote dans cet édifice?

7. La famille des halogènes

1. À quelle colonne de la Classification appartiennent les halogènes? Citer deux de ces éléments.

2. Combien d'électrons externes possèdent les atomes d'halogènes dans leur état fondamental?

3. a. Quels ions ces atomes ont-ils tendance à donner?

b. Le magnésium donne facilement des ions Mg^{2+} . À quelle colonne de la Classification peut-il appartenir?

c. En déduire la formule du chlorure de magnésium, solide ionique constitué d'ions chlorure et magnésium.

d. Donner le nom et la formule d'un composé ionique contenant l'élément chlore rencontré en T.P.

4. a. Les halogènes peuvent également former des espèces moléculaires. Combien de liaisons covalentes un atome d'halogène doit-il établir pour obtenir un octet électronique?

b. L'oxygène appartient à la colonne située avant celle des halogènes. Combien de liaisons covalentes un atome d'oxygène doit-il établir pour obtenir un octet électronique externe?

c. En déduire la formule du composé moléculaire le plus simple constitué des éléments chlore et oxygène.

8. Élément chimique

La notion d'élément chimique date du XVII^e siècle. Le physicien et chimiste R. BOYLE en proposa alors la première définition : « un élément est ce qui est indécomposable ».

A.-L. de LAVOISIER reprit l'idée de BOYLE et la précisa d'un point de vue expérimental :

« Si par le nom d'éléments nous entendons désigner les molécules simples et indivisibles qui composent les corps, il est probable que nous ne les connaissons pas. Si au contraire, nous attachons au nom d'éléments ou de principes des corps l'idée du dernier terme auquel parvient l'analyse, toutes les substances que nous n'avons encore pas pu décomposer par aucun moyen sont, pour nous, des éléments. Non pas que nous puissions assurer que ces corps que nous regardons comme simples ne soient pas eux-mêmes composés de deux ou même d'un plus grand nombre de principes, mais puisque ces principes ne se séparent jamais, ou plutôt puisque nous n'avons aucun moyen de les séparer, ils agissent à notre égard à la manière des corps simples, et nous ne devons les supposer composés qu'au moment où l'expérience et l'observation nous en auront fourni la preuve. »

1. Parmi les espèces suivantes, quelles sont celles que le chimiste LAVOISIER aurait qualifiées d'éléments :

dioxygène, fer, acide chlorhydrique, oxyde de cuivre (II), chlorure de sodium, diazote, dioxyde de carbone, eau?

2. La notion d'élément a été précisée au XX^e siècle après la découverte de la structure de l'atome.

a. Quelle est la constitution d'un atome?

b. Donner la définition d'un élément chimique.

c. Quels sont les éléments qui sont mis en jeu dans les espèces citées en 1.?

3. Utiliser la notion actuelle d'éléments pour définir les corps que LAVOISIER appelle corps simples et ceux qu'il qualifie de composés. Parmi les espèces proposées en 1., quels sont les corps simples?

Corrigés

- 1. 1.** Le noyau comporte 4 protons et 5 neutrons.
- 2.** L'atome comporte 4 électrons. Il a pour structure électronique dans son état fondamental : $K^2 L^2$.
- 3.** Seconde période, deuxième colonne.
- 4.** L'atome correspondant a tendance à former des ions monoatomiques pour obéir à la règle du duet.
- 5.** De tels atomes donnent des cations M^{2+} pour acquérir la structure électronique de l'hélium K^2 .
- 2. 1.** Première colonne (famille des alcalins). Le lithium et le sodium.
- 2.** N^1 . Il possède un électron externe.
- 3.** Le cation K^+ .
- 4. a.** Des ions oxyde O^{2-} : seizième colonne de la Classification.
- b.** Le solide ionique oxyde de potassium est électriquement neutre ; il a donc pour formule K_2O .
- 3. 1.** X : N^2 . Deux électrons externes.
 Y : M^3 . Trois électrons externes.
 Z : L^6 . Six électrons externes.
 W : N^8 . Huit électrons externes.
- 2.** X est le calcium de symbole Ca et de numéro atomique $Z = 20$;
 Y est l'aluminium de symbole Al et de numéro atomique $Z = 13$;
 Z est l'oxygène de symbole O et de numéro atomique $Z = 8$;
 W est le krypton de symbole Kr et de numéro atomique $Z = 36$.
- 3. a. et b.** Un atome de krypton n'a aucune tendance à former des ions monoatomiques ou à engager des liaisons avec d'autres atomes pour former des composés moléculaires puisqu'il possède déjà un octet d'électrons externes.
 Pour obtenir un octet d'électrons externes :
 - un atome de calcium a tendance à former des ions monoatomiques de formule Ca^{2+} ;
 - un atome d'aluminium a tendance à former des ions monoatomiques de formule Al^{3+} ;
 - un atome d'oxygène peut former des ions monoatomiques de formule O^{2-} ou engager deux liaisons covalentes.
- c.** Les solides ioniques envisageables sont électriquement neutres ; ils ont donc pour formule : CaO ; Al_2O_3 .
- 4. 1. a.** Le lithium.
- b.** Il appartient à la famille des alcalins.
- c.** Un atome de lithium possède un électron externe dans son état fondamental.
- d.** Des cations Li^+ .
- 2. a.** À la quinzième colonne de la Classification.
- b.** Cet atome appartient à la deuxième période et à la quinzième colonne ; il a pour structure électronique $K^2 L^5$.
- c.** Cet atome a tendance à former l'anion X^{3-} pour obtenir un octet d'électrons externes.
- d.** Il doit former trois liaisons covalentes pour obtenir un octet électronique. L'hydrogène ne peut former

qu'une liaison covalente : la molécule la plus simple constituée de cet élément et d'hydrogène a donc pour formule XH_3 .

e. La molécule la plus simple formée d'arsenic et d'hydrogène a pour formule AsH_3 .

5. 1. Les noyaux qui correspondent au même élément ont le même numéro atomique. Il s'agit d'une part de Σ et Y , de structure électronique $K^2 L^6$, qui appartiennent à la deuxième période et à la seizième colonne de la Classification et d'autre part de Ψ et Φ , de structure électronique $K^2 L^8 M^1$, qui appartiennent à la troisième période et à la première colonne.

2. a. X : K^1 appartient à la première période et à la première colonne ;

Δ : K^2 appartient à la première période et à la dix-huitième colonne ;

W : $K^2 L^1$ appartient à la seconde période et à la première colonne ;

Γ : $K^2 L^2$ appartient à la seconde période et à la deuxième colonne ;

Z : $K^2 L^7$ appartient à la seconde période et à la dix-septième colonne ;

Λ : $K^2 L^8 M^2$ appartient à la troisième période et à la deuxième colonne ;

Π : $K^2 L^8 M^3$ appartient à la troisième période et à la treizième colonne ;

Ω : $K^2 L^8 M^7$ appartient à la troisième période et à la dix-septième colonne ;

Θ : $K^2 L^8 M^8$ appartient à la troisième période et à la dix-huitième colonne.

b. Appartiennent à la même colonne :

– X , W , Φ et Ψ ;

– Δ et Θ ;

– Γ et Λ ;

– Z et Ω .

Ont des propriétés chimiques voisines :

– W , Φ et Ψ ;

– Δ et Θ ;

– Γ et Λ ;

– Z et Ω .

6. 1. Quatre.

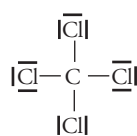
2. Le carbone et le silicium ont des propriétés chimiques voisines.

3. a. et b. Ces atomes doivent perdre, ou gagner, quatre électrons pour acquérir un octet d'électrons externes ; les ions correspondants sont fortement chargés et difficiles à obtenir. Ces atomes ont donc tendance à établir quatre liaisons covalentes pour obéir à la règle de l'octet.

4. a. Une.

b. CCl_4 .

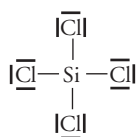
Le nombre d'électrons externes correspondant est égal à $N = 4 + 4 \times 7 = 32$, soit 16 doublets d'électrons à placer :



doublets liants

— doublets non liants

c. SiCl_4 :



doublets liants

— doublets non liants

5. a. Un atome d'azote doit engager trois liaisons covalentes pour obéir à la règle de l'octet.

b. Dans la molécule de cyanure d'hydrogène HCN, l'atome d'hydrogène engage une liaison, celui d'azote en engage trois et celui de carbone quatre : la liaison carbone azote est donc une liaison covalente triple.

7. 1. Les halogènes appartiennent à la dix-septième colonne de la Classification. Le fluor et le chlore sont des halogènes.

2. Sept.

3. a. Ces atomes ont tendance à donner des anions X^- .

b. Le magnésium doit appartenir à la deuxième colonne de la Classification.

c. Le chlorure de magnésium est un solide électriquement neutre. Il a donc pour formule MgCl_2 .

d. Le chlorure de sodium NaCl est un composé ionique contenant l'élément chlore rencontré en T.P.

4. a. Une.

b. L'oxygène appartient à la seizième colonne. Un atome d'oxygène possède donc six électrons externes dans son état fondamental et doit engager deux liaisons covalentes pour obtenir un octet électronique externe.

c. Un atome de chlore doit engager une liaison covalente alors qu'un atome d'oxygène doit en engager deux : la formule du composé moléculaire le plus simple constitué des éléments chlore et oxygène s'écrit Cl_2O .

8. 1. Le chimiste LAVOISIER aurait qualifié d'éléments le dioxygène, le fer et le diazote.

2. a. Un atome est constitué d'un noyau composé de protons, particules chargées positivement, et de neutrons, particules électriquement neutres. Autour de ce noyau gravitent des électrons, particules chargées négativement (la charge d'un électron est égale en valeur absolue à celle d'un proton) en nombre égal à celui des protons contenus dans le noyau.

b. Un élément chimique est caractérisé par son numéro atomique, c'est-à-dire par le nombre de protons qui appartiennent au noyau de l'entité correspondante.

c. Les éléments qui sont mis en jeu dans les espèces citées en 1. sont les éléments oxygène, fer, hydrogène, chlore, cuivre, sodium, azote et carbone.

3. Un corps simple ne peut être décomposé expérimentalement en plusieurs entités différentes : il ne doit donc être constitué que d'un seul élément chimique. Le dioxygène, le fer, et le diazote sont donc des corps simples.

Un corps composé doit être constitué d'au moins deux éléments chimiques.

T.P. complémentaire

1. Réactions des ions halogénures avec les ions plomb (II)

En complément de l'étude des réactions des ions halogénures avec les ions argent (I)

• Dans trois tubes à essai I, II et III, introduire 1 mL de solution de nitrate de plomb (II), $\text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$, de concentration $C' = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Ajouter alors, dans le tube I, 1 mL de solution de chlorure de sodium, $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$, de concentration $C = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, dans le tube II, 1 mL de solution de bromure de sodium, $\text{Na}^+ + \text{Br}^-$, de concentration C et, dans le tube III, 1 mL de solution d'iodure de sodium, $\text{Na}^+ + \text{I}^-$, de même concentration C . Agiter et observer.

1. Faire l'inventaire des ions mis en présence dans chaque tube. Quelles sont les espèces chimiques, électriquement neutres, susceptibles de précipiter ? En déduire la nature et la formule des précipités observés. Récupérer les solutions dans un bidon prévu à cet effet.

2. Propriétés chimiques des dihalogènes

Si le professeur a la possibilité de disposer de solutions des dihalogènes.

• L'eau de dichlore peut se préparer sous une bonne hotte en ajoutant avec précaution un peu de solution d'acide chlorhydrique à de l'eau de Javel diluée (voir *Activités préparatoires*).

• L'eau de dibrome se trouve dans le commerce.

Après et pendant utilisation, il faut toujours disposer d'un flacon de soude assez concentrée pour pouvoir détruire l'eau de dihalogène.

2.1 Test préliminaire : identification des ions fer (III) Fe^{3+}

• Dans un tube à essai, introduire 1 mL de solution de nitrate de fer (III), $\text{Fe}^{3+} + 3\text{NO}_3^-$, puis quelques gouttes de solution de thiocyanate de potassium, $\text{K}^+ + \text{SCN}^-$. Agiter et observer.

• Dans un tube à essai, introduire 1 mL de solution de nitrate de fer (III), $\text{Fe}^{3+} + 3\text{NO}_3^-$, puis quelques gouttes de solution de soude, $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$. Agiter et observer.

2. Conclure quant à la possibilité d'identifier les ions Fe^{3+} en solution. Quel est le test qui vous semble le plus sensible ?

2.2 Réaction entre les dihalogènes et les ions fer (II)

Mettre des gants de protection.

• Dans un tube à essai, introduire 1 mL de solution de sulfate de fer (II), $\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$, acidifiée à l'acide sulfurique, de concentration $C = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Ajouter, avec précaution 1 mL d'eau de dichlore, boucher, agiter et observer.

• Répartir la solution obtenue dans deux tubes à essai I et II et ajouter, dans le tube I, 1 mL de solution de thiocyanate de potassium et dans le tube II, 1 mL de solution de soude. Agiter et observer.

3. Conclure.

- Recommencer en remplaçant l'eau de dichlore par de l'eau de dibrome puis par une solution de diiode.

Bibliographie

Ouvrages

- A. DURUPHTY et coll., *H Prépa Chimie 1*, 1^{re} année, PCSI (chapitres 1 et 2), Hachette éducation, 2003.
- P. DEVOPERE, *La classification périodique des éléments*, de Boeck, 1999.
- R. MASSAIN, *Chimie et chimistes*, Magnard, 1982.

Revue

- *Pour la Science*, « La classification périodique des éléments », n° 253, 1998.
- *Pour la Science*, « La création de nouveaux éléments », n° 253, 1998.
- *Bulletin de l'Union des Physiciens*, « Construire le tableau périodique des éléments », juillet-août-septembre 1994, n° 766.

- *Bulletin de l'Union des Physiciens*, « Nomenclature des éléments lourds », Janvier 1998, n° 800.
- *Bulletin de l'Union des Physiciens*, « Élément 112 », octobre 1996, n° 787.
- *Bulletin de l'Union des Physiciens*, « Élément 114 », novembre 1999, n° 818.
- *Bulletin de l'Union des Physiciens*, Jean SALA PA, « Les éléments 115 et 113 », n° 863, avril 2004.
- *Bulletin de l'Union des Physiciens*, « Les éléments chimiques : découvertes et origines des noms et symboles », n° 840, janvier 2002.
- *Bulletin de l'Union des Physiciens*, « L'étymologie des éléments chimiques », n° 840, janvier 2002.

Sites Internet

- <http://site.ifrance.com/okapi/chimie.htm>
- <http://www.periodictableonline.org/archi.htm>
- <http://www.webelements.com/>

Du microscopique au macroscopique : la mole

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

III. Transformation de la matière

Contenus

1. Outils de description d'un système

1.1 De l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique : la mole.

- Unité de quantité de matière : la mole.
- Constante d'AVOGADRO, N_A .
- Masse molaire « atomique » : $M(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$.
- Masse molaire moléculaire.
- Volume molaire $V_m (\text{L} \cdot \text{mol}^{-1})$ à T et P .

Connaissances et savoir-faire exigibles

- Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques.
- Déterminer une quantité de matière (exprimée en mol) connaissant la masse d'un solide ou le volume d'un liquide ou d'un gaz.
- Prélever une quantité de matière d'une espèce chimique donnée en utilisant une balance, une éprouvette graduée ou une burette graduée.

Exemples d'activités

- Comment peut-on mesurer une quantité de matière ?
- Prélèvement d'une même quantité de matière (en mol) pour différentes espèces chimiques.

Commentaires

Les paramètres nécessaires à la description du système sont : la pression p , la température T (en lien avec le programme de physique), la nature des espèces chimiques présentes, leur état (solide, s, liquide, ℓ , gazeux, g, solution, le plus souvent aqueuse, aq) et leurs quantités respectives. Pour cette description, on effectue le passage de l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique en définissant l'unité de quantité de matière (la mole) et la concentration molaire en solution, en se limitant aux espèces moléculaires.

La constante d'AVOGADRO permet de faire un changement d'échelle : passage du niveau microscopique (atome, molécule ou ion : $m \approx 10^{-26}$ kg) à un niveau macroscopique (la mole d'atomes, de molécules ou d'ions dont la masse avoisine quelques g ou dizaines de g). Une évaluation de la constante d'AVOGADRO permet de mieux s'approprier la définition de la mole. À ce stade de l'enseignement de la chimie, il est précisé que le volume molaire (V_m) est fonction des conditions de température et de pression p . Dans le cas des gaz, il est introduit en physique dans le modèle du gaz parfait. L'emploi des guillemets dans la masse molaire « atomique » a pour objectif de mettre en évidence qu'il s'agit en réalité de la masse d'une mole d'atomes à l'état naturel (ce qui revient à considérer les abondances isotopiques naturelles).

Matériel

Rechercher et expérimenter

2. Comment prélever une quantité de matière ?

- Balance électronique.
- Spatule.
- Capsule ou verre de montre.
- Éprouvette graduée en verre de 25 ou 50 mL.
- Burette graduée de 25 mL.
- Trois béchers.
- Pipette simple.
- Saccharose (sucre en poudre).
- Glucose.
- Propanone.
- Eau.

Déroulement du chapitre

Activités préparatoires

A. Déterminer un nombre d'atomes

L'objectif de cette activité est de faire prendre conscience du grand nombre d'entités élémentaires contenues dans un fusain, objet appartenant à l'échelle macroscopique et de la nécessité d'un changement d'échelle lors du passage du microscopique au macroscopique.

Réponses aux questions

1. L'atome de carbone 12 comporte 6 protons, 6 neutrons et 6 électrons.
2. $m = 2,00 \times 10^{-23}$ g.
3. $N = 9,0 \times 10^{22}$.
4. 90 mille milliards de milliards.

B. Dénombrer des objets

L'objectif de cette activité est de mettre en évidence l'intérêt de regrouper les objets par « paquets » contenant des nombres d'autant plus grands d'objets identiques que ces objets sont plus petits.

De plus, cette activité présente l'utilisation d'une balance pour dénombrer les objets.

Réponses aux questions

1. Il faut 1 350 feuilles et 450 agrafes. Trois rames et une boîte d'agrafes sont nécessaires.
2. Déterminer la masse d'une rame, en déduire la masse de 1 350 feuilles, puis effectuer le prélèvement des 1 350 feuilles.
3. 124 mille milliards de milliards.

Cette activité peut être accompagnée d'une projection de l'activité correspondante figurant dans le **céderom**.

Cours

1. Qu'est-ce qu'une quantité de matière ?

Après avoir insisté sur le changement d'échelle, la mole est définie simplement afin d'être facilement compréhensible et utilisable par les élèves de Seconde. La définition légale est uniquement donnée en document. Il convient d'insister sur l'unité de la constante d'AVOGADRO et sur son intérêt pour assurer le passage de l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique.

Utiliser la vidéo du **céderom** pour présenter la notion de « paquets » d'atomes.

Il est important d'habituer les élèves à utiliser couramment l'expression *quantité de « X »* à la place de *quantité de matière de « X »*.

2. Comment définir et calculer une masse et un volume molaires ?

Après avoir donné la définition des masses molaires atomique et moléculaire, la détermination de la masse molaire moléculaire, à partir des masses molaires atomiques, est suggérée à partir d'un exemple.

Bien qu'elle ne figure pas explicitement dans le programme, la masse molaire ionique est également définie car elle est nécessaire par la suite.

Le volume molaire est défini de façon générale, puis le cas particulier des gaz est développé.

3. Comment déterminer une quantité de matière ?

L'objectif de ce paragraphe est d'utiliser, à partir d'exercices et d'activités, les relations entre :

- quantité de matière, masse et masse molaire ;
- quantité de matière, masse volumique, volume et masse molaire ;
- quantité de matière, volume et volume molaire.

Rechercher et expérimenter

1. Comment les scientifiques ont-ils déterminé la constante d'AVOGADRO ?

Réponses aux questions

I. 1. *Atome* : du grec *atomos*, qu'on ne peut pas diviser.
Émulsions : préparation obtenue par divisions d'un liquide en globules microscopiques au sein d'un autre liquide avec lequel il ne peut pas se mélanger.

Électrolyse : décomposition chimique, par un courant électrique, de certaines espèces en fusion ou en solution.

2. Dans les pays germanophones, la constante d'AVOGADRO est notée *L* en hommage aux travaux de LOSCHMIDT.

II. 1. $N_A = 4,8 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

2. $N_A = 6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

2. Comment prélever une quantité de matière ?

Un des intérêts de ce T.P. est d'apprendre aux élèves à bien manipuler lors d'un prélèvement par pesée ou par mesure d'un volume. La vidéo sur les gestes techniques figurant dans le **céderom** peut faciliter la tâche du professeur lors de cet apprentissage.

Réponses aux questions

1. $M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2. $m_1 = 6,84 \text{ g}$ $m_2 = 3,60 \text{ g}$.

3. Ces échantillons de même quantité de matière n'ont pas la même masse, ils contiennent le même nombre de molécules.

4.

Liquide	propanone	eau
Formule	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$	H_2O
$M(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$	58,0	18,0
$m(\text{g})$	17,4	5,4
$\rho(\text{g} \cdot \text{mL}^{-1})$	0,79	1,0
$V(\text{cm}^3 \text{ ou mL})$	22	5,4

5. Prélèvement de l'acétone : éprouvette graduée.

Prélèvement de l'eau : burette graduée.

6. Effectuer les prélèvements loin de toute flamme, ne pas respirer les vapeurs.

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

- $5,0 \times 10^{24}$ atomes.
- $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Oui, car tous les gaz ont, pour une pression et une température données, le même volume molaire.
- $m = 45 \text{ g}$.
- $n = 0,0342 \text{ mol}$.

Exercices

1. 1. Faux, en mol^{-1} .
2. Faux, $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
3. Faux, $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
4. Vrai.
2. 1. $N = \frac{3,12}{9,12 \times 10^{-23}} = 3,42 \times 10^{22}$ atomes.
2. $n = \frac{3,42 \times 10^{22}}{6,02 \times 10^{23}} = 5,68 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
3. 1. $n = \frac{N}{N_A} = 0,25 \text{ mol}$.
2. $N = 0,12 \times 6,02 \times 10^{23} = 7,2 \times 10^{22}$ atomes.
4. 1. L'atome de carbone 12 comporte 6 protons, 6 neutrons et 6 électrons.
 $m = 12 \times 1,67 \times 10^{-27} = 2,00 \times 10^{-26} \text{ kg} = 2,00 \times 10^{-23} \text{ g}$.
2. $N_A = \frac{12,0}{2,00 \times 10^{-23}} = 6,00 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
5. 1. $N = n \cdot N_A = 1,76 \times 10^{24}$ molécules.
2. $m = \frac{1,00}{1,76 \times 10^{24}} = 5,69 \times 10^{-25} \text{ kg}$.
3. $m = 0,020 \times 1,76 \times 10^{24} = 3,52 \times 10^{22} \text{ g}$
 $= 3,52 \times 10^{16} \text{ t}$, valeur très élevée.
6. 1. Voir le cours.
2. Voir le cours.
3. Non.
4. Oui.
7. 1. Faux.
2. Faux, en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
3. Faux, le volume molaire d'un gaz dépend de la température et de la pression.
8. 1. b.
2. c.
3. c.
9. $M(B) = 0,1964 \times 10,0129 + 0,8036 \times 11,0093$
 $= 10,81 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
10. 1. Voir le cours.

Nom	Formule	$M(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$
méthane	CH_4	16,0
ammoniac	NH_3	17,0
dioxyde de carbone	CO_2	44,0
éthanol	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	46,0

11. 1. Pour 1 mole de méthane : 24,0 L.
2. Pour 2 moles de butane : 48,0 L.
12. 1. $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
2. $V_m = 18 \text{ cm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} = 18 \times 10^{-3} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.
3. $V_m = 20 \text{ cm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} = 20 \times 10^{-3} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.
13. 1. $n = \frac{m}{M}$.
2. $n = \frac{V}{V_m}$.
14. 1. b. 2. c.

15. 1.

Nom	Formule	$M(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$	$m(\text{g})$	$n(\text{mol})$
diazote	N_2	28,0	5,6	0,20
dichlorométhane	CH_2Cl_2	85,0	26	0,31
chlorure d'hydrogène	HCl	36,5	5,6	0,15
dioxyde d'azote	NO_2	46,0	14	0,31

2. a. Non. b. Non.

16.

$$m(\text{linalol}) = 0,86 \times 5,0 = 4,3 \text{ g};$$

$$M(\text{linalol}) = 154 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1};$$

$$n(\text{linalol}) = \frac{m(\text{linalol})}{M(\text{linalol})} = 2,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}.$$

$$m(\text{anhydride acétique}) = 1,08 \times 10,0 = 10,8 \text{ g};$$

$$M(\text{anhydride acétique}) = 102 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$n(\text{anhydride acétique}) = \frac{m(\text{anhydride acétique})}{M(\text{anhydride acétique})}$$

$$= 0,106 \text{ mol}.$$

17. 1. $n(\text{O}_2) = \frac{V}{V_m} = 0,0291 \text{ mol}.$

$$m(\text{O}_2) = n \cdot M(\text{O}_2) = 0,933 \text{ g}.$$

18. 1. $n(\text{N}_2) = \frac{m(\text{N}_2)}{M(\text{N}_2)} = \frac{m(\text{N}_2)}{2M(\text{N})} = \frac{1,19 \times 10^9}{28,0}$
 $= 4,25 \times 10^7 \text{ mol}.$

$$V(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot V_m = 4,25 \times 10^7 \times 25 = 1,1 \times 10^9 \text{ L}$$

$$= 1,1 \times 10^6 \text{ m}^3.$$

2. $V(\text{NH}_3) = 2V(\text{N}_2)$, Le volume molaire d'un gaz est indépendant de la nature du gaz, donc :

$$n(\text{NH}_3) = 2n(\text{N}_2) = 2 \times 4,25 \times 10^7 \text{ mol};$$

$$= 8,50 \times 10^7 \text{ mol};$$

$$m(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot M(\text{NH}_3) = 1,445 \times 10^9 \text{ g}$$

$$= 1,445 \times 10^3 \text{ tonnes}.$$

19. 1. $m(\text{Co}) = (27 + 32) \times 1,67 \times 10^{-27}$
 $= 9,85 \times 10^{-26} \text{ kg} = 9,85 \times 10^{-23} \text{ g}.$

2. $N = \frac{m}{m(\text{Co})} = 4,26 \times 10^{22}$ atomes.

