MICROMÉGA

Physique-Chimie 1re S

LIVRE DU PROFESSEUR

Sous la direction de
Jean-François Le Maréchal
Maître de conférences à l'École normale supérieure de Lyon

Stanislas Antczak
Lycée Parc Chabrières, Oullins

Laure-Lise Chapellet
Département de chimie,
École Normale Supérieure de Lyon

David Chapot
Lycée Jean-Paul Sartre, Bron

Patrick Charmont
Lycée Aux Lazaristes, Lyon

Marie-Claude Dubief-Goux
Lycée Jean Moulin, Lyon

Ghislain Garcia
Lycée Jean Vilar,
Villeneuve-lez-Avignon

Sébastien Maret
Lycée Claude Lebois, Saint Chamond

Christine Rieu
Lycée Lacassagne, Lyon

Didier Rieu
Lycée Marx Dormoy,
Champigny sur Marne

Sarah Roques
Lycée Juliette Récamier, Lyon

Mélanie Roux
Lycée René Char,
Avignon

Claude Tournus
Lycée Frédéric Faÿs,
Villeurbanne

Karine Braganti
Lycée La Martinière Monplaisir, Lyon

Anna Venancio Marques Serra
Département de chimie,
École Normale Supérieure de Paris

Jacques Vince
Lycée Ampère, Lyon

Hatier

Conception maquette : Graphismes
Édition : Marilyn Maisongrosse et Sofie Creten
Mise en pages et schémas : STDI-Graphismes

© HATIER, Paris, 2011 – ISBN 978-2-218- 95371-2
Toute représentation, traduction, adaptation ou reproduction, même partielle, par tous procédés, en tous pays, faite sans autorisation préalable, est illicite et exposerait le contrevenant à des poursuites judiciaires. Réf. : loi du 11 mars 1957, alinéas 2 et 3 de l'article 41.
Une représentation ou reproduction sans autorisation de l'Éditeur ou du Centre Français d'exploitation du droit de Copie (20, rue des Grands-Augustins 75006 Paris) constituerait une contrefaçon sanctionnée par les articles 425 et suivants du Code Pénal.

Sommaire

Introduction 5

Partie 1 Observer : Couleurs et images

PHYSIQUE 1 Les lentilles minces 11
PHYSIQUE 2 L'œil et l'appareil photographique 19
PHYSIQUE 3 La couleur des objets 27
PHYSIQUE 4 Sources de lumière 35
PHYSIQUE 5 Interactions lumière-matière 41
CHIMIE 6 Colorants et pigments 51
CHIMIE 7 Loi de Beer-Lambert 57
CHIMIE 8 Réaction chimique et bilan de matière 63
CHIMIE 9 Chimie organique et couleur 73
CHIMIE 10 Structures moléculaires 81

Partie 2 Comprendre : Lois et modèles

PHYSIQUE 11 Matière et interactions 91
PHYSIQUE 12 Transformations nucléaires 99
CHIMIE 13 Solides ioniques et solides moléculaires 107
CHIMIE 14 Solvants et solutions 115
PHYSIQUE 15 Changements d'état et énergie 123
CHIMIE 16 Alcanes et alcools 131
CHIMIE 17 Effets thermiques des combustions 143
PHYSIQUE 18 Champs et forces 151
PHYSIQUE 19 L'énergie mécanique 161
PHYSIQUE 20 Le principe de conservation de l'énergie 171

Partie 3 Agir : Défis du XXIe siècle

PHYSIQUE 21 Ressources énergétiques et transfert électrique de l'énergie 177
PHYSIQUE 22 Stockage et conservation de l'énergie chimique 189
CHIMIE 23 Les piles et l'oxydo-réduction 197
CHIMIE 24 Nanochimie. Alcools, aldéhydes et cétones 205
CHIMIE 25 Acides carboxyliques et synthèses de matériaux 213

Introduction

Présentation de ce livre du professeur

Avec le présent ouvrage d'accompagnement, les auteurs ont souhaité aider, de plusieurs façons, les enseignants qui ont adopté notre manuel *Microméga* Première S. Les réponses aux questions posées dans le manuel de l'élève occupent la plus grande place : il n'est pas une question dont nous ne donnions la réponse. L'objectif est d'aider nos collègues à préparer leur enseignement de façon concrète et directe : tous les calculs sont proposés et détaillés, les figures sont données.

La seconde aide que nous proposons est d'expliciter la façon dont nous avons interprété le programme et comment cela s'est traduit dans le manuel de l'élève, en particulier dans les activités.

Cette aide est donc indirecte, c'est un second niveau de lecture.

Elle permet à l'enseignant de trouver des fils directeurs dans chaque chapitre, de savoir sur quoi il faut insister, de comprendre pourquoi nous avons posé telle question et d'en tirer le meilleur parti dans son enseignement.

Cet ouvrage d'accompagnement traite de chaque chapitre dans l'ordre du manuel, en commençant par une introduction générale au chapitre, puis se poursuivant par l'étude des activités avec, à chaque fois, un paragraphe introductif, la correspondance avec le programme, et les corrigés.

Souvent, des commentaires sont fournis pour éclairer un ou plusieurs points particuliers de l'activité.

Viennent ensuite les corrigés des exercices qui ne sont pas déjà fournis dans le manuel de l'élève.

La présente introduction détaille les différentes composantes du manuel de l'élève, et permet de découvrir certaines originalités afin de s'en servir efficacement.

Un programme où physique et chimie sont imbriquées

La principale nouveauté du programme officiel est l'imbrication de la physique et de la chimie, à la différence des précédents programmes qui séparaient clairement la partie physique de la partie chimie.

C'est pour cette raison que nous avons proposé un livre unique, rédigé par une unique équipe d'auteurs coordonnée par un seul responsable.

Une véritable unité a été ainsi recherchée, permettant à des rappels d'être proposés d'un chapitre à un autre, même s'ils ne sont pas de la même discipline, et aux textes proposés d'être aussi cohérents que possible.

La partition en deux ouvrages (physique et chimie séparées) permet aux élèves de ne porter dans leur sac à dos qu'une partie de l'ouvrage à chaque transport scolaire.

Le découpage par chapitres fut réalisé à partir du programme, sans le réorganiser, à part l'inversion du chapitre sur le bilan de matière et celui sur la spectroscopie.

Il s'est trouvé que chaque chapitre est soit pleinement de la physique, soit de la chimie.

Il pourrait être rétorqué que le chapitre 5, traitant de l'introduction à la mécanique des *quanta*, est à la fois de la physique et de la chimie.

Il en est de même pour les transferts d'énergie thermique entre les corps chauds et les corps froids (chapitre 15).

Ces deux chapitres proposent, en effet, des outils physico-chimiques classiques, utilisables à la fois en physique et en chimie, et ces chapitres sont homogènes de ce point de vue.

Notre découpage a conduit à 25 chapitres qui sont tous raisonnablement courts, afin de permettre au professeur de regrouper, s'il le souhaite, les contenus de deux chapitres à sa convenance. Pour l'élève aussi, il nous a semblé que le travail sur un chapitre de 14 ou 16 pages était moins décourageant qu'un travail sur un chapitre de longueur double. De ce fait, l'objectif de chaque chapitre est clair.

Certains concepts comme la lumière, les spectres, l'énergie ou les interactions coulombiennes servent de fil conducteur d'un chapitre à l'autre. Leur compréhension va croissant et ils sont explorés tantôt avec le point de vue d'un physicien, et tantôt avec celui d'un chimiste. Cette approche intégrée justifie pleinement de n'avoir pas séparé ces deux disciplines.

Chapitres classiques et chapitres non classiques

Certains chapitres présentent des notions que l'enseignement a l'habitude de traiter dans le même esprit que dans les précédents programmes. Parfois le chapitre va plus ou moins loin que dans le passé, mais l'approche est la même. C'est le cas des chapitres :

- 1 *Les lentilles minces* (optique géométrique et formule de conjugaison).
- 2 *L'œil et l'appareil photographique*.
- 3 *La couleur des objets* (lumière et couleur)
- 7 *Loi de Beer-Lambert* (qui a été placé avant celui sur le bilan de matière afin de permettre à l'enseignant de disposer d'un outil d'analyse quantitative pour effectuer des bilans).
- 8 *Réaction chimique et bilan de matière* (bilan de matière, tableau d'avancement).
- 11 *Matière et interactions*.
- 12 *Transformations nucléaires* (qui va moins loin que le chapitre correspondant du précédent programme de Terminale).
- 13 *Solides ioniques et solides moléculaires* (qui va plus loin avec les solides moléculaires).
- 16 *Alcanes et alcools*.
- 17 *Effets thermiques des combustions* (qui est celui de l'ancienne Première S, mais sans l'approche microscopique).
- 19 *L'*énergie mécanique.

D'autres chapitres traitent de connaissances classiquement enseignées, mais avec un aspect nouveau. Il s'agit des chapitres :

- 6 *Colorants et pigments* (qui met en relation la synthèse des composés colorés et leur spectre visible).
- 9 *Chimie organique et couleur* (qui intègre dans un même chapitre la notion de composé organique, les indicateurs colorés et qui ajoute une nouvelle notion, celle de système de doubles liaisons conjuguées, pour justifier de la couleur).
- 10 *Structures moléculaires* (qui traite de la géométrie des molécules dans le cadre simplifié de la théorie de la répulsion des paires d'électrons de valence (VSEPR – Gillespie), mais qui ajoute la notion d'isomérisation photochimique d'une molécule possédant des isomères Z et E.)
- 14 *Solvant et solutions* (qui traite de la mise en solution de composés ioniques et de la relation entre la stœchiométrie du sel et la composition de la solution ; ce qui est nouveau est d'impliquer la notion d'électroneutralité et d'aller jusqu'aux interactions de van der Waals et aux liaisons hydrogène).
- 20 *Le principe de conservation de l'énergie* (qui est introduit à propos des discussions historiques sur la découverte du neutrino) .
- 21 *Ressources énergétiques et transfert électrique de l'énergie* (qui utilise le principe de conservation de l'énergie tour à tour dans le cas de la consommation domestique de l'énergie et dans le cas de l'électricité avec les relations usuelles liées à l'effet Joule) .
- 23 *Piles et oxydoréduction* (qui survole ces notions, en adoptant le point de vue de l'énergie).

Quelques chapitres introduisent des notions nouvelles :

- 4 *Sources de lumière* (avec la loi de Wien)
- 5 *Interactions lumière-matière* (une délicate introduction à la mécanique quantique dont, certes, les principales connaissances (photon, relation $E = h\,\nu$, relation $\nu = \frac{c}{\lambda}$) étaient enseignées en Terminale S, mais qui sont abordées dans ce programme avec une logique différente, par exemple comme complément de l'étude de la loi de Wien, et dans le but d'effectuer un travail important sur les spectres électroniques.)
- 18 *Champs et forces* (qui sont appliquées aux champs électrostatique, magnétique, gravitationnel, de pression, de température et de vitesse du vent (en météo)).
- 22 *Stockage et conservation de l'énergie chimique* (qui donne le point de vue énergétique de la combustion et de l'effet de serre).

Les chapitres 24 *Nanochimie. Alcools, aldéhydes et cétones* et 25 *Acides carboxyliques et synthèses de matériaux* sont un peu particuliers. L'essentiel des connaissances est des plus classiques puisqu'il s'agit des bases de la chimie organique sur les oxydations d'alcools. Ces chapitres ont été associés, comme le demande le programme, l'un à un appendice sur la nanochimie, l'autre à une approche des matériaux. Ces additifs ont été traités par quelques activités et quelques exercices, anticipant qu'en fin d'année, les professeurs auront en priorité à boucler le programme.

Contenu des chapitres

Le contenu de chaque chapitre suit une même organisation :

- une page introductive,
- des activités de différentes natures,
- un cours,
- un essentiel,
- une page de culture scientifique,
- un ou deux exercices résolus,
- des tests de compétences,
- des exercices d'entraînement permettant de travailler sur des connaissances nouvelles ;
- des exercices d'approfondissements utilisant toutes les notions du chapitre.

La **page introductive** présente le chapitre, ses objectifs, et sa problématique avec une photo commentée que l'enseignant peut projeter à l'ensemble de la classe (elle figure dans le cédérom).

Les **activités** commencent par une activité simple, courte, dont l'objectif est d'aborder un des objectifs importants du chapitre en réactivant quelques connaissances que l'élève a précédemment acquises. Par exemple, la première activité du premier chapitre est une observation de faisceaux de lumière au travers de plusieurs systèmes optiques, dont des lentilles, ce qui permet d'aborder la notion de convergence (nouvelle connaissance) tout en réinvestissant le vocabulaire sur la lumière acquis au collège. Parmi les autres activités, une possède quasiment toujours un caractère expérimental (TP classique ou démarche d'investigation). Suivant les cas, les autres activités peuvent être, des exploitations de données, des études documentaires, éventuellement basées sur l'histoire des sciences ou des activités visant à recueillir et exploiter des informations, compétence qui sera énormément travaillée en Terminale

Le **cours** prend en charge toutes les connaissances évoquées dans le programme, que ce soit dans la colonne de gauche ou dans celle de droite. Il est entrecoupé d'applications qui illustrent les principales notions et de schémas qui permettent de comprendre ces notions. Ces schémas peuvent être repris sur le cédérom pour être commentés en classe. Ils contiennent parfois la totalité de la connaissance que l'élève doit acquérir. Le cours se prolonge par un essentiel qui peut également être utilisé par le professeur aimant synthétiser les connaissances d'un chapitre avant de passer au suivant. Ces essentiels sont repris dans le cédérom pour être projetés en classe.

La page de **culture et sciences** présente deux thèmes qui sont censés répondre au dernier item du programme (voir le bas de la page 7 du manuel de l'élève) : *créer et innover*. Le professeur est supposé mettre en place des projets de classe ou de groupe à propos de relations science-société. Les thématiques de ces pages sont prévues pour en donner des exemples. Des implications sociétales, historiques, techniques ou culturelles des connaissances du chapitre sont proposées sous forme d'un court paragraphe et d'une illustration. Le professeur peut suggérer leur lecture aux élèves parfois peu enclins à utiliser leur livre en dehors des pages d'exercices.

La partie d'**exercices** de chaque chapitre enchaîne :

- un ou deux exercices résolus accompagnés de conseils pour comprendre l'énoncé et de conseils pour rédiger les réponses,
- des tests de connaissances,
- des exercices abordant un spectre de connaissances de plus en plus large.

Les exercices dont une solution est donnée en fin de manuel sont signalés par leur numéro contenu dans une pastille rouge accompagnée de la mention « résolu ».

Rabats de couverture

Nous avons proposé six pages d'informations, fréquemment utilisées, dans les rabats de couverture pour aider l'élève dans son travail. Les notions suivantes sont répertoriées et organisées :

- Les principales grandeurs et leurs unités et symboles, avec une mention spéciale quand il s'agit d'une unité de base du Système International (SI).

  L'élève devra, au terme de l'année, les connaître toutes ; ce tableau est donc une source permanente d'informations en même temps qu'un support pour tester ses connaissances.
- Les valeurs de quelques constantes, avec la totalité des chiffres significatifs connus actuellement ; c'est une source intéressante pour l'enseignant et également une base de réflexion pour l'élève qui doit comprendre comment ces valeurs sont arrondies au cas par cas, et pourquoi.
- Un grand tableau de relations usuelles est donné, avec le renvoi aux pages du livre où elles sont introduites, avec schémas et unités. Ce tableau fonctionne à la fois comme aide-mémoire et comme repère pour que l'élève puisse constater qu'il n'est pas passé à côté d'une formule importante.
- Quelques données astronomiques sont également fournies.
- Des aides à la nomenclature des ions avec lesquels les élèves doivent se familiariser (carbonate, carboxylate, ...) et de même pour les groupes caractéristiques en chimie organique. La nomenclature est en effet à la base du langage de la chimie et les élèves doivent l'acquérir à l'usage.
- Un triangle des couleurs est proposé : il s'agit d'une version beaucoup plus performante et opératoire de l'étoile des couleurs qui permet de retrouver les couleurs complémentaires. Dans cette version, de nombreuses nuances de couleurs sont proposées, accompagnées des longueurs d'onde correspondantes et des couleurs primaires en synthèse additive (RVB) et soustractive (CMJN).
- Quelques formules de périmètres, d'aires et de volumes sont fournies car elles sont utilisées dans l'ouvrage. Dans le même genre d'idée, des conversions de volume et des valeurs des multiples et sous-multiples sont données.
- La classification périodique est également présente ; elle est à jour des éléments lourds reconnus par l'IUPAC et des symboles définitivement acceptés. Les masses molaires sont fournies avec une décimale après la virgule ; nous avons estimé que c'était suffisant pour les applications numériques en chimie. Les valeurs utilisées pour les transformations nucléaires, qui sont des masses de noyaux pour un isotope, et non des masses moyennes pour chaque élément chimique sont fournies au fur et à mesure des besoins, essentiellement dans les chapitres 12 et 20.

Fiches méthodes

L'enseignant pourra s'appuyer sur 15 fiches méthodes fournies en fin d'ouvrage (page 355 et suivantes). Il y trouvera des fiches méthodes classiques sur des généralités (*Chiffres significatifs et opération sur les puissances de 10, Réalisation et exploitation d'un enregistrement de vidéos, Fonction affine*), sur un outil courant en physique (*Tracé des rayons* en optique géométrique) ou en chimie (*Nomenclature*, *La verrerie en chimie*, *Préparations d'une solution par dilution*, *Réalisation d'une* échelle de teintes, *Spectrophotométrie*, *Tableau d'avancement*, *Équation d'oxydo-réduction* et *Chromatographie sur couche mince*). Quelques aides sur la recherche avec internet sont proposées. Une fiche méthode permet ainsi d'insister sur la bonne utilisation des moteurs de recherche et de comprendre la base de l'organisation des informations sur le net.

La toute première fiche méthode proposée (*Vocabulaires des consignes*) est particulièrement originale. Il s'agit d'une définition des consignes utilisées en activités : calculer, décrire, déduire, définir, etc. Ces consignes sont souvent confuses pour les élèves. La raison est que d'une part de telles consignes sont intrinsèquement délicates et que, d'autre part, elles correspondent souvent à des attentes variables suivant les situations. Nous avons donc proposé des définitions qui devraient trouver l'accord de tous les enseignants, et nous avons pris grand soin de faire en sorte que, pour les activités, les consignes correspondent exactement, au sens le plus strict, à ces définitions. Ces consignes y sont mises en caractères gras pour attirer l'attention des élèves. Dans les exercices, en revanche, nous les avons utilisées avec leur acception usuelle, que l'élève doit adapter à la situation, comme cela se pratique en particulier dans les énoncés des exercices du baccalauréat.

Pictogrammes, repères

Afin d'aider les usagers du manuel, des pictogrammes ont été placés pour avertir d'un type d'activité (exploitation de données, TP, démarche d'investigation…). Avec un peu d'habitude, leur usage s'avère commode. Leur définition est donnée p. 5. L'information du caractère de découverte d'une activité est également donnée ; cette signification indique que le travail peut être proposé au début de l'enseignement, soit pour remplacer un cours, soit pour l'introduire.

Tests de connaissances

Deux types de tests de connaissances sont proposés aux élèves. En début de partie, des rappels sous forme de QCM sont proposés. Ils concernent des rappels de mathématiques, de physique ou de chimie. Il est judicieux d'orienter régulièrement les élèves qui en éprouvent le besoin vers leur usage.

En fin de chapitre, ce sont les nouvelles connaissances qui sont testées ; les questions posées sont en rapport immédiat avec des extraits du programme qui sont également donnés. L'élève est donc informé de ce qu'il doit savoir pour chaque chapitre : le contrat est clairement indiqué.

Accompagnement numérique

L'accompagnement numérique est autant pour le manuel de l'élève que pour le livre du professeur. Pour le cédérom du manuel, l'utilisateur trouvera des fiches d'introduction de chaque chapitre, sous forme de problématisation illustrée. Ces fiches permettent d'annoncer l'intérêt du chapitre. Des outils de travail sont fournis, pour chaque chapitre, sous forme d'un simulateur, d'une vidéo et de questionnaires sur les connaissances du chapitre. Enfin, des diapositives de synthèse des connaissances du chapitre sont proposées, pour être projetées et pour en discuter avec la classe.

L'accompagnement numérique du livre du professeur correspond au présent livre. Il peut être pratique pour rechercher de l'information grâce au moteur de recherche, ou pour récupérer des schémas.

PHYSIQUE

1

Les lentilles minces

Introduction au chapitre (p. 11)

Ce chapitre est le premier du thème « Observer ». Il s'inscrit dans un cadre d'optique géométrique où la propagation de la lumière au travers des lentilles convergentes est modélisée par la classique marche des rayons au travers des lentilles minces convergentes et la relation de conjugaison qui en découle.

La relation du grandissement et le modèle de l'œil réduit sont également présentés.

Ce premier chapitre permet aussi d'aborder, autour de ces notions, trois attitudes essentielles à mettre en œuvre pendant les démarches scientifiques : observer, modéliser et expérimenter. Ainsi, la première activité du chapitre s'inscrit dans ce cadre avec l'observation de la traversée d'objets de différentes formes en matière plastique, par des faisceaux de lumière. Avec la deuxième activité, l'élève est invité à mettre l'accent sur la modélisation avec l'introduction de la notion d'œil réduit. Enfin, dans la troisième activité, l'élève expérimente afin d'établir la relation de conjugaison des lentilles minces convergentes et de calculer des grandissements. Ces manipulations seront l'occasion de porter un regard critique sur la notion de précision des mesures et d'utiliser éventuellement des tableurs-grapheurs.

Le sujet d'étude de départ de ce chapitre est donc la lumière, support familier de propagation d'informations. Pendant toute la première partie, cette notion servira de fil rouge à l'exploration d'un grand nombre d'autres notions, tant en physique qu'en chimie. Mais comment interpréter la propagation de la lumière ? Comment détecter la lumière ? Comment la dévier, la guider ? Pour répondre à ces questions, il est nécessaire que les élèves aient certains prérequis de physique acquis en classe de Seconde :

- le modèle du rayon lumineux,
- les lois de Snell-Descartes relatives à la réfraction,
- et quelques prérequis de géométrie. Notre approche permet aux élèves de n'avoir besoin que de peu de connaissances en géométrie. La notion de parallèle est indispensable, ainsi que les relations de bases des triangles semblables, ce que les élèves ont appris dès la classe de Quatrième autour du théorème de Thalès.

Nous utiliserons la notion de distance algébrique en la définissant à la fois dans les activités introductives et dans le cours. Les élèves n'apprennent plus cette notion en mathématiques, mais nous pensons qu'elle est accessible à leur niveau, et incontournable pour l'enseignement des bases de l'optique.

Au travers de ce chapitre, les connaissances nouvellement acquises sont :

- la modélisation de l'œil qui est un organe familier, dont seule la propriété de créer une image réelle est modélisée ici (la propriété de percevoir les couleurs sera modélisée dans le chapitre 3).
- la présentation des lentilles minces convergentes avec leurs caractéristiques et la modélisation de leurs interactions avec la lumière. Ceci se traduira par la connaissance de la marche des rayons pour la construction des images.
- un savoir-faire expérimental : déterminer la taille et la position de l'image d'un objet donnée par une lentille mince convergente. Ces mesures seront exploitées afin de modéliser le comportement d'une lentille mince convergente.

Les lentilles convergentes sont au cœur de ce chapitre et, fait rare, leur définition, donnée au début du cours n'est pas utilisée dans le chapitre. Seules quelques propriétés le sont. Cela vient du fait que le lien entre la définition et ces propriétés n'est pas du niveau de la classe de Première. Dans l'esprit de ce chapitre, les lentilles convergentes sont donc des objets caractérisés par une vergence et dont la traversée de la lumière est modélisée par quelques règles simples.

Ce chapitre permet de poser les bases et les notions fondamentales pour aborder les notions du chapitre 2 « L'œil et l'appareil photographique ».

Activités

1 Les lentilles (p. 12)

Exploitation de données

Objectif

À partir d'un document illustrant différentes formes de lentilles, les élèves sont amenés à découvrir le fait que les lentilles optiques dévient la lumière et à distinguer les lentilles convergentes des lentilles divergentes par leurs formes géométriques et leur effet sur une série de faisceau de lumière parallèle.

Correspondance avec le programme

Lentilles minces convergentes.

Corrigé

a. La lumière est constituée de faisceaux parallèles avant les objets, et ces faisceaux sont convergents, divergents ou parallèles suivant les cas après la traversée des objets.

b. Les cas où la lumière converge sont les cas 2 et 3.

c. Pour les objets en matière plastique des cas 1 et 4 : les rayons émergents sont divergents.

Pour les objets en plastique des cas 5 et 6, les rayons émergents restent parallèles entre eux.

Pour les objets en plastique des cas 2 et 3, les rayons émergents sont convergents.

Les objets dont les bords sont plus minces que l'épaisseur centrale et dont au moins une des faces est sphérique convexe permettent à la lumière émergente de converger.

Les objets « convergents » ont donc au moins l'une des faces (dioptres) convexe et leurs bords plus minces que leur centre.

d. Les lunettes de vue, les appareils photographiques, les loupes, les microscopes utilisent des lentilles convergentes.

e. Dans le cas des systèmes optiques simples comme les lunettes ou les loupes, il suffit de les mettre sur le trajet d'un faisceau de lumière raisonnablement parallèle (comme la lumière du Soleil ou d'un plafonnier d'une salle de cours) et de déplacer un écran derrière le dispositif optique afin de repérer l'existence d'un point de convergence des faisceaux.

2 Modélisation de l'œil (p. 12)

Exploitation de données

Objectif

Avec cette activité, il s'agit de présenter un capteur naturel et familier de la lumière : l'œil. Une coupe schématique de l'œil est proposée et permet de faire un lien entre la forme du cristallin et les lentilles convergentes identifiées à l'activité 1. Cette ressemblance suffit à faire émerger le modèle de l'œil réduit.

Dans la suite du chapitre et dans le chapitre suivant, l'œil est modélisé par une lentille mince convergente et un écran.

Correspondance avec le programme

Décrire le modèle de l'œil réduit et le mettre en correspondance avec l'œil réel.

Corrigé

a. Pour que la lumière parvienne jusqu'à la rétine, il faut que la cornée, l'humeur aqueuse, le cristallin et l'humeur vitrée soient des milieux transparents.

b. Sur la figure 2, la pupille est représentée par un trou.

Plus le flux lumineux est important, plus le diamètre la pupille diminue et, *a contrario*, plus ce flux diminue, plus son diamètre augmente.

Son rôle est donc de réguler la quantité de lumière pénétrant dans l'œil.

c. La forme du cristallin fait penser à l'objet convexe 2 de la **figure 1**. Les faisceaux de lumière émergents dans l'humeur vitrée devraient donc converger.

d. Seuls la pupille, le cristallin et la rétine sont ainsi modélisés : la pupille est modélisée par un diaphragme, le cristallin est modélisé par une lentille convergente et la rétine est modélisée par un écran.

Commentaire

Dans le chapitre 3, le modèle de l'œil, qui est ici purement géométrique, sera enrichi avec l'explication de la perception des couleurs, propriété de l'œil totalement ignorée du modèle de l'œil réduit.

3 Modélisation du comportement de la lumière (p. 13)

TP Travaux pratiques

Objectif

L'activité expérimentale de ce chapitre permet à l'élève d'acquérir différentes compétences et des savoir-faire comme :

- réaliser une image d'un objet par une lentille convergente sur banc optique,
- mesurer la taille et la position d'une image,
- estimer la précision de ces mesures,
- tracer un graphique et modéliser la courbe obtenue par un modèle proposé.

Correspondance avec le programme

Modéliser le comportement d'une lentille mince convergente à partir d'une série de mesures.

Liste du matériel

Par binôme :

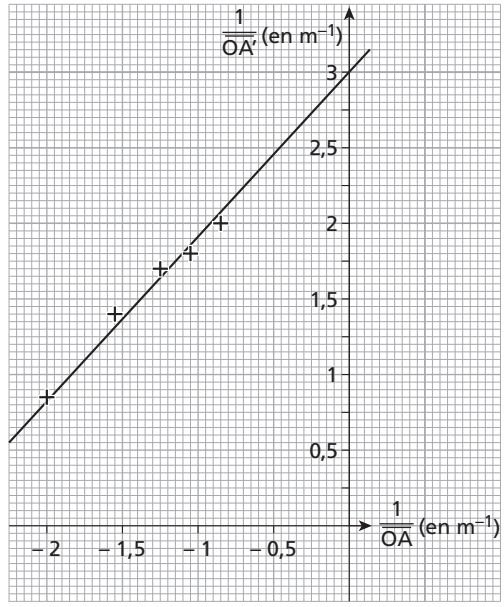
- un banc optique,
- une lentille de vergence + 3 δ par exemple, et un porte-lentille,
- une source de lumière blanche,
- un objet,
- un écran,
- un ordinateur avec un logiciel de traitements de données pour éventuellement tracer et modéliser la fonction $\frac{1}{\overline{OA'}} = f\left(\frac{1}{\overline{OA}}\right)$. Sinon, prévoir une feuille de papier millimétré.

Corrigé

a. Mesures réalisées avec une lentille de vergence + 3 δ et un objet de taille $\overline{AB} = 1{,}0$ cm.

$\overline{OA}$ (en m)	$\overline{OA'}$ (en m)	$\frac{1}{\overline{OA}}$ (en m^{-1})	$\frac{1}{\overline{OA'}}$ (en m^{-1})
$-50{,}0.10^{-2}$	1,17	− 2,00	0,86
$-65{,}0.10^{-2}$	$70{,}9.10^{-2}$	− 1,54	1,4
$-80{,}0.10^{-2}$	$58{,}8.10^{-2}$	− 1,25	1,7
$-90{,}0.10^{-2}$	$54{,}6.10^{-2}$	− 1,11	1,8
-105.10^{-2}	$50{,}8.10^{-2}$	− 0,95	2,0
$-110{,}0.10^{-2}$	$49{,}5.10^{-2}$	− 0,91	2,0

b. La représentation graphique de $\frac{1}{\overline{OA'}} = f\left(\frac{1}{\overline{OA}}\right)$ est modélisable par une droite de coefficient directeur égal à 1,05, dont l'ordonnée à l'origine correspond à la constante k cherchée : $k = 2{,}99$ m^{-1}.



c. La précision des données est estimée à 0,5 cm pour $\overline{OA}$ et pour $\overline{OA'}$.

D'après le graphe, l'estimation de la précision sur la constante k est 0,01 m^{-1}.

Ainsi, la constante k peut être écrite avec trois chiffres significatifs : $k = 2{,}99$ m^{-1}.

d. La relation de conjugaison est $\frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} = C$. La constante k de l'expérience est donc la vergence C. Soit $C = 2{,}99$ m^{-1} donc la distance focale vaut $f' = 0{,}333$ m.

e. Mesures réalisées avec une lentille de vergence + 3 δ et un objet de taille $\overline{AB}$ =1,0 cm.

$\overline{OA}$ (en m)	$\overline{OA'}$ (en m)	$\frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}}$	$\overline{A'B'}$ (en cm)	$\frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}}$
$-50{,}0.10^{-2}$	1,17	− 2,34	− 2,2	− 2,2
$-65{,}0.10^{-2}$	$70{,}9.10^{-2}$	1,09	− 1,1	− 1,1
$-80{,}0.10^{-2}$	$58{,}8.10^{-2}$	0,735	− 0,80	− 0,80
$-90{,}0.10^{-2}$	$54{,}6.10^{-2}$	0,607	− 0,60	− 0,60
-105.10^{-2}	$50{,}8.10^{-2}$	0,483	− 0,50	− 0,50
$-110{,}0.10^{-2}$	$49{,}5.10^{-2}$	0,450	− 0,45	− 0,45

Une valeur négative du grandissement γ traduit que l'image est inversée par rapport à l'objet.

f. On constate qu'aux imprécisions de mesures près, $\frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}} = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}}$

On retrouve donc la relation $\gamma = \frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}} = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}}$

Exercices

Test

1 **a.** Le modèle de l'œil réduit comporte un diaphragme à iris, une lentille convergente et un écran.

b. Le diaphragme à iris modélise la pupille, la lentille convergente modélise le cristallin et l'écran modélise la rétine.

2 **a.** Les rayons lumineux émis par un point A d'un objet, après la traversée d'une lentille convergente, peuvent soit converger vers un même point A', soit sembler provenir du même point A' : dans les deux cas, le point A' est appelé *point image*.

L'ensemble des points de l'objet donnent par la lentille un ensemble de points images qui s'appelle l'*image de l'objet*.

b. Pour trouver graphiquement la position de l'image d'un objet, il faut tracer des rayons particuliers issus d'un point (en dehors de l'axe optique) de l'objet. Ces rayons convergent ou semblent provenir d'un point image de ce point objet. Si l'objet est perpendiculaire à l'axe optique, l'image l'est aussi : ce qui permet de trouver la position de l'image.

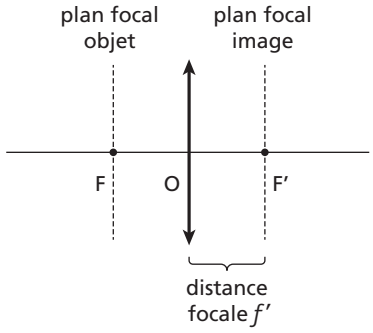
3 Un rayon :

a. passant par le centre optique n'est pas dévié.

b. passant par le foyer objet émerge parallèlement à l'axe optique.

c. parallèle à l'axe optique avant la lentille émerge en passant par le foyer image.

4



5 **a.** $C = \dfrac{1}{f'}$

b. C s'exprime en dioptries (δ) ou en m^{-1} et f' s'exprime en mètres (m).

6 $\gamma = \dfrac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}} = \dfrac{\overline{OA'}}{\overline{OA}}$

Exercices d'entraînement

7 **Vrai ou faux ?**

a. *Faux :* Les foyers sont effectivement symétriques par rapport au centre optique, mais leurs distances **algébriques** ne sont pas égales, elles sont opposées : $\overline{OF'} = -\overline{OF}$

b. *Vrai :* la vergence d'une lentille est l'inverse de sa distance focale : $C = \dfrac{1}{f'}$

c. *Faux* : l'image d'un objet qui se trouve à l'infini se forme dans le plan focal image de la lentille et non à une distance infinie.

d. *Vrai* : quand l'objet est à l'infini, son image se forme dans le plan focal image.

Si l'objet se trouve dans le plan focal objet, son image est à l'infini.

e. *Faux* : une image virtuelle ne peut pas être recueillie sur un écran.

f. *Faux :* une image virtuelle est du même côté de l'objet par rapport à la lentille convergente.

8 **Taille de l'image**

a. D'après la relation de conjugaison :

$\dfrac{1}{\overline{OA'}} - \dfrac{1}{\overline{OA}} = \dfrac{1}{f'} = C$ soit $\dfrac{1}{\overline{OA'}} = \dfrac{1}{\overline{OA}} + C = \dfrac{C \times \overline{OA} + 1}{\overline{OA}}$

Ainsi $\overline{OA'} = \dfrac{\overline{OA}}{C \times \overline{OA} + 1}$

donc $\overline{OA'} = \dfrac{-30.10^{-2}}{8{,}0 \times (-30.10^{-2}) + 1}$

soit $\overline{OA'} = 0{,}21 \text{ m} = 21 \text{ cm}$

b. $\gamma = \dfrac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}} = \dfrac{\overline{OA'}}{\overline{OA}}$ donc $\gamma = -0{,}70$

c. D'après la relation de grandissement, on peut écrire : $\gamma = \dfrac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}} = \dfrac{\overline{OA'}}{\overline{OA}}$

soit $\overline{A'B'} = \dfrac{\overline{OA'}}{\overline{OA}} \times \overline{AB}$ donc $\overline{A'B'} = \dfrac{0{,}21}{-0{,}30} \times 1{,}0$

soit $\overline{A'B'} = -0{,}71 \text{ m}$

9 **Relation de conjugaison et de grandissement**

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 371.

10 **Relation de conjugaison et de grandissement (bis)**

a. On a $\overline{OA} = -30$ cm car l'objet se trouve avant la lentille.

On sait que $\dfrac{1}{\overline{OA'}} - \dfrac{1}{\overline{OA}} = \dfrac{1}{f'}$ soit $\dfrac{1}{\overline{OA'}} = \dfrac{1}{f'} + \dfrac{1}{\overline{OA}}$

Ainsi $\overline{OA'} = \dfrac{\overline{OA} \times f'}{f' + \overline{OA}}$ soit $\overline{OA'} = \dfrac{-30 \times 10}{10 - 30}$

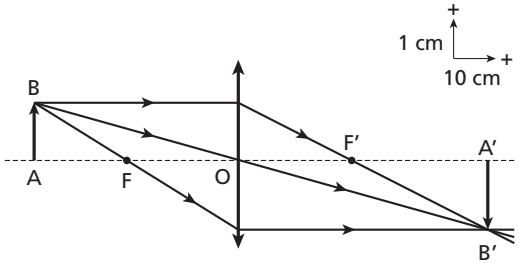
donc $\overline{OA'} = 15$ cm.

b. $\gamma = \dfrac{\overline{OA'}}{\overline{OA}}$ soit $\gamma = \dfrac{15}{-30}$ donc $\gamma = -0{,}50$

c. $\gamma = \dfrac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}}$ soit $\overline{AB} = \dfrac{\overline{A'B'}}{\gamma} = \dfrac{-6{,}0}{-0{,}50} = 12$ cm

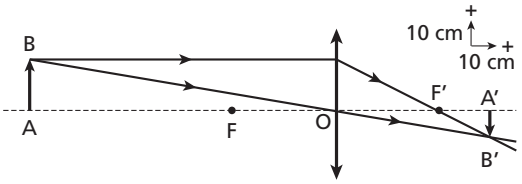
11 Image d'un objet lumineux

Pour déterminer la position, la taille et le sens de l'image A'B', il suffit de tracer deux des trois rayons particuliers issus de B.



$\overline{OA'} = 47$ cm et $\overline{A'B'} = 1{,}3$ cm : l'image A'B' est renversée.

12 Construction graphique

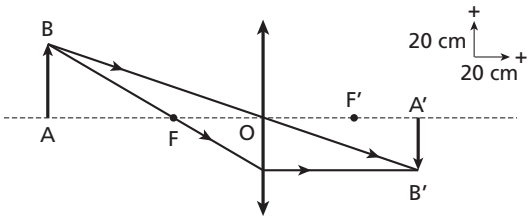


Par mesures graphiques, on trouve : $\overline{OA'} = 60{,}0$ cm et $\overline{A'B'} = -10{,}0$ cm.

13 Image formation

Pour tracer les rayons particuliers afin de déterminer la position de l'image, il est indispensable de connaître la distance focale de la lentille afin de placer ses foyers.

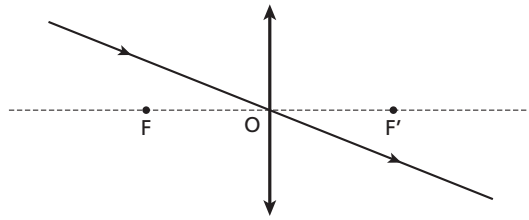
On sait que : $f' = \dfrac{1}{C} = \dfrac{1}{2{,}0} = 5{,}0.10^{-1}$ m = 50 cm



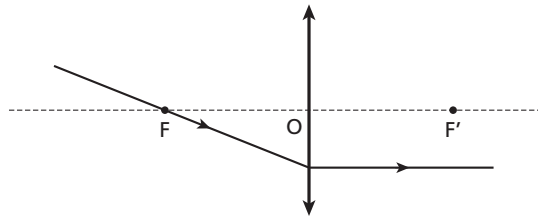
Par mesures graphiques, on trouve :
$\overline{OA'} = 4{,}3 \times 20 = 86$ cm
et $\overline{A'B'} = -1{,}4 \times 20 = -28$ cm.

14 Marche des rayons lumineux

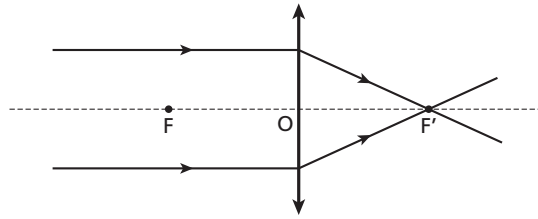
a.



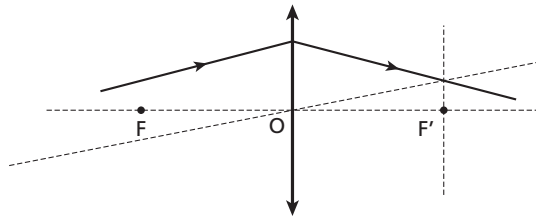
b.



c.

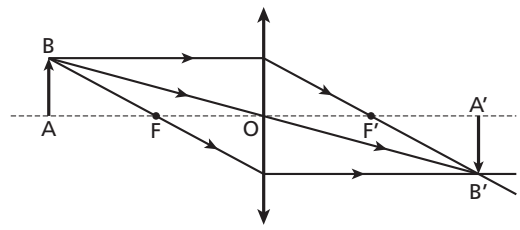


d.



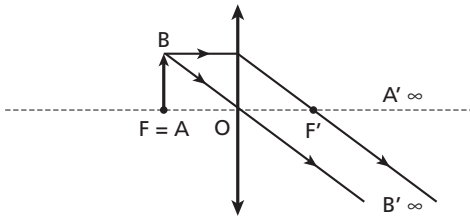
15 Marche des rayons lumineux (bis)

a.



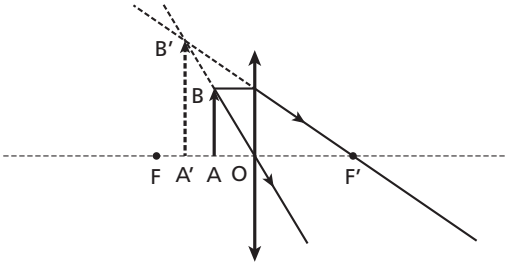
Deux des trois rayons particuliers sont nécessaires pour construire l'image A'B'.

b.



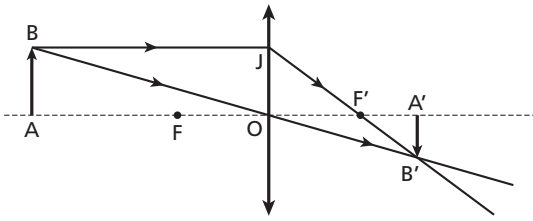
L'image se trouve à l'infini.

c.



Exercices d'approfondissement

16 Obtention de la relation de conjugaison



a. Considérons les triangles OAB et OA'B'. D'après le théorème de Thalès, on peut écrire :

$$\frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}} = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}}$$

b. Considérons les triangles F'OJ et F'A'B'. On peut écrire :

$\frac{\overline{A'B'}}{\overline{OJ}} = \frac{\overline{F'A'}}{\overline{F'O}}$. Or, $\overline{OJ} = \overline{AB}$ et $\overline{F'A'} = \overline{F'O} + \overline{OA'}$ d'où :

$\frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}} = \frac{\overline{F'O} + \overline{OA'}}{\overline{F'O}}$ soit $\frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}} = 1 + \frac{\overline{OA'}}{\overline{F'O}}$

À la question précédente, on avait montré que $\frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}} = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}}$. Ainsi, on peut écrire : $\frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}} = 1 + \frac{\overline{OA'}}{\overline{F'O}}$

soit $\frac{1}{\overline{OA}} = \frac{1}{\overline{OA'}} + \frac{1}{\overline{F'O}}$ donc $\frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} = \frac{1}{\overline{OF'}} = \frac{1}{f'}$

car $f' = \overline{OF'}$.

17 La loupe

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 371.

18 Un détail à la loupe

1. On sait que $f' = \frac{1}{C}$ soit $f' = \frac{1}{10}$

donc $f' = 1{,}0.10^{-1}$ m = 10 cm

2. $\tan\alpha = \alpha = \frac{AB}{25} = \frac{0{,}40}{25}$ donc $\alpha = 1{,}6.10^{-2}$ rad

3. a. Calcul de la position de l'image :

$\frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} = C$ soit $\overline{OA'} = \frac{\overline{OA}}{C \times \overline{OA} + 1}$

Ainsi $\overline{OA'} = \frac{-6{,}0.10^{-2}}{10 \times (-6{,}0.10^{-2}) + 1}$

donc $\overline{OA'} = -0{,}15$ m = – 15 cm.

L'image est du même côté de la lentille que l'objet.

Calcul de la taille de l'image :

On a $\gamma = \frac{\overline{A'B}}{\overline{AB}} = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}}$ ainsi $\overline{A'B'} = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}} \times \overline{AB}$.

soit $\overline{A'B'} = \frac{-15}{-6{,}0} \times 0{,}4$ donc $\overline{A'B'} = 1{,}0$ cm

L'image est droite.

3. b. Voir la représentation graphique à la fin de ce corrigé.

Les rayons ne convergent pas.

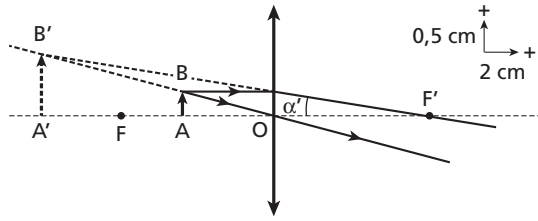
L'image est donc dans le prolongement.

C'est une image virtuelle.

4. Voir la représentation graphique à la fin de ce corrigé.

5. $\tan\alpha' = \alpha' = \frac{AB}{f'} = \frac{0{,}4}{10}$ donc $\alpha' = 4{,}0.10^{-2}$ rad

6. $G = \frac{\alpha'}{\alpha} = \frac{4{,}0.10^{-2}}{1{,}6.10^{-2}}$ donc $G = 2{,}5$



19 Détermination expérimentale d'une distance focale

a. $\frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} = \frac{1}{f'} = C$

b.

$\overline{OA}$(en cm)	$\overline{OA'}$ (en cm)	$\frac{1}{\overline{OA}}$ (en cm^{-1})	$\frac{1}{\overline{OA'}}$ (en cm^{-1})
– 20,0	33,3	$-5{,}00.10^{-2}$	$3{,}00.10^{-2}$
– 30,0	21,4	$-3{,}30.10^{-2}$	$4{,}70.10^{-2}$
– 40,0	18,2	$-2{,}50.10^{-2}$	$5{,}50.10^{-2}$
– 50,0	16,7	$-2{,}00.10^{-2}$	$6{,}00.10^{-2}$
– 60,0	15,8	$-1{,}70.10^{-2}$	$6{,}30.10^{-2}$
– 80,0	14,8	$-1{,}30.10^{-2}$	$6{,}80.10^{-2}$

Le graphique correspond à une droite ne passant pas par l'origine modélisant une fonction affine.

L'ordonnée à l'origine est déterminée graphiquement :

$$\frac{1}{\overline{OA'}} = -\frac{1}{\overline{OA}} + 10$$

c. On a donc $\frac{1}{f'} = 10$ donc $f' = 0{,}10$ m $= 10$ cm.

PHYSIQUE
2

L'œil et l'appareil photographique

Introduction au chapitre (p. 25)

Le chapitre 2 est un prolongement du chapitre 1, dans lequel la lentille mince avait été introduite, ainsi que la construction graphique d'une image et le calcul de la position et taille de celle-ci. La question qui se pose ici est de savoir comment un instrument d'optique permet d'obtenir, sur un écran, l'image de différents objets situés à des distances différentes de l'instrument. Celui-ci est modélisé par une lentille mince convergente et un écran ; ses caractéristiques sont donc la vergence de la lentille (ou sa distance focale) et la distance lentille-écran. Pour que l'image soit sur l'écran, il est donc possible de modifier une de ces deux caractéristiques. Ce chapitre traite de chacune de ces possibilités, avec l'étude de l'œil, pour lequel la vergence varie, et de l'appareil photographique simple (dont l'objectif a une focale fixe) dont la distance entre la lentille et l'écran s'adapte à la position de l'objet.

Pour l'étude de l'appareil photographique, nous avons choisi le vocabulaire des appareils numériques. À part une fois où, dans la deuxième activité, nous avons mentionné *des capteurs numériques* ou *une pellicule argentique*, une fois dans le cours avec *pellicule* ou *capteur* et trois fois dans des exercices nous évoquons *la pellicule*, nous avons toujours utilisé le terme *capteur*. Les élèves n'ont, en effet, pour la plupart pas notion de ce qu'est la photographie argentique. Les termes *pellicule* ou *argentique* font maintenant partie de l'histoire de la photographie. Nous pensons qu'il est bon de les mentionner, mais que ce n'est pas le vocabulaire d'usage.

La question des objets à l'infini (aussi appelés *objets très éloignés*) est abordée. L'élève devra être capable de dire, quand l'occasion s'en présentera, que pour un objet loin, la valeur de l'inverse de sa distance à la lentille est négligeable devant la vergence de celle-ci. Dans ces conditions, l'image par une lentille mince convergente est alors au foyer. Cela a des conséquences pratiques pour les exercices concernant l'appareil photographique et pour l'œil. Ainsi, la mise au point d'un appareil photo ne fait pas de différence entre un objet à 20 m et la montagne qui est à l'horizon. Dans ces conditions, le capteur est placé dans le plan focal image. Pour ce qui est de l'œil normal (non myope), la vision d'un objet très éloigné correspond au relâchement des muscles qui modifie la vergence du cristallin. L'œil est alors au repos et la distance entre le centre optique et la rétine est égale à la distance focale du cristallin, c'est-à-dire l'inverse de la vergence.

Sur le plan des exercices, ce chapitre se ramène à appliquer la relation de conjugaison dans les cas habituels concernant l'appareil photographique et l'œil : objets éloignés et proches, limites de mise au point où d'accommodation, correction de la vue. Dans cette dernière situation, nous avons indiqué, au cas par cas, que la vergence de l'œil corrigé était la somme des vergences du cristallin et du verre correcteur. En effet, nous avons estimé que ce n'était pas une connaissance exigible.

Activités

1 Accommodation (p. 26)

Objectif

Cette première activité d'introduction a pour objectif de se rendre compte qu'une modification de l'instrument, œil et appareil photographique, est nécessaire pour obtenir l'image d'un objet.

Il est important de comprendre qu'une image est forcément « nette ». Une image « floue » est une expression du langage courant, impropre du point de vue de l'optique, puisqu'une image est définie comme l'intersection des rayons lumineux issus d'un instrument.

Il est possible de voir flou ou d'obtenir une photographie floue, mais ce n'est pas une image dans ce cas.

Correspondance avec le programme

Modéliser l'accommodation du cristallin

Corrigé

a. Si l'œil accommode sur un objet proche, par exemple le doigt d'un élève, les objets éloignés, par exemple le tableau, ne paraissent pas nets. Il est possible de voir qu'il y a un tableau, mais il est impossible de lire ce qui est écrit dessus.

b. En accommodant sur l'objet éloigné, c'est maintenant l'objet proche qui paraît flou, il est donc impossible de voir nets tous les objets en même temps.

c. Le modèle de l'œil réduit est constitué d'une lentille mince convergente (cristallin) et d'un écran (rétine). Sans changer la distance entre la lentille et l'écran, il faut nécessairement changer de lentille pour que les rayons émergents se coupent sur l'écran. L'accommodation peut donc se modéliser par une variation de la vergence de la lentille.

d. L'appareil photographique est modélisé, comme l'œil, par un écran et une lentille, mais cette dernière est de vergence fixe. L'accommodation (appelée *mise au point* pour l'appareil photo) est assurée en faisant varier la distance entre la lentille et l'écran. Les deux photographies correspondent à deux distances différentes. L'une permet que les objets proches soient nets sur la photo et l'autre que ce soit les objets loins.

La conclusion est la même que dans le cas de l'œil : si l'appareil est réglé pour obtenir l'image d'un objet à une certaine position, tous les autres objets ne donnent pas d'image, donc sont vus flous.

2 L'appareil photographique (p. 26)

Étude documentaire

Objectif

Cette activité est une présentation du fonctionnement optique des appareils photographiques.

Il en existe effectivement plusieurs, selon la valeur de la distance focale de l'objectif.

Les différents appareils photographiques sont comparés pour comprendre comment est modifiée l'image, notamment sa taille, d'un appareil à l'autre.

Un calcul d'angle de prise de vue est également proposé dans le but de montrer les contraintes qui s'imposent suivant les dimensions des objets et suivant leur distance à l'appareil, ainsi que pour effectuer une comparaison avec l'œil.

Correspondance avec le programme

Fonctionnements comparés de l'œil et d'un appareil photographique.

Corrigé

a. Le point le plus éloigné se trouve à l'extrémité de la diagonale, qui mesure $\sqrt{24^2 + 36^2} = 43{,}3$ mm, donc ce point est à 21,6 mm du centre de la pellicule. Si α est l'angle de prise de vue, alors :

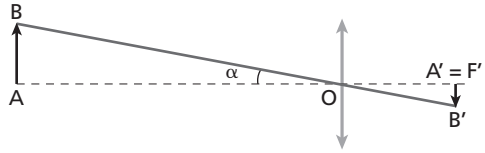
$$\tan\left(\frac{\alpha}{2}\right) = \frac{21{,}6}{50} = 0{,}43 \text{ d'où } \alpha = 47°$$

b. Si r désigne le rayon de la rétine alors :

$$\tan\left(\frac{\alpha}{2}\right) = \frac{r}{f'} = 0{,}43 \text{ donc } r = 6{,}5 \text{ mm}$$

La rétine a un diamètre de 13,0 mm.

c. L'objet étant considéré à l'infini, la taille de l'image se calcule en traçant un rayon passant par le centre de la lentille :



$$\tan\alpha = \frac{AB}{OA} = \frac{A'B'}{f'} \text{ donc } A'B' = f' \times \frac{AB}{OA} = \frac{f'}{10}$$

L'image mesure 2,8 mm pour un grand angle, 5,0 mm pour un objectif standard et 15 mm pour un téléobjectif. Le téléobjectif permet d'agrandir l'image.

3 Comparaison des fonctionnements optiques de l'œil et de l'appareil photographique (p. 27)

TP Travaux pratiques

Objectif

L'objectif est de comparer les deux méthodes permettant d'obtenir une image suite à la traversée, par les rayons, d'un instrument modélisé par une lentille et un écran. Deux séries d'expériences sont proposées : l'une avec une lentille et en déplaçant l'écran (ce qui modélise un appareil photographique), l'autre avec un écran fixe et en changeant de lentille (ce qui modélise l'œil, qui lui ne change pas son cristallin mais en modifie la vergence).

Pour chaque série d'expériences, l'élève doit modifier un seul paramètre (la distance focale ou la distance entre la lentille et l'écran), ce qui lui permet de comprendre ce qu'est l'accommodation de l'œil et la mise au point de l'appareil photographique.

Correspondance avec le programme

Pratiquer une démarche expérimentale pour comparer les fonctionnements optiques de l'œil et de l'appareil photographique.

Liste de matériel

- Banc d'optique de longueur 2 m.
- Supports pour banc d'optique.
- Lanterne (lumière blanche).
- Diaphragme jouant le rôle d'objet lumineux (chiffre ou lettre).
- Écran blanc.
- Lentilles minces convergentes de distances focales aussi nombreuses que possibles entre 10 cm et 50 cm.

Commentaires

Dans le cas d'une lentille de distance focale $f' = 20$ cm, il est possible d'obtenir une image sur l'écran si la distance entre l'objet et l'image est supérieure à $4f' = 80$ cm.

Si le banc d'optique mesure 2 m, il ne faudra pas de lentille de distance focale supérieure à 50 cm dans la deuxième série d'expériences.

Corrigé

a. Deux positions sont physiquement acceptables pour la lentille, l'une proche de l'objet, l'autre proche de l'écran. C'est la position de la lentille la plus proche de l'écran qui modélise ce qui se passe dans le cas d'un appareil photographique ou d'un œil, car l'objet est à une distance bien supérieure à la distance entre la lentille et l'image.

b. La mise au point d'un appareil photographique est modélisée par la première série d'expériences, et l'accommodation de l'œil par la deuxième série.

c. Dans la seconde série d'expériences, il faut déplacer l'objet car la vergence de la lentille change, donc la position de l'objet doit aussi changer puisque celle de l'image est, elle, fixe (sur l'écran). Ainsi l'œil, en modifiant sa vergence grâce au phénomène d'accommodation, peut conjuguer l'image sur la rétine à un objet dont la position est variable.

d. Si l'objet est déplacé en premier, il faudrait disposer de lentilles de vergences ajustables avec précision, ce qui n'est pas un dispositif de laboratoire courant.

e. En mesurant sur le banc d'optique la distance d' entre la lentille et l'écran, l'objet sera à une distance d de la lentille telle que $\frac{1}{d'} + \frac{1}{d} = \frac{1}{f'}$ donc $d = \frac{d'f'}{d' - f'}$. La réalisation de l'expérience permet de retrouver cette valeur sur le banc d'optique.

Commentaires

Il faut disposer idéalement de plusieurs lentilles de vergence proches pour que la deuxième série d'expériences soit bien démonstrative. En effet, la variation de vergence de l'œil est faible (de quelques dioptries) comparée à la vergence (entre 65 δ et 70 δ).

Exercices

Test

1 **a.** *Vrai :* les muscles du cristallin ne travaillent que lorsque l'œil accommode.

b. *Vrai* : plus l'objet est proche, plus la vergence de l'œil est grande.

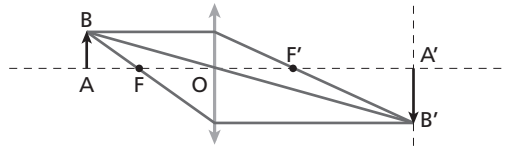
c. *Faux* : la distance focale varie puisque la vergence varie et $C = 1/f'$. La distance œil-lentille n'est égale à la distance focale que pour un œil normal n'accommodant pas.

2 **a.** Dans le cas de l'appareil photographique, il faut modifier la distance entre la lentille et l'écran qui doit augmenter si l'objet se rapproche. Dans le cas de l'œil, c'est la vergence qui varie : elle augmente si l'objet se rapproche (et donc la distance focale diminue).

b. Tous les objets ne peuvent avoir une image.

Si un objet est trop proche, plus proche que le *punctum proximum*, l'œil ne peut plus accommoder (car les muscles du cristallin travaillent au maximum au *punctum proximum*). De même, l'appareil photographique ne peut pas être mis au point (car le tirage maximum est déjà atteint).

3 **a.**



La relation de conjugaison est $\frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} = C$,

et le grandissement est donné par $\gamma = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}}$.

b. Avec $C = 20\ \delta$ et $\overline{OA} = -8.10^{-2}$ m,

la relation de conjugaison donne

$$\frac{1}{\overline{OA'}} = \frac{1}{\overline{OA}} + C = \frac{1}{-8.10^{-2}} + 20 = 8\,\text{m}^{-1}$$

donc $\overline{OA'} = 0{,}1$ m.

Le grandissement est $\gamma = \dfrac{0{,}1}{-8.10^{-2}} = -2$

donc l'image est inversée et mesure 2 cm.

Exercices d'entraînement

4 Objectif grand angle

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 371.

5 Téléobjectif

a. $\overline{OA} = -15{,}0$ m donc la distance cherchée est donnée par :

$$\frac{1}{\overline{OA'}} = \frac{1}{\overline{OA}} + \frac{1}{f'} = \frac{1}{-15{,}0} + \frac{1}{1{,}05.10^{-1}}$$

donc $\overline{OA'} = 106$ mm

b. Si $\overline{OA} = -100$ m alors :

$$\frac{1}{\overline{OA'}} = \frac{1}{\overline{OA}} + \frac{1}{f'} = \frac{1}{-100} + \frac{1}{1{,}05.10^{-1}}$$

donc $\overline{OA'} = 105$ mm

c. La distance entre la lentille et l'image est à peine supérieure à la distance focale, et varie sur un intervalle de 1 mm, ce qui est très faible.

6 Prendre une photo

Exercice résolu dans le manuel, page 371.

7 Taille de l'image

a. Il faut d'abord calculer la position de l'image :

$$\frac{1}{\overline{OA'}} = \frac{1}{\overline{OA}} + \frac{1}{f'} = \frac{1}{-10{,}0} + \frac{1}{9.10^{-2}}$$

donc $\overline{OA'} = 90{,}8$ mm

donc $\gamma = \dfrac{\overline{OA'}}{\overline{OA}} = \dfrac{9{,}08.10^{-2}}{-10{,}0} = -9{,}08.10^{-3}$

b. La taille de l'image est :

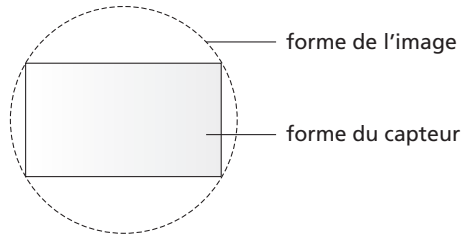
$9{,}08.10^{-3} \times 2{,}00 = 1{,}82.10^{-2}$ m ou 18,2 mm.

L'image de l'objet tient sur la pellicule, en largeur et en hauteur.

8 Angle de prise de vue

a. Le théorème de Pythagore permet de calculer la longueur d de la diagonale $d = \sqrt{24^2 + 36^2} = 43$ mm.

b. Pour que tout le capteur reçoive de la lumière, le cercle sur lequel se répartit la lumière qui entre dans l'objectif doit contenir la pellicule, donc son diamètre doit être égal à la diagonale de la pellicule.



c. L'angle de champ est défini par :

$$\tan\frac{\alpha}{2} = \frac{\left(\frac{d}{2}\right)}{f'} \text{ donc } \tan\frac{\alpha}{2} = \frac{\left(\frac{43}{2}\right)}{70} = 0{,}31,$$

ce qui correspond à $\alpha = 34°$.

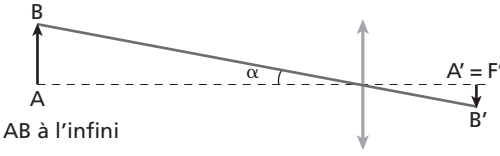
d. Pour augmenter l'angle de prise de vue, il faut diminuer la distance focale.

9 Tirage d'un objectif photographique

a. Pour un objet très éloigné, considéré à l'infini, la distance entre la lentille et la pellicule doit être égale à la distance focale $f' = 75$ mm.

Cela se déduit aussi de la formule de conjugaison avec $\overline{OA}$ très grand, donc son inverse voisin de 0, négligeable devant C.

b. Il faut utiliser le fait que l'image est dans le plan focal (puisque l'objet est à l'infini) et qu'un rayon issu de B et passant par le centre optique n'est pas dévié.



c. La taille de l'image se calcule en utilisant le théorème de Thalès :

$$\frac{A'B'}{f'} = \frac{AB}{OA} \text{ soit } A'B' = \frac{30 \times 75.10^{-3}}{1{,}0.10^{3}} = 2{,}3.10^{-3}\text{ m}$$

soit 2,3 mm.

d. Pour obtenir une image deux fois plus grande, le photographe doit utiliser une lentille de distance focale deux fois plus grande, donc par exemple un téléobjectif de 150 mm.

e. Le tirage est nul si l'objet est à l'infini.
Si l'objet est à 1 m, $\overline{OA} = -1$ m, ce qui donne, en reportant dans la relation de conjugaison :

$$\frac{1}{\overline{OA'}} = \frac{1}{\overline{OA}} + C = \frac{1}{-1} + \frac{1}{75.10^{-3}} = 12{,}3 \text{ m}^{-1}$$

donc $\overline{OA'} = 8{,}1.10^{-2}$ m = 81 mm.
Le tirage maximum est donc $t' = 81 - 75 = 6$ mm.

10 Distance focale de l'œil

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 371.

11 Défaut d'accommodation

a. Au repos le foyer est sur la rétine, donc la distance d' entre le centre optique de l'œil et la rétine est telle que $C_0 = \frac{1}{d'}$

Donc $d' = \frac{1}{C_0} = \frac{1}{60} = 1{,}7.10^{-2}$ m = 17 mm.

b. Si d désigne la distance entre l'œil et l'objet H le plus proche qui puisse encore donner une image sur la rétine, la relation de conjugaison donne avec $\overline{OH} = -d$:

$$\frac{1}{d'} - \frac{1}{-d} = C_0 + A$$

car l'accommodation est maximale dans ce cas.
La distance d s'obtient selon $\frac{1}{d} = C_0 + A - \frac{1}{d'}$ ou encore $\frac{1}{d} = A$ puisque $C_0 = \frac{1}{d'}$. Le résultat dépend de l'âge :

Âge (en années)	20	30	40	50	60	70
A (en dioptries)	10	8	5	4	3	2
d (en cm)	10	13	20	25	33	50

Un verre correcteur pour la lecture à 25 cm devient nécessaire dès 50 ans : c'est la presbytie.

Exercices d'approfondissement

12 Photo nette ?

a. Si l'objet est très éloigné, l'image est au foyer, donc la pellicule est à une distance de l'objectif égale à la distance focale, soit :

$$f' = \frac{1}{C} = \frac{1}{10{,}0} = 0{,}100 \text{ m} = 10{,}0 \text{ cm}$$

b. L'objet est à 4,00 m de l'objectif, donc $\overline{OA} = -4{,}00$ m.
Le capteur doit être à la distance OA′ telle que

$$\frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} = C,$$

soit $\frac{1}{\overline{OA'}} = \frac{1}{\overline{OA}} + C = \frac{1}{-4{,}00} + 10{,}0 = 9{,}75\ \delta$

Ainsi OA′ = 10,3 cm. L'objectif a avancé de 3 mm.

c. Le déplacement étant inférieur à 5 mm, la photo sera nette.

d. Si l'objectif se déplace au maximum de 5 mm, $\overline{OA'} = 10{,}5$ cm, donc l'objet se trouve à une distance OA telle que :

$$\frac{1}{\overline{OA}} = \frac{1}{\overline{OA'}} - C = \frac{1}{0{,}105} - 10{,}0 \text{ donc } \overline{OA} = -2{,}10 \text{ m}$$

Tous les objets situés à plus de 2,10 m de l'objectif permettent donc d'avoir une mise au point parfaite.

e. Dans le fonctionnement de l'œil, c'est l'accommodation qui remplace le déplacement de l'objectif : la vergence peut varier pour que l'image soit sur la rétine.

13 Rétine et capteur photographique

a. Le capteur se trouve à la distance $f' = 55$ mm de la lentille.

b. Le diamètre du disque est donné par le théorème de Pythagore $d = \sqrt{39^2 + 51^2} = 64$ mm.

c. Dans le cas où l'image circulaire a un rayon de 32 mm, la lumière recouvre une aire $\pi \times (32)^2 = 3{,}2.10^3$ mm², alors que la surface du capteur n'est que de $39 \times 51 = 2{,}0.10^3$ mm².
Le pourcentage maximum de lumière est donc $\frac{2{,}0.10^3}{3{,}2.10^3} = 0{,}61$ soit 61 % de lumière récupérée.

d. Dans le cas de l'œil, la rétine est circulaire et non rectangulaire, donc le pourcentage maximum de lumière récupérée est de 100 %.

e. La quantité de lumière est modifiée par le diaphragme dans le cas de l'appareil photographique (dont le diamètre est plus ou moins grand, selon l'ouverture de l'appareil) et par la pupille dans le cas de l'œil (dont le diamètre s'adapte naturellement à la luminosité ambiante).

14 Le myope voit-il mieux ?

a. L'image se forme à 15,2 – 0,5 = 14,7 mm
qui est la distance focale du cristallin au repos (sans accommodation).

b. La vergence correspondante est :

$$C = \frac{1}{f'} = \frac{1}{14{,}7.10^{-3}} = 68{,}0\ \delta.$$

Cette vergence est minimale car l'œil n'accommode pas.

c. L'image A' est sur la rétine, donc $\overline{OA'} = 15{,}2$ mm $= 1{,}52.10^{-2}$ m, et l'objet A est à 25,0 cm donc $\overline{OA} = -0{,}250$ m. La relation de conjugaison donne la vergence :

$$C = \frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} = \frac{1}{1{,}52.10^{-2}} - \frac{1}{-0{,}250} = 69{,}8\ \delta.$$

La vergence a augmenté de 1,8 δ.

d. En accommodant au maximum, la vergence est $C = 68 + 4 = 72\ \delta$.

L'image étant sur la rétine $\overline{OA'} = 15{,}2$ mm donc la position de l'objet A conjugué s'obtient en reportant dans la relation de conjugaison :

$$\frac{1}{\overline{OA}} = \frac{1}{\overline{OA'}} - C = \frac{1}{1{,}52.10^{-2}} - 72 \text{ donc } \overline{OA} = -0{,}16 \text{ m}$$

Un œil myope peut voir à 16 cm, ce qui est plus près que 25 cm pour un œil « normal »…

15 The world upside down

a. La taille de l'image s'obtient en calculant le grandissement :

$\gamma = \dfrac{\overline{OA'}}{\overline{OA}}$ avec $\overline{OA'} = 15$ mm $= 1{,}5.10^{-2}$ m et

$\overline{OA} = -1{,}0$ m soit $\gamma = -1{,}5.10^{-2}$.

Comme $\gamma = \dfrac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}}$ la taille de l'image est :

$\overline{A'B'} = \gamma \times \overline{AB} = -1{,}5.10^{-2} \times 0{,}10 = -1{,}5.10^{-3}$ m

soit 1,5 mm.

b. La valeur de $\overline{A'B'}$ étant négative, l'image est inversée. L'interprétation de l'information transmise au cerveau par l'œil *via* le nerf optique fait que les objets sont vus à l'endroit.

c. Dans le cas de l'appareil photographique, l'image est inversée sur le capteur, il suffit alors de retourner la photo obtenue pour avoir l'image dans le bon sens.

16 Œil privé de cristallin

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 371.

17 Correction de l'hypermétropie

a. Au *punctum proximum* :

$\overline{OA} = -0{,}40$ m et $\overline{OA'} = 14{,}8.10^{-3}$ m donc

$$C = \frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} = \frac{1}{14{,}8.10^{-3}} - \frac{1}{-0{,}40} = 70\ \delta$$

b. Avec $\overline{OA} = -0{,}25$ m, le même calcul donne

$$C = \frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} = \frac{1}{14{,}8.10^{-3}} - \frac{1}{-0{,}25} = 72\ \delta$$

c. Il faut augmenter la vergence de 2 δ, qui est donc la vergence des lentilles de correction.

d. La presbytie empêche également de voir des objets proches.

Commentaire

L'hypermétropie est un défaut de l'œil, par exemple dû à sa trop petite taille, ce qui provoque une formation de l'image au-delà de la rétine. La presbytie est un vieillissement des muscles de l'accommodation qui empêche le cristallin de se déformer suffisamment pour que l'image se forme sur la rétine pour les objets trop proches.

18 Déplacement du cristallin

a. La vergence de la lentille n'est pas constante : elle augmente d'autant plus que l'objet est proche.

b. Pour la vision à l'infini, la rétine se trouve au foyer, soit à 2,0 cm de la lentille. Pour la vision à 25 cm, la position de la rétine est donnée par la relation de conjugaison :

$$\frac{1}{\overline{OA'}} = \frac{1}{\overline{OA}} + \frac{1}{f'} = \frac{1}{-0{,}25} + \frac{1}{2{,}0.10^{-2}}$$

donc $\overline{OA'} = 2{,}2$ cm.

Il faudrait pouvoir déplacer la lentille équivalente de 2 mm.

19 Correction de la myopie

a. Si l'objet est au *punctum remotum* $\overline{OA} = -0{,}80$ m

Comme $\overline{OA'} = 15{,}2.10^{-3}$ m, la vergence de l'œil est :

$$C = \frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} = \frac{1}{15{,}2.10^{-3}} - \frac{1}{-0{,}80} = 67\ \delta$$

Cette vergence est minimale, car l'accommodation la fait augmenter lorsque l'objet se rapproche.

L'œil corrigé peut voir un objet à l'infini, donc la vergence corrigée est dans ce cas

$$C = \frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} = \frac{1}{15{,}2.10^{-3}} - 0 = 65{,}8\ \delta$$

La vergence du verre correcteur vaut donc :

$65{,}8 - 67 = -1{,}2\ \delta$ (lentille divergente)

20 Presbytie

a. Le foyer image est sur la rétine pour la vision à l'infini, donc la distance focale est :

$f' = 15{,}0$ mm et la vergence $C_{min} = \dfrac{1}{f'} = 66{,}7\ \delta$

b. L'augmentation de vergence est $A = 12{,}5 - 0{,}2 \times 30 = 6{,}5\ \delta$. La vergence maximale est donc $C_{max} = 66{,}7 + 6{,}5 = 73{,}2\ \delta$. L'objet le plus proche est à une distance d qui se calcule avec la relation de conjugaison, en notant $d' = 15$ mm :

$$\frac{1}{d'} + \frac{1}{d} = C_{max} \text{ donc } \frac{1}{d} = C_{max} - \frac{1}{d'} = 6{,}5\ \delta,$$

soit $d = 0{,}15$ m $= 15$ cm.

c. Si l'âge est de 50 ans, les mêmes raisonnements donnent : $A = 12{,}5 - 0{,}2 \times 50 = 2{,}5\ \delta$

soit $C_{max} = 66{,}7 + 2{,}5 = 69{,}2\ \delta$

et $\frac{1}{d} = C_{max} - \frac{1}{d'} = 2{,}5\ \delta$, d'où $d = 0{,}40$ m $= 40$ cm.

d. La perte d'accommodation entre 30 ans et 50 ans est de $6{,}5 - 2{,}5 = 4\ \delta$, qui est donc la vergence des verres correcteurs.

e. Si les verres correcteurs sont portés en permanence, la vergence minimale n'est plus de $66{,}7\ \delta$, mais de $66{,}7 + 4 = 70{,}4\ \delta$, donc un objet à l'infini n'est plus vu net.

L'objet le plus éloigné est à la distance d telle que :

$\frac{1}{d} = C_{min} - \frac{1}{d'} = 70{,}4 - 66{,}7 = 3{,}7\ \delta$,

soit $d = 27$ cm. Les verres correcteurs ne doivent donc être portés que pour la vision de près (lecture).

21 Chez l'opticien...

a. La vergence se calcule grâce à la relation de conjugaison, en notant $d' = 15{,}2$ mm et en faisant varier d entre 0,100 m et 0,500 m. Si $d = 0{,}500$ m,

$$C_{min} = \frac{1}{d'} + \frac{1}{d} = \frac{1}{15{,}2.10^{-3}} + \frac{1}{0{,}500} = 67{,}8\ \delta$$

et si $d = 0{,}100$ m,

$$C_{max} = \frac{1}{d'} + \frac{1}{d} = \frac{1}{15{,}2.10^{-3}} + \frac{1}{0{,}100} = 75{,}8\ \delta$$

b. En faisant le même raisonnement pour une distance d comprise entre 0,250 m et l'infini,

$$C_{min} = \frac{1}{d'} = \frac{1}{15{,}2.10^{-3}} = 65{,}8\ \delta \text{ et}$$

$$C_{max} = \frac{1}{d'} + \frac{1}{d} = \frac{1}{15{,}2.10^{-3}} + \frac{1}{0{,}25} = 69{,}8\ \delta$$

c. Pour voir des objets à l'infini, la vergence doit être égale à la vergence minimale précédente, soit $65{,}8\ \delta$. La vergence C' des verres correcteurs est donc telle que $67{,}8 + C' = 65{,}8$, soit $C' = -2{,}0\ \delta$ (lentilles divergentes).

d. L'intervalle de valeurs de vergence de l'œil corrigé est alors $65{,}8 < C + C' < 73{,}8\ \delta$.

e. Si $C + C' = 65{,}8\ \delta$, l'œil corrigé peut voir un objet à l'infini, l'objet le plus proche est à la distance d telle que :

$$73{,}8 = \frac{1}{d'} + \frac{1}{d} \text{ donc } \frac{1}{d} = 73{,}8 - \frac{1}{15{,}2.10^{-3}} = 8{,}0\ \delta,$$

soit $d = 0{,}120$ m $= 12$ cm.

22 Vergence double

a. La vergence de l'œil s'obtient grâce à la relation de conjugaison :

$$C = \frac{1}{d'} + \frac{1}{d} = \frac{1}{15.10^{-3}} + \frac{1}{1{,}0} = 68\ \delta$$

b. Pour un objet à l'infini, la vergence de l'œil corrigé doit être égale à $C = \frac{1}{d'} = \frac{1}{15.10^{-3}} = 67\ \delta$, donc le verre correcteur doit avoir une vergence de $-1\ \delta$.

c. La personne ne pouvant plus accommoder, la vergence reste fixe, donc seuls les objets situés à l'infini seront vus nets.

d. Pour un objet situé à 25 cm, la vergence de l'œil corrigé est égale à

$$C = \frac{1}{d'} + \frac{1}{d} = \frac{1}{15.10^{-3}} + \frac{1}{0{,}25} = 71\ \delta$$

La vergence permettant de lire le journal est donc de $+3\delta$.

PHYSIQUE

3

La couleur des objets

Introduction au chapitre (p. 37)

Ce chapitre aborde des notions nouvelles qui, si elles appartiennent au domaine de l'optique, ne font pas explicitement référence aux connaissances des chapitres précédents.

Il est possible de s'appuyer, dans ce chapitre, sur les connaissances de Seconde. En particulier les notions de radiation, de longueur d'onde, de domaine du spectre visible ou de dispersion sont nécessaires pour l'analyse spectrale de la couleur. Le programme de Quatrième constitue une introduction à la compréhension de la couleur des objets (la synthèse additive et soustractive), et l'effet des filtres y est présenté sans entrer dans la distinction entre couleur perçue et couleur spectrale qui nécessite, au moins, la notion de dispersion de la lumière vue en Seconde.

Nous appelons *couleur d'un objet* la perception physiologique que nous avons des objets de notre environnement. Dans ce chapitre, nous n'étudions pas les objets lumineux par eux-mêmes (lampe, étoile, composés luminescents) : ce sera l'objet du chapitre 4.

Avec cette définition, la couleur de la matière dépend de trois paramètres essentiels :

- le spectre de la source lumineuse qui éclaire les objets,
- l'interaction entre la matière et le rayonnement lumineux (diffusion, transmission suite à une absorption),
- la sensibilité de l'œil humain.

Un tel chapitre donne l'occasion de multiplier les situations faisant intervenir la couleur. Toutefois, toutes ces situations passant par la perception visuelle (nous sommes en plein cœur de la première partie du programme « Observer »), il nous a paru nécessaire de présenter, dès la première partie du cours, les cellules de l'œil responsables de la perception de la couleur. De ce fait, nous poursuivons l'étude de l'œil, commencée au chapitre 1, qui se limitait à l'optique géométrique.

L'œil possède deux types de cellules réceptrices : les **bâtonnets** et les **cônes**.

Les bâtonnets sont sensibles à de faibles intensités lumineuses, mais ont tous la même sensibilité spectrale. Ils permettent une vision monochrome dans la pénombre appelée *vision scotopique*. En conformité avec le programme, nous avons ignoré ces cellules dans le chapitre et limité l'étude à la vision photopique, à luminosité habituelle.

Pour mettre en évidence la sensibilité des cônes, une expérience qualitative d'éblouissement de l'œil est possible dans une classe peu lumineuse. Il faut éclairer un écran blanc avec une lumière rouge vive et condensée (diode laser) et regarder fixement cet écran pendant 30 s. Quand le spot rouge est éteint et remplacé par un éclairage blanc de l'écran, la couleur complémentaire du rouge sera alors perçue. Cette expérience montre que les cônes rouges étaient saturés et n'ont pas transmis d'information au cerveau au début de l'éclairement blanc de l'écran. Cette expérience illustre la notion de synthèse additive vue en Quatrième et reprise dans ce chapitre. Une version plus élaborée de cette expérience nécessite de projeter des images telles que celles qui peuvent être trouvées sur le site http://digest.aissen.org/2008/07/13/du-bon-usage-de-la-persitence-retinienne/

Les techniques de production de couleurs par un écran à cristaux liquides sont une bonne entrée pour aborder la notion des nuances de couleur. En effet, elles amènent l'élève à comprendre l'importance de la proportion de l'intensité de chaque rayonnement primaire lors de l'affichage de différentes couleurs.

Ceci introduit l'idée d'une courbe d'intensité spectrale.

Par rapport à ce qui a été vu en Quatrième, il s'agit d'une réflexion quantitative sur la couleur qui nous paraît indissociable d'une formation scientifique en Première S.

Le terme de *courbe d'intensité spectrale* est introduit ici, et resservira dans les chapitres suivants, pour rendre compte de l'intensité lumineuse de chaque radiation. La notion d'intensité lumineuse n'est, à juste titre, pas au programme.

Sa complexité provient en partie du fait que deux grandeurs proches sont nécessaires :

- le **flux lumineux**, qui est l'énergie d'un rayonnement (en lumens),
- l'**intensité lumineuse**, qui dépend de la courbe de réponse d'un œil « moyen » en fonction de la longueur d'onde (en candelas).

Il ne nous a pas semblé possible d'entrer dans ces détails. Toutefois nous avons besoin d'avoir une grandeur en ordonnées de ce que nous avons appelé *courbe spectrale*. Nous avons donc choisi d'utiliser l'intensité lumineuse sans la définir et sans évoquer son unité. Pour notre utilisation, l'intensité lumineuse est donc davantage une notion intuitive introduite avec deux mots d'un langage accessible à l'élève (*intensité* et *lumineuse*) qu'une grandeur physique mesurable. Dans le chapitre 7, nous la substituerons par une grandeur que l'élève pourra mesurer, l'**absorbance**, pour l'étude des spectres de bandes.

L'absorbance A d'une solution et l'intensité lumineuse I relative à une source de lumière sont reliées par la relation qui n'est pas non plus au programme : $A = \log\left(\frac{I_0}{I}\right)$.

L'absorbance sera alors simplement la réponse d'un appareil de mesure appelé *spectrophotomètre*.

Activités

Nous avons délibérément évité, dans nos activités, les expériences réalisées au sujet la couleur des objets en Collège, notamment celles du disque de Newton ou de la lampe à trois volets permettant à l'aide de filtres d'illustrer les synthèses additive et soustractive. Le disque de Newton est cependant l'objet d'un exercice et la manipulation des lampes est simulée dans le cédérom d'accompagnement.

1 Diffusion (p. 38)

Exploitation de données

Objectif

Il s'agit d'une activité introductive mettant en œuvre une expérience simple et rapide à réaliser. Un peu de fumée d'un bâton d'encens, voire même la simple fumée d'une allumette, dans une cuve et un laser suffisent. L'exploitation de l'observation permet de rappeler le modèle du rayon lumineux et d'introduire la notion de diffusion. Ce travail permet incidemment de lutter contre une conception répandue chez les élèves, nombreux à penser que la lumière d'un faisceau laser se voit dans l'air, conception entretenue par certaines observations courantes dans les spectacles.

Correspondance avec le programme

Interpréter la couleur observée d'un objet éclairé à partir de celle de la lumière incidente ainsi que des phénomènes d'absorption, de diffusion.

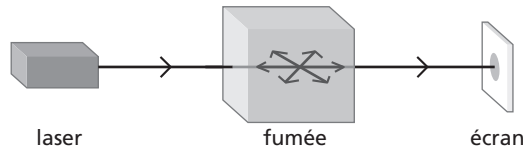
Corrigé

a. Le faisceau issu du laser éclaire un point de l'écran.

Ce faisceau est visible dans la cuve enfumée. Il faut s'attendre à ce que certains élèves prévoient de voir le faisceau dans l'air, que certains l'imaginent divergent et illuminant l'écran dans son ensemble…

b. Cette confrontation à l'expérience doit être l'occasion d'une réflexion sur les erreurs de l'élève. L'air est transparent et laisse passer la lumière du Soleil sans faire paraître de faisceaux, de même que la lumière de lampes artificielles. Il n'y a aucune raison que le faisceau du laser soit visible dans l'air.

c.



d. Lorsqu'une particule opaque reçoit de la lumière, elle renvoie cette lumière dans toutes les directions. La lumière diffusée dans une direction particulière de l'espace est moins intense que la lumière incidente.

Commentaires

La fumée absorbe autant chaque couleur et a donc un effet neutre sur la couleur de la lumière diffusée.

2 Couleur par transmission (p. 38)

Histoire des Arts

Objectif

Cette activité fait le lien entre l'absorption et la composition chimique de la matière, sans entrer dans le détail puisque c'est le sujet du chapitre 6.

Elle met en jeu l'histoire de l'art au travers d'un regard sur la technique du vitrail. Il s'agit de faire modéliser par l'élève le comportement de la lumière qui traverse un vitrail.

Correspondance avec le programme

- Interpréter la couleur observée d'un objet éclairé à partir de celle de la lumière incidente ainsi que des phénomènes d'absorption, de diffusion et de transmission.
- Prévoir le résultat de la superposition de lumières colorées et l'effet d'un ou plusieurs filtres colorés sur une lumière incidente.

Corrigé

a. Le vitrail filtre certaines radiations, c'est-à-dire qu'il ne les laisse pas passer. Soit il ne reste que certaines plages de radiations correspondant à la couleur observée (la partie bleue laisse passer les radiations bleues, de même pour les parties vertes, rouges qui laissent respectivement passer les radiations vertes, rouges…) soit la couleur complémentaire de celle perçue a été absorbée lors du passage au travers du filtre. Les élèves ont pu entendre parler de couleur complémentaire en Arts plastiques, c'est une situation possible dans le cas du vitrail ; la partie jaune absorbe le bleu et laisse passer les autres radiations, la partie bleue absorbe le jaune et laisse passer les autres radiations…

b. Il faut modifier la composition chimique du vitrail pour obtenir une autre couleur. Un autre composé métallique sera mêlé au verre.

c. Suivant l'heure de la journée, il arrive que la lumière du Soleil traverse le vitrail ou bien que celui-ci soit éclairé de l'intérieur par un éclairage naturel ou artificiel. La couleur du vitrail résulte donc, dans certains cas, d'une intense lumière filtrée et, dans d'autre, d'une lumière réfléchie (ou diffusée), où la surface du verre joue aussi un rôle et où la couleur paraît alors plus sombre. La perception de couleur est donc différente dans les deux cas. Enfin, le spectre de la lumière varie au cours de la journée. Le soir, la lumière orangée sera absorbée par la partie bleue du vitrail et paraîtra sombre.

Commentaires

Dans les vitraux, les oxydes métalliques, comme le sulfure d'argent, utilisés pour la coloration sont toujours des minéraux et non des composés organiques qui ne supporteraient par la température à laquelle le verre est porté lors de sa fabrication.

Il est possible d'approfondir cette activité avec une recherche sur les différentes étapes de fabrication du vitrail, en explorant aussi les autres techniques de coloration comme la peinture sur verre, par exemple. L'éventail des colorants est beaucoup plus large que celui exposé dans cette activité mais le chapitre 6 revient sur cet aspect.

3 Synthèse des couleurs sur écran plat (p. 39)

Objectif

Les activités 3 et 4 vont de pair puisqu'elles traitent toutes deux de la production de lumière colorée par un écran plat. L'activité 3 s'intéresse particulièrement à la synthèse additive des couleurs et permet à chaque élève, à l'aide du simulateur *Synthèse additive des couleurs* du cédérom *Micromega*, de retrouver simplement cette synthèse additive des lumières colorées mais surtout de la reconstruire. Cette activité présente et utilise le codage hexadécimal, le code html et le codage des couleurs en informatique.

Elle place donc l'élève dans une situation de réutiliser ces compétences chez lui et surtout de comprendre une application technologique directe du phénomène physique étudié.

Correspondance avec le programme

- Prévoir le résultat de la superposition de lumières colorées.
- Illustrer et comprendre les notions de couleurs des objets par l'utilisation des TICE (démarche expérimentale d'investigation).
- Recueillir et exploiter des informations sur le principe de restitution des couleurs par un écran plat.

Corrigé

a. Le fond d'écran paraît rouge. Pour obtenir un fond vert, il faut entrer le code #00FF00, et pour obtenir un fond bleu, il faut entrer #0000FF.

b. Pour synthétiser du blanc, il faut mélanger les trois couleurs primaires vert, bleu et rouge en quantité maximale (si on se limite à des quantités identiques, l'écran paraît gris).

Par conséquent, la ligne de commande du fichier couleur.htm devient :

<body bgcolor="#FFFFFF">.

En modifiant indépendamment chacune des trois radiations rouge, verte et bleue et en les additionnant, il est possible de créer de nouvelles lumières colorées, par exemple <body bgcolor="#915300"> donne du brun et <body bgcolor="#9153CE"> donne du violet.

c. En synthèse soustractive, c'est-à-dire quand la lumière traverse successivement plusieurs filtres colorés différents, toute la lumière est absorbée en cumulant les filtres magenta, jaune et cyan : on obtient du noir.

En revanche, en synthèse additive, le blanc correspond à la superposition des trois radiations des couleurs primaires. Le simulateur *Synthèse additive des couleurs* du cédérom *Micromega* permet de vérifier rapidement ces constatations. Pensez qu'il est possible de déplacer les lampes pour superposer les faisceaux de lumière deux à deux par exemple.

d. En synthèse additive, les couleurs primaires sont le bleu, le vert et le rouge. La superposition deux à deux de lumières de couleur primaire permet de créer le magenta, le cyan, le jaune.

En synthèse soustractive, les couleurs primaires sont le magenta, le cyan et le jaune. Une lumière blanche passant successivement au travers de deux filtres aux couleurs primaires permet de créer des lumières bleue, rouge ou verte.

4 Technologie des écrans plats et codage des couleurs (p. 40)

Étude documentaire

Objectif

Cette activité s'intéresse particulièrement à la technologie mise en œuvre dans les écrans plats à cristaux liquides. Elle est le pendant indispensable de l'activité précédente. Il est préférable de réaliser cette activité après avoir fait la précédente. Il s'agit d'une étude documentaire qui explique le principe de fonctionnement de la synthèse de la couleur d'un écran plat. Les questions permettent une réflexion sur les points importants du document. La dernière question fait réfléchir sur ce qu'est la mire d'un écran plat à partir d'une photographie macro de la zone blanche d'un écran d'ordinateur.

Correspondance avec le programme

- Prévoir le résultat de la superposition de lumières colorées.
- Illustrer et comprendre les notions de couleurs des objets par l'utilisation des TICE (démarche expérimentale d'investigation).
- Recueillir et exploiter des informations sur le principe de restitution des couleurs par un écran plat.

Corrigé

a. La goutte de cristal liquide n'est pas colorée, ce sont des filtres qui colorent la lumière blanche qui a traversé la goutte.

b. La goutte permet ou non que la lumière passe. Elle sert donc de store.

La mise sous tension de la goutte permet d'ouvrir plus ou moins le store et de laisser passer une quantité précise de lumière.

c. Si aucune tension n'est appliquée aux cristaux liquides, l'écran est noir. La commande pour le noir est #000000.

d. Pour une couleur primaire, chaque « x » peut adopter seize valeurs différentes et il y a deux « x ».

$16^2 = 256$. Il y a donc 256 valeurs différentes. Ces 256 valeurs correspondent à 256 teintes différentes.

e. Chacune des trois couleurs possède 16^2 teintes : il y a donc $(16^2)^3 = 167\ 777\ 16$ combinaisons possibles. Plus de 16 millions de couleurs peuvent ainsi être produites.

f. De loin, l'œil ne parvient pas à distinguer les pixels qui composent cette mire.

La synthèse additive s'effectue de fait et l'écran paraît blanc (l'observation d'un écran plat avec une loupe de forte puissance permet de voir la mire).

Commentaires

- L'écran à ACL est composé de pixels qui couvrent sa surface. Chacune de ses unités de surface constitue un élément de l'image affichée à l'écran.

  Chaque pixel peut ainsi afficher toutes les couleurs du spectre visible. Il faut 3 filtres de couleur pour chaque pixel.
- Cette activité permet l'utilisation des TICE : utilisation du langage html et d'un éditeur de texte (synthèse additive des couleurs).
- La synthèse additive est souvent réalisée par l'enseignant (manipulation au bureau) car les établissements disposent rarement d'une lampe 3 volets par binôme pour une utilisation en TP.

  Chaque élève peut réaliser la synthèse additive sur ordinateur.

  Cette activité peut être réexploitée par les élèves pour la gestion d'un site.

- L'expérience du *disque de Newton* permet d'illustrer la synthèse additive des couleurs. On peut demander aux élèves d'en donner le principe à partir de l'analyse de cette synthèse réalisable avec le simulateur *Synthèse additive des couleurs* du cédérom *Micromega* et d'une recherche sur Internet. Malgré tout, cette expérience utilise la diffusion par un objet opaque, c'est pourquoi nous l'avons écartée.

5 Couleur d'un objet (p. 41)

Cette activité a été construite comme une démarche d'investigation. À cette étape, l'élève connait les phénomènes principaux qui sont étudiés dans ce chapitre. Il peut logiquement envisager une explication et une application des phénomènes et connaissances nouvelles qu'il a intégrés. La couleur des objets sous différentes sources lumineuses donne souvent lieu a des exercices types et rébarbatifs. On s'est attaché ici à fournir une démarche plus créative et originale.

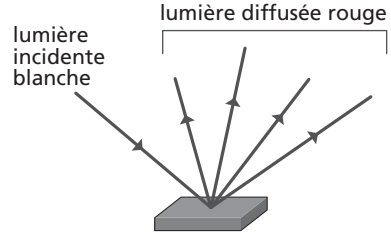
Cette activité peut être introduite en utilisant le simulateur *Couleur des objets* du cédérom *Micromega*. L'écran présentant plusieurs lettres de couleur peut être éclairé par des sources de lumières blanche, verte, bleue ou rouge. L'élève peut facilement identifier les lumières diffusées par chacun des objets et ainsi la couleur apparente d'un objet selon la couleur de la source.

Correspondance avec le programme

- Interpréter la couleur observée d'un objet éclairé à partir de celle de la lumière incidente ainsi que des phénomènes d'absorption, de diffusion.
- Utiliser les notions de couleur blanche et de couleurs complémentaires.
- Prévoir le résultat de la superposition de lumières colorées.
- Illustrer et comprendre les notions de couleurs des objets (démarche expérimentale d'investigation).
- Distinguer couleur perçue et couleur spectrale.

Commentaires

- Le citron ne diffuse pas toutes les radiations, mais seulement une partie du spectre visible. Il peut diffuser les couleurs primaires rouge et verte mais peut aussi diffuser toutes les radiations dont la longueur d'onde est comprise entre celles de ces deux couleurs primaires, par exemple les radiations jaunes. Éclairé en lumière verte, il sera perçu vert car il peut diffuser cette couleur. Éclairé en lumière bleue, il paraîtra noir ou n'apparaîtra pas, car il absorbe cette lumière bleue. Selon la lumière des projecteurs, les fruits peuvent apparaître plus appétissants.
- Pour masquer les parties vertes d'un abricot, il est possible d'ajouter un spot vert à faible intensité et un spot rouge. De cette manière, la lumière perçue par le cerveau sera jaune-orange.
- Les lampes à vapeur de sodium sont des lampes spectrales qui fournissent un éclairage orangé, consomment peu d'énergie et ont une longue durée d'utilisation. Elles sont particulièrement intéressantes pour les maraîchers.



Exercices

Test

1 Le point paraît blanc par synthèse additive.

2 C'est la diffusion.

3 Il faut raisonner en synthèse soustractive. Les pigments de la peau de la banane, jaune en lumière blanche, ne peuvent diffuser que le jaune, le rouge et le vert, les autres couleurs sont absorbées. La banane paraît donc rouge parce qu'elle peut diffuser cette couleur et qu'elle absorbe les radiations bleues.

4 Il faut raisonner en synthèse soustractive. La lumière transmise paraît jaune-orange puisque c'est le complémentaire du bleu (voir le triangle des couleurs en rabat de couverture du manuel de l'élève).

5 La lumière sur l'écran est verte après absorption des radiations bleues et rouges.

6 Il faut raisonner en synthèse additive à partir de ces deux sources de lumière. La lumière paraît magenta.

7 **a.** Si la lumière est perçue bleue, c'est que le spectre de la lumière émise contient des radiations bleues car cette couleur est primaire en synthèse additive.

b. L'œil humain est peu sensible aux radiations bleues. Il faut donc que l'intensité de ces radiations bleues soient intenses.

c. Il peut y avoir d'autres radiations, soit dans le bleu également, soit à de bien plus faibles intensités pour ne pas perturber la perception du bleu par l'œil.

Exercices d'entraînement

8 Vocabulaire

a. Les couleurs primaires utilisées sont, pour obtenir le :

- cyan : bleu + vert
- rouge : rouge
- noir : aucune
- magenta : rouge + bleu
- blanc : rouge + vert + bleu
- jaune : rouge + vert

b. Cette lumière est violette si sa longueur d'onde est la plus courte du spectre visible.

c. Les cellules sensibles de l'œil sont les cônes. Elles se trouvent sur la rétine.

d. Une feuille de papier blanc n'absorbe pas de lumière, que la source émette une lumière blanche ou rouge.

e. Une feuille de papier noir absorbe toutes les radiations du spectre visible. Éclairée en lumière blanche ou rouge, elle apparaît noire.

f. Le daltonisme est un défaut de l'œil qui correspond à la déficience d'un type de cônes.

9 Synthèse soustractive

Filtre utilisé	Couleurs des radiations absorbées	Couleur perçue
aucun	aucune	blanche
filtre cyan	rouge	cyan
filtre magenta	vert	magenta
filtre jaune	bleu	jaune-orange
filtre rouge	bleu, vert	rouge
filtre bleu	vert, rouge	bleu
filtre vert	bleu, rouge	vert
3 filtres cyan, magenta et jaune	bleu, vert, rouge	rien, noir

10 Synthèse additive

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 371.

11 Disque de Newton

Chaque fraction du disque reçoit de la lumière, en absorbe une partie et diffuse certaines radiations correspondant à certaines couleurs.

À cause de la persistance rétinienne, le message nerveux envoyé au cerveau cumule les signaux d'un grand nombre de teintes. Le cerveau reçoit donc un message de même intensité en provenance des trois cônes de la rétine et l'interprète comme en provenance d'un objet gris, c'est-à-dire blanc peu lumineux.

12 Couleur d'un citron

1. Les récepteurs se nomment *les cônes*.

2. Les trois couleurs primaires utilisées en synthèse additive sont le rouge, le vert et le bleu. C'est la synthèse additive RVB.

3. a. On utilise un filtre absorbant les radiations de la couleur complémentaire (le bleu aux alentours de 450 nm).

b. Une lumière paraissant orange est composée (en synthèse additive) des couleurs rouge et verte (avec davantage de rouge que de vert). Si le citron est jaune en lumière blanche, c'est qu'il est capable de diffuser le jaune, le vert et le rouge (en synthèse soustractive).

Les couleurs constituant la lumière incidente ne sont pas absorbées par le citron qui apparaîtra donc jaune-orange sous cette lumière.

13 Diffusion par un sac à dos

1. En synthèse soustractive, si la couleur perçue du sac est bleue, soit le sac diffuse principalement les radiations bleues, soit il diffuse toutes les couleurs sauf la complémentaire du bleu (jaune).

2. Dans le premier cas, il absorbe les autres radiations du spectre visible, pour des longueurs d'onde du vert jusqu'au rouge, dans le second, il n'absorbe que celles correspondant à la couleur jaune.

3. a. Dans le premier cas, s'il est éclairé par une lumière rouge, le sac ne diffuse pas cette radiation : il n'émettra pas de lumière et paraîtra noir. Dans le second cas, il paraîtra rouge.

b. Dans le premier cas, s'il est éclairé par cette lumière magenta, il ne diffusera que la lumière bleue et apparaîtra bleu.

Dans le second cas, il diffusera les deux radiations et paraîtra donc magenta en synthèse additive.

14 Transmission par une solution de permanganate de potassium

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 372.

15 Transmission par une solution de sulfate de cuivre

a. Les radiations rouges sont absentes du spectre de la **figure 1** et sont donc absorbées par la solution.

b. La solution de sulfate de cuivre paraît cyan, cette couleur est complémentaire du rouge, la plage de radiations absorbées est donc cohérente avec l'observation.

c. Il s'agit d'une synthèse soustractive de la couleur, puisque la couleur transmise résulte de la suppression de certaines plages de radiations d'une lumière blanche.

16 Imprimante couleur

a. Chaque encre colorée absorbe une partie du spectre visible, c'est-à-dire une plage de radiations. Pour obtenir du noir, il faut absorber l'ensemble des radiations du spectre visible.

b. La synthèse des couleurs met en jeu les phénomènes conjoints d'absorption et de diffusion. Les radiations qui ne sont pas absorbées sont diffusées dans toutes les directions. Le mélange de deux encres permet d'absorber plus de radiations et de diffuser une lumière qui paraîtra d'une nouvelle couleur, grâce à la capacité de synthèse additive de l'œil et du cerveau.

c. Pour imprimer un document gris, il est nécessaire d'absorber une partie de l'intensité lumineuse incidente sans l'absorber totalement. Par une succession de points noirs, si proches que l'œil ne les distingue pas individuellement, il est possible d'utiliser la diffusion de la lumière par le papier blanc et l'absorption par l'encre noire pour obtenir un document qui paraîtra gris.

Exercices d'approfondissement

17 Pour en finir avec la trichromie

a. En trichromie, les trois couleurs primaires rouge (700 nm), verte (546,1 nm) et bleue (435,8 nm) sont nécessaires pour réaliser une lumière qui sera perçue blanche par le cerveau.

b. La quatrième couleur n'est donc pas nécessaire pour obtenir des nuances de teintes.

c. Sur un écran classique, il suffit d'éclairer uniquement les pixels rouge et vert pour obtenir une lumière perçue jaune par l'œil humain.

d. Avec cette nouvelle technologie, il est possible, soit d'éclairer les pixels rouge et vert, soit d'éclairer le pixel jaune, soit les deux conjointement. Ainsi, il est possible d'obtenir une plus grande intensité lumineuse de jaune et il est plus aisé de moduler les nuances des teintes orangées, dans des films d'action où les explosions vont bon train par exemple.

18 La couleur du Soleil

a. L'épaisseur de l'atmosphère correspond à la longueur du segment [AO] et est notée e. Le rayon terrestre correspond à la longueur du segment [OC] et est noté R.

Le trajet de la lumière dans l'atmosphère au coucher du Soleil correspond à la longueur du segment [A'O] qui est notée d.

$$e = \text{AO},\ R = \text{OC},\ d = \text{A'O}.$$

b. L'épaisseur de l'atmosphère traversée par la lumière est plus grande le soir dans la situation A' qu'à midi (situation A) : $e < d$.

En effet, la différence des deux rayons d'une couronne est la plus petite longueur mesurable entre les deux cercles qui délimitent cette couronne.

c. Pour déterminer la longueur d, appliquons le théorème de Pythagore dans le triangle OA'C :

$$(\text{A'C})^2 = (\text{OC})^2 + (\text{OA'})^2$$

$$(R + e)^2 = d^2 + R^2$$

$$d = \sqrt{(R + e)^2 - R^2}$$

$$d = \sqrt{(6\ 365 + 80)^2 - 6\ 365^2}$$

$$d = 1{,}0.10^3 \text{ km}$$

L'épaisseur de l'atmosphère traversée par la lumière solaire le soir est d'environ 1 000 km.

d. $d > 12$ e

e. Le soir, l'épaisseur de l'atmosphère traversée par la lumière est plus de douze fois supérieure à celle traversée à midi. L'atmosphère peut donc diffuser dans toutes les directions, loin de l'œil de l'observateur, douze fois plus d'énergie des radiations bleues le soir qu'à midi. Il est donc logique que la couleur de la lumière du Soleil soit différente, rouge le soir, blanche à midi.

PHYSIQUE

4

Sources de lumière

Introduction au chapitre (p. 51)

L'objectif de chapitre est de présenter les différentes sources de lumière sans donner d'explications sur leur couleur (voir le chapitre 3), ni sur l'interaction entre la lumière et la matière (voir le chapitre 5).

Les sources de lumières sont répertoriées selon leur spectre (de raies ou continu) et l'origine de formation de la lumière (source thermique ou spectrale).

Le but de ce chapitre est de se rendre compte qu'il n'y a pas « une » lumière mais presque autant de lumières différentes que de sources. Des comparaisons de différentes sources sont ainsi réalisées, notamment dans les exercices.

Nous avons choisi de limiter le terme de *lumière* au rayonnement visible, dont la longueur d'onde est dans l'intervalle 400 nm – 800 nm. Il faut noter que, dans la pratique, le rayonnement visible est parfois arrêté à 700 nm, ce que nous n'avons jamais considéré. Au-delà et en deçà, nous n'avons pas utilisé le terme de *lumière*, mais celui de *rayonnement*, même si certains élèves auront déjà entendu parler de lumière ultraviolette ou infrarouge.

Nous avons exposé la loi de Wien, qui relie la longueur d'onde du maximum d'une source thermique en fonction de sa température, soit en degrés Celsius, soit en kelvins. Ce fut donc l'occasion d'introduire cette échelle de température nouvelle pour les élèves. Nous n'avons pas détaillé ce qu'était cette échelle, ni même dit qu'il s'agissait de l'échelle absolue. C'est donc juste une autre échelle adaptée à la loi de Wien. Plus loin dans le programme, nous la retrouverons dans les unités données en $J.K^{-1}$, par exemple pour les capacités thermiques. Le programme ne demandant pas que l'élève connaisse cette loi par cœur, nous l'avons rappelé pour chaque usage dans ce chapitre, et plus loin dans l'ouvrage quand elle est réutilisée.

Cette loi nous a également conduits à introduire la notion de corps noir, mais en se limitant bien évidemment à une définition simple :

« *Le corps noir est un objet (idéal) qui respecte la loi de Wien et qui absorbe toute la lumière qu'il reçoit.* »

Rien de plus n'a été dit, mais il nous semblait impossible d'énoncer la loi dans évoquer le modèle auquel elle est intimement liée. En effet, cela aurait, sinon, conduit à laisser penser que des objets réels respectent cette loi. Nous avons donc décidé de ne pas entretenir une telle confusion qui aurait été équivalente à parler de la loi $pV = nRT$ sans prononcer le terme de *gaz parfait*.

Activités

1 Lumière et objets (p. 52)

Recherche d'informations

Objectif

Cette activité de découverte a pour objectif de faire la distinction entre une source de lumière, qui produit de la lumière, et un objet lumineux qui n'en produit pas : sans être éclairé par une source, un objet qui ne produit pas de lumière ne peut être visible.

Des exemples de sources sont demandés, notamment parmi celles que les élèves connaissent, en associant souvent la lumière à quelque chose de très chaud.

Correspondance avec le programme

Différentes sources de lumière : étoiles, lampes variées, laser, DEL…

Corrigé

a. Il est possible de voir les objets qui nous entourent parce que ceux-ci reçoivent, de la part d'une source, de la lumière qu'ils diffusent ensuite dans toutes les directions. Ainsi de la lumière provenant de ces objets peut parvenir jusqu'à notre œil.

b. Les sources de lumière permettant de voir les objets sont : le Soleil, une ampoule, une flamme, un feu d'artifice, etc.

c. Des sources de lumière très chaudes sont les étoiles, le Soleil, une flamme, le filament d'une ampoule à incandescence, le feu d'artifice, etc.

2 Spectre électromagnétique (p. 52)

Objectif

Cette activité présente une grandeur essentielle pour caractériser une lumière : la longueur d'onde. Le spectre électromagnétique est présenté en entier, dans le but de définir l'intervalle de longueurs d'ondes concernant la lumière visible. L'objectif est aussi de comprendre qu'il y a plusieurs types de lumières dans le spectre de la lumière visible, selon la couleur de celle-ci.

Des rayonnements autres que celui correspondant à la lumière visible sont donnés en exemple, pour montrer que la lumière n'est pas un phénomène unique, mais un rayonnement parmi d'autres.

Correspondance avec le programme

- Domaines des ondes électromagnétiques.
- Distinguer une source polychromatique d'une source monochromatique caractérisée par une longueur d'onde dans le vide.
- Connaître les limites en longueur d'onde dans le vide du domaine visible et situer les rayonnements infrarouges et ultraviolets.

Corrigé

a. Rayons gamma pour la radiothérapie ou la stérilisation.

Rayons X pour la radiographie du diagnostic médical ou le scanner.

Rayonnement ultraviolet pour le bronzage.

Domaine visible pour l'éclairage.

Rayonnement infrarouge pour les caméras thermiques et la communication.

Rayonnements FM, TV, AM pour les communications (radio, télévision, téléphonie…)

b. L'œil humain est sensible aux rayonnements de longueur d'ondes comprises entre 400 nm et 800 nm dans le vide ou dans l'air (domaine visible).

c. Le rayonnement infrarouge étant utilisé pour le chauffage, c'est donc la peau, avec la sensation de chaleur, qui est sensible à ce type de rayonnement (et non l'œil).

3 Loi de Wien (p. 52)

Objectif

Cette activité est spécifique aux sources thermiques. C'est une introduction historique de la loi de Wien, ainsi que de la notion de « *corps noir* ». L'objectif est de montrer qu'une telle source émet de nombreuses longueurs d'ondes, mais d'intensités différentes. La loi donnant la longueur d'onde d'intensité maximale en fonction de la température permet d'expliquer le caractère « *chaud* » d'une source de lumière que les élèves connaissent.

L'activité propose également de tracer une courbe, pour mieux relier la température et les longueurs d'onde émises par la source, donc aussi la température et la couleur sous laquelle est vue la source.

Correspondance avec le programme

- Couleurs des corps chauffés. Loi de Wien.
- Exploiter la loi de Wien, son expression étant donnée.