3. $n = \frac{N}{N_A} = 70,8 \times 10^{-3} \text{ mol}.$

20. 1. Deux moles d'électrons.

2. $M(\text{électrons}) = 6,02 \times 10^{23} \times 9,1 \times 10^{-31}$
 $= 5,5 \times 10^{-7} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $= 5,5 \times 10^{-4} \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$

3. $M(\text{S}^{2-}) = M(\text{S}) + 2M(\text{électrons})$
 $= 32,067 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \approx M(\text{S}).$

21. 1. $n = \frac{m}{M} = 0,10 \text{ mol}.$

2. $V = \frac{m}{\mu} = 5,7 \text{ mL}.$

22. 1. $m = \mu \cdot V = 11 \text{ g}.$

2. $n = \frac{m}{M} = 0,23 \text{ mol}.$

23. 1. $m_1 = \mu_1 \cdot V_1 = 24,4 \text{ g};$

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = 0,530 \text{ mol}.$$

2. $m_2 = n_2 \cdot M_2 = n_1 \cdot M_2 = 39,3 \text{ g}.$

a. $V_2 = \frac{m'_2}{\mu_2} = 32 \text{ mL}; \quad n'_2 = \frac{m'_2}{M_2} = 0,390 \text{ mol.}$

b. Rendement $\rho = \frac{n'_2}{n_2} = 0,736.$

24. 1. $m(\text{Cu}) = n_{\text{Cu}} \cdot M(\text{Cu}) = 30 \text{ g.}$

$m(\text{Zn}) = m - m(\text{Cu}) = 20 \text{ g.}$

2. $P_m(\text{Cu}) = 60 \%; \quad P_m(\text{Zn}) = 40 \%.$

3. $n(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = 0,31 \text{ mol.}$

$P(\text{Cu}) = 61 \%; \quad P(\text{Zn}) = 39 \%.$

25. 1. $n_{\text{totale}} = 0,200 \text{ mol.}$

$V_m = \frac{V}{n_{\text{totale}}} = 25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}.$

2. $m(\text{gaz}) = m(\text{O}_2) + m(\text{N}_2)$
 $= 0,150 \times 32,0 + 0,050 \times 28,0 = 6,2 \text{ g.}$

3. $\mu = \frac{m(\text{gaz})}{V} = 1,2 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$

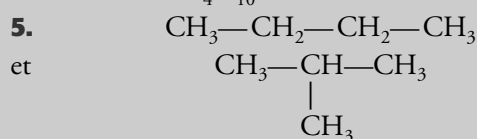
26. 1. $n_A = \frac{m_A}{M_A} = 0,0320 \text{ mol.}$

2. $V_m = \frac{V_A}{n_A} = 25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}.$

3. $M_B = \frac{m_B}{n_B} = \frac{m_B}{2n_A} = 58,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$

4. $M_B = 12x + 2x + 2 = 58,0$, d'où $x = 4$.

Formule brute C_4H_{10} .



27. 1. $m(\text{He}) = n(\text{He}) \cdot M(\text{He}) = \frac{V}{V_m} \cdot M(\text{He})$
 $= 8,3 \times 10^2 \text{ g.}$

2. La quantité de matière ne change pas avec l'altitude; en revanche, le volume molaire varie.

$V = n(\text{He}) \cdot V'_m = 3,3 \times 10^2 \text{ m}^3 < 500 \text{ m}^3$; le ballon peut atteindre cette altitude.

28. 1. Salicine : $\text{C}_{13}\text{H}_{18}\text{O}_7$;

acide salicylique : $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$;

salicylate de sodium : $\text{NaC}_7\text{H}_5\text{O}_3$;

acide acétylsalicylique : $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$.

2. $M(\text{salicine}) = 286,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$

$M(\text{acide salicylique}) = 138,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$

$M(\text{salicylate de sodium}) = 160,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$

$M(\text{acide acétylsalicylique}) = 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$

3. $n(\text{aspirine}) = \frac{m(\text{aspirine})}{M(\text{aspirine})} = \frac{40 \times 10^9}{180,0}$
 $= 2,2 \times 10^8 \text{ mol.}$

4. a. $n(\text{anhydride acétique})$

$= \frac{\mu \cdot V}{M(\text{anhydride acétique})} = \frac{60 \times 1,08}{102,0} = 6,4 \times 10^{-2} \text{ mol.}$

$n(\text{acide salicylique})$

$= \frac{m(\text{acide salicylique})}{M(\text{acide salicylique})} = \frac{3,08}{138,0} = 2,17 \times 10^{-2} \text{ mol.}$

b. $n(\text{aspirine}) = \frac{m(\text{aspirine})}{M(\text{aspirine})} = \frac{2,95}{180,0}$
 $= 1,64 \times 10^{-2} \text{ mol.}$

29. 1. $n = \frac{m}{M(\text{H})} = 8,0 \times 10^{-20} \text{ mol.}$

2. $N = 4,8 \times 10^4$ atomes d'antihydrogène.

3. $t = \frac{6,02 \times 10^{23}}{5} = 1,20 \times 10^{23} \text{ s,}$
 soit $1,39 \times 10^{18}$ jours ou $3,8 \times 10^{15}$ années, donc impossible.

Exercices complémentaires

Énoncés

1. Alka-Seltzer

Un comprimé d'Alka-Seltzer, médicament préconisé lors de maux de tête avec inconfort gastrique, contient 324 mg d'acide acétylsalicylique, $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, 625 mg d'hydrogencarbonate de sodium, NaHCO_3 et 965 mg d'acide citrique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$.

1. Calculer les masses molaires de ces différentes espèces chimiques.

2. En déduire les quantités correspondantes.

3. À l'attention des personnes devant suivre un régime hyposodé, la notice de ce médicament comporte l'indication suivante : 445 mg de sodium par comprimé.

a. Qu'est-ce qu'un régime hyposodé?

b. Justifier l'indication 445 mg de sodium par comprimé.

2. Masse, volume et quantité de matière

Compléter le tableau suivant sachant que les densités sont définies par rapport à l'eau de masse volumique $\mu_{\text{eau}} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

Nom	cyclohexane	éthanol	alcool benzylique	permanganate de potassium
Formule	C_6H_{12}	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{C}_7\text{H}_8\text{O}$	KMnO_4
Masse volumique ($\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$)	0,78		1,04	
Densité		0,79		1,70
Volume (mL)		25,0		
Masse (g)	12,6			3,16
Quantité de matière (mol)			0,29	

3. Bouteille de dioxygène

Une bouteille de dioxygène utilisée au laboratoire de chimie a une masse à vide de 7,2 kg. Sa contenance est de 9,2 L.

1. Calculer sa masse lorsqu'elle est remplie de gaz dioxygène. Le volume molaire du dioxygène dans les conditions du stockage vaut $0,16 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2. De quel volume de dioxygène pourra-t-on disposer dans les conditions du laboratoire pour lesquelles le volume molaire vaut $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ (on négligera le volume de gaz restant emprisonné dans la bouteille)?

4. Acide lactique

La teneur en acide lactique est un critère de fraîcheur et de qualité du lait. Si la teneur en acide lactique dépasse $5,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, le lait caille.

1. Calculer la masse molaire de l'acide lactique de formule $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$.

2. La quantité de matière d'acide lactique dans un verre de lait de volume 120 mL est de $4,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$. Ce lait est-il frais?

5. Arôme de banane

Un ester à odeur de banane a pour formule brute $\text{C}_x\text{H}_{2x}\text{O}_2$. Le pourcentage massique en oxygène vaut 24,6 %.

1. Calculer la masse molaire moléculaire de cet ester.

2. Déterminer la valeur de x , en déduire la formule brute de l'ester.

6. Formule d'un alcane

Un flacon de volume $V = 0,50 \text{ L}$ contient une masse $m = 0,88 \text{ g}$ d'un gaz inconnu. Le volume molaire gazeux V_m vaut ici $25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Calculer la masse molaire de ce gaz.

2. Ce gaz est un alcane de formule générale $\text{C}_x\text{H}_{2x+2}$ (x est un nombre entier positif). Déterminer la valeur de x , puis les formules brute et semi-développée du gaz.

7. Gaz inconnu

Un flacon A contient une masse $m(A) = 2,84 \text{ g}$ de dichlore. Dans les mêmes conditions de température et de pression, un flacon B identique au flacon A contient une masse $m(B) = 1,28 \text{ g}$ d'un gaz inconnu.

1. Calculer la quantité de dichlore contenu dans le flacon A .

2. En déduire la quantité de gaz inconnu contenu dans le flacon B , puis sa masse molaire.

3. Ce gaz peut-il être du dioxyde de soufre (SO_2), du dioxyde de carbone, du diazote, du dioxygène? Justifier la réponse.

Corrigés

1. 1. $M(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$M(\text{NaHCO}_3) = 84,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7) = 192,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2. $n(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = 1,80 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

$n(\text{NaHCO}_3) = 0,0193 \text{ mol}$.

$n(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7) = 5,03 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

3. a. Régime hyposodé : régime pauvre en sel.

b. $n(\text{élément sodium}) = n(\text{NaHCO}_3)$, d'où

$m(\text{élément sodium}) = 0,445 \text{ g}$, soit 445 mg.

2. Voir le tableau en bas de page.

3. 1. $m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2)}{V_m}$
 $= \frac{9,2 \times 32}{0,16} = 1,8 \times 10^3 \text{ g}$.

Masse de la bouteille pleine : $m_b = 7,2 + 1,8 = 9,0 \text{ kg}$.

2. $v(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m' = \frac{9,2 \times 24}{0,16} = 1,4 \times 10^3 \text{ L}$
 $= 1,4 \text{ m}^3$.

4. 1. $M = 3M(\text{C}) + 6M(\text{H}) + 3M(\text{O}) = 90,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2. Masse d'acide lactique dans 120 mL de lait :

$m = n \cdot M = 4,0 \times 10^{-3} \times 90,0 = 0,36 \text{ g}$;

masse d'acide lactique dans un litre de lait :

$m' = \frac{0,36 \times 1000}{120} = 3,0 \text{ g} < 5,0 \text{ g}$.

Ce lait est frais.

5. 1. Dans une mole de molécules, il y a 32,0 g d'oxygène, d'où $M = \frac{32}{0,246} = 130 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2. $M = 12,0x + 2x + 2 = 14x + 2 = 130$, d'où $x = 7$.

La formule brute est donc $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2$.

6. 1. $M = \frac{m}{n}$ or $n = \frac{V}{V_m}$, on en déduit :

$M = \frac{m \cdot V_m}{V} = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2. $M = x \cdot M(\text{C}) + (2x + 2) \cdot M(\text{H})$
 $= 12x + 2x + 2 = 44$.

D'où $x = 3$.

L'alcane a pour formule brute C_3H_8 et pour formule semi-développée $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3$.

7. 1. $n(A) = \frac{m(A)}{M(A)} = 0,0400 \text{ mol}$.

2. Les deux flacons identiques remplis dans les mêmes conditions de température et de pression renferment les mêmes quantités de matière, soit $n(A) = n(B)$.

D'où $M(B) = \frac{m(B)}{n(B)} = 32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

3. Parmi les propositions, le seul gaz de masse molaire égale à $32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ est le dioxygène O_2 .

Nom	cyclohexane	éthanol	alcool benzylique	permanganate de potassium
Formule	C_6H_{12}	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{C}_7\text{H}_8\text{O}$	KMnO_4
Masse volumique ($\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$)	0,78	0,79	1,04	1,70
Densité	0,78	0,79	1,04	1,70
Volume (mL)	16	25,0	30	1,86
Masse (g)	12,6	20	31	3,16
Quantité de matière (mol)	0,150	0,43	0,29	0,0200

Bibliographie

Ouvrages

- R. MASSAIN, *Chimie et chimistes*, Magnard, 1982.
- *Les conseils Solvay et les débuts de la physique moderne*, Université libre de Bruxelles, 1995.

Revues

- *Bulletin de l'Union des physiciens*, « Grandeurs liées à la mole », n° 629, décembre 1980.

- *Bulletin de l'Union des physiciens*, « La mole : une étude historique vecteur d'une approche pédagogique », n° 825, juin 2000.
- *Les Cahiers de Sciences et Vie*, n° 52, août 1999.

Site Internet

http://www.fsj.ualberta.ca/chimie/chim101/B_2.html

Solution et concentration

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

III. Transformation de la matière.

Contenus

1. Outils de description d'un système

1. 2. Concentration molaire des espèces moléculaires en solution

- Notion de solvant, soluté, solution et solution aqueuse.
- Dissolution d'une espèce moléculaire.
- Concentration molaire d'une espèce dissoute en solution non saturée.
- Dilution d'une solution.

Connaissances et savoir-faire exigibles

- Prélever une quantité de matière d'une espèce chimique donnée en utilisant une balance, une éprouvette graduée ou une burette graduée.
- Savoir qu'une solution peut contenir des molécules ou des ions.
- Réaliser la dissolution d'une espèce moléculaire.
- Réaliser la dilution d'une solution.
- Utiliser une balance et la verrerie de base qui permet de préparer une solution de concentration donnée (pipette graduée ou jaugée, poire à pipeter, burette, fiole jaugée).
- Connaître l'expression de la concentration molaire d'une espèce moléculaire dissoute et savoir l'utiliser.

Exemples d'activité

- Opérations expérimentales de dissolution d'espèces moléculaires (sucre, diiode (en raison de sa couleur), alcool...) et opérations de dilution de solutions.
- Opérations expérimentales de dilutions de solutions courantes (colorants, sulfate de cuivre...).
- Mise en œuvre ou élaboration d'un protocole de dissolution ou de dilution.
- Réalisation d'échelles de teintes et applications (par exemple avec le diiode).

Commentaires

Seules les espèces moléculaires sont utilisées pour illustrer l'opération de dissolution en vue de l'obtention d'une solution de concentration donnée (on considère que le diiode en solution est une espèce moléculaire, autrement dit la présence des ions n'est pas mentionnée. Attention ! les cristaux de diiode sont toxiques. Il est donc conseiller de diluer une solution déjà préparée). Ce n'est qu'au début de la classe de Première S que la réalisation de dissolution d'espèces ioniques sera décrite et qu'il pourra être exigé de calculer les concentrations molaires des ions. Néanmoins, en classe de Seconde, on peut présenter des expériences dans lesquelles les solutions résultent de la dissolution de solides ioniques. On donne alors les concentrations (colorants ou sulfate de cuivre, par exemple) et ces solutions ne peuvent donner lieu qu'à des opérations de dilution.

Matériel

Cours

3. Comment préparer des solutions de concentration déterminée ?

3.1 Dissolution d'espèces solides

Pour l'ensemble de la classe :

- Une balance électronique précise à 0,01 g.
- Un flacon pour récupérer les solutions de glucose.

Pour chaque binôme :

- Une coupelle de pesée.
- Une spatule.
- Un entonnoir à solide.
- Une fiole jaugée de 100,0 mL avec son bouchon.
- Une pipette simple.
- Un bécher de 50 mL (pour mettre l'eau distillée qui sera prélevée à la pipette pour ajuster le niveau dans la fiole jaugée).
- Un petit flacon contenant du glucose.
- Une pissette d'eau distillée.

3.2 Dilution d'une solution

Pour l'ensemble de la classe :

Un flacon pour récupérer les solutions préparées.

Pour chaque binôme :

- Une fiole jaugée de 100,0 mL.
- Une pipette jaugée de 25,0 mL.
- Une propipette ou un pipeteur.
- Une pipette simple.
- Deux béchers de 50 mL (pour contenir l'un, un peu de la solution mère à prélever, et l'autre l'eau distillée pour ajuster le niveau dans la fiole jaugée).
- Solution de sulfate de cuivre (II) à $0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (environ 40 mL pour la préparation d'une solution fille et 60 mL pour la préparation des solutions filles de concentration C et C');
- Une pissette d'eau distillée.

Rechercher et expérimenter

Pour l'ensemble de la classe :

Six flacons étiquetés pour recueillir les solutions filles préparées.

Pour chaque binôme :

- Deux burettes avec support.
- Sept tubes à essai, identiques et numérotés de 1 à 7, avec bouchon.
- Un support pour ces tubes à essai.
- Un petit entonnoir (pour remplir les burettes).
- Un bécher de 50 mL (pour recueillir le liquide que l'on peut évacuer lorsqu'on remplit convenablement le bas de burette et lorsqu'on ajuste le zéro).
- Un morceau de carton blanc.
- Solution de permanganate de potassium à : $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (environ 30 mL par binôme).
- Solution à doser de permanganate de potassium à $1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (environ 15 mL par binôme).
- Pissette d'eau distillée.

Déroulement du chapitre

Activités préparatoires

A. Rechercher les constituants de boissons courantes

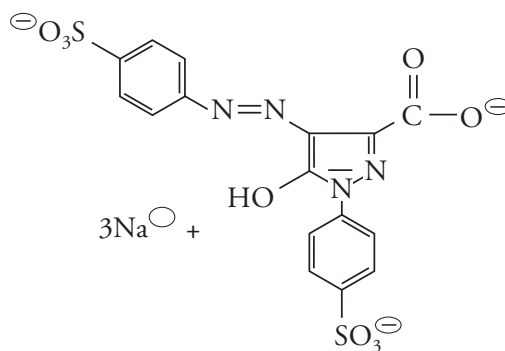
L'activité préparatoire A est un réinvestissement de la chimie autour de nous. Elle a pour but de faire rechercher aux élèves la nature de certaines espèces dissoutes dans les boissons courantes. Le professeur peut revenir à ce propos sur la notion de produit de synthèse ou d'espèce naturelle. Les élèves doivent surtout noter que l'eau est le constituant principal de ces boissons et qu'elles contiennent des espèces chimiques moléculaires telles que le saccharose, le fructose, l'acide ascorbique (vitamine C), l'éthanol, l'aspartame (édulcorant)... Mais aussi des espèces ioniques telles que le benzoate de sodium (conservateur), les ions hydrogénocarbonate HCO_3^- , les ions calcium Ca^{2+} , magnésium Mg^{2+} .

Un prolongement possible est de montrer, comme cela a été fait en classe de Troisième le caractère conducteur de ces dernières. Il suffit pour cela de placer dans un bécher contenant la solution étudiée deux électrodes

de graphite et de réaliser un circuit série avec un ampèremètre, un interrupteur, une résistance et un générateur de tension continue.

B. Préparer trois solutions

L'activité préparatoire B a pour but d'introduire la notion de colorimétrie. La solution préparée contient des espèces ioniques car le colorant utilisé est un composé ionique mais de ce fait, sa dissolution est facile. La tartrazine est un colorant alimentaire jaune désigné par le code E 102. Sa formule est rappelée ci-dessous :



Le but poursuivi est de faire prendre conscience aux élèves que les couleurs des solutions observées dépendent des conditions d'observation : éclairage, épaisseur de solution traversée,... de façon à ce qu'ils sachent réinvestir leurs observations et conclusions lors de la détermination de la concentration inconnue d'une solution à l'aide d'une échelle de teintes.

L'exercice résolu, page 315, propose de déterminer la concentration de la tartrazine dans une solution commerciale destinée à colorer des confiseries à l'aide d'un dosage de ce type.

Cours

1. Qu'est-ce qu'une solution aqueuse ?

Les élèves ont déjà rencontré les notions de solution, solution saturée, solution aqueuse, soluté et solvant. Il s'agit de leur faire retrouver et de leur préciser ces différents termes.

La notion de solution, saturée ou non, est introduite grâce à la dissolution de cristaux de diiode dans l'eau. En effet, le diiode est un solide moléculaire qui donne des solutions colorées contenant des molécules de diiode I_2 . Cependant, cette dissolution doit être réalisée sous la hotte car le diiode est corrosif et irritant. La solubilité du diiode dans l'eau est faible : $1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à 25°C , l'obtention d'une solution saturée est donc assez facile.

Il est intéressant de montrer la dissolution d'espèces chimiques liquides même si cet aspect n'est pas développé dans le cours car peu utilisé pour la description macroscopique d'un système. Il est abordé uniquement en exercice (exercices 22 et 23, page 318).

Les notions de solution et de solvant sont définies de façon générale, puis sont appliquées à l'eau.

2. Comment définir la concentration d'une espèce en solution ?

Les élèves ont rencontré dès la classe de Cinquième au Collège les notions de concentration massique volumique. Nous avons choisi d'introduire directement la notion de concentration molaire volumique à partir de la quantité de matière de soluté moléculaire qui a été définie au chapitre précédent de manière à systématiser son emploi. Mais le lien avec la concentration massique est fait aussitôt et la relation entre ces deux concentrations est établie. Un exemple concret d'application est présenté dans le *document 5*, page 309, avec des résultats d'analyses médicales.

3. Comment préparer des solutions de concentration déterminée ?

Cette partie peut être traitée en T.P. cours. La démarche à suivre et le mode opératoire sont à acquérir par les élèves ; c'est pour cette raison que le texte du T.P. est directif et ne laisse que peu de place à la découverte.

3.1. Dissolution d'espèces solides

Bien insister sur la précision des mesures et sur la façon d'écrire le résultat correspondant.

Les élèves doivent peser les solides dans une coupelle de pesée ou un verre de montre, ou encore une demi-boîte de Pétri ; ils ne doivent pas utiliser de papier-filtre pour peser le solide.

Si on emploie des flacons de glucose individuel, on laissera sur la paillasse du professeur le flacon original pour qu'ils puissent voir les renseignements portés sur l'étiquette. Sinon, placer le flacon original à côté de la balance électronique.

Le *cdérom* propose un film présentant les différentes étapes de cette préparation. Le professeur peut le projeter en présentation et illustration de la conduite expérimentale attendue ou en « correction » du T.P. selon la démarche qu'il aura choisie.

3.2 Dilution d'une solution

La démarche suivie propose une introduction expérimentale du facteur de dilution qui permet de systématiser le traitement des dilutions. Bien insister sur le repère $F > 1$ qui permet de contrôler les expressions correspondantes.

Le T.P. est réalisé à l'aide d'une solution de sulfate de cuivre (II), colorée mais moins onéreuse qu'une solution de diiode. Comme c'est une solution ionique, conformément au programme, on donnera la concentration de la solution et on ne s'intéressera pas à la dissolution du sulfate de cuivre solide.

Les élèves ne doivent pas forcer pour adapter la propipette, ou le pipeteur, à la pipette. Attirer leur attention sur les risques de bris et de blessures possibles.

Dans le chapitre précédent, les volumes de liquides l'ont été, selon la précision désirée, à l'éprouvette graduée ou à la burette. Ce chapitre voit l'introduction d'autres types de verrerie de précision, fiole ou pipette jaugée, nécessaires pour la préparation de solutions de concentrations précises.

Dans cette optique, il sera intéressant de faire établir aux élèves un tableau récapitulatif des différents instru-

ments rencontrés, avec leur schéma, la précision correspondante, s'il y a lieu, et leur utilisation usuelle.

L'exercice 13, page 317, propose un choix raisonné de verrerie.

Le T.P. peut être complété en faisant réaliser une dilution de la même solution mère avec utilisation d'une pipette graduée, pour préparer 100,0 mL d'une solution fille de concentration $C' = 1,70 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ par exemple. Il faudra alors prélever $V'_0 = 17,0 \text{ mL}$ de solution mère à l'aide d'une pipette graduée de 25,0 mL par exemple.

Le *cdérom* propose un film présentant les différentes étapes de cette préparation. Le professeur peut le projeter en présentation et illustration de la conduite expérimentale attendue ou en « correction » du T.P. selon la démarche qu'il aura choisie.

Rechercher et expérimenter

1. Quelles sont les analyses les plus courantes ?

Cette partie présente les analyses biochimiques qui donnent un exemple concret d'utilisations des concentrations molaire et/ou massiques.

Réponses aux questions

I.1. Un ionogramme donne les concentrations molaires ou/et massiques des espèces ioniques contenues dans le liquide vital étudié.

L'origine du mot *natrémie* vient du nom *natrium* à l'origine du symbole Na du sodium. Le mot latin *natrium* a lui-même pour origine le mot égyptien *natron* qui désignait le carbonate de sodium.

2. L'*hyperkaliémie* désigne une teneur en ions potassium K^+ trop importante.

3. La *calcémie* mesure la teneur en ions calcium Ca^{2+} et la *chlorémie* désigne la teneur en ions chlorure Cl^- .

4. Le symbole VIH désigne le virus du SIDA : Virus de l'Immunodéficience Humaine.

II.1. La concentration molaire en cholestérol doit être comprise entre :

$3,63 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $6,22 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. $M = t/C$ La masse molaire est de l'ordre de $8,8 \times 10^2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ($878 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

3. a. $V_0 = V/F = 0,500 \text{ } \mu\text{L}$;

b. $C_0 = F \cdot C = 8,00 \times 10^4 \text{ UI/L}$.

2. Comment déterminer la concentration d'une espèce colorée ?

Si l'*activité préparatoire B* n'a pas été réalisée, les conditions d'observation identiques peuvent être illustrées en versant un peu de la solution mère de sulfate de cuivre (II) précédente dans un tube à essai et en comparant la teinte obtenue à celle de la bouteille. On peut aussi jouer sur les différences d'éclairement, toujours dans le même esprit.