Corrigé

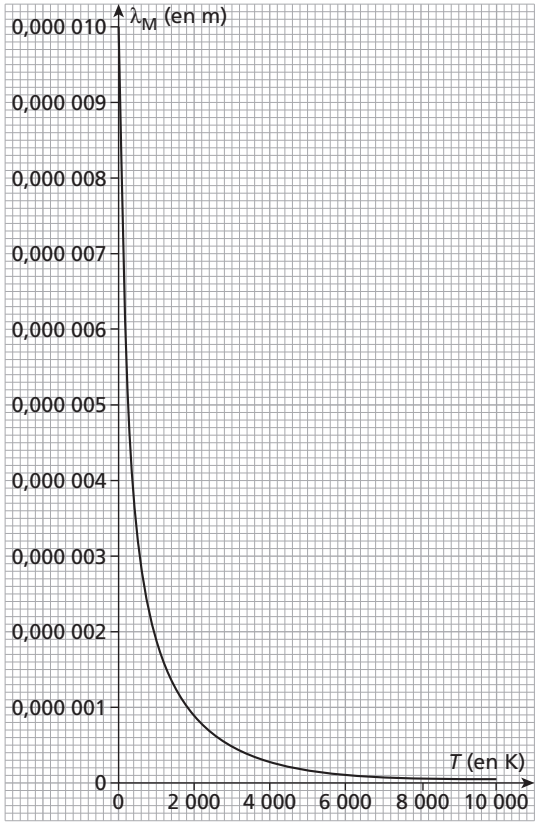
a. Du métal en fusion, une bûche de bois en train de brûler, le filament d'une ampoule à incandescence sont des corps qui émettent de la lumière s'ils sont chauffés à haute température.

b. Si un tel corps refroidit progressivement, il émet de la lumière mais de couleur différente, puis n'émet plus de lumière (visible) dès qu'il est suffisamment froid.

c. La température est $T = 5\,000$ K donc

$$\lambda_M = \frac{2,898.10^{-3}}{5\,000} = 5,8.10^{-7} \text{ m soit } 580 \text{ nm.}$$

d. On obtient la courbe suivante :



Aux limites du domaine visible :

$$T = \frac{2{,}898.10^{-3}}{400.10^{-9}} = 7{,}25.10^{3}\ \text{K pour } \lambda_M = 400\ \text{nm}$$

$$T = \frac{2{,}898.10^{-3}}{800.10^{-9}} = 3{,}62.10^{3}\ \text{K pour } \lambda_M = 800\ \text{nm}$$

Soit une température comprise entre 3 600 K et 7 200 K.

e. Un corps noir absorbe toute la lumière qu'il reçoit. Il ne va donc pas en diffuser, ce qui le rendra invisible, d'où le terme de « *corps noir* ».

Commentaire

Un corps noir suffisamment chaud émet de la lumière. Il n'est donc pas « *noir* » au sens commun de cet aspect.

Ce qu'il faut comprendre, c'est qu'un corps peut être visible s'il diffuse de la lumière qu'il reçoit.

Le corps noir ne diffuse rien. En revanche, il peut être visible s'il crée sa propre lumière.

4 Les lumières colorées (p. 53)

Histoire des Sciences

Objectif

Cette activité est une mise en évidence expérimentale de la multitude de lumières qu'une source peut émettre.

L'observation de la couleur ou du spectre d'émission de la source permet de s'en rendre compte.

La partie investigation permettra à l'élève de définir la lumière blanche, ainsi que de réaliser différentes sources de lumières de couleurs différentes à partir d'une source de lumière blanche ou inversement.

Correspondance avec le programme

Pratiquer une démarche expérimentale permettant d'illustrer et de comprendre la notion de lumière colorée.

Corrigé

a. En projetant le spectre, non pas sur un écran, mais sur une seconde fente, seules certaines longueurs d'onde sont sélectionnées.

En plaçant un écran derrière cette seconde fente, et en projetant son image avec une autre lentille de projection, on obtient de la lumière colorée, et non blanche.

b. Il est possible de passer d'une lumière blanche à une lumière colorée en utilisant un filtre, ce qui est un montage beaucoup plus simple.

c. Pour produire de la lumière blanche à partir de lumière colorée, il faut faire exactement l'inverse du montage de la partie 1.

Le prisme décompose la lumière, il faut donc la « *recomposer* », ce qui est possible en mettant un deuxième prisme, ou une lentille qui refocalise cette lumière.

Il est également possible de produire de la lumière blanche par synthèse additive, avec plusieurs sources de lumières colorées (de couleurs différentes) focalisées au même endroit avec des lentilles

Commentaire

Dans le second cas, l'intensité différente de chaque source risque de ne pas produire exactement du blanc.

Exercices

Test

1 Seul le laser est monochromatique car son spectre ne contient qu'une seule longueur d'onde. Si le spectre en contient plusieurs, que ce soit un spectre de raies (comme la lampe à vapeur de mercure) ou continu (comme le tube au néon), la source est polychromatique.

2 La lumière visible a une longueur d'onde vérifiant $400 \leqslant \lambda \leqslant 800$ nm, du violet au rouge. Le rayonnement ultraviolet a une longueur d'onde plus faible ($\lambda \leqslant 400$ nm), et le rayonnement infrarouge une longueur d'onde plus grande ($\lambda \geqslant 800$ nm).

3 La longueur d'onde λ_M correspondant au maximum d'intensité est :

$$\lambda_M = \frac{2,898.10^{-3}}{6\,500} = 4,46.10^{-7} \text{ m} = 446 \text{ nm}$$

Exercices d'entraînement

4 Source ou pas source ?

1. Une source de lumière envoie la lumière qu'elle crée (alors qu'un objet lumineux renvoie de la lumière qu'il reçoit d'une source ou d'un autre objet).

2. a. L'étoile du Berger est une étoile, elle est donc une source lumineuse.

b. Un rétroviseur automobile n'est pas une source : il réfléchit la lumière incidente émise par une source (les phares d'une voiture, par exemple) ou un autre objet (une autre voiture).

c. Un flash d'appareil photographique produit de la lumière : c'est une source.

d. La Lune n'est pas une source, elle réfléchit la lumière qu'elle reçoit du Soleil.

e. Une caméra n'est pas une source. C'est un objet lumineux (diffuse de la lumière ce qui permet de la voir) mais elle est surtout utilisée pour recevoir de la lumière, de la part des objets qui sont filmés.

5 Chauffage infrarouge

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 372.

6 Rayonnement infrarouge

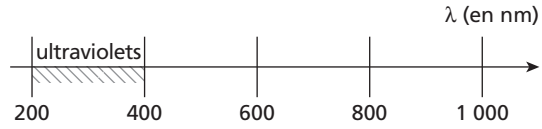
a. Les longueurs d'onde comprises entre 700 nm et 900 nm correspondent à la limite du rouge (entre 700 nm et 800 nm) et à l'infrarouge (entre 800 et 900 nm), d'où le nom de « *papier infrarouge* ».

b. La température de l'atmosphère diminue avec l'altitude, donc la longueur d'onde du rayonnement émis change, ce qui explique les différences de teintes sur la photographie infrarouge.

c. De nos cinq sens, celui qui est sensible au rayonnement infrarouge est le toucher.

7 Bronzage aux ultraviolets

a.



b. La couleur du domaine visible proche de l'ultraviolet est le bleu-violet.

c. Une lampe à bronzer émet avec une intensité maximale dans l'ultraviolet, mais elle émet aussi (avec moins d'intensité) d'autres longueurs d'onde autour de la longueur d'onde d'intensité maximale. Certaines de ces longueurs d'onde sont dans le domaine visible et correspondent au bleu, d'où la couleur observée de la lampe.

8 Rayonnement et température

a. Le domaine visible est $400 \leqslant \lambda \leqslant 800$ nm, donc le rayonnement est en dehors de ce domaine si $\lambda \leqslant 400$ nm (UV) ou $\lambda \geqslant 800$ nm (IR).

$\lambda_M \leqslant 400.10^{-9}$ m donc

$$T \geqslant \frac{2,898.10^{-3}}{400.10^{-9}} = 7,25.10^3 \text{ K (UV)}$$

$\lambda_M \geqslant 800.10^{-9}$ m donc

$$T \leqslant \frac{2,898.10^{-3}}{800.10^{-9}} = 3,62.10^3 \text{ K (IR)}$$

Certaines étoiles très chaudes peuvent atteindre ces températures (jusqu'à 25 000 °C) donc n'émettent pas dans le domaine visible (elles sont invisibles à l'œil nu).

Tous les objets de la vie courante ont des températures largement inférieures à 3 620 K, donc émettent dans l'infrarouge (*voir les températures de flamme des chalumeaux dans l'activité 1 du chapitre 17 page 228 du manuel de l'élève*).

b. Si $\lambda_M = 650$ nm, alors la température est

$$T = \frac{2,898.10^{-3}}{650.10^{-9}} = 4,46.10^3 \text{ K.}$$

c. Si $\theta = 37$ °C, la longueur d'onde d'énergie maximale est :

$$\lambda_M = \frac{2,898.10^{-3}}{273 + 37} = 9,35.10^{-6} \text{ m,}$$

ou encore $\lambda_M = 9,35.10^3$ nm.

Le corps humain émet un rayonnement infrarouge.

9 Rayonnement d'un barbecue

a. $\lambda_M = 400.10^{-9}$ m donc

$$T = \frac{2,898.10^{-3}}{400.10^{-9}} = 7,25.10^3 \text{ K}$$

$\lambda_M = 800.10^{-9}$ m donc

$$T = \frac{2,898.10^{-3}}{800.10^{-9}} = 3,62.10^3 \text{ K}$$

Entre 3 620 K et 7 250 K, la longueur d'onde λ_M d'intensité maximale est dans le domaine visible.

La braise émet aussi un rayonnement dont les longueurs d'onde sont situées autour de λ_M, donc si sa température est inférieure à 3 620 K, la longueur d'onde la plus intense ne sera pas dans le domaine visible mais d'autres, proches de λ_M le seront, ce qui explique qu'elle émette de la lumière rougeoyante visible.

b. Le morceau de charbon de bois à température ambiante émet un rayonnement infrarouge.
Il est visible comme tout autre objet, car il renvoie la lumière qu'il reçoit.

c. Une flamme, un morceau de métal en fusion, le filament d'une ampoule à incandescence sont aussi des objets chauds qui émettent de la lumière visible.

10 Thermomètre infrarouge

a. Pour $\theta = 37$ °C, $\lambda_M = \frac{2,898.10^{-3}}{310} = 9,35.10^{-6}$ m

Pour $\theta = 40$ °C, $\lambda_M = \frac{2,898.10^{-3}}{313} = 9,26.10^{-6}$ m

b. La longueur d'onde est supérieure à 800 nm : le corps humain émet dans l'infrarouge.

c. L'écart de longueur d'onde est de 9.10^{-8} m, donc largement supérieur à la précision : l'état de fièvre est détectable.

11 Comète de Halley

a. La comète n'est pas une source de lumière.

b. Elle est visible depuis la Terre car elle diffuse la lumière reçue par le Soleil.

c. Le spectre de la lumière qu'elle envoie est celui de la lumière du Soleil, donc on ne peut pas en déduire la température de la comète.

12 Laser hélium-néon

a. La lumière produite est de couleur rouge.

b. La lumière est monochromatique car le laser ne produit que le rayonnement de cette longueur d'onde, le spectre ne contient qu'une seule raie.

c. Lors de l'utilisation d'un laser, il ne faut pas placer son œil devant le faisceau.

13 Laser à CO_2

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 372.

14 Laser hélium-argent

a. Le faisceau laser est peu divergent, donc une petite région éclairée est observée sur l'écran.

b. La température d'une source thermique pour laquelle $\lambda_M = 224.10^{-9}$ m est donnée par la loi de Wien : $\lambda_M T = 2,90.10^{-3}$ m.K

soit $T = \frac{2,90.10^{-3}}{224.10^{-9}} = 1,29.10^4$ K

c. La lumière de la source chaude a un spectre continu, alors que celui du laser ne contient qu'une seule raie, la lumière étant monochromatique.

d. Le pictogramme représente un triangle jaune dans lequel figure une représentation symbolique du rayonnement.

15 Traffic light

a. DEL est l'abréviation de diode électroluminescente.

b. 624 nm correspond au rouge, 0,591 µm correspond au jaune et $5,05.10^{-7}$ m correspond au vert.

c. Les températures seraient, en utilisant la loi de Wien :

$T = \frac{2,90.10^{-3}}{624.10^{-9}} = 4,65.10^3$ K pour le rouge,

$T = \frac{2,90.10^{-3}}{0,591.10^{-6}} = 4,91.10^3$ K pour le jaune,

$T = \frac{2,90.10^{-3}}{5,05.10^{-7}} = 5,74.10^3$ K pour le vert.

d. Ces températures étant largement supérieures à $273 + 40 = 313$ K, la loi de Wien n'est pas utilisable pour une DEL.

Commentaire : La loi de Wien n'est pas applicable car la lumière émise par une DEL ne provient pas d'un corps chauffé, mais par un processus électronique. Un photon est en effet émis lors de la recombinaison d'un électron et d'un trou dans un semi-conducteur.

16 DEL blanche

a. Une DEL monochromatique n'émet qu'une seule longueur d'onde, donc sa lumière ne peut être blanche (mais colorée).

b. Les couleurs sont le bleu (autour de 480 nm), le vert (autour de 550 nm) et le rouge (autour de 650 nm).

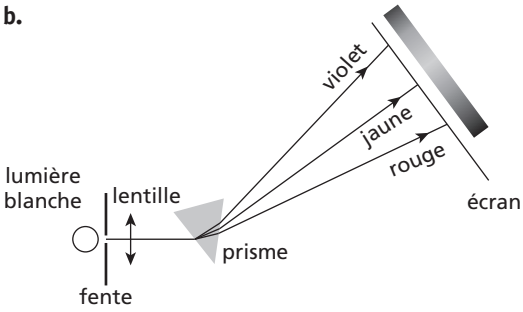
c. La DEL apparaît blanche car ce mélange de couleurs primaires donne à l'œil une sensation de lumière blanche.

Exercices d'approfondissement

17 Sources polychromatiques

a. L'écran n'est pas dans le même axe que la source, la fente et la lentille car le prisme dévie la lumière.

b.



c. Si la source est monochromatique il n'y a qu'une seule raie sur l'écran (de la même couleur que la lumière incidente).

d. Une lampe à vapeur de mercure est polychromatique et son spectre est un spectre de raies, car elle contient plusieurs longueurs d'onde distinctes en nombre limité.

e. Dans le cas d'une ampoule à incandescence, la source est également polychromatique, mais contient une infinité de longueurs d'onde car le spectre est continu.

18 Sources et spectres

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 372.

19 Le laser est-il monochromatique ?

a. $\lambda_0 = \dfrac{c}{f_0} = \dfrac{299\ 792\ 458}{473{,}612\ 54.10^{12}} = 6{,}329\ 91.10^{-7}$ m

b. $\Delta\lambda = \dfrac{c}{f_0^2}\Delta f = \dfrac{299\ 792\ 458}{\left(473{,}612\ 54.10^{12}\right)^2} \times 5.10^6$

$= 6{,}7.10^{-15}$ m

c. Le spectre ne contient qu'un seul pic.

d. L'écart est si faible qu'il ne peut être représenté avec l'échelle proposée : le laser peut donc bien être considéré comme une source monochromatique.

20 Le laser au quotidien

a. Le laser est utilisé dans les lecteurs CD-DVD ou pour les lecteurs optiques (codes barres). Il a aussi des applications médicales (chirurgie laser, traitements ophtalmologiques) et industrielles (découpage, guidage, télécommunications par fibre optique).

b. Le laser est monochromatique, contrairement à de nombreuses sources, ce qui explique la couleur unique.

c. Le caractère unidirectionnel sert par exemple pour les pointeurs lasers (pour désigner un endroit bien précis).

d. L'angle de divergence du faisceau vaut

$$\tan\alpha = \frac{\left(\frac{1{,}5}{2}\right)}{3{,}84.10^5} = 2{,}0.10^{-6}$$

donc le diamètre à 20 m est

$$d = 5.10^{-3} + 2 \times 20 \times \tan\alpha = 5{,}1.10^{-3} \text{ m}$$

soit 5,1 mm.

L'élargissement du faisceau est imperceptible.

21 Laser ou pas ?

a. Les lasers sont sur les photos ② et ④.

b. Sur les photos ① et ③, la lumière n'est ni monochromatique, ni unidirectionnelle.

PHYSIQUE

5

Interactions lumière-matière

Introduction au chapitre (p. 63)

Bien que ce chapitre s'inscrive dans le thème « Observer », il est essentiellement théorique. Il présente de nouveaux modèles qui furent révolutionnaires pour interpréter l'interaction de la lumière avec la matière. Son appartenance au thème « Observer » doit être comprise comme la théorie d'une technique contemporaine d'observation de la matière : la spectroscopie atomique.

Ce chapitre permet une mise en perspective historique, ce qui est une des modalités du programme de Première S au même titre que la démarche scientifique, l'approche expérimentale, le lien avec les autres disciplines et l'usage des TICE. Ce chapitre donne l'occasion de présenter les débuts de la physique quantique. Les élèves y découvriront comment les scientifiques de la fin du XIX^{e} siècle et du début du XX^{e} siècle ont été confrontés aux limites des modèles de l'atome et de la lumière énoncés, jusqu'alors, pour interpréter les spectres des éléments chimiques.

La lumière est un support de propagation d'informations. Les spectres des différents éléments chimiques sont de véritables « codes barres » caractéristiques de l'élément. Mais comment interpréter ces spectres ? Comment modéliser l'atome ? Quel nouveau modèle plus performant pour la lumière (le photon) est-il possible de proposer ? Comment utiliser ces nouveaux modèles pour interpréter l'origine du spectre solaire ?

Répondre à ces questions nécessite de reconsidérer la notion de spectre de lumière abordé en Seconde et d'aller plus loin que l'énoncé de la loi de Wien vue dans le chapitre précédent. Il s'agira d'introduire la notion de quantification des niveaux d'énergie de l'atome. Nous introduirons ce travail sur le modèle de l'atome d'hydrogène et nous utiliserons, à l'occasion, les nouveaux concepts sur d'autres atomes, sans chercher à en tirer de loi générale. Rappelons que l'énergie des niveaux de l'atome d'hydrogène se déduit d'une formule analytique simple, mais qu'il n'existe pas d'équivalent pour les atomes à plusieurs électrons. De plus, en aucun cas, nous n'étendrons le modèle aux niveaux d'énergie dans les molécules.

Il sera nécessaire de maîtriser (ou revoir) certains prérequis acquis en classe de Seconde :

- le modèle de l'onde lumineuse caractérisée par sa fréquence ν et sa longueur d'onde λ,
- les électrons d'un atome se répartissant selon des couches (K), (L), (M)…,
- les spectres des éléments chimiques,
- la composition de l'atmosphère du Soleil,
- les compétences attendues dans le chapitre 4.

Au travers de chapitre, les connaissances nouvellement acquises sont :

- le modèle du photon qui resservira dans les chapitres 10, 11 et 20,
- la quantification des niveaux d'énergie des atomes,
- l'interprétation de l'interaction lumière-matière,
- l'interprétation de l'origine du spectre solaire.

Pour ces trois derniers points, les notions correspondantes ne seront pas explicitement utiles pendant l'année en dehors de ce chapitre ; il faut même se méfier que l'élève n'associe pas sans précaution la spectroscopie atomique et la spectroscopie moléculaire qui sera abondamment utilisée dans les chapitres suivants. Les différences sont grandes :

- avec l'atome, il s'agit d'une spectroscopie de raies et pour les molécules d'une spectroscopie de bandes,
- l'électron est localisé dans le cas de l'atome et délocalisé dans le système conjugué des colorants,
- il s'agit d'une spectroscopie électronique (pure) dans le cas de l'atome, et d'une spectroscopie électronique sur une molécule en train de vibrer dans le cas moléculaire (d'où les bandes et non les raies),

- l'atome se désexcite en émettant de la lumière (c'est son seul mode de désexcitation) alors que l'émission de lumière, dans le cas des molécules, est rare (fluorescence, phosphorescence). En effet, le mode d'échange d'énergie par des chocs moléculaires est de loin le plus fréquent.

Dans ce chapitre, nous avons pris soin de considérer que la fréquence était un attribut d'une onde et que l'énergie était un attribut du photon. *Fréquence* et *énergie* se correspondent, mais ne sont pas identiques, même si dans, son langage courant, le physicien associe les deux termes.

Activités

1 Un modèle quantique pour la lumière (p. 64)

Histoire des Sciences

Objectif

Avec cette activité, les élèves sont amenés à comprendre la limite des modèles proposés jusqu'au XIX^{e} siècle pour interpréter les spectres comme le spectre solaire. La notion de *quantum d'énergie* est présentée. Avec cette première activité, les élèves seront invités à discuter de la notion de modèle en confrontant lois et résultats expérimentaux.

Correspondance avec le programme

- Le photon.
- Énergie d'un photon.

Corrigé

a. Le graphe montre que la loi de Rayleigh-Jeans est valable pour les grandes longueurs d'onde. C'est son domaine de validité. Une loi n'est pas fausse en soi, elle s'applique dans certains cas avec toujours un écart entre la réalité et la théorie.

b. L'énergie E s'exprime en joules (symbole : J) et la fréquence s'exprime en hertz (symbole : Hz).

Sachant que $E = h\nu$ alors la constante h a la dimension d'une énergie divisée par une fréquence ; elle s'exprime donc en $J.Hz^{-1}$. Or, la grandeur *fréquence* est l'inverse de la grandeur *temps*.

Ainsi, la constante de Planck s'exprime en J.s.

c. Le quantum d'énergie correspondant à une radiation de fréquence $\nu = 6{,}2.10^{14}$ Hz est :

$E = h\nu$ soit $E = 6{,}63.10^{-34} \times 6{,}2.10^{14} = 4{,}1.10^{-19}$ J

L'énergie produite par une lampe de 40 W pendant 10 s vaut : $E' = 40 \times 10 = 4{,}0.10^{2}$ J

En conclusion, la lampe met en jeu :

$\dfrac{400}{4{,}1.10^{-19}} = 9{,}7.10^{20}$ fois plus d'énergie que le quantum d'énergie correspondant à une radiation de fréquence $6{,}2.10^{14}$ Hz.

d. L'hypothèse de Planck est révolutionnaire car, pour la première fois, l'idée de discontinuité est associée au domaine des ondes, et l'énergie ne peut pas prendre n'importe quelle valeur : elle doit être un multiple (entier) du quantum d'énergie. Bien évidemment, cela ne se perçoit pas quand une situation met en jeu $9{,}7.10^{20}$ fois le quantum d'énergie.

e. Dans le modèle de l'atome, vu en classe de Seconde, la notion de quantification de la charge électrique est intervenue. Une charge électrique ne peut avoir n'importe quelle valeur. C'est forcément un multiple de e. Cela apparaît par exemple avec la charge électrique des ions.

f. Les brusques baisses de l'intensité lumineuse observées sur le spectre (les pics) se traduisent par des raies noires sur le spectre de couleurs.

Commentaire

L'expérience de Millikan proposée dans l'exercice 17 du chapitre 11 du manuel de l'élève, illustre bien cet aspect de la quantification de la charge.

2 Fréquence et longueur d'onde (p. 64)

Exploitation de données

Objectif

L'énergie du photon et les caractéristiques de la radiation associée (longueur d'onde et fréquence) seront utilisées dans cette activité afin de conclure que la fréquence caractérise une radiation quel que soit le milieu traversé.

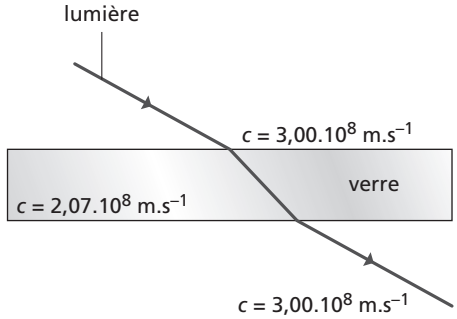
Correspondance avec le programme

- Connaître la relation $\lambda = \dfrac{c}{\nu}$.
- Énergie d'un photon.

Corrigé

a. L'indice de réfraction du vide est $n = 1$. L'indice du verre considéré est $n' = 1{,}45$.

Lors du passage d'un milieu transparent vers un autre, la lumière change de direction : elle subit une réfraction que l'on peut schématiser de la manière suivante (la valeur numérique de la célérité de la lumière dans le verre sera justifiée à la question **c.**).



b. L'énergie d'un photon est donnée par la relation : $E = h\nu$ soit $\nu = \dfrac{E}{h}$

Ainsi : $\nu = \dfrac{3{,}15.10^{-19}}{6{,}63.10^{-34}} = 4{,}75.10^{14}$ Hz

Comme l'énergie d'un photon est conservée lors du passage d'un milieu transparent à un autre, il en est donc de même pour sa fréquence. Celle-ci est donc $4{,}75.10^{14}$ Hz dans le vide et dans le verre.

c. Dans le vide, la lumière se propage à la célérité $c = 3{,}00.10^8$ m.s^{-1}. Sa longueur d'onde est donc donnée par la relation :

$$\lambda_{vide} = \frac{c}{\nu}$$

soit $\lambda_{vide} = \dfrac{3{,}00.10^8}{4{,}75.10^{14}} = 6{,}31.10^{-7}$ m soit 631 nm.

Dans le verre, la lumière se propage à la célérité v différente de celle du vide. Il faut donc la calculer :

$$v = \frac{c}{n'}$$

soit $v = \dfrac{3{,}00.10^8}{1{,}45} = 2{,}07.10^8$ m.s^{-1}.

Ainsi, la longueur d'onde du photon se propageant dans le verre est donnée par :

$$\lambda_{verre} = \frac{v}{\nu}$$

soit $\lambda_{verre} = \dfrac{2{,}07.10^8}{4{,}75.10^{14}} = 4{,}35.10^{-7}$ m = 435 nm

d. La grandeur caractéristique d'une radiation est donc sa fréquence (indépendante du milieu transparent qu'elle traverse) et non sa longueur d'onde qui dépend du milieu.

3 Onde ou grain de lumière ? (p. 65)

Exploitation de données

Objectif

L'étude de l'expérience de l'effet photoélectrique permet de présenter une nouvelle modélisation de la lumière : le modèle corpusculaire, le photon. L'approche est historique et l'effet photoélectrique brièvement décrit ; il n'est pas nécessaire d'en avoir auparavant entendu parler pour profiter de cette activité.

Correspondance avec le programme

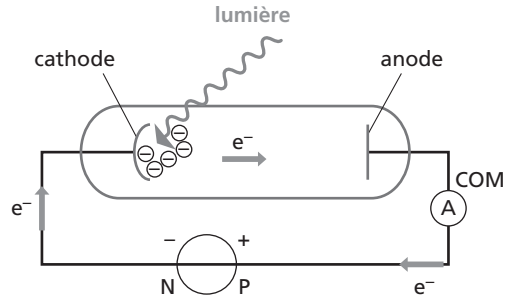
- Modèle corpusculaire de la lumière : le photon.
- Énergie d'un photon.

Corrigé

a. Dans un circuit électrique, les électrons libres circulent de la borne négative vers la borne positive du générateur. Le tube se comporte normalement comme un interrupteur ouvert car le vide est un isolant.

b. Le noyau d'un atome étant chargé positivement, il attire donc les électrons, chargés négativement, qui l'entourent. C'est la raison pour laquelle un atome ne peut pas libérer facilement un de ses électrons. Un autre point de vue, également correct, serait de considérer qu'un électron, qui quitterait la sphère électronique d'un atome, et qui transformerait celui-ci en cation dont la charge positive attirerait à nouveau l'électron en partance. Une séparation de charges a toujours un coût.

c.



L'intensité mesurée par l'ampèremètre est positive.

d. L'expérience est surprenante car l'énergie d'une radiation rouge étant deux fois moindre que celle d'une radiation violette, la lampe rouge devrait produire deux fois moins d'effet photoélectrique que la lampe violette. Ce n'est pas le cas, la lampe rouge n'en produit pas du tout.

Cela signifie que l'effet photoélectrique ne se produit pas en dessous d'un certain seuil, c'est-à-dire à partir d'une certaine fréquence. Ce fut une idée nouvelle à l'époque.

e. La lumière possède les propriétés des particules appelées *photons*. Chaque photon est un grain d'énergie de valeur $h\nu$. Si l'énergie du photon est égale ou supérieure à l'énergie nécessaire pour arracher un électron de la cathode, alors l'effet photoélectrique est observé. Les modélisations précédentes expliquent pourquoi l'intensité de la lumière n'est pas à prendre en considération pour expliquer l'effet photoélectrique contrairement à la fréquence de la radiation associée.

4 Un nouveau modèle de la matière (p. 66)

Objectif

Cette activité présente l'interaction lumière-matière en mettant en relief un nouveau modèle pour l'atome. La présentation est basée sur un court texte et sur une figure représentant l'absorption d'un photon par un atome et sa réémission. Une analogie est également proposée.

Correspondance avec le programme

- Quantification des niveaux d'énergie de la matière.
- Modèle corpusculaire de la lumière : le photon.
- Énergie d'un photon.
- Relation $\Delta E = h\nu$ dans les échanges d'énergie.

Corrigé

a. Chaque marche de l'escalier est analogue à un niveau d'énergie. L'énergie de la personne qui monte est de l'énergie potentielle de pesanteur, notion qui n'est pas encore connue des élèves, mais ceux-ci savent intuitivement que pour monter un escalier il faut fournir un effort. La personne qui monte ou descend l'escalier correspond à l'électron dans cette analogie. Le photon n'a pas son analogue avec la métaphore de l'escalier. Il faudrait envisager un dispositif qui soulève la personne entre chaque marche, ce qui n'est pas explicité ici.

b. Les différences d'énergie entre des niveaux différents varient ce qui n'est pas le cas avec les hauteurs des marches de l'escalier.

c. Seules les radiations correspondant à des photons d'énergie exactement égales aux différences d'énergie des niveaux d'un atome peuvent être absorbées.

Par ailleurs, les seules radiations que l'atome (excité) peut émettre correspondent à des photons d'énergie exactement égale à ces mêmes différences de niveaux d'énergie. En conséquence, un atome ne peut absorber que des radiations qu'il est capable d'émettre.

d. Le texte de la **figure 4.c** du manuel de l'élève indique que si un électron change de niveau vers un niveau d'énergie plus petite, il émet un « *grain* » de lumière dont l'énergie est exactement égale à la différence d'énergie entre les deux niveaux.

Cette différence vaut $\Delta E = E_2 - E_1$. Comme $\Delta E = E_{photon}$ et $E_{photon} = h\nu$ cela donne : $\Delta E = h\nu$.

5 Formule de Balmer (p. 67)

Objectif

Avec cette activité, les élèves sont amenés à interpréter le spectre de l'hydrogène à l'aide du modèle du photon et de la quantification des niveaux d'énergies de l'atome. Le spectre de raies d'émission de l'atome d'hydrogène est fourni ainsi que la relation de Balmer. Celle-ci permet l'interprétation quantitative du spectre.

Correspondance avec le programme

- Interpréter les échanges d'énergie entre lumière et matière à l'aide du modèle corpusculaire de la lumière.
- Quantification des niveaux d'énergie de la matière ; modèle corpusculaire de la lumière : le photon.
- Énergie d'un photon.
- Relation $\Delta E = h.\nu$ dans les échanges d'énergie.

Corrigé

a. Le spectre proposé est un spectre d'émission car il est constitué de radiations et que celles-ci sont émises par l'atome.

b. Pour que λ_n soit positif, il faut que : $\frac{1}{n^2} < \frac{1}{2^2}$

c'est-à-dire qu'il faut que n soit strictement supérieur à 2.

c. Pour que d'autres raies apparaissent, il faudrait considérer d'autres valeurs de n.

En fait, il y a d'autres raies d'émission mais elles ne sont pas perceptibles car elles n'appartiennent pas au domaine du visible.

Par exemple, pour $n = 8$: $\frac{1}{\lambda_8} = 1,097.10^7\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{8^2}\right)$

soit $\lambda_8 = 389$ nm.

6 Un nouveau modèle pour l'atome (p. 67)

Exploitation de données

Objectif

Dans cette activité, la relation donnant l'énergie des niveaux de l'atome d'hydrogène est fournie et les questions posées visent à donner du sens à cette relation. Pour cela, il est, en particulier, demandé à l'élève de tracer un diagramme d'énergie, puis de mettre la nouvelle formule en relation avec celle de Balmer donnée à l'activité précédente. À ce titre, il est donc préférable d'avoir fait l'activité 5 avant d'aborder celle-ci.

Correspondance avec le programme

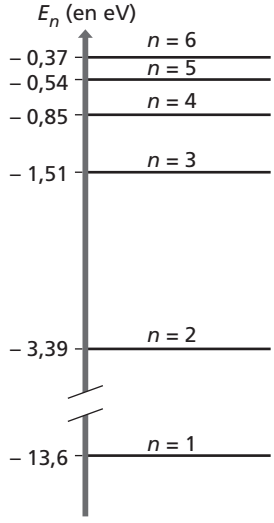
- Interpréter les échanges d'énergie entre lumière et matière à l'aide du modèle corpusculaire de la lumière.
- Connaître les relations $\lambda = \frac{c}{\nu}$ et $\Delta E = h\nu$ et les utiliser pour exploiter un diagramme de niveaux d'énergie.

Corrigé

a. Les calculs des cinq premiers niveaux d'énergie donnent :

n	E_n (en eV)
1	– 13,6
2	– 3,40
3	– 1,51
4	– 0,85
5	– 0,54

Cela se traduit par le graphe des énergies de l'atome d'hydrogène suivant :



b. $\Delta E = E_3 - E_2 = -1,51 - (-3,40) = 1,89$ eV.
Or, 1 eV = $1,602.10^{-19}$ J donc $\Delta E = 3,03.10^{-19}$ J
Dans le modèle de Bohr, la différence d'énergie ΔE correspond à l'énergie d'un photon d'énergie $h\nu$ soit : $\Delta E = h\nu$. De plus, on sait que $\lambda = \frac{c}{\nu}$ soit $\nu = \frac{c}{\lambda}$.
Ainsi, on peut écrire :

$$\Delta E = \frac{hc}{\lambda} \text{ soit } \lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{6,63.10^{-34} \times 3,00.10^{8}}{3,03.10^{-19}}$$

donc $\lambda = 6,57.10^{-7}$ m = 657 nm, ce qui correspond, aux arrondis près, à la radiation f du spectre de la **figure 6** page 67 du manuel de l'élève.

c. La différence d'énergie entre deux niveaux de l'atome d'hydrogène est : $\Delta E = E_n - E_{n'}$ où E_n et $E_{n'}$ sont les énergies des niveaux n et n' avec $n' < n$.

Soit $\Delta E = \frac{-13,6}{n^2} - \left(\frac{-13,6}{n'^2}\right) = 13,6 \times \left(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2}\right)$

De plus, $\Delta E = h\nu$ d'où $13,6 \times \left(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2}\right) = h\nu$

Si le niveau d'arrivée est $n' = 2$, alors :

$$13,6 \times \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) = h\nu$$

où 13,6 s'exprime en électronvolt (eV).

De plus, $\nu = \frac{c}{\lambda}$ et $h = 6,63.10^{-34}$ J.s.

Ainsi $\frac{1}{\lambda} = \frac{13,6 \times 1,602.10^{-19}}{6,63.10^{-34} \times 3,00.10^{8}} \times \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right)$

donc $\frac{1}{\lambda} = 1,095.10^{7} \times \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right)$

ce qui correspond, aux arrondis près, à l'expression de la formule de Balmer de l'activité 5.

d. La longueur d'onde associée à la raie « c » vaut $\lambda = 410$ nm. Or $13,6 \times \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2}\right) = \frac{hc}{\lambda}$ soit :

$$\left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2}\right) = \frac{6,63.10^{-34} \times 3,00.10^{8}}{13,6 \times 1,602.10^{-19} \times 410.10^{-9}}$$

$$\left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2}\right) = 0,22.$$

Cela correspond à la transition du niveau $n' = 5$ vers le niveau $n = 2$.

e. La transition entre le niveau $n' = 2$ et le niveau $n = 1$ correspond à la longueur d'onde $\lambda = 127$ nm. C'est une longueur d'onde qui se trouve dans l'UV et qui n'est donc pas visible. Il en est de même pour toutes les transitions aboutissant au niveau $n = 1$.

Par ailleurs, les transitions arrivant vers les niveaux $n > 2$ correspondent à des longueurs d'onde se situant dans l'infrarouge et ne sont donc pas non plus visibles.

Exercices

Test

1 Soumis à des décharges électriques, les atomes d'hélium absorbent de l'énergie et passent de leur niveau fondamental à des niveaux énergétiques supérieurs. Leur retour au niveau fondamental, ou à des niveaux intermédiaires, s'accompagne de l'émission de radiations dont la fréquence dépend des transitions. Du fait que les niveaux d'énergie sont quantifiés, l'énergie des photons correspondant à ces radiations ne prend que certaines valeurs et le spectre est sous forme de raies d'émission.

2 ① présence de raies d'absorption, ③ présence d'un fond continu, ⑤ intensité variable en fonction de la longueur d'onde, ⑦ spectre polychromatique.

3 **a.** $\lambda = \dfrac{c}{\nu}$

soit $\nu = \dfrac{c}{\lambda} = \dfrac{3,00.10^{8}}{5,00.10^{-7}} = 6,0.10^{14}$ Hz

b. $\Delta E = h\nu = 6,63.10^{-34} \times 6,0.10^{14} = 3,98.10^{-19}$ J

Exercices d'entraînement

4 **Fréquence et longueur d'onde**

a. On a : $\lambda = \dfrac{c}{\nu}$ soit $\nu = \dfrac{c}{\lambda}$

Ainsi, pour la radiation de longueur d'onde $\lambda_V = 400$ nm, on a : $\nu_V = \dfrac{3,00.10^{8}}{400.10^{-9}} = 7,50.10^{14}$ Hz

De même, pour la longueur d'onde $\lambda_R = 800$ nm, on a : $\nu_R = \dfrac{3,00.10^{8}}{800.10^{-9}} = 3,75.10^{14}$Hz.

b. Comme le milieu transparent traversé change, il faut adapter la formule littérale donnant la longueur d'onde en fonction de la fréquence, soit :

$$\lambda = \frac{v}{\nu}.$$

Ainsi, pour $\nu_V = 7,50.10^{14}$ Hz

$$\lambda_{V,verre} = \frac{v}{\nu_V} = \frac{2,00.10^{8}}{7,50.10^{14}} = 2,67.10^{-7} \text{ m}$$

soit 267 nm. (Cela ne signifie pas que cette radiation soit dans l'UV.)

De même, pour $\nu_R = 3,75.10^{14}$ Hz,

$\lambda_{R,verre} = \dfrac{v}{\nu_R} = \dfrac{2,00.10^{8}}{3,75.10^{14}} = 5,33.10^{-7}$ m soit 533 nm.

5 **Utiliser la relation $\lambda = \dfrac{c}{\nu}$**

a. $\lambda = 670$ nm soit $\lambda = 670.10^{-9}$ m $= 6,70.10^{-7}$ m. (Les unités SI sont mentionnées en rabat de couverture.)

b. Sachant que $\lambda = \dfrac{c}{\nu}$

alors $\nu = \dfrac{c}{\lambda} = \dfrac{3,00.10^{8}}{6,70.10^{-7}} = 4,48.10^{14}$ Hz.

c. Cette radiation correspond à la couleur rouge (voir le triangle des couleurs en rabat de couverture du manuel de l'élève).

6 **Utiliser la relation $\Delta E = h\nu$**

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 372.

7 **Énergie d'un photon et fréquence de sa radiation associée**

a. $\Delta E = -13,6 - (-122,4) = 108,8$ eV

b. Pour qu'un photon soit absorbé, son énergie doit être égale à la différence d'énergie entre les deux niveaux considérés soit $E = 108,8$ eV soit

$$108,8 \times 1,602.10^{-19} = 1,743.10^{-17} \text{ J}$$

c. On sait que $E = h\nu$ soit $\nu = \dfrac{E}{h} = \dfrac{1,743.10^{-17}}{6,63.10^{-34}}$

(l'énergie doit être en joules) donc $\nu = 2,63.10^{16}$ Hz.

d. Lors de la transition du niveau $n = 3$ vers le niveau $n = 1$, il y a la même différence d'énergie 108,8 eV ; ce qui correspond aussi à la radiation émise dont la fréquence est $\nu = 2,63.10^{16}$ Hz.

8 **Combiner des expressions littérales**

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 372.

9 **Literal expressions**

a. Pour répondre à cette question, il faut donner une expression de la longueur d'onde en fonction de l'énergie du photon. On a : $\lambda = \dfrac{c}{\nu}$

De plus, $E = h\nu$ soit $\nu = \dfrac{E}{h}$ d'où $\lambda = \dfrac{hc}{E}$

$$\lambda = \frac{6,63.10^{-34} \times 3,00.10^{8}}{1,00.10^{3} \times 1,602.10^{-19}} = 1,24.10^{-9} \text{ m}$$

b. Pour répondre à cette question, il faut donner une expression de l'énergie en fonction de la longueur d'onde de la radiation associée au photon. On a : $E = h\nu$ et $\lambda = \dfrac{c}{\nu}$ soit $\nu = \dfrac{c}{\lambda}$ d'où $E = \dfrac{hc}{\lambda}$

Donc $E = \dfrac{6,63.10^{-34} \times 3,00.10^{8}}{632.10^{-9}} = 3,15.10^{-19}$ J.

c. Pour répondre à cette question, il faut donner une expression de l'énergie du photon en fonction de la longueur d'onde de la radiation qui lui est associée. La valeur de l'énergie sera exprimée en joules ; il faudra ensuite convertir le résultat final en eV. À la question précédente, on a établi la relation suivante :

$$E = \frac{hc}{\lambda} \text{ donc } E = \frac{6{,}63.10^{-34} \times 3{,}00.10^{8}}{400.10^{-9} \times 1{,}602.10^{-19}}$$

soit $E = 3{,}10$ eV.

10 Spectre solaire

La courbe spectrale est continue et présente un maximum pour $\lambda = 500$ nm.

Les pics d'absorption de la courbe spectrale correspondent aux raies sombres du spectre de couleurs.

Exercices d'approfondissement

11 Maîtriser des conversions d'unités

1. L'unité exprimée dans le système international :

a. de l'énergie d'un photon est le joule (J).

b. de la longueur d'onde d'une radiation est le mètre (m).

c. de sa fréquence est le hertz (Hz).

2. On a : $E = h\nu$. De plus, $\lambda = \frac{c}{\nu}$ soit $\nu = \frac{c}{\lambda}$ d'où $E = \frac{hc}{\lambda}$

3. $E \text{ (en J)} = \frac{hc}{\lambda \text{ (en m)}}$ peut s'écrire :

$$E(\text{en eV}) \times 1{,}602.10^{-19} = \frac{hc}{1.10^{-9} \times \lambda \text{ (en nm)}}$$

soit $E(\text{en eV}) = \frac{hc}{1{,}602.10^{-19} \times 1.10^{-9} \times \lambda \text{ (en nm)}}$

D'où :

$$E(\text{en eV}) = \frac{6{,}63.10^{-34} \times 3{,}00.10^{8}}{1{,}602.10^{-19} \times 1.10^{-9} \times \lambda \text{ (en nm)}}$$

donc $E(\text{en eV}) = \frac{1{,}24.10^{3}}{\lambda \text{ (en nm)}}$

12 Différents modèles

a. Dans l'optique géométrique, la lumière est modélisée par des rayons lumineux. Dans un milieu homogène et isotrope, un rayon lumineux a un mouvement rectiligne et uniforme. Il est représenté par un trait fléché dans le sens de propagation de la lumière.

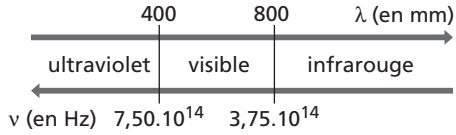
b. Dans le modèle ondulatoire, la lumière est une perturbation qui se propage, caractérisée par une fréquence ν associée à la notion de couleur.

c. La lumière est modélisée par des photons, « *grains d'énergie* » caractérisés par une énergie E et associés à une radiation de fréquence ν telle que $E = h\nu$ De plus, toute énergie correspondant à des radiations de cette fréquence est un multiple de ce quantum d'énergie.

d. L'atome est modélisé par des états quantifiés d'énergie. L'interaction lumière-matière est modélisée par un transfert d'énergie apporté à un atome et assuré par un photon, quand il est absorbé, tel que l'énergie de ce photon coïncide exactement avec la différence d'énergie entre deux de ses niveaux d'énergie.

13 Exploiter un diagramme d'énergie

1. $\nu = \frac{c}{\lambda}$



2. 3. et **4.** $\Delta E = h\nu$ soit $\nu = \frac{\Delta E}{h}$

Transition	$n = 1 \rightarrow n = 7$	$n = 1 \rightarrow n = 2$
ΔE (en eV)	$-0{,}28 - (-13{,}6) = 13{,}3$	$-3{,}4 - (-13{,}6) = 10{,}2$
ΔE (en J)	$2{,}13.10^{-18}$	$1{,}63.10^{-18}$
ν (en Hz)	$3{,}21.10^{15}$	$2{,}46.10^{15}$
Domaine	ultraviolet	ultraviolet

5.

Série	**Balmer**		**Paschen**	
Transition	$n = 2 \rightarrow n = 7$	$n = 2 \rightarrow n = 3$	$n = 3 \rightarrow n = 7$	$n = 3 \rightarrow n = 4$
ΔE (en eV)	$-0{,}28 - (-3{,}4) = 3{,}12$	$-1{,}51 - (-3{,}12) = 1{,}61$	$-0{,}28 - (-1{,}51) = 1{,}23$	$0{,}85 - (-1{,}51) = 0{,}66$
ΔE (en J)	$5{,}00.10^{-19}$	$2{,}58.10^{-19}$	$1{,}97.10^{-19}$	$1{,}06.10^{-19}$
ν (en Hz)	$7{,}54.10^{14}$	$3{,}89.10^{14}$	$2{,}97.10^{14}$	$1{,}59.10^{14}$
Domaine	visible	visible	infrarouge	infrarouge

14 L'énergie du Soleil

a. On sait que : $\lambda_{max} = \frac{c}{\nu_{max}}$ soit $\nu_{max} = \frac{c}{\lambda_{max}}$

Ainsi $\nu_{max} = \frac{3{,}00.10^{8}}{499.10^{-9}} = 6{,}01.10^{14}$ Hz

b. La relation entre énergie et fréquence est :

$$E_{max} = h\nu_{max}$$

Soit $E_{max} = 6{,}63.10^{-34} \times 6{,}01.10^{14} = 3{,}99.10^{-19}$ J

c. La loi de Wien est : $\lambda_{max} T = 2{,}898.10^{-3}$ m.K

d'où : $T = \dfrac{2{,}898.10^{-3}}{4{,}99.10^{-7}}$ (il faut convertir la longueur d'onde en mètres). Donc $T = 5{,}81.10^{3}$ K

15 Interaction lumière-matière

1. a. On sait que : $\lambda = \dfrac{c}{\nu}$ soit $\nu = \dfrac{c}{\lambda}$

b. $\nu = \dfrac{3{,}00.10^{8}}{580.10^{-9}} = 5{,}17.10^{14}$ J

2. a Le relation entre l'énergie perdue et la fréquence de la radiation est :

$E = h\nu$ avec E en J, h en J.s et ν en Hz.

b. $E = 6{,}63.10^{-34} \times 5{,}17.10^{14} = 3{,}43.10^{-19}$ J

c. Conversion de l'énergie en eV :

$$E = \frac{3{,}43.10^{-19}}{1{,}602.10^{-19}} = 2{,}14 \text{ eV}$$

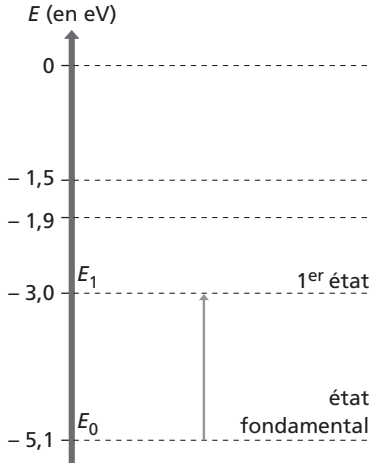
3. a. Pour qu'une radiation puisse interagir avec un atome, il faut que son énergie corresponde exactement à l'écart entre deux niveaux d'énergie de l'atome.

D'après le diagramme, on note que l'énergie du niveau fondamental $E_0 = -5{,}1$ eV et que l'énergie du premier niveau excité $E_1 = -3{,}0$ eV.

$$\Delta E = E_1 - E_0 = -3{,}0 - (-5{,}1) = 2{,}1 \text{ eV}$$

Cette énergie est celle du photon associé à la radiation absorbée : celle-ci peut donc interagir avec l'atome.

b.



3. c Soit $E_{excité}$ l'énergie du niveau susceptible de correspondre à des niveaux d'énergie de l'atome. En partant de son état fondamental, l'atome reçoit une énergie ΔE telle que :

$$\Delta E = E_{excité} - E_0 = 3{,}0 \text{ eV}$$

d'où $E_{excité} = 3{,}0 + E_0 = 3{,}0 - 5{,}1$

donc $E_{excité} = -2{,}1$ eV.

Cette énergie ne correspond à aucun niveau d'énergie de l'atome ; une telle radiation ne peut donc pas interagir avec l'atome.

16 Lampe à vapeur de lithium

1. a. La relation entre longueur d'onde et fréquence d'une radiation est : $\lambda = \dfrac{c}{\nu}$ soit $\nu = \dfrac{c}{\lambda}$

b. $\nu = \dfrac{3{,}00.10^{8}}{571.10^{-9}} = 5{,}25.10^{14}$ Hz

2. Notons λ_n la longueur d'onde dans le milieu d'indice n et λ la longueur d'onde dans le vide.

La relation précédente s'adapte de la façon suivante pour le milieu d'indice n :

$$\lambda_n = \frac{v}{\nu}$$

Or $n = \dfrac{c}{v}$ soit $v = \dfrac{c}{n}$. Ainsi : $\lambda_n = \dfrac{c}{n \times \nu}$

Or $\lambda = \dfrac{c}{\nu}$ donc $\lambda_n = \dfrac{\lambda}{n}$

soit $\lambda_n = \dfrac{571}{1{,}5} = 3{,}8.10^{2}$ nm.

Mise à part l'erreur sur l'arrondi, le raisonnement de Léo est juste.

3. a. L'énergie du photon associé à cette radiation est : $E = h\nu = \dfrac{hc}{\lambda}$

b. $E = \dfrac{6{,}63.10^{-34} \times 3{,}00.10^{8}}{440.10^{-9}} = 4{,}52.10^{-19}$ J

soit 2,82 eV car 1 eV $= 1{,}602.10^{-19}$ J.

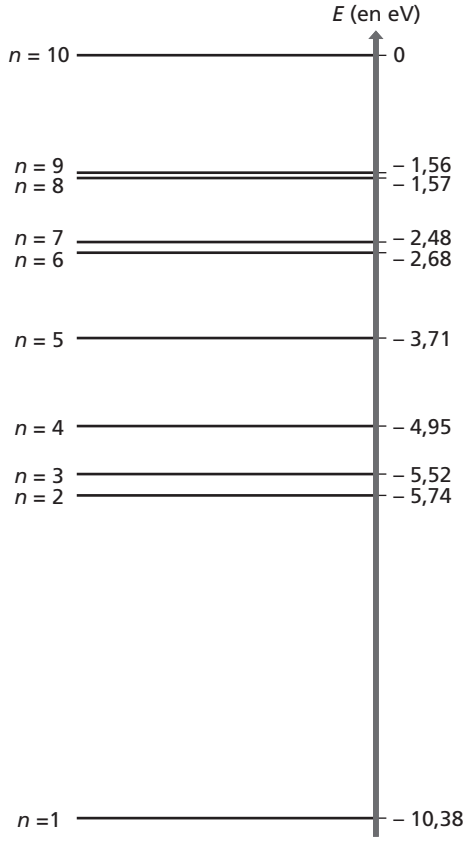
c. L'énergie d'un atome ne peut prendre que certaines valeurs car elle est quantifiée. Quand un atome passe d'un niveau supérieur vers un niveau inférieur, il y a création d'un photon dont l'énergie égale la différence d'énergie entre les niveaux considérés.

17 Diagramme d'énergie de l'atome d'hydrogène

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 372.

18 Diagramme d'énergie de l'atome de mercure

1. Le diagramme d'énergie est donné ci-dessous.



2. On a : $\Delta E = h\nu = \dfrac{hc}{\lambda}$ soit $\lambda = \dfrac{hc}{\Delta E}$

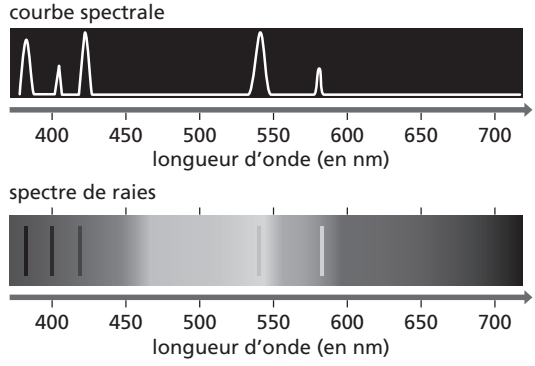
Il faut prendre soin de convertir ΔE en joules.

Transition possible	λ (en nm)
9 à 5	577
9 à 4	365,4
6 à 4	546,1
6 à 3	435,8
6 à 2	404,7

3. Les valeurs de λ se déduisent par interpolation sur le spectre de raies et sont reportées en colonne (1). Puis E_{photon} est calculé en joules (colonne 2) grâce à la formule $E_{photon} = h\nu = \dfrac{hc}{\lambda}$ puis convertie en eV. Enfin, la transition est attribuée grâce au tableau précédent.

λ (en nm)	E_{photon} (en J)	E_{photon} (en eV)	Transition possible
365,4	$5{,}44.10^{-19}$	3,40	9 à 4
404,7	$4{,}91.10^{-19}$	3,06	6 à 2
435,8	$4{,}56.10^{-19}$	2,85	6 à 3
546,1	$3{,}64.10^{-19}$	2,27	6 à 4
577	$3{,}45.10^{-19}$	2,15	9 à 5

4. Les intensités des différents pics sont différentes. Cela correspond au fait que sur le spectre de raies, certaines sont plus intenses que d'autres, ce que l'élève n'avait pas forcément remarqué quand il n'utilisait que ce type de spectre. Il peut être dit aux élèves que la hauteur d'un pic est une caractéristique de la transition électronique, au même titre que sa fréquence, même si l'utilisation de cette information est beaucoup plus complexe. Cette information relève en effet de la notion de probabilité de transition qui n'est pas au programme. Il pourra donc être suffisant de dire que la forme des raies est une observable dont les physiciens savent tirer de l'information.



19 Le spectre de Fraunhofer

1. Le spectre solaire est un spectre d'émission continu comportant des raies d'absorption.

2. Le fond de lumière continu est produit par la surface du Soleil (photosphère).

3. Les atomes et les ions de l'atmosphère du Soleil, la chromosphère, absorbent l'énergie lumineuse émise par la surface, la photosphère, si cette énergie correspond exactement à la différence d'énergie entre deux niveaux d'énergie de l'élément chimique.

4. Les raies d'absorption sont donc dues aux atomes de la chromosphère. Ces atomes absorbent l'énergie de rayonnement dont les longueurs d'onde correspondent aux transitions des électrons entre les niveaux énergétiques des atomes.

5. et **6.**

Raie de Fraunhofer	**Longueur d'onde** (en nm)	**Élément chimique**
H	397	ion calcium
G	434	hydrogène
F	486	hydrogène
E	527	fer
D	589	sodium
C	656	hydrogène

7. Le domaine du visible dans le vide s'étend de 400 nm à 800 nm.

8. a. La longueur d'onde correspondant au pic d'absorption est : $\lambda = 656{,}2$ nm

D'après les données, l'hydrogène est l'élément caractérisé par cette longueur d'onde.

b. On sait que : $\lambda = \dfrac{c}{\nu}$ soit $\nu = \dfrac{c}{\lambda}$

Ainsi $\nu = \dfrac{3{,}00.10^{8}}{656{,}2.10^{-9}}$ donc $\nu = 4{,}57.10^{14}$ Hz

c. $E_{photon} = h\,\nu$

soit $E_{photon} = 6{,}63.10^{-34} \times 4{,}57.10^{14}$

donc $E_{photon} = 3{,}03.10^{-19}$ J

d. La différence d'énergie entre les deux niveaux de l'atome d'hydrogène vaut :

donc $\Delta E = 3{,}03.10^{-19}$ J $= 1{,}89$ eV

car 1 eV $= 1{,}602.10^{-19}$ J.

CHIMIE

6

Colorants et pigments

Introduction au chapitre (p. 79)

Ce chapitre est le premier chapitre de chimie de la partie « Observer ». Il s'intéresse aux matières colorées que sont les colorants et les pigments. Leur omniprésence offre de nombreuses possibilités d'illustration, dans des domaines variés, à choisir en fonction de la sensibilité des élèves. Il sera ainsi possible de faire référence aux arts en général et à la peinture en particulier, mais aussi aux cosmétiques, à notre alimentation, à nos vêtements…

L'origine de ces espèces chimiques colorées est étudiée, ce qui est l'occasion de réinvestir des connaissances acquises en classe de Seconde : des extractions et des synthèses sont ici mises en œuvre pour obtenir des colorants et des pigments, de même que des chromatographies sur couche mince qui permettent de vérifier la nature des espèces chimiques obtenues.

Ce chapitre permet également d'appliquer les principes de la synthèse soustractive de la couleur abordés au chapitre 3 pour interpréter notamment la couleur d'un mélange obtenu à partir de matières colorées.

Ce chapitre prépare aussi le suivant en présentant les courbes spectrales, sans utiliser encore la notion d'absorbance. Il offre en effet l'occasion d'associer une propriété qualitative des espèces chimiques, leur couleur quand elles en ont une, à une propriété spectrale. Pour cela, le triangle des couleurs en rabat de couverture est fort utile, l'élève gagnera à s'y reporter fréquemment.

Nous avons utilisé les termes *spectre de couleurs*, pour le spectre de la lumière tel que les élèves le connaissent depuis la classe de Seconde, et *courbe spectrale* pour le spectre d'absorbance en fonction de la longueur d'onde. Ce vocabulaire est pédagogiquement pratique. Apprendre à faire correspondre les caractéristiques de ces deux représentations est un travail effectué dès les premières activités. Le détail de l'étude des courbes spectrales est exposé dans le chapitre suivant avec la loi de Beer-Lambert, qui n'est pas évoquée dans le présent chapitre. De ce fait, l'ordonnée d'une courbe spectrale est appelée dans ce chapitre *quantité de lumière absorbée*.

Activités

1 Colorants et synthèse soustractive (p. 80)

Objectif

Cette activité s'appuie sur la comparaison du spectre de la lumière blanche, tel que les élèves le connaissent depuis la classe de Seconde, avec le spectre de cette même lumière une fois qu'elle a traversé une solution contenant un colorant. L'étude du spectre d'absorption d'un colorant jaune, qui est le premier spectre de bandes que les élèves rencontrent, permet ainsi de revenir sur des points abordés au chapitre 3 : les phénomènes d'absorption et de transmission ainsi que la notion de couleurs complémentaires. L'élève voit que la couleur d'un colorant résulte d'une synthèse soustractive de la couleur puis utilise le triangle des couleurs pour déduire de la position de la bande d'absorption la couleur perçue pour le colorant.

Correspondance avec le programme

Synthèse soustractive.

Corrigé

a. Le spectre obtenu après traversée de la solution de colorant jaune présente une bande sombre, si bien que certaines couleurs (bleu-violet) manquent par rapport au spectre de la lumière blanche.

b. La présence de la bande sombre montre que certains domaines de longueurs d'onde ont été absorbés à la traversée de la solution. La solution colorée s'est donc comportée comme un filtre sélectif de certaines radiations.

c. Puisque la couleur obtenue résulte du phénomène d'absorption « d'une partie de l'intensité des radiations qui constituent une lumière », il s'agit de synthèse soustractive (par définition : voir chapitre 3, paragraphe B2, p. 44).

d. Le colorant E102 absorbe dans le bleu-violet et la lumière qu'il transmet apparaît donc de la couleur complémentaire comme cela peut se lire sur le triangle des couleurs, c'est-à-dire jaune-orangé, ce qui est cohérent avec la couleur annoncée.

2 Courbes spectrales de solutions de colorants (p. 80)

Objectif

Cette activité peut être liée à la précédente ou traitée indépendamment. Elle utilise les principes de la synthèse soustractive mais en s'appuyant cette fois sur les courbes spectrales de deux colorants en solution. Sans introduire la notion d'absorbance qui sera étudiée au chapitre suivant, le lien entre courbes spectrales et spectres colorés d'absorption est établi. De plus, les deux dernières questions permettent de se pencher sur l'étude de la couleur d'un mélange de colorants, comme cela est requis par le programme.

Correspondance avec le programme

- Synthèse soustractive.
- Interpréter la couleur d'un mélange obtenu à partir de matières colorées.

Corrigé

a. Les longueurs d'onde correspondant à une absorption d'énergie pour le colorant E102 sont comprises entre 350 nm et 500 nm. Il s'agit donc de radiations bleues et violettes. Ces couleurs sont absorbées par le colorant E102 et ne figurent pas sur son spectre coloré : cela correspond donc à la bande noire de la figure 1.b.

b. Il y a un maximum d'absorption d'énergie lumineuse par la solution de bleu de méthylène autour de 650 nm. Il s'agit de radiations rouge-orangé qui seraient donc absentes du spectre coloré (bande noire).

c. Le mélange absorbe dans tout le domaine visible, sauf autour de 530 nm.

d. Le domaine de longueurs d'onde pour lequel il n'y a pas d'absorption d'énergie lumineuse est situé aux environs de 530 nm : seule la lumière verte est transmise par le mélange, si bien que le mélange paraît vert, pour peu que le mélange soit en proportions adaptées.

3 Extraction et séparation des colorants de la tomate (p. 81)

Objectif

Il s'agit de mettre en œuvre, au cours d'une même séance de TP, une extraction liquide-liquide (déjà vue en Seconde) des colorants de la tomate, puis une chromatographie sur micro-colonne pour les séparer les uns des autres. Les élèves sont également amenés à réfléchir aux précautions à prendre au cours des différentes phases de manipulation.

Cette activité peut être mise en relation avec les exercices 7 et 8 p. 90 ou bien avec l'exercice 12 p. 92.

Correspondance avec le programme

Pratiquer une démarche expérimentale mettant en œuvre une extraction, une chromatographie.

Corrigé

a. Il ne faut pas manipuler de l'éther de pétrole à proximité d'une flamme ou d'une source de chaleur.

b. Il vaut mieux manipuler ces solvants sous une hotte, bien reboucher les flacons et travailler dans un laboratoire aéré.

c. Les fractions récupérées contiennent des colorants si elles sont colorées.

d. La tomate contient au minimum deux colorants différents (lycopène et carotène) comme le montre la présence de deux anneaux colorés différents le long de la colonne.

e. Une extraction liquide-liquide permet de séparer les constituants d'un mélange d'espèces chimiques en exploitant leurs différences de solubilité. Le mode opératoire consiste à agiter dans une ampoule à décanter le mélange à extraire (ici, le jus de tomates), de l'eau et un solvant non miscible avec l'eau (ici, l'éther de pétrole). Les deux phases liquides sont séparées par décantation.

f. La méthode utilisée ici pour séparer les différents colorants est une chromatographie puisqu'elle joue sur les différences d'affinités de ces espèces chimiques avec une phase stationnaire (la silice) et une phase mobile (les différents solvants, éther de pétrole puis dichlorométhane).

4 La palette du peintre (p. 82)

Exploitation de données

Objectif

Le thème des pigments offre évidemment une possibilité d'ouverture sur les arts plastiques. Cette activité fait le lien entre certaines pratiques des peintres et des caractéristiques chimiques des pigments qu'ils utilisent. Elle permet ainsi de comprendre pourquoi tous les mélanges de pigments ne sont pas possibles (des réactions chimiques peuvent avoir lieu) et pourquoi les peintres utilisent différents liants pour leurs pigments (ces derniers n'étant pas solubles dans l'eau).

Correspondance avec le programme

- Pigments.
- Interpréter la couleur d'un mélange obtenu à partir de matières colorées.

Corrigé

a. La formule du carbonate de plomb est $PbCO_{3(s)}$. Les ions doivent être associés avec la stœchiométrie pour obtenir une formule neutre.

b. L'élément soufre est dans la seizième colonne de la classification, sous l'oxygène, donc, comme ce dernier, il peut gagner deux électrons pour respecter la règle de l'octet et former ainsi l'ion sulfure S^{2-}.

c. La formule du solide indiquant qu'il faut 3 ions sulfure pour 2 ions arsenic, l'ion arsenic est un cation portant 3 charges : As^{3+}.

d. $Pb^{2+} + S^{2-} \rightarrow PbS$.

e. En mélangeant du blanc de plomb et de l'orpiment, du sulfure de plomb de couleur noire se forme et on n'obtient donc pas de couleur jaune pâle.

f. La figure 7 montre que le mélange obtenu est hétérogène et que le pigment n'est pas soluble dans l'eau. L'utilisation du liant permet au peintre d'avoir un mélange homogène qui peut donc être manipulé au pinceau et appliqué sur une toile.
Les liants peuvent être de différente nature (huile pour les peintures à l'huile, gomme arabique pour l'aquarelle et la gouache, etc).

5 Synthèse de l'indigo (p. 83)

TP Travaux pratiques

Objectif

Au cours de cette activité expérimentale, les élèves doivent respecter un protocole en réfléchissant aux précautions à prendre pour manipuler en toute sécurité.

Il est possible de discuter à l'occasion de cette activité des avantages de la synthèse par rapport à l'extraction.

Cette activité peut également être complétée avec l'exercice 13 p. 92.

Correspondance avec le programme

Pratiquer une démarche expérimentale mettant en œuvre une synthèse.

Corrigé

a. Les pictogrammes présents sur la figure 10 indiquent que le nitrobenzaldéhyde et l'acétone sont nocifs. Pour éviter de respirer leurs vapeurs, il faut manipuler sous hotte. De même, l'éthanol et l'acétone, inflammables, ne doivent pas être manipulés près d'une flamme ou d'une source de chaleur. Enfin, la solution d'hydroxyde de sodium étant corrosive, il faut utiliser des gants et des lunettes.

b. $2\ C_7H_5NO_3 + 2\ C_3H_6O + 2\ HO^- \rightarrow C_{16}H_{10}N_2O_2 + 2\ C_2H_3O_2^- + 4\ H_2O$

c. L'indigo est insoluble dans l'eau, il s'agit donc d'un pigment.

Exercices

Test

1 **b.** C'est une synthèse soustractive et non additive.

2 **a.** *Faux :* un colorant absorbant la lumière bleue paraît de la couleur complémentaire, c'est-à-dire jaune-orangé.

b. *Faux :* seule la réciproque est vraie. Un colorant peut être bleu en ne transmettant que le bleu.

c. *Faux :* le fait de mélanger deux colorants ne change pas leurs plages d'absorption respectives.

d. *Vrai :* si la lumière transmise est verte, le mélange est perçu de cette couleur.

3 Un solvant d'extraction doit être un bon solvant pour l'espèce à extraire tout en n'étant pas miscible au solvant initial. De plus, il ne doit pas être trop dangereux mais être assez volatil.

4 Une CCM (chromatographie sur couche mince) sert à analyser des échantillons : elle permet de séparer et d'identifier des espèces chimiques présentes dans un mélange.

Exercices d'entraînement

5 Pâtisserie et colorants

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 372.

6 Couleurs et spectres

a. Le montage dessiné ne permet pas d'obtenir de spectre puisqu'il ne comporte pas d'élément dispersif pouvant assurer la décomposition de la lumière.

b. Le carotène absorbe dans le bleu et nous paraît donc de la couleur complémentaire du bleu, soit jaune.

c. La seule connaissance de la couleur d'une solution ne permet pas de remonter à son spectre. L'œil perçoit en effet de la même couleur des lumières n'ayant pas du tout la même composition spectrale.

d. La courbe spectrale montre un maximum d'absorption autour de 540 nm, ce qui correspond à la partie verte du spectre. Le colorant apparaît de la couleur complémentaire, c'est-à-dire rouge : le nom est donc bien adapté.

7 Le carotène (E160a)

1. a. La première expérience montre que le carotène n'est pas soluble dans l'eau alors que la deuxième montre qu'il est soluble dans l'hexane.

b. Avant agitation, la phase organique surnage, ce qui montre que l'hexane a une densité plus faible que l'eau. D'après ce qui précède, l'agitation permettra au carotène de passer en phase organique puisqu'il y est plus soluble que dans l'eau. Il y aura donc dans l'ampoule une phase supérieure orangée du fait de la présence de carotène et, en dessous, une phase aqueuse peu ou pas colorée contenant la pulpe de la carotte.

2. a. Montage avec source de lumière blanche + cuve + élément dispersif + écran. Le montage est schématisé dans le chapitre 7, figure 2, p. 96.

b. La solution de carotène ne transmet que les radiations de longueurs d'onde supérieures à 520 nm, si bien qu'après la traversée de cette solution, le spectre de raies obtenu ne comporte que 5 raies correspondant à 546,1 – 577 – 579,1 – 623,4 – 690,7 nm.

8 Les pigments du paprika

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 372.

9 Pigments minéraux et cosmétiques antiques

1. La galène nous paraît noire car elle absorbe toutes les plages de lumière du domaine visible.

2. a. La laurionite nous paraît blanche car elle diffuse toutes les plages de lumière du domaine visible.

b. L'équation chimique est :

$PbO_{(s)} + Cl^-_{(aq)} + H_2O \rightarrow PbHOCl_{(s)} + HO^-_{(aq)}$.

c. La laurionite, insoluble puisque c'est un pigment, est séparée du mélange réactionnel par filtration.

d. À l'issue de la synthèse, il faut procéder au lavage du solide obtenu pour être sûr qu'il ne reste plus aucune trace d'espèces chimiques corrosives.

10 Modern synthesis of mauve

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 372.

Exercices d'approfondissement

11 Colorants d'un sirop de menthe

a. L'étiquette de la figure 1 montre que le sirop contient les colorants E102 et E131 qui sont potentiellement dangereux pour la santé.

b. Il faut choisir l'eau salée comme éluant car c'est le seul éluant qui permette une bonne séparation des deux colorants.

c. Il faut séparer les colorants des autres constituants du sirop. On doit donc procéder à une extraction de ces colorants.

d. Dessiner la tache jaune (en gris clair) sous la tache bleue (en gris), sur une même ligne verticale.

e. Sur la figure 5, seule la première courbe spectrale pourrait correspondre au sirop de menthe : seul le vert étant transmis, la solution paraît verte. La deuxième courbe présente un maximum autour de 550 nm, si bien que la solution paraît pourpre. Pour ce qui est de la troisième, il y a un maximum d'absorption autour de 650 nm, la solution paraît bleue.

12 Colorants d'un sirop de grenadine

a. Les indications sont cohérentes avec l'énoncé car les couleurs perçues sont les couleurs complémentaires de celles qui sont absorbées. L'utilisation du triangle des couleurs montre que le E110 paraît ainsi orangé tandis que le E122 paraît rouge.

b. La chromatographie sur colonne n'a pas permis de séparer les deux colorants du sirop puisque la courbe spectrale de la première fraction recueillie présente deux maxima à 480 nm et à 515 nm, ce qui montre la présence des deux colorants. En revanche, la deuxième fraction ne contient que le E122 (un seul pic à 515 nm).

13 Synthèse et caractérisation de l'indigo

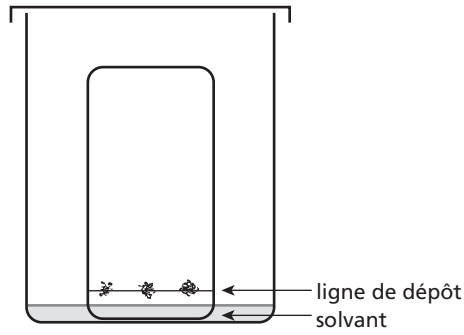
a. La couleur est cohérente avec la courbe d'analyse spectrale de l'indigo car celle-ci montre un maximum d'absorption de l'énergie dans le domaine jaune-orangé. L'indigo est donc perçu de la couleur complémentaire, c'est-à-dire bleu-violet.

b. La synthèse se termine une fois que tout le précipité bleu est formé, après 5 minutes d'agitation et avant la filtration sous vide.

c. La filtration permet de séparer le solide des fractions liquides du mélange réactionnel ; ici, c'est le solide qui est attendu. La filtration sous vide est plus rapide que la filtration simple.

d. Le lavage à l'eau permet d'éliminer les traces de réactifs en excès et des produits autres que l'indigo. L'absence de couleur des eaux de lavage montre qu'il n'y a pas d'indigo (insoluble dans l'eau). L'indigo est donc un pigment, comme l'indique l'énoncé (et non un colorant).

e. Sur le schéma, il faut bien indiquer que la ligne de dépôt est au-dessus du niveau de l'éluant dans la cuve.



Le chromatogramme obtenu permet de déterminer que le résultat de la synthèse est bien de l'indigo pur, s'il n'y a qu'une tache correspondant au dépôt du résultat de la synthèse et si cette tache est bien à la même hauteur que celle correspondant à l'indigo de référence.

CHIMIE

7

Loi de Beer-Lambert

Introduction au chapitre (p. 93)

Le chapitre 7 intervient dans la partie « Matières colorées » du thème « Observer ».

Il s'agit d'introduire la notion physique d'absorbance qui sera ensuite utilisée pour réaliser des dosages par étalonnage. Un nouvel appareil de mesure, le spectrophotomètre, est utilisé et une fiche méthode se trouve à la fin du livre afin d'aider les élèves dans leur apprentissage.

Ce chapitre est l'occasion de réinvestir les notions d'échelles de teintes et de spectres rencontrées en classe de Seconde.

En chimie, les courbes spectrales sont représentées en fonction de la longueur d'onde, pour les spectres UV et visible. Pour les spectres en infrarouge il est d'usage d'utiliser les nombres d'onde (en cm^{-1}) ; alors qu'en physique, les spectres sont souvent représentés en fréquence, grandeur proportionnelle à l'énergie.

Nous avons décidé de présenter ce chapitre avant celui sur la réaction chimique. En effet il nous a semblé intéressant de pouvoir disposer de cet outil pour étudier les bilans de matière du chapitre suivant.

Nous avons choisi d'exprimer la loi de Beer-Lambert sous la forme $A = \varepsilon\ l\ c$ et non pas $A = k\ c$. D'une part, c'est ainsi qu'elle est traditionnellement formulée en chimie, et d'autre part, la dépendance avec la longueur est intéressante sans être bien compliquée, car elle justifie une condition expérimentale essentielle pour l'usage des échelles de teintes, qui est l'utilisation de tubes à essais de même diamètre.

Nous avons pris le parti d'expliquer le choix d'une longueur d'onde pour réaliser une courbe d'étalonnage. Sans être catégorique, l'intérêt de se placer au maximum de l'absorbance est justifié pour deux raisons : la sensibilité de la mesure, et le fait que la tangente à la courbe $A = f(\lambda)$ étant horizontale, une petite variation sur la longueur d'onde a moins d'influence que si la longueur d'onde choisie se trouve dans la partie la plus pentue de la courbe.

La spectrophotométrie est un nouvel outil d'étude de la réaction chimique abordée dans le chapitre suivant. Elle est également utilisée en Terminale.

Activités

1 Lumière en milieu coloré (p. 94)

Objectif

Dans cette première activité, l'élève est invité à réfléchir sur le passage de la lumière à travers une solution colorée et sur les paramètres qui conditionnent la quantité de lumière obtenue après la traversée.

Un lien avec la vie quotidienne de l'élève et le travail du scientifique au laboratoire est également proposé en réfléchissant sur des situations où la lumière traverse des solutions colorées.

Corrigé

a. À concentration constante et pour un colorant donné, le photographe peut faire varier la hauteur de solution dans l'aquarium ; à hauteur de solution constante et pour un colorant donné, il peut faire varier la concentration en colorant dans la solution ; à concentration et hauteur constantes, il peut envisager de changer de colorant.

b. La lumière traverse des solutions colorées comme des jus de fruits ou de nombreuses boissons transparentes (le lait-grenadine par exemple n'est pas approprié pour cette réponse). Il faut éventuellement envisager de diluer certaines boissons dont la couleur est trop intense. En regardant à travers de telles solutions et si l'épaisseur de solution est importante, la quantité de lumière transmise est de plus en plus faible.

Au laboratoire, la lumière peut passer à travers des liquides colorés comme des solutions de sulfate de cuivre ou de permanganate de potassium.

2 Courbe d'étalonnage (p. 94)

TP Travaux pratiques

Objectif

Ce TP donne l'occasion de réinvestir la notion d'échelle de teintes rencontrée en Seconde et de réaliser un dosage par étalonnage. Une fois cette échelle réalisée, l'élève se sert d'un spectrophotomètre, dont l'utilisation est facilitée par la fiche méthode 11 p. 366.

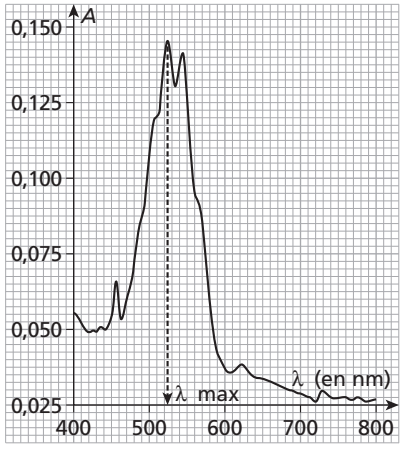
Les mesures expérimentales doivent être reportées sur une courbe d'étalonnage qui permet d'accéder à une relation linéaire, première approche de la loi de Beer-Lambert.

Correspondance avec le programme

Pratiquer une démarche expérimentale pour déterminer la concentration d'une espèce à partir d'une courbe d'étalonnage en utilisant la loi de Beer-Lambert.

Liste du matériel

- 4 pipettes jaugées : 5,0 ; 10,0 ; 20,0 et 25,0 mL.
- 2 fioles jaugées : 50,0 mL et 100,0 mL.
- 2 béchers de 50,0 mL pour le prélèvement.
- 2 cuves de spectrophotomètre.
- 1 pissette d'eau distillée.
- 1 spectrophotomètre.
- Environ 75 mL par binôme soit environ 1,35 L de solution de permanganate de potassium à 25,0 mg.L^{-1} pour 18 binômes.



Spectre d'une solution de permanganate de potassium à 0,010 g.L^{-1}.

Commentaires

- Nous avons choisi de travailler à la longueur d'onde λ_{max} = 526 nm car il s'agit de l'abscisse du maximum de la courbe spectrale pour le permanganate de potassium.
- L'élève réalise ici différentes solutions par dilution. On prendra bien soin de verser des volumes identiques de solution dans des tubes à essais identiques pour avoir toujours la même épaisseur de solution traversée.

Concentration (mg.L^{-1})	12,5	10,0	5,0	2,5
Dilution	1/2	1/2,5	1/5	1/10
Pipette jaugée	25,0 mL	20,0 mL	10,0 mL	5,0 mL ou 10 mL
Fiole jaugée	50,0 mL	50,0 mL	50,0 mL	50 mL ou 100 mL

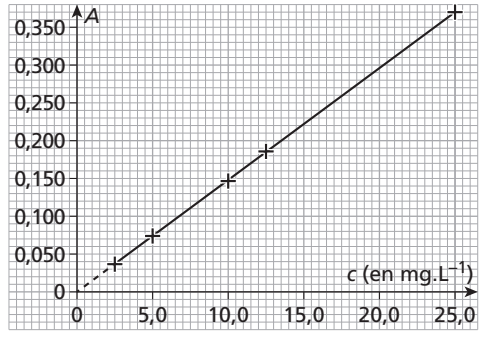
- Après avoir réglé le spectrophotomètre sur λ_{max}, il est important de faire le blanc afin de ne prendre en compte que la participation des ions MnO_4^- dans la mesure de l'absorbance. De plus, faire le blanc ne sert pas à supprimer l'absorbance du solvant ou des ions comme K^+ qui n'absorbent pas dans ces conditions, mais à supprimer les réflexions partielles de la lumière sur la succession de dioptres que rencontre la lumière lors de la traversée de la cellule : air/verre (ou plastique), verre/solution, solution/verre et verre/air.

Corrigé

a. Les mesures suivantes sont obtenues :

c (mg.L^{-1})	25,0	12,5	10,0	5,0	2,5	*c*
A	0,371	0,187	0,146	0,072	0,035	0,147

b. On obtient la courbe d'étalonnage suivante :



On constate qu'il s'agit d'une droite qui passe par zéro : c'est une fonction linéaire. On en déduit qu'il y proportionnalité entre l'absorbance et la concentration : $A = k\,c$.

c. Graphiquement, en reportant la valeur de A, on lit $c = 10{,}0$ mg.L^{-1}.

d. Précédemment, on a trouvé que $A = k\,c$. Sachant que la loi de Beer-Lambert s'écrit : $A = \varepsilon\,l\,c$, on en déduit que $k = \varepsilon\,l$.

3 Détermination de concentration (p. 95)

Objectif

Cette dernière activité est une démarche d'investigation. Elle vise à déterminer la concentration en ions permanganate d'une solution de Dakin à partir d'une courbe d'étalonnage.

Les élèves ont appris en classe de Seconde à réaliser des solutions par dilution ou dissolution, compétence réutilisée ici.

Correspondance avec le programme

Pratiquer une démarche expérimentale pour déterminer la concentration d'une espèce colorée à partir d'une courbe d'étalonnage en utilisant la loi de Beer-Lambert.

Liste du matériel

- Pipettes jaugées 5,0 ; 10,0 ; 20,0 et 25,0 mL.
- Fioles jaugées : 50,0 mL.
- 2 béchers pour le prélèvement de 50,0 mL.
- 2 cuves de spectrophotomètre.
- 1 pissette d'eau distillée.
- 1 spectrophotomètre.
- Environ 75 mL par binôme soit environ 1,35 L de solution de permanganate de potassium à 25,0 mg.L^{-1} pour 18 binômes.

Commentaires

- L'étiquette de l'eau de Dakin permet aux élèves d'avoir une idée de la valeur de la concentration en ions permanganate de la solution de Dakin. Approximativement $c = 0{,}010$ g.L^{-1} soit 10 mg.L^{-1}.
- La solution connue peut avoir la concentration de 0,025 g.L^{-1} et il est mis à disposition des élèves des fioles de 50,0 mL ainsi que des pipettes jaugées de 5,0 ; 10,0 ; 20,0 et 25,0 mL.
- Les élèves doivent proposer, après une phase de réflexion, la préparation de solutions de permanganate de potassium assez diluées, de concentrations différentes mais sans forcément donner les valeurs des concentrations.

  Une fois les concentrations données, les élèves peuvent proposer le protocole de dilution pour réaliser les solutions de l'échelle de teintes puis proposer le protocole de mesure d'absorbance de ces différentes solutions. Ils ont à leur disposition le mode d'emploi du spectrophotomètre afin de se familiariser avec un appareil nouveau.

  Les élèves peuvent omettre de régler la longueur d'onde λ du spectrophotomètre et donc oublier de réaliser le spectre d'une solution de permanganate de potassium (détaillé dans l'activité précédente). La réalisation du blanc peut aussi être oubliée.

  Grâce à ces mesures, il est alors possible de réaliser la courbe d'étalonnage du permanganate de potassium. On pourra se référer aux résultats de l'activité 2 pour déterminer les concentrations des solutions utilisées pour l'échelle de teintes.

Exercices

Test

1 La loi de Beer-Lambert s'écrit : $A_\lambda = \varepsilon\,l\,c$ où ε est un coefficient exprimé en L.mol^{-1}.cm^{-1} caractéristique du soluté et de la longueur d'onde, l est la longueur de solution traversée en cm, et c est la concentration molaire en soluté coloré en mol.L^{-1}.

2 **a.** Cette valeur de longueur d'onde correspond à une couleur rouge (voir le triangle des couleurs en rabat de couverture).

b. La solution de sulfate de cuivre est de couleur bleue, complémentaire de la couleur absorbée (voir l'utilisation du triangle des couleurs au chapitre 6, p. 80).

3 Une courbe d'étalonnage est la représentation graphique de l'absorbance A en fonction de la concentration c. On la réalise à partir de l'absorbance de plusieurs solutions d'un même soluté coloré, à la même longueur d'onde et dans des cellules de mêmes dimensions. Cette courbe permet ensuite de déterminer une concentration inconnue de ce même soluté.

Exercices d'entraînement

4 Absorbance d'une solution de chlorure de nickel

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 372.

5 Absorbance et longueur d'onde

a. Soit A_{652} l'absorbance quand l = 1,0 cm et A'_{652} l'absorbance de la même solution quand l' = 0,50 cm. D'après la loi de Beer-Lambert, $A_{652} = \varepsilon\, l\, c$ et $A'_{652} = \varepsilon\, l'\, c$.

D'où $\dfrac{A'_{652}}{A_{652}} = \dfrac{l'}{l} = 0{,}50$ soit $A'_{652} = 0{,}016$.

b. On ne peut pas prévoir la valeur de l'absorbance puisque A_λ dépend de λ et que la relation entre ε et λ n'est pas donnée (elle le serait si la courbe spectrale avait été fournie).

c. Une fois le spectrophotomètre réglé sur λ = 476 mn, puis après avoir mesuré l'absorbance du solvant (on fait le blanc), on verse un peu de solution à l'intérieur de la cuve du spectrophotomètre puis on réalise la mesure.

6 Absorbance et longueur traversée

a. Le tracé des différentes valeurs de l'absorbance en fonction de la longueur d'onde s'appelle une courbe spectrale.

b. D'après la loi de Beer-Lambert, $A_\lambda = \varepsilon\, l\, c$, on trouve $c = \dfrac{A_{580}}{l \times \varepsilon}$ soit c = 0,020 mol.L^{-1}.

c. De même, par application de la loi de Beer-Lambert et si la longueur l de la cuve est doublée, l'absorbance l'est aussi, soit A_{561} = 0,514.

d. Les valeurs de ε sont différentes suivant la longueur d'onde car l'absorbance dépend de λ par le coefficient ε. La valeur de l'absorbance n'est pas prévisible.

7 Courbe spectrale

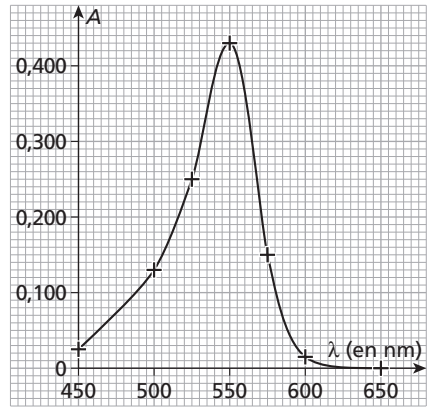
Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 372.

8 Réalisation d'une courbe spectrale

a. Pour mesurer expérimentalement une absorbance, il faut d'abord fixer la longueur d'onde puis faire le blanc. Cette étape consiste à mettre une cellule identique à celle utilisée pour la mesure et contenant le même solvant, puis à régler l'absorbance à la valeur 0. Le spectrophotomètre met cette valeur en mémoire puis la soustrait à chaque mesure d'absorbance effectuée à cette longueur d'onde, afin de n'afficher que la contribution à l'absorbance du soluté.

b. La courbe spectrale représente les variations de l'absorbance A (en ordonnée) en fonction de la longueur d'onde λ (en abscisse).

c. On obtient le graphe suivant :



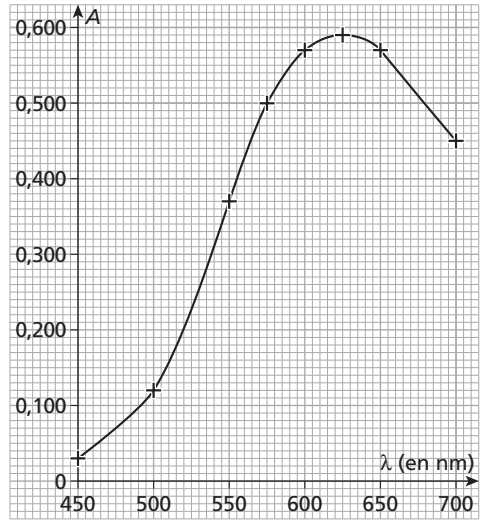
d. La collecte des absorbances à différentes concentrations gagnerait à se faire à 550 nm, le maximum de la courbe. À cette valeur la sensibilité est maximale et la tangente à la courbe étant horizontale, une petite dérive de la longueur d'onde a moins d'effet sur l'absorbance que si la longueur d'onde choisie se trouve sur la partie la plus pentue de la courbe spectrale.

9 Détermination d'un maximum d'absorption

a. La couleur de la solution (voir le triangle des couleurs en rabat de couverture) est d'un bleu correspondant à 480 nm, la couleur absorbée est donc la complémentaire, soit un orange à 610 nm.

b. Les élèves vont utiliser un spectrophotomètre. Ils doivent veiller à faire le blanc (mesure de l'absorbance du solvant et de la cuve) pour chaque longueur d'onde utilisée avant d'effectuer les mesures.

c. Le graphe suivant est obtenu :



d. Graphiquement, λ_{max} = 625 nm, ce qui est proche de la longueur d'onde (610 nm) estimée à la question **a.**

e. La collecte des absorbances à différentes concentrations gagnerait à se faire à 625 nm, le maximum de la courbe. À cette valeur, la sensibilité est maximale et une petite dérive de la longueur d'onde a moins d'effet sur l'absorbance que si la longueur d'onde choisie se trouve sur la partie la plus pentue de la courbe spectrale.

10 Détermination d'un coefficient d'extinction molaire

a. La courbe spectrale est le graphe donnant les valeurs de l'absorbance A d'une solution en fonction de la longueur d'onde λ.

b. L'abscisse du maximum d'absorption vaut $\lambda = 525$ nm. Cela correspond à la couleur verte.

c. La solution de permanganate de potassium est perçue de la couleur complémentaire à la couleur qu'elle absorbe. Le triangle des couleurs en rabat de couverture permet de déduire que la solution est de couleur violette.

d. Sachant qu'une solution de chlorure de potassium est incolore, on en déduit que l'ion potassium est incolore et que la couleur de la solution est due à l'ion permanganate.

e. D'après la loi de Beer-Lambert :
$A = 2{,}0.10^3 \times 1{,}0 \times 1{,}0.10^{-3} = 2{,}0$;
ce qui est la valeur sur le graphe de l'énoncé.

11 Courbe d'étalonnage

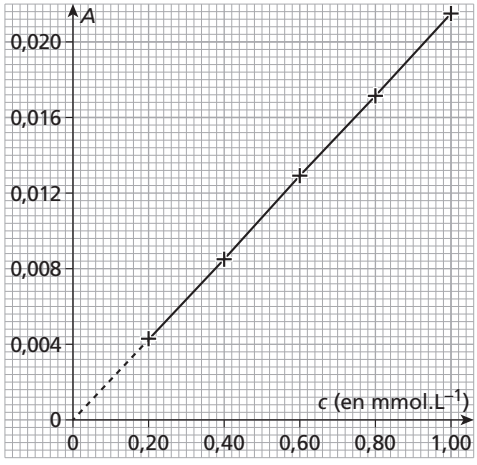
Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 373.

12 Échelle de teintes et courbe d'étalonnage

a. Il s'agit d'une dilution au 1/5e. Il faut donc prélever $V = \dfrac{50}{5} = 10$ mL de solution (S).

b. Faire le blanc consiste à éliminer tout ce qui n'est pas dû à l'absorbance du soluté.

c. On obtient la courbe suivante :



Il s'agit d'une fonction linéaire : A est proportionnelle à c.

d. Après report de A sur le graphique et lecture : $c_{inc} = 0{,}48$ mmol.L^{-1}.

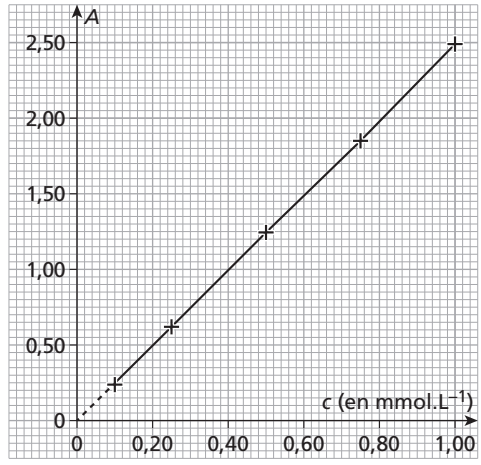
13 Indicateur coloré et absorption

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 373.

14 Colour scale

a. Pour préparer 50 mL d'une solution de concentration $c' = 0{,}10$ mmol.L^{-1} à partir d'une solution de concentration $c = 1{,}0$ mmol.L^{-1}, il faut prélever $V = \dfrac{c'V'}{c}$, soit $V = \dfrac{0{,}10 \times 50}{1} = 5{,}0$ mL et compléter à 50 mL avec de l'eau distillée.

b. On obtient la courbe suivante :



On constate qu'il s'agit d'une fonction linéaire : A est proportionnelle à c.

c. On reporte la valeur de A sur le graphique et on lit $c = 0{,}48$ mmol.L^{-1}.

Exercices d'approfondissement

15 Absorbance et détection d'ions fer III

a. Une solution absorbe la couleur complémentaire de celle perçue. On s'attend à ce qu'une solution contenant les ions thiocyanatofer III absorbe dans le bleu.

b. La longueur d'onde 450 nm est effectivement dans la plage des couleurs bleues (voir le triangle des couleurs en rabat de couverture).

c. D'après la loi de Beer-Lambert, $A_\lambda = \varepsilon\, l\, c$.
Sachant qu'on se place dans les mêmes conditions expérimentales, $\varepsilon\, l$ est une constante.
On a : $A_{450} = \varepsilon\, l\, c$ et $A'_{450} = \varepsilon\, l\, c_{min}$.

On en déduit alors :

$$c_{min} = \frac{c\ A'_{450}}{A_{450}} = \frac{6,5.10^{-5} \times\ 0,010}{0,586}$$

$c_{min} = 1,1.10^{-6}$ mol.L^{-1}.

16 Indicateur coloré et courbe d'étalonnage

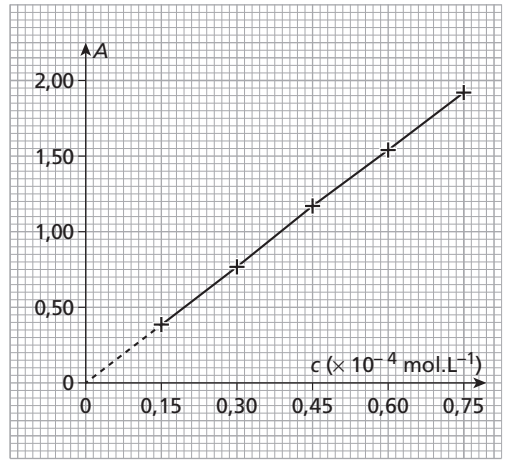
a. Pour pH = 6,0 : $\lambda_{max} = 433$ nm, et pour pH = 8,0 : $\lambda_{max} = 592$ nm.

b. Les solutions sont perçues de la couleur complémentaire à celle absorbée : pour pH = 6,0 ; la solution absorbe dans le bleu et est de couleur jaune, et pour pH = 8,0 ; la solution absorbe dans l'orange et est de couleur bleue.

c. On peut alors supposer, vu la présence des deux pics, que les entités présentes à pH = 6,0 et à pH = 8,0 sont aussi présentes à pH = 7,0 mais en quantité moindre, puisque les pics d'absorption sont plus petits.

d. On va choisir de régler le spectrophotomètre sur $\lambda_{max} = 592$ nm, valeur où l'absorbance est liée à la seule l'espèce présente à pH = 8,0.

e. Le graphe suivant est obtenu :



f. Par lecture graphique : $c = 5,5.10^{-5}$ mol.L^{-1}.

g. À pH = 6,0 ; il faut tracer une nouvelle courbe d'étalonnage puisque la solution n'a pas la même couleur et n'absorbe pas les mêmes longueurs d'onde.

CHIMIE

8

Réaction chimique et bilan de matière

Introduction au chapitre (p. 105)

Les objectifs de ce chapitre correspondent à l'étude la plus complète possible de l'état initial et de l'état final d'un système chimique où a lieu une réaction chimique. Connaissant l'état initial, il s'agira par exemple de déterminer le réactif limitant, de prévoir la couleur ou la composition du système chimique à l'état final. Pour cette étude, nous introduirons la notion d'avancement et l'exploitation des lignes « état initial » et « état final » d'un tableau d'avancement, le programme n'introduisant pas l'étude de l'état intermédiaire.

La photo d'entrée de chapitre représente un réacteur chimique, cela illustre qu'il est nécessaire de connaître les quantités de matière des réactifs d'une synthèse. Le professeur peut ainsi faire le lien entre les expériences réalisées sur de petites quantités de matière dans le laboratoire du lycée, où une erreur de calcul des quantités de matière des réactifs nécessaires n'a pas trop de conséquences financières, et les synthèses industrielles, où il faut rentabiliser au mieux les coûts de production.

Ce chapitre nécessite de bien maîtriser les calculs de quantités de matière d'un solide, d'une espèce chimique ou des ions en solution. Ni le programme de Seconde, ni celui de Première ne mentionnent le calcul d'une quantité de matière d'une espèce chimique gazeuse à partir de son volume et de la pression ; quand cette connaissance sera nécessaire, nous indiquerons toujours le volume occupé par une mole du gaz dans les conditions utilisées.

Comme il a été mentionné dans l'introduction de ce manuel, le chapitre sur la spectroscopie introduisant la loi de Beer-Lambert, a été placé avant le présent chapitre sur les bilans de matière d'une réaction chimique. Cela permet d'utiliser une relation quantitative pour accéder à la quantité de matière d'une espèce colorée et dépasser le stade de l'observation de la couleur. Nous avons trouvé cela utile pour introduire le chapitre, mais comme ce n'est pas indispensable, la majorité du chapitre peut être étudiée sans utiliser la spectroscopie.

Commentaire

Dans les tableaux d'avancement, les quantités de matière et l'avancement sont exprimés en moles.

Activités

1 Réactif en excès, réactif limitant (p. 106)

TP Travaux pratiques

Objectif

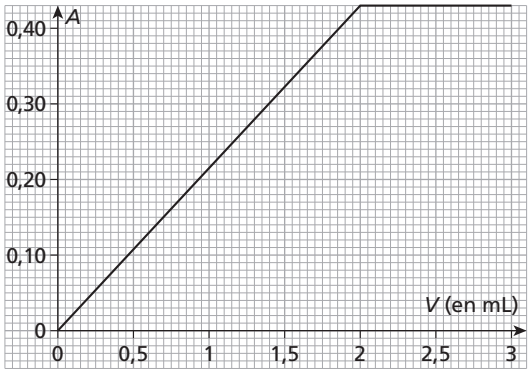
Cette première activité introductive met en évidence la notion de réactif limitant. Nous avons choisi la formation d'un produit coloré pour utiliser la spectrophotométrie introduite au chapitre précédent. La mesure de l'absorbance permet d'évaluer la concentration du produit formé et d'en déduire sa quantité de matière.

Cette activité peut être exploitée de deux façons différentes :

- montrer ou faire faire aux élèves les expériences décrites, ils pourront ainsi réutiliser le spectrophotomètre ;
- exploiter les informations et les photos du livre.

La stratégie utilisée dans cette activité est classique ; elle exploite l'évolution, d'abord linéaire, de l'absorbance en fonction du volume, et donc de la quantité de matière de réactif ajouté, suivie, après l'équivalence, d'une phase où cette absorbance ne change pas (figure ci-après). La photo fournie dans le manuel de l'élève montre l'évolution de la couleur de l'échantillon dont les absorbances sont données dans la première phase (linéaire). L'élève doit d'abord prendre conscience de cette linéarité. Puis, le questionnement intervient sur la rupture de cette évolution linéaire.

Ce comportement inattendu permet de faire émerger la notion de réactif limitant.



Absorbance de la solution dans les béchers en fonction du volume de la solution d'ammoniac ajouté.

Correspondance avec le programme

Identifier le réactif limitant.

Corrigé

a. Une espèce colorée est de plus en plus présente au fur et à mesure de l'addition de la solution d'ammoniac, une réaction chimique a donc lieu dans le bécher produisant cette espèce colorée absorbant à 625 nm.

b. L'évolution de l'absorbance semble linéaire en fonction du volume de solution d'ammoniac ajoutée. Il est raisonnable de prévoir que l'absorbance sera de 0,60.

c. Il y a la même quantité de produit formé dans le mélange (M_4) que dans le mélange (M_3), tous les ions cuivre présents à l'état initial ont été consommés, et dans cette dernière expérience, Cu^{2+} était le réactif limitant. Dans le mélange (M_2), Cu^{2+} était en excès, et dans le mélange (M_3), les ions cuivre ont été consommés en totalité.

Commentaire

Dans 50 mL de solution (M), il y a :

$n(Cu^{2+}) = c \times V = 0{,}010 \times 50.10^{-3} = 5{,}0.10^{-4}$ mol.

Dans 1,0 mL de solution (S), il y a :

$n(NH_3) = c \times V = 1{,}0 \times 1{,}0.10^{-3} = 1{,}0.10^{-3}$ mol.

La réaction qui a lieu est :

$$Cu^{2+} + 4\ NH_3 \rightarrow Cu(NH_3)_4^{2+}.$$

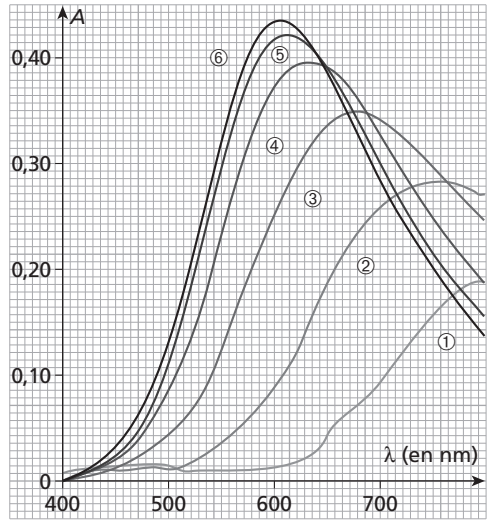
En réalité il se forme les complexes successifs $Cu(NH_3)_n^{2+}$ avec $n = 1$, 2, 3 et 4, ou plus précisément $Cu(H_2O)_{(6-n)}(NH_3)_n^{2+}$ ($n = 0$ à 4).

Mélange	M_1	M_2	M_3	M_4
$n_i(Cu^{2+})$ en mol	$5{,}0.10^{-4}$	$5{,}0.10^{-4}$	$5{,}0.10^{-4}$	$5{,}0.10^{-4}$
$n_i(NH_3)$ en mol	0	$1{,}0.10^{-3}$	2.10^{-3}	3.10^{-3}
$n_f(Cu^{2+})$ en mol	$5{,}0.10^{-4}$	$2{,}5.10^{-4}$	0	0
$n_f(NH_3)$ en mol	0	0	0	$1{,}0.10^{-3}$
$n_f(Cu(NH_3)_4^{2+})$ en mol	0	$2{,}5.10^{-4}$	$5{,}0.10^{-4}$	$5{,}0.10^{-4}$
$[Cu(NH_3)_4^{2+}]$ en mol.L^{-1}	0	$4{,}9.10^{-3}$	0,096	0,094
Absorbance	≈ 0	0,20	0,40	$\approx 0{,}40$

Les spectres de ces différents complexes sont donnés ci-dessous. La longueur d'onde de l'absorption maximale varie avec le complexe, donc en toute rigueur, l'absorbance n'est pas proportionnelle à la quantité d'ammoniac ajoutée. En se mettant à une longueur d'onde intermédiaire, différents phénomènes se compensent.

Nous avons donc simplifié le phénomène en ne considérant que le complexe $Cu(NH_3)_4^{2+}$.

Les mesures d'absorbance effectuées permettent de négliger l'absorbance liée à la présence de sulfate de cuivre très dilué. Avec cette hypothèse, l'absorbance n'est liée qu'à la concentration du complexe ammoniacal du cuivre.



Spectres donnant l'absorbance d'une solution de sulfate de cuivre (spectre ①) et d'une solution de sulfate de cuivre avec des quantités croissantes d'ammoniac (spectres ② à ⑥) en fonction de la longueur d'onde. La nature des complexes change, ce qui est traduit par le déplacement vers la gauche du λ_{max}.

Le chlorure d'ammonium, signalé dans la description de l'expérience, est indispensable pour éviter que le pH n'augmente trop et ne provoque une précipitation de $Cu(OH)_2$. La présence d'un solide perturberait inutilement l'observation.

2 Étude du tableau d'avancement (p. 106)

Cédérom

Objectif

Cette activité présente le tableau d'avancement et la grandeur avancement en faisant raisonner les élèves au niveau microscopique. Elle utilise le simulateur *Tableau d'avancement* du cédérom Microméga 1re S. Son intérêt est grand puisqu'il donne un modèle de la réaction chimique qui permet de comprendre pourquoi des entités disparaissent et d'autres apparaissent.

Correspondance avec le programme

- Notion d'avancement.
- Décrire quantitativement l'état final d'un système chimique.

Corrigé

- Choisir les paramètres initiaux $n_i(A) = 10$ et $n_i(B) = 30$ (d'autres paramètres initiaux peuvent être choisis, mais ceux-là donne une bonne visibilité au phénomène observé).
- Attention, les élèves peuvent se demander si la bille rose devient verte ou orange, ce qui n'est pas une question pertinente.

a. Les réactifs sont roses et bleus.

b. Les produits sont verts et oranges.

c. Après le premier choc efficace :

$n(A) = 10 - 1 = 9$

$n(B) = 30 - 1 = 29$

$n(C) = n(D) = 1$.

d. Après le cinquième choc efficace :

$n(A) = 10 - 5 = 5$

$n(B) = 30 - 5 = 25$

$n(C) = n(D) = 5$.

e. L'état final correspond à la disparition des boules A :

$n(A) = 0$

$n(B) = 30 - 10 = 20$

$n(C) = n(D) = 10$.

g.

Équation chimique		A + B → C + D			
État du système	avancement x	nombre de A $n(A)$	nombre de B $n(B)$	nombre de C $n(C)$	nombre de D $n(D)$
État initial	$x = 0$	10	30	0	0
État intermédiaire 1 choc	$x = 1$	9	29	1	1
État intermédiaire 5 chocs	$x = 5$	5	25	5	5
État final	$x_{max} = 10$	0	20	10	10

i. $n(B) = n_i(B) - x$; $n(C) = x$; $n(D) = x$.

Commentaire

Le professeur pourra prolonger cette étude en proposant un exercice où les quantités de matière remplaceront les nombres de billes dans le tableau d'avancement. Il faudra alors prendre garde que l'avancement défini microscopiquement dans l'activité et celui défini macroscopiquement dans l'exercice se correspondent mais ne sont pas identiques. Au niveau microscopique, c'est un nombre d'objets (sans unité), alors qu'au niveau macroscopique, c'est une quantité de matière (en moles). Cette différence doit être prise en charge par l'enseignement qui l'explicitera.

3 Étude de l'évolution d'un système chimique (p. 107)

TP Travaux pratiques

Objectif

Cette activité expérimentale a pour objectif de mettre en évidence la notion de réactif limitant et de déduire l'avancement maximal de la réaction dans le cas simple où le nombre stœchiométrique du produit formé est 1. Le choix de la réaction est intéressant puisqu'un des réactifs a une stœchiométrie différente de 1, et que le réactif en excès est identifiable par un test chimique simple.

Correspondance avec le programme

- Identifier le réactif limitant.
- Calculer l'avancement maximal et travailler sur la notion de proportions stœchiométriques.

Liste de matériel

- Fiole jaugée de 50,0 mL.
- Pipette graduée de 10,0 mL munie d'une propipette.

- Agitateur en verre.
- Système de filtration.
- Bécher.
- 2 tubes à essais.
- Solution d'hydroxyde de sodium de concentration 2,0 mol.L^{-1}.
- Solution de sulfate de cuivre de concentration 0,10 mol.L^{-1}.

Corrigé

a. 1re étape : formation d'un précipité bleu.

2e étape : le précipité reste dans le filtre et le filtrat est incolore.

3e étape : il n'y a pas de formation de précipité dans le tube A quand de la soude est ajoutée, ce qui montre qu'il n'y a plus d'ions cuivre dans le filtrat.

b. Il y a formation d'un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre dans le tube B quand des ions Cu^{2+} sont ajoutés, ce qui montre qu'il reste des ions hydroxyde dans le filtrat.

État initial : ions cuivre Cu^{2+}, ions sulfate SO_4^{2-}, ions sodium Na^+, ions hydroxyde HO^-.

État final : ions sulfate SO_4^{2-}, ions sodium Na^+, ions hydroxyde HO^-.

c. Le réactif en excès est l'ion hydroxyde HO^- et le réactif en défaut est l'ion cuivre Cu^{2+}.

d. Quantité de matière d'ions cuivre :

$$n_i(Cu^{2+}) = c_1 \times V_1$$

soit $n_i(Cu^{2+}) = 0{,}10 \times 50{,}0.10^{-3} = 5{,}0.10^{-3}$ mol.

Quantité de matière d'ions hydroxyde :

$$n_i(HO^-) = c_2 \times V_2$$

soit $n_i(HO^-) = 2{,}0 \times 7{,}0.10^{-3} = 14{,}0.10^{-3}$ mol.

e. Le réactif qui a entièrement disparu est l'ion cuivre, donc l'avancement maximal est égal à la quantité de matière initiale d'ions cuivre :

$$x_{max} = n_i(Cu^{2+}) \text{ soit } x_{max} = 5{,}0.10^{-3} \text{ mol.}$$

f. La quantité de matière de $Cu(OH)_2$ formé est égale à l'avancement maximal :

$$n_f(Cu(OH)_2) = x_{max}$$

soit $n_f(Cu(OH)_2) = 5{,}0.10^{-3}$ mol.

g. La quantité de matière restante d'ions hydroxyde est : $n_f(HO^-) = n_i(HO^-) - 2\,x_{max}$ soit

$n_f(HO^-) = 14{,}0.10^{-3} - (2 \times 5{,}0.10^{-3}) = 4{,}0.10^{-3}$ mol.