Dans cette partie, nous avons choisi de travailler avec des solutions de permanganate de potassium, moins onéreux que le diiode et l'iodure de potassium, mais qui permet d'étudier une solution qui peut être utilisée

comme antiseptique, à la concentration choisie de $1,9 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, et avoir ainsi un lien avec la vie courante. Le professeur peut signaler aux élèves que les solutions antiseptiques de Dakin doivent leur faible coloration rosée aux ions permanganate. On aurait pu aussi utiliser une solution de sulfate de cuivre (II) mais sans utilisation concrète car les solutions de sulfate de cuivre (II) peuvent effectivement être utilisées comme antiseptique (voir *exercice 17*, page 318) mais à des concentrations trop faibles pour pouvoir utiliser leur coloration.

Les mesures de volumes précis sont ici faites à l'aide d'une burette graduée, vue la répétition des opérations. Les deux premières solutions filles sont assez foncées et pas toujours facilement distinguables selon les conditions d'éclairage : cela permet de montrer la nécessité d'avoir une évolution des teintes suffisante.

Il est pratique de placer un morceau de carton blanc derrière les tubes à essai pour faciliter l'observation.

Si l'on désire réaliser une échelle de teintes à partir de solutions de diiode, on peut suivre les indications de l'*exercice 24*, page 318 : il permet de réaliser le dosage colorimétrique d'une solution de Lugol. La solution mère de diiode sera une solution à $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en diiode et $2 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en iodure de potassium.

Réponses aux questions des T.P.

1.

Solution fille S_i	1	2	3	4	5	6
F_i	5/4	5/3	5/2	5	10	20
$V_i(S_0)$ (mL)	8	6	4	2	1	0,5
$V_i(\text{eau})$ (mL)	2	4	6	8	9	9,5
C_i (mmol $\cdot \text{L}^{-1}$)	8	6	4	2	1	0,5

2. Voir *Fiche 5*, page 358.

3. Il faut homogénéiser le mélange en l'agitant.

5. a. Non. b. Non.

7. a. Non. b. Diluer précisément la solution de concentration inconnue.

c. Utiliser une pipette jaugée et une fiole jaugée de volumes tels qu'après dilution la concentration de la solution diluée soit inférieure à C_0 .

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

a. 1. 0,010 mol de glucose.

2. 0,010 mol $\cdot \text{L}^{-1}$ ou 10 mmol $\cdot \text{L}^{-1}$.

b. 1. Pour préparer une solution par dissolution d'un solide, on pèse le solide dans une capsule de pesée ou un verre de montre.

2. Une solution mère est toujours plus concentrée qu'une de ses solutions filles.

3. Une pipette jaugée peut être utilisée pour prélever un volume précis de solution si elle est adaptée à ce volume.

4. Vrai.

Exercices

1. (1) solution; (2) aqueuse; (3) solvant; (4) solutés.

2. Propositions exactes : 1. et 2.;

3. Une solution aqueuse peut être incolore.

4. L'eau constitue toujours le solvant dans une solution aqueuse mais d'autres espèces chimiques liquides peuvent jouer le rôle de solvant lorsqu'elles constituent le composant majoritaire de la solution considérée.

5. Dans une solution saturée en un soluté, ce soluté ne peut plus se dissoudre dans la solution et le solide non dissous reste en présence de la solution.

3. 1. Réponse d) par définition.

2. Réponses a), c) ou d).

3. Réponses a) et c).

4. $C = n/V = 0,048 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

5. $n = C \cdot V = 3,45 \text{ mmol}$.

6. 1. $n = m/M = 0,43 \text{ mmol}$.

2. $V = n/C = 0,19 \text{ L}$.

7. 1. $n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = m/M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 0,14 \text{ mol}$.

2. $C(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)/V = 0,28 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

8. 1. $n = m/M$

$$= m/(2M(\text{C}) + 5M(\text{H}) + 2M(\text{O}) + M(\text{N})) \\ = 1,92 \times 10^{-2} \text{ mol}.$$

2. $[\text{C}_2\text{H}_5\text{O}_2\text{N}] = n/V = 0,192 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

9. $t = C \cdot M = 0,15 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

10. 1. $t(\text{hexétidine}) = 1,00 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. $C(\text{hexétidine}) = t(\text{hexétidine})/M(\text{hexétidine}) \\ = t(\text{hexétidine})/(21M(\text{C}) + 45M(\text{H}) + 3M(\text{N})) \\ = 2,95 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

11. a. De 3 à 8 mmol $\cdot \text{L}^{-1}$, soit de 0,2 à 0,5 g $\cdot \text{L}^{-1}$.

b. de 0,70 à 1,20 g $\cdot \text{L}^{-1}$, soit de 3,9 à 6,67 mmol $\cdot \text{L}^{-1}$.

12. 1. Réponses a), c) et d).

2. Réponses a) et c).

3. Réponse c).

4. Réponse c).

13. a. Pipette graduée de 10,0 mL; b. pipette jaugée de 10,0 mL; c. éprouvette graduée de 10 mL; d. pipette graduée de 25,0 mL; e. fiole jaugée de 50,0 mL; f. éprouvette graduée de 100 mL.

14. Voir la *Fiche technique 5*, page 358.

15. 1. $n = C \cdot V = 7,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

2. $m = n \cdot M(\text{éosine}) = 5,03 \text{ g}$

3. Voir paragraphe 3.1 du chapitre et la *Fiche technique 5*, page 358, avec fiole jaugée de 250,0 mL.

4. $m' = 4 \cdot m = 20,1 \text{ g} = C \cdot M(\text{éosine})$.

16. 1. Le solvant est l'éthanol.

2. $n = C \cdot V = 1,3 \times 10^{-3} \times 0,250 = 3,25 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

3. $m = n \cdot M = n(20M(\text{C}) + 14M(\text{H}) + 4M(\text{O})) \\ = 0,10 \text{ g}$.

4. Peser $m = 0,10$ g dans une capsule de pesée, les introduire dans une fiole jaugée de 250 mL à l'aide d'un entonnoir à solide; rincer avec de l'éthanol et récupérer l'éthanol de rinçage dans la fiole, remplir celle-ci aux trois quarts avec de l'éthanol, boucher et agiter pour dissoudre le solide. Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'éthanol, boucher et agiter pour homogénéiser.

17. 1. Pipette jaugée de 20,0 mL.

2. $F = C_0/C = V/V_0 = 500/20 = 25$.

3. $C = C_0/F = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

18. 1. $F = 2$.

2. $C_1 = C_1/F = 3,15 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$C_2 = C_2/F = 1,09 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

3. $F = C_1/C_1 = V/V$; soit $V = V/F = 50$ mL.

19. 1.

$m = C \cdot V \cdot M(\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_4\text{O}_4)$
 $= C \cdot V(6M(\text{C}) + 6M(\text{H}) + 4M(\text{N}) + 4M(\text{O}))$
 $= 0,495 \text{ g} \approx 0,50 \text{ g}$.

2. Voir paragraphe 3.1 du chapitre et la *Fiche technique*, page 358, avec fiole jaugée de 50,0 mL.

20. 1. $F = C_0/C = 6,95$.

$F = V/V_0$, d'où $V_0 = V/F = 14,4$ mL.

2. Prélever 14,4 mL de solution de Lugol à l'aide d'une pipette graduée de 20 mL. Les introduire dans une fiole jaugée de 100 mL, remplir celle-ci aux trois quarts avec de l'eau distillée, boucher et agiter. Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée, boucher et homogénéiser.

21. 1. $C = n/M = 0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. $n = C \cdot V = 0,26 \text{ mmol}$ pour un café classique et $7,5 \text{ } \mu\text{mol}$ pour un café décaféiné.

3. Stimulant, excitant.

Le coca-cola, le thé contiennent de la caféine.

4. Extraction par solvant. Anciennement, la caféine était extraite à l'aide de solvants chlorés, elle est maintenant extraite à l'aide de dioxyde de carbone super-critique.

22. 1. $n = C \cdot V = 0,345 \text{ mol}$.

Or $n = m/M = \mu \cdot V_0/M$
 $= \mu \cdot V_0/(3M(\text{C}) + 8M(\text{H}) + 3M(\text{O})).$

D'où :

$V_0 = C \cdot V(3M(\text{C}) + 8M(\text{H}) + 3M(\text{O}))/\mu = 25,2 \text{ mL}$.

2. Introduire 25,2 mL de glycérol, à l'aide de la burette graduée de 50 mL, dans une fiole jaugée de 50 mL, remplir celle-ci aux trois quarts avec de

l'eau distillée, boucher et agiter. Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée, boucher et homogénéiser.

23. 1. V : volume d'alcool pur présent dans 100 mL de ce vin; $V = 12 \text{ mL}$.

Pour 75 cL = 750 mL : $V(\text{ol}) = 7,5 \cdot V = 90 \text{ mL}$.

$n(\text{ol}) = m(\text{ol})/M(\text{ol}) = \mu(\text{ol}) \cdot V(\text{ol})/M(\text{ol})$
 $= d(\text{ol}) \cdot \mu(\text{eau}) \cdot V(\text{ol})/M(\text{ol}) = 1,5 \text{ mol}$.

2. $[\text{ol}] = n(\text{ol})/V_{\text{vin}} = 2,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

24. Voir tableau ci-dessous.

1. $F_i = C_0/C_i = V/V_i$; soit $C_i = C_0/F_i$.

2. Burette graduée ou pipette graduée

3. $F' = 10 = V/V'$ soit $V' = V/F = 5,0 \text{ mL}$ à prélever à la pipette jaugée et introduire dans une fiole jaugée de 50,0 mL, compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, boucher et homogénéiser.

4. $[\text{I}_2]_{\text{S}} \approx C_3 = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$[\text{I}_2]_{\text{S}} = 10$. $[\text{I}_2]_{\text{S}} \approx 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

25. 1. Voir tableau page suivante.

2. $1,3 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \leq C \leq 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

26. $V_0 = V/F = 33,3 \text{ } \mu\text{L}$

27. 1. Traiter une maladie par des composés qui provoquent les mêmes effets que la maladie en utilisant ces composés à des doses infinitésimales.

2. $F = 100$.

3. $F = C_0/C = V/V_0$ soit $V_0 = V/F = 1,0 \text{ mL}$.

Prélever 1,0 mL de T.M. à l'aide d'une pipette jaugée de 1 mL. Les introduire dans une fiole jaugée de 100 mL, remplir celle-ci aux trois quarts avec de l'eau distillée, boucher et agiter. Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée, boucher et homogénéiser.

4. $F_{02} = 100^2 = 10^4$.

$F_{03} = 100^3 = 10^6$.

5. $C_1 = C_0/F_{01} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$C_2 = C_0/F_{02} = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$C_3 = C_0/F_{03} = 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

6. $C_{11} = C_0/F_{011} = 1,0 \times 10^{-22} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 $= 60 \text{ molécules} \cdot \text{L}^{-1}$.

$C_{12} = C_0/F_{012} = 1,0 \times 10^{-24} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 $= 0,6 \text{ molécule} \cdot \text{L}^{-1}$.

Le volume à utiliser pour avoir une molécule au moins dans la solution est trop important (1,7 L pour la solution 12 CH) !

24.

Solution fille i	1	2	3	4	5
V_i (mL)	1,0	2,0	4,0	6,0	8,0
$V(\text{eau})$ (mL)	9,0	8,0	6,0	4,0	2,0
F_i	10	5,0	2,5	1,7	1,25
C_i (mol. L ⁻¹)	$1,0 \times 10^{-3}$	$2,0 \times 10^{-3}$	$4,0 \times 10^{-3}$	$6,0 \times 10^{-3}$	$8,0 \times 10^{-3}$

25. 1.

Solution fille S_i	1	2	3	4	5	6
F_i	2	4	6	10	15	20
V_i (S0) (mL)	5,0	2,5	1,7	1,0	0,7	0,5
V_i (eau) (mL)	5,0	7,5	8,3	9,0	9,3	9,5
C_i (mol . L ⁻¹)	$1,0 \times 10^{-2}$	$5,0 \times 10^{-3}$	$3,3 \times 10^{-3}$	$2,0 \times 10^{-3}$	$1,3 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-3}$

Exercices complémentaires**Énoncés****1. Révélation**

La ninhydrine est une espèce chimique qui donne une coloration prononcée lorsqu'elle est en présence d'acides aminés. Elle est donc utilisée pour révéler leur présence et, en particulier, pour relever des empreintes humaines laissées sur certains matériaux puisque la peau sécrète de telles substances. Elle peut être utilisée en solution dans l'éthanol. Une solution de ce type est obtenue en dissolvant une masse $m = 0,20$ g de ninhydrine dans de l'éthanol de manière à obtenir 100 mL de solution.

1. Décrire soigneusement la préparation d'une telle solution.

2. Quel est le solvant dans cette solution? Quelle est alors la concentration en ninhydrine de la solution?

Donnée : $M(\text{ninhydrine}) = 178,15 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2. Dilution

A. On dispose d'une solution mère S de chlorure de nickel de concentration molaire $C_0 = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Déterminer, dans chacun des cas suivants :

- la verrerie utilisée pour réaliser le prélèvement;
- le facteur de dilution;
- la concentration molaire de la solution fille obtenue pour :

1. 10,0 mL de solution S diluée avec de l'eau dans une fiole jaugée de 250,0 mL;

2. 5,0 mL de solution S diluée avec de l'eau dans une fiole jaugée de 100,0 mL;

3. 2,2 mL de solution S diluée avec de l'eau dans une fiole jaugée de 50,0 mL.

B. La solution de chlorure de nickel est verte. On introduit 10 mL de chacune des quatre solutions précédentes dans des tubes à essai tous identiques. Classer ces quatre solutions par coloration croissante lorsqu'elles sont observées dans les mêmes conditions.

3. Analyses médicales

Lors d'un bilan de santé général, on réalise une analyse de sang assez complète d'un patient qui donne, entre autres, une concentration molaire en ions calcium Ca^{2+} égale à $2,3 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ et une concentration massique en créatinine égale à $12 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$. Le patient dispose des données suivantes :

Limites des concentrations admissibles :

Calcium : entre 80 et 105 $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$

Créatinine : entre 53 et 115 $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Formule de la créatinine : $\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_3\text{O}$

Les analyses de ce patient sont-elles comprises dans les normes admissibles?

4. Préparation d'une solution

On veut préparer une solution d'acide borique de concentration $C = 2,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On dispose d'acide borique solide H_3BO_3 .

1. Quelle masse d'acide borique doit-on utiliser pour préparer 250 mL de solution?

2. Décrire précisément la préparation de cette solution.

5. Décontamination de lentilles de contact

Une solution utilisée pour décontaminer des lentilles de contact contient 3,0 % en masse de peroxyde d'hydrogène ou eau oxygénée H_2O_2 .

1. Quelle est la concentration molaire de l'eau oxygénée dans cette solution?

2. Décrire la préparation de 250 mL de cette solution à partir d'une solution commerciale de peroxyde d'hydrogène à $C_0 = 12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Donnée : masse volumique de la solution décontaminante : $\rho = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

6. Solution de bleu de méthylène

Le bleu de méthylène est un colorant qui peut être utilisé en solution, en perfusion, pour lutter contre la méthémoglobinémie, maladie causée par l'absorption importante d'eaux de boisson trop concentrée en ions nitrate NO_3^- . Il est alors conditionné en ampoules de 10 mL contenant 0,10 g de bleu de méthylène.

1. Rechercher dans un dictionnaire ce qu'est la méthémoglobinémie.

2. Quelle est la quantité de bleu de méthylène contenue dans une des ampoules considérées?

3. En déduire la concentration molaire du bleu de méthylène dans ces ampoules.

4. Quelle sera sa concentration si on dilue cette ampoule dans 500 mL de sérum physiologique (solution aqueuse de chlorure de sodium) pour réaliser la perfusion?

5. La législation européenne fixe la concentration maximale admissible en ions nitrate à $t_{\text{max}} = 50 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$. Quelle est la concentration molaire C_{max} correspondante?

Données : $M(\text{bleu de méthylène}) = 319,85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{N}) = 14,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

7. Utilisation d'une échelle de teintes

1. On dispose d'une solution mère S_0 de glucose de concentration $C_0 = 6,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On prépare

quatre solutions filles S_i , de volume 10,0 mL, de concentration C_i , correspondant au tableau ci-dessous :

Solution fille S_i	1	2	3	4
C_i (mol . L ⁻¹)	$3,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-3}$	$6,0 \times 10^{-4}$	$3,0 \times 10^{-4}$

Déterminer le volume de solution S_0 à prélever pour préparer 10 mL de solution S_2 . Quelle verrerie pourrait-on utiliser?

2. On introduit, à l'aide d'une burette, dans six tubes à essai identiques, 1,0 mL de réactif du glucose prêt à l'emploi, puis 3 gouttes de solution S_4 dans le tube n° 4, 3 gouttes de solution S_3 dans le tube n° 3, ... et 3 gouttes de la solution de glucose de concentration inconnue C dans le tube n° 6. Après évolution à température ambiante pendant une vingtaine de minutes, on constate que la teinte de la solution du tube n° 6 est comprise entre celle du tube n° 1 et celle du tube n° 2.

a. Quelles précautions expérimentales doit-on prendre pour que la manipulation soit correcte?

b. Dédurre des résultats précédents un encadrement de la concentration molaire inconnue C .

c. La solution ainsi dosée est une solution de glucose Agettant®, utilisée pour la réhydratation des malades. Elle a été diluée 100 fois au préalable. Donner un encadrement de sa concentration molaire en glucose.

d. Son étiquette porte la mention solution à 5 % de glucose, $C_6H_{12}O_6$, en masse. Cette indication est-elle en accord avec le résultat précédent?

Donnée : masse volumique de la solution commerciale : $\rho = 1,0 \text{ g . mL}^{-1}$.

8.* Pour aquariophiles...

La présence d'ions nitrite NO_2^- dans l'eau d'un aquarium est très nocive. La plupart des poissons supportent une concentration en ions nitrite :

$$C_{\text{lim}} = 1,1 \times 10^{-5} \text{ mol . L}^{-1}.$$

La concentration en ions nitrite doit donc être contrôlée régulièrement. Pour ce faire, on peut utiliser une échelle de teintes. Les ions nitrite étant incolores en solution aqueuse, on utilise un réactif qui donne un composé coloré en présence d'ions nitrite.

La solution mère a une concentration en ions nitrite $C_0 = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol . L}^{-1}$.

1. Quel volume V_{0i} de solution mère doit-on prélever pour préparer $V = 10,0 \text{ mL}$ de solutions filles i présentant une concentration molaire en ions nitrite C_i ?

Remplir le tableau ci-dessous.

Solution fille i	1	2	3
C_i (mol . L ⁻¹)	$7,0 \times 10^{-5}$	$3,6 \times 10^{-5}$	$1,8 \times 10^{-5}$
V_{0i} (mL)			
Solution fille i	4	5	
C_i (mol . L ⁻¹)	$1,0 \times 10^{-5}$	$7,1 \times 10^{-6}$	
V_{0i} (mL)			

2. Décrire précisément la préparation de la solution fille 1.

3. On introduit 5,0 mL de solution fille 1 dans un tube, on ajoute 14 gouttes de réactif et on agite. On

recommence l'opération avec chacune des solutions filles puis avec l'eau de l'aquarium en utilisant des tubes identiques. La coloration que donne l'eau de l'aquarium est proche de celle de la solution fille 3. L'eau est-elle adaptée aux poissons? Quelle masse d'élément azote contient-elle par litre, en admettant que le seul produit azoté soit l'ion nitrite?

9. Parfums et concentration

Tout flacon renferme à la fois du concentré de parfum (produit brut sorti des cuves de préparation, composé de divers éléments de la formule) et un support liquide (de l'alcool ou parfois de l'eau, comme dans les produits « light ») qui lui permet de se diffuser et de s'évaporer. Petites brises saisonnières de l'été, les eaux légères sur excipients aqueux sont, comme leur nom l'indique, les moins chargées en concentré : environ 4 %. Dosés à 7 % et jugées trop fugaces, les eaux de Cologne tombent en désuétude. La désignation ne concerne pas, comme on le croit souvent, un type de fragrances hespéridées, mais seulement leur taux de dilution. Les eaux de toilette, qui constituent encore l'essentiel des ventes, contiennent une moyenne de 12 % de concentré de parfum. Les eaux de parfum se situent à mi-chemin des eaux de toilette et des extraits : par leur dosage à 18 %, elles répondent à une demande de senteurs puissantes et persistantes.

Les extraits avec une proportion de 20 % de concentré (voire 40 %, comme le célèbre Joy de Jean Patou), se font rares en raison de leur prix élevé et de la fragilité des matières premières naturelles qui s'oxydent vite. Le degré de concentration exact est calculé en fonction de la puissance originelle du jus, qui lui-même dépend des matières premières dont il est composé.

L'ABCdaire du Parfum, Flammarion.

1. Dans le texte, on relève les termes « taux de dilution » ou bien « proportion de concentré », ou encore « degré de concentration ». Connaissez-vous un terme plus approprié?

2. a. Rechercher le sens du mot « excipient ». Quel est le rôle d'un excipient en parfumerie?

b. Quel est le rôle joué par l'eau dans les eaux légères et l'alcool dans les parfums?

3. Expliquer la dernière phrase du texte.

4. Donner quelques exemples de matières premières naturelles à partir desquelles le jus est composé. Citer quelques procédés d'extraction.

Corrigés

1. 1. Peser $m = 0,20 \text{ g}$ de ninhydrine dans une capsule de pesée, les introduire dans une fiole jaugée de 100,0 mL à l'aide d'un entonnoir à solide. Rincer avec de l'éthanol et récupérer l'éthanol de rinçage dans la fiole, remplir celle-ci aux trois quarts avec de l'éthanol, boucher et agiter pour dissoudre le solide. Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'éthanol, boucher et agiter pour homogénéiser.

2. L'éthanol est le solvant.

$$C = n/V = m/(M \cdot V) = 0,20/(0,1000 \times 178,15) = 0,011 \text{ mol . L}^{-1}.$$

2. A. Avec $F = V/V_0$ et $C = C_0/F$, il vient :

1. a. pipette jaugée de 10,0 mL ; **b.** $F = 25$;

c. $C = 8,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$: solution S_1 .

2. a. pipette jaugée de 5,0 mL ; **b.** $F = 20$;

c. $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$: solution S_2 .

3. a. pipette graduée de 10,0 mL ; **b.** $F = 22,7$;

c. $C = 8,8 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$: solution S_3 .

B. Lorsqu'on observe ces solutions dans les mêmes conditions, la coloration sera d'autant plus importante que la concentration de la solution sera plus grande. Soit en classant ces solutions par coloration croissante : solution $S_1 <$ solution $S_2 <$ solution $S_3 <$ solution S .

3. $t(\text{Ca}^{2+}) = [\text{Ca}^{2+}] \cdot M(\text{Ca}) = 2,3 \times 10^{-3} \times 40,1$
 $= 9,2 \times 10^{-2} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 92 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

Cette concentration massique est comprise entre les valeurs admissibles.

Pour la créatinine : $C = t/M$ où M désigne la masse molaire moléculaire de la créatinine ;

$C = 12 \times 10^{-3} / (4 \times 12,0 + 7 \times 1,0 + 3 \times 14,0 + 16,0)$
 $= 1,1 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 1,1 \times 10^2 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Cette concentration est comprise entre les valeurs admissibles.

Les analyses de ce patient sont donc correctes.

4. 1. $m = n \cdot M = C \cdot V \cdot M = 0,40 \text{ g}$.

2. Prélever une masse de 0,40 g d'acide borique à l'aide d'une balance électronique précise au centigramme, l'introduire dans une fiole jaugée de 250,0 mL, à l'aide d'un entonnoir à solide. Rincer l'entonnoir et la coupelle de pesée utilisée avec de l'eau distillée et récupérer les eaux de rinçage dans la fiole jaugée. Remplir celle-ci aux trois quarts avec de l'eau distillée, boucher et agiter pour dissoudre le solide. Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée, boucher et agiter pour homogénéiser.

5. 1. La masse de peroxyde d'hydrogène contenu dans 100 g de solution décontaminante est égale à 3,0 g.

Or le volume de solution décontaminante de masse 100 g vaut $V = m/\rho = 1,0 \cdot 10^2 \text{ mL}$.

La concentration massique du peroxyde d'hydrogène dans la solution décontaminante est donc égale à $t = m/V = 3,0/100 = 30 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

La concentration molaire du peroxyde d'hydrogène dans la solution s'en déduit : $C = t/M$ où M est la masse molaire moléculaire du peroxyde d'hydrogène.

$C = 30/(2 \times 1,0 + 2 \times 16,0) = 0,88 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. Le facteur de dilution F est égal à :

$$F = C_0/C = 13,6 \approx 14$$

Le volume V_0 de solution commerciale à prélever s'en déduit : $V_0 = V/F = 18,4 \text{ mL}$.

Ce volume doit être prélevé à l'aide d'une pipette graduée de 20 mL munie d'une propipette. Il est introduit dans une fiole jaugée de 250,0 mL, on complète jusqu'aux trois quarts avec de l'eau distillée, on bouche et on agite puis, après avoir débouché la fiole, on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée, on rebouche et on homogénéise.

6. 1. La méthémoglobémie traduit la présence trop importante de méthémoglobine dans le sang ; la méthé-

moglobine est une forme oxydée de l'hémoglobine qui ne peut alors fixer le dioxygène et le transporter vers les cellules de l'organisme.