Recherche de la valeur de l'avancement correspondant à la disparition de la totalité des ions hydroxyde :

$$n_f(HO^-) = n_i(HO^-) - 2\,x_{max} \text{ avec } n_f(HO^-) = 0$$

donc $x_{max} = \dfrac{n_i(HO^-)}{2}$.

Soit $x_{max} = \dfrac{14.10^{-3}}{2} = 7{,}0.10^{-3}$mol.

h. Quantité de matière d'ions cuivre nécessaire :

$n_f(Cu^{2+}) = n_i(Cu^{2+}) - x_{max}$ avec $n_f(Cu^{2+}) = 0$

donc $n_i(Cu^{2+}) = x_{max}$.

Soit $n_i(Cu^{2+}) = 7{,}0.10^{-3}$ mol.

Exercices

Test

1 Le réactif limitant est le dihydrogène H_2 car dans la réaction, la consommation du dihydrogène est deux fois plus importante que celle de dioxygène et l'état initial comporte la même quantité de chaque réactif.

2 Pour un avancement de 0,030 mol il y a 0,030 mol de CH_2Cl_2 formé ; 0,060 mol de HCl formé ; et il reste 0,07 mol de CH_4 et 0,14 mol de Cl_2.

3 Il reste O_2 en excès, et C_2H_6 est totalement consommé. Donc l'avancement maximal sera 0,50 mol et il s'est formé 1,0 mol de CO_2 et 1,5 mol de H_2O.

4 **a.** Le dibrome est en excès donc la solution sera colorée à l'état final.

b. Le dibrome est le réactif limitant donc la solution sera incolore à l'état final.

c. Le mélange est dans les proportions stœchiométriques donc la solution sera incolore à l'état final.

Exercices d'entraînement

5 **Combustion du méthane**

a. À l'état initial, l'avancement est nul.

b. L'avancement vaut 0,05 mol puisque le nombre stœchiométrique de ce réactif est 1.

c. L'avancement vaut 1,0 mol puisque le nombre stœchiométrique de ce produit est 1.

6 **Chloration du butane**

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 373.

7 **Test des ions iodure**

a. À l'état initial, l'avancement est nul.

b. L'avancement vaut 1,3.10^{-3} mol puisque le nombre stœchiométrique de ce réactif est 1.

c. Il se sera formé $1{,}3.10^{-3}$ mol de AgI puisque le nombre stœchiométrique de ce produit est 1 et que l'avancement vaudra $1{,}3.10^{-3}$ mol.

8 Réaction de métaux

1. a.

		Zn	+	Cu^{2+}	→	Zn^{2+}	+	Cu
É.I.	$x = 0$	0,30		0,30		0		0
É.F.	x_{max}	$0{,}30 - x_{max}$		$0{,}30 - x_{max}$		x_{max}		x_{max}

b. et **c.** L'avancement maximal vaut 0,30 mol, les deux réactifs sont limitants et les nombres stœchiométriques valent 1, le mélange est dans les proportions stœchiométriques, les deux réactifs sont donc consommés en totalité.

2. a.

		$4\ Al$	+	$3\ O_2$	→	$2\ Al_2O_3$
É.I.	$x = 0$	0,30		0,30		0
É.F.	x_{max}	$0{,}30 - 4\,x_{max}$		$0{,}30 - 3\,x_{max}$		x_{max}

b. et **c.** Recherche de l'avancement maximal :

- si l'aluminium est le réactif limitant :

$$0{,}30 - 4\,x_{max} = 0$$

soit $$x_{max} = \frac{0{,}30}{4} = 0{,}075 \text{ mol.}$$

- si le dioxygène est le réactif limitant :

$$0{,}30 - 3\,x_{max} = 0$$

soit $$x_{max} = \frac{0{,}30}{3} = 0{,}10 \text{ mol.}$$

L'avancement maximal correspond à la plus petite valeur trouvée, ici il vaut 0,075 mol et le réactif limitant est l'aluminium.

9 Réaction du monoxyde de carbone

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 373.

10 Formation de chlorure de plomb

a.

		Pb^{2+}	+	$2\ Cl^-$	→	$PbCl_2$
É.I.	$x = 0$	0,015		0,020		0
É.F.	x_{max}	$0{,}015 - x_{max}$		$0{,}020 - 2\,x_{max}$		x_{max}

b. Si l'ion Pb^{2+} est le réactif limitant :

$$x_{max} = 0{,}015 \text{ mol.}$$

Quantité de matière restante d'ions chlorure :

$0{,}020 - 2\,x_{max} = 0{,}020 - 2 \times 0{,}015 = -0{,}010$ mol.

L'ion plomb ne peut pas être le réactif limitant car une quantité de matière ne peut pas être négative.

c. L'ion chlorure est donc le réactif limitant, l'avancement maximal est :

$$x_{max} = \frac{0{,}020}{2} = 0{,}010 \text{ mol.}$$

La quantité de matière des ions chlorure est nulle à l'état final.

Quantité de matière restante d'ions plomb :

$0{,}015 - x_{max} = 0{,}015 - 0{,}010 = 0{,}005$ mol.

11 Reaction of glucose with dioxygen

a. Équation de la réaction :

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

b. Quantité de matière du glucose : $n = \frac{m}{M}$.

$M(C_6H_{12}O_6) = 6 \times 12{,}0 + 12 \times 1{,}0 + 6 \times 16{,}0$

$M(C_6H_{12}O_6) = 180 \text{ g.mol}^{-1}$.

Soit $n(C_6H_{12}O_6) = \frac{1{,}0}{180} = 5{,}6.10^{-3}$ mol.

c.

		$C_6H_{12}O_6$	+	$6\ O_2$	→	$6\ H_2O$	+	$6\ CO_2$
É.I.	$x = 0$	$5{,}6.10^{-3}$		0,042		0		0
É.F.	x_{max}	$5{,}6.10^{-3} - x_{max}$		$0{,}042 - 6\,x_{max}$		$6\,x_{max}$		$6\,x_{max}$

d. Recherche de l'avancement maximal :

- si le glucose est le réactif limitant :

$$5{,}6.10^{-3} - x_{max} = 0$$

soit $$x_{max} = 5{,}6.10^{-3} \text{ mol.}$$

- si le dioxygène est le réactif limitant :

$$0{,}042 - 6\,x_{max} = 0$$

soit $$x_{max} = \frac{0{,}042}{6} = 7{,}0.10^{-3} \text{ mol.}$$

L'avancement maximal correspond à la plus petite valeur trouvée, ici il vaut $5{,}6.10^{-3}$ mol et le réactif limitant est le glucose.

12 Combustion du méthane dans l'air

1. Équation de la combustion du méthane :

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

2. a.

		CH_4	+	$2\ O_2$	→	$2\ H_2O$	+	CO_2
É.I.	$x = 0$	1,0		1,0		0		0
É.F.	x_{max}	$1{,}0 - x_{max}$		$1{,}0 - 2\,x_{max}$		$2\,x_{max}$		x_{max}

Recherche de l'avancement maximal :

- si le méthane est le réactif limitant :

$$1{,}0 - x_{max} = 0$$

soit $$x_{max} = 1{,}0 \text{ mol.}$$

• si le dioxygène est le réactif limitant :

$$1{,}0 - 2\,x_{max} = 0$$

soit $$x_{max} = \frac{1{,}0}{2} = 0{,}50 \text{ mol.}$$

L'avancement maximal correspond à la plus petite valeur trouvée, ici il vaut 0,50 mol et le réactif limitant est le dioxygène.

b. Recherche des quantités de matière initiales des réactifs : $n = \frac{m}{M}$.

Pour le méthane :

$$M_1 = 12{,}0 + 4 \times 1{,}0 = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

soit $$n_1 = \frac{1{,}0}{16} = 0{,}063 \text{ mol.}$$

Pour le dioxygène :

$$M_2 = 2 \times 16{,}0 = 32{,}0 \text{ g.mol}^{-1}$$

soit $$n_2 = \frac{1{,}0}{32} = 0{,}031 \text{ mol.}$$

		CH_4	+	$2\,O_2$	$\rightarrow 2\,H_2O$	+ CO_2
É.I.	$x = 0$	0,063		0,031	0	0
É.F.	x_{max}	$0{,}063 - x_{max}$		$0{,}031 - 2\,x_{max}$	$2\,x_{max}$	x_{max}

Recherche de l'avancement maximal :

• si le méthane est le réactif limitant :

$$0{,}063 - x_{max} = 0$$

soit $$x_{max} = 0{,}063 \text{ mol.}$$

• si le dioxygène est le réactif limitant :

$$0{,}031 - 2\,x_{max} = 0$$

soit $$x_{max} = \frac{0{,}031}{2} = 0{,}016 \text{ mol.}$$

L'avancement maximal correspond à la plus petite valeur trouvée, ici il vaut 0,016 mol et le réactif limitant est le dioxygène.

3. Équation de la combustion du butane :

$$2\,C_4H_{10} + 13\,O_2 \rightarrow 10\,H_2O + 8\,CO_2$$

a. Mélange de 1,0 mol de chaque réactif :

		$2\,C_4H_{10}$	+	$13\,O_2$	$\rightarrow 10\,H_2O$	+ $8\,CO_2$
É.I.	$x = 0$	1,0		1,0	0	0
É.F.	x_{max}	$1{,}0 - 2\,x_{max}$		$1{,}0 - 13\,x_{max}$	$10\,x_{max}$	$8\,x_{max}$

Recherche de l'avancement maximal :

• si le butane est le réactif limitant :

$$1{,}0 - 2\,x_{max} = 0$$

soit $$x_{max} = \frac{1{,}0}{2} = 0{,}50 \text{ mol.}$$

• si le dioxygène est le réactif limitant :

$$1{,}0 - 13\,x_{max} = 0$$

soit $$x_{max} = \frac{1{,}0}{13} = 0{,}077 \text{ mol.}$$

L'avancement maximal correspond à la plus petite valeur trouvée, ici il vaut 0,077 mol et le réactif limitant est le dioxygène.

Mélange de 1,0 g de chaque réactif :

Recherche des quantités de matière initiales des réactifs : $n = \frac{m}{M}$.

Pour le butane :

$$M_1 = 4 \times 12{,}0 + 10 \times 1{,}0 = 58 \text{ g.mol}^{-1}$$

soit $$n_1 = \frac{1{,}0}{58} = 0{,}017 \text{ mol.}$$

Pour le dioxygène :

$$M_2 = 2 \times 16{,}0 = 32{,}0 \text{ g.mol}^{-1}$$

soit $$n_2 = \frac{1{,}0}{32} = 0{,}031 \text{ mol.}$$

		$2\,C_4H_{10}$	+	$13\,O_2$	$\rightarrow 10\,H_2O + 8\,CO_2$	
É.I.	$x = 0$	0,017		0,031	0	0
É.F.	x_{max}	$0{,}017 - 2\,x_{max}$		$0{,}031 - 13\,x_{max}$	$10\,x_{max}$	$8\,x_{max}$

Recherche de l'avancement maximal :

• si le méthane est le réactif limitant :

$$0{,}017 - 2\,x_{max} = 0$$

soit $$x_{max} = \frac{0{,}017}{2} = 8{,}5.10^{-3} \text{ mol.}$$

• si le dioxygène est le réactif limitant :

$$0{,}031 - 13\,x_{max} = 0$$

soit $$x_{max} = \frac{0{,}031}{13} = 2{,}4.10^{-3} \text{ mol.}$$

L'avancement maximal correspond à la plus petite valeur trouvée, ici il vaut $2{,}4.10^{-3}$ mol et le réactif limitant est le dioxygène.

b. Comparaison des deux exemples de réaction de combustion : le réactif limitant n'a pas changé, c'est toujours le dioxygène mais la valeur de l'avancement maximal est beaucoup plus faible pour le butane.

13 Couleur d'une solution

a. Le réactif limitant correspond aux ions hydroxyde HO^- car il faut 2 ions HO^- pour réagir avec 1 ion Cu^{2+}, or l'état initial comporte la même quantité de chaque réactif.

b. Le filtrat sera bleu clair car les ions cuivre, en excès, coloreront la solution en bleu.

14 Oxydation du fer

a. Le réactif limitant est le fer car dans la réaction, la consommation de fer est plus importante que celle de dioxygène (il faut 4 atomes de fer pour 3 molécules de dioxygène) or l'état initial comporte la même quantité de chaque réactif.

b. L'avancement maximal correspond à la consommation totale du fer donc :

$$x_{max} = n_i(\text{Fer}) = \frac{2,0}{4} = 0,50 \text{ mol.}$$

c. Liste des espèces chimiques présentes à l'état final : le dioxygène restant, l'oxyde de fer formé.

Quantité de matière finale d'oxyde de fer :

$$n_f(Fe_2O_3) = 2\,x_{max} = 2 \times 0,50 = 1,0 \text{ mol.}$$

Quantité de matière finale de dioxygène :

$n_f(O_2) = n_i(O_2) - 3\,x_{max} = 2,0 - 3 \times 0,50 = 0,5$ mol.

d. 4,0 mol de fer réagissent totalement avec 3,0 mol de dioxygène, il se forme alors 2,0 mol d'oxyde de fer Fe_2O_3. Le mélange initial est un mélange dans les proportions stœchiométriques.

e. La réaction peut se produire entre ente 3,0 mol de fer et 4,0 mol de dioxygène, mais dans ce cas, le fer est le réactif limitant et le dioxygène est alors le réactif en excès.

Commentaire

De nombreux élèves confondent les proportions des réactifs avec les nombres stœchiométriques. La question **e.** les confronte à cette conception.

15 Réaction du sodium avec l'eau

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 373.

16 Combustion du carbone

a. Équation de la combustion du carbone :

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

b.

		C	+ O_2	→ CO_2
É.I.	$x = 0$	0,50	1,20	0
É.F.	x_{max}	0,50 – x_{max}	1,20 – x_{max}	x_{max}

c. Le réactif limitant est le carbone et l'avancement maximal vaut 0,50 mol.

d. Bilan de matière :

		C	+ O_2	→ CO_2
É.F.	$x_{max} = 0,50$	0	1,20 – 0,50 = 0,70	0,50

17 Formation de l'iodure de plomb

a. Équation chimique :

$$Pb(NO_3)_2 + 2\ KI \rightarrow PbI_2 + 2\ KNO_3$$

b. Quantités de matières initiales des réactifs :

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

Pour le nitrate de plomb :

$$n_i(Pb(NO_3)_2) = \frac{1,0}{(207,2 + 2 \times 14,0 + 6 \times 16,0)}$$

$n_i(Pb(NO_3)_2) = 3,0.10^{-3}$ mol.

Pour l'iodure de potassium

$$n_i(KI) = \frac{1,0}{(39,1 + 126,9)} = 6,0.10^{-3} \text{ mol.}$$

c.

		$Pb(NO_3)_2$	+ 2 KI	→ PbI_2	+ 2 KNO_3
É.I.	$x = 0$	$3,0.10^{-3}$	$6,0.10^{-3}$	0	0
É.F.	x_{max}	$3,0.10^{-3} - x_{max}$	$6,0.10^{-3} - 2x_{max}$	x_{max}	$2\,x_{max}$

d. Recherche de l'avancement maximal :

- si le nitrate de plomb est le réactif limitant :

$$3,0.10^{-3} - x_{max} = 0$$

soit $x_{max} = 3,0.10^{-3}$ mol.

- si l'iodure de potassium est le réactif limitant :

$$6,0.10^{-3} - 2\,x_{max} = 0$$

soit $x_{max} = \frac{6,0.10^{-3}}{2} = 3,0.10^{-3}$ mol.

L'avancement maximal vaut 0,0030 mol et le mélange initial était dans les proportions stœchiométriques.

e. Bilan de matière :

		$Pb(NO_3)_2$ + 2 KI	→ PbI_2	+ 2 KNO_3	
É.F.	$x_{max} = 3,0.10^{-3}$	0	0	$3,0.10^{-3}$	$6,0.10^{-3}$

Masse de produit formé : $n = \frac{m}{M}$.

Pour l'iodure de plomb :

$m(PbI_2) = 3,0.10^{-3} \times (207,2 + 2 \times 126,9) = 1,4$ g.

Pour le nitrate de potassium :

$m(KNO_3) = 6,0.10^{-3} \times (39,1 + 14,0 + 3 \times 16,0)$

$m(KNO_3) = 0,60$ g.

Commentaire

Cette réaction étant à l'état solide, les ions spectateurs font partie des solides et doivent donc être indiqués. En solution, l'équation chimique aurait été écrite $Pb^{2+} + 2\ I^- \rightarrow PbI_2$, et les ions K^+ et NO_3^- ne seraient pas apparus.

18 Formation de phosphate d'argent

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 373.

19 Formation de chlorure d'aluminium

a.

		2 Al	+ 3 Cl_2	→ 2 $AlCl_3$
É.I.	$x = 0$	0,15	n	0
É.F.	x_{max}	0,15 – 2 x_{max}	n – 3 x_{max}	2 x_{max}

Détermination de l'avancement maximal à partir de la consommation totale de l'aluminium :

$$0{,}15 - 2\,x_{max} = 0$$

soit $$x_{max} = \frac{0{,}15}{2} = 0{,}075 \text{ mol.}$$

Quantité de matière de dichlore nécessaire (mélange initial dans les proportions stœchiométriques) :

$$n - 3\,x_{max} = 0 \text{ d'où } n = 3\,x_{max}$$

soit $$n = 3 \times 0{,}075 = 0{,}23 \text{ mol.}$$

b.

		2 Al	+ 3 Cl_2	→ 2 $AlCl_3$
É.I.	$x = 0$	n_1	n_2	0
É.F.	x_{max}	$n_1 - 2\,x_{max}$	$n_2 - 3\,x_{max}$	$2\,x_{max} = 2{,}0.10^{-4}$

Détermination de l'avancement maximal à partir de la production du chlorure d'aluminium :

$$2\,x_{max} = 2{,}0.10^{-4} \text{ mol}$$

soit $$x_{max} = \frac{2{,}0.10^{-4}}{2} = 1{,}0.10^{-4} \text{ mol.}$$

Si le mélange utilisé est dans les proportions stœchiométriques :

- quantité de matière d'aluminium n_1 nécessaire :

$$n_1 - 2\,x_{max} = 0$$

soit $n_1 = 2\,x_{max} = 2 \times 1{,}0.10^{-4} = 2{,}0.10^{-4}$ mol.

- quantité de matière de dichlore n_2 nécessaire :

$$n_2 - 3\,x_{max} = 0$$

soit $n_2 = 3\,x_{max} = 3 \times 1{,}0.10^{-4} = 3{,}0.10^{-4}$ mol.

c. Volume d'aluminium nécessaire :

$$V = \frac{m}{\rho} \text{ et } m = n \times M \text{ d'où } V = \frac{n \times M}{\rho}$$

soit $$V = \frac{2{,}0.10^{-4} \times 27{,}0}{2{,}7} = 2{,}0.10^{-3} \text{ cm}^3.$$

20 Formation de carbonate d'argent

a. Pour l'électroneutralité du précipité, deux ions Ag^+ s'associent à un ion carbonate CO_3^{2-}.

La formule du précipité est donc : Ag_2CO_3.

b. Équation chimique : $2\,Ag^+ + CO_3^{2-} \rightarrow Ag_2CO_3$

c. Quantité de matière initiale des réactifs :

$$n = c \times V.$$

Pour les ions argent :

$$n(Ag^+) = c_0 \times V_0 = 0{,}050 \times 10{,}0.10^{-3}$$

soit $$n(Ag^+) = 5{,}0.10^{-4} \text{ mol.}$$

Pour les ions carbonate :

$$n(CO_3^{2-}) = c_1 \times V_1 = 0{,}20 \times 2{,}0.10^{-3}$$

soit $$n(CO_3^{2-}) = 4{,}0.10^{-4} \text{ mol.}$$

		2 Ag^+	+ CO_3^{2-}	→ Ag_2CO_3
É.I.	$x = 0$	$5{,}0.10^{-4}$	$4{,}0.10^{-4}$	0
É.F.	x_{max}	$5{,}0.10^{-4} - 2\,x_{max}$	$4{,}0.10^{-4} - x_{max}$	x_{max}

Recherche de l'avancement maximal :

- si l'ion argent est le réactif limitant :

$$5{,}0.10^{-4} - 2\,x_{max} = 0$$

soit $$x_{max} = \frac{5{,}0.10^{-4}}{2} = 2{,}5.10^{-4} \text{ mol.}$$

- si l'ion carbonate est le réactif limitant :

$$4{,}0.10^{-4} - x_{max} = 0$$

soit $$x_{max} = 4{,}0.10^{-4} \text{ mol.}$$

L'avancement maximal correspond à la plus petite valeur, donc $2{,}5.10^{-4}$ mol, et le mélange n'est pas dans les proportions stœchiométriques, l'ion argent est le réactif limitant et l'ion carbonate est en excès.

d. Bilan de matière à l'état final :

		2 Ag^+ +	CO_3^{2-}	→ Ag_2CO_3
É.F.	$x_{max} = 2{,}5.10^{-4}$	0	$4{,}0.10^{-4} - 2{,}5.10^{-4} = 1{,}5.10^{-4}$	$2{,}5.10^{-4}$

e. Quantité de matière des ions carbonate pour être dans les proportions stœchiométriques :

$$n(CO_3^{2-}) = x_{max} = 2{,}5.10^{-4} \text{ mol.}$$

Volume de solution nécessaire : $V = \frac{n}{c}$.

$$V_1 = \frac{2{,}5.10^{-4}}{0{,}20} = 1{,}3.10^{-3} \text{ L ; soit 1,3 mL.}$$

21 Formation d'hydroxyde de cuivre

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 373.

22 Disparition d'ions permanganate

a. Équation chimique :

$$2\,MnO_4^- + 5\,SO_2 + 2\,H_2O \rightarrow 2\,Mn^{2+} + 5\,SO_4^{2-} + 4\,H^+$$

b. Tous les produits de la réaction sont incolores ainsi que les réactifs en excès, la solution finale est donc incolore.

23 Action des ions H^+ sur le métal fer

a. Équation chimique : $Fe + 2\ H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2$

b. Quantité de matière initiale de fer : $n = \dfrac{m}{M}$,

soit $n(Fe) = \dfrac{2,56}{55,8} = 45,9.10^{-3}$ mol.

		Fe	+	2 H^+	→	Fe^{2+} +	H_2
É.I.	$x = 0$	$45,9.10^{-3}$		$n_i(H^+)$		0	0
É.F.	x_{max}	$45,9.10^{-3} - x_{max}$		$n_i(H^+) - 2\ x_{max}$		x_{max}	x_{max}

Volume de dihydrogène formé :

$$V = n_f(H_2) \times 24 = x_{max} \times 24.$$

Recherche de l'avancement maximal :

le fer a entièrement disparu, il est donc le réactif limitant :

$$45,9.10^{-3} - x_{max} = 0$$

soit $x_{max} = 45,9.10^{-3}$ mol.

D'où $V = 45,9.10^{-3} \times 24 = 1,1$ L.

Concentration en ions Fe^{2+} :

$$[Fe^{2+}] = \frac{n}{V} = \frac{x_{max}}{V} = \frac{45,9.10^{-3}}{0,100} = 0,459\ \text{mol.L}^{-1}.$$

c. Pour que la solution ne se colore pas en violet, il faut que la quantité d'ions permanganate ajoutés soit au maximum telle que le mélange des réactifs soit dans les proportions stœchiométriques.

1 mol d'ions permanganate réagit avec 5 mol d'ions fer, donc les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques si $n_i(Fe^{2+}) = 5 \times n_i(MnO_4^-)$,

soit $n_i(MnO_4^-) = \dfrac{n_i(Fe^{2+})}{5}$.

$n_i(Fe^{2+}) = c \times V = 0,459 \times 10,0.10^{-3}$

$n_i(Fe^{2+}) = 4,59.10^{-3}$ mol.

Donc $n_i(MnO_4^-) = \dfrac{4,59.10^{-3}}{5} = 9,10.10^{-4}$ mol.

d. Pour que 10,0 mL de la solution de permanganate de potassium apporte $9,10.10^{-4}$ mol, sa concentration doit être :

$$[MnO_4^-] = \frac{n}{V}$$

soit $[MnO_4^-] = \dfrac{9,10.10^{-4}}{10,0.10^{-3}} = 9,10.10^{-2}\ \text{mol.L}^{-1}$.

24 Dépôt de cuivre métallique

a. Équation chimique : $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

b. Quantités de matière initiales des réactifs.

Pour les ions cuivre : $n = c \times V$

soit $n_i(Cu^{2+}) = 0,050 \times 20.10^{-3} = 1,0.10^{-3}$ mol.

Pour le zinc : $n = \dfrac{m}{M}$

soit $n_i(Zn) = \dfrac{12}{65,4} = 0,18$ mol.

		Zn	+	Cu^{2+}	→	Zn^{2+} +	Cu
É.I.	$x = 0$	0,18		$1,0.10^{-3}$		0	0
É.F.	x_{max}	$0,18 - x_{max}$		$1,0.10^{-3} - x_{max}$		x_{max}	x_{max}

- si le zinc est le réactif limitant :

$$0,18 - x_{max} = 0$$

soit $x_{max} = 0,18$ mol.

- si les ions cuivres sont limitants :

$$1,0.10^{-3} - x_{max} = 0$$

soit $x_{max} = 1,0.10^{-3}$ mol.

L'avancement maximal correspond à la plus petite valeur trouvée, ici il vaut $1,0.10^{-3}$ mol et les ions cuivre sont limitants.

Les ions cuivre ont le rôle de réactif limitant, comme ce sont les ions responsables de la couleur bleue de la solution, elle sera incolore à l'état final.

c. Dans les proportions stœchiométriques, il ne faut que $1,0.10^{-3}$ mol de zinc.

Masse de zinc correspondante : $m = n \times M$

soit $m = 1,0.10^{-3} \times 65,4 = 6,5.10^{-2}$ g = 65 mg.

d. Le solide métallique est le cuivre métallique Cu, et le solide ionique est le sulfate de zinc $ZnSO_4$ (association des ions zinc formés et des ions sulfate apportés par la solution initiale de sulfate de cuivre).

e. Il se forme $x_{max} = 1,0.10^{-3}$ mol de cuivre métallique et $x_{max} = 1,0.10^{-3}$ mol de sulfate de zinc.

Masse de cuivre :

$m(Cu) = 1,0.10^{-3} \times 63,5 = 6,4.10^{-2}$ g = 64 mg.

Masse de sulfate de zinc :

$m(ZnSO_4) = 1,0.10^{-3} \times (65,4 + 32,1 + 4 \times 16,0)$

soit $m(ZnSO_4) = 0,16$ g.

25 Synthèse des sucres chez les végétaux : la photosynthèse

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 373.

26 Synthèse industrielle de l'ammoniac

a. Équation de la synthèse de l'ammoniac :

$$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$$

b. Quantité de matière initiale des réactifs :

$$n(\text{gaz}) = \frac{V(\text{gaz})}{22,4} \quad \text{et} \quad 1\ \text{m}^3 = 10^3\ \text{L}.$$

Pour le diazote : $n(N_2) = \dfrac{658.10^3}{22,4} = 2,94.10^4$ mol.

Pour le dihydrogène :

$$n(H_2) = \frac{1975.10^3}{22,4} = 8,82.10^4 \text{ mol.}$$

3 mol de dihydrogène réagissent avec une mol de diazote, les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques si $n(H_2) = 3 \times n(N_2)$.

Vérification :

$3 \times n(N_2) = 3 \times 2,94.10^4 = 8,82.10^4$ mol ;

les proportions sont stœchiométriques.

c. Volume de diazote nécessaire pour produire $1,47.10^6$ t d'ammoniac :

$V(N_2) = 658 \times 1,47.10^6 = 9,67.10^8 \text{ m}^3 = 9,67.10^{11} \text{ L}.$

Volume d'air correspondant :

$$9,67.10^8 \times \frac{100}{80} = 1,21.10^9 \text{ m}^3 = 1,21.10^{12} \text{ L}.$$

d. Quantité de dihydrogène nécessaire pour produire $1,47.10^6$ t d'ammoniac :

$n(H_2) = 8,82.10^4 \times 1,47.10^6 = 1,30.10^{11}$ mol.

		CH_4	+ H_2O	$\rightarrow$ CO	+ $3H_2$
É.I.	$x = 0$	$n_i(CH_4)$	$n_i(H_2O)$	0	0
É.F.	x_{max}	$n_i(CH_4) - x_{max}$	$n_i(H_2O) - x_{max}$	x_{max}	$3\,x_{max}$

D'après le tableau d'avancement, pour que CH_4 soit le réactif limitant : $n_i(CH_4) = x_{max}$ et en étudiant la quantité de dihydrogène nécessaire produite :

$$n(H_2) = 3\,x_{max}$$

d'où $$x_{max} = \frac{n(H_2)}{3}.$$

Donc $$n_i(CH_4) = \frac{1,30.10^{11}}{3} = 4,33.10^{10} \text{ mol.}$$

Pour un gaz : $V(\text{gaz}) = n(\text{gaz}) \times 22,4$.

Le volume de méthane nécessaire est donc :

$4,33.10^{10} \times 22,4 = 9,70.10^{11}$ L ;

soit $9,70.10^8$ m^3.

CHIMIE

9

Chimie organique et couleur

Introduction au chapitre (p. 119)

Ce chapitre s'intéresse au lien entre la structure de certaines molécules et la couleur des espèces chimiques correspondantes.

Il s'appuie notamment sur l'étude des courbes spectrales introduites au chapitre 6 : à partir d'une courbe spectrale ne possédant qu'une bande ou de la position du maximum d'absorption de celle-ci, les élèves doivent à présent être capables d'en déduire la couleur de la solution. Les principes de la synthèse soustractive vus aux chapitres 3 et 6 sont ainsi réinvestis. Cette utilisation des courbes spectrales permet d'étudier les indicateurs colorés et leur teinte sensible.

Ce chapitre est, par ailleurs, l'occasion de définir le cadre d'étude de la chimie organique. La définition de ce qu'est une espèce chimique organique varie d'un auteur à l'autre. Nous avons retenu que la molécule doit posséder une liaison C—H. Cela exclut les espèces chimiques de formule CO_2, CCl_4, mais aussi les acides carbonique H_2CO_3 ou oxalique HOOC—COOH. Le premier acide est la forme hydratée de CO_2 dans l'eau, et ce n'est pas la présence simultanée de C et de H dans la même molécule qui lui donne un caractère organique. Le second acide appartient aussi, de tradition, à la chimie minérale, bien que ses groupements carboxyles aient les mêmes propriétés chimiques que celui de l'acide éthanoïque. On le voit, cette définition proposée (comme les autres définitions d'ailleurs) pose des questions pour certains produits à la marge entre minéral et organique.

Pour ce qui est de la représentation des molécules organiques, nous avons choisi d'utiliser des formules semi-développées et d'attendre le chapitre 16 (activité 1 p. 214) pour introduire les formules topologiques, les élèves ayant simplement ici à reconnaître si deux doubles liaisons sont en position conjuguée dans une chaîne carbonée déjà dessinée.

Ainsi, les formules développées des molécules organiques (y compris celles, très grosses, des indicateurs colorés) sont données et ne sont donc pas à connaître, mais les élèves ont à les exploiter principalement dans deux cas : d'une part, pour justifier qu'il s'agit d'une espèce chimique organique et d'autre part, pour reconnaître la conjugaison et donc justifier la couleur.

Il serait néanmoins possible de commencer à présenter l'intérêt de la notation topologique au travers d'exercices où des recherches sur internet sont demandées (exercices 13, 15 et 16 p. 128) : les représentations que les élèves trouveront alors seront essentiellement topologiques, voire hybrides.

Nous nous sommes limités au critère de base suivant : deux doubles liaisons sont conjuguées si elles sont séparées par une et une seule liaison simple. Nous n'avons pas abordé le critère de planéité qui est pourtant essentiel, et nous nous sommes restreints aux cas où il était vérifié.

Nous avons donné comme critère qu'un système de doubles liaisons conjuguées suffisamment étendu était une condition pour qu'une espèce chimique organique soit colorée. Ce critère est resté qualitatif. La perte partielle de conjugaison a été utilisée comme critère de décoloration ou, pour les indicateurs colorés, comme critère de changement de couleur.

Bien que la notion de transition électronique entre les niveaux d'un atome ait été étudiée au chapitre 5, il ne sera en revanche pas question ici de parler des transitions électroniques entre les niveaux d'énergie des molécules. Sur le plan théorique, la couleur des espèces chimiques s'interprète par des transitions entre niveaux d'énergie, l'un occupé et l'autre vacant à l'état fondamental. C'est le même principe que pour l'atome d'hydrogène, mais avec des niveaux moléculaires et non atomiques. Encore faut-il que la différence d'énergie entre ces niveaux soit dans la zone d'énergie du rayonnement visible car la condition d'existence de niveaux vacants et occupés est toujours respectée, même pour le dihydrogène.

Les transitions électroniques des molécules usuelles peuvent être dans l'UV, voire l'UV lointain, les espèces chimiques correspondantes n'apparaissent donc pas colorées. Pourquoi les systèmes conjugués favorisent-ils l'existence de la couleur ? Une raison simplifiée, mais pour autant correcte est que l'allongement d'un système conjugué ajoute des niveaux (un vacant et un occupé pour chaque double liaison ajoutée) dans la plage des orbitales frontières. Le plus haut niveau occupé et le plus bas vacant sont donc d'autant plus proches qu'il y a beaucoup de niveaux (et donc qu'il y a une grande délocalisation) et ce rapprochement des niveaux d'énergie ramène la transition dans le domaine du visible en augmentant la valeur de la longueur d'onde correspondant à la transition.

Activités

1 Organique ou minéral ? (p. 120)

Objectif

Cette activité s'appuie sur des analyses de combustion pour mettre en place les définitions des molécules organiques et inorganiques.

Ainsi, les colorants et les pigments analysés sont d'abord classés en deux catégories, selon la nature de leurs produits de combustion.

Les élèves utilisent ensuite la conservation des éléments pour trouver la composition commune à toutes les substances d'une première catégorie.

Enfin, ils sont amenés à confronter leurs conclusions à des définitions du dictionnaire.

Correspondance avec le programme

Savoir que les molécules de la chimie organique sont constituées principalement des éléments C et H.

Corrigé

a. L'eau est mise en évidence par le test au sulfate de cuivre anhydre. En présence d'eau, le sulfate de cuivre, blanc lorsqu'il est anhydre, bleuit.

Le dioxyde de carbone est mis en évidence avec le test à l'eau de chaux. Si le gaz qui se dégage lors de la combustion trouble l'eau de chaux, alors il s'agit de dioxyde de carbone.

b. Le dioxyde de carbone et l'eau sont constitués des éléments chimiques C, H et O.

Il y a conservation des éléments au cours de la réaction de combustion, donc les réactifs sont, eux aussi, constitués de ces éléments. L'élément oxygène a pu être apporté par le dioxygène de l'air, mais pas les éléments C et H qui entrent donc tous deux nécessairement dans la composition de l'alizarine, du safran et du carotène.

c. Ces dépôts sont des dépôts de carbone, preuve supplémentaire que l'élément chimique carbone est présent dans la formule de ces substances brûlées.

d. La chimie organique est une branche de la chimie concernant l'étude scientifique des molécules contenant du carbone et de l'hydrogène, et plus précisément des molécules ayant au moins une liaison C—H. La chimie minérale s'intéresse aux espèces chimiques qui ne sont pas organiques.

L'alizarine, le safran et le carotène sont donc des espèces chimiques organiques, par opposition à l'orpiment et au cinabre.

Commentaire

Sont concernés par la chimie minérale les métaux et leurs composés (oxydes, halogénures, complexes, etc.), et les non métaux (N, S, P, Cl, etc.) et leurs composés, sauf bien sûr la quasi-totalité des composés du carbone. Les composés du carbone qui ne sont pas considérés comme organiques sont les oxydes (CO, CO_2), le tétrachlorure de carbone, etc.

2 Indicateurs colorés de pH (p. 120)

1 Influence du pH sur la couleur

Objectif

Cette activité a pour but de mettre en évidence l'influence du pH sur la couleur de certaines espèces chimiques. Elle permet d'introduire les notions de forme acide et de forme basique d'un couple. À l'issue de ce travail, les élèves auront vu que chaque indicateur coloré de pH change de forme à un pH qui lui est propre et que ce pH n'est pas nécessairement 7 : la phénolphtaléine est majoritairement sous sa forme acide jusqu'à pH = 8,5 alors que l'hélianthine est sous sa forme basique dès pH = 4.

Nous avons choisi de nous limiter à l'étude de l'influence du pH, en raison du temps qui pourra globalement être accordé pour traiter ce chapitre. Néanmoins, l'influence du solvant est illustrée dans le cours avec l'exemple frappant du MOED (fig. 5 p. 123) ou dans les exercices (20 et 21 p. 129).

Cette partie expérimentale peut être couplée avec l'exploitation de données qui la suit ou être traitée de manière indépendante.

Correspondance avec le programme

Repérer expérimentalement des paramètres influençant la couleur d'une substance (pH, solvant, etc.).

Corrigé

a. Ce sont des indicateurs colorés de pH car leur couleur change en fonction du pH.

b. Les observations des deux états de chaque indicateur coloré en fonction du pH permettent de déduire que :

- le BBT a une forme acide jaune et une forme basique bleue ;
- l'hélianthine a une forme acide rouge et une forme basique jaune ;
- la phénolphtaléine a une forme acide incolore et une forme basique rose.

c. La figure 2 permet de préciser :

- les pH auxquels les indicateurs changent de couleur, c'est plus précis qu'avec la première expérience qui se limitait à conclure sur la valeur acide ou basique (sans plus de précision) du pH ;
- qu'il n'y a effectivement que deux formes (celle de la teinte sensible s'explique avec les deux formes).

d. La comparaison des trois photos montre que chaque indicateur change de couleur à un certain pH (qui ne correspond pas à la limite entre une solution acide et une solution basique, soit 7,0) et permet de dire que le pH auquel un indicateur coloré change de couleur dépend de cet indicateur.

Commentaire

Pour faire des solutions de pH croissant, plusieurs techniques sont possibles. La plus simple est de disposer de solutions tampon des différents pH. Ces tampons existent dans le commerce. Une autre façon est d'introduire 10 mL de solution de Britton-Robinson dans chaque tube et d'y ajouter de plus en plus de soude en suivant le pH.

Une façon moins coûteuse est de préparer les solutions de la façon suivante, en suivant l'évolution du pH dans le cas des mélanges :

pH	Principe de la préparation
1	acide chlorhydrique 0,1 mol.L^{-1}
2	acide chlorhydrique 0,01 mol.L^{-1}
3	acide chlorhydrique 0,001 mol.L^{-1}
4	ajout de solution d'hydroxyde de sodium 0,1 mol.L^{-1} dans une solution d'acide éthanoïque 0,1 mol.L^{-1}
5	ajout de solution d'hydroxyde de sodium 0,1 mol.L^{-1} dans une solution d'acide éthanoïque 0,1 mol.L^{-1}
6	ajout d'acide chlorhydrique 0,1 mol.L^{-1} dans une solution d'hydrogénocarbonate de sodium à 0,1 mol.L^{-1}
7	ajout de solution de chlorure d'ammonium 0,1 mol.L^{-1} dans une solution d'hydrogénocarbonate de sodium à 0,1 mol.L^{-1}
8	ajout d'acide chlorhydrique 0,1 mol.L^{-1} dans une solution d'ammoniac 0,1 mol.L^{-1}
9	ajout d'acide chlorhydrique 0,1 mol.L^{-1} dans une solution d'ammoniac 0,1 mol.L^{-1}
10	ajout d'acide chlorhydrique 0,1 mol.L^{-1} dans une solution d'ammoniac 0,1 mol.L^{-1}
11	solution d'hydroxyde de sodium 0,001 mol.L^{-1}
12	solution d'hydroxyde de sodium 0,01 mol.L^{-1}

2 Exploitation de données

Objectif

Cette activité permet de faire le lien entre le caractère coloré d'une espèce et sa structure. L'étude est menée sur les différentes formes du BBT, soit directement, soit après le travail expérimental « Influence du pH sur la couleur ».

L'activité part de courbes spectrales : l'élève en déduit la couleur de solutions de la forme acide et de la forme basique et constate qu'il n'y a pas de troisième forme. Il réinvestit par la même occasion ce qu'il a appris au chapitre 6 à propos de la couleur de mélanges. Il doit ensuite considérer les formules semi-développées des deux formes du BBT et y repérer les systèmes de doubles liaisons conjuguées. Il peut ainsi conclure que les changements de structures induisent des changements de couleurs.

Correspondance avec le programme

- Reconnaître si deux doubles liaisons sont en position conjuguée dans une chaîne carbonée.
- Établir un lien entre la structure moléculaire et le caractère coloré ou non coloré d'une molécule.

Corrigé

a. En solution acide, le maximum d'absorbance est à 430 nm (violet), si bien que la solution est perçue de la couleur complémentaire, le jaune.

En solution basique, le maximum d'absorbance est à 580 nm (orange), si bien que la solution est perçue de la couleur complémentaire, le bleu.

b. La courbe spectrale en milieu neutre montre deux maxima qui correspondent à ceux de la forme acide et de la forme basique : cela signifie qu'en milieu neutre, il n'y a pas d'autre forme du BBT que les deux précédentes. La couleur verte perçue résulte de la synthèse soustractive des couleurs des formes acide et basique.

c. Forme acide : $C_{27}H_{28}O_5SBr_2$,

forme basique : $C_{27}H_{27}O_5SBr_2^-$.

d. Ces deux formes ne diffèrent que d'un ion H^+.

e. En Troisième, nous avons vu que l'ion H^+ est responsable du caractère acide d'une solution. Il est donc cohérent que la formule de la forme basique montre une perte de H^+ par rapport à celle de la forme acide.

f. Dans les deux formes, il y a des doubles liaisons conjuguées car certaines doubles liaisons ne sont séparées que par une liaison simple.

g. Le système conjugué est encore plus étendu dans la forme basique. Les systèmes conjugués sont différents donc les deux formes du BBT n'ont pas la même couleur.

h. Cela est cohérent avec la propriété d'indicateur coloré de pH car les changements de structure des systèmes conjugués à l'origine des changements de couleur sont liés à des variations de pH.

Exercices

Test

1 **a. d.** et **f.**

2 **b.** et **d.**

3 **a.** Faux, car la présence des doubles liaisons conjuguées est une condition nécessaire mais non suffisante pour que la molécule soit colorée.

b. Vrai, la couleur d'une espèce chimique organique est due à la structure conjuguée de sa molécule.

c. Faux, une molécule qui n'absorbe pas dans le domaine visible n'est pas colorée, mais elle peut comporter des doubles liaisons conjuguées.

4 Le pH ou la nature du solvant peuvent influencer la couleur d'une substance.

Exercices d'entraînement

5 **Formules brutes**

b. e. et **f.**

6 **Familles de molécules**

a. Lors de leurs recherches sur internet, les élèves vont trouver pour chaque famille de molécules qu'il s'agit de « molécules organiques » ou encore, ce qui est équivalent, de molécules « principalement constituées de carbone, d'hydrogène et d'oxygène ». Il s'agit donc à chaque fois de molécules organiques.

b. Ces molécules se rencontrent en biochimie.

c. Les molécules du vivant sont donc souvent des molécules organiques.

7 **Acides**

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 374.

8 **Composés azotés**

b. d. et **f.**

9 **Hydrocarbures conjugués**

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 374.

10 **Toutes les possibilités**

Les trois possibilités d'avoir des systèmes de doubles liaisons conjuguées ici sont : le 1,3,5 hexatriène ; le 1,3 hexadiène ; et le 2,4 hexadiène.

11 **Hydrocarbures cycliques**

a. et **c.**

12 **Le lycopène**

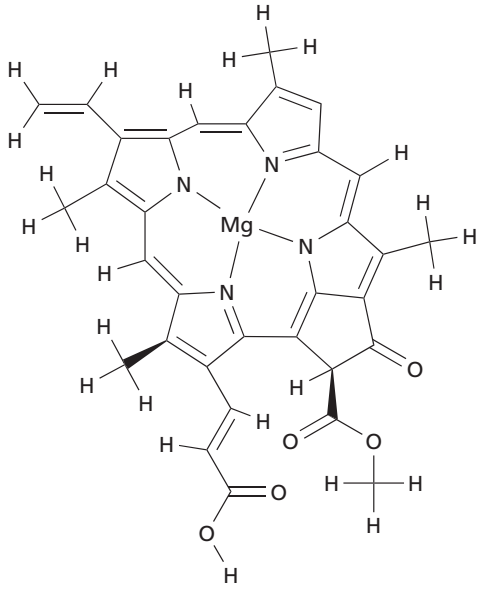
a. Ce pigment comporte des liaisons covalentes C—H dans sa structure, il appartient à la famille des molécules organiques.

b. Pour que la molécule soit colorée, il faut que dans sa formule développée apparaisse un système conjugué étendu.

13 **La chlorophylle**

a. La chlorophylle se rencontre dans les végétaux qui réalisent la photosynthèse.

b. Ce nom vient du grec « *chloros* », vert, et « *phyllon* », feuille.



Chlorophylle c

c. Le nom de la chlorophylle indique que la molécule est colorée, ce qui est dû à la structure de la molécule : les formules montrent que la chlorophylle contient un système conjugué étendu.

d. La chlorophylle est une molécule organique puisqu'elle contient les éléments C et H, avec des liaisons covalentes entre ces éléments.

14 Couleur des homards

a. L'astaxanthine est une molécule organique car elle contient des liaisons covalentes C—H.

b. La molécule contient des doubles liaisons conjuguées car elle est colorée.

c. L'astaxanthine libre absorbe dans le bleu et paraît donc de la couleur complémentaire du bleu, le rouge-orangé. L'astaxanthine liée à la protéine absorbe à 640 nm (rouge) et est donc perçue de la couleur complémentaire, le bleu.

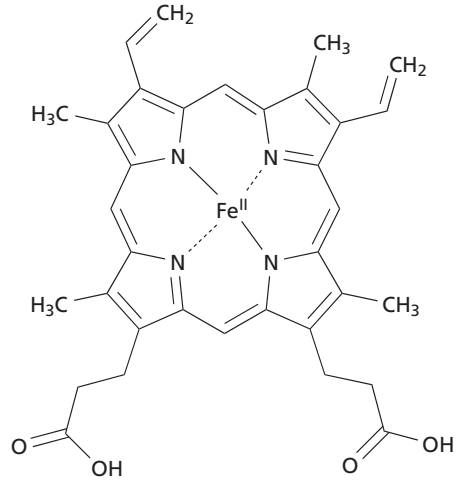
d. Le homard cuit est rouge, il contient donc de l'astaxanthine libre.

15 Hémoglobine

a. La protéine n'absorbe pas la lumière visible et n'est donc pas colorée.

b. Il n'est pas possible de déduire de l'absence de couleur de la protéine qu'elle ne contient pas de système conjugué. Seul le raisonnement inverse serait envisageable (déduire de la couleur la présence d'un système conjugué étendu).

c.



Hème de type B

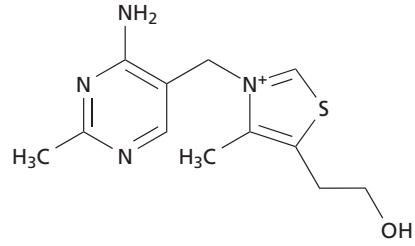
Puisque ce n'est pas la protéine qui apporte sa couleur à l'hémoglobine, c'est bien l'hème qui présente un système conjugué étendu.

d. Les protéines sont des molécules organiques.

e. La formule de l'hème montre des liaisons covalentes C—H : il s'agit donc bien d'une molécule organique.

16 Vitamine B1

a.



Vitamine B1

b. La vitamine B1 est une molécule organique puisque sa formule comporte des liaisons covalentes C—H.

c. La molécule comporte des liaisons conjuguées.

d. Les liaisons conjuguées de la vitamine B1 ne constituent pas un système étendu, cela peut expliquer l'absence de couleur de cette molécule.

17 Rouge de méthyle

a. Il s'agit d'une molécule organique car elle contient au moins une liaison covalente C—H.

b. Puisque cette molécule est colorée, sa structure comporte un système étendu de doubles liaisons conjuguées.

c. La couleur de la forme basique de la molécule est le jaune, puisque cela correspond aux pH les plus élevés.

d. À pH = 5,3 ; les formes acide et basique du rouge de méthyle seraient toutes deux présentes, si bien que la solution serait orange.

18 Jaune d'alizarine

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 374.

19 A natural dye : alizarin

a. L'alizarine est une molécule organique car elle comporte des liaisons covalentes C—H.

b. L'alizarine est une molécule colorée car sa structure comporte un ensemble de doubles liaisons conjuguées.

c. Une solution n'est pas acide à pH = 10 car son pH est supérieur à 7,0.

d. Ce pH étant inférieur au plus petit pH pour lequel il y a changement de couleur, il s'agit de la forme acide de l'alizarine qui est rouge.

e. Partant d'un pH supérieur à 12,4 pour obtenir des pH inférieurs à 11,0 et avoir ainsi la forme rouge, on peut ajouter de l'acide chlorhydrique.

Exercices d'approfondissement

20 Rhodamine B

a. Les formes ① et ② sont organiques car elles comportent des liaisons covalentes C—H.

b. La rhodamine est colorée dans l'eau et incolore dans le DMSO car la structure de la forme ① comporte un système conjugué étendu contrairement à la forme ② .

c. La forme ① absorbe une partie de la lumière incidente, mais pas la forme ② qui transmet toute la lumière incidente.

d. Les données de l'exercice ne permettent pas d'affirmer que la rhodamine est un indicateur coloré de pH puisqu'on ne sait pas si sa couleur change en fonction du pH de la solution.

e. Pour savoir si la rhodamine est un indicateur coloré de pH, il faudrait l'introduire dans diverses solutions de pH connus et regarder si la couleur varie.

21 Rouge Congo

a. Le Rouge Congo est un indicateur coloré de pH car il existe sous deux formes aux couleurs différentes selon le pH de la solution où il est introduit.

b. La forme basique est obtenue pour les pH les plus élevés. Or elle absorbe alors au maximum à 498 nm, c'est-à-dire dans le bleu-vert, si bien qu'elle est perçue de la couleur complémentaire, le rouge.

c. Dans l'eau du robinet, le pH est voisin de 7, si bien que le Rouge Congo est sous sa forme basique, rouge. Dans une solution de pH = 4,0 les deux formes sont présentes, si bien que le Rouge Congo est de couleur violette.

d. Pour obtenir une solution bleue, il faut baisser le pH. On peut donc ajouter de l'acide chlorhydrique à cet effet.

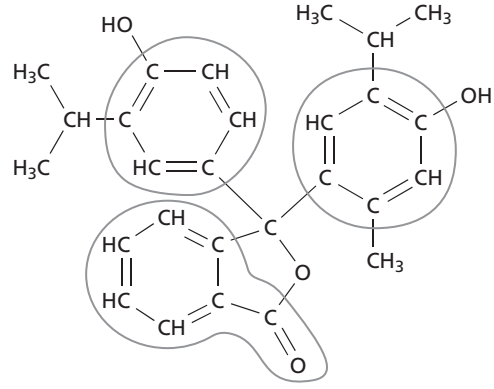
e. Les structures des deux formes du Rouge Congo doivent présenter des systèmes conjugués étendus pour que ces formes soient colorées.

f. Il faudrait dissoudre du Rouge Congo dans différents solvants et observer les couleurs résultantes.

22 Thymolphtaléine

a. Il s'agit bien d'une molécule organique car elle comporte des liaisons covalentes C—H.

b. Cette molécule possède des doubles liaisons conjuguées (doubles liaisons en alternance avec des simples liaisons) entourées ci-dessous.



c. La molécule n'est pas colorée car le système conjugué n'est pas assez étendu.

d. Il est possible de vérifier que la thymolphtaléine est bien un indicateur coloré de pH en l'introduisant dans des solutions de pH connus et en notant les changements de couleurs qui en résultent.

e. Aux pH les plus élevés l'indicateur se trouve sous sa forme basique.

f. Entre pH 9,0 et 10,5 l'indicateur est présent sous ses deux formes, si bien que les couleurs se superposent : la solution apparaît alors bleu pâle.

g. Pour que la forme basique soit ainsi colorée, il faut qu'elle possède un système conjugué étendu. Or, il faut pour cela modifier la structure de l'atome de C central (entre les 3 systèmes entourés).

h. Il est impossible de déduire de la couleur de la forme basique les plages de lumière absorbées (pour cela, il faudrait savoir par exemple si la forme basique n'absorbe qu'une seule plage de longueurs d'onde). Pour ce qui est de la forme acide, en revanche, sachant qu'elle est incolore, on sait qu'elle n'absorbe pas de radiations du domaine visible.

23 Synthèse de l'hélianthine

a. H_2O.

b. $C_6H_4N_2O_3S$, $C_8H_{11}N$ et $C_{14}H_{14}N_3O_3SNa$ sont organiques puisqu'ils comportent des liaisons covalentes C—H. NaOH et H_2O sont des espèces chimiques inorganiques.

c. $C_6H_4N_2O_3S$ et $C_8H_{11}N$ n'absorbent pas dans le visible et ne sont donc pas colorées, ce qui est en accord avec leurs formules qui ne présentent pas de systèmes conjugués étendus. $C_{14}H_{14}N_3O_3SNa$ absorbe dans le visible et est donc colorée, ce qui est en accord avec la présence d'un système conjugué étendu dans sa structure.

d. À pH = 2, les réactifs organiques sont toujours incolores. Pour le produit organique, sa couleur est différente selon le pH de la solution dans laquelle il se trouve : il s'agit donc d'un indicateur coloré de pH.

24 Colorant jaune

a. $C_6H_7N + 2\ HNO_2 \rightarrow 2\ H_2O + C_6H_5N_2^+ + NO_2^-$

$C_6H_5N_2^+ + C_6H_6O + H_2O \rightarrow C_{12}H_{10}N_2O + H_3O^+$

b. Les espèces organiques comportent des liaisons C—H donc ici, il s'agit de C_6H_7N, $C_6H_5N_2^+$, C_6H_6O et $C_{12}H_{10}N_2O$. HNO_2, H_2O, NO_2^- et H_3O^+ sont inorganiques.

c. C_6H_7N et $C_6H_5N_2^+$ ne présentent pas de système conjugué assez étendu, contrairement à $C_{12}H_{10}N_2O$ qui n'est formé qu'à l'issue de la deuxième transformation. Seul $C_{12}H_{10}N_2O$ est coloré.

d. Aucune expérience où le pH varie n'a été menée ici, si bien qu'il est impossible de savoir si C_6H_7N est incolore seulement à certains pH et coloré à d'autres.

e. La phénolphtaléine est un indicateur de pH dont la forme acide est incolore.

f. Pour savoir si $C_{12}H_{10}N_2O$ est un indicateur coloré de pH, il faudrait l'introduire dans diverses solutions de pH connus et regarder si la couleur varie.

g. Sachant que $C_{12}H_{10}N_2O$ est jaune et qu'il n'absorbe qu'une plage de longueurs d'onde, cette plage doit correspondre à la couleur complémentaire du jaune. $C_{12}H_{10}N_2O$ absorbe donc au maximum vers 450 nm.