2. $n = m/M = 0,10/319,85 = 3,1 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

3. $C = n/V = 3,1 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$C' = C \cdot V/(V' + V) = 3,1 \times 10^{-2} \times 10/(10 + 500)$
 $= 6,1 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$C_{\text{max}} = t_{\text{max}}/M = t_{\text{max}}/(M(\text{N}) + 3M(\text{O}))$
 $= 8,1 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

7. 1. Le facteur de dilution correspondant à la solution S_2 est égal à F_2 , $F_2 = C_0/C_2 = 6,0$.

Le volume V_{02} de solution S_0 à prélever pour préparer $V = 10,0 \text{ mL}$ de solution S_2 est donc égal à :

$$V_{02} = V/F_2 = 1,7 \text{ mL}$$

Ce volume peut être prélevé à l'aide d'une pipette graduée de 2,0 mL munie d'un pipeteur.

2. a. Les différentes solutions doivent être contenues dans des tubes à essai identiques et observées dans les mêmes conditions.

b. La concentration C de la solution étudiée est comprise entre les concentrations des solutions S_1 et S_2 .

Soit $3,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} > C > 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

c. La solution de glucose Aguettant® est 100 fois plus concentrée que la solution de concentration C .

D'où $C(\text{G}) = 100 \cdot C$.

Soit $0,30 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} > C(\text{G}) > 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

d. 100 g de solution de glucose Aguettant® occupent un volume $V' = m/\rho = 100 \text{ mL}$. La masse de glucose m contenue dans le volume V' est égale à :

$$m = C(\text{G}) \cdot V' \cdot M(\text{G}).$$

Cette masse est donc telle que :

$$100 \cdot C_1 \cdot V' \cdot M(\text{G}) > m > 100 \cdot C_2 \cdot V' \cdot M(\text{G}) ;$$

$$\text{soit : } 5,4 \text{ g} > m > 1,8 \text{ g}.$$

L'indication fournie par l'étiquette est en accord avec l'encadrement obtenu expérimentalement.

8. 1. $F_i = C_0/C_i = V/V_{0i}$, soit $V_{0i} = C_i \cdot V/C_0$.

Solution fille i	1	2	3
$C_i (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	$7,0 \times 10^{-5}$	$3,6 \times 10^{-5}$	$1,8 \times 10^{-5}$
$V_{0i} (\text{mL})$	7,0	3,6	1,8
Solution fille i	4	5	
$C_i (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	$1,0 \times 10^{-5}$	$7,1 \times 10^{-6}$	
$V_{0i} (\text{mL})$	1,0	0,7	

2. Pipette graduée de 10,0 mL et fiole jaugée de 10,0 mL.

3. $C_{\text{aquarium}} \approx C_3 = 1,8 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} > C_{\text{lim}}$: l'eau de l'aquarium n'est plus adaptée pour les poissons.

$[\text{NO}_2^-] \approx C_3 = 1,8 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Soit, avec $V' = 1,0 \text{ L}$:

$$n(\text{NO}_2^-) = [\text{NO}_2^-] \cdot V' = 1,8 \times 10^{-5} \text{ mol}.$$

$$N(\text{N}) = n(\text{NO}_2^-).$$

D'où $m(\text{N}) = n(\text{N}) \cdot M(\text{N}) = n(\text{NO}_2^-) \cdot M(\text{N})$
 $= 2,5 \times 10^{-4} \text{ g} = 25 \text{ mg}$.

9. 1. Taux de dilution : facteur de dilution; *proportion de concentré, degré de concentration* : concentration (molaire ou massique).

2. Excipient : substance dans laquelle on incorpore, ou on fait dissoudre, des substances actives pour en faciliter l'absorption. Un excipient constitue le solvant en parfumerie. C'est le cas de l'eau dans les eaux légères et de l'alcool dans les parfums.

3. La concentration des principes actifs est calculée et réalisée en fonction de l'activité des extraits obtenus originellement, de l'intensité de leur fragrance.

4. Rose, iris, jasmin, lavande...

Procédés d'extraction : extraction par solvant, distillation et hydrodistillation.

T.P. complémentaires

Dans le **cdérom** d'accompagnement du manuel, une vidéo présente la détermination de la teneur en chlore de l'eau d'une piscine à l'aide d'une échelle de teinte et d'un spectrophotomètre. L'échelle de teinte est réalisée en direct puis utilisée.

D'autres T.P. que celui proposé dans le manuel peuvent être réalisés. Ainsi, le T.P. de préparation et utilisation d'un échelle de teintes peut être également réalisé à l'aide d'une solution de diiode; on peut ainsi rechercher la concentration d'une solution de Lugol vendue comme antiseptique en pharmacie.

Cependant, le coût de revient de ce T.P. est plus important que le coût de celui qui est proposé dans le manuel. De plus, certains élèves peuvent être allergiques au diiode...

Détermination expérimentale de la concentration en diiode du Lugol

1. Objectif

Déterminer approximativement la concentration en diiode d'une solution de Lugol utilisée comme antiseptique.

2. Principe

- Une échelle de teintes est réalisée à partir d'une solution mère de diiode de concentration connue, en préparant un ensemble de solutions filles de concentrations décroissantes.
- Cette échelle de teintes est utilisée pour déterminer de manière approchée la concentration inconnue en diiode d'une solution de Lugol par comparaison de sa couleur et de celles des solutions constituant l'échelle de teintes.

3. Manipulation

3.1 Préparation de l'échelle de teintes

La solution mère S_0 est une solution de diiode de concentration $C_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Elle permet de préparer six solutions filles S_i , de même volume $V = 10,0 \text{ mL}$, correspondant chacune à un fac-

teur de dilution F_i . Ces différents facteurs de dilution sont donnés dans le tableau ci-dessous.

1. Avant de manipuler, recopier et compléter le tableau ci-dessous :

Solution fille S_i	1	2	3	4	5
$V_i \text{ (mL)}$	1,0	2,0	4,0	6,0	8,0
$V_i \text{ (eau) (mL)}$	9,0	8,0	6,0	4,0	2,0
F_i					
$C_i \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1})$					

• Les volumes de solution mère $V_i(S_0)$ et d'eau distillée $V_i(\text{eau})$ nécessaires à ces préparations sont mesurés à la burette graduée.

2. Comment remplir ces deux burettes pour faire des mesures précises?

• Les solutions filles sont réalisées dans des tubes à essai identiques numérotés à cet effet.

3. Que faut-il faire après avoir versé ces deux volumes dans chacun des tubes à essai?

L'ensemble de ces six solutions constitue une échelle de teintes.

3.2 Détermination d'une concentration

• Une solution pharmaceutique S de Lugol est diluée 10 fois. Décrire précisément, en s'aidant de schémas, la préparation de $V = 50,0 \text{ mL}$ de la solution diluée notée S' puis réaliser cette dilution après accord du professeur.

Introduire la solution S' de concentration inconnue C' dans un tube à essai T' identique aux précédents; comparer sa teinte avec celles de l'échelle qui vient d'être réalisée.

4. Réaliser un encadrement de la concentration C' en diiode de la solution étudiée en l'exprimant sous la forme :

$$\leq C' \leq$$

5. En déduire la concentration C en diiode de la solution de Lugol

6. La détermination serait-elle correcte si :

- les tubes à essai utilisés n'avaient pas le même diamètre?
 - le volume de la solution S' introduite dans le tube à essai T' était supérieur à $V = 10,0 \text{ mL}$?
- 7.** Vérifier, auprès du professeur, l'accord entre la valeur annoncée et l'encadrement obtenu.

Dosage du saccharose

Le professeur peut faire réaliser ce T.P. par les élèves dans le cadre du *thème 5* « Les sucres ».

1. Objectifs

- Étudier l'évolution de l'indice de réfraction d'une solution sucrée en fonction de sa concentration en saccharose.
- Utiliser les résultats précédents pour déterminer la concentration en saccharose d'une solution.

2. Principe

Un demi-cylindre creux en plexiglas est rempli d'une solution S_i de saccharose de concentration connue C_i . Sa paroi demi-cylindrique est graduée en degrés. Il est fixé sur un disque pouvant tourner autour de son axe. Un pinceau lumineux arrive au centre de la surface plane de ce demi-cylindre et subit une réfraction dans la solution (voir chapitre 3, page 48). On mesure l'angle d'incidence i_{air} , entre le pinceau incident et la normale à la surface, ainsi que l'angle de réfraction i_{S_i} , entre le pinceau réfracté et cette même normale.

La deuxième loi de DESCARTES permet de déduire, de ces mesures, l'indice de réfraction n_i de la solution sucrée :

$$\sin i_{\text{air}} = n_i \cdot \sin i_{S_i}$$

3. Manipulation

3.1 Détermination des indices de réfraction

Introduire dans la cuve hémicylindrique la solution mère S_0 de saccharose à $C_0 = 1,60 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, régler l'angle d'incidence à la valeur $i_{\text{air}} = 50^\circ$ et mesurer l'angle de réfraction i_{S_0} .

1. En déduire son indice de réfraction n_0 .

Dans un erlenmeyer contenant un barreau aimanté, introduire, un volume $V_1(S_0) = 200 \text{ mL}$ de solution S_0 puis 50 mL d'eau distillée à l'aide d'une éprouvette graduée, agiter à l'aide d'un agitateur magnétique. La solution obtenue est la solution fille S_1 de concentration C_1 .

2. Déterminer la concentration C_1 .

Introduire la solution S_1 dans la cuve hémicylindrique, après l'avoir rincée, régler l'angle d'incidence à la valeur $i_{\text{air}} = 50^\circ$ et mesurer l'angle de réfraction i_{S_1} .

3. En déduire son indice de réfraction n_1 .
4. Recopier et remplir le tableau ci-dessous :

S_i	0	1	2	3	4	5
$V_i(S_{i-1}) \text{ (mL)}$	/	200	200	200	200	100
$V_{\text{tot}} \text{ (mL)}$		250	250	250	250	250
$C_i \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1})$						
$i_{S_i} \text{ (}^\circ\text{)}$						
n_i						

- Préparer un volume $V_{\text{tot}} = 250 \text{ mL}$ de solution S_i à partir d'un volume $V_i(S_{i-1})$ de solution S_{i-1} en suivant un protocole identique au premier et selon les indications du tableau ci-dessus.

3.2 Tracé de la courbe d'étalonnage

5. Reporter les valeurs obtenues par tous les binômes de la séance dans un tableau :

Binôme n°	1	2	3	4	5	6	7	Valeur moyenne
n_0								
:								
n_5								

Les mesures réalisées étant indépendantes, une bonne estimation des indices de réfraction des solutions S_0 ,

$S_1, \dots$ est donnée par la valeur moyenne des résultats correspondants obtenus par chacun des binômes. Compléter alors le tableau ci-dessus.

6. À l'aide des valeurs ainsi obtenues, tracer le graphe représentant $n_i = f(C_i)$ et vérifier que les points correspondants sont pratiquement alignés.

7. Déterminer graphiquement l'ordonnée à l'origine n_{origine} de la portion de droite alors tracée.

Que représente-t-elle ?

8. Proposer une manipulation permettant de vérifier l'hypothèse émise à propos de n_{origine} et la mettre en œuvre, après accord du professeur.

3.3 Détermination d'une concentration inconnue

9. Proposer, puis mettre en œuvre, une méthode de détermination de la concentration en saccharose de la solution sucrée à l'aide de la courbe d'étalonnage.

10. Déterminer la concentration inconnue. En déduire la masse de saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ qui a été nécessaire pour préparer 250 mL de cette solution.

Dosage colorimétrique du glucose

Le professeur peut faire réaliser ce T.P. par les élèves dans le cadre du thème 5 « Les sucres ».

1. Objectifs

Déterminer la concentration en glucose d'une solution à l'aide d'une méthode colorimétrique.

2. Principe

La concentration en glucose d'une solution peut aussi être déterminée par colorimétrie. Une échelle de teintes est réalisée à l'aide d'un mélange de réactifs prêt à l'emploi qui donne un produit coloré en présence de glucose.

3. Manipulation

3.1 Préparation de l'échelle de teintes

1. Proposer une méthode permettant de préparer, à partir d'une solution mère S_0 de glucose de concentration $C_0 = 6,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, quatre solutions filles S_i , de volume 10,0 mL, de concentration C_i , correspondant au tableau ci-dessous :

Solution fille S_i	1	2	3	4
$C_i \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1})$	$3,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-3}$	$6,0 \times 10^{-4}$	$3,0 \times 10^{-4}$

- Préparer ces solutions, dans des béchers étiquetés au préalable, à l'aide de deux burettes graduées, l'une remplie de la solution S_0 et l'autre d'eau distillée.

- Vider la burette contenant l'eau distillée puis y introduire 6 mL de réactif du glucose prêt à l'emploi, disponible chez Biomérieux, par exemple, mais qu'on peut trouver dans les laboratoires d'analyses en pharmacie. Introduire, à l'aide de la burette, dans six tubes à essai identiques, 1,0 mL de ce réactif puis, ajouter à l'aide d'un compte-gouttes, délicatement et dans cet ordre, trois gouttes de solution S_4 dans le tube n° 4, trois gouttes de solution S_3 dans le tube n° 3,...

3.2 Détermination d'une concentration inconnue

- Introduire trois gouttes de la solution de glucose de concentration inconnue dans le sixième tube.
 - Placer les six tubes au bain-marie, vers 40 °C pendant une dizaine de minutes.
 - Comparer alors les teintes des solutions obtenues
- 2.** En déduire un encadrement de la concentration molaire inconnue de la solution.

Bibliographie

- Livre du professeur, *Chimie option Sciences expérimentales*, Hachette, 1994.
- Dictionnaire Vidal pour les renseignements sur les préparations pharmaceutiques. On peut en récupérer de vieux exemplaires chez les pharmaciens ou les médecins (de moins en moins facile car ils sont abonnés à la version disponible sur le NET et ne changent plus souvent leur exemplaire papier, donc le réserver à l'avance).

La transformation chimique

chapitre 21 chimie

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

III. Transformation de la matière

Contenus

2. Transformation chimique d'un système

2.1 Modélisation de la transformation : réaction chimique

- Exemples de transformations chimiques.
- État initial et état final d'un système.
- Réaction chimique.
- Écriture symbolique de la réaction chimique : équation.
- Réactifs et produits.
- Ajustement des nombres stœchiométriques.

Connaissances et savoir-faire exigibles

- Décrire un système.
- Écrire l'équation de la réaction chimique avec les nombres stœchiométriques corrects.

Exemples d'activités

Comment décrire le système chimique et son évolution ?

À l'aide d'expériences simples à analyser, et sur la base des hypothèses formulées par les élèves, caractérisation des espèces chimiques présentes dans l'état initial (avant transformation du système) et des espèces chimiques formées :

- lame de cuivre dans solution de nitrate d'argent ;
- poudre de fer dans solution de sulfate de cuivre ;
- combustions du carbone, d'alcane ou d'alcools dans l'air ou le dioxygène ;
- réaction du sodium et du dichlore ;
- réactions de synthèse vues dans la première partie ;
- précipitation de l'hydroxyde de cuivre...

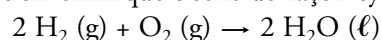
Commentaires

La réaction chimique donne lieu à une écriture symbolique appelée équation. L'enseignant insiste sur le fait que la conservation des éléments et des charges au

cours de la transformation chimique d'un système se traduit par l'ajustement des nombres stœchiométriques dans l'équation (il justifie que l'on dise conservation des éléments et non plus, comme en classe de Quatrième, conservation des atomes).

Dans cette équation, les réactifs sont les espèces chimiques écrites dans le membre de gauche et les produits sont les espèces chimiques écrites dans le membre de droite.

Si l'on prend l'exemple de la synthèse de l'eau dans les conditions ambiantes (1 bar, 25 °C), on peut réaliser le bilan de matière, en considérant que la formation de deux moles d'eau s'accompagne de la consommation de deux moles de dihydrogène et d'une mole de dioxygène. Cette réaction chimique s'écrit de façon symbolique :



La réaction chimique est écrite, en classe de Seconde, avec pour symbolisme la simple flèche : $\rightarrow$. Outre sa cohérence avec le programme de Troisième, ce symbolisme précise, de façon condensée, dans quelle direction le système évolue dans les conditions de l'expérience. La réaction ne préjuge en rien de ce qui se passe au niveau microscopique et qui est la cause de l'évolution du système. Pour définir la transformation chimique d'un système, l'enseignant choisit des exemples simples parmi ceux déjà rencontrés au collège et ceux proposés lors des synthèses développées dans la première partie.

Matériel

Rechercher et expérimenter

1. Comment fonctionne un brûleur à gaz ?

Pour le professeur :

- Eau de chaux.
- Un verre à pied.
- Ruban adhésif.

Pour chaque binôme :

- Un briquet.
- Une pince en bois.
- Un tube à essai.
- Un bécher.

2. Pourquoi les pâtisseries utilisent-ils de la levure ?

Pour le professeur :

- Eau de chaux.

- Un verre à pied.
- Hydrogénocarbonate de sodium.
- Une spatule.

Pour chaque binôme :

- Un bec Bunsen ou bec électrique.
- Une pince en bois.
- Un tube à essai, un tube à dégagement et un verre à pied.
- Un tube à essai.
- Un bécher.

3. Une eau minérale est-elle pure ?

Pour le professeur :

- Étiquette d'eau minérale.
- Eau minérale.
- Solution d'oxalate de sodium.
- Verres à pied.

Pour chaque binôme :

- Un tube à essai.
- Deux béchers.

Déroulement du chapitre

Activités préparatoires

A. Transformations physique ou chimique ?

Cette activité reprend la synthèse de l'acétate de linalyle étudiée en T.P. au chapitre 15. Le professeur peut refaire la manipulation devant les élèves ou utiliser la vidéo figurant dans le **cdérom**. Elle a pour but de distinguer les transformations physiques et chimiques.

L'observation du reflux des gouttes condensées dans le réfrigérant met en évidence une transformation physique alors que l'apparition de nouvelles espèces dans le ballon met en évidence l'existence d'une transformation chimique.

B. Avant et après une transformation chimique

Elle correspond à la précipitation de l'oxalate de calcium. Elle permet de faire un bilan des espèces chimiques avant transformation et ainsi une description de l'état initial du système. L'élève est ensuite amené à déterminer la nature du précipité formé. Il est alors en mesure de décrire l'état final du système.

Cours

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

L'exploitation des *activités préparatoires* A et B permet de préciser qu'au cours d'une transformation chimique de nouvelles espèces chimiques apparaissent.

Pour définir la transformation chimique, il convient de décrire l'état d'un système chimique en insistant sur le fait que l'état des espèces chimiques doit toujours être précisé. En revanche dans ce chapitre, nous n'avons pas indiqué les quantités des différentes espèces. En effet,

l'aspect quantitatif de la transformation chimique fait l'objet du chapitre suivant.

La transformation chimique, passage d'un système chimique d'un état initial à un état final avec apparition de nouvelles espèces, peut alors être définie en l'illustrant par un exemple dans lequel les espèces nouvelles sont facilement identifiables. L'expérience entre le cuivre et la solution de nitrate d'argent présentée au *document* 1 est réalisée dans un tube à essai pour limiter la consommation de nitrate d'argent (de 800 € à 1 000 € par kilogramme). Il est important pour la suite d'indiquer aux élèves que, dans l'état final, le système comporte les espèces nouvelles mais aussi éventuellement des espèces restantes. L'exercice d'entraînement permettra à l'élève, soit en classe soit chez lui, de s'approprier cette notion.

2. Comment modéliser une transformation chimique ?

Il convient de définir réactifs et produits d'une transformation chimique. La réaction chimique, passage des réactifs aux produits, apparaît alors comme une modélisation de la transformation ne faisant apparaître que les espèces affectées par la transformation et les espèces apparues lors de cette transformation.

L'objectif de l'*activité* 2 est de comprendre, en reprenant l'exemple de l'*activité* 1, l'intérêt de l'ajustement des nombres stœchiométriques.

La méthode d'ajustement des nombres stœchiométriques est présentée à l'*activité* 3 et au *document* 8. Le professeur peut également utiliser l'animation présente dans le **cdérom**.

Une équation chimique correctement ajustée traduit un bilan en quantité de matière qu'il importe de préciser. Il est donc possible d'utiliser des nombres stœchiométriques fractionnaires, cependant pour faciliter l'aspect quantitatif étudié au chapitre suivant, nous conseillons d'utiliser les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles.

Rechercher et expérimenter

Cette activité regroupe trois activités documentaires et expérimentales liées à la cuisine. Ces trois activités indépendantes permettent au professeur de gérer la séance de travaux pratiques avec beaucoup de souplesse.

1. Comment fonctionne un brûleur à gaz ?

La *partie documentaire* correspond à la distinction entre combustions complète et incomplète. Il convient de mettre en garde les élèves au sujet des dangers présentés par le mauvais fonctionnement d'un brûleur à gaz.

Réponses aux questions

- $$\text{CH}_4 (\text{g}) + 2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$$

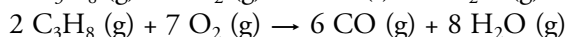
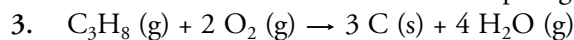
$$\text{C}_3\text{H}_8 (\text{g}) + 5 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 3 \text{CO}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$$
- Il est possible de décrire les équations chimiques avec le même nombre stœchiométrique pour le dioxygène :

$$5 \text{CH}_4 (\text{g}) + 10 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 5 \text{CO}_2 (\text{g}) + 10 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$$

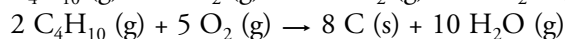
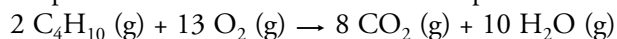
$$2 \text{C}_3\text{H}_8 (\text{g}) + 10 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 6 \text{CO}_2 (\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$$

On remarque alors que pour la même quantité de dioxygène, la quantité nécessaire de méthane est plus

grande que la quantité de propane. Le tuyau d'alimentation du méthane doit avoir un diamètre plus grand.



La *partie expérimentale* correspond à l'étude de la combustion du butane. Cette étude peut être réalisée en utilisant le butane contenu dans un briquet. Pour éviter de se brûler, il est possible de maintenir le briquet en fonctionnement en utilisant un morceau de ruban adhésif. L'élève peut alors vérifier simplement l'apparition d'eau, de dioxyde de carbone et de carbone. L'observation de la flamme indique que la transformation n'est pas complète. Elle peut alors être modélisée par deux réactions chimiques, l'une correspondant à une combustion complète l'autre à une combustion incomplète.

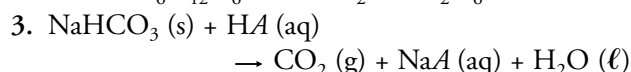
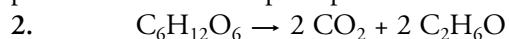


2. Pourquoi les pâtisseries utilisent-ils de la levure ?

La *partie documentaire* a pour but de montrer les différences et les similitudes chimiques entre levure du boulanger et levure chimique.

Réponses aux questions

1. *Excipient* : substance neutre dans laquelle on incorpore un médicament pour permettre son absorption.



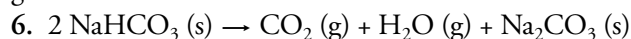
La *partie expérimentale* correspond à la décomposition thermique de l'hydrogénocarbonate de sodium. L'élève doit élaborer le protocole expérimental : chauffage de l'hydrogénocarbonate de sodium solide dans un tube à essai muni d'un tube à dégagement dont l'extrémité trempe dans un verre contenant de l'eau de chaux. Il met ainsi en évidence la formation de dioxyde de carbone.

Réponses aux questions

4. L'apparition de vapeur d'eau sur les parois du tube à essai met en évidence la formation d'eau.

5. L'état initial est composé d'hydrogénocarbonate solide.

L'état final comporte du dioxyde de carbone, de l'eau, du carbonate de sodium et éventuellement de l'hydrogénocarbonate de sodium restant.



3. Une eau minérale est-elle pure ?

La *partie documentaire* a pour but de distinguer minérale et pure. L'eau minérale n'est pas une espèce chimique pure car elle contient un grand nombre d'espèces chimiques ioniques dissoutes.

Pour la formule des différents ions indiqués sur une étiquette d'eau minérale, il est possible de faire travailler les élèves sur le *document 5* de la page 327. On peut aussi leur demander d'apporter des étiquettes de différentes eaux ou bien de faire ce travail chez eux.

La *partie expérimentale* reprend l'*activité préparatoire B*. Les élèves élaborent un test de mise en évidence des ions calcium, puis le mettent en œuvre sur l'eau minérale mise à disposition. Il est alors recommandé d'utiliser une eau riche en calcium comme l'eau d'Hépar.

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

- Présence d'ions $\text{Na}^+(\text{aq})$ et $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$, $\text{H}_2\text{O} (\ell)$.
- Présence de butane $\text{C}_4\text{H}_{10} (\text{g})$, de dioxygène $\text{O}_2 (\text{g})$, de diazote $\text{N}_2 (\text{g})$, température $\theta = 20^\circ\text{C}$, pression $p = 1,0 \times 10^5 \text{ Pa}$.
- Oui.
- Non.
- Réactifs : $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{HO}^-(\text{aq})$.
Produits : $\text{Zn}(\text{OH})_2 (\text{s})$.
- $2 \text{C}_2\text{H}_6 (\text{g}) + 7 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2 (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\ell)$.
 $2 \text{Al} (\text{s}) + 6 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{H}_2 (\text{g})$.

Exercices

1. 1. Le système est composé d'aluminium solide $\text{Al} (\text{s})$, d'ions cuivre (II) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, et d'ions sulfate $\text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$ en solution et d'eau liquide (ℓ) .

2. Le système est composé de dioxygène gazeux $\text{O}_2(\text{g})$, de diazote gazeux $\text{N}_2(\text{g})$, de fer solide $\text{Fe}(\text{s})$.