CHIMIE

10

Structures moléculaires

Introduction au chapitre (p. 131)

Dans le prolongement du programme de Seconde sur les atomes, les ions et les molécules, ce chapitre a pour but d'étudier plus en détail la structure des molécules.

La représentation de Lewis (ou formule de Lewis) et son intérêt y sont tout d'abord présentés. Par la suite, les élèves sont amenés à étudier les géométries des molécules qui découlent de ces représentations de Lewis. Les exemples se limitent aux géométries de quelques molécules simples, du type de celles du méthane, de l'ammoniac, de l'eau ou encore des molécules diatomiques. La représentation de Cram, assez simple et très utile pour représenter ces géométries spatiales, est introduite dans ce chapitre. Enfin, l'isomérie Z/E est présentée, cette isomérie géométrique joue un rôle important pour comprendre le phénomène de la vision.

Dans ce chapitre, des notions introduites en Seconde telle que la liaison covalente, les règles de l'octet et du duet sont réutilisées. Certaines techniques expérimentales (CCM) utilisées en seconde sont également nécessaires. De même l'utilisation des modèles moléculaires, déjà présentée en classe de Seconde, est indispensable afin d'aider les élèves à se représenter les structures et géométries des molécules. Enfin certaines parties font appel à des connaissances introduites au chapitre 5 concernant le lien entre l'absorption de la lumière et la couleur d'une solution.

Ce chapitre clôturant la partie « Observer » du programme de Première S, plusieurs activités sont basées sur des travaux expérimentaux historiques ; elles illustrent le fait que leurs observations ont permis de grandes avancées. Pour les élèves, l'aspect expérimental est présent grâce notamment à l'étude d'une isomérie photochimique.

Les notions introduites dans ce chapitre s'avèrent très utiles pour tous les chapitres de chimie organique à venir, que ce soit en Première S ou en Terminale S, pour comprendre la réactivité des molécules ou étudier les différentes isoméries.

Activités

1 Représentations de molécules (p. 132)

Histoire des Sciences

Objectif

L'objectif de cette activité est de rappeler les notions de base, vues en Seconde, concernant la liaison covalente. À travers une approche historique, l'intérêt de la représentation de Lewis est présenté ainsi que les règles qu'elle suppose.

Correspondance avec le programme

- Décrire à l'aide des règles du « duet » et de l'octet les liaisons que peut établir un atome (C, N, O, H) avec les atomes voisins.
- Interpréter la représentation de Lewis de quelques molécules simples, rôle des doublets non liants.

Corrigé

a. Leurs formules sont différentes, leurs stabilités sont différentes : l'atome de chlore ne respecte pas la règle de l'octet, il est donc instable et n'existe pas à l'état naturel. Par contre, le dichlore existe à l'état naturel car, en se liant, les atomes de chlore respectent la règle de l'octet.

b. Un atome de carbone établit 4 liaisons covalentes simples avec 4 atomes d'hydrogène voisins. En effet, un atome de carbone est engagé dans 4 liaisons covalentes simples afin de respecter la règle de l'octet : la structure électronique de la couche externe d'un atome de carbone étant $(L)^4$, il lui faut gagner 4 électrons afin d'avoir une structure électronique de sa couche externe en octet. Or, pour respecter la règle du duet, un atome d'hydrogène n'établit qu'une seule liaison covalente simple (la structure électronique de sa couche externe est $(K)^1$).

c. Selon Lewis, la liaison chimique, appelée liaison covalente entre un atome de C et un atome de H, est la mise en commun de deux électrons de valence : C apporte un de ses électrons externes et H apporte l'autre.

d. Les deux traits dessinés autour de l'atome d'oxygène sont des doublets non liants (on dit également non partagés). Dans la molécule d'eau, l'atome d'oxygène a une structure électronique de sa couche externe en octet, il est donc entouré de 8 électrons externes : 4 électrons sont répartis dans les doublets liants (liaisons covalentes simples autour de l'atome) et il possède 4 autres électrons externes qui lui sont propres, non partagés, et répartis dans ces deux doublets non liants.

e. La représentation de l'eau donnée par Dalton est erronée car elle fait apparaître un seul atome d'hydrogène, or nous savons aujourd'hui qu'une molécule d'eau est constituée de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène, d'où sa formule brute : H_2O.

La représentation de Lewis d'une molécule apporte plus d'informations car elle représente les atomes mais également la façon dont ils sont liés (liaison covalente simple, double ou triple). De plus, elle fait apparaître les électrons externes non partagés (doublets non liants).

Commentaires

• Cette activité permet, comme le souligne le programme officiel, une mise en perspective historique. Le professeur peut ainsi faire remarquer que les représentations, les théories se sont construites petit à petit en passant par « un impressionnant cortège d'hypothèses fausses, de notions erronées autant que de controverses passionnées » (extrait du B.O., page 4).

• En introduisant la représentation de Lewis, le professeur pourra préciser les différences entre cette représentation, les formules développées et les formules semi-développées rencontrées en classe de Seconde.

• On peut souligner la richesse de la représentation de Lewis qui fait apparaître les liaisons covalentes (simples, doubles ou triples) et également les doublets non liants. Ceci se révèle très important lors de l'étude de la réactivité chimique d'une molécule en chimie organique notamment, afin de prévoir quel type de réaction a lieu (additions, substitutions électrophiles ou nucléophiles, etc.).

2 Géométrie tétraédrique
(p. 132)

Histoire des Sciences

Objectif

Cette activité a pour but d'introduire la notion de géométrie des molécules. Jusqu'ici, les représentations proposées (formules développées, semi-développées ou de Lewis) n'étaient que des représentations sans information géométrique, alors que les élèves ont déjà utilisé des modèles moléculaires qui informent sur l'agencement spatial des atomes. La géométrie tétraédrique autour de l'atome de carbone est présentée en s'appuyant sur la démarche historique de deux ingénieux savants, ce qui permet également de souligner le fait que propriétés et disposition spatiale sont étroitement liées.

Correspondance avec le programme

Mettre en relation la formule de Lewis et la géométrie de quelques molécules simples.

Corrigé

a.

b. J.H. Van't Hoff et A. Le Bel ont réfuté cette hypothèse car cela aurait entraîné l'existence de deux isomères aux propriétés différentes pour le dibromométhane, or ceci était contraire à leurs observations.

c. En étudiant la molécule de bromométhane, ils n'auraient pas pu tirer les mêmes conclusions car, avec une géométrie plane, on ne peut écrire qu'une seule formule pour cette molécule.

Commentaires

• Il faut remarquer que le programme prévoit d'enseigner le modèle de Lewis avant l'arrangement spatial alors qu'historiquement, c'est le contraire qui s'est passé. Toutes les bases de la stéréochimie ont été découvertes sans connaître la nature de la liaison covalente.

• Après avoir étudié dans le cours les règles de Gillespie permettant de prévoir la géométrie de molécules simples, le professeur pourra faire un retour sur l'exemple du dibromométhane cité dans cette activité. En effet, la théorie de Gillespie conduit également à une géométrie tétraédrique autour de l'atome de carbone. On constate qu'une géométrie tétraédrique correspond à un angle d'environ 109°

entre les doublets liants alors que dans l'hypothèse d'une géométrie plan-carré, on aurait des répulsions plus fortes entre les doublets liants plus proches (angle de 90° seulement).

• Van't Hoff et Le Bel furent les premiers à apporter une explication aux observations de Pasteur concernant l'acide tartrique. En effet, dès 1848, avant même de s'intéresser à la microbiologie, Pasteur avait étudié deux sels d'acide tartrique, identiques du point de vue de la chimie, mais qui se comportaient différemment vis-à-vis de la lumière polarisée. Il était parvenu à les isoler mais n'avait pu expliquer cette différence de comportement.

Entre 1868 et 1872, Wislicenus, chimiste allemand, travailla sur les isomères de l'acide lactique CH_3—CH(OH)—COOH et découvrit trois substances, dont deux ayant une structure chimique identique mais des propriétés physiques différentes. Il nomma cette différence « isomérie géométrique ». Quelques années plus tard, en proposant une géométrie tétraédrique autour de l'atome de carbone, Van't Hoff et Le Bel étaient sur la bonne piste. Ils démontrèrent ensuite que lorsque les 4 atomes (ou groupes d'atomes) reliés à l'atome de carbone central sont différents, la molécule est chirale et peut exister sous deux formes différentes que l'on appelle énantiomères ou isomères optiques, c'est le cas des deux sels d'acide tartrique ou des deux isomères de l'acide lactique. Ainsi, on peut dire que ces chimistes ont été les pères de la stéréochimie. Van't Hoff recevra d'ailleurs le premier prix Nobel de chimie en 1901 pour ces travaux mais également pour ses recherches dans le domaine de la thermodynamique.

3 Les différentes odeurs du citral (p. 133)

Objectif

Le but de cette activité est d'introduire la notion d'isomérie géométrique Z/E. Par l'intermédiaire des modèles moléculaires, les élèves vont découvrir que, pour une même formule brute mais aussi une même formule semi-développée, deux isomères peuvent tout de même exister. Le choix d'isomères possédant des odeurs différentes permet d'insister sur les différences de propriétés de ces isomères. De plus, le travail demandé et les questions posées permettent de faire travailler les élèves sur différents types de représentations (modèles moléculaires, formules semi-développées).

Correspondance avec le programme

- Prévoir si une molécule présente une isomérie Z/E.
- Utiliser les modèles moléculaires.

Corrigé

a. Deux composés de même formule brute mais qui possèdent des propriétés différentes sont appelés des isomères.

b. Le citral A et le citral B ont des températures de changement d'état différentes (température de fusion, température d'ébullition), leur solubilité dans différents solvants sont également différentes, ils migreront différemment en chromatographie sur couche mince, etc.

c. et **d.** La rotation au niveau d'une double liaison étant impossible, en construisant le modèle moléculaire correspondant à la formule semi-développée donnée, deux possibilités vont s'offrir aux élèves au niveau de la double liaison placée entre le carbone n° 2 et le carbone n° 3 : l'un correspond à l'isomère Z-citral et l'autre à l'isomère E-citral.

Nous pouvons donc conclure que la différence d'odeurs entre les citrals A et B provient d'une différence de disposition spatiale des groupements autour de la double liaison C═C.

Commentaires

• Si les groupes caractéristiques présents dans une molécule sont souvent à l'origine de la bonne ou de la mauvaise odeur d'une espèce chimique, ils ne sont pas les seuls responsables. En effet, les notions d'isomérie sont primordiales en chimie des odeurs : deux isomères de position, pour lesquels seule la position d'un groupe caractéristique change, ont souvent des odeurs différentes. La stéréo-isomérie est elle aussi très importante : deux diastéréo-isomères Z/E peuvent avoir des odeurs totalement différentes, ou légèrement différentes comme dans l'exemple du citral. Dans certains cas, il existe des énantiomères R/S qui ne possèdent pas la même odeur, comme les deux énantiomères du limonène (l'un a une odeur d'orange, l'autre de citron).

• Les règles de classement des groupes de Cahn, Ingold et Prelog ne sont pas au programme de 1re S, les élèves ne peuvent donc pas prévoir quel est l'isomère Z et quel est l'isomère E si la double liaison C═C ne porte pas deux atomes H. Cependant, le professeur peut les nommer lors de la correction en simplifiant et en parlant de « gros » groupements et de « petits » groupements.

Dans un premier temps, il est même préférable de se limiter au cas où les groupements sont identiques deux à deux : (A)(B)C═C(A)(B).

• Certains élèves vont peut-être croire avoir trouvé deux isomères différents du citral alors qu'il ne s'agit que de la même molécule dans deux conformations différentes, le professeur peut alors leur faire constater qu'en effectuant une rotation autour de liaisons simples, les deux modèles moléculaires obtenus sont en fait identiques. Il peut également faire remarquer qu'il n'y a pas isomérie sur l'autre double liaison (celle entre le carbone n° 6 et le carbone n° 7) car un des carbones doublement liés porte des groupements voisins identiques.

4 Isomérisation photochimique de l'azobenzène (p. 134)

TP Travaux pratiques

Objectif

L'exemple de l'azobenzène permet d'introduire la notion d'isomérie géométrique Z/E en présence d'une double liaison N═N. De plus, elle permet l'étude expérimentale d'une isomérisation photochimique, notion qui sera revue lors de l'étude du processus de la vision. L'isomérisation photochimique est étudiée du point de vue expérimental, ce qui permet de mettre en œuvre une technique introduite en classe de seconde : la chromatographie sur couche mince, et une technique nouvelle, l'irradiation UV.

Correspondance avec le programme

• Prévoir si une molécule présente une isomérie Z/E.

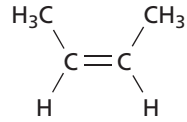
• Mettre en œuvre le protocole d'une réaction photochimique.

Corrigé

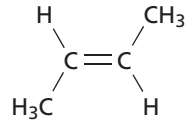
a. Les résultats des expériences d'Hartley n'étaient pas reproductibles lorsqu'il travaillait à la lumière, car l'isomère E de l'azobenzène se transformait en isomère Z, il n'étudiait donc plus la solubilité d'un corps pur mais celle d'un mélange des deux corps.

b. La molécule d'éthène ne possède pas d'isomère Z/E car il y a 4 atomes identiques reliés aux atomes de carbone de la double liaison C═C.

c. Isomère Z du but-2-ène : les deux groupements —CH_3 sont situés du même côté de la double liaison C═C :



Isomère E du but-2-ène : les deux groupements —CH_3 sont situés de part et d'autre de la double liaison C═C :



d. Une CCM permet de séparer et d'identifier différentes espèces chimiques présentes dans un mélange. La séparation fait intervenir une phase fixe (plaque de chromatographie) et une phase mobile (éluant) qui entraîne les espèces chimiques à migrer à des vitesses différentes.

La tache la plus haute correspond à l'isomère E, il est majoritaire dans la solution non exposée à la lumière, et il est également présent dans la solution qui a été exposée à la lumière mais en quantité moindre car la tache est un peu moins intense.

La tache intermédiaire correspond à une impureté présente dans l'isomère E déposé au départ, on la retrouve également au-dessus du dépôt B.

La tache la plus basse correspond à l'isomère Z, apparu lors de l'exposition à la lumière par transformation de l'isomère E. Cette tache est nettement visible au-dessus du dépôt B réellement exposé à la lumière. Elle est très légèrement visible au-dessus du dépôt A. Peut-être que le produit déposé au départ était impur et contenait déjà des traces de l'isomère Z, ou que malgré les précautions prises, le dépôt A ait été légèrement exposé à la lumière d'où la présence de cette tache.

Les deux isomères Z et E ont bien des propriétés différentes, ils sont entraînés à des vitesses différentes par l'éluant.

Commentaires

• Cette activité permet d'aborder la notion d'isomérie Z/E en utilisant à la fois une approche historique et une approche expérimentale. À travers cet exemple, le professeur peut souligner les difficultés rencontrées par les scientifiques et insister sur la diversité de la démarche scientifique.

• La nomenclature Z/E est couramment remplacée par la dénomination cis/trans. Dans l'isomère cis, les groupements sont du même côté de la double liaison alors que dans l'isomère trans, ils sont de part et d'autre de la double liaison.

Le choix de l'azobenzène permet d'illustrer le fait que l'isomérie Z/E n'existe pas seulement avec une double liaison C═C mais également avec une liaison N═N. Les doublets non liants portés par les atomes d'azote se comportent, au regard de la stéréochimie, comme les liaisons autour de la double liaison C═C.

• Le Z-azobenzène est polaire alors que le E-azobenzène, compte tenu de sa géométrie, est non polaire. Les deux isomères ont donc des solubilités différentes dans un solvant donné. C'est aussi pour cela que l'isomère Z a un rapport frontal plus faible que l'isomère E. En effet, la silice constituant la plaque est polaire et retient plus fortement l'isomère Z, « l'empêchant » de migrer.

5 Le photochromisme

(p. 135)

Objectif

Cette activité permet aux élèves de recueillir des informations et de comprendre le principe de fonctionnement des molécules photochromes.

Correspondance avec le programme

Recueillir et exploiter des informations sur les colorants, leur utilisation dans différents domaines et les méthodes de détermination des structures (molécules photochromes, indicateurs colorés, peintures, etc.).

Corrigé

a. Une espèce chimique, qui, comme R, n'absorbe que dans l'UV n'est pas colorée, car lorsqu'elle est éclairée en lumière blanche elle transmet toutes les radiations lumineuses du visible, et nous apparaît alors incolore.

b. Une espèce chimique telle que P, absorbant certaines plages de radiations lumineuses dans le domaine du visible, est colorée, car la lumière transmise n'est constituée que de certaines radiations du visible (elle ne contient pas celles qui ont été absorbées). La recomposition des radiations transmises donne à l'espèce chimique sa couleur.

c. La lumière du soleil contient des UV. En présence de ces UV, les molécules de l'espèce chimique R se transforment en molécules de type P. Or spontanément les molécules de type P se retransforment en molécules R, les verres de lunettes contiennent donc à la fois R et P. En conséquence, la couleur du verre au soleil est celle donnée par les molécules de l'espèce chimique P (R n'étant pas colorée).

d. En l'absence de soleil, les verres ne sont constitués que des molécules de type R, ils sont donc incolores.

e. D'après le spectre, la molécule B est colorée. En effet, la molécule B présente des bandes d'absorption dans les UV mais aussi dans le visible, la couleur absorbée est le vert (entre 500 et 550 nm), elle apparaîtra donc de la couleur complémentaire du vert (rouge). (Voir le triangle des couleurs en rabat de couverture). En revanche, la molécule A ne présente pas d'absorption dans le visible, elle ne sera donc pas colorée. Cette espèce chimique peut donc bien être photochrome : la transformation de A en B, en présence de lumière, engendre un changement de couleur.

L'isomère A correspond à R, ces deux espèces chimiques n'absorbent que dans l'UV.

L'isomère B correspond à P, ces deux espèces chimiques absorbent dans le visible.

Commentaires

• Le principe du photochromisme est simple : sous l'effet de la lumière une molécule se transforme en une autre molécule possédant un squelette ou une géométrie légèrement différente, c'est souvent un isomère. Les modifications structurales peuvent être de plusieurs types : formation d'un cycle dans la molécule, isomérisation Z/E, protonation, etc. Or le spectre d'absorption d'une molécule est étroitement lié à sa structure : si le squelette de la molécule change, son spectre d'absorption change et sa couleur avec (Fig. 12 page 135).

• Le photochromisme est particulièrement intéressant car il est réversible : la réaction inverse permettant de passer de la molécule B à la molécule A est parfois possible spontanément sous l'effet de la chaleur (on parle de photochrome de type « T » pour « thermique »), ou dans d'autres cas sous l'effet de la lumière (on parle alors de photochrome de type « P » pour « photochimique »). Selon le photochromisme, « T » ou « P », les applications ne sont pas les mêmes. Les photochromes de type « T » sont essentiellement utilisés pour les verres photochromiques, l'intérêt étant la coloration et décoloration spontanées. Pour les photochromes « P », le passage d'une molécule à l'autre est très rapide, l'inversion a lieu en moins d'une picoseconde et peut se produire de façon répétitive des dizaines de milliers de fois sans que les propriétés des molécules ne s'altèrent. Cela les rend très intéressants pour les nanosystèmes, les systèmes de mémoire optique, etc.

• La recherche concernant les molécules photochromes est encore très active. Un des enjeux concerne les nouveaux supports d'information : sera-t-il possible grâce à des molécules photochromes de graver des informations, d'écrire et d'effacer dans la profondeur d'un matériau ?

Exercices

Test

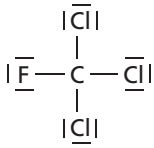
1 Chaque atome d'hydrogène établit une liaison covalente pour respecter la règle du duet. Sa structure électronique est $(K)^1$, il lui manque donc un électron pour avoir une structure externe en duet.

Chaque atome d'oxygène établit deux liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet. Sa structure électronique est $(K)^2(L)^6$, il lui manque donc deux électrons pour avoir une structure externe en octet.

2 Il s'agit de doublets non liants (ou doublets non partagés).

3 Deux doublets non liants ont été ajoutés autour de chaque atome d'oxygène afin que chacun de ces atomes soit bien entouré de 8 électrons externes (octet) répartis en quatre doublets.

4 **a.**



b. Comme la molécule de méthane CH_4, la molécule de trichlorofluorométhane possède un atome central, l'atome de carbone, entouré de 4 doublets liants, elle a donc une géométrie identique, c'est-à-dire tétraédrique.

5 $H_2C{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$

$H_3C{-}CH{=}CH{-}CH_3$

$H_2C{=}C(CH_3){-}CH_3$

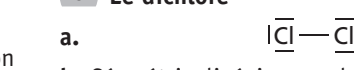
6 La seconde molécule (le but-2-ène) possède une isomérie Z/E car chaque atome de carbone de la double liaison porte deux groupes différents.

7 L'isomère Z du rétinal peut s'associer à une protéine, l'opsine, pour former la rhodopsine. Lorsqu'un photon est absorbé par la rhodopsine, le Z-rétinal se transforme en E-rétinal. Cette isomérisation, qui se produit en 2.10^{-13} s, provoque d'importantes modifications géométriques au niveau de la protéine opsine qui se détache alors du rétinal, ce que notre cerveau interprète comme de la lumière.

Exercices d'entraînement

8 **Le dichlore**

a.



b. Géométrie linéaire car la molécule est diatomique.

9 **Le phosgène**

a. L'atome d'oxygène établit deux liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet. Sa structure électronique est $(K)^2(L)^6$, il lui manque donc deux électrons pour avoir une structure externe en octet.

Chaque atome de chlore établit une liaison covalente pour respecter la règle de l'octet. La structure électronique externe d'un atome de chlore est $(M)^7$, il lui manque donc un électron pour avoir une structure externe en octet.

b. Les traits placés autour de l'atome d'oxygène sont des doublets non liants (ou doublets non partagés). Deux doublets non liants ont été ajoutés afin que l'atome soit bien entouré de 8 électrons externes répartis en quatre doublets.

Commentaire

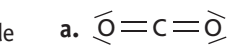
Le phosgène a longtemps été utilisé comme gaz de combat notamment pendant la Seconde Guerre mondiale ou le conflit Iran/Irak dans les années 1980.

10 **Le chloroforme**

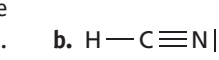
Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 374.

11 **Formules de Lewis**

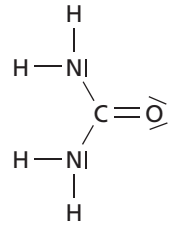
a.



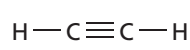
b.



c.



d.

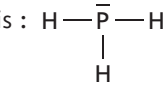


12 Représentations de molécules

① Phosphine

a. Formule brute : PH_3.

b. Formule de Lewis :



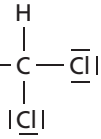
c. Représentation de Cram du type de NH_3 :

d. Géométrie pyramidale.

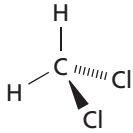
② Dichlorométhane

a. Formule brute : CH_2Cl_2.

b. Formule de Lewis :



c. Représentation de Cram du type de CH_4 :



d. Géométrie tétraédrique.

13 Géométries de quelques molécules

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 374.

14 Trichlorosilane

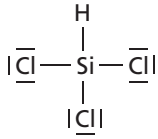
a. L'élément silicium est dans la même colonne que l'élément carbone. Un atome de silicium établit donc 4 liaisons covalentes, comme un atome de carbone.

b. L'atome de silicium établit 4 liaisons covalentes : il est entouré de 4 doublets liants.

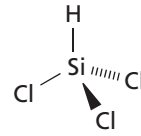
L'atome d'hydrogène établit une liaison covalente pour respecter la règle du duet, il est donc entouré d'un doublet liant.

Chaque atome de chlore établit une liaison covalente pour respecter la règle de l'octet. Chaque atome de chlore est donc entouré d'un doublet liant et de trois doublets non liants.

Formule de Lewis :

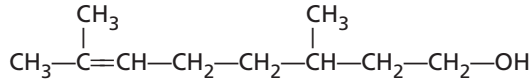


c. Le trichlorosilane présente une géométrie tétraédrique, du même type que celle du méthane CH_4 car l'atome central (ici le silicium) est entouré de quatre doublets liants.



15 Arôme de muscat

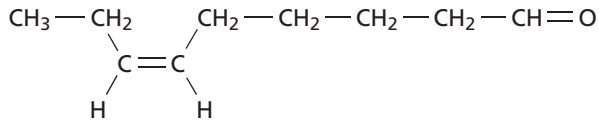
a. Formule semi-développée :



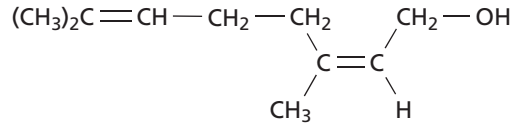
b. L'isomérie Z/E n'existe pas pour le citronellol. Il y a bien une double liaison C=C dans cette molécule mais un des atomes de la double liaison porte deux groupements identiques, la permutation de ces groupes laisse donc la molécule inchangée, il est impossible d'écrire deux formules différentes pour la même formule semi-développée.

16 Isomère Z

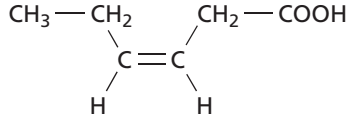
a. Le Z-non-6-enal :



b. Le Z-géraniol :



c. Le Z-acide hèx-3-ènoïque :



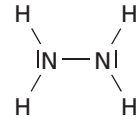
17 Isomérie Z/E ?

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 374.

Exercices d'approfondissement

18 Un ergol pour propulser les fusées

a. Formule de Lewis de l'hydrazine :



b. Formule de Lewis du dihydrogène : H—H

Formule de Lewis du diazote : $|N \equiv N|$

Ces deux molécules ont une géométrie linéaire car elles sont diatomiques.

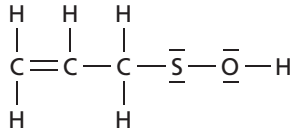
c. C'est une réaction photochimique.

19 Acide sulfénique

a. L'atome de soufre S établit deux liaisons covalentes d'après la formule semi-développée.

b. Il appartient donc à la même famille que l'oxygène et se trouve donc dans la même colonne.

c. Formule de Lewis de la molécule d'acide sulfénique :



En effet, les atomes de carbone ont une structure externe $(L)^4$, ils effectuent donc 4 liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet : soit 4 liaisons simples soit une liaison double et deux liaisons simples.

Pour respecter la règle du duet, l'atome d'hydrogène établit une liaison covalente et n'a aucun doublet non liant.

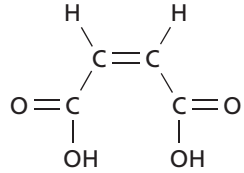
Enfin l'atome de soufre et l'atome d'oxygène établissent deux liaisons covalentes simples et sont entourés de deux doublets non liants pour respecter la règle de l'octet.

d. L'isomérie Z/E n'existe pas dans ce cas car un des atomes de carbone de la double liaison C═C porte deux groupements identiques (2 atomes H). Il est donc impossible d'écrire deux géométries différentes correspondant à cette représentation de Lewis.

20 Des acides isomères

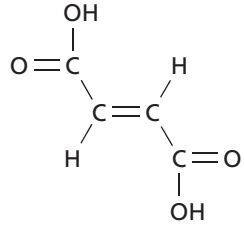
a. C'est une réaction photochimique.

b. Formule développée de l'acide maléique :



Il s'agit de l'isomère Z : les gros groupements sont du même côté de la double liaison.

Formule développée de son isomère, l'acide fumarique soit l'acide E-butènedioïque :



Les gros groupements sont face à face, de part et d'autre de la double liaison.

c. Les taches ne seront pas à la même hauteur car les deux isomères ont des propriétés différentes, en particulier leur polarité et leur solubilité dans l'éluant, c'est pourquoi ils seront entraînés à des vitesses différentes sur la plaque de CCM.

Commentaire

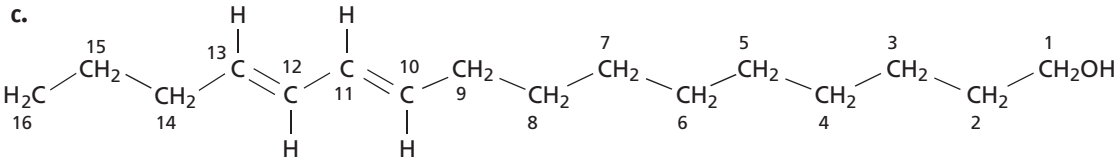
L'isomère E est peu polaire, en effet, vue sa géométrie, les moments dipolaires s'annulent. À l'inverse, les moments dipolaires s'ajoutent pour l'isomère Z qui est donc très polaire. La hauteur de migration sur la plaque de CCM dépend de la polarité de l'espèce chimique, en effet les espèces chimiques polaires ont une affinité importante avec la silice polaire (phase fixe) et migrent donc peu contrairement aux espèces chimiques peu polaires.

21 Phéromone d'insectes

a. Il est nommé « 10E,12Z » car la double liaison portée par le carbone n° 10 est de type E (avec les gros groupements de part et d'autre de la double liaison) alors que la double liaison portée par le carbone n° 12 est de type Z (avec les gros groupements du même côté de la double liaison).

b. Il est normal que les deux isomères n'aient pas la même activité car il s'agit d'espèces chimiques différentes, aux propriétés chimiques, biochimiques et physiques différentes.

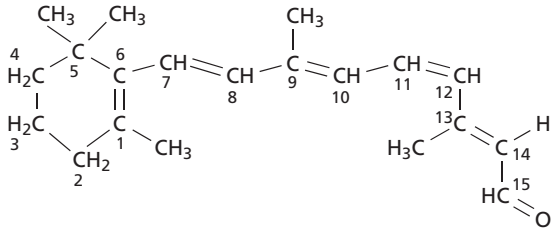
c.



22 Le rétinal

a. Elle est nommée « Tout E » rétinal car toutes les doubles liaisons C═C présentant une isomérie Z/E sont sous la forme E c'est-à-dire que les gros groupements sont de part et d'autre de la double liaison.

b. Formule semi-développée du Z-rétinal :



c. Lors d'un ensoleillement intense, de nombreuses molécules de rétinal présentes sur les cellules photoréceptrices de l'œil se transforment en Z-rétinal par absorption d'un photon. Mais la transformation inverse étant plus lente, il n'y a plus assez de molécules de Tout E-rétinal susceptibles d'absorber à nouveau un photon, c'est ce qui produit l'effet d'éblouissement, trop de lumière a été reçue.

23 Vitamines

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 374.

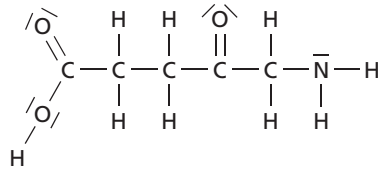
24 Thérapies photodynamiques

a. Règle de l'octet : un atome ou un ion cherche à acquérir 8 électrons sur sa couche externe, différente de (K), pour avoir une structure stable.

Règle du duet : un atome ou un ion cherche à acquérir 2 électrons sur sa couche externe (K) pour avoir une structure stable.

b. Chaque atome d'oxygène établit 2 liaisons covalentes (une liaison double, ou deux liaisons simples) et vérifie ainsi la règle de l'octet. Chaque atome de carbone établit 4 liaisons covalentes et vérifie ainsi la règle de l'octet. Chaque atome d'hydrogène établit une liaison covalente et vérifie ainsi la règle du duet. L'atome d'azote établit 3 liaisons covalentes et vérifie ainsi la règle de l'octet.

c. Formule de Lewis de la molécule de photosensibilisateur :



Il faut penser à placer les doublets non liants afin que chaque atome soit bien entouré de 8 électrons externes (ou de deux électrons externes dans le cas de l'hydrogène).

d. On parle de thérapie photodynamique, car c'est une méthode qui permet de soigner grâce à la lumière. Le préfixe « photo » signifie lumière et la thérapie est qualifiée de « dynamique », car la lumière active en permanence des molécules A qui se transforment en B, alors que dans le même temps des molécules B retournent spontanément à l'état A. Ce type de processus, qui ne s'arrête pas, est nommé « dynamique ».

25 Traitements contre la jaunisse

a. Pour respecter la règle de l'octet :

- chaque atome de carbone établit 4 liaisons covalentes ;
- chaque atome d'azote établit trois liaisons covalentes ;
- chaque atome d'oxygène établit deux liaisons covalentes.

Pour respecter la règle du duet, chaque atome d'hydrogène établit une seule liaison covalente.

b. L'atome d'oxygène peut effectuer une liaison covalente double ou deux liaisons covalentes simples avec deux voisins différents.

Dans chaque cas, deux doublets non liants sont placés autour de l'atome d'oxygène afin qu'il soit bien entouré de 8 électrons externes (soit 4 doublets).

1re possibilité :

2e possibilité :

c. L'atome d'azote peut effectuer une liaison covalente triple (ex. nitrile) ou une liaison covalente double (ex. imine) et une autre simple avec deux voisins différents ou encore trois liaisons covalentes simples (ex. amine) avec trois voisins différents.

Dans chaque cas, un doublet non liant est placé autour de l'atome d'azote afin qu'il soit bien entouré de 8 électrons externes (soit 4 doublets).

1re possibilité :

2e possibilité :

3e possibilité :

d. La bilirubine est jaune ce qui signifie qu'elle absorbe la lumière correspondant à la couleur complémentaire du jaune : la bilirubine absorbe la lumière bleue (voir triangle des couleurs en rabat de couverture).

e. Les lampes doivent être réglées entre 450 et 500 nm de manière à émettre une lumière bleue. Cette lumière est absorbée par la bilirubine et provoque sa décomposition.

PHYSIQUE 11

Matière et interactions

Introduction au chapitre (p. 149)

Ce chapitre ouvre la partie « *Comprendre* » du programme de Première S. Il présente la matière du niveau microscopique au niveau cosmique et les interactions fondamentales structurant cette matière.

À travers ce chapitre, il s'agit de reprendre certaines notions rencontrées dans le programme de Seconde :

- les constituants de l'atome et leurs caractéristiques (issus des thèmes « *La Santé* » et « *L'Univers* »),
- l'interaction gravitationnelle (issu du thème « *L'Univers* »).

Toutefois, en plus d'élargir les connaissances relatives à ces notions, le présent chapitre introduit les trois autres interactions fondamentales : interactions forte et faible et interaction électromagnétique, permettant ainsi d'expliquer la cohésion de la matière à différents niveaux.

Enfin, l'étude des interactions forte et faible sera l'occasion de parler de cohésion du noyau et de stabilité et d'introduire le chapitre suivant sur la radioactivité.

Une des compétences que l'élève doit acquérir pendant ce chapitre est de prévoir la nature de l'interaction principale entre deux « *objets* » suivant la situation physique : faible et forte au sein d'un noyau, électrostatique à distance plus grande pour des objets chargés, gravitationnelle pour des objets massiques quand l'un est de la taille d'un objet céleste (planète, étoile). En outre, pour ces deux dernières interactions, l'expression analytique de la valeur de la force doit être apprise par les élèves.

Dans les deux derniers exercices, le terme de « *quark* » est utilisé, mais aucune connaissance à son sujet n'est bien sûr nécessaire ; plus qu'une ouverture vers la physique actuelle, c'est l'occasion de réfléchir sur des notions du programme traitées dans ce chapitre comme la notion de charge élémentaire et les interactions fondamentales forte et faible peu mentionnées sinon.

Activités

1 Interaction nucléaire (p. 150)

Objectif

à travers cette première activité, il s'agit d'introduire l'interaction forte qui existe entre les particules constituant les noyaux. Toutefois, cette interaction n'étant pas détectable à l'échelle macroscopique, nous avons pris le parti de faire réfléchir l'élève suite à l'observation d'une situation simple, l'interaction magnétique entre deux aimants, pour laquelle une analogie existe avec la situation microscopique étudiée.

Correspondance avec le programme

Interactions fondamentales : interaction forte et faible, électromagnétique.

Corrigé

a. La force exercée par un aimant sur l'autre aimant est une force répulsive. Après avoir intercalé un bloc de fer entre les deux aimants, il apparaît une force attractive entre le morceau de fer et chaque aimant, ce qui maintient l'ensemble.

b. L'atome représenté possède 2 charges positives dans son noyau, soit $Z = 2$, ainsi que deux neutrons. Il s'agit de l'hélium. C'est l'isotope courant de cet élément chimique.

c. Au sein d'un noyau, il existe des charges positives qui doivent, par nature, se repousser à cause d'une interaction électrostatique. Cependant, la cohésion du noyau nous prouve qu'il doit exister une autre force entre les nucléons, attractive, d'intensité plus importante, qui compense la répulsion entre les protons.

Commentaire

Cette interaction est l'interaction forte, qui n'agit qu'à des distances de l'ordre de celle du noyau, et qui n'a pas d'expression analytique. Son aspect courte distance est responsable de la cohésion des quarks qui constituent les neutrons et les protons. Si cette force n'existait pas, la matière ne serait constituée que de quarks isolés. À distance plus grande, elle est responsable de cohésion des nucléons entre eux, ce qui nous concerne ici.

2 L'interaction faible (p. 150)

Objectif

Le programme demande d'introduire les différentes interactions fondamentales et l'objet de cette deuxième activité est l'interaction faible.

C'est aussi l'occasion de revenir sur les constituants de l'atome, rencontrés en classe de Seconde et qui sont aussi l'objet de ce chapitre. Nous avons fait le choix d'une réflexion à partir d'un diagramme énergétique et l'aide aux activités permet de guider l'élève. L'activité se termine par une modeste ouverture sur la radioactivité, notion traitée dans le chapitre suivant.

Correspondance avec le programme

Interactions fondamentales : interaction forte et faible, électromagnétique ; cohésion du noyau, stabilité.

Corrigé

a. Un système est d'autant plus stable que son énergie est petite. Ainsi, l'atome d'hydrogène, qui est un système {proton + électron}, est plus stable que lorsque les deux particules, situées à grande distance, n'interagissent pas.

b. L'électron peut s'approcher du noyau seulement si son énergie augmente considérablement. En l'absence d'un apport d'énergie, cette situation ne peut pas se produire.

c. Du point de vue de la charge, il a effectivement conservation de celle-ci puis que le neutron est neutre ($q_n = 0$ C).

Du point de vue de la masse, la masse du neutron ($m_n = 1{,}67.10^{-27}$ kg) est égale à la somme des masses du proton et de l'électron ($m_p + m_e = 1{,}67.10^{-27} + 9.10^{-31} = 1{,}67.10^{-27}$ kg), avec cette précision des valeurs.

En y regardant plus précisément, la somme des masses de l'électron et du proton ($m_p + m_e = 1{,}672\ 62.10^{-27} + 9{,}1.10^{-31} = 1{,}673\ 53.10^{-27}$ kg) n'est pas exactement égale à la masse du neutron ($m_n = 1{,}674\ 94.10^{-27}$ kg).

d. Le noyau de l'atome de carbone 14 possède 6 protons et 8 neutrons.

e. Le nouveau noyau contient 7 protons et 7 neutrons. Il s'agit de l'azote 14 : $^{14}_{7}$N.

Commentaire

Le chapitre 20 « Le principe de conservation de l'énergie » donnera la solution à cet aspect de la question : la différence de masse, quand un neutron se transforme en un proton et un électron, correspond à l'énergie d'un neutrino électronique.

La compréhension de la radioactivité fait effectivement intervenir l'interaction faible. La hauteur de la barrière énergétique qui « protège » un noyau de la désintégration (donc la valeur de l'interaction faible entre le proton et l'électron) dépend du noyau. Quand le neutron est isolé, cette barrière n'est pas très haute puisque la demi-vie d'un neutron (hors noyaux) est de 614 s (une dizaine de minutes). Comme pour l'interaction forte, l'interaction faible n'admet pas d'expression analytique simple. Le qualificatif de *faible* provient du fait que le champ d'action de cette force est de plusieurs ordres de grandeurs plus petit que celui de l'interaction forte.

3 Interaction gravitationnelle et interaction électromagnétique (p. 151)

Objectif

Les interactions gravitationnelle et électromagnétique ont une place importante dans notre quotidien car elles régissent bon nombre de phénomènes physiques et chimiques.

Cette activité est l'occasion de comparer les effets de ces deux interactions sur plusieurs systèmes physiques, le premier étant l'atome d'hydrogène et de constater que, selon l'échelle à laquelle on se place, l'interaction prépondérante change.

Correspondance avec le programme

Associer chaque édifice organisé la (ou les) interaction(s) fondamentales prédominantes.

Corrigé

a. Sachant que $F_g = G\,\dfrac{m\,m'}{r^2}$, on trouve :

$$F_g = 6,67.10^{-11} \times \frac{1,673.10^{-27} \times 9,1.10^{-31}}{\left(5,3.10^{-11}\right)^2}$$

$$F_g = 3,6.10^{-47}\ \text{N}$$

b. De même, avec $F_e = K\,\dfrac{|qq'|}{r^2}$, on trouve :

$$F_e = 9,0.10^9 \times \frac{\left|1,602.10^{-19} \times (-\,1,602.10^{-19})\right|}{\left(5,3.10^{-11}\right)^2}$$

$$F_e = 8,2.10^{-8}\ \text{N}$$

c. Le rapport $\dfrac{F_e}{F_g}$ vaut :

$$\frac{F_e}{F_g} = \frac{8,2.10^{-8}}{3,6.10^{-47}} = 2,8.10^{39}$$

On constate que la valeur de l'interaction électrostatique est environ 10^{39} fois plus grande que l'interaction gravitationnelle. Au sein d'un atome d'hydrogène, l'interaction gravitationnelle n'est pas prépondérante, alors qu'elle le devient à l'échelle de l'Univers.

d. Entre deux électrons d'un atome d'hélium existe une interaction électromagnétique, de même qu'entre deux ions sodium ou entre les ions fluorure et calcium de la fluorine. Entre une goutte d'eau et la Terre ou le Soleil et la Lune, c'est l'interaction gravitationnelle qui est prépondérante.

Commentaire

La question de la prédominance de l'interaction électrostatique à l'échelle de l'atome et de la prédominance de l'interaction gravitationnelle à l'échelle cosmique se pose puisque toutes deux s'expriment en fonction de l'inverse du carré de la distance. La réponse nécessite de considérer plus finement les systèmes étudiés :

- du point de vue gravitationnel, la masse des objets augmente comme le cube de leur rayon, ce qui rivalise avec l'inverse du carré de leur distance,
- du point de vue électrostatique, la charge des objets macroscopiques est pratiquement nulle, la force électrostatique avec laquelle ils interagissent l'est donc également.

Exercices

Test

1 L'ordre de grandeur du diamètre de l'atome vaut 10^{-10} m alors que celui du noyau est 10^5 fois plus petit, soit 10^{-15} m.

2 **a.** L'ordre de grandeur de la masse d'un électron est 10^{-30} kg.

b. Pour un nucléon, l'ordre de grandeur de la masse vaut 10^{-27} kg.

3 Le calcul du rapport $\dfrac{m_p}{m_e}$ donne :

$$\frac{m_p}{m_e} = \frac{1,673.10^{-27}}{9,1.10^{-31}} = 1,8.10^3$$

soit un ordre de grandeur de 10^3.

4 La masse d'un noyau contenant 135 nucléons est donnée par $m = A\ m_{\text{nucléon}}$ soit :

$$m = 135 \times 1,674.10^{-27} = 2,26.10^{-25}\ \text{kg}$$

et un ordre de grandeur de 10^{-25} kg.

5 L'excès de charge électrique est dû à deux électrons.

a. Ainsi, la charge électrique vaut – 2 e.

b. En coulombs, la charge électrique vaut :

$$-\,2 \times 1,602.10^{-19} = -\,3,204.10^{-19}\ \text{C}$$

6 **a.** L'expression de la force gravitationnelle est :

$$F_g = G\,\frac{m_p\,m_e}{r^2}$$

soit :

$$F_g = 6,67.10^{-11} \times \frac{1,673.10^{-27} \times\ 9,1.10^{-31}}{\left(106.10^{-12}\right)^2}$$

$$F_g = 9,0.10^{-48}\text{N}$$

b. L'expression de la force électrostatique est :

$$F_e = K\,\frac{|q_p q_e|}{r^2}$$

soit :

$$F_e = 9,0.10^9 \times \frac{\left|1,602.10^{-19} \times \left(-\,1,602.10^{-19}\right)\right|}{\left(106.10^{-12}\right)^2}$$

$$F_e = 2,1.10^{-8}\text{N}$$

c. Les interactions forte et faible ne s'exercent que dans le noyau donc elles ne sont pas à prendre en compte ici.

Exercices d'entraînement

7 Structure de l'atome

Numéro atomique Z	Nombre de masse A	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons
1	1	1	0	1
1	3	1	2	1
55	133	55	78	55
41	93	41	52	41
52	127	52	75	52

8 Composition d'un noyau atomique

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 374.

9 Composition of an atomic nucleus

a. La charge électrique du noyau est due aux protons : $Q = Ze$. Il y a donc 11 protons.

b. Par définition du numéro atomique, $Z = 11$.

c. Sachant que A est le nombre de nucléons, $A = N + Z$.

On en déduit que $N = A - Z$ soit $N = 23 - 11 = 12$.

d. L'interaction forte maintient la cohésion du noyau.

10 Composition d'un ion positif

a. Un tel ion, chargé positivement, est un cation.

b. Le noyau comporte 20 protons et

$$A - Z = 40 - 20 = 20 \text{ neutrons.}$$

c. Le noyau comporte 20 protons, la charge électrique vaut alors $Q = 20\ e$, soit :

$$Q = 20 \times 1{,}602.10^{-19} = 3{,}204.10^{-18}\ \text{C}$$

d. L'interaction électromagnétique s'exerce entre le noyau et les électrons.

e. Par définition, $F = K\dfrac{|q_e q_p|}{d^2} = K\dfrac{e^2}{d^2}$.

f. Cette force ne changerait pas pour un atome isotope de l'atome considéré puisque les nombres de protons et d'électrons restent les mêmes, ainsi que la distance d.

g. L'interaction forte ne s'exerce qu'à très courte distance, par exemple dans le noyau, et ne peut donc pas s'exercer entre le noyau et les électrons du cortège électronique.

11 Composition d'un ion négatif

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 374.

12 Interaction entre la Terre et un satellite

a. L'interaction qui s'exerce entre la Terre et le satellite, qui possèdent des masses, est l'interaction gravitationnelle.

b. L'expression de la force gravitationnelle est :

$$F_{T/s} = G\frac{M_T m_s}{(R_T + h)^2}$$

c. Numériquement :

$$F_{T/s} = 6{,}67.10^{-11} \times \frac{5{,}98.10^{24} \times 500}{\left(6{,}38.10^6 + 350.10^3\right)^2}$$

$$F_{T/s} = 4{,}40.10^3\ \text{N}$$

d. Si l'altitude du satellite est doublée, alors $h = 700$ km et :

$$F'_{T/s} = 6{,}67.10^{-11} \times \frac{5{,}98.10^{24} \times 500}{\left(0{,}5 \times 1{,}276.10^7 + 700.10^3\right)^2}$$

$F'_{T/s} = 3{,}98.10^3$ N.

La valeur ne change pratiquement pas bien que l'altitude soit doublée.

e. Le même calcul (ou la même dépendance avec le carré de la distance) montre que si la distance entre le centre de la Terre et celui du satellite est doublée, alors la valeur de la force est divisée par 4.

13 Satellite de télécommunication

1. Pour qu'une force électromagnétique s'exerce entre des objets, il faudrait qu'ils soient chargés, ce qui n'est pas le cas.

2. Il s'agit ici de l'interaction gravitationnelle qui s'exerce entre deux masses.

3. L'expression de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur le satellite est :

$$F_T = G\frac{M_T m_s}{(R_T + h)^2}$$

Numériquement :

$$F_T = 6{,}67.10^{-11} \times \frac{5{,}98.10^{24} \times 8{,}2.10^3}{\left(6{,}38.10^6 + 800.10^3\right)^2} = 6{,}3.10^4\text{N}$$

4. De même, l'expression de la force gravitationnelle exercée par la Lune sur le satellite est :

$$F_L = G\frac{M_L m_s}{(d_{\text{satellite–Lune}})^2}$$

a. Lorsque le satellite se trouve entre la Terre et la Lune à la distance :

$d_{\text{satellite – Lune}} = d_{TL} - (R_T + h)$

$d_{\text{satellite – Lune}} = 3{,}844.10^8 - (6{,}38.10^6 + 800.10^3)$

$d_{\text{satellite – Lune}} = 3{,}77.10^8$ m

$$F_L = 6,67.10^{-11} \times \frac{7,33.10^{22} \times 8,2.10^3}{\left(3,844.10^8 - (6,38.10^6 + 800.10^3)\right)^2}$$

$F_L = 0,28$ N

b. Lorsque le satellite se trouve de l'autre côté de la Terre par rapport à la Lune à la distance :

$d_{satellite - Lune} = d_{TL} + (R_T + h)$

$d_{satellite - Lune} = 3,844.10^8 + (6,38.10^6 + 800.10^3)$

$d_{satellite - Lune} = 3,92.10^8$ m

$$F_L = 6,67.10^{-11} \times \frac{7,33.10^{22} \times 8,2.10^3}{\left(3,844.10^8 + (6,38.10^6 + 800.10^3)\right)^2}$$

$F_L = 0,26$ N

5. a. La position du satellite autour de la Terre influence significativement la valeur de la force exercée par la Lune sur celui-ci puisqu'on trouve deux valeurs distinctes. Pour autant, l'influence gravitationnelle de la Lune sur le satellite est négligeable par rapport à celle exercée par la Terre sur cette orbite.

b. Le satellite se trouve toujours à une distance de 800 km par rapport à la surface terrestre. Ainsi, cela n'influence pas la valeur de la force exercée par la Terre sur celui-ci.

14 Satellite géostationnaire

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 375.

15 Un astronaute sur la Lune

a. L'interaction qui s'exerce entre la Terre (ou la Lune) et l'astronaute est une interaction gravitationnelle puisque ce sont des « objets » massiques, non chargés.

b. L'expression de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur l'astronaute est :

$$F_{T/a} = G\frac{M_T m}{(R_T)^2}$$

soit :

$$F_{T/a} = 6,67.10^{-11} \times \frac{5,98.10^{24} \times 130}{\left(6,38.10^6\right)^2} = 1,27.10^3 \text{N}$$

c. De même la force exercée par la Lune sur l'astronaute est :

$$F_{L/a} = G\frac{M_L m}{(R_L)^2}$$

soit :

$$F_{L/a} = 6,67.10^{-11} \times \frac{7,33.10^{22} \times 130}{\left(1,74.10^6\right)^2} = 210 \text{ N}$$

d. On constate que la force d'interaction gravitationnelle exercée par la Lune quand l'astronaute est sur la Lune est plus faible que celle exercée par la Terre quand l'astronaute est sur la Terre.

e. Lorsque l'astronaute se trouve à la surface lunaire, alors la distance entre l'astronaute et la Terre vaut $d_{TL} - R_L$. Ainsi, la force exercée par la Terre sur l'astronaute a pour valeur :

$$F'_{T/a} = G\frac{M_T m}{(d_{TL} - R_L)^2}$$

soit :

$$F'_{T/a} = 6,67.10^{-11} \times \frac{5,98.10^{24} \times 130}{\left(3,844.10^8 - 1,74.10^6\right)^2}$$

$F'_{T/a} = 0,354$ N

Il est donc raisonnable de négliger les effets de la Terre sur l'astronaute lorsque celui-ci se trouve à la surface lunaire.

16 Force entre deux particules chargées

1. L'interaction électromagnétique s'exerce ici entre deux particules chargées.

2. L'interaction faible s'exerce dans le noyau et l'interaction forte s'exerce sur une très courte portée (de l'ordre de 10^{-18} m). Tout dépend de la valeur de la distance.

3. On rappelle que $F = K\frac{|qq'|}{d^2}$

a. *Faux* : si d est doublée, alors F est divisée par 4 car F est inversement proportionnelle au carré de la distance d.

b. *Vrai* : si q' est doublée, alors F est doublée car F est proportionnelle à q.

c. *Vrai* : si d est divisée par 2 alors F est multipliée par 4 car F est inversement proportionnelle au carré de d.

d. *Faux* : si les charges sont multipliées par 2, alors F est multipliée par 4 puisque F est proportionnelle à q.

18 Distance entre deux particules chargées

a. L'interaction électromagnétique s'exerce entre le noyau et les électrons car ils sont chargés.

b. Les deux charges sont de signes opposées, l'interaction est de nature attractive.

c. L'expression de la force électrostatique est :

$$F = K\frac{|qq'|}{r^2} \text{ soit } r = \sqrt{K\frac{|qq'|}{F}}$$

d. Numériquement :

$$r = \sqrt{9,0.10^9 \times \frac{1,602.10^{-19} \times \left(3 \times 1,602.10^{-19}\right)}{1,73.10^{-6}}}$$

$r = 2,0.10^{-11}$m

19 Atome d'hydrogène

a. On a : $m_p = 1,673.10^{-27}$ kg, $m_e = 9,1.10^{-31}$ kg, $q_p = +\,1,602.10^{-19}$ C, $q_e = -1,602.10^{-19}$ C.

b. L'interaction due à la masse est l'interaction gravitationnelle et celle due à la charge électrique est l'interaction électromagnétique.

c. Les valeurs des forces correspondantes s'expriment ainsi :

$$F_g = G\frac{m_p m_e}{r^2} \quad \text{et} \quad F_e = G\frac{\left|q_p q_e\right|}{r^2}$$

d. Ces forces sont égales si $Gm_p m_e = K\left|q_p q_e\right|$ or

$Gm_p m_e = 6{,}67.10^{-11} \times 1{,}67.10^{-27} \times 9{,}1.10^{-31}$

$Gm_p m_e = 1{,}0.10^{-67}$ N.m^2

et

$K\left|q_p q_e\right| = 9{,}0.10^{9} \times 1{,}6.10^{-19} \times 1{,}6.10^{-19}$

$K\left|q_p q_e\right| = 2{,}3.10^{-28}$ N.m^2

Ces valeurs n'étant pas égales, il n'existe pas de valeur de r qui satisfasse la question.

e. Si $r = 5{,}3.10^{-11}$ m, ces forces valent :

$$F_g = G\frac{m_p m_e}{r^2} = 6{,}67.10^{-11} \times \frac{1{,}67.10^{-27} \times 9{,}1.10^{-31}}{\left(5{,}3.10^{-11}\right)^2}$$

$F_g = 3{,}6.10^{-47}$N

$$F_e = K\frac{q_p q_e}{r^2} = 9{,}0.10^{9} \times \frac{1{,}6.10^{-19} \times 1{,}6.10^{-19}}{\left(5{,}3.10^{-11}\right)^2}$$

$F_e = 8{,}2.10^{-8}$N. La force électromagnétique est largement prépondérante.