2. 1. Le précipité est du chlorure d'argent. L'ion mis en évidence est l'ion chlorure Cl^- .

2. Le précipité est de l'hydroxyde de fer (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$. L'ion mis en évidence est l'ion fer (III) Fe^{3+} .

3. Le système chimique est composé d'ions chlorure $\text{Cl}^- (\text{aq})$ et d'ions fer(III) $\text{Fe}^{3+} (\text{aq})$ en solution et d'eau liquide $\text{H}_2\text{O} (\ell)$.

3. 1. Oui, car il apparaît une nouvelle espèce.

2. Composition du système dans l'état initial : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, $\text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$, $\text{Na}^+ (\text{aq})$, $\text{HO}^- (\text{aq})$, $\text{H}_2\text{O} (\ell)$.
Composition du système dans l'état final : $\text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$, $\text{Na}^+ (\text{aq})$, $\text{HO}^- (\text{aq})$, hydroxyde de cuivre (II) (s), $\text{H}_2\text{O} (\ell)$.

3.

E.I.

$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
 $\text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$
 $\text{Na}^+ (\text{aq})$
 $\text{HO}^- (\text{aq})$
 $\text{H}_2\text{O} (\ell)$



E.F.

$\text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$
 $\text{Na}^+ (\text{aq})$
 $\text{HO}^- (\text{aq})$
hydroxyde de cuivre (II) (s)
 $\text{H}_2\text{O} (\ell)$

4. 1. CO_2 : test avec l'eau de chaux qui se trouble ; H_2O : test avec le sulfate de cuivre (II) anhydre qui se colore en bleu.

2. Composition du système dans l'état final : $\text{N}_2 (\text{g})$, $\text{C}_3\text{H}_8 (\text{g})$, $\text{CO}_2 (\text{g})$, $\text{H}_2\text{O} (\ell)$;
 $\theta = 25^\circ\text{C}$, $p = 1,0 \times 10^5 \text{ Pa}$.

5. 1. Réactifs : $\text{Ba}^{2+}(\text{aq})$, $\text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$.

Produits : $\text{BaSO}_4 (\text{s})$.

2. ion baryum + ion sulfate $\rightarrow$ sulfate de baryum

6. 1. Vrai.

2. Faux; les produits sont les espèces qui apparaissent alors que les réactifs correspondent aux espèces qui disparaissent.

3. Faux; les nombres stœchiométriques d'une équation chimique doivent être ajustés pour assurer la conservation des éléments et des charges.

4. Faux; les nombres stœchiométriques peuvent être entiers ou fractionnaires.

5. Vrai.

7. 1. Les nombres stœchiométriques d'une équation chimique doivent être ajustés pour assurer la conservation des éléments et des charges.

2. La disparition d'une mole de dioxygène s'accompagne de la disparition de deux moles de dihydrogène et de la formation de deux moles d'eau.

3. $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

8. 1. Composition du système dans l'état initial : $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$, $\text{NO}_3^-(\text{aq})$, $\text{K}^+(\text{aq})$, $\text{I}^-(\text{aq})$, $\text{H}_2\text{O}(\ell)$.

2. Oui, car il apparaît une nouvelle espèce.

3. PbI_2 .

4. Composition du système dans l'état final : $\text{NO}_3^-(\text{aq})$, $\text{K}^+(\text{aq})$, $\text{I}^-(\text{aq})$, $\text{PbI}_2(\text{s})$, $\text{H}_2\text{O}(\ell)$.

5. $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{PbI}_2(\text{s})$.

9. 1. Composition du système dans l'état initial : $\text{Zn}(\text{s})$, $\text{H}^+(\text{aq})$, $\text{Cl}^-(\text{aq})$, $\text{H}_2\text{O}(\ell)$.

2. Dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$.

3. Le précipité est de l'hydroxyde de zinc $\text{Zn}(\text{OH})_2$. L'ion mis en évidence est l'ion zinc $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$.

4. a. Espèces chimiques affectées : $\text{Zn}(\text{s})$, $\text{H}^+(\text{aq})$.

b. Réactifs : $\text{Zn}(\text{s})$, $\text{H}^+(\text{aq})$; produits : $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$, $\text{H}_2(\text{g})$.
 $\text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$.

c. La disparition d'une mole de $\text{Zn}(\text{s})$ s'accompagne de la disparition de deux moles d'ions $\text{H}^+(\text{aq})$ et de l'apparition d'une mole d'ions $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ et d'une mole de $\text{H}_2(\text{g})$.

10. 1. Composition du système dans l'état initial : hydrocarbure, O_2 , N_2 .

Réactifs : hydrocarbure, O_2 .

2. a. $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

b. $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

c. $\text{C}_6\text{H}_{12} + 9 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

d. $2 \text{C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$

11. 1. $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$

2. $2 \text{Na}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NaCl}(\text{s})$

3. $3 \text{Fe}(\text{s}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s})$

4. $2 \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 7 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

5. $\text{CH}_4(\text{g}) + 3 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CHCl}_3(\ell) + 3 \text{HCl}(\text{g})$

12. 1. $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Br}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{PbBr}_2(\text{s})$

2. $3 \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$

3. $2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq})$

4. $3 \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Al}(\text{s}) \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{s}) + 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq})$

5. $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$

13. 1. Réactifs : carbure de calcium et eau.

Produits : acétylène et hydroxyde de calcium.

$\text{CaC}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$

2. CO_2 : test avec l'eau de chaux qui se trouble
 H_2O : test avec le sulfate de cuivre (II) anhydre qui se colore en bleu.

3. $2 \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

14. 1. État du système : eau liquide et diiode en solution.

2. a. On observe un dépôt de diiode solide.

b. État du système : eau liquide, diiode en solution et diiode solide.

3. a. La phase inférieure contient une solution aqueuse de diiode.

La phase supérieure contient une solution de diiode dans le cyclohexane.

b. Il n'y a pas eu transformation chimique.

15. 1. Composition du système dans l'état initial : $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$, $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$, $\text{Zn}(\text{s})$, $\text{H}_2\text{O}(\ell)$.

2. Le métal attiré par l'aimant est du fer.

3. Le précipité est de l'hydroxyde de zinc $\text{Zn}(\text{OH})_2$. L'ion mis en évidence est l'ion zinc $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$.

4. $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{Zn}(\text{s})$.

5. Réactifs : $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{Zn}(\text{s})$; produits : $\text{Fe}(\text{s})$ et $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$.

$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$

16. 1. Composition du système dans l'état initial : $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$, $\text{H}_2\text{O}(\ell)$, platine (s).

2. Non.

3. réactif : $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ Produits : $\text{O}_2(\text{g})$ et $\text{H}_2\text{O}(\ell)$.
Le platine joue le rôle de catalyseur.

4. $2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$.

5. *Bactéricide* : produit qui tue les bactéries.

Virucide : substance qui tue les virus.

Hémostatique : médicament qui arrête les hémorragies.

17. 1. Réactifs : $\text{I}^-(\text{aq})$ et $\text{Ag}^+(\text{aq})$.

2. $\text{I}^-(\text{aq}) + \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{AgI}(\text{s})$

3. Le système est le siège d'une transformation chimique car une espèce disparaît (la couleur jaune orangée disparaît) et une nouvelle espèce apparaît (on prélève, dans un tube à essai, un peu de la solution obtenue puis on ajoute quelques gouttes de solution de nitrate d'argent. Un précipité jaune apparaît). Le diiode disparaît alors que des ions iodure se forment.

4. Réactifs : $\text{I}_2(\text{aq})$ et $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$; produits : $\text{I}^-(\text{aq})$ et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})$.

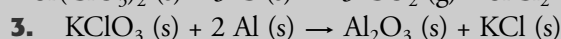
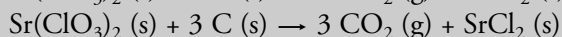
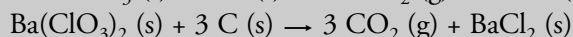
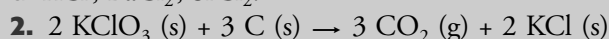
$\text{I}_2(\text{aq}) + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{I}^-(\text{aq}) + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})$

5. La disparition d'une mole de diiode s'accompagne de la disparition de deux moles d'ions thiosulfate et l'apparition de deux moles d'ions iodure et d'une mole d'ions tétrathionate.

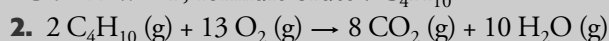
18. 1. a. K^+ .

b. Ion chlorate ClO_3^- ; ion baryum : Ba^{2+} ; ion strontium : Sr^{2+} .

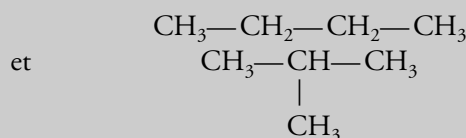
c. KCl; BaCl₂; SrCl₂.



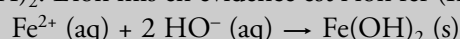
19. 1. $x = 4$; formule brute : C₄H₁₀



3. Il existe deux isomères de formule brute C₄H₁₀ :

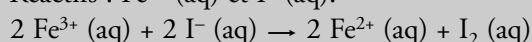


20. 1. Le précipité est de l'hydroxyde de fer (II) Fe(OH)₂. L'ion mis en évidence est l'ion fer (II) Fe²⁺.

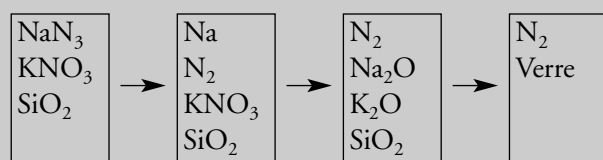


2. Le produit extrait par le cyclohexane est le diiode.

3. Réactifs : Fe³⁺ (aq) et I⁻ (aq).



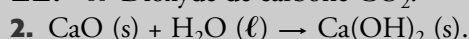
21. 1.



2. Étape 1 : $2 \text{NaN}_3 \rightarrow 2 \text{Na} + 3 \text{N}_2$

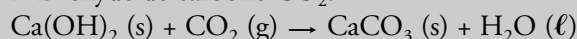
Étape 2 : $10 \text{Na} + 2 \text{KNO}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 5 \text{Na}_2\text{O} + \text{K}_2\text{O}$

22. 1. Dioxyde de carbone CO₂.

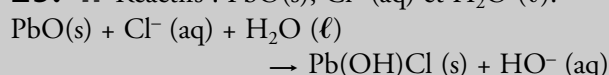


3. a. Badigeonner : peindre avec du badigeon, enduit à base de lait de chaux souvent coloré.

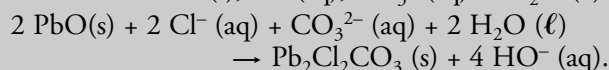
b. Dioxyde de carbone CO₂.



23. 1. Réactifs : PbO(s), Cl⁻ (aq) et H₂O (ℓ).



2. Réactifs : PbO(s), Cl⁻ (aq), CO₃²⁻ (aq) et H₂O (ℓ).



2. Une petite spatule d'acide benzoïque solide est introduite dans de l'eau. Après agitation, le solide a disparu et le pH a diminué.

3. Une solution d'eau salée est placée au congélateur. Au bout de quelques heures, un solide incolore s'est formé.

4. Dans une solution d'eau salée, on ajoute quelques gouttes de solution de nitrate d'argent, un précipité blanc apparaît.

2. Carbone et oxyde de cuivre

On introduit dans un tube à essai un mélange solide noir de carbone et d'oxyde de cuivre (II) CuO. On adapte à ce tube un tube à dégagement, puis on chauffe fortement le mélange solide. Lorsqu'il devient incandescent, on plonge l'extrémité du tube à dégagement dans de l'eau de chaux qui se trouble. Après refroidissement, on verse le contenu du tube dans une coupelle et on observe un solide rouge.

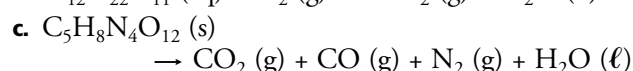
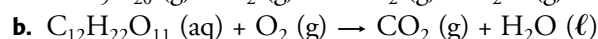
1. Décrire l'état initial du système contenu dans le tube à essai.

2. Quels sont les produits de cette transformation ?

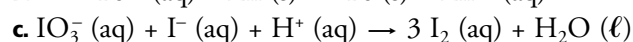
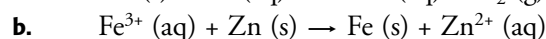
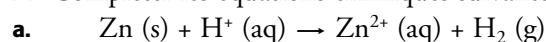
3. Écrire l'équation chimique correspondante et indiquer le bilan en quantité de matière traduit par cette équation.

3. Ajustement de nombres stœchiométriques

1. Ajuster les nombres stœchiométriques des équations suivantes :



2. Compléter les équations chimiques suivantes :

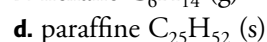
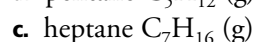
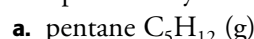


4. Combustions complètes

1. a. Rappeler le nom et la formule des produits obtenus lors de la combustion complète d'hydrocarbure de formule C_xH_y.

b. Comment peut-on mettre en évidence les produits de cette transformation ?

2. Écrire l'équation chimique de la combustion complète des hydrocarbures suivants :



5. Réactions entre éléments métalliques

Dans un tube à essai noté T contenant environ 2 mL d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II), Cu²⁺ (aq) + SO₄²⁻ (aq), on ajoute une petite quantité de poudre d'aluminium et on agite vigoureusement pendant quelques instants.

Le mélange obtenu est ensuite filtré, un solide rouge se dépose sur le filtre alors que le filtrat est incolore.

Exercices complémentaires

Énoncés

1. Transformations physiques ou chimiques

Préciser, en justifiant la réponse, la nature physique ou chimique des transformations décrites ci-après :

1. Un morceau de sucre est introduit dans de l'eau. Après agitation, le solide disparaît alors que le pH n'a pas varié.

L'ajout de quelques gouttes de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium au filtrat provoque l'apparition d'un précipité blanc.

1. Décrire l'état initial du système contenu dans le tube T.
2. Quel est le métal récupéré dans le filtre?
3. Quel est l'ion métallique mis en évidence par la formation du précipité blanc?
4. Quelles sont les espèces affectées par la transformation?
5. Préciser les réactifs et les produits, puis écrire l'équation associée à la réaction.

6. Acide chlorhydrique et fer

On introduit dans un tube à essai T une solution aqueuse d'acide chlorhydrique $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ et de la poudre de fer. On observe un dégagement gazeux. Après avoir bouché le tube quelques instants, on présente une allumette à la sortie du tube et on entend une légère détonation.

Après quelques minutes, lorsque le dégagement cesse, il reste du solide. On prélève alors un peu de la solution et on ajoute quelques gouttes de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium : un précipité vert apparaît.

1. Décrire l'état initial du système contenu dans le tube à essai.
2. Quel est le gaz qui se dégage?
3. Quel est l'ion caractérisé par la formation du précipité?
4. Que peut-on dire des ions chlorure?
5. Sachant que l'eau n'est pas un réactif, quelles sont les espèces affectées par la transformation qui a lieu dans le tube à essai?
6. Écrire l'équation de la réaction qui modélise cette transformation et indiquer le bilan de matière qu'elle traduit.

7. Combustion d'un alcool

Un alcool liquide A a pour formule $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$. La combustion complète de 1,0 mol de cet alcool fournit 3,0 mol de dioxyde de carbone et de l'eau.

1. Déterminer n et en déduire la formule brute de A.
2. Écrire l'équation chimique de la réaction de combustion de A.

8. Explosions

1. Le trinitrotoluène ou T.N.T., de formule $\text{C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6$, est un explosif solide. Sous la simple action d'un choc, il donne du diazote, de l'eau, du monoxyde de carbone, tous trois à l'état gazeux, et du carbone solide.

Écrire l'équation chimique associée à cette réaction d'explosion.

2. La poudre noire est un mélange solide de nitrate de potassium KNO_3 , de carbone et de soufre; lorsqu'elle explose, il se forme du dioxyde de carbone, du diazote à l'état gazeux et du sulfure de potassium K_2S à l'état solide.

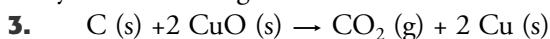
Écrire l'équation chimique associée à cette réaction d'explosion.

Corrigés

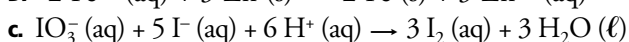
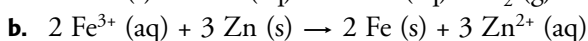
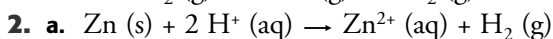
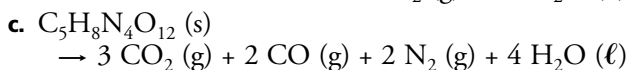
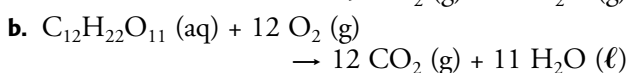
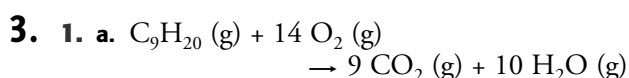
1. Transformation physique : dissolution du sucre.
2. Transformation chimique.
3. Transformation physique : solidification de l'eau salée.
4. Transformation chimique.

2. 1. Dans l'état initial, le système est composé de carbone solide C et d'oxyde de cuivre (II) CuO solide.

2. Au cours de cette transformation, il est apparu du dioxyde de carbone gazeux et du cuivre solide.

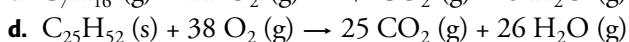
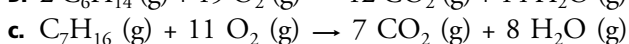
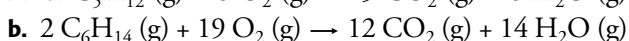
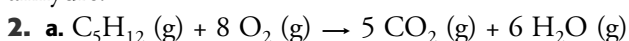


La disparition d'une mole de carbone s'accompagne de la disparition de deux moles d'oxyde de cuivre (II), de l'apparition d'une mole de dioxyde de carbone et de deux moles de cuivre.



4. 1. a. Lors de la combustion complète d'un hydrocarbure de formule C_xH_y , on obtient du dioxyde de carbone et de l'eau.

b. Le dioxyde de carbone est mise en évidence grâce au trouble de l'eau de chaux. L'eau est mis en évidence par le bleuissement de cristaux de sulfate de cuivre (II) anhydre.



5. 1. Dans l'état initial, le système contenu dans le tube T est composé d'aluminium solide, d'ions cuivre (II) et d'ions sulfate en solution et d'eau liquide.

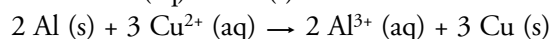
2. Le métal rouge récupéré dans le filtre est du cuivre.

3. L'ion métallique mis en évidence par la formation du précipité blanc est l'ion aluminium Al^{3+} .

4. Les espèces affectées par la transformation sont l'aluminium et l'ion cuivre (II).

5. Réactifs : Al (s) et $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)}$.

Produits : $\text{Al}^{3+} \text{ (aq)}$ et Cu (s) .



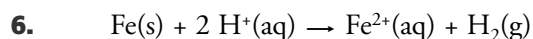
6. 1. État initial du système contenu dans le tube à essai : Fe (s) , $\text{H}^+ \text{ (aq)}$, $\text{Cl}^- \text{ (aq)}$ et $\text{H}_2\text{O (l)}$.

2. Il se dégage du dihydrogène H_2 .

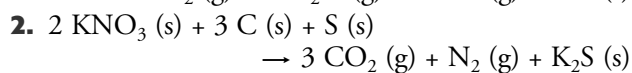
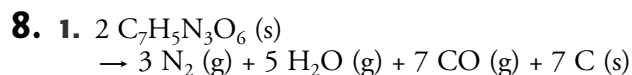
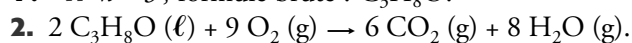
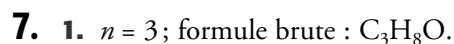
3. L'ion formé est l'ion fer (II) $\text{Fe}^{2+} \text{ (aq)}$.

4. $\text{Cl}^- \text{ (aq)}$ ne participe pas à la réaction, c'est un ion spectateur, ce n'est pas un réactif.

5. Réactifs : Fe(s) et $\text{H}^+ \text{ (aq)}$.



La disparition d'une mole de fer s'accompagne de la disparition de deux moles d'ions H^+ et de la formation d'une mole d'ions fer(II) et d'une mole de dihydrogène.



Bibliographie

Revue

- *Bulletin de l'Union des physiciens*, « Vers une utilisation rationnelle de l'équation-bilan », n° 808, novembre 1998.
- *Bulletin de l'Union des physiciens*, « Transformation chimique d'un système, le modèle de la réaction chimique », n° 817, octobre 1999.

Bilan de matière

Programme

Ce chapitre correspond à l'extrait suivant du programme officiel :

III. Transformation de la matière

Contenus

2. Transformation chimique d'un système

2.2 Bilan de matière

- Initiation à l'avancement.
- Expression des quantités de matière (en mol) des réactifs et des produits au cours de la transformation.
- Réactif limitant et avancement maximal.
- Bilan de matière.
- Cette progression dans les contenus est accompagnée par la construction d'un tableau descriptif de l'évolution du système au cours de la transformation.

Exemples d'activités

Mise en évidence expérimentale de l'influence des quantités de matière des réactifs sur l'avancement maximal et vérification expérimentale de la validité d'un modèle proposé de réaction chimique pour décrire l'évolution d'un système chimique subissant une transformation : acide éthanóique sur l'hydrogénocarbonate de sodium.

Commentaires

Toujours dans le cadre du programme de Seconde :

- les quantités de matière des espèces chimiques présentes dans le système au cours de la transformation chimique s'expriment à l'aide d'une grandeur (en mol, notée x , par exemple), identifiée à un avancement ;
- seules sont envisagées des transformations qui s'achèvent quand l'un des réactifs, appelé réactif limitant, a disparu. L'avancement final atteint se confond alors avec l'avancement maximal. Il existe des cas, qui seront rencontrés dans le cursus scientifique ultérieur,

où l'avancement final n'est pas l'avancement maximal (estérification, dissociation des acides ou des bases faibles dans l'eau, par exemple).

Au-delà de l'utilisation de la simple flèche : $\rightarrow$, l'enseignant propose aux élèves d'utiliser un tableau, considéré comme un outil, pour décrire et analyser l'évolution d'un système : il adopte une progression en difficultés croissantes : dans un premier temps, l'enseignant considère des réactions dont l'équation ne présente que des nombres stœchiométriques égaux à 1 : dans un deuxième temps, il considère des réactions dont l'équation présente au moins un nombre stœchiométrique égal à 1 : enfin, une généralisation pourra être établie avec des nombres quelconques. L'enseignant décide à quel niveau de difficultés il arrête sa progression et définit les connaissances et savoir-faire exigibles des élèves en conséquence.

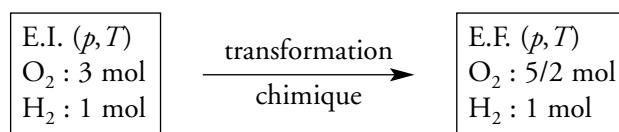
Exemple de tableau en reprenant le cas de la synthèse de l'eau, donné en bas de page.

L'avancement maximal, $x_{\max}$, est obtenu en écrivant que les quantités de chaque espèce chimique sont nécessairement positives, soit ici : $2x \geq 0$; $3 - x \geq 0$; $1 - 2x \geq 0$. Il est alors possible de déterminer $x_{\max}$ (en l'occurrence 1/2).

Le tableau peut alors être complété.

Remarque : l'I.U.P.A.C. recommande d'utiliser le signe $=$ pour exprimer la relation stœchiométrique (qui ne présuppose pas dans quelle direction le système évolue) et donc mener une activité de calcul sur la transformation chimique considérée. En classe de Seconde, il est prématuré d'introduire un symbolisme supplémentaire.

Le bilan de matière peut aussi se présenter sous la forme :



Équation chimique		$O_2(g)$	+	$2 H_2(g)$	$\rightarrow$	$2 H_2O(\ell)$
État du système	avancement	quantités de dioxygène		quantités de dihydrogène		quantités d'eau
État initial	0	3		1		0
Au cours de la transformation	x	$3 - x$		$1 - 2x$		$2x$
État final	$x_{\max}$					

Afin de traiter le bilan matière (2.2), on pourrait adopter la progression suivante (qui reviendrait à consacrer 2 T.P. et 2 heures en classe entière) avec un exemple ayant fait l'objet d'une approche expérimentale (l'acide éthanoïque sur l'hydrogénocarbonate de sodium convient parfaitement) :

1. Approche qualitative expérimentale et observations : système, état initial, état final, caractérisation des espèces, réactif limitant. L'enseignant fait soigneusement la différence entre la transformation étudiée et les tests utilisés pour caractériser les réactifs ou les produits.
2. Approche quantitative : l'enseignant mène une discussion avec les élèves en vue de formaliser les observations qu'ils ont faites. Il introduit l'avancement et met en place l'outil (construction du tableau avec les élèves).
3. Vérification expérimentale de la validité d'un modèle proposé de la réaction chimique. En exploitant la même réaction chimique que lors des approches qualitative et quantitative (points 1 et 2), les élèves vont être à même d'exploiter les observations faites, de réaliser des mesures et de mener les calculs permettant de « compléter » le tableau.

L'utilisation d'un tableur peut permettre la simulation de l'évolution des quantités de matière au cours de la transformation et éventuellement le tracé de ces évolutions en fonction de l'avancement pour visualiser l'arrêt de la transformation lors de l'épuisement d'un réactif. Il serait cependant dommage qu'il détourne l'attention des élèves de l'objectif recherché : établir un bilan de matière.

Matériel

Rechercher et expérimenter

2. L'hydroxyde de cuivre (II)

Pour le professeur :

- Solution de sulfate de cuivre (II) de concentration $C_0 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_1 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_2 = 0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Trois grands béchers.

Pour chaque binôme :

- Solution diluée de sulfate de cuivre (II).
- Solution diluée d'eau de chaux.
- Solution diluée d'hydroxyde de sodium.
- Tubes à essai.
- Quatre béchers.
- Trois verres.
- Dispositif de filtration.
- Papier-filtre.
- Une pipette jaugée de 20 mL et un pipeteur.
- Deux burettes graduées.

Activités préparatoires

A. Modéliser une transformation

Cette activité fait suite au chapitre précédent et conduit à l'écriture de l'équation de réaction qui modélise la transformation entre l'hydrogénocarbonate de sodium et le vinaigre.

B. Étudier l'évolution d'un système

Cette activité aborde l'aspect quantitatif de la transformation précédente et doit conduire les élèves à la notion de réactif limitant. Elle utilise des « produits » de la vie courante et peut être réalisée par les élèves chez eux ; elle peut également être complétée en visionnant la vidéo, présente dans le **cd-rom**, dans laquelle on peut observer une série plus complète de flacons et de ballons.

Cours

1. Comment étudier l'évolution d'une transformation chimique ?

Dans ce paragraphe, les notions de réactif limitant, d'avancement et d'avancement final sont présentés à partir d'un exemple dans lequel l'équation chimique, conformément au programme, ne comporte que des nombres stœchiométriques égaux à un.

L'exploitation des résultats de l'activité préparatoire B conduit simplement à la notion de réactif limitant. Pour introduire la notion d'avancement, nous avons choisi de traduire par un tableau différents états du système en cours de transformation, de façon à mettre en évidence la diminution progressive des quantités de réactifs alors que les quantités des produits augmentent. L'avancement apparaît ainsi comme la grandeur permettant de suivre l'évolution et de déterminer les quantités de produits et réactifs présents dans un état donné du système en cours d'évolution. À partir d'une valeur nulle dans l'état initial, il augmente au cours de l'évolution du système. L'état final correspondant à la disparition du réactif limitant, avancement final et avancement maximal sont confondus.

Pour déterminer la valeur de l'avancement maximal, nous avons choisi de résoudre les deux équations qui permettent d'annuler la quantité d'un des réactifs et de ne conserver que la plus petite des valeurs obtenues. En effet, les élèves sont peu habitués à résoudre des inégalités.

2. Comment établir un bilan de matière ?

En classe de Seconde, toutes les transformations étudiées étant totales, l'avancement final se confond avec l'avancement maximal. Cependant nous conseillons dans tous les tableaux d'avancement d'indiquer état final et non état maximal, avancement final et non avancement maximal. Ceci est en effet plus général et évitera les confusions rencontrées plus tard lorsque l'avancement final ne correspond plus à l'avancement maximal.

L'activité 4 permet la construction d'un tableau d'avancement dans le cas particulier de la synthèse de l'eau. Le professeur peut également utiliser l'animation présente dans le **céderom**.

L'avancement final se détermine comme la plus petite valeur permettant d'annuler l'une des quantités de réactifs.

L'évolution du système peut être visualisée par le tracé des graphes traduisant les quantités de matière des réactifs et des produits en fonction de l'avancement.

Les simulations interactives présentes dans le **céderom** peuvent faciliter l'apprentissage des élèves soit en travaux dirigés soit en travail individuel au C.D.I. par exemple.

Le dernier paragraphe traite du cas particulier du mélange stœchiométrique. Il importe que les élèves en connaissent la signification pour pouvoir retrouver la relation particulière qui lie alors les quantités initiales de réactifs. Pour éviter des confusions entre mélange stœchiométrique et mélange équimolaire, nous avons traité ce paragraphe en choisissant une équation de réaction dont les nombres stœchiométriques sont différents de 1.

De façon générale, il nous paraît souhaitable pour faciliter l'exploitation de l'avancement de se limiter à des équations chimiques écrites avec des nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles.

Rechercher et expérimenter

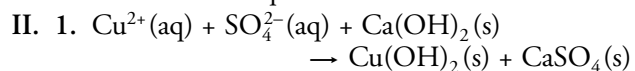
1. La bouillie bordelaise

Réponses aux questions

I. *Cryptogamique* : se dit des affections causées aux végétaux par des champignons microscopiques (le mildiou n'est pas une maladie cryptogamique : voir *Pour la science*, n° 257, mars 1999).

Fongicide : se dit d'une substance propre à détruire les champignons.

Biomasse microbienne : masse totale des micro-organismes subsistant en équilibre dans le sol.



2. a. $n_i(\text{Cu}^{2+}) = 13 \text{ mol}$ et $m_i(\text{Cu}^{2+}) = 0,86 \text{ kg}$.

b. $m = n_i(\text{Cu}^{2+}) \cdot M = 3,4 \text{ kg}$.

c. Pourcentage massique en cuivre = $\frac{m_i(\text{Cu}^{2+})}{m_0 + m} = 0,20$, soit 20 %.

2. L'hydroxyde de cuivre (II)

Réponses aux questions

1. État initial dans le tube 1 : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$, $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$, $\text{HO}^{-}(\text{aq})$, $\text{H}_2\text{O}(\ell)$.

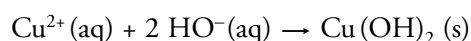
État final dans le tube 1 : $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$, $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$, $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$, $\text{HO}^{-}(\text{aq})$ éventuellement restants, $\text{H}_2\text{O}(\ell)$.

État initial dans le tube 2 : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$, $\text{Na}^{+}(\text{aq})$, $\text{HO}^{-}(\text{aq})$, $\text{H}_2\text{O}(\ell)$.

État final dans le tube 2 : $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$, $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$, $\text{Na}^{+}(\text{aq})$, $\text{HO}^{-}(\text{aq})$ éventuellement restants, $\text{H}_2\text{O}(\ell)$.

Dans les tubes 1 et 2, le précipité obtenu est un précipité d'hydroxyde de cuivre (II).

2. L'équation qui modélise la transformation est donc la même dans les deux tubes :



3. Dans le tube 1, les réactifs, solutions diluées de sulfate de cuivre (II) et d'eau de chaux, ressemblent à ceux utilisés lors de la préparation de la bouillie bordelaise. Cependant, le précipité obtenu dans ce cas est uniquement un précipité d'hydroxyde de cuivre (II). Dans ces conditions, le sulfate de calcium ne précipite pas ($pK_s(\text{CaSO}_4) = 4,6$).

4. et 5. Le filtrat du bécher 1 est bleu. Les ions Cu^{2+} sont en excès. En ajoutant quelques gouttes de solution d'hydroxyde de sodium, on obtient un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre (II).

Le filtrat du bécher 2 est incolore. Les ions HO^{-} sont en excès. En ajoutant quelques gouttes de solution de sulfate de cuivre (II), on obtient un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre (II).

6. Bécher 1 : voir le tableau d'avancement ci-après.

L'état final correspond à la disparition du réactif limitant. Ici $x_f = x_{\text{max}} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

HO^{-} est le réactif limitant alors que Cu^{2+} est le réactif en excès.

Dans l'état final, le système est composé de $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'ions cuivre (II) Cu^{2+} , $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'hydroxyde de cuivre (II), $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'ions sulfate SO_4^{2-} et $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'ions sodium Na^{+} .

L'état final correspond à la disparition du réactif limitant. Ici $x_f = x_{\text{max}} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

Cu^{2+} est le réactif limitant alors que HO^{-} est le réactif en excès.

Dans l'état final, le système est composé de $4,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'ions hydroxyde HO^{-} , $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'hydroxyde de cuivre (II), $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'ions sulfate SO_4^{2-} et $8,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'ions sodium Na^{+} .

Bécher 2 : voir le tableau d'avancement ci-après.

7. Les résultats obtenus à la question 6. confirment les résultats qui découlent des observations expérimentales.

6. Bécher 1 :

Équation chimique		$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	+	$2 \text{HO}^{-}(\text{aq})$	$\rightarrow$	$\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$
État du système	avancement	$n(\text{Cu}^{2+})$		$n(\text{HO}^{-})$		$n(\text{Cu}(\text{OH})_2)$
État initial (mol)	0	$2,0 \times 10^{-3}$		$2,0 \times 10^{-3}$		0
État en cours de transformation (mol)	x	$2,0 \times 10^{-3} - x$		$2,0 \times 10^{-3} - 2x$		x
État final (mol)	x_f	$2,0 \times 10^{-3} - x_f$		$2,0 \times 10^{-3} - 2x_f$		x_f

6. Bécher 2 :

Équation chimique		$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	+	$2 \text{HO}^{-}(\text{aq})$	$\rightarrow$	$\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$
État du système	avancement	$n(\text{Cu}^{2+})$		$n(\text{HO}^{-})$		$n(\text{Cu}(\text{OH})_2)$
État initial (mol)	0	$2,0 \times 10^{-3}$		$8,0 \times 10^{-3}$		0
État en cours de transformation (mol)	x	$2,0 \times 10^{-3} - x$		$8,0 \times 10^{-3} - 2x$		x
État final (mol)	x_f	$2,0 \times 10^{-3} - x_f$		$8,0 \times 10^{-3} - 2x_f$		x_f

Corrigés des exercices

Ce qu'il faut savoir et savoir faire

a.

Équation chimique		$\text{N}_2(\text{g})$	+	$3\text{H}_2(\text{g})$	$\rightarrow$	$2\text{NH}_3(\text{g})$
	avancement	$n(\text{N}_2)(\text{mol})$		$n(\text{H}_2)(\text{mol})$		$n(\text{NH}_3)(\text{mol})$
État initial	0	9		12		0
État en cours de transformation	x	$9 - x$		$12 - 3x$		$2x$
État en cours de transformation	1	8		9		2
État en cours de transformation	2	7		6		4

b. 1.

Équation chimique		$\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$	+	$5\text{O}_2(\text{g})$	$\rightarrow$	$3\text{CO}_2(\text{g})$	+	$4\text{H}_2\text{O}(\ell)$
	avancement	$n(\text{C}_3\text{H}_8)(\text{mol})$		$n(\text{O}_2)(\text{mol})$		$n(\text{CO}_2)(\text{mol})$		$n(\text{H}_2\text{O})(\text{mol})$
État initial	0	2,0		7,0		0		0
État en cours de transformation	x	$2,0 - x$		$7,0 - 5x$		$3x$		$4x$
État final	x_f	$2,0 - x_f$		$7,0 - 5x_f$		$3x_f$		$4x_f$

2. $x_f = 1,4 \text{ mol}$; réactif limitant : O_2 .

Bilan de matière dans l'état final :

$n_f(\text{C}_3\text{H}_8) = 0,6 \text{ mol}$; $n_f(\text{CO}_2) = 4,2 \text{ mol}$;

$n_f(\text{H}_2\text{O}) = 5,6 \text{ mol}$.

c. $n_i(\text{O}_2) = 1,6 \text{ mol}$; $n_f(\text{H}_2\text{O}) = 3,2 \text{ mol}$.

Exercices

1. Dans l'état final, la solution est jaune, il reste du diiode ; le réactif limitant est donc le thiosulfate de sodium.

2. 1. Dans l'état final, la solution est acide. Le réactif en excès est l'acide chlorhydrique.

2. Le réactif limitant est le fer.

3.

Équation chimique		Ag^+	+	Cl^-	$\rightarrow$	AgCl
	avancement $x(\text{mol})$	$n(\text{Ag}^+)(\text{mol})$		$n(\text{Cl}^-)(\text{mol})$		$n(\text{AgCl})(\text{mol})$
État initial	0	0,54		1,20		0
État en cours de transformation	x	$0,54 - x$		$1,20 - x$		x
État en cours de transformation	$x = 0,20$	0,34		1,00		0,20
État en cours de transformation	$x = 0,30$	0,24		0,90		0,30

4. 1. a. et c.

2. a. et b.

5. 1.

Équation chimique		C	+	O_2	$\rightarrow$	CO_2
	avancement (mol)	$n(\text{C})(\text{mol})$		$n(\text{O}_2)(\text{mol})$		$n(\text{CO}_2)(\text{mol})$
État initial	0	7,0		4,0		0
État en cours de transformation	x	$7,0 - x$		$4,0 - x$		x
État final	x_f	$7,0 - x_f$		$4,0 - x_f$		x_f

2. $x_f = 4,0$ mol ; réactif limitant : O_2 .

Composition du système dans l'état final : 3,0 mol de carbone et 4,0 mol de dioxyde de carbone.

6. 1.

Équation chimique		Ba^{2+}	+	SO_4^{2-}	→	$BaSO_4$
	avancement (mol)	$n(Ba^{2+})$ (mol)		$n(SO_4^{2-})$ (mol)		$n(BaSO_4)$ (mol)
État initial	0	0,010		0,015		0
État final	x_f	$0,010 - x_f$		$0,015 - x_f$		x_f

$x_f = 0,010$ mol ; le réactif limitant est l'ion Ba^{2+} .

2. En ajoutant une solution aqueuse de sulfate de sodium, il n'apparaît pas de précipité de sulfate de baryum.

3.

Équation chimique		Ba^{2+}	+	SO_4^{2-}	→	$BaSO_4$
	avancement (mol)	$n(Ba^{2+})$ (mol)		$n(SO_4^{2-})$ (mol)		$n(BaSO_4)$ (mol)
État initial	0	0,020		0,010		0
État final	x_f	$0,020 - x_f$		$0,010 - x_f$		x_f

$x_f = 0,010$ mol ; le réactif limitant est l'ion SO_4^{2-} .

En ajoutant une solution aqueuse de chlorure de baryum, il n'apparaît pas de précipité de sulfate de baryum.

7. 1. c. 2. c.

8. 1. $2 H_2S + SO_2 \rightarrow 3 S + 2 H_2O$.

2. a.

Équation chimique		$2 H_2S$	+	SO_2	→	$3 S$	+	$2 H_2O$
	avancement (mol)	$n(H_2S)$ (mol)		$n(SO_2)$ (mol)		$n(S)$ (mol)		$n(H_2O)$ (mol)
État initial	0	8,0		10,0		0		0
État final	x_f	$8,0 - 2 x_f$		$10,0 - x_f$		$3 x_f$		$2 x_f$

$x_{\max} = x_f = 4,0$ mol. Le réactif limitant est H_2S .

b. Dans l'état final : $n(H_2S) = 0$; $n(SO_2) = 6,0$ mol ;

$n(S) = 12,0$ mol ; $n(H_2O) = 8,0$ mol.

9. 1. $4 Al (s) + 3 O_2 (g) \rightarrow 2 Al_2O_3 (s)$

2.

Équation chimique		$4 Al (s)$	+	$3 O_2 (g)$	→	$2 Al_2O_3 (s)$
	avancement (mol)	$n(Al)$ (mol)		$n(O_2)$ (mol)		$n(Al_2O_3)$ (mol)
État initial	0	5,0		8,0		1,2
En cours	0,5	3,0		6,5		2,2
En cours	1,0	1,0		5,0		3,2
État final	x_f	$5,0 - 4 x_f$		$8,0 - 3 x_f$		$1,2 + 2 x_f$

3. $x_f = 1,25$ mol ; le réactif limitant est l'aluminium.

4. Dans l'état final, le système contient 4,25 mol de dioxygène et 3,7 mol d'oxyde d'aluminium.

10. 1. a.

2. a. et b.

3. b. et c.

11. 1. $2 C_4H_{10} (g) + 13 O_2 (g) \rightarrow 8 CO_2 (g) + 10 H_2O (g)$

2. Composition du système dans l'état final : $n_f(C_4H_{10}) = n_f(O_2) = 0$;

$n_f(CO_2) = 0,48$ mol ; $n_f(H_2O) = 0,60$ mol.

3. Le mélange initial est stœchiométrique.

12. 1. Composition du système (a)

a. Dans l'état initial : $n(O_2) = 6,0$ mol et $n(C_2H_4) = 1,5$ mol.

b. $x_{\max} = 1,5$ mol, le réactif limitant est l'éthylène.

c. $n_f(O_2) = 1,5$ mol.

Composition du système (b)

a. Dans l'état initial : $n(\text{O}_2) = 6,0 \text{ mol}$ et $n(\text{C}_2\text{H}_4) = 2,0 \text{ mol}$.

b. $x_{\text{max}} = 2,0 \text{ mol}$, pas de réactif limitant.

c. $n_f(\text{O}_2) = n_f(\text{C}_2\text{H}_4) = 0 \text{ mol}$.

2. Le mélange correspondant au système (b) est stœchiométrique, les deux réactifs ont entièrement disparu dans l'état final.

13. 1. $n(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) = \frac{m(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3)}{M(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3)} = \frac{3,3}{138,0} = 0,024 \text{ mol}$.

$$n(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3) = \frac{\mu \cdot V}{M(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3)} = \frac{1,08 \times 7,0}{102} = 0,074 \text{ mol}.$$

2.

Équation chimique		$\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$	+	$\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$	$\rightarrow$	$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$	+	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
	avancement (mol)	$n(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) \text{ (mol)}$		$n(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3) \text{ (mol)}$		$n(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) \text{ (mol)}$		$n(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) \text{ (mol)}$
État initial	0	0,024		0,074		0		0
État final	x_f	$0,024 - x_f$		$0,074 - x_f$		x_f		x_f

$x_f = 0,024 \text{ mol}$; $n_f(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3) = 0,050 \text{ mol}$;

$n_f(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = n_f(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 0,024 \text{ mol}$.

3. $m(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3) = 5,1 \text{ g}$; $m(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = 4,3 \text{ g}$;

$m(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 1,4 \text{ g}$.

4. Il faut utiliser $0,074 \text{ mol}$ d'acide salicylique, soit une masse de $10,2 \text{ g}$.

14. 1. $n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} = 1,3 \times 10^7 \text{ mol}$.

$$n(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} = 4,125 \times 10^6 \text{ mol}.$$

2. $2 \text{ H}_2(\ell) + \text{O}_2(\ell) \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{g})$

3.

Équation chimique		$2 \text{ H}_2(\ell)$	+	$\text{O}_2(\ell)$	$\rightarrow$	$2 \text{ H}_2\text{O}(\text{g})$
	avancement (mol)	$n(\text{H}_2) \text{ (mol)}$		$n(\text{O}_2) \text{ (mol)}$		$n(\text{H}_2\text{O}) \text{ (mol)}$
État initial	0	$1,3 \times 10^7$		$4,125 \times 10^6$		0
État final	x_f	$1,3 \times 10^7 - 2 x_f$		$4,125 \times 10^6 - x_f$		$2 x_f$

$x_f = 4,125 \times 10^6 \text{ mol}$.

Le réactif en excès est H_2 ; $n_f(\text{H}_2) = 4,75 \times 10^6 \text{ mol}$;

la masse en excès vaut $9,5 \text{ t}$.

3. $n_f(\text{H}_2\text{O}) = 2x_f = 8,25 \times 10^6 \text{ mol}$, d'où :

$$m_f(\text{H}_2\text{O}) = 1,485 \times 10^2 \text{ t}.$$

15. 1. $2 \text{ Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{ Ag}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$

2. $n_i(\text{Ag}^+) = C \cdot V = 2,4 \times 10^{-3} \text{ mol}$;

$$n_i(\text{Cu}) = \frac{m}{M(\text{Cu})} = 1,1 \times 10^{-2} \text{ mol}.$$

3.

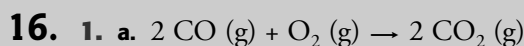
Équation chimique		$2 \text{ Ag}^+(\text{aq})$	+	$\text{Cu}(\text{s})$	$\rightarrow$	$2 \text{ Ag}(\text{s})$	+	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
	avancement (mol)	$n(\text{Ag}^+) \text{ (mol)}$		$n(\text{Cu}) \text{ (mol)}$		$n(\text{Ag}) \text{ (mol)}$		$n(\text{Cu}^{2+}) \text{ (mol)}$
État initial	0	$2,4 \times 10^{-3}$		$1,1 \times 10^{-2}$		0		0
État final	x_f	$2,4 \times 10^{-3} - 2 x_f$		$1,1 \times 10^{-2} - x_f$		$2 x_f$		x_f

a. $x_f = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$; le réactif limitant est l'ion Ag^+ .

b. Composition du système dans l'état final :

$$n_f(\text{Ag}^+) = 0 \text{ mol}; n_f(\text{Cu}) = 9,8 \times 10^{-3} \text{ mol};$$

$$n_f(\text{Ag}) = 2,4 \times 10^{-3} \text{ mol}; n_f(\text{Cu}^{2+}) = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$



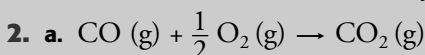
b.

Équation chimique		$2 \text{ CO (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ CO}_2 \text{ (g)}$		
	avancement (mol)	$n(\text{CO}) \text{ (mol)}$	$n(\text{O}_2) \text{ (mol)}$	$n(\text{CO}_2) \text{ (mol)}$
État initial	0	0,20	0,30	0
État final	x_f	$0,20 - 2 x_f$	$0,30 - x_f$	$2 x_f$

$x_f = 0,10 \text{ mol.}$

c. Composition du système dans l'état final :

$n_f(\text{O}_2) = 0,20 \text{ mol}$ et $n_f(\text{CO}_2) = 0,20 \text{ mol.}$



b.

Équation chimique		$\text{CO (g)} + \frac{1}{2} \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)}$		
	avancement (mol)	$n(\text{CO}) \text{ (mol)}$	$n(\text{O}_2) \text{ (mol)}$	$n(\text{CO}_2) \text{ (mol)}$
État initial	0	0,20	0,30	0
État final	x_f	$0,20 - x_f$	$0,30 - \frac{1}{2} x_f$	x_f

$x_f = 0,20 \text{ mol.}$

c. Composition du système dans l'état final : $n_f(\text{O}_2) = 0,20 \text{ mol}$ et $n_f(\text{CO}_2) = 0,20 \text{ mol.}$

3. a. L'avancement final dépend des nombres stœchiométriques.

b. La composition du système dans l'état final ne dépend pas des nombres stœchiométriques.



2. $n(\text{Al}^{3+}) = n_i(\text{Al}^{3+}) - x$; le coefficient directeur du graphe correspondant est égal à -1 .

$n(\text{HO}^-) = n_i(\text{HO}^-) - 3 x$; le coefficient directeur du graphe correspondant est égal à -3 .

3. a. $n_i(\text{HO}^-) = 12,0 \text{ mol}$ et $n_i(\text{Al}^{3+}) = 3,5 \text{ mol.}$

b. $x_{\text{max}} = 3,5 \text{ mol}$; le réactif limitant est l'ion Al^{3+} .

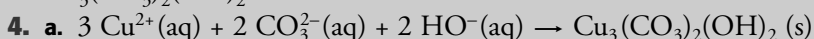
c. Composition du système dans l'état final : $n_f(\text{HO}^-) = 1,5 \text{ mol}$;

$n_f(\text{Na}^+) = n_i(\text{Na}^+) = 12,0 \text{ mol}$;

$n_f(\text{SO}_4^{2-}) = n_i(\text{SO}_4^{2-}) = 5,25 \text{ mol.}$

18. 1. Pigment : substance insoluble dans l'eau et dans la plupart des milieux de suspension usuels, douée d'un pouvoir colorant et opacifiant élevé, destinée à donner une coloration superficielle au support sur lequel on l'applique.

2. La couleur bleue de l'azurite est due aux ions cuivre (II).



b. $n_i(\text{Cu}^{2+}) = C \cdot V = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$

c.

Équation chimique		$3 \text{ Cu}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{ CO}_3^{2-} \text{ (aq)} + 2 \text{ HO}^- \text{ (aq)} \rightarrow \text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2 \text{ (s)}$			
	avancement (mol)	$n(\text{Cu}^{2+}) \text{ (mol)}$	$n(\text{CO}_3^{2-}) \text{ (mol)}$	$n(\text{HO}^-) \text{ (mol)}$	$n(\text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2) \text{ (mol)}$
État initial	0	$1,0 \times 10^{-3}$	$n_i(\text{CO}_3^{2-})$	$n_i(\text{HO}^-)$	0
État final	x_f	$1,0 \times 10^{-3} - 3 x_f$	$n_i(\text{CO}_3^{2-}) - 2 x_f$	$n_i(\text{HO}^-) - 2 x_f$	x_f

Le mélange est stœchiométrique si :

$1,0 \times 10^{-3} - 3 x_f = 0$ et $n_i(\text{CO}_3^{2-}) - 2 x_f = 0$;

et $n_i(\text{HO}^-) - 2 x_f = 0$;

d'où $x_f = 3,33 \times 10^{-4} \text{ mol.}$

Alors $n_i(\text{CO}_3^{2-}) = n_i(\text{HO}^-) = 6,7 \times 10^{-4} \text{ mol.}$

d. Le volume des solutions d'hydroxyde de sodium et de carbonate de sodium est égal à $6,7 \text{ mL.}$

19. 1. Antalgique : substance calmant la douleur.

Antipyrétique : médicament qui fait baisser la fièvre.

2. $n(\text{para-aminophénol}) = \frac{6,0}{109} = 5,5 \times 10^{-2} \text{ mol.}$

$n(\text{anhydride acétique}) = \frac{8,0 \times 1,08}{102} = 8,5 \times 10^{-2} \text{ mol.}$

3.