Exercices d'approfondissement

21 Le cristal de chlorure de césium

a. L'élément chimique césium se trouve dans la première colonne, il appartient à la famille des alcalins. L'atome correspondant peut perdre un électron pour acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche et former l'ion Cs^+. Cet ion porte la charge $+e$.

b. De même, l'élément chimique chlore se trouve dans l'avant-dernière colonne, il appartient à la famille des halogènes. L'atome de chlore peut gagner un électron afin d'avoir la structure électronique du gaz noble le plus proche, l'argon. Ainsi, il forme l'ion chlorure Cl^- qui porte la charge $-e$.

c. L'ion chlorure exerce sur l'ion césium une interaction électromagnétique car il s'agit d'interaction entre particules chargées.

d. Sachant que les ions sont distants de 10^{-10} m, on en déduit qu'on ne tient pas compte ici des interactions forte et faible puisqu'elles s'exercent à l'intérieur du noyau dont la taille est de l'ordre de 10^{-15} m.

e. L'ion césium se trouve au centre du cube dont les sommets sont occupés par un ion chlorure. Il est donc à une distance égale à une demi-grande diagonale du cube (c'est-à-dire à même distance) de chacun des ions chlorure.

f. Les charges et les distances en jeu étant les mêmes, la valeur de la force qui s'exerce entre chaque ion chlorure et l'ion césium est donc la même pour les huit interactions.

g. Pour deux ions diagonalement opposés, les forces exercées sur l'ion césium sont de sens opposés et leur résultante est nulle.

h. L'ion césium, soumis à des forces qui se compensent deux à deux, se trouve donc à l'équilibre.

22 Les nucléons et leurs composants

a. L'ordre de grandeur du diamètre du noyau est 10^{-15} m. On peut alors en déduire qu'un nucléon, qui se trouve à l'intérieur du noyau, a un diamètre inférieur à 10^{-15} m.

b. La distance entre deux quarks est inférieure à la taille d'un nucléon, soit inférieure à 10^{-15} m.

c. Les interactions faible et forte doivent être prises en compte dans cette gamme de distance.

d. La charge des quarks n'est pas un multiple de la charge élémentaire, celle-ci ne s'applique donc pas pour les quarks.

e. Un proton est constitué de deux quarks u et un quark d, soit une charge électrique :

$$2\times\left(\frac{2}{3}\right)e + \left(-\frac{1}{3}\right)e = \frac{3}{3}e = e$$

Un neutron est constitué d'un quark u et de deux quarks d, soit la charge électrique :

$$\frac{2}{3}e + 2\times\left(-\frac{1}{3}e\right) = 0$$

Ces résultats sont en accord avec les valeurs des charges électriques portées par le proton ($+e$) et le neutron (0).

23 Noyaux radioactifs

1. Par définition, la charge élémentaire vaut $e = 1{,}602.10^{-19}$ C.

2. La charge des quarks n'étant pas un multiple de la charge élémentaire, cette notion ne s'applique pas pour les quarks.

3. La charge électrique de l'électron vaut :

a. $q_e = -\,1{,}602.10^{-19}$ C

b. $q_e = -\,e$

4. La charge électrique du neutron est nulle.

5. La charge électrique d'un neutron est égale à la somme des charges d'un quark u et de deux quarks d, soit :

$$\frac{2}{3}e + 2 \times \left(-\frac{1}{3}e \right) = 0$$

6. Il peut avoir la transformation d'un quark d en un quark u et inversement.

Si un quark u se transforme, c'est un système de trois quarks d, soit une charge globale égale à :

$$3 \times \left(-\frac{1}{3} \right) e = -e$$

qui ne correspond pas à la charge électrique d'un proton.

Si un quark d se transforme, c'est un système de deux quarks u et un quark d, soit une charge globale égale à :

$$2 \times \left(\frac{2}{3} \right) e + \left(-\frac{1}{3}e \right) = \frac{3}{3}e = e$$

qui correspond à la charge électrique d'un proton.

7. Au sein du noyau, ce sont les interactions forte et faible qui agissent alors qu'entre deux particules chargées comme les protons et les électrons, c'est l'interaction électromagnétique.

PHYSIQUE

12

Transformations nucléaires

Introduction au chapitre (p. 149)

Ce chapitre aborde les transformations nucléaires en général et donne donc l'occasion d'écrire des équations de transformations nucléaires en vérifiant les lois de conservation. Deux sujets doivent être traités : les désintégrations radioactives et, plus généralement, les transformations nucléaires du point de vue énergétique.

Les désintégrations radioactives sont étudiées, non dans leur aspect temporel (la notion de demi-vie n'est pas abordée), ni même dans le détail de leur nature (aucune exigence n'est formulée quant à la connaissance des divers types de radioactivité, par exemple), mais plus spécialement dans leurs aspects techniques et culturels : impacts sur la santé, sur l'environnement, distinction entre radioactivité artificielle et naturelle, utilisations médicales. La notion d'activité radioactive est définie et des ordres de grandeur doivent être connus.

Plus généralement, les transformations nucléaires sont étudiées pour leurs aspects énergétiques. La relation donnant l'énergie libérée par une transformation exothermique en fonction de la variation de masse doit être ainsi appliquée dans des domaines divers.

Dans ce chapitre, le choix a été fait de multiplier, au cours des activités ou des exercices, les références à des applications variées des transformations nucléaires. De nombreuses références culturelles et historiques sont données ; conformément aux attentes du programme, des activités de recherche documentaire permettent de comprendre le développement de la connaissance scientifique concernant les transformations nucléaires et de les remettre dans leur contexte.

Les prérequis sont la connaissance de la structure de la matière et de la notation ${}^{A}_{Z}X$, vues en Seconde, ainsi que les notions sur les interactions fondamentales étudiées au chapitre précédent. Le chapitre 20 reprendra la notion d'énergie nucléaire lors de l'étude de la découverte du neutrino.

Activités

1 Histoire de la radioactivité (p. 162)

Histoire des Sciences

Objectif

L'objectif de cette activité est de prendre conscience du cheminement scientifique ayant mené de la découverte fortuite de la radioactivité à la construction de la physique nucléaire. L'activité est centrée sur la radioactivité, dont la découverte est un événement majeur de l'aventure du nucléaire, qui a nécessité de passer par toutes les étapes de connaissance de l'atome.

Correspondance avec le programme

Recueillir et exploiter des informations sur la découverte de la radioactivité naturelle et de la radioactivité artificielle.

Corrigé

a. Voir la chronologie page suivante.

Certains événements non demandés dans l'activité ont été ajoutés de manière à étoffer la réflexion (équivalence masse-énergie, modèle de l'atome de Bohr, découverte par Bothe et Becker d'un rayonnement pénétrant identifié plus tard au neutron).

b. α est un noyau d'hélium $4\left({}^{4}_{2}\mathrm{He}\right)$, β^- est un électron $\left({}^{0}_{-1}\mathrm{e}\right)$ et β^+ est un positron $\left({}^{0}_{1}\mathrm{e}\right)$.

Commentaires

- En 1896, Becquerel étudie la fluorescence des sels d'uranium : il expose des sels d'uranium à la lumière solaire, pour ensuite enregistrer à l'aide d'une plaque photographique la lumière qu'ils réémettent. Fin février, le ciel étant couvert, il ne peut exposer ses sels à la lumière solaire et range le tout, plaque et sels, à l'abri de la lumière.

1896 – Becquerel : radioactivité

1897 – Thomson : électron

1898 – Pierre et Marie Curie : polonium et radium

1899

1900 – Rutherford : particules α et β

1901

1902

1903 – Rutherford et Soddy : théorie des transmutations atomiques

1904

1905 – Einstein : équivalence masse-énergie

1906

1907

1908

1910

1911 – Rutherford : existence du noyau

1912 – Bohr : modèle de l'atome

1913 – Rutherford : proton

1914

1915

1916

1917

1918

1919 – Rutherford : première réaction nucléaire provoquée

1930 – Bothe et Becker : rayonnement pénétrant

1931

1932 – Chadwick : identification du neutron

1933

1934 – Irène et Frédéric Joliot-Curie : radioactivité artificielle

Quand il développe les plaques quelques jours plus tard, il constate qu'elles présentent des images : les sels d'uranium émettent donc par eux-mêmes un rayonnement capable d'impressionner les plaques.

- En 1934, Irène et Frédéric Joliot-Curie utilisent une source de polonium, naturellement radioactive (réaction (1)), pour bombarder une feuille d'aluminium de particules alpha (nom donné aux noyaux d'hélium) (réaction (2)). Il en résulte la production d'un isotope du phosphore n'existant pas dans la nature, se désintégrant par radioactivité en produisant un positron (réaction (3)).
- Les réactions correspondant aux découvertes des époux Joliot-Curie sont les suivantes :
  (1) $^{210}_{84}\text{Po} \rightarrow {}^{206}_{82}\text{Pb} + {}^{4}_{2}\text{He}$
  (production des particules alpha)
  (2) $^{27}_{13}\text{Al} + {}^{4}_{2}\text{He} \rightarrow {}^{30}_{15}\text{P} + {}^{1}_{0}\text{n}$
  (bombardement de la feuille d'aluminium)
  (3) $^{30}_{15}\text{P} \rightarrow {}^{30}_{14}\text{Si} + {}^{0}_{1}\text{e}$
  (désintégration du phosphore 30)
- D'autres études d'Irène et Frédéric Joliot-Curie ont porté sur le magnésium. La réaction d'un noyau de magnésium 24 avec un noyau d'hélium 4 produit soit du silicium 27, soit de l'aluminium 28, deux isotopes radioactifs n'existant pas à l'état naturel.

2 Activité radioactive (p. 162)

Étude documentaire

Objectif

L'objectif de cette activité est d'introduire la notion d'activité radioactive à travers la comparaison de l'activité massique de différents isotopes, naturels ou artificiels. Les isotopes artificiels ayant une activité bien supérieure à celle des isotopes naturels, ils ne se trouvent pas dans la nature. Le caractère additif de l'activité est aussi abordé.

Correspondance avec le programme

Connaître la définition et des ordres de grandeur de l'activité exprimée en becquerels.

Corrigé

a. L'activité de ces éléments artificiels est très élevée, ce qui signifie qu'ils se désintègrent plus vite que les noyaux radioactifs naturels (activité 10^5 fois plus grande que celle du polonium). S'ils ont été formés en même temps que les autres dans les étoiles, il est normal qu'ils se soient tous désintégrés depuis.

b. L'activité due à l'uranium est :

$$A_U = 1{,}2.10^4 \times 881.10^3 = 1{,}1.10^{10} \text{ Bq.}$$

L'activité due au radium est :

$$A_{Ra} = 3{,}7.10^{10} \times 0{,}10 = 3{,}7.10^{9} \text{ Bq}$$

L'activité due au polonium est :

$$A_{Po} = 1{,}7.10^{14} \times 0{,}1.10^{-3} = 2.10^{10} \text{ Bq}$$

La somme de ces activités est : $A = 3.10^{10}$ Bq

c. Chaque seconde se produisent, dans une tonne de pechblende, 3.10^{10} désintégrations nucléaires. En cent heures, il s'en produit donc :

$$3.10^{10} \times 100 \times 3\,600 = 1.10^{16}$$

d. Le corps humain contient environ 20.10^{-3} g de potassium 40. L'activité qui lui est due est donc, pour un corps humain, $0{,}020 \times 2{,}7.10^{5} = 5{,}4.10^{3}$ Bq.

Commentaires

- Les trois isotopes radioactifs artificiels présentés sont les premiers à avoir été synthétisés par Irène et Frédéric Joliot-Curie lors de leurs expériences menant à la découverte de la radioactivité artificielle. Les isotopes radioactifs naturels présentés sont d'une part le potassium 40, l'un des trois plus abondants dans la nature, d'autre part l'uranium 238 (un autre des trois plus abondants, le troisième étant le thorium 232) et deux de ses descendants, le radium 226 et le polonium 210.
- Pour un noyau radioactif donné, de demi-vie $t_{1/2}$ (exprimée en secondes) et de nombre de masse A, l'activité massique, en becquerel par gramme, vaut $\dfrac{\ln 2}{A m_n t_{1/2}}$ où $m_n = 1{,}67.10^{-24}$ g est la masse d'un nucléon.
- Les deux dernières questions invitent à réfléchir à la dose d'irradiation à laquelle Marie Curie a pu être soumise pendant qu'elle traitait la pechblende.
- L'unité utilisée pour décrire la dose radioactive biologiquement active (appelée *équivalent de dose*) n'est pas le becquerel, mais le sievert. En effet, chaque désintégration, comptée en becquerels, ne libère pas la même énergie selon le noyau émetteur. Le sievert prend en compte cette variable, ainsi que des corrections biologiques. Il est égal à un joule absorbé par kilogramme de matière subissant le rayonnement : 1 Sv = 1 J.kg^{-1}.

3 Médecine nucléaire (p. 163)

Étude documentaire

Objectif

L'objectif de cette activité est de mettre en évidence les utilisations thérapeutiques de la radioactivité tout en étant conscient des dangers dus aux rayonnements ionisants.

L'action d'un rayonnement sur une cellule est évoquée ainsi que la technique de la scintigraphie. L'approche historique est, là encore, privilégiée.

Correspondance avec le programme

Recueillir et exploiter des informations sur les réactions nucléaires (domaine médical).

Corrigé

a. La radioactivité peut ioniser un atome, donc modifier ses propriétés chimiques. Elle peut aussi, en arrachant un électron d'une liaison covalente, rompre ladite liaison et modifier la molécule. Une cellule vivante peut donc être détruite si trop de molécules la constituant sont affectées par ces rayonnements ionisants.

b. Une substance radioactive introduite dans l'être vivant se localise dans l'organisme selon ses affinités physico-chimiques. La détection des rayonnements émis permet ainsi de localiser les zones où elle se trouve.

c. Si des quantités importantes sont introduites, la radioactivité peut être suffisante pour tuer des cellules vivantes à l'endroit où la substance radioactive s'est positionnée. Cela permet de tuer une cellule cancéreuse si l'affinité entre la substance et des constituants de cellule cancéreuse est grande, par exemple, mais cela peut aussi conduire à la destruction de cellules saines avoisinantes.

Commentaires

Cette activité peut être prolongée par la réalisation par les élèves d'exposés ou d'affiches, sur le même mode que l'activité 6 p. 165 du même chapitre.

4 Synthèse des atomes (p. 164)

Étude documentaire

Objectif

L'objectif de cette activité est de découvrir et de pratiquer les lois de conservation (lois de Soddy), en étudiant des réactions de nucléosynthèse.

Correspondance avec le programme

Utiliser les lois de conservation pour écrire l'équation d'une réaction nucléaire, recueillir et exploiter des informations sur les réactions nucléaires (domaine astronomique).

Corrigé

a. Les deux premières fusions produisent le noyau de deutérium $\left({}^{2}_{1}\text{H}\right)$, les deux suivantes le noyau d'hélium $3\left({}^{3}_{2}\text{He}\right)$, et la dernière le noyau d'hélium $4\left({}^{4}_{2}\text{He}\right)$.

b. La première fusion peut s'écrire $2\,{}^{1}_{1}\mathrm{H} \rightarrow {}^{2}_{1}\mathrm{H} + {}^{0}_{1}\mathrm{e}$: le nombre de masse et le nombre de charge sont, au total, bien constants. La deuxième fusion s'écrit ${}^{2}_{1}\mathrm{H} + {}^{1}_{1}\mathrm{H} \rightarrow {}^{3}_{2}\mathrm{He}$, et la troisième $2\,{}^{3}_{2}\mathrm{He} \rightarrow {}^{4}_{2}\mathrm{He} + 2\,{}^{1}_{1}\mathrm{H}$: là encore le nombre de masse et le nombre de charge sont conservés.

c. $3\,{}^{4}_{2}\mathrm{He} \rightarrow {}^{12}_{6}\mathrm{C}$: $3 \times 4 = 12$ et $3 \times 2 = 6$

$2\,{}^{12}_{6}\mathrm{C} \rightarrow {}^{16}_{8}\mathrm{O} + 2\,{}^{4}_{2}\mathrm{He}$:

$2 \times 12 = 16 + 2 \times 4$ et $2 \times 6 = 8 + 2 \times 2$

$2\,{}^{16}_{8}\mathrm{O} \rightarrow {}^{28}_{14}\mathrm{Si} + {}^{4}_{2}\mathrm{He}$:

$2 \times 16 = 28 + 4$ et $2 \times 8 = 14 + 2$

d. Le fer 56 est ${}^{56}_{26}\mathrm{Fe}$. Sa production à partir de deux noyaux de silicium ${}^{28}_{14}\mathrm{Si}$ s'accompagne de la production de particules de nombre de masse total nul (en effet : $2 \times 28 - 56 = 0$) et de nombre de charge égal à 2 (en effet : $2 \times 14 - 26 = 2$). Il s'agit donc de deux positrons : $2\,{}^{28}_{14}\mathrm{Si} \rightarrow {}^{56}_{26}\mathrm{Fe} + 2\,{}^{0}_{1}\mathrm{e}$.

e. La réaction de formation du béryllium s'écrit : ${}^{12}_{6}\mathrm{C} + {}^{1}_{1}\mathrm{p} \rightarrow {}^{9}_{4}\mathrm{Be} + x\,{}^{1}_{1}\mathrm{p} + y\,{}^{1}_{0}\mathrm{n}$, avec x et y entiers.

La conservation du nombre de charge donne :

$$6 + 1 = 4 + x, \text{ soit } x = 3$$

La conservation du nombre de masse s'écrit :

$$12 + 1 = 9 + x + y, \text{ ce qui donne } y = 1.$$

La réaction s'écrit ainsi ${}^{12}_{6}\mathrm{C} + {}^{1}_{1}\mathrm{p} \rightarrow {}^{9}_{4}\mathrm{Be} + 3\,{}^{1}_{1}\mathrm{p} + {}^{1}_{0}\mathrm{n}$

On procède de même pour les deux autres :

$${}^{12}_{6}\mathrm{C} + {}^{1}_{1}\mathrm{p} \rightarrow {}^{10}_{5}\mathrm{Be} + 2\,{}^{1}_{1}\mathrm{p} + {}^{1}_{0}\mathrm{n} \text{ et}$$

$${}^{12}_{6}\mathrm{C} + {}^{1}_{1}\mathrm{p} \rightarrow {}^{11}_{5}\mathrm{Be} + 2\,{}^{1}_{1}\mathrm{p}$$

Commentaires

- La formation des éléments de numéros atomiques supérieurs à 26 peuvent se faire par séries de captures neutroniques suivies de désintégrations radioactives. Par exemple, le fer 56 peut subir trois captures neutroniques selon ${}^{56}_{26}\mathrm{Fe} + 3\,{}^{1}_{0}\mathrm{n} \rightarrow {}^{59}_{26}\mathrm{Fe}$, puis le fer 59 se désintègre selon ${}^{59}_{26}\mathrm{Fe} \rightarrow {}^{59}_{27}\mathrm{Co} + {}^{0}_{-1}\mathrm{e}$ pour produire un noyau de cobalt 59.
- Il faut prendre soin d'habituer les élèves à parler de **conservation du nombre de charge** et de **conservation du nombre de masse**, en insistant sur deux points :
  - ce n'est pas une conservation de la masse, mais bien **la conservation d'un nombre lié à la masse**,
  - ce n'est pas un nombre de charges ni un nombre de masses, mais un **nombre de charge** et un **nombre de masse**, aux sens de **nombre représentant la charge** et **nombre représentant la masse**.

5 Production d'énergie au sein d'un réacteur nucléaire (p. 164)

Étude documentaire

Objectif

L'objectif de cette activité est de travailler la relation entre variation de masse lors d'une réaction et énergie libérée. Deux types de réactions produisant de l'énergie au sein d'un réacteur nucléaire sont utilisés : la fission de l'uranium 235 et les désintégrations nucléaires des produits de fission.

Correspondance avec le programme

Utiliser les lois de conservation pour écrire l'équation d'une réaction nucléaire, utiliser la relation $E_{\text{libérée}} = |\Delta m|c^2$, recueillir et exploiter des informations sur les réactions nucléaires.

Corrigé

a. La masse des réactifs est :

$(1{,}674\ 93 + 390{,}299\ 6) \times 10^{-27}$

$= 391{,}974\ 5.10^{-27}$ kg

La masse des produits est :

$(164{,}254\ 7 + 222{,}365\ 0 + 3 \times 1{,}674\ 93) \times 10^{-27}$

$= 391{,}644\ 4.10^{-27}$ kg

La variation de la masse est donc :

$$\Delta m = -\ 0{,}3300.10^{-27} \text{ kg}$$

b. L'énergie libérée est donc :

$$E_1 = |\Delta m|c^2 = 2{,}97.10^{-11} \text{ J}$$

c. La conservation du nombre de charge pour la désintégration du zirconium s'écrit :

$$40 = 44 - x \text{ ce qui donne } x = 4.$$

De même, on obtient $y = 2$.

Les équations s'écrivent donc :

${}^{99}_{40}\mathrm{Zr} \rightarrow {}^{99}_{44}\mathrm{Ru} + 4\,{}^{0}_{-1}\mathrm{e}$ et ${}^{134}_{52}\mathrm{Te} \rightarrow {}^{134}_{54}\mathrm{Xe} + 2\,{}^{0}_{-1}\mathrm{e}$

d. La désintégration du zirconium libère une énergie :

$$E_2 = |4 \times 0{,}00091 + 164{,}2372 - 164{,}2547| \times 10^{-27} \times (3{,}00.10^{8})^2 = 1{,}26.10^{-12} \text{ J}$$

La désintégration du tellure libère l'énergie :

$$E_3 = |2 \times 0{,}00091 + 222{,}3551 - 222{,}3650| \times 10^{-27} \times (3{,}00.10^{-27})^2 = 7{,}27.10^{-13} \text{ J}$$

Commentaires

- On dit souvent que la fission de l'uranium 235 libère en moyenne 200 MeV, soit $3{,}2.10^{-11}$ J. Cette énergie n'est pas seulement due à la variation d'énergie de masse lors de la fission, mais aussi à la variation d'énergie de masse lors des désintégrations des produits de fission, ainsi qu'aux variations d'énergie de masse lors des captures neutroniques.

Par exemple, l'énergie libérée par la réaction produisant du plutonium 239 à partir de l'uranium 238 est $E_4 = 9{,}29.10^{-13}$ J. L'énergie totale libérée par la fission d'un noyau d'uranium 235 est ainsi $E = E_1 + E_2 + E_3 + E_4 = 3{,}26.10^{-11}$ J : on retrouve bien les 200 MeV.

- La fission d'une tonne d'uranium 235 libère $8{,}36.10^{16}$ J. Pour libérer une telle énergie par combustion de charbon, il faut brûler $2{,}9.10^{6}$ tonnes de charbon. Pour le pétrole, c'est $2{,}1.10^{6}$ tonnes. Même en prenant en compte le fait que l'obtention d'une tonne d'uranium 235 requiert la manipulation de trois kilotonnes d'uranium naturel, l'énergie massique de l'uranium reste de plusieurs ordres de grandeur supérieure à celle du pétrole.
- La fission des noyaux d'uranium 235 au sein d'un réacteur se produit selon de nombreux bilans différents. Les produits de fission majoritaires sont répartis autour de pics situés au tiers et aux deux tiers des nombres de charge et de masse du noyau fissionné (pour l'uranium 235, autour de 78 et 157 pour le nombre de masse).
- Aujourd'hui, les réacteurs nucléaires français consomment non seulement de l'« *uranium enrichi* » (dioxyde d'uranium contenant 3 à 5 % d'uranium 235, le reste étant de l'uranium 238), mais aussi des MOX (pour mélanges d'oxydes d'uranium et de plutonium), produits à l'usine de Marcoule qui utilise le plutonium extrait à l'usine de la Hague qui retraite les déchets nucléaires. Cette filière écoule le plutonium qui aurait pu être utilisé dans les surgénérateurs, abandonnés pour des raisons politiques et techniques en France, mais qui sont développés au Japon.
- Il a été choisi de ne pas introduire le MeV comme unité naturelle ici. Outre qu'elle n'aurait rien apporté de plus, si ce n'est une étape supplémentaire de calcul, cette unité n'est utile que lorsqu'on a des références d'ordres de grandeur en MeV. Or, il a été choisi d'orienter les exercices et activités, autant que possible, vers les applications pratiques, nécessitant une approche macroscopique. C'est pourquoi le joule est utilisé.

6 Les multiples usages des transformations nucléaires (p. 165)

Objectifs

L'objectif de cette activité est de faire travailler les élèves en autonomie sur des recherches documentaires de sujets variés. Il leur est proposé de réaliser une affiche contenant un certain nombre d'informations (schémas, équations de réactions nucléaires, valeurs énergétiques, etc.) à propos d'une utilisation des transformations nucléaires.

Correspondance avec le programme

Recueillir et exploiter des informations sur les réactions nucléaires (domaine médical, domaine énergétique, domaine astronomique…).

Corrigé

La liste suivante ne présente que des pistes de réflexions pouvant guider l'élève ou la correction de son travail.

- Les réacteurs à eau pressurisée
  Réactions de fission de l'uranium 235 (voir l'activité 5 p. 164 du manuel de l'élève).
- Les projets ITER et HIPER
  Réaction : fusion deutérium-tritium (voir exercice 12 p. 175 du manuel de l'élève).
  HIPER = confinement laser, ITER = confinement magnétique par tokamak.
- Les réacteurs à neutrons rapides
  – Superphénix : uranium 238 donne plutonium 239
  – Inde : thorium 232 donne uranium 233 (voir exercice 14 p. 176 du manuel de l'élève)
  – Projets au Japon, en France et aux États-Unis à l'horizon 2020 (peut-être remis en question à cause de l'accident de Fukushima ?).
- Les techniques d'imagerie médicale
  Scintigraphie (voir activité 3 p. 163 du manuel de l'élève)
- Le retraitement des déchets nucléaires
  – résidus des mines (Th 230, Ra 226, Pa 231),
  – résidus de l'enrichissement (U 238),
  – produits de fission (Cs 137, Cs 134, I 131, Xe 133),
  – actinides mineurs (Am 241, Cm 244, Am 243, Np 237),
  – produits d'activation et tritium.
- Les accidents nucléaires : liste de ceux de niveau 5 ou plus :
  – Rivière Chalk en 1952,
  – Mayak en 1957,
  – Windscale en 1957,
  – Three Miles Island en 1979,
  – Tchernobyl en 1986,
  – Goiânia en 1987,
  – Fukushima en 2011.

- La stérilisation des aliments par irradiation :
  - irradiation gamma par le cobalt 60 ou le césium 137,
  - irradiation bêta par flux d'électrons créés électriquement.
- Les moteurs atomiques
  Uranium 235, voir REP.
- L'analyse par activation neutronique :
  un objet est bombardé par des neutrons, dont certains sont capturés. La désintégration bêta et l'émission gamma des noyaux ainsi produits est enregistrée : le spectre gamma renseigne sur les éléments présents dans l'objet.
- La datation au carbone 14 : le carbone 14 est produit par la réaction nucléaire d'équation ${}^{14}_{7}\text{N} + {}^{1}_{0}\text{n} \rightarrow {}^{14}_{6}\text{C} + {}^{1}_{1}\text{H}$. Il est en proportion constante (10^{-12}) du carbone total et se désintègre selon une loi temporelle connue.
- Les radiothérapies : irradiation spécifique, externe, interne ou métabolique.
- Les armes nucléaires

Nom	*Little Boy* (petit garçon) (États-Unis d'Amérique)	*Fat Man* (gros bonhomme) (États-Unis d'Amérique)	*Tsar Bomba* (impératrice des bombes) (URSS)
Explosion	6 août 1945 à 500 m au-dessus d'Hiroshima, sud du Japon	9 août 1945 à 500 m au-dessus de Nagasaki, sur l'île japonaise de Kyushu	30 octobre 1961 à 4 000 m en test au-dessus de l'île de la Nouvelle-Zemble du nord
Titre « de gloire »	Première bombe nucléaire utilisée en guerre	Deuxième et dernière bombe nucléaire utilisée en guerre	Plus puissante bombe de tous les temps
Combustible nucléaire	^{235}U	^{239}Pu	^{7}Li et ^{2}H
Équivalent en masse de TNT	15 kt	23 kt	57 Mt
Décès consécutifs	70 000 immédiats 200 000 dans les 5 ans suivants	40 000 immédiats 150 000 dans les 5 ans suivants	

Commentaires

Cette activité pallie le manque d'activités expérimentales possibles de ce chapitre. Elle peut donner lieu à une séance en demi-classe, le travail étant fait au CDI avec Internet ou non. Douze sujets sont présentés, ce qui permet d'en attribuer un par binôme.

Exercices

Test

1 L'activité de l'échantillon est :

$$A = \frac{738}{60} = 12{,}3 \text{ Bq}$$

2 La correspondance est la suivante :

a. et ③ : 1 kg de granite : 10^3 Bq

b. et ④ : 1 kg d'uranium : 10^7 Bq

c. et ① : 1 L d'eau de pluie : 1 Bq

d. et ⑤ : 1 kg de déchets nucléaires à haute activité et longue vie : 10^{15} Bq

e. et ② : Un chaton d'1 kg : 10^2 Bq

3 La réaction est :

$${}^{239}_{94}\text{Pu} + {}^{1}_{0}\text{n} \rightarrow {}^{102}_{43}\text{Tc} + {}^{135}_{51}\text{Sb} + 3\,{}^{1}_{0}\text{n}$$

4 L'énergie libérée est :

$E = |5{,}00827 + 1{,}67262 - 2 \times 3{,}34449| \times 10^{-27} \times (3{,}00.10^8)^2 = 7{,}28.10^{-13}$ J

Exercices d'entraînement

5 **Réactions nucléaires**

a. ${}^{222}_{86}\text{Rn} \rightarrow {}^{218}_{84}\text{Po} + {}^{4}_{2}\text{He}$

b. ${}^{1}_{1}\text{H} + {}^{6}_{3}\text{Li} \rightarrow {}^{4}_{2}\text{He} + {}^{3}_{2}\text{He}$

c. ${}^{11}_{5}\text{B} + {}^{252}_{98}\text{Cf} \rightarrow {}^{258}_{103}\text{Lr} + 5\,{}^{1}_{0}\text{n}$

d. ${}^{235}_{92}\text{U} + {}^{1}_{0}\text{n} \rightarrow {}^{95}_{42}\text{Mo} + {}^{139}_{57}\text{La} + 2\,{}^{1}_{0}\text{n} + 7\,{}^{0}_{-1}\text{e}$

e. ${}^{252}_{98}\text{Cf} \rightarrow {}^{251}_{98}\text{Cf} + {}^{1}_{0}\text{n}$

f. ${}^{64}_{29}\text{Cu} \rightarrow {}^{64}_{28}\text{Ni} + {}^{0}_{1}\text{e}$

g. ${}^{64}_{29}\text{Cu} \rightarrow {}^{64}_{30}\text{Zn} + {}^{0}_{-1}\text{e}$

h. ${}^{222}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^{14}_{6}\text{C} + {}^{208}_{82}\text{Pb}$

6 **Désintégration du potassium 40**

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 375.

7 **Ununoctium**

a. ${}^{48}_{20}\text{Ca} + {}^{249}_{98}\text{Cf} \rightarrow {}^{294}_{118}\text{Uuo} + 3\,{}^{1}_{0}\text{n}$

b. L'ununoctium a un numéro atomique de 118, soit un, un, huit, d'où le nom d'*un-un-oct*-ium.

8 Activité d'échantillons de zirconium a

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 375.

9 Disparition du radium

a. $^{224}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^{220}_{86}\text{Rn} + {}^{4}_{2}\text{He}$. La particule formée est un noyau d'hélium, ou particule α.

b. La désintégration radioactive s'accompagne certes d'une perte de masse comme beaucoup de réactions nucléaires, mais ici, la disparition de la masse est due au départ des deux produits de la désintégration sous forme gazeuse. Ils s'échappent dans l'atmosphère et ne sont plus pesés avec le métal radium. La masse manquante est donc essentiellement devenue de la masse gazeuse de radon et d'hélium.

c. La masse de radium ayant disparu est :

$$m = 0{,}85 \text{ g, soit } m = 0{,}85.10^{-3} \text{ kg}$$

Le nombre de noyaux contenus dans cette masse est :

$$N = \frac{0{,}85.10^{-3}}{3{,}72.10^{-25}} = 2{,}3.10^{21}$$

d. L'expérience a duré $\Delta t = 10$ j, soit $\Delta t = 8{,}64.10^{5}$ s. L'activité moyenne de l'échantillon au cours de cette expérience est donc $A = \dfrac{N}{\Delta t} = 2{,}6.10^{15}$ Bq

10 Détecteur d'incendie

a. $^{241}_{95}\text{Am} \rightarrow {}^{237}_{93}\text{Np} + {}^{4}_{2}\text{He}$.

b. En vingt ans, la source d'activité A est le siège d'un nombre de désintégrations :

$$N = A \times 20 \times 365{,}25 \times 24 \times 3\,600 = 2{,}3.10^{13}$$

c. La masse d'américium qui a disparu au bout de vingt ans est :

$$m_{\text{disparu}} = Nm = 9{,}3.10^{-12} \text{ kg} = 9{,}3.10^{-3} \text{ µg}$$

Cela représente une proportion de la masse initiale de 3 %. La source est donc presque neuve au bout de vingt ans (et c'est la raison pour laquelle on a pu considérer l'activité comme constante).

11 Dangers du polonium 210

1. a. La conservation du nombre de masse s'écrit :

$$238 = 210 + 4a + 0, \text{ ce qui donne } a = \frac{28}{4} = 7$$

La conservation du nombre de charge s'écrit :

$$92 = 84 + 2a - b, \text{ d'où } b = 84 + 2a - 92 = 6$$

La réaction de formation du polonium 210 à partir de l'uranium 238 s'écrit donc :

$$^{238}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{210}_{84}\text{Po} + 7\alpha + 6\beta^{-}$$

b. $^{210}_{84}\text{Po} \rightarrow {}^{206}_{82}\text{Pb} + \alpha$

2. La particule α étant peu pénétrante, la peau suffit à l'arrêter, aussi le polonium 210 n'est-il pas toxique par contact.

3. a. La masse de polonium correspondant à la dose létale de 10 MBq est :

$$\frac{10.10^{6}}{1{,}66.10^{14}} = 6{,}0.10^{-8} \text{ g, soit } 0{,}060 \text{ µg}$$

b. S'il en a ingéré 2 µg, soit plus de trente fois la dose létale, c'est que ses assassins ne voulaient lui laisser aucune chance de survie.

4. a. Pour une seule cigarette, l'activité du polonium 210 inhalé est :

$$75.10^{-3} \times 0{,}067 = 5{,}0.10^{-3} \text{ Bq}$$

Un fumeur consommant dix cigarettes par jour en fume environ 3 650 par an, donc inhale une quantité de polonium d'activité totale :

$$3\,650 \times 5{,}0.10^{-3} = 18 \text{ Bq.}$$

b. Cette activité est très inférieure aux activités pour lesquelles le danger existe lors d'une inhalation en une seule fois. La toxicité est donc chronique.

12 Nuclear power plant

a. La réaction de fission s'écrit :

$$^{235}_{92}\text{U} + {}^{1}_{0}\text{n} \rightarrow {}^{141}_{56}\text{Ba} + {}^{A}_{Z}\text{X} + 3\,{}^{1}_{0}\text{n}$$

La conservation du nombre de masse s'écrit :

$$235 + 1 = 141 + A + 3, \text{ ce qui donne } A = 92$$

La conservation du nombre de charge s'écrit :

$$92 + 0 = 56 + Z + 0, \text{ ce qui donne } Z = 36$$

Le noyau formé est du krypton.

La réaction s'écrit finalement :

$$^{235}_{92}\text{U} + {}^{1}_{0}\text{n} \rightarrow {}^{141}_{56}\text{Ba} + {}^{92}_{36}\text{Kr} + 3\,{}^{1}_{0}\text{n}$$

b. L'énergie libérée par cette réaction est :

$$E = |2\,m_{\text{n}} + m_{\text{X}} + m_{\text{Ba}} - m_{\text{U}}|\,c^2 = 2{,}78.10^{-11} \text{ J}$$

c. Chaque seconde, la centrale délivre 900 MJ électriques, produits à partir de :

$\dfrac{900.10^{6}}{0{,}30} = 3{,}0.10^{9}$ J d'énergie nucléaire provenant de la réaction étudiée. Cette réaction doit donc se produire, chaque seconde, un nombre de fois :

$$N = \frac{3{,}0.10^{9}}{2{,}78.10^{-11}} = 1{,}1.10^{20}$$

d. En une journée, la centrale consomme donc un nombre :

$N' = 3\,600 \times 24\,N = 9{,}3.10^{24}$ noyaux d'uranium 235, soit une masse $m = N'm_{\text{U}} = 3{,}6$ kg

13 Projet ITER

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 375.

14 Fission de l'uranium 233 dans un surgénérateur

a. La réaction de fission s'écrit :

$$^{233}_{92}\text{U} + ^{1}_{0}\text{n} \rightarrow ^{77}_{32}\text{Ga} + ^{155}_{Z}\text{X} + y\,^{1}_{0}\text{n}$$

La conservation du nombre de charge s'écrit :

$$92 + 0 = 32 + Z + y \times 0$$

ce qui donne $Z = 60$: le noyau formé est du néodyme. La conservation du nombre de masse s'écrit :

$233 + 1 = 77 + 155 + y$, ce qui donne $y = 2$

La réaction s'écrit finalement :

$$^{233}_{92}\text{U} + ^{1}_{0}\text{n} \rightarrow ^{77}_{32}\text{Ga} + ^{155}_{60}\text{Nd} + 2\,^{1}_{0}\text{n}$$

b. L'énergie libérée par cette réaction est :

$E = |1{,}67493 + 127{,}744 + 257{,}272 - 386{,}971| \times 10^{-27} \times (3{,}00.10^{8})^2 = 2{,}52.10^{-11}$ J

c. 3,0 kg d'uranium 233 renferment

$$\frac{3{,}0}{386{,}971.10^{-27}} = 7{,}8.10^{24}$$ noyaux d'uranium 233.

L'énergie produite par la fission de ces noyaux est :

$$7{,}8.10^{24} \times 3{,}21.10^{-11} = 2{,}5.10^{14}\ \text{J}$$

d. Le rendement de la centrale étant de 33 %, l'énergie convertie en électricité est :

$$0{,}33 \times 2{,}5.10^{14} = 8{,}2.10^{13}\ \text{J}$$ chaque jour.

La puissance électrique de la centrale est donc :

$$\frac{8{,}2.10^{13}}{24 \times 3\,600} = 9{,}5.10^{8}\ \text{W}$$, soit environ 950 MW.

e. Lorsque cent noyaux d'uranium 233 sont consommés par la fission, cent cinquante sont produits grâce à la capture neutronique du thorium. Une telle centrale produit donc plus d'uranium 233 qu'elle n'en consomme, d'où le nom de *surgénérateur*.

15 Générateur thermoélectrique à radio-isotope

a. $^{238}_{94}\text{Pu} \rightarrow ^{234}_{92}\text{U} + ^{4}_{2}\text{He}$

b. Cette réaction libère l'énergie :

$E = |3{,}886341.10^{-25} + 6{,}64648.10^{-27} - 3{,}952905.10^{-25}| \times (3{,}00.10^{8}) = 8{,}93.10^{-13}$ J

c. L'activité A est le nombre de fois que cette réaction se produit par seconde. Le produit $A \times E$ est donc l'énergie délivrée par seconde par cette réaction, donc c'est la puissance qu'elle libère.

$A \times E = 0{,}085$ W

d. Le rendement de la conversion dans le générateur est de 7 %, donc il délivre une puissance électrique $P = 0{,}07 \times A \times E = 6$ mW.

16 Nucléosynthèse stellaire

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 375.

CHIMIE

13

Solides ioniques et solides moléculaires

Introduction au chapitre (p. 177)

Le chapitre 13 utilise le contenu du chapitre 11 dans lequel sont présentées les interactions fondamentales. L'objectif est ici d'utiliser l'interaction électrique (loi de Coulomb) pour interpréter la cohésion des solides ioniques et moléculaires. Seule l'existence des solides est étudiée ici : leur dissolution, également interprétée en termes d'interactions électriques, est traitée dans le chapitre 14.

Les interactions intermoléculaires ne sont étudiées que qualitativement, ce qui autorise déjà une bonne compréhension des solides moléculaires.

Enfin, l'objectif du chapitre est aussi de réaliser des expériences d'électrisation, afin de montrer expérimentalement d'une part l'existence des forces électriques et d'autre part que la présence de charges microscopiques fournit un bon modèle à des observations macroscopiques. Cette gymnastique d'esprit est essentielle pour la compréhension des solides et des solutions ioniques.

Une des idées essentielles de ce chapitre est de relier une propriété macroscopique des solides et des liquides dont l'élève n'a pas forcément conscience, à savoir la cohésion des liquides et des solides, à leur structure microscopique. Celle-ci est, suivant les cas, ionique ou moléculaire. Il est donc intéressant d'évoquer, quand le cas se rencontre, cette notion de cohésion.

Un second aspect de ce chapitre consiste à faire comprendre que le caractère conducteur d'un solide où d'un liquide est en lien avec l'existence de charges en mouvement. L'élève a déjà rencontré une interprétation microscopique du courant électrique au collège. Cette idée n'est donc pas entièrement nouvelle, mais les charges électriques peuvent maintenant être soit immobiles (aux vibrations près), dans le cas du solide ionique – même en présence d'un champ électrique –, soit en mouvement dans une solution ionique à laquelle est imposée une tension. Cette nouveauté est l'occasion de faire comprendre l'importance du mouvement des charges dans la conduction électrique, et ne doit pas être supposée connue.

Activités

1 Isolants et conducteurs (p. 178)

Objectif

Cette activité d'introduction porte sur le caractère isolant ou conducteur d'un solide ou d'une solution. L'objectif est de montrer que le caractère conducteur est lié à l'existence de charges en déplacement (électrons dans un métal, ions dans une solution). Des exemples simples et familiers sont donnés.

Correspondance avec le programme

- Solide ionique.
- Interaction électrostatique.

Corrigé

a. Les matériaux permettant de faire fonctionner la lampe sont des métaux : le fil électrique en cuivre, l'interrupteur, et le culot de l'ampoule. Ils sont conducteurs parce que les charges électriques (électrons) peuvent s'y déplacer.

b. Un interrupteur contient des éléments en métal qui doivent permettre le passage de l'électricité. D'autres éléments (bouton, support mural) sont en plastique car ils doivent être isolants pour éviter toute électrocution lors du contact avec les doigts.

c. L'eau de mer est salée, contrairement à l'eau de rivière. Elle contient beaucoup plus d'ions (sodium et chlorure). Ce sont des charges électriques susceptibles de se déplacer ; l'eau de mer conduit donc mieux l'électricité que l'eau de rivière.

d. Un morceau de sel contient des ions qui, contrairement au cas de la solution, ne peuvent pas se déplacer, car les forces électriques entre eux les empêchent de bouger. En solution dans l'eau, les ions peuvent se déplacer au même titre que les molécules d'eau peuvent se déplacer les unes par rapport aux autres, ce qui explique la conduction de l'électricité.

2 Charge par influence (p. 178)

Objectif

L'objectif de cette activité est d'étudier un électroscope dont les différents états de charge électrique s'interprètent par un simple modèle de déplacement de charges. L'introduction de ce modèle est l'occasion d'évoquer l'existence d'une force électrique. L'expérience décrite peut être réalisée au laboratoire pour rendre cette activité convaincante.

La conservation de la charge électrique au sein de l'électroscope est présentée grâce aux questions posées, pour lesquelles l'élève devra être précis dans les schémas demandés, en respectant bien le nombre de charges représentées.

Correspondance avec le programme

Réaliser et interpréter des expériences simples d'électrisation.

Corrigé

a. La baguette contient des charges positives, elles vont attirer les charges négatives de l'électroscope qui vont se déplacer dans la partie supérieure. L'électroscope étant électriquement neutre, les charges positives (égales en nombre aux charges négatives) vont rester dans la partie basse de l'électroscope.

b. Les deux feuilles portant des charges électriques positives, elles se repoussent, et la feuille mobile se soulève.

c. Il y a autant de charges électriques positives et négatives par neutralité de l'électroscope, qui est resté isolé quoique sous influence, car l'électroscope n'était pas chargé au début de l'expérience, contrairement à la baguette.

d. Les charges électriques positives quittent l'électroscope lors de la mise à la terre (repoussées par la baguette) et des charges négatives entrent (attirées par la baguette), donc l'électroscope devient globalement chargé négativement. Une fois la baguette retirée, l'électroscope contient toujours des charges négatives qui se répartissent partout, donc les feuilles, chargées négativement, se repoussent.

e. Lors du frottement avec le tissu en laine, des électrons de la couche externe des atomes de la baguette sont arrachés et transférés dans la laine. Celle-ci devient chargée négativement (mais rien ne le met en évidence), alors que la baguette, appauvrie en électrons, est chargée positivement (ce qui se manifeste soit avec l'électroscope, soit en attirant de petits bouts de papier).

Commentaires

- La remise en question de l'électroneutralité de l'électroscope ne concerne que quelques charges surfaciques. Cet infime excès (ou défaut) de charges électriques provoque à lui seul une tension de l'ordre de la dizaine de kilovolts. Il nous semble important de distinguer la notion d'électroneutralité, qui concerne l'ensemble d'une solution ou d'un solide dans sa masse, et l'électrisation, qui ne concerne que les atomes de surface (de la baguette d'ébonite ou de l'électroscope une fois chargé de façon permanente).
- En toute rigueur, il ne faudrait pas parler du déplacement de charges positives, mais du déplacement d'électrons. Tout dépend si l'approche est macroscopique, et la charge peut être positive ou négative, ou microscopique, et dans ce cas la seule charge mobile est l'électron.
- La question **d.** a été simplifiée en indiquant dans l'énoncé que les charges positives quittent l'électroscope. Cela peut être déduit du fait que les feuilles retombent pendant cette opération, donc les feuilles ne sont plus chargées. Ces charges ont été compensées par des électrons en provenance de la terre, sans que les charges négatives accumulées sur la plaque ne disparaissent. Une fois que l'influence de la baguette est retirée, l'excès de charge négative de la plaque se répartit uniformément dans l'électroscope, y compris sur les feuilles : elles s'écartent de nouveau, mettant en lumière la charge permanente de l'électroscope.

3 Forces électriques (p. 178)

Objectif

Cette activité est une étude précise de la force de Coulomb : mise en évidence de cette force et du lien entre les signes des charges et la distance qui les sépare.

Une étude mécanique avec résolution graphique est demandée, ce qui permet de faire le lien avec la partie « Mécanique » du programme de Seconde.

Il est également possible de réaliser l'expérience au laboratoire et de l'enrichir en utilisant d'autres objets qu'une règle en Plexigas® ou une bouteille en PVC. Cette activité est importante au sens où elle est à la base de nombreux exercices classiques dont la résolution est exigible des élèves.

Correspondance avec le programme

Interaction électrostatique : loi de Coulomb.

Corrigé

a. La règle porte des charges (positives) et en cède une partie à la boule par contact. La boule est alors soumise à son poids (vertical), à la tension du fil (dans la direction du fil) et à une force $\vec{F}$ de nature électrique, de telle sorte que la somme des trois forces est nulle. Cette force électrique dépend de la distance entre la règle et la boule, et devient nulle si on éloigne suffisamment la règle (pendule vertical).

b. La boule étant repoussée, les charges de la règle et de la boule sont de même signe (positives).

c. Comme la boule est attirée dans la deuxième expérience, elle porte une charge de signe opposé à celui de la règle. Ces charges ayant été transmises par contact avec la bouteille en PVC, la bouteille et la règle ont des charges de signes opposés.

d. La valeur de la force électrique est :

$$F_{1\to 2} = 9.10^9 \times \frac{q_1 q_2}{r^2}.$$

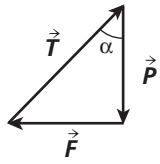
En supposant $q_1 = q_2 = q$, cette force devient :

$$F = 9.10^9 \times \frac{q^2}{r^2}$$

donc $\quad q = \sqrt{\dfrac{F \times r^2}{9.10^9}} = \sqrt{\dfrac{1,0.10^{-2} \times (0,01)^2}{9.10^9}}$

soit $q = 1,1.10^{-8}$ C.

e. La somme des forces est nulle, ce qui s'interprète graphiquement par :



L'angle du fil se calcule avec la tangente :

$$\tan\alpha = \frac{F}{P} = \frac{F}{mg} = \frac{1,0.10^{-2}}{10.10^{-3} \times 10} = 0,1$$

donc $\alpha = 5,7°$.

Commentaires

La différence entre cette expérience et celle de l'électroscope de l'activité 2 tient au fait que dans un cas l'objet chargé est un isolant, alors que dans l'autre c'est un conducteur. La mobilité des charges au sein d'un conducteur est grande (d'où la possibilité d'une charge par influence), alors qu'elle est quasi nulle avec l'isolant qui doit donc être chargé par contact.

Investigation

- Les cheveux qui se dressent sur la tête en retirant un pull, ou la « décharge » que l'on peut ressentir en sortant d'une voiture (électrisation par frottement sur les tapis de sol) mettent en œuvre le phénomène d'électrisation. Dans ces derniers cas (comme souvent), celle-ci est obtenue par frottement.
- Pour estimer la quantité d'électricité, il faut pouvoir estimer la force. Un montage avec un pendule (en mesurant l'angle de déviation) ou un petit plateau monté sur un ressort permettrait de faire une mesure quantitative.

4 Cohésion du chlorure de sodium (p. 179)

Objectif

L'activité 4 est une description d'un solide ionique courant, le sel ou chlorure de sodium, à partir d'un modèle moléculaire disponible au laboratoire. Ce modèle permet en effet d'avoir une bonne vision de ce qu'est la structure géométrique d'un solide ionique, et les questions posées permettent d'en détailler des aspects précis.

Correspondance avec le programme

Interpréter la cohésion des solides ioniques et moléculaires.

Corrigé

a. Le modèle compact montre que les ions chlorure et sodium sont en contact, ce qui n'est pas représenté sur le modèle éclaté.

b. Il y a 6 ions Cl^- autour d'un ion Na^+.

c. La valeur de la force de Coulomb entre les ions est :

$$F_{1\to 2} = 9.10^9 \times \frac{q_1 q_2}{r^2}, \text{ soit}$$

$$F = 9,0.10^9 \frac{(1,6.10^{-19})^2}{(2,8.10^{-10})^2} = 2,9.10^{-9} \text{ N}.$$

Cette force est attractive car les ions ont des charges opposées.

d. Une fois introduit dans l'eau, le cristal n'existe plus car il se dissout. Les forces entre les ions ne sont plus assez fortes pour maintenir les ions à leurs positions fixes, et ceux-ci peuvent alors s'éloigner les uns des autres.

Commentaires

- La description microscopique d'un cristal fait appel à deux aspects : un aspect énergétique et un aspect géométrique. Aucun d'eux n'est pleinement au programme, mais la structure énergétique est effleurée par l'examen des forces qui assurent la cohésion du cristal. Il faut prendre garde à ne pas considérer uniquement la force entre un anion et un cation voisin, la stabilité étant la résultante de l'ensemble des forces entre tous les ions considérés deux à deux, certaines forces étant attractives et d'autres répulsives (calcul de Madelung).
- L'aspect géométrique n'est pas au programme, mais montrer un modèle moléculaire soulève implicitement des questions à son sujet. La structure d'un solide cristallisé (ici ionique, mais cela vaut pour tous les solides cristallisés) se fait par l'intermédiaire d'une maille qui est définie par trois vecteurs non coplanaires et dont une des propriétés est sa tri-périodicité par translation de chacun de ces vecteurs. La maille étant définie (pas nécessairement orthogonale), les positions des ions sont données dans le repère constitué des trois vecteurs. Par exemple pour le chlorure de sodium, dans la maille cubique (face centrée) habituelle, ces positions sont :
  Pour Cl^- :
  (0,0,0) ; (½, ½, 0) ; (½, 0, ½) et (0, ½, ½).
  Pour Na^+ :
  (0, ½, 0) ; (½, 0, 0) ; (0, 0, ½) et (½,½,½).
  La position de tous les ions présents se déduisent par translation entière des vecteurs de la maille. Ces notions sont accessibles aux élèves grâce à leurs connaissances en mathématiques et peuvent être utilisées en complément pour satisfaire la curiosité de certains.

Exercices

Test

1 **a.** C'est la force de Coulomb qui existe entre deux ions. C'est une force de nature électrique, qui dépend du signe des charges et de la distance entre les ions. Elle est beaucoup plus faible dans l'eau que dans le vide.

b. Dans un solide ionique, les ions de charges de signes opposés sont en contact. Les ions de même charge ne se touchent pas.

2 **a.** Les interactions intermoléculaires sont les forces de van der Waals et les liaisons hydrogène. Les liaisons hydrogène n'existent que si la molécule contient au moins un atome H entre deux atomes O, N ou F. Les liaisons hydrogène sont plus fortes que les liaisons de van der Waals.

b. Les interactions entre molécules ne sont pas des forces de Coulomb car les molécules, contrairement aux ions, ne sont pas chargées.

Exercices d'entraînement

3 **Pendule à l'équilibre**

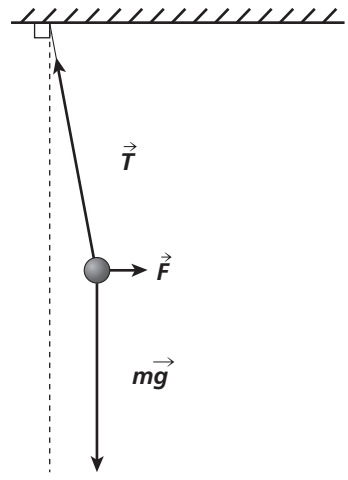
Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 375.

4 **Pendule double**

1. Les pendules se rapprochent car la force électrique est attractive, les charges étant de signes contraires.

2. a. Les forces s'exerçant sur le pendule sont la tension du fil, le poids, et la force électrique. Il y a équilibre si la somme vectorielle de ces forces est nulle.

b.



c. La force électrique correspond graphiquement à 1 cm, donc elle est environ 5 fois plus faible que le poids, soit 2.10^{-4} N.

3. La valeur de la force électrique est :

$$F = mg \times \tan 10° = 1{,}8.10^{-4} \text{ N}.$$

4. En posant $k = \dfrac{1}{4\pi\varepsilon_0} = 9.10^9$, la force électrique est :

$F = k\dfrac{q^2}{d^2}$, si d est la distance cherchée,

donc $d = \sqrt{\dfrac{kq^2}{F}} = 0{,}14$ m.

5 Expérience de paille

a. La tige en verre porte une charge de signe opposé à celui de la paille, alors que le bâton d'ébonite porte une charge de même signe.

b. La paille étant attirée par la règle chargée positivement, sa charge est négative. Le bâton d'ébonite est donc chargé négativement, et la tige en verre positivement.

c. Lorsque deux corps chargés se rapprochent, il peut y avoir électrisation par influence, ce qui peut changer le signe des charges et donc les résultats. De même, si la paille est touchée avec les doigts, elle se décharge donc ne sera plus ni attirée, ni repoussée.