Équation chimique		C_6H_7ON	+	$C_4H_6O_3$	$\rightarrow$	$C_8H_9O_2N$	+	$C_2H_4O_2$
	avancement (mol)	$n(C_6H_7ON)$ (mol)		$n(C_4H_6O_3)$ (mol)		$n(C_8H_9O_2N)$ (mol)		$n(C_2H_4O_2)$ (mol)
État initial		$5,5 \times 10^{-2}$		$8,5 \times 10^{-2}$		0		0
État final		$5,5 \times 10^{-2} - x_f$		$8,5 \times 10^{-2} - x_f$		x_f		x_f

$$x_f = 5,5 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

Dans l'état final : $n_f(C_6H_7ON) = 0$;

$$n_f(C_4H_6O_3) = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol};$$

$$n_f(C_8H_9O_2N) = n_f(C_2H_4O_2) = 5,5 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

Dans l'état final, $m(\text{anhydride acétique}) = 3,1 \text{ g}$; $m(\text{paracétamol}) = 8,3 \text{ g}$; $m(\text{acide acétique}) = 3,3 \text{ g}$.

$$4. \rho = \frac{n(\text{paracétamol})}{n_f(C_8H_9O_2N)} = \frac{51}{151 \times 5,5 \times 10^{-2}} = 0,61, \text{ soit } 61 \text{ \%.}$$

5. Le chromatogramme montre que le paracétamol synthétisé contient du paracétamol, mais aussi du *para*-aminophénol.

$$20. 1. n_1(H^+) = C_1 \cdot V_1 = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol};$$

$$n_1(CaCO_3) = \frac{0,50}{100} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Équation chimique		$CaCO_3$ (s)	+	$2 H^+$ (aq)	$\rightarrow$	Ca^{2+} (aq)	+	CO_2 (g)	+	H_2O (l)
	avancement (mol)	$n(CaCO_3)$ (mol)		$n(H^+)$ (mol)		$n(Ca^{2+})$ (mol)		$n(CO_2)$ (mol)		$n(H_2O)$ (mol)
État initial	0	$5,0 \times 10^{-3}$		$1,2 \times 10^{-2}$		0		0		grande
État final	x_f	$5,0 \times 10^{-3} - x_f$		$1,2 \times 10^{-2} - x_f$		x_f		x_f		grande

$$x_f = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}; \text{ réactif limitant : } CaCO_3; n_f(CO_2) = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$2. p(CO_2) = \frac{n_f(CO_2) \cdot R \cdot T}{V_{\text{gaz}}} = \frac{5,0 \times 10^{-3} \times 8,314 \times 293}{1,1 \times 10^{-3}} = 1,1 \times 10^4 \text{ Pa}$$

$$3. p = 1191 \text{ hPa.}$$

4. Valeur en accord.

Exercices complémentaires

Énoncés

1. Tableau d'avancement

1. Compléter le tableau d'avancement ci-dessous :

Équation chimique		$4 HCl$ (g)	+	O_2 (g)	$\rightarrow$	$2 Cl_2$ (g)	+	$2 H_2O$ (g)
Quantités (mol)	avancement (mol)	$n(HCl)$		$n(O_2)$		$n(Cl_2)$		$n(H_2O)$
État initial	0	7,00		3,00		0,00		0,00
État intermédiaire	x							
État intermédiaire 1	$x_1 = 0,50$							
État intermédiaire 2	$x_2 = 1,50$							
État final	x_f							

2. Déterminer le réactif limitant et la composition du mélange dans l'état final.

2. Réactif limitant et état final

1. Compléter le tableau d'avancement ci-dessous :

Équation chimique		C_3H_8 (g)	+	$5 O_2$ (g)	$\rightarrow$	$3 CO_2$ (g)	+	$4 H_2O$ (g)
Quantités (mol)	Avancement (mol)	$n(C_3H_8)$		$n(O_2)$		$n(CO_2)$		$n(H_2O)$
État initial	0	5,0		8,0		2,0		3,0
État intermédiaire	x							
État final	x_f							

2. Déterminer le réactif limitant et la composition du mélange dans l'état final.

3. Synthèse du méthanol

Le méthanol gazeux, CH_4O , peut être obtenu à partir de dihydrogène gazeux et de monoxyde de carbone gazeux, CO .

1. Écrire l'équation de cette synthèse.

2. On considère un système comportant dans l'état initial 6,0 mol de dihydrogène et 10,0 mol de monoxyde de carbone. Déterminer la composition de l'état final du système.

4. Combustion complète du méthane

On réalise la combustion complète d'une masse $m_i = 6,40$ g de méthane, CH_4 . On dispose d'un volume $V_i(\text{O}_2) = 28,8$ L de dioxygène.

1. Déterminer les quantités initiales de méthane et de dioxygène.

2. Écrire l'équation de la réaction.

3. Déterminer la composition molaire du système après réaction.

4. Quel volume de dioxygène faut-il utiliser pour que le mélange initial soit stœchiométrique?

Donnée : Volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience $V_m = 24,0$ L $\cdot$ mol $^{-1}$.

5. Réactions de précipitation

Dans un bécher, on mélange un volume $V_1 = 5,0$ mL de solution de sulfate de fer(II), $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ de concentration en ions fer(II) $C_1 = 0,20$ mol $\cdot$ L $^{-1}$ et un volume $V_2 = 10,0$ mL de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$, de concentration en ions hydroxyde $C_2 = 0,10$ mol $\cdot$ L $^{-1}$.

1. Décrire l'état initial du système et calculer les quantités d'ions fer(II) et hydroxyde.

2. Lors du mélange, on observe l'apparition d'un précipité vert d'hydroxyde de fer (II). Écrire l'équation chimique correspondant à la formation de ce précipité.

3. a. Établir un tableau d'avancement.

b. En déduire l'avancement final, le réactif limitant et la composition de l'état final.

6. Mélange stœchiométrique

La réaction entre l'aluminium solide et le soufre solide conduit à la formation d'un solide gris, le sulfure d'aluminium, Al_2S_3 .

Un système contient, dans son état initial, 1,00 mol d'aluminium et $n_i(\text{S})$ mol de soufre.

1. Écrire l'équation de la réaction.

2. Déterminer la valeur de $n_i(\text{S})$ pour que le mélange initial soit stœchiométrique.

4. Quelle est la masse de sulfure d'aluminium obtenue?

7. Carbone et oxyde de cuivre

En chauffant fortement dans un tube à essai un mélange solide noir formé de 0,14 mol d'oxyde de cuivre (II) CuO et de 0,10 mol de carbone, on observe un dégagement de dioxyde de carbone et la formation de cuivre solide.

1. Comment peut-on mettre en évidence les produits de cette transformation ?

2. Écrire l'équation de la réaction.

3. Quelles sont les masses de réactifs mis en jeu ?

4. À l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer la nature du réactif limitant et la composition du mélange dans l'état final.

5. Quelle masse de cuivre obtient-on ?

6. Quel est le volume de dioxyde de carbone dégagé ?

Donnée : Volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience $V_m = 24,0$ L $\cdot$ mol $^{-1}$.

Corrigés

1. 1.

Équation chimique		4 HCl (g)	+	O ₂ (g)	→	2 Cl ₂ (g)	+	2 H ₂ O(g)
Quantités (mol)	avancement (mol)	$n(\text{HCl})$		$n(\text{O}_2)$		$n(\text{Cl}_2)$		$n(\text{H}_2\text{O})$
État initial	0	7,00		3,00		0,00		0,00
État intermédiaire	x	$7,00 - 4x$		$3,00 - x$		$2x$		$2x$
État intermédiaire 1	$x_1 = 0,50$	$7,00 - 4x_1 = 5,00$		$3,00 - x_1 = 2,50$		$2x_1 = 1,00$		$2x_1 = 1,00$
État intermédiaire 2	$x_2 = 1,50$	$7,00 - 4x_2 = 1,00$		$3,00 - x_2 = 1,50$		$2x_2 = 3,00$		$2x_2 = 3,00$
État final	x_f	$7,00 - 4x_f$		$3,00 - x_f$		$2x_f$		$2x_f$

2. HCl est le réactif limitant.

$x_f = 1,75$ mol; $n_f(\text{O}_2) = 1,25$ mol; $n_f(\text{Cl}_2) = n_f(\text{H}_2\text{O}) = 3,50$ mol.

2. 1.

Équation chimique		C ₃ H ₈ (g)	+	5 O ₂ (g)	→	3 CO ₂ (g)	+	4 H ₂ O(g)
Quantités (mol)	Avancement (mol)	$n(\text{C}_3\text{H}_8)$		$n(\text{O}_2)$		$n(\text{CO}_2)$		$n(\text{H}_2\text{O})$
État initial	0	5,0		8,0		2,0		3,0
État intermédiaire	x	$5,0 - x$		$8,0 - 5x$		$2,0 + 3x$		$3,0 + 4x$
État final	x_f	$5,0 - x_f$		$8,0 - 5x_f$		$2,0 + 3x_f$		$3,0 + 4x_f$

2. Le dioxygène est le réactif limitant, $x_f = 1,6$ mol.
 $n_f(\text{C}_3\text{H}_8) = 3,4$ mol ; $n_f(\text{CO}_2) = 6,8$ mol ; $n_f(\text{H}_2\text{O}) = 9,4$ mol.

3. 1. $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4\text{O}(\text{g})$
 2.

Équation chimique		$2 \text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{CO}(\text{g})$	$\rightarrow$	$\text{CH}_4\text{O}(\text{g})$
Quantités (mol)	avancement (mol)	$n(\text{H}_2)$		$n(\text{CO})$		$n(\text{CH}_4\text{O})$
État initial	0,0	6,0		10,0		0
État intermédiaire	x	$6,0 - 2x$		$10,0 - x$		x
État final	x_f	$6,0 - 2x_f$		$10,0 - x_f$		x_f

Réactif limitant : dihydrogène ; $x_f = 3,0$ mol.
 $n_f(\text{CO}) = 7,0$ mol ; $n_f(\text{CH}_4\text{O}) = 3,0$ mol.

4. 1. $n_i(\text{CH}_4) = \frac{m}{M(\text{CH}_4)} = \frac{6,40}{16,0} = 0,400$ mol ; $n_i(\text{O}_2) = \frac{V_i(\text{O}_2)}{V_m} = \frac{28,8}{24,0} = 1,20$ mol.

2. $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 3.

Équation chimique		$\text{CH}_4(\text{g})$	+	$2 \text{O}_2(\text{g})$	$\rightarrow$	$\text{CO}_2(\text{g})$	+	$2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Quantités (mol)	avancement (mol)	$n(\text{CH}_4)$		$n(\text{O}_2)$		$n(\text{CO}_2)$		$n(\text{H}_2\text{O})$
État initial	0	0,400		1,20		0,00		0,00
État intermédiaire	x	$0,400 - x$		$1,20 - 2x$		x		$2x$
État final	x_f	$0,400 - x_f$		$1,20 - 2x_f$		x_f		$2x_f$

Réactif limitant : méthane $x_f = 0,400$ mol ; $n_f(\text{O}_2) = 0,40$ mol ; $n_f(\text{CO}_2) = 0,400$ mol ; $n_f(\text{H}_2\text{O}) = 0,800$ mol.

4. $n_i(\text{O}_2) = 2 n_i(\text{CH}_4) = 0,800$ mol et $V_i(\text{O}_2) = 19,2$ L.

5. 1. L'état initial du système est composé d'eau liquide et des ions fer (II), sulfate, sodium et hydroxyde en solution.
 $n_i(\text{Fe}^{2+}) = C_1 \cdot V_1 = 1,0 \times 10^{-3}$ mol = 1,0 mmol ; $n_i(\text{HO}^-) = C_2 \cdot V_2 = 1,0 \times 10^{-3}$ mol = 1,0 mmol.

2. $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{HO}^-(\text{aq}) = \text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$

3. a.

Équation chimique		$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+	$2 \text{HO}^-(\text{aq})$	$\rightarrow$	$\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$
Quantités (mol)	avancement (mmol)	$n(\text{Fe}^{2+})$		$n(\text{HO}^-)$		$n(\text{Fe}(\text{OH})_2)$
État initial	0,0	1,0		1,0		0
État intermédiaire	x	$1,0 - x$		$1,0 - 2x$		x
État final	x_f	$1,0 - x_f$		$1,0 - 2x_f$		x_f

b. $x_f = 0,5$ mmol ; le réactif limitant est l'ion hydroxyde ; $n_f(\text{Fe}^{2+}) = 0,5$ mmol ; $n_f(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 0,5$ mmol.

6. 1. $2 \text{Al}(\text{s}) + 3 \text{S}(\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3(\text{s})$

2. Si le mélange initial est stoechiométrique, alors : $\frac{n_i(\text{Al})}{2} = \frac{n_i(\text{S})}{3}$; d'où $n_i(\text{S}) = \frac{3}{2} \cdot n_i(\text{Al}) = 1,50$ mol.

5. $n_f(\text{Al}_2\text{S}_3) = 0,50$ mol, d'où $m_f(\text{Al}_2\text{S}_3) = 75$ g.

7. 1. On observe un dépôt rouge de cuivre solide. Le dioxyde de carbone trouble l'eau de chaux.

2. $\text{C}(\text{s}) + 2 \text{CuO}(\text{s}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{Cu}(\text{s})$

3. $m(\text{C}) = 1,2$ g ; $m(\text{CuO}) = 11$ g.

Équation chimique		$\text{C}(\text{s})$	+	$2 \text{CuO}(\text{s})$	$\rightarrow$	$\text{CO}_2(\text{g})$	+	$2 \text{Cu}(\text{s})$
	avancement (mol)	$n(\text{C})$ (mol)		$n(\text{CuO})$ (mol)		$n(\text{CO}_2)$ (mol)		$n(\text{Cu})$ (mol)
État initial	0	0,10		0,14		0		0
État final	x_f	$0,10 - x_f$		$0,14 - 2x_f$		x_f		$2x_f$

$x_f = x_{\text{max}} = 0,07$ mol. L'oxyde de cuivre (II) est le réactif limitant.

$n_f(\text{CuO}) = 0$ mol ; $n_f(\text{C}) = 3 \times 10^{-2}$ mol ; $n_f(\text{CO}_2) = 7 \times 10^{-2}$ mol ;

$n_f(\text{Cu}) = 0,14$ mol.

4. $m(\text{Cu}) = 8,9$ g.

5. $V(\text{CO}_2) = 1,7$ L.

Revues

- *Bulletin de l'Union des physiciens*, « Plaidoyer pour l'utilisation de la variable avancement de la réaction », n° 674, mai 1985.
- *Bulletin de l'Union des physiciens*, « La réaction chimique : moteur, description et symbolisme », n° 817, octobre 1999.
- *Bulletin de l'Union des physiciens*, « Avancement de réaction : une autre approche », n° 828, novembre 2000.
- *Bulletin de l'Union des physiciens*, « Étude d'une réaction chimique grâce à "l'outil" avancement », n° 828, novembre 2000.
- *Bulletin de l'Union des physiciens*, « Tableau d'avancement : avantages et difficultés au long de la scolarité », n° 860, janvier 2004.
- *Pour la science*, n° 257, mars 1999.

Exercices pour aller plus loin

Physique

Exploration de l'espace

1. 1. Échelle de la représentation :

$$\frac{0,22}{1,4 \times 10^{-9}} = 1,6 \times 10^{-10}.$$

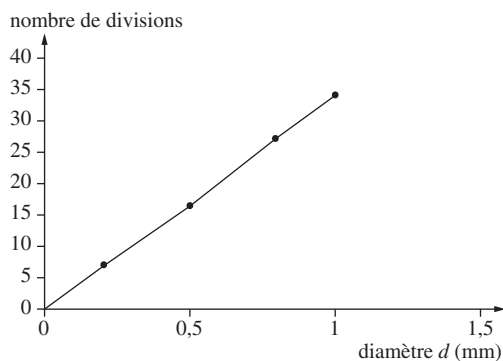
Dans cette représentation, la distance Terre–ballon serait de $150 \times 10^{-9} \times 1,6 \times 10^{-10} = 24 \text{ m}$ et le diamètre de la Terre de :

$$12,8 \times 10^6 \times 1,6 \times 10^{-10} = 2 \times 10^{-3} \text{ m} = 2 \text{ mm}.$$

2. La distance Soleil–Pluton serait de :

$$6 \times 10^{12} \times 1,6 \times 10^{-10} = 960 \text{ m environ}.$$

2. 1.

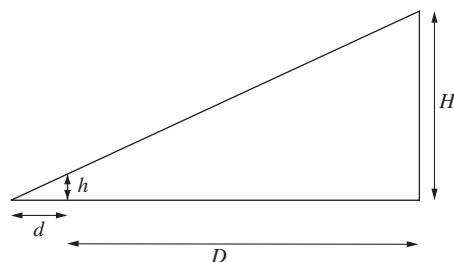


On obtient une droite d'équation $n = 34 d$.

2. Le graphique est peu exploitable. Avec l'équation $n = 34 d$, on trouve pour trois divisions :

$$d = 3/34 = 0,09 \text{ mm} = 90 \mu\text{m}.$$

3. 1. Schématisation de la situation :



2. Un fil à plomb est un fil retenant un objet dense (éventuellement un bloc de plomb, plus couramment du laiton). Maintenu par son extrémité libre, le fil indique, au repos, la direction de la verticale du lieu. On plante la perche de telle sorte qu'elle soit parallèle au fil.

3. Le principe de propagation rectiligne de la lumière.

4. Soient H la hauteur de la falaise, $h = 10$ pieds la hauteur de la perche, $d = 15$ pieds la distance piquet-perche et $D = 500$ pieds la distance piquet-falaise :

$$\frac{H}{h} = \frac{(D + d)}{d}.$$

$$\text{D'où } H = \frac{10 \times 515}{15}, \text{ soit } H = 343 \text{ pieds environ}.$$

Or un pied = 30,48 cm, donc $H = 105 \text{ m environ}$.

5. Pour expliquer cette visée on devrait dire : *Cela fait, il se recula de la distance nécessaire pour que, étant couché*

sur le sable, le rayon lumineux parti de la crête de la muraille et effleurant l'extrémité de la perche pénétrât dans son œil.

4. 1. On limite la portée entre 30 et 45 m, car la portée doit être supérieure à 30 m, afin d'éclairer la route suffisamment loin, et inférieure à 45 m pour ne pas éblouir les autres automobilistes.

2. Relation entre la portée et les longueurs :

$$h \cdot p = D \cdot (p - d).$$

3. Valeurs limites de h : $h = \frac{D \cdot (p - d)}{p}$;

d'où $h = 0,585 \text{ m} = 58 \text{ cm}$ pour $p = 30 \text{ m}$;

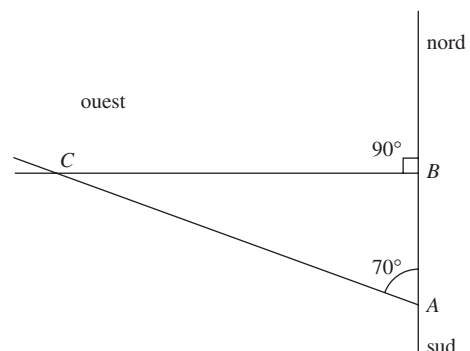
$h = 0,607 \text{ m} = 61 \text{ cm}$ pour $p = 45 \text{ m}$.

4. Quand la voiture est chargée, la portée est :

$$p = \frac{D \cdot d}{D - h}; \quad D = 67 \text{ cm}, \quad h = 63 \text{ cm} \text{ et } d = 3,0 \text{ m};$$

$p = 50 \text{ m}$; les autres automobilistes peuvent donc être éblouis.

5. 1. a. Schéma : A représente la position initiale d'Éloi; C représente la position du pylône. L'échelle n'est pas respectée.

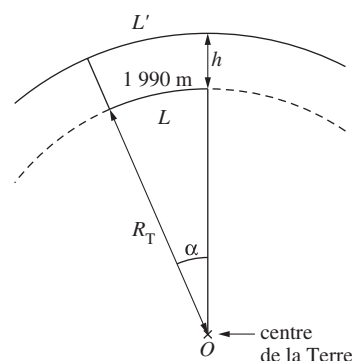


2. Le triangle ABC est un triangle rectangle d'hypoténuse AC , d'où $\cos 70^\circ = \frac{AB}{AC}$ donc $AC = \frac{AB}{\cos 70^\circ}$ et

$$AC = \frac{25}{\cos 70^\circ} = 73 \text{ m}.$$

6. 1. La différence donnée de 93 mm est égale à 0,093 m. Or la différence entre 1 990,93 m et 1 990 m est de 0,93 m, ces deux données chiffrées sont donc incompatibles.

2. a. Schéma du pont vu de profil :



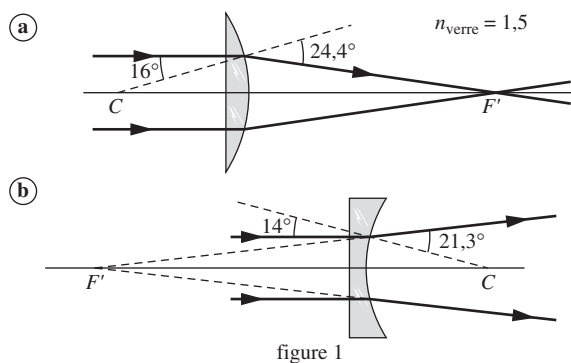
b. Expression de l'angle α : $R_T \cdot \alpha = L$ et $(R_T + h) \alpha = L'$, d'où $\alpha = \frac{L}{R_T}$ et $\alpha = \frac{L'}{(R_T + h)}$.

c. Expression du rayon terrestre : $\frac{L}{R_T} = \frac{L'}{(R_T + h)}$; d'où $R_T = \frac{L \cdot h}{(L' - L)}$.

d. La hauteur de la Tour Eiffel est de 320 m. Hauteur des pylônes $h = 320 - 40 = 280$ m; distance entre les bases des pylônes $L = 1\,990,00$ m et distance entre les sommets des pylônes $L' = 1\,990,093$ m; d'où $R_T = 6,0 \times 10^6$ m, soit environ $6,0 \times 10^3$ km au lieu de $6,4 \times 10^3$ km.

Les messages de la lumière

7. 1., 2. a. et b. Schéma et marche des rayons lumineux à travers les verres correcteurs :



3. a. Pour un myope : verre (b) ; **b.** Pour un hypermétrope : verre (a).

8. 1. a. La surface du Soleil est un corps chaud qui émet un spectre continu. La lumière émise traverse l'atmosphère qui entoure le Soleil et certaines radiations y sont absorbées. La lumière qui nous parvient donne un spectre de raies d'absorption sur fond continu.

b. Le prisme permet aussi de décomposer la lumière.

c. L'écriture 540,0 nm à quatre chiffres significatifs est plus précise que l'écriture 540 nm et ses trois chiffres significatifs.

2. L'échelle du spectre est telle que :

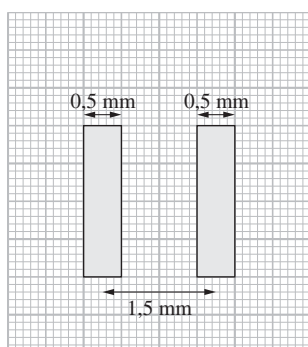
$600,0 - 540,0 = 60,0$ nm est représenté par 150 mm, soit 2,50 mm représente 1,0 nm.

Les centres des raies D_1 (589,0 nm) et D_2 (589,6 nm) présentent un écart de 0,6 nm soit $0,6 \times 2,50 = 1,5$ mm sur le spectre.

La demi-largeur d'une raie noire est de 0,25 mm : il reste un espace de 1,0 mm entre les bords des raies qui sont donc séparées (voir schéma ci-contre).

3. a. Un écart sur le spectre de 68,5 mm correspond à un écart de longueur d'onde de $68,5/2,50 = 27,4$ nm; l'une des raies a donc une longueur d'onde de $540,0 + 27,4 = 567,4$ nm.

Un écart sur le spectre de 108 mm correspond à un écart de longueur d'onde de $108/2,50 = 43,2$ nm;



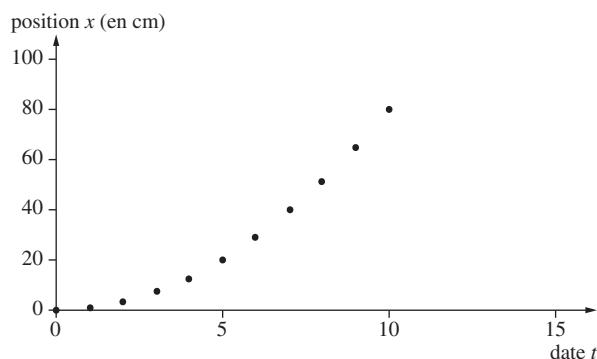
l'une des raies a donc une longueur d'onde de $540,0 + 43,2 = 583,2$ nm.

b. Lors de l'émission de ces deux radiations par le fer, la raie de longueur d'onde 567,4 nm est vert-jaune et celle à 583,2 nm est jaune.

L'Univers en mouvement et le temps

9. 1. Oui, car le mouvement dépend du référentiel d'étude.

2. L'échelle des abscisses n'a pas été respectée.



3. Il n'y a pas proportionnalité, car le graphe n'est pas une droite passant par l'origine.

4. Le mouvement est accéléré, car les distances parcourues pendant des intervalles de temps égaux augmentent.

5. Une force s'exerce sur la bille, son poids :

$$P = m \cdot g = 2 \text{ N},$$

représenté par un vecteur de 2 cm, appliqué au centre de la bille et dirigé vers le bas.

6. Deux forces s'exercent sur la bille : le poids et la réaction du sol. Ces deux forces se compensent car la bille est au repos. La réaction du sol, suivant la verticale, est dirigée vers le haut, a pour valeur 2 N et s'applique au point de contact de la bille sur le sol.

10. 1. Non, il change de sens à 13 s après s'être arrêté à 10 s.

2. Différentes phases du mouvement : de 0 à 4 s : accéléré; de 4 à 8 s : uniforme; de 8 à 10 s : ralenti; de 10 à 13 s : arrêt; de 13 à 15 s : accéléré; de 15 à 19 s : uniforme; de 19 à 22 s : décéléré; de 22 à 25 s : arrêt.

3. Il est soumis à des forces qui se compensent quand il est à l'arrêt ou en mouvement uniforme.

11. 1. a. La composante de la force qui entraîne la luge vers le bas est la composante tangentielle de son poids $\vec{P}_T$.

b. La composante qui empêche le glissement est la composante tangentielle $\vec{R}_T$ de la réaction du sol.

c. La composante de la force qui tend à enfoncer la luge dans la neige est la composante normale $\vec{P}_N$ du poids.

d. La composante de la force qui tend à s'opposer à l'enfoncement de la luge dans la neige est la composante normale $\vec{R}_N$ de la réaction du sol.

e. La composante qui représente les forces de frottement est $\vec{R}_T$.

2. D'après le principe de l'inertie, la luge glisse à vitesse constante, car les forces se compensent.

3. Sur le schéma, on retire la composante tangentielle de la réaction du sol. Le mouvement sera alors accéléré.

4. a. Schéma avec $\vec{R}_T$ deux fois plus faible.

b. Si les frottements sont deux fois moins importants, les forces ne se compensent plus et le mouvement sera accéléré, car $P_T > R_T$.

12. 1. a. La valise est en mouvement dans le référentiel terrestre; elle est immobile dans le référentiel de l'escalier roulant.

b. La valise est soumise à son poids $\vec{P}$ et à la réaction $\vec{R}$ du support.

c. Dans le référentiel terrestre galiléen, le mouvement de la valise est rectiligne et uniforme : les forces appliquées se compensent et $\vec{P} + \vec{R} = \vec{0}$.

d. R est la valeur de la force exercée par l'escalier sur la valise : $R = P = m \cdot g = 15 \times 10 = 1,5 \times 10^2$ N.

e. Schéma : les forces $\vec{P}$ et $\vec{R}$ sont représentées par des segments fléchés verticaux de 3 cm de longueur.

2. a. La valise est soumise à son poids $\vec{P}$ et à la réaction $\vec{R}$ du support. Dans le référentiel terrestre galiléen, le mouvement de la valise est rectiligne et uniforme : les forces appliquées se compensent et $\vec{P} + \vec{R} = \vec{0}$. Schéma : les forces $\vec{P}$ et $\vec{R}$ sont représentées par des segments fléchés verticaux respectivement vers le haut et vers le bas, de 3 cm de longueur.

b. Si les surfaces en contact étaient parfaitement lisses, le tapis ne pourrait entraîner la valise qui resterait en bas du tapis. La valise est entraînée vers le haut parce que les surfaces en contact sont rugueuses et qu'il existe des frottements. La réaction, qui n'est alors plus normale au support, peut compenser le poids.

c. $\vec{P}_N$, composante normale du poids, plaque la valise sur le tapis; $\vec{R}_N$, composante normale de la réaction exercée par le tapis résiste à l'enfoncement du tapis. $\vec{P}_T$, composante tangentielle du poids, tend à entraîner la valise vers le bas du tapis et $\vec{R}_T$, composante tangentielle de la réaction, entraîne la valise vers le haut.

$\vec{P}_T$ tend à diminuer la vitesse sans modifier la trajectoire et $\vec{R}_T$ tend à augmenter la vitesse.

d. $\vec{R}_T$ représente les forces de frottements.

13. 1. L'air est moins dense quand il est chauffé (l'air chaud monte...).

2. Pour que la montgolfière s'élève, il faut que la valeur de la poussée d'ARCHIMÈDE soit supérieure à celle du poids de l'ensemble (ballon et air chaud).

3. La masse du ballon et de ses accessoires vaut $m = (400 + 340) \times 0,489 = 362$ kg.

La masse de l'air chaud est $m' = \rho_{\text{air chaud}} \cdot V$.

Rayon du ballon : $R = \frac{C}{2\pi}$, C désignant la circonférence.

$$R = \frac{110 \times 0,3248}{2\pi} = 5,69 \text{ m.}$$

Le volume du ballon est $V = \frac{4}{3} \pi R^3 = 772 \text{ m}^3$.

Pour que la poussée d'ARCHIMÈDE soit supérieure au poids, il faut $\rho_{\text{air}} \cdot V \cdot g > (m + m') \cdot g$,

soit $\rho_{\text{air chaud}} < \rho_{\text{air}} - \frac{m}{V}$, d'où $\rho_{\text{air chaud}} < 0,83 \text{ kg} \cdot \text{m}^3$.

4. Le ballon perd de l'altitude car la masse volumique de l'air diminuant avec l'altitude, la poussée d'ARCHIMÈDE diminue. Pour éviter la descente, on largue progressivement du lest.

L'air qui nous entoure

14. Les propositions justes sont :

Proposition 1. : les affirmations **b.** et **d.** sont vraies;

Proposition 4. : seules les affirmations **a.**, **b.** et **d.** sont vraies;

Proposition 6. les affirmations **e.** et **f.** sont fausses.

15. 1. La pression atmosphérique est mesurée avec un baromètre :

$$1020 \text{ hPa} = 1,020 \times 10^5 \text{ Pa.}$$

2. Pression du dioxyde de carbone vaut :

$$p = 1,25 \times 10^5 \text{ Pa.}$$

a. La loi du gaz parfait va permettre de connaître la masse de gaz contenu dans la boîte.

b. $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ avec p pression du gaz en Pa, V volume du gaz en m^3 , n quantité de matière en mol, R constante des gaz parfaits et T température en K.

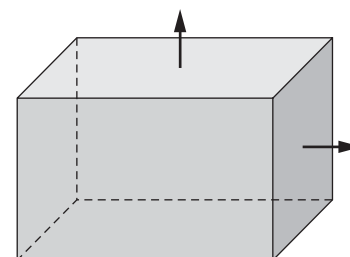
d. Masse de gaz contenue dans la boîte :

$$m = n \cdot M = \frac{p \cdot V \cdot M}{R \cdot T}; V = 8,0 \times 10^{-3} \text{ m}^3;$$

$$p = 1,25 \times 10^5 \text{ Pa}; T = 291 \text{ K}; m = 18 \text{ g.}$$

3. a.

b. Les valeurs de ces forces sont toutes égales. Les forces sont perpendiculaires aux côtés du cube et dirigées de l'intérieur vers l'extérieur du cube.



$$F = (p - p_{\text{atm}}) \times S \text{ avec } S = 4 \times 10^{-2} \text{ m}^2;$$

$$F = (1,25 - 1,02) \times 10^5 \times 4 \times 10^{-2}, \text{ soit } F = 920 \text{ N.}$$

4. a. La vitesse des particules liée à la température et les fréquences des chocs sur les parois ont changé.

b. La pression et la température vont avoir varié.

c. Grandeurs macroscopiques décrivant le gaz dans l'état final : $V_f = 8,0 \times 10^{-3} \text{ m}^3$.

$T_f = 373 \text{ K}$. D'après la relation du gaz parfait : $\frac{p_f}{p_i} = \frac{T_f}{T_i}$, d'où $p_f = 1,60 \text{ bar}$.

d. $F_f = 2320 \text{ N}$.

16. 1. La bulle monte, car la poussée d'ARCHIMÈDE est bien supérieure au poids de la bulle (masse d'eau déplacée bien supérieure à la masse de gaz contenue dans la bulle). Les forces s'exerçant sur la bulle ne sont pas compensées : la bulle se met en mouvement vers le haut (variation de la vitesse dans la direction de la force).

2. a. La pression de l'eau diminue lorsque la bulle monte. D'après la relation du gaz parfait :

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T = \text{constante,}$$

car on considère T comme constante (n inchangé correspond à la quantité de matière à l'intérieur de la bulle), donc si p diminue V augmente.

b. $p \cdot V = p' \cdot V'$, d'où, par exemple, $p \cdot R^3 = p_{200} \cdot R_{200}^3$;
 $R = R_{200} (p_{200}/p)^{1/3}$.

Profondeur (m)	200	100	50	surface
Pression (bar)	21	11	6	1
Rayon (mm)	5	6,2	7,6	13,8

c. $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$; $n = 4,6 \times 10^{-4}$ mol. On admet qu'à cette pression, pourtant importante, le gaz suit la loi du gaz parfait.

3. a. La quantité de diazote dissous dans le sang augmente avec la profondeur.

b. Comme la quantité de diazote dissous dans le sang doit diminuer lors de la remontée, il doit y avoir un dégazage, car la solution est saturée (émission de bulles de gaz dans le sang). Lors de la remontée, les bulles de diazote formées vont augmenter de volume et si on remonte trop rapidement, elles peuvent boucher des artères.

Chimie

Chimique ou naturel

1. 1. Voir le *document 7*, page 233.

2. L'eucalyptol, très soluble dans le cyclohexane et peu soluble dans l'eau, se trouve dans le cyclohexane. Celui-ci étant moins dense que l'eau, il constitue la phase supérieure.

3. Voir le *document 2*, page 209, ou le *document 3* page 201, avec l'eucalyptol dans un faible volume de cyclohexane constituant la phase supérieure.

4. Le diiode à l'état solide disséminé dans du sable contenu dans un flacon fermé (toxicité du diiode) ou une solution acidifiée de permanganate de potassium.

5. L'extrait obtenu et le sirop contiennent tous les deux de l'eucalyptol, mais aussi d'autres espèces dont l'une semble commune. $R_f(\text{eucalyptol}) = 0,35$.

6. Les espèces autres que l'eucalyptol sont plus solubles que celui-ci dans l'éluant utilisé.

7. L'eucalyptol est utilisé comme antiseptique, fébrifuge, vermifuge, cicatrisant.

2. 1. Voir le *document 7*, page 233.

Le chauffage permet d'accélérer la réaction en la rendant plus rapide; le reflux évite la perte des réactifs ou des produits en recondensant leurs vapeurs. La pierre ponce permet de réguler l'ébullition en assurant une température homogène.

2. L'acide sulfurique accélère la réaction (voir *Lexique*, page 365).

3. L'ester formé est peu soluble dans une solution saturée de chlorure de sodium; cette opération favorise la séparation de l'ester et de la phase aqueuse.

4. Sécher une phase organique, c'est en éliminer l'eau.

5. La phase organique contient de l'acétate d'isoamyle et de l'alcool amylique.

6. Voir le *document 2*, page 209, ou le *document 3* page 201, l'ester se trouvant dans la phase supérieure.

7. Le chromatogramme présente plusieurs taches pour

l'essence de banane, ce n'est donc pas une espèce chimique unique, mais un mélange d'espèces chimiques.

8. L'acétate d'isoamyle peut être synthétisé, mais il est présent dans la nature, c'est une espèce *nature-identique*.

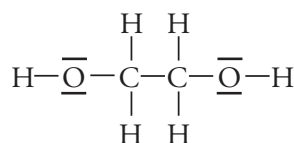
Constitution de la matière

3. 1. D'après le *document 3*, la formule développée de la molécule de glycol est : $\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$

2. a. C : K^2L^4 ; H : K^1 ; O : K^2L^6 .

Il manque respectivement quatre, un et deux électrons à C, H et O pour obtenir une structure stable. Ils doivent donc établir respectivement quatre, une et deux liaisons covalentes.

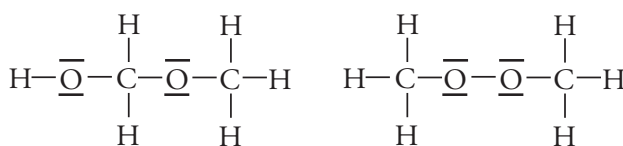
b. $n_e = (2 \times 4 + 4 \times 1 + 2 \times 6) = 24$, donc $n_d = 12$.



glycol ou éthane-1,2-diol

3. a. Deux isomères ont la même formule brute mais des formules développées planes différentes.

b. Représentations de LEWIS :



Remarque : la formule où les deux groupes hydroxy sont portés par le même atome de carbone n'a pas été prise en compte car elle correspond à une espèce instable.

4. 1. a. *Phosphore* : du grec *phosphoros*, lumineux, de *phôs*, lumière et *pherein*, porter.

Cette dénomination rappelle que le phosphore luit dans l'obscurité, sans doute par suite de son oxydation.

b. Dans les os, l'élément phosphore se trouve sous la forme d'ions phosphate PO_4^{3-} .

2. a. $Z = 15$ est le nombre de protons du noyau, 31 est le nombre de nucléons (protons et neutrons).

b. P : $K^2L^8M^5$. Il manque trois électrons à l'atome de phosphore pour obtenir une structure stable en octet.

3. a. L'ion *phosphure* est l'ion P^{3-} .

b. L'ion calcium est l'ion Ca^{2+} .

c. La neutralité électrique globale impose, pour le phosphore de calcium, la formule Ca_3P_2 .

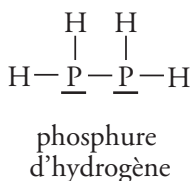
5. 1. « anaérobie » : qui peut vivre dans un milieu dépourvu d'air. Le « gaz des marais » est le méthane. L'odeur nauséabonde de la vase est due à la présence de sulfure d'hydrogène H_2S .

2. a. Le phosphore se trouvant dans la quinzième colonne et les gaz nobles dans la dix-huitième, la valence du phosphore est 3, soit $(18 - 15)$.

3. a. Tous les atomes de la molécule ont la structure électronique du gaz noble le plus proche le phosphore forme donc trois liaisons et l'hydrogène une. Si les deux atomes de phosphore sont unis par une liaison cova-

lente simple, chacun d'eux peut encore se lier à deux atomes d'hydrogène; une molécule de formule P_2H_4 satisfait aux critères de l'énoncé.

b. La molécule P_2H_4 a $(2 \times 5 + 4) = 14$ électrons externes, soit sept doublets. D'après **a.**, la molécule comporte cinq doublets liants; il reste deux doublets non liants, un sur chaque atome de phosphore.



c. Conformément à la règle de répulsion des doublets externes, la disposition des doublets externes autour de chaque atome de phosphore est tétraédrique mais un de ces doublets est non liant : comme on ne sait pas déterminer la position des doublets non liants, la seule information concerne les angles $\widehat{HPP}$, ou $\widehat{HPH}$ qui sont proches de 110° (en fait un peu inférieurs car un doublet non liant « prend plus de place » qu'un doublet liant). La molécule n'est pas plane.

Transformation de la matière

6. 1. a. Pipette jaugée.

b. $m(C_4H_6O_3) = \mu(C_4H_6O_3) \cdot V(C_4H_6O_3) = 21,6 \text{ g}$;

$$n(C_4H_6O_3) = \frac{m(C_4H_6O_3)}{M(C_4H_6O_3)} = \frac{21,6}{102,0} = 0,212 \text{ mol.}$$

$$\begin{aligned} \mathbf{2. a.} \quad V(C_4H_{10}O) &= \frac{m(C_4H_{10}O)}{\mu(C_4H_6O)} \\ &= \frac{n(C_4H_{10}O) \cdot M(C_4H_{10}O)}{\mu(C_4H_6O)}. \end{aligned}$$

$$\text{Or } n(C_4H_{10}O) = n(C_4H_6O_3),$$

$$\text{d'où } V(C_4H_{10}O) = \frac{n(C_4H_6O_3) \cdot M(C_4H_{10}O)}{\mu(C_4H_6O)} = 19 \text{ mL.}$$

b. Éprouvette graduée.

$$\mathbf{3.} \quad n(C_6H_{12}O_2) = \frac{m(C_6H_{12}O_2)}{M(C_6H_{12}O_2)} = 0,163 \text{ mol.}$$

$$\mathbf{4.} \quad V(C_6H_{12}O_2) = \frac{m(C_6H_{12}O_2)}{\mu(C_6H_{12}O_2)} = 21,5 \text{ mL} > 20 \text{ mL};$$

le flacon disponible ne convient pas.

7. 1. Peser $m = 12,0 \times 0,100 = 1,20 \text{ g}$ d'urée dans une capsule de pesée, les introduire dans une fiole jaugée de $100,0 \text{ mL}$ à l'aide d'un entonnoir à solide. Rincer avec de l'eau distillée et récupérer l'eau de rinçage dans la fiole. Remplir celle-ci aux trois quarts avec de l'eau distillée, boucher et agiter pour dissoudre le solide. Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. Boucher et agiter pour homogénéiser.

$$\mathbf{2.} \quad C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{t}{M} = 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$\mathbf{3. a.} \quad F = \frac{C'}{C} = 10.$$

$$\mathbf{b.} \quad V_{\text{mère}} = \frac{V'}{F} = 5,0 \text{ mL.}$$

Prélever, à l'aide d'une pipette jaugée, $5,0 \text{ mL}$ de solution S . Les introduire dans une fiole jaugée de $50,0 \text{ mL}$. Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. Boucher et agiter pour homogénéiser.

c. $m' = n' \cdot M = C' \cdot V' \cdot M = 0,06 \text{ g}$, soit 60 mg .

8. 1. Maladie caractérisée par la présence d'un excès de sucre dans le sang.

2. Insuffisance du taux de glucose dans le sang

3. $m_N(G)$: masse de glucose normalement contenue dans le sang d'un adulte.

$$m_N(G) = C \cdot V \cdot M(G) = 5,55 \cdot 10^{-3} \times 5,5 \cdot 180 = 5,5 \text{ g.}$$

$m_H(G)$: masse de glucose contenue dans le sang du patient en hypoglycémie;

$$m_H(G) = t \cdot V = 0,20 \times 5,5 = 1,1 \text{ g.}$$

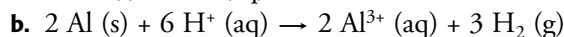
La masse de glucose qu'il doit consommer vaut donc :

$$m(G) = 5,5 - 1,1 = 4,4 \text{ g.}$$

9. 1. Dihydrogène : H_2 .

2. Ion aluminium : Al^{3+} .

3. a. $Al(s)$ et $H^+(aq)$.



4. a. Pipette graduée.

$$\mathbf{b.} \quad n(Al) = \frac{m(Al)}{M(Al)} = \frac{0,60}{27,0} = 22 \times 10^{-3} \text{ mol} = 22 \text{ mmol};$$

$$n(H^+) = C \cdot V = 6,0 \times 10^{-3} \text{ mol} = 6,0 \text{ mmol.}$$

5. a. Voir le tableau page 206.

$x_f = x_{\text{max}} = 1,0 \text{ mmol}$; le réactif limitant est l'ion H^+ .

b. $n(H_2) = 3x_f = 3,0 \text{ mmol}$;

$$V(H_2) = 0,075 \text{ L} = 75 \text{ mL.}$$

10. 1. a. $n(Ca^{2+}) = C_1 \cdot V_1 = 4,5 \text{ mmol}$;

$$n(Cl^-) = 2C_1 V_1 = 9,0 \text{ mmol.}$$

b. $C'_1 = 2 C_1$.

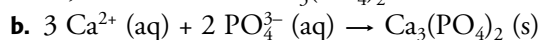
Pour respecter l'électroneutralité de la solution, la quantité d'ions chlorure est le double de celle des ions calcium.

2. $n(PO_4^{3-}) = C_2 \cdot V_2 = 2,0 \text{ mmol}$;

$$n(Na^+) = 3C_2 \cdot V_2 = 6,0 \text{ mmol.}$$

3. Dans l'état initial, le système est composé de $4,5 \text{ mmol}$ d'ions calcium en solution, $Ca^{2+}(aq)$, de $9,0 \text{ mmol}$ d'ions chlorure en solution, $Cl^-(aq)$, de $2,0 \text{ mmol}$ d'ions phosphate en solution, $PO_4^{3-}(aq)$, de $6,0 \text{ mmol}$ d'ions sodium en solution, $Na^+(aq)$ et d'eau.

4. a. Il faut deux ions phosphate pour trois ions calcium, d'où la formule $Ca_3(PO_4)_2$



5. Voir le tableau page 206.

$x_f = x_{\text{max}} = 1,0 \text{ mmol}$; le réactif limitant est l'ion phosphate.

6. a. Dans l'état final, le système est composé de $1,5 \text{ mmol}$ d'ions calcium en solution, $Ca^{2+}(aq)$, de $9,0 \text{ mmol}$ d'ions chlorure en solution, $Cl^-(aq)$, de $6,0 \text{ mmol}$ d'ions sodium en solution, $Na^+(aq)$, de $1,0 \text{ mmol}$ de phosphate de calcium solide et d'eau.

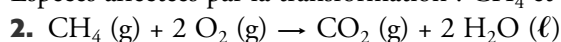
b. $C(Ca^{2+}) = 0,030 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;

$$C(Cl^-) = 0,18 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1};$$

$$C(Na^+) = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

11. 1. Produits : CO_2 et H_2O

Espèces affectées par la transformation : CH_4 et O_2



3. Voir le tableau page 206.

$x_f = x_{\text{max}} = 1,00 \text{ mol}$; le réactif limitant est le dioxygène.

$$\mathbf{4.} \quad n_f(CH_4) = 0,50 \text{ mol}; \quad n_f(CO_2) = 1,00 \text{ mol};$$

$$n_f(H_2O) = 2,00 \text{ mol}; \quad n_f(N_2) = 8,00 \text{ mol.}$$

$$\mathbf{5.} \quad V(CO_2) = 25 \text{ L.}$$

12. 1. Tube 1 : I₂; tube 2 : vitamine C.

2. Avant l'apparition, le diiode est le réactif limitant, après l'apparition, le diiode est en excès. À la limite d'apparition de la teinte bleue violacée, le mélange est stœchiométrique.

3. a. $n(I_2) = C(I_2) \cdot V(I_2) = 28,4 \times 10^{-6} \text{ mol}$.

b. Le mélange est stœchiométrique, donc $n(\text{vitC}) = n(I_2) = 28,4 \times 10^{-6} \text{ mol}$.

$m(\text{VitC}) = 5,0 \text{ mg}$, valeur conforme à l'indication du fabricant.

13. A. 1. Voir le tableau ci-dessous.

2. Burettes graduées.

B. 1. Le réactif limitant est l'ion thiosulfate.

2. Voir le tableau ci-dessous.

L'ion thiosulfate est le réactif limitant,

donc $x_f = \frac{C' \cdot V'}{2} = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol}$.

3. La solution a une teinte voisine de celle du tube 2, donc $C_f(I_2) = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$n_f(I_2) = C_f(I_2) \cdot (V + V') = 1,00 \times 10^{-5} \text{ mol}$.

4. D'après le tableau d'avancement, $n_f(I_2) = C \cdot V - x_f$ et d'après la question 3., $n_f(I_2) = 1,00 \times 10^{-5} \text{ mol}$.

On en déduit : $C \cdot V = 1,00 \times 10^{-5} + x_f = 2,00 \times 10^{-5} \text{ mol}$.

D'où $C = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

9. 5. a.

Équation chimique		$2 \text{ Al (s)} + 6 \text{ H}^+ \text{ (aq)} \rightarrow 2 \text{ Al}^{3+} \text{ (aq)} + 3 \text{ H}_2 \text{ (g)}$			
	avancement (mmol)	$n(\text{Al})$ (mmol)	$n(\text{H}^+)$ (mmol)	$n(\text{Al}^{3+})$ (mmol)	$n(\text{H}_2)$ (mmol)
État initial	0	22	6,0	0	0
État en cours de transformation	x	$22 - 2x$	$6,0 - 6x$	$2x$	$3x$
État final	x_f	$22 - 2x_f$	$6,0 - 6x_f$	$2x_f$	$3x_f$

10. 5.

Équation chimique		$3 \text{ Ca}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{ PO}_4^{3-} \text{ (aq)} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \text{ (s)}$		
	avancement (mmol)	$n(\text{Ca}^{2+})$ (mmol)	$n(\text{PO}_4^{3-})$ (mmol)	$n(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)$ (mmol)
État initial	0	4,5	2,0	0
État en cours de transformation	x	$4,5 - 3x$	$2,0 - 2x$	x
État final	x_f	$4,5 - 3x_f$	$2,0 - 2x_f$	x_f

11. 3.

Équation chimique		$\text{CH}_4 \text{ (g)} + 2 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + 2 \text{ H}_2\text{O} \text{ (l)}$			
	avancement (mmol)	$n(\text{CH}_4)$ (mol)	$n(\text{O}_2)$ (mol)	$n(\text{CO}_2)$ (mol)	$n(\text{H}_2\text{O})$ (mol)
État initial	0	1,50	2,00	0	0
État en cours de transformation	x	$1,50 - x$	$2,00 - 2x$	x	$2x$
État final	x_f	$1,50 - x_f$	$2,00 - 2x_f$	x_f	$2x_f$

13. A. 1.

Solution fille S_i	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5
V_i (mL)	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0
V_{eau} (mL)	9,0	8,0	7,0	6,0	5,0
F_i	10	5,0	10/3	2,5	2
C_i (mol · L ⁻¹)	$5,00 \times 10^{-4}$	$1,00 \times 10^{-3}$	$1,50 \times 10^{-3}$	$2,00 \times 10^{-3}$	$2,50 \times 10^{-3}$

13. B. 2.

Équation chimique		$\text{I}_2 \text{ (aq)} + 2 \text{ S}_2\text{O}_3^{2-} \text{ (aq)} \rightarrow 2 \text{ I}^- \text{ (aq)} + \text{S}_4\text{O}_6^{2-} \text{ (aq)}$			
	avancement (mmol)	$n(\text{I}_2)$ (mol)	$n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$ (mol)	$n(\text{I}^-)$ (mol)	$n(\text{S}_4\text{O}_6^{2-})$ (mol)
État initial	0	$C \cdot V$	$C' \cdot V'$	0	0
État en cours de transformation	x	$C \cdot V - x$	$C' \cdot V' - 2x$	$2x$	x
État final	x_f	$C \cdot V - x_f$	$C' \cdot V' - 2x_f$	$2x_f$	x_f