6 Empilement des ions

a. Les sphères représentent les ions. Il y a des ions Na^+ et des ions Cl^-, donc deux types de sphères.

b. Le volume d'un cube microscopique est :

$$V_{micro} = (562.10^{-12})^3 = 1{,}78.10^{-28} \text{ m}^3$$

et celui du cube de sel est :

$$V_{macro} = (0{,}100.10^{-3})^3 = 1{,}00.10^{-12} \text{ m}^3.$$

Le nombre de petits cubes dans le grain de sel est donc :

$$n = \frac{V_{macro}}{V_{micro}} = 5{,}62.10^{15}.$$

7 Des ions en contact

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 375.

8 Un solide ionique empoisonnant

a. Les ions potassium et chlorure étant en contact le long d'une arête du cube, la distance qui les sépare est :

$$133 + 184 = 317 \text{ nm}.$$

Si a désigne l'arête du cube sur la figure, elle vaut le double, soit $a = 634$ nm.

Les ions chlorure les plus proches sont sur la diagonale d'un carré de côté a, mesurant :

$$a\sqrt{2} = 897 \text{ nm}.$$

La distance entre les ions est donc :

$$\frac{897}{2} = 448 \text{ nm}.$$

Cette distance est aussi la distance entre deux ions sodium, car ils sont sur la diagonale d'un carré de côté $\dfrac{a}{2}$.

b. La force électrique entre un ion K^+ et un ion Cl^- est attractive, et vaut :

$$F = 9{,}0.10^9 \frac{(1{,}6.10^{-19})^2}{(317.10^{-12})^2} = 2{,}3.10^{-9} \text{ N}.$$

La force électrique entre deux ions Na^+ est la même qu'entre deux ions Cl^-, elle est répulsive et a pour valeur :

$$F' = 9{,}0.10^9 \frac{(1{,}6.10^{-19})^2}{(448.10^{-12})^2} = 1{,}1.10^{-9} \text{ N}.$$

c. C'est la propriété de conduction électrique des solutions ioniques qui est utilisée.

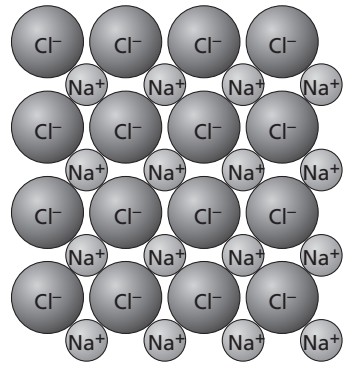
9 Disposition des ions

a. Les ions peuvent se déplacer dans la solution, alors qu'ils ne le peuvent pas dans le solide ionique car la force électrique dans le solide est bien plus forte que dans la solution.

b. Les ions étant chargés, leur déplacement rend la solution électriquement conductrice.

c. Dans le solide, les ions de charges opposées sont en contact, alors que les ions de même charge (anions ou cations) ne le sont pas.

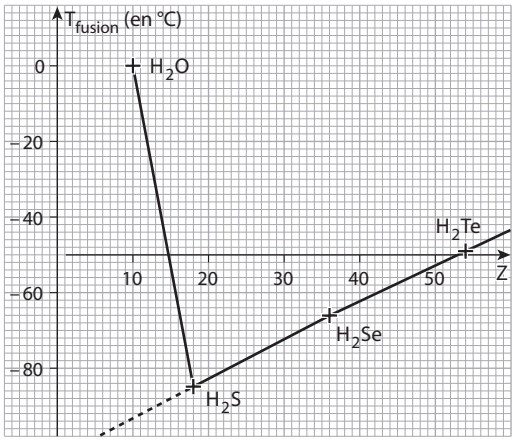
d.



10 Température de fusion

a. En dessous de la température de fusion existe l'état solide, et au-dessus l'espèce chimique est à l'état liquide. Les molécules restent fixes les unes par rapport aux autres car des forces existent entre elles.

b. La courbe est croissante : la température augmente avec le numéro atomique sauf dans le cas de l'eau, pour laquelle cette température est très largement supérieure à toutes les autres.



c. Si la température de fusion de l'eau est bien plus grande que la température attendue (voir le prolongement en pointillés sur le graphe), c'est parce que les forces intermoléculaires sont bien plus intenses dans le cas de l'eau que dans celui des molécules comparables. Il y a donc un type de liaison supplémentaire qui n'existe que pour l'eau : la liaison hydrogène.

Commentaire

Toute espèce chimique, et pas seulement l'eau, est présente à l'état gazeux pour des températures supérieures et inférieures à la température de fusion (pour peu que celle-ci soit inférieure à sa température de décomposition). La pression de ce gaz s'appelle la pression de vapeur saturante. Il y a bien un peu d'eau vapeur au-dessus de la glace comme au-dessus de l'eau liquide.

11 Liaisons H

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 375.

12 Intermolecular bonds

a. L'existence de solides moléculaires permet d'affirmer qu'il existe des liaisons entre les molécules, qui les empêchent de s'éloigner les unes des autres.

b. Il existe deux types de liaisons intermoléculaires différentes : les liaisons de van der Waals, qui existent pour tous les solides, et les liaisons hydrogène, qui n'existent que si la molécule contient un atome d'hydrogène et un atome d'oxygène, d'azote ou de fluor.

c. Tous les solides moléculaires de la liste sont concernés par les forces de van der Waals, mais seuls H_2O, NH_3 et CH_4O sont aussi liés par des liaisons hydrogène.

Exercices d'approfondissement

13 Forces électriques ioniques

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 376.

14 Dissolution du sel dans l'eau

a. À l'état solide, les forces électriques entre les ions sont suffisamment intenses pour maintenir la cohésion du cristal.

b. Dans l'eau, cette force n'est plus assez intense : les ions peuvent se déplacer.

c. Il y a des interactions de nature électrique entre les molécules d'eau (liaisons hydrogène).

d. Le chlorure de sodium est un isolant électrique à l'état solide (ions fixes) alors qu'une solution de chlorure de sodium est conductrice (ions mobiles).

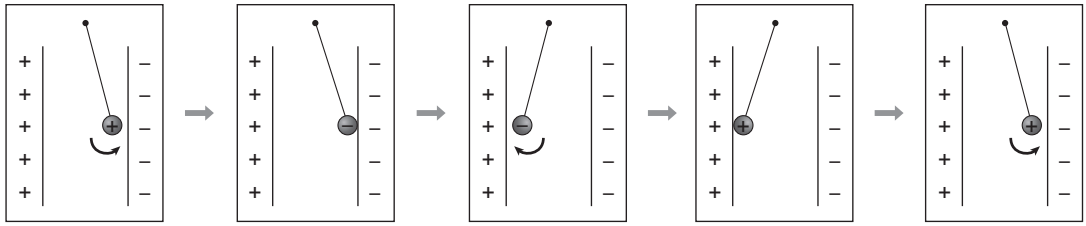
Commentaires

- L'expression « ions fixes » doit être prise au sens où les ions bougent peu autour d'une position d'équilibre. Les ions d'un cristal ne sont en fait pas immobiles mais oscillent dans un ellipsoïde d'autant plus vaste que la température du cristal est élevée.
- Les cristaux dits ioniques ne sont par *uniquement* ioniques. En d'autres termes, leur cohésion n'est pas assurée exclusivement par des forces de Coulomb, de nombreux cristaux considérés comme ioniques étant partiellement covalents.
  On considère généralement que pour que le cristal soit vraiment ionique, il faut que la différence d'électronégativité des atomes soit supérieure à 2. C'est le cas pour les chlorures d'alcalins, mais ça ne l'est pas pour le chlorure d'argent ($\Delta\chi^{(P)} = 1{,}23$).
  La cohésion de cristaux partiellement covalents comme le chlorure d'argent n'est donc pas décrite uniquement par des forces de Coulomb.
  Si en plus de ce phénomène, les ions se solvatent mal dans l'eau, cela permet de comprendre pourquoi de tels solides ne sont pas solubles dans l'eau.

15 Carillon électrostatique

a. La boule porte une charge positive, elle est donc repoussée par la plaque positive et attirée par la plaque négative.

b.



Au contact de la plaque négative, celle-ci transfère certains de ces électrons à la boule qui se charge négativement, la boule est alors attirée par l'autre plaque et repoussée par celle qu'elle vient de toucher. La charge portée par la boule change de signe au contact de la première plaque.

c. Le même phénomène se produit au contact de la seconde plaque : la boule transmet des électrons à la plaque et se charge positivement, donc repart dans l'autre sens.

d. La boule est initialement électrisée par influence, et par contact avec les plaques pendant l'expérience.

e. Pour que ce pendule soit un carillon, il faut que le choc entre la boule et la plaque mette la plaque en vibration pour lui faire produire un son de carillon.

Commentaire

Cette expérience peut être effectuée comme sur la photo (qui a été prise alors que le carillon fonctionnait). La boule doit être chargée par contact avec la baguette qui sert ensuite à charger la plaque par influence.

CHIMIE

14

Solvants et solutions

Introduction au chapitre (p. 189)

Ce chapitre traite de mises en solution. Afin de différencier les solutés entre eux ainsi que les solvants, nous avons d'abord introduit les notions d'électronégativité et de polarité de liaisons. Ainsi, les élèves peuvent reconnaître les molécules polaires ou apolaires et estimer leur solubilité dans différents solvants. L'équation de dissolution dans l'eau d'un solide ionique et l'électroneutralité d'une solution sont également traitées.

Les notions vues au chapitre 13, loi de Coulomb, solides ioniques et électroneutralité, forces de van der Waals et liaisons hydrogène, seront réutilisées ici.

Une nouvelle notion est la charge partielle portée par un atome au sein d'une molécule. Cette charge partielle est à la base de la notion de liaison polarisée et sa cohérence avec les connaissances que les élèves ont de la notion de charge élémentaire n'est pas évidente. En effet, il leur a été enseigné que toute charge était un multiple (entier) de celle de l'électron et, dans ce chapitre, des charges telles que 0,4 fois la charge de l'électron sont utilisées. Même si ce n'est pas détaillé aux élèves, il faut être conscient qu'avec cette notion, la grandeur charge électrique est considérée comme continue, et non comme quantifiée.

Le calcul d'une charge partielle n'est pas simple, il se fait dans le cadre de théories généralement élaborées, et ces théories ne fournissent pas des valeurs identiques. Le cas le plus simple est celui des molécules diatomiques A–B pour lesquelles une estimation par la formule :

$$\delta_B = \frac{\chi_A - \chi_B}{\chi_A + \chi_B}$$

a été proposée, avec χ l'électronégativité de l'atome considéré.

Dans le cas de molécules polyatomiques, une théorie comme l'A.I.M. *(atoms in molecules)* permet de faire de tels calculs. Quelques exemples de valeurs sont donnés ci-dessous. De cette notion, l'élève doit simplement savoir que la charge partielle possède quelques propriétés :

- elle est additive (la somme des charges partielles des atomes d'une molécule est nulle) ;
- elle est d'autant plus grande que la différence d'électronégativité entre les atomes liés est grande ;
- elle est synonyme de liaison polarisée.

Pour information, dans le cadre de la théorie A.I.M., la charge partielle portée par F dans BF_3 est –0,86 ; ce qui mène celle portée par B à +2,58. Avec l'exemple de CF_4, la charge portée par F vaut –0,74 ; le carbone est donc quasiment chargé 3+, bien que le tétrafluorure de carbone soit moléculaire (et non ionique) ! Dans le cours, des valeurs plus raisonnables sont proposées, en particulier pour les hydrocarbures, qui constituent le fil rouge du travail en chimie organique en Première S.

La notion de limite de solubilité n'est pas explicitement au programme, cependant nous l'avons introduite, car à l'usage elle intervient dans la quasi-totalité des situations mettant en jeu des solutions. Nous avons limité les connaissances autour de cette notion au simple fait que la solubilité d'un soluté dans un solvant est presque toujours limitée. Elle ne le sera pas en chimie organique, par exemple pour les premiers alcools (jusqu'à C_3) dans l'eau. En revanche, pour les composés ioniques, qui sont l'objet de ce chapitre, il y en a toujours une. Les composés sont dits solubles quand il est possible d'en dissoudre la quantité dont l'utilisateur a besoin. À partir de 50 $g.L^{-1}$, un sel usuel est généralement considéré comme soluble. Il est dit insoluble quand il ne peut être dissous, ou quand il précipite. Ces limites sont donc floues, mais largement suffisantes pour l'usage qui en est fait au lycée.

À l'issue de ce chapitre, les élèves devront donc savoir ajuster les coefficients stœchiométriques de l'équation de dissolution dans l'eau d'un solide ionique, distinguer un solvant polaire d'un solvant apolaire dans les cas simples, et savoir si une molécule est soluble ou non dans un solvant.

Le programme demande de recueillir et d'exploiter des informations sur les applications de la structure de certaines molécules (super-absorbants, tensioactifs, alginates…). Nous avons traduit cette demande comme des propositions d'exemples pour appliquer les connaissances sur les interactions entre solvant et soluté, et non comme un nouveau domaine d'étude.

En conséquence, ces structures sont évoquées uniquement dans les exercices. Pour les tensioactifs, il s'agit de faire découvrir aux élèves la classique explication qui montre la formation de bulles de savon ou le lavage des graisses. Pour les super-absorbants, il s'agit de faire comprendre que des chaînes de polymères s'organisent de façon à constituer des poches qui peuvent se remplir d'un grand nombre de molécules d'eau, dont certaines sont en interaction forte avec la chaîne. Il en résulte un réseau de chaînes emprisonnant jusqu'à 100 fois (plus rarement 1 000 fois) leur poids d'eau. Les applications sont multiples, comme la conservation des fleurs piquées dans le gel super-absorbant. L'eau emprisonnée dans le réseau conserve ses qualités de solvant, sauf qu'elle ne peut pas couler, se renverser, etc. Son aspect macroscopique tient plus du flan que du verre d'eau.

Activités

1 Liaison polarisée (p. 190)

Objectif

Cette activité permet d'introduire la notion de polarisation des liaisons et montre que la mise en solution concerne aussi les espèces chimiques gazeuses. Elle est basée sur une analyse de la classique et spectaculaire expérience du jet d'eau.

La notion d'indicateur coloré, introduite dès le chapitre 9, est également utile.

Correspondance avec le programme

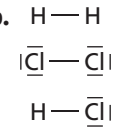
Recueillir et exploiter des informations sur les applications de la structure de certaines molécules.

Corrigé

a. Si le dihydrogène et le dichlore étaient solubles dans l'eau, on observerait également un jet d'eau en les utilisant pour réaliser cette expérience.

En effet, quand la dissolution du gaz commence, il apparaît une dépression dans le ballon et une aspiration de l'eau de la cuve qui jaillit dans le ballon. S'il n'y a pas de dissolution, il n'y a pas de dépression et par conséquent, pas de jet d'eau.

b.



c. La solution étant acide, elle contient donc les ions hydronium H^+. Partant de HCl, des ions chlorure Cl^- ont donc nécessairement été formés.

Les ions hydronium peuvent être mis en évidence en vérifiant que la solution finale est acide (papier pH, pH-mètre, indicateur coloré ; pour la photo du manuel de l'élève, la forme basique de l'hélianthine a été mise dans le cristallisoir, elle s'est transformée en sa forme acide, rouge, lors de la dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau).

Les ions chlorure peuvent être mis en évidence sur un prélèvement de la solution contenue dans le ballon, en lui ajoutant du nitrate d'argent : il se forme un précipité blanc de formule AgCl qui noircit à la lumière.

d. $HCl_{(g)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

e. Quand la dissolution a lieu, les ions apparaissent et le doublet électronique qui formait la liaison covalente (polarisée) est intégralement reporté sur l'ion chlorure, lui apportant une charge négative (alors que l'atome d'hydrogène perd une charge négative pour former l'ion H^+).

Avant dissolution, les électrons sont donc plus proches du chlore, sans pour autant être intégralement sur cet atome : ils lui apportent une charge partielle $-\delta$ alors que l'hydrogène est chargé $+\delta$.

Commentaires

- L'expérience du jet d'eau peut également être présentée au bureau.
- La formule donnant la charge partielle d'une molécule diatomique indiquée précédemment permet d'estimer δ (dans le cas de HCl) à :

$$\frac{3,16-2,2}{3,16+2,2} = 0,18.$$

- L'existence dans l'eau d'ions oxonium H_3O^+ n'est pas abordée ici.

2 Dissolution de solides ioniques (p. 190)

Exploitation de données

Objectif

Cette activité permet de montrer des dissolutions de cristaux ioniques dans l'eau et de mettre en évidence une limite à la solubilité. Les élèves écrivent également leurs premières équations de dissolution de composés ioniques. Celles-ci seront essentielles pour calculer la concentration de chaque ion en solution. L'idée de cette activité est de montrer des tubes à essais dans lesquels ont été introduits une quantité fixée d'eau et des quantités croissantes d'un sel (coloré, comme le sulfate de cuivre, ou incolore, comme le chlorure de calcium), et d'analyser l'aspect de chaque tube.

Correspondance avec le programme

Écrire l'équation de la réaction associée à la dissolution dans l'eau d'un solide ionique.

Corrigé

a. La coloration bleue des trois tubes témoigne que du sulfate de cuivre s'est dissous à chaque fois.

b. Dans le tube de gauche, la solution est moins colorée. Cela indique que moins de sulfate de cuivre y a été introduit et qu'il y a moins d'ions cuivre en solution. En revanche, dans les deux autres tubes, la teinte est la même, indiquant qu'il y a la même quantité de soluté dissous. Cependant, il reste du solide au fond du tube de droite : la quantité de sulfate de cuivre introduite est plus grande que dans le tube du milieu, la limite de solubilité est dépassée.

c. Le chlorure de calcium étant incolore, la simple observation visuelle ne prouve pas que ce sel se soit dissous (on observe du solide en suspension dans le tube du milieu).

d. $CuSO_{4(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

$CaCl_{2(s)} \rightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)}$

e. En solution, il y a 1,5 mmol de Cu^{2+}, de SO_4^{2-} et de Ca^{2+}, en revanche, il y a deux fois plus d'ions chlorure soit 3,0 mmol, ceci à cause de la stœchiométrie de l'équation de dissolution.

Cette information pourrait aussi être déduite d'un tableau d'avancement appliqué aux équations de dissolution.

f. Aucun des deux sels n'est soluble en quantité illimitée puisque dans le tube de droite de chaque photo, une partie solide coexiste avec la solution (ceci est généralisable à tous les composés ioniques).

g. Dans la solution de 15 mL qui surnage, il y a :

$$m = 5{,}0 - 1{,}7 = 3{,}3 \text{ g}$$

du sulfate de cuivre initialement introduit.

Dans un litre, il est donc possible de dissoudre :

$$m = \frac{3{,}3 \times 1000}{15} = 200 \text{ g de sulfate de cuivre.}$$

Commentaires

- L'expérience peut être réalisée en classe, mais il faut utiliser de petits volumes de solvant car les sels choisis sont fort solubles : 203 $g.L^{-1}$ à 20 °C pour le sulfate de cuivre (anhydre) et 745 $g.L^{-1}$ à 20 °C pour le chlorure de calcium.
- La limite de solubilité d'un sel est propre au sel dans un solvant donné. C'est souvent une fonction de la température, certains sels sont plus solubles à chaud (PbI_2 dans l'eau : 0,63 $g.L^{-1}$ à 20 °C et 4,1 $g.L^{-1}$ à 100 °C), et d'autres le sont moins (acétate de calcium : 347 $g.L^{-1}$ à 20 °C et 297 $g.L^{-1}$ à 100 °C).
- Pour montrer qu'un sel incolore s'est dissous, il est possible de faire un test de la présence des ions qui constituent le sel (test de Cl^- avec Ag^+), ou de mesurer la conductivité de la solution pour montrer la présence d'ions (programme de Troisième).

3 Extraction du diiode (p. 191)

TP Travaux pratiques

Objectif

Cette activité expérimentale est une application à l'extraction liquide-liquide de la différence de solubilité de deux solutés dans deux solvants.

Afin que l'extraction apparaisse « utile », les produits à séparer sont issus d'une réaction chimique.

Afin qu'elle soit démonstrative, des solutés colorés ont été choisis. La réaction est celle des ions iodure avec les ions cuivre II introduits en excès (il est également possible, mais moins intéressant pour l'élève, de préparer à l'avance un mélange diiode/ions cuivre II en excès).

L'objectif du travail est de mettre en œuvre la réaction puis l'extraction. L'extraction du diiode n'étant pas totale en une fois, l'élève sera amené à répéter cette opération. Il pourra ainsi visualiser l'importance d'une succession d'extractions. L'affaiblissement de la teinte du diiode permet de suivre l'évolution de la quantité restante.

Correspondance avec le programme

Mettre en œuvre un protocole pour extraire une espèce chimique d'un solvant.

Corrigé

Tests préliminaires :

	Eau	Cyclohexane
Nitrate de cuivre	soluble (couleur bleue)	insoluble
Diiode	peu soluble (légère coloration jaune)	soluble (coloration violette)

Le cyclohexane n'est pas miscible à l'eau et peut donc être utilisé comme solvant d'extraction du diiode à partir d'une phase aqueuse.

a. Le filtrat obtenu avant extraction est vert/marron, résultat du mélange des couleurs du diiode en solution aqueuse et des ions cuivre II.

Après la première extraction, la phase organique (S_1) est violette : du diiode a été extrait du mélange. La phase aqueuse (M_1) est verte car il reste du diiode (jaune en solution aqueuse) et des ions cuivre II (bleus). Les ions spectateurs potassium sont incolores.

La phase organique (S_2) est également violette. La phase organique (S_3) est violette mais moins colorée : il restait moins de diiode à extraire.

La phase aqueuse (M_2) est bleue/verte car il reste un peu de diiode en solution et (M_3) est bleue : tout le diiode a été extrait.

b. L'équation chimique de la réaction est :

$$2\ Cu^{2+} + 4\ I^- \rightarrow 2\ CuI + I_2$$

Les observations expérimentales sont en accord avec cette équation : il y a bien formation de diiode (violet dans le cyclohexane).

Pour aller plus loin, un tableau d'avancement de cette équation montre que les ions Cu^{2+} ont été introduits en excès dans le mélange de départ (M_0), ce qui correspond au fait que la phase aqueuse (M_3) est bleue.

Commentaire

La position des potentiels standards des couples Cu^{2+}/Cu^+ et I_2/I^- indique que cette réaction est impossible, cependant la formation du précipité d'iodure de cuivre CuI déplace fortement l'équilibre vers la droite, et le calcul de l'enthalpie libre standard de la réaction avec formation du précipité montre que la réaction est quasi-totale.

Exercices

Test

1 L'eau est un solvant polaire car l'électronégativité des atomes qui composent les molécules d'eau est différente : les liaisons H—O sont polarisées. De plus, les polarités de ces deux liaisons ne se compensent pas car l'eau est une molécule coudée. Comme tous les solvants polaires, l'eau peut dissoudre des espèces chimiques moléculaires polaires et des solides ioniques.

2 $KCl_{(s)} \rightarrow K^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

$K_2SO_{4(s)} \rightarrow 2\ K^+_{(aq)} + SO_4{}^{2-}_{(aq)}$

3 L'utilisation du tableau périodique permet de voir que l'ion calcium est chargé 2+ et que l'ion chlorure est chargé 1–. Pour que la solution obtenue soit électriquement neutre, il doit y avoir deux fois plus d'ions chlorure que d'ions calcium.

4 Il faut calculer la quantité de matière n puis la masse m de sulfate de sodium à prélever.

$Na_2SO_4 \rightarrow 2\ Na^+ + SO_4^{2-}$

$$n = \frac{n\left(Na^+\right)}{2} = \frac{\left[Na^+\right] \times V}{2}$$

$$n = \frac{0{,}24 \times 0{,}100}{2} = 1{,}2.10^{-2}\ \text{mol.}$$

$$m = M \times n = \left(2 \times 23 + 32 + 4 \times 16\right) \times 1{,}2.10^{-2} = 1{,}7\ \text{g.}$$

Il faut donc peser 1,7 g de sulfate de sodium solide et l'introduire dans une fiole jaugée de 100 mL. Ajouter de l'eau distillée jusqu'à la moitié de la fiole, et en profiter pour rincer la coupelle de pesée. Agiter jusqu'à dissolution complète, puis compléter au trait de jauge avec de l'eau distillée. Agiter pour homogénéiser la solution.

5 Ce solvant est apolaire car il dissout le diiode qui est lui-même apolaire.

Le cyclohexane peut être utilisé car il n'est pas soluble à l'eau et n'est pas polaire.

Protocole : mettre le mélange contenant le diiode dans une ampoule à décanter et ajouter du cyclohexane. Boucher l'ampoule, l'agiter et laisser décanter. Enfin, récupérer la phase aqueuse (en dessous) dans un erlenmeyer puis la phase organique contenant le diiode dans un autre erlenmeyer. L'extraction ne sera toutefois pas totale : il est possible de recommencer l'opération sur la phase aqueuse afin d'améliorer le rendement de l'extraction.

Commentaire

La liaison C—H est peu polarisée. Bien que C et H n'aient pas la même électronégativité, leurs électronégativités sont peu différentes (2,2 pour H et 2,5 pour C selon l'échelle de Pauling). Il en résulte des liaisons peu polarisées dont la combinaison donne une molécule ne pouvant posséder un fort moment dipolaire. En outre, la symétrie de la géométrie de la molécule produit une compensation de ces petits moments dipolaires des liaisons C—H.

Exercices d'entraînement

6 Polarité du tétrachlorure de carbone

a. La liaison chlore-carbone est polarisée, car la différence d'électronégativité entre ces deux atomes est importante : le chlore attire à lui le doublet électronique constituant la liaison covalente C—Cl.

b. La molécule de tétrachlorure de carbone est apolaire car, du fait de la symétrie de la structure de cette molécule, les effets des quatre liaisons se compensent.

c. Non, le chlorure de sodium est un cristal ionique dont les ions ne peuvent se disperser que dans un solvant polaire.

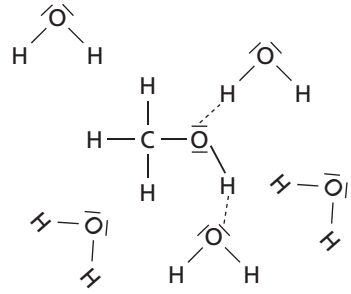
d. Oui, car le diiode est une molécule apolaire, soluble dans un solvant apolaire.

e. L'eau étant un solvant polaire, le tétrachlorure de carbone est peu miscible avec l'eau.

7 Comparer des polarités

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 376.

8 Solubilité du méthanol



Les interactions existant entre les molécules d'eau et de méthanol sont des liaisons hydrogène, qui n'ont lieu qu'entre l'oxygène du méthanol et l'hydrogène de l'eau d'une part, et l'oxygène de l'eau et l'hydrogène de la fonction alcool d'autre part.

Le méthanol doit donc être soluble dans l'eau.

9 Paires d'ions

Pour respecter l'électroneutralité des solutions il faut :

a. Un ion potassium pour un ion permanganate :
la solution est obtenue par dissolution de permanganate de potassium $KMnO_4$.

b. Un ion magnésium pour un ion carbonate :
la solution est obtenue par dissolution de carbonate de magnésium $MgCO_3$.

c. Un ion baryum pour deux ions nitrate :
la solution est obtenue par dissolution de nitrate de baryum $Ba(NO_3)_2$.

d. Deux ions argent pour un ion sulfate :
la solution est obtenue par dissolution de sulfate d'argent Ag_2SO_4.

e. Deux ions aluminium pour trois ions sulfate :
la solution est obtenue par dissolution de sulfate d'aluminium $Al_2(SO_4)_3$.

f. Deux ions sodium pour un ion carbonate :
la solution est obtenue par dissolution de carbonate de magnésium Na_2CO_3.

Commentaire

Les élèves ne sont généralement pas familiers avec les ions polyatomiques (nitrate, carbonate, etc.) ; pour cette raison, leur formule est rappelée en début de la page d'exercices. L'idée que la charge soit portée par plusieurs atomes est une idée nouvelle pour les élèves à ce niveau.

10 Équations de dissolution

a. $NaCl_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$
Dissolution du chlorure de sodium.

b. $KI_{(s)} \rightarrow K^+_{(aq)} + I^-_{(aq)}$
Dissolution de l'iodure de potassium.

c. $NH_4Cl_{(s)} \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$
Dissolution du chlorure d'ammonium.

d. $CuBr_{2(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ Br^-_{(aq)}$
Dissolution du bromure de cuivre II.

e. $Pb(NO_3)_{2(s)} \rightarrow Pb^{2+}_{(aq)} + 2\ NO_3^-{}_{(aq)}$
Dissolution du nitrate de plomb.

f. $NaHCO_{3(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$
Dissolution de l'hydrogénocarbonate de sodium.

11 Eau minérale

a. L'étiquette indique des concentrations massiques.

b. et **c.** La concentration molaire est calculée par :

$$[X] = \frac{c}{M}$$

où M est la masse molaire de l'ion X.

Par exemple pour l'ion calcium :

$$[Ca^{2+}] = \frac{41.10^{-3}}{40,1} = 1,0.10^{-3}\,mol.L^{-1} = 1,0\ mmol.L^{-1}$$

Sa concentration en charges apportées est le double, soit 2,0 mmol de charges électriques par litre.

	Masse molaire en g.mol^{-1}	**Concentration molaire** en mmol.L^{-1}	**Concentration en charges** en mmol.L^{-1}
Ca^{2+}	40,1	1,0	2,0
Mg^{2+}	24,3	0,1	0,2
Na^{+}	23,0	0,1	0,1
K^{+}	39,1	0,0	0,0
Total (+)			**2,3**
HCO_3^-	61,0	2,2	2,2
Cl^-	35,5	0,1	0,1
NO_3^-	62,0	≈0	≈0
SO_4^{2-}	96,1	≈0	≈0
F^-	19,0	≈0	≈0
Total (–)			**2,3**

d. Les concentrations molaires en charges positives et négatives sont égales : l'électroneutralité de la solution est bien vérifiée.

12 Solutions ioniques

a. Cette solution a été préparée par dissolution d'un solide ionique dans un solvant. Ce solvant est implicitement l'eau puisque les ions s'y dissolvent.

b. $n = \frac{m}{M} = \frac{1,26}{32,1 + 4 \times 16,0} = 1,31.10^{-2}\,mol$

il y a $1,31.10^{-2}$ mol d'ions sulfate en solution.

Comme l'ion sodium ne possède qu'une charge + alors que l'ion sulfate possède 2 charges –, il faut deux fois plus d'ions sodium en solution pour respecter l'électroneutralité, soit :

$$n' = 2,62.10^{-2}\ \text{mol d'ions sodium.}$$

Cela représente une masse d'ions sodium :

$$m' = n' \times M' = 23,0 \times 2,62.10^{-2} = 0,603\ g.$$

c. L'ion aluminium possédant 3 charges +, il faut 3 moles d'ions sulfate pour 2 moles d'ions aluminium en solution, soit :

$$n'' = \frac{2}{3 \times 1,31.10^{-2}}$$

$$n'' = 8,73.10^{-3}\ \text{moles d'ions aluminium.}$$

Cela représente une masse d'ions aluminium :

$$m'' = n'' \times M'' = 27,0 \times 8,73.10^{-3} = 0,236\ g.$$

d. Si la solution ne peut pas contenir d'ions baryum, c'est que les ions sulfate et baryum ne peuvent se trouver simultanément en solution et la seule raison est l'insolubilité du sulfate de baryum.

13 Sérum physiologique

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 376.

14 Extraction de la caféine du thé

a. La solution (S_1) contient des ions sodium Na^+, des ions carbonate CO_3^{2-}, des ions dérivés des tanins, de la caféine et d'autres produits extraits des feuilles de thé en quantités négligeables.

La solution (S_2) contient des ions sodium Na^+, des ions carbonate CO_3^{2-}, des ions dérivés des tanins.

La solution (S_3) contient de la caféine.

b. Le dichlorométhane bout à 40 °C : il faut donc travailler à une température inférieure.

c. Il faut verser la solution (S_1) dans une ampoule à décanter et ajouter 25 mL de dichlorométhane. Agiter, dégazer, puis séparer les deux phases : la phase aqueuse est ensuite réintroduite dans l'ampoule à décanter et l'opération précédente est recommencée.

d. Le dichlorométhane est un bon choix de solvant car il solubilise bien plus la caféine que l'eau, et il ne solubilise pas les ions présents dans la solution (S_1). Cette meilleure solubilité dans l'eau est due à la faible polarité du solvant (le dichlorométhane) et du soluté (la caféine). La caféine est bien extraite seule du thé au cours de ces opérations.

15 Savon

a. Le SDS est peu soluble dans l'eau, car l'anion est formé d'une grande partie apolaire qui n'interagit pas avec l'eau. L'eau dissout préférentiellement les solutés polaires ou susceptibles d'engager des liaisons hydrogène.

b. Le SDS est peu soluble dans les solvants apolaires car les ions sodium et la partie ionique des anions ne peuvent y être solvatés, condition essentielle pour s'y trouver en solution.

c. Le cation Na^+ est dissous dans l'eau (il y est solvaté). La partie ionique de l'anion est également présente dans l'eau mais pas sa partie apolaire (hydrophobe). La structure de la bulle de savon est constituée d'une mince couche d'eau emprisonnée entre deux rangées d'anions dont les parties apolaires subissent des interactions attractives de van der Waals entre elles : il peut y avoir formation

d'une bulle de savon si ces rangées se referment sur elles-mêmes.

Commentaire

Les bulles de savon et les autres structures non évoquées ici (mais qui se rencontrent dans le diagramme ternaire {savon – solvant apolaire – eau}, et plus précisément dans le diagramme quaternaire car un alcool est souvent ajouté) sont celles qui minimisent l'énergie de l'ensemble des interactions (attractives) qui se rencontrent dans ces systèmes (van der Waals, interactions dipolaires, liaisons hydrogène et tensions de surface des liquides). Ces structures sont regroupées sous le terme (proposé par P.-G. de Gennes et J. Badoz) d'objets fragiles.

Exercices d'approfondissement

16 Concentration en fer dans un médicament

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 376.

17 Aluminium sulfate

a. Pour que l'électroneutralité soit respectée, il doit y avoir 2 ions aluminium pour 3 ions sulfate. La formule du sulfate d'aluminium est donc : $Al_2(SO_4)_3$.

Son équation de dissolution est :

$$Al_2(SO_4)_{3(s)} \rightarrow 2\ Al^{3+}_{(aq)} + 3\ SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

b. La quantité de matière en ions aluminium doit augmenter de 0,2 mol (0,5 – 0,3), si on raisonne sur 1 litre de solution. Or, il y a 200 mL de solution, la quantité de matière ajoutée en ions aluminium doit être de :

$$\frac{0,2}{5} = 0,04 \text{ mol.}$$

Le tableau d'avancement permet de calculer la quantité de matière de sulfate d'aluminium solide correspondante : 0,02 mol.

		$Al_2(SO_4)_3$	$\rightarrow$	$2\ Al^{3+}$	$+ 3\ SO_4^{2-}$
É.I.	$x_{max} = 0$	n_i		0	0
É.F.	$x_{max} = 0,02$ mol	$n_i - x_{max} = 0$		$2\ x_{max} = 0,04$	$3\ x_{max}$

$$n_i - x_{max} = 0$$

soit $$n_i = 0,02 \text{ mol.}$$

Il faut ajouter une masse de sulfate d'aluminium :

$$m = n_i \times M = 0,02 \times (27,0 \times 2 + 96,1 \times 3) = 6,85 \text{ g.}$$

c. Le tableau d'avancement montre que le rapport des quantités de matière (et donc des concentrations molaires) entre les ions sulfate et aluminium est de $\frac{3}{2}$:

$$[SO_4^{2-}] = \frac{3}{2} \times 0,50 = 0,75 \text{ mol.L}^{-1}.$$

18 Dissolution du sel de Mohr

a. Les deux ions ammonium NH_4^+ apportent 2 charges positives alors que les deux ions sulfate SO_4^{2-} apportent 4 charges négatives. Pour respecter l'électroneutralité du solide ionique, l'ion fer doit apporter 2 charges positives : c'est l'ion Fe^{2+}.

b. $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2,6H_2O \rightarrow$

$Fe^{2+}_{(aq)} + 2\ NH_4^+{}_{(aq)} + 2\ SO_4^{2-}{}_{(aq)} + 6\ H_2O_{(l)}$

c. $M = 2M(N) + 20M(H) + M(Fe) + 2M(S) + 14\ M(O)$

$M = 2 \times 14,0 + 20 \times 1,0 + 55,8 + 2 \times 32,1 + 14 \times 16,0$

soit $M = 392 \text{ g.mol}^{-1}$.

d. Il y a 1 ion Fe^{2+} et un seul dans la formule du sel de Mohr, la quantité de matière de ce sel et celle des ions Fe^{2+} sont donc identiques. Il faut en peser :

$$m = n \times M = \left[Fe^{2+}\right] \times V \times M$$

soit $$m = 3,0.10^{-2} \times 50.10^{-3} \times 392 = 0,59 \text{ g.}$$

e. L'équation de dissolution montre qu'une mole de solide donne deux moles d'ions ammonium, deux moles d'ions sulfate, et une mole d'ion fer II (il est possible de dresser un tableau d'avancement).

$$[NH_4^+] = [SO_4^{2-}] = 2[Fe^{2+}] = 6,0.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

19 Super-absorbants

1. Résultats des recherches sur les super-absorbants :

• Définition et propriétés

Les polymères super-absorbants (P.S.A., ou S.A.P. en anglais) sont des polymères qui retiennent de grandes quantités d'eau (plusieurs fois leur poids, parfois jusqu'à 500 fois leur poids).

Les chaînes du polymère sont réticulées, c'est-à-dire reliées entre elles pour constituer un réseau.

Le polymère absorbe généralement moins bien l'eau salée (car les cations se fixent sur des atomes du polymère qui est privé de ce fait de site de fixation d'eau).

• Utilisation

Les principaux usages des P.S.A. sont liés à l'hygiène (couches, serviettes hygiéniques, etc.) et à la protection contre l'eau (pour éviter l'entrée d'eau dans des gaines électriques, par exemple).

De nombreuses utilisations mineures peuvent aussi être citées : dans la décoration, l'horticulture, la fabrication des balais, etc.

• Constitution

Les principaux P.S.A. sont constituées de chaînes d'acide acrylique sous sa forme basique $CH_2{=}CH{-}COO^-$ ou de chaînes de polyalcools.

Dans les deux cas, la chaîne du polymère est susceptible de donner lieu à une grande quantité de liaisons hydrogène avec l'eau qui est absorbée.

2. La partie organique est chargée négativement afin de respecter l'électroneutralité de la solution.

3. a. Si les anions ne portent qu'une charge négative, deux anions peuvent se fixer sur un cation Ca^{2+} : celui-ci les relie (on dit qu'il ponte les chaînes). Ce n'est pas le cas d'un ion sodium qui ne porte qu'une charge + et qui ne peut être pontant.

b. Les super-absorbants ont une structure rigide s'ils ont été préparés avec des ions calcium : l'eau y est donc présente en grande quantité et elle joue le rôle de solvant pour le polymère super-absorbant. Les molécules d'eau peuvent donc se déplacer, bien qu'au niveau macroscopique l'eau soit bloquée dans la structure du polymère. Cette eau est toujours disponible et permet par exemple la conservation des fleurs piquées dans le gel super-absorbant. Séché, le polymère peut réabsorber une grande quantité d'eau, comme c'est le cas dans les couches culottes.

PHYSIQUE

15

Changements d'état et énergie

Introduction au chapitre (p. 201)

Ce chapitre permet de découvrir un nouvel aspect de l'énergie. L'énergie est un thème qui déjà été vu dans de nombreux chapitres. Abordée dès le chapitre 4 avec la loi de Wien, son étude se poursuivra avec l'énergie de combustion dans le chapitre 17 ou encore avec l'énergie mécanique dans le chapitre 19. Il s'agit ici d'étudier l'effet d'un transfert thermique sur un système, situation qui est assez courante mais qui nécessite toutefois un cadrage clair. Les activités s'appuient ainsi sur des connaissances de la vie quotidienne de l'élève (un objet chaud réchauffe un objet plus froid, la glace fond lorsqu'elle est chauffée, etc.) pour introduire la notion de transfert thermique. Le programme officiel ne donnant aucune directive sur la façon d'aborder le signe des énergies échangées, le choix a été fait de ne pas attribuer de signe au transfert thermique et ainsi de n'utiliser que des quantités échangées positives. Cette situation simplificatrice présente l'avantage de ne pas ajouter de difficultés à l'acquisition des connaissances exigibles par le programme. L'élève doit, par la suite, exploiter des données pour mettre en évidence les deux effets possibles d'un transfert thermique : d'une part une variation de température et, d'autre part, un changement d'état (à température constante).

Dans l'ensemble de ce chapitre, les systèmes étudiés sont constitués d'une espèce chimique unique. Cette considération permet de toujours traiter séparément les phénomènes de variation de température et de changement d'état. Le cours introduira d'ailleurs les formules énergétiques de ces deux cas de figures. Ces formules n'apparaissent pas explicitement dans le programme, mais restent indispensables pour, par exemple, mesurer une chaleur de changement d'état.

Le cours s'articule autour des deux thèmes clés apparaissant au programme : la description microscopique au cours d'une variation de température ou d'un changement d'état, ainsi que l'aspect énergétique de ces deux phénomènes. L'élève a peu à apprendre qu'il ne sache déjà du collège sur la description microscopique de la matière en fonction de la température :

- état solide : les atomes (ions, molécules) sont au contact et quasi-immobiles ou, plus précisément, vibrant autour de positions d'équilibre fixes. Sur ce point, il est intéressant de ne pas dire que les atomes sont complètement immobiles dans le solide, car un certain nombre de propriétés macroscopiques ne pourrait s'expliquer autrement, comme la conduction thermique.
- état liquide : les atomes (ions, molécules) sont au contact et mobiles. Il reste néanmoins à s'assurer que les élèves ne mettent pas en opposition la notion de contact et celle de mobilité.
- état gazeux : les atomes ou molécules ne sont pas au contact, mais à des distances qui dépendent de la pression. Les entités se déplacent suivant un mouvement rectiligne jusqu'à entrer en collision avec des entités voisines (phénomène appelé *choc*).

Notons que le programme de Seconde n'étudie à présent plus l'état gazeux, et en particulier, le modèle du gaz parfait.

Peu de questions peuvent être posées à ce sujet avec le programme actuel.

Le choix d'un transfert toujours positif a dicté l'expression proposée pour quantifier la variation de température

$$Q = m\, c_m\, (T_{haute} - T_{basse})$$

Par ailleurs, le programme s'intéresse à l'énergie nécessaire pour effectuer un changement d'état défini par la relation :

$$Q = m\, L$$

Le terme d'*énergie massique de changement d'état*, plus explicite, a été préféré à celui de *chaleur latente*, mais la notion est la même. Le symbole en usage L a été conservé et l'ancienne appellation a été mentionnée.

Le programme demande une démarche expérimentale de détermination d'énergie de changement d'état. À cette fin, le calorimètre a été introduit sous la forme d'un outil permettant de s'affranchir des transferts thermiques vers l'extérieur. La notion de système isolé reposant sur des notions de thermodynamique plus avancées, n'a pas été introduite dans ce chapitre, mais le sera lors de l'exposition du principe de conservation de l'énergie au chapitre 20.

La prise en compte du terme correctif correspondant à de l'énergie mise en jeu par le colorimètre se fait généralement soit avec la notion de valeur en eau du calorimètre, soit en introduisant la notion de capacité thermique du calorimètre. Nous n'avons retenu aucune de ces deux approches. La première parce que remplacer l'effet du calorimètre par une masse fictive en eau n'est pas évident d'un point de vue conceptuel. Concernant l'autre approche, nous avons préféré éviter une confusion confusion possible entre la grandeur $C_{\text{calorimètre}}$ en $J.K^{-1}$ et la capacité calorifique du corps étudié c_{corps} en $J.kg^{-1}.K^{-1}$. Ce terme correctif a été géré au cas par cas en fonction des besoins, et les énoncés fournissent la valeur de l'énergie thermique mise en jeu par le calorimètre lors des études menées.

Les exercices d'entraînement permettent de travailler séparément sur la notion de variation de température et sur celle de changements d'état. Les exercices d'approfondissement allient souvent les deux notions.

Dans les relations impliquant des différences de température, il importe peu que cette grandeur soit exprimée en °C ou en K. Cependant, l'unité de chaleur massique étant toujours donnée en $J.kg^{-1}.K^{-1}$, les élèves peuvent s'interroger sur la nécessité d'exprimer les températures en kelvin.

Le chapitre 17 réinvestira une partie des notions introduites ici.

Activités

1 Équilibre thermique (p. 202)

Exploitation de données

Objectif

Cette activité fait appel aux connaissances de la vie quotidienne des élèves afin d'introduire, non seulement la notion de transfert thermique, mais aussi celle d'équilibre thermique. La situation étudiée est basée sur le simple refroidissement d'un grand volume d'eau chaude. L'intérêt de cet exemple est illustré par le fonctionnement des centrales thermiques.

Correspondance avec le programme

Définir un transfert thermique.

Corrigé

a. L'eau chaude va subir une baisse de température tandis que la température de l'eau froide va augmenter.

b. Le transfert thermique ne peut avoir lieu que lorsque les températures des deux récipients sont différentes. Quand celles-ci deviennent identiques, le système n'évolue plus. L'eau du cristallisoir ne peut donc pas être plus chaude que celle du bécher.

c. L'équilibre thermique est réalisé lorsque les objets au contact atteignent la même température. Le transfert thermique cesse.

d. Pour refroidir un grand volume d'eau chaude, il est possible de mettre le récipient en contact avec de l'eau froide, provenant par exemple d'une rivière. L'eau chaude cède de l'énergie thermique à l'eau de la rivière qui se réchauffe. L'apport continu d'eau froide permet d'éviter d'atteindre l'équilibre thermique. L'eau de la rivière voit sa température augmenter, ce qui n'est pas sans conséquence pour sa faune et sa flore.

Commentaire

L'importance d'avoir une situation hors équilibre amenée à évoluer selon des règles vues par la suite est ainsi suggérée. Le gradient de température présent dans la loi de diffusion thermique de Fourier est sous-jacent à cette constatation.

2 Énergie et température (p. 202)

Exploitation de données

Objectif

Cette activité est une étape pivot dans la compréhension de l'élève qui doit, en effet, être capable d'identifier l'effet d'un transfert thermique à la fois sur une variation de température et sur un changement d'état en exploitant les résultats d'une expérience.

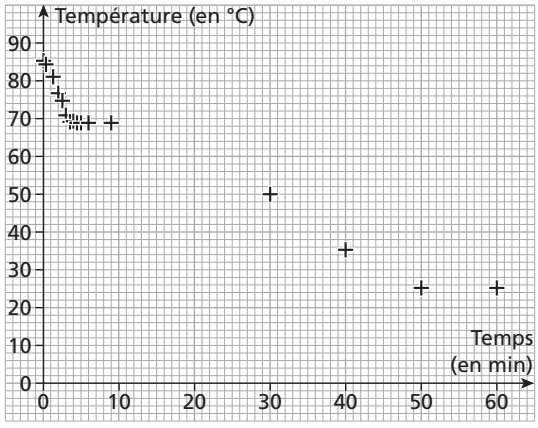
Il doit extraire les informations pertinentes du texte et du tableau de valeurs pour répondre aux questions. Cette activité peut être transformée en séance de travaux pratiques.

Correspondance avec le programme

Variation de température et transformation physique d'un système par transfert thermique.

Corrigé

a. On obtient la courbe suivante pour l'évolution de la température lors due refroidissement du tube contenant l'acide stéarique :



La température baisse, passant de 85 °C à 68 °C, pendant les quatre premières minutes de l'expérience. Un plateau de 68 °C est alors atteint, et la température n'évolue pas pendant les 26 minutes suivantes. Après le plateau, la température recommence à baisser jusqu'à atteindre 25 °C, la température ambiante.

b. Lorsque la température a atteint le palier de 68 °C, le contenu du tube est trouble, l'énoncé le relie à l'apparition d'une phase solide. Pendant le palier, il y a un mélange d'acide stéarique solide et d'acide stéarique liquide. La proportion de liquide diminue au cours du temps. À la fin du plateau, l'acide stéarique est entièrement solide.

c. Le tube et son contenu sont plus chauds que l'air ambiant tant que leur température est plus élevée, c'est-à-dire jusqu'à 50 minutes après le début du refroidissement. Lorsque la température de 25 °C est atteinte, le tube et son contenu ont la même température que l'air ambiant, il n'y a donc plus de transfert thermique. L'équilibre thermique est atteint.

d. Lorsque l'acide stéarique liquide à 84 °C transfère de l'énergie à l'air ambiant, sa température diminue. Le même phénomène de baisse de température de l'acide stéarique solide apparaît à 50 °C (il est possible de constater que l'évolution de la température dépend de l'état physique de l'acide stéarique). Lors du palier de 68 °C, le tube et son contenu transfèrent de l'énergie à l'acide stéarique mais la température n'évolue pas. La question précédente a permis de mettre en évidence une transformation physique de l'acide stéarique liquide en acide stéarique solide. Le transfert thermique induit donc un changement d'état

Commentaires

L'intérêt de l'acide stéarique est d'avoir une température de fusion accessible à l'eau chaude, ce qui simplifie le dispositif d'étude et qui rend l'expérience peu dangereuse. Il est préférable de réaliser cette étude lors du refroidissement de l'acide stéarique plutôt que lors de son réchauffement.

3 Mesure d'une énergie de changement d'état (p. 203)

TP Travaux pratiques

La mesure de l'énergie de liquéfaction de l'eau utilise volontairement une situation expérimentale simple. La difficulté de la démarche est liée à la compréhension des choix expérimentaux. Un travail préparatoire de formulation d'hypothèses peut être effectué à la maison et permet une première approche du sujet. L'aspect théorique est ensuite abordé, afin de déterminer les grandeurs expérimentales nécessaires à la détermination de l'énergie de changement d'état. Finalement, un protocole permet d'obtenir une valeur de l'énergie de changement d'état et de réfléchir sur les sources d'erreur.

Correspondance avec le programme

Pratiquer une démarche expérimentale pour mesurer une énergie de changement d'état.

Corrigé

1. a. La température d'une espèce chimique n'évolue pas au cours de son changement d'état, même si de l'énergie lui est apportée, tant que les deux états sont présents.

b. Lors de l'apport d'énergie thermique, l'eau solide commence à fondre sans que sa température ne change. Si l'énergie thermique est suffisante, la glace fond entièrement. Une fois que le système n'est plus constitué que d'eau liquide, cette dernière voit sa température augmenter tant qu'il y a transfert thermique.

c. Pour que de l'eau liquide et de l'eau solide soient à l'équilibre thermique, il faut que l'une et l'autre soient à la température de 0 °C.

d. Il est possible d'avoir de l'eau solide à une température inférieure à 0 °C, telle que la glace présente dans les congélateurs à – 20°C. À pression atmosphérique, il n'est pas possible d'avoir de l'eau liquide à une température plus basse que 0 °C (le phénomène de retard à la solidification, également appelé surfusion, n'est bien sûr pas considéré).

2. a. Si de la glace à 0 °C est introduite dans de l'eau à 30 °C, la différence de température induit un transfert thermique. L'eau solide reçoit de l'énergie thermique et commence à fondre car le solide est initialement à sa température de fusion. L'eau chaude cède de l'énergie thermique et voit sa température diminuer. La température de l'eau liquide diminue d'autant plus que l'eau solide fond pour donner une eau liquide à 0 °C qui s'échauffe en échangeant de l'énergie thermique avec l'eau chaude.

b. Si l'équilibre thermique est atteint alors que la glace n'a pas totalement fondu, la température de l'eau liquide en présence est de 0 °C. L'énergie thermique nécessaire pour refroidir l'eau chaude initialement à 30 °C jusqu'à une température finale de 0 °C est : $E_1 = m_{\text{liquide}} c_m (30 - 0)$

Le glaçon a en partie fondu, sa masse est alors :

$$m_{\text{finale}} = m_{\text{glaçon}} - m_{\text{fondue}}$$

avec $m_{\text{glaçon}}$ la masse initiale du glaçon et m_{fondu} la masse d'eau à 0 °C produite lors de la fusion.

L'énergie thermique nécessaire pour réaliser la fusion est : $E_2 = m_{\text{fondu}} L$

En négligeant les autres transferts thermiques, on aboutit donc à :

$$E_1 = E_2 \text{ soit } m_{\text{fondu}} L = m_{\text{liquide}} c_m (30 - 0)$$

c. Si la glace fond totalement, la situation finale est de l'eau liquide à θ_f. L'eau chaude a donc cédé de l'énergie thermique pour faire passer sa température de 30 °C à θ_f :

$$E_1 = m_{\text{liquide}} c_m (30 - \theta_f)$$

L'énergie thermique transférée par l'eau chaude permet dans un premier temps de faire fondre le glaçon ($E_2 = m_{\text{glaçon}} L$). Elle permet également chauffer l'eau liquide à 0 °C issue de la fusion jusqu'à la température finale θ_f, ce qui nécessite une énergie thermique $E_2' = m_{\text{glaçon}} c_m (\theta_f - 0)$. L'égalité est donc :

$$E_1 = E_2 + E_2' \text{ soit}$$

$$m_{\text{glaçon}} L + m_{\text{glaçon}} c_m (\theta_f - 0) = m_{\text{liquide}} c_m (30 - \theta_f).$$

d. À partir des égalités précédentes, il est possible d'établir que :

- si le glaçon ne fond pas complètement :

$$L = \frac{m_{\text{liquide}} c_m \times 30}{m_{\text{fondu}}}$$

- si le glaçon fond complètement :

$$L = \frac{m_{\text{liquide}} c_m (30 - \theta_f)}{m_{\text{glaçon}}} - c_m \theta_f$$

3. a. L'énergie thermique perdue par les 200 mL d'eau est :

$$E_1 = 0{,}2 \times 4\,185{,}5 \times (\theta_i - \theta_f)$$

b. $E_{\text{fus}} = E_2 - m_{\text{glaçon}} c_m \theta_f = E_1 - m_{\text{glaçon}} c_m \theta_f$

(car $E_1 = E_2$) puis $L = \frac{E_{\text{fus}}}{m_{\text{glaçon}}}$

c. Les échanges avec l'air ambiant n'ont pas été pris en compte. La mesure sera d'autant plus précise que le récipient employé limitera cette source d'incertitude. Les élèves n'ont pas notion que le calorimètre joue également un rôle dans les échanges thermiques mais, en toute rigueur, il faudrait le prendre en compte.

Exercices

Test

1 La relation $Q = m\, c_m\, (T_{\text{haute}} - T_{\text{basse}})$ donne ici $Q = 1{,}0.10^{-3} \times 4\,185{,}5 \times (363 - 298) = 272$ J

2 Entre 20 °C et 60 °C, l'eau voit sa température augmenter sans subir de changement d'état. La variation de température induit une faible augmentation du désordre. L'agitation des particules augmente.

3 La relation $Q = m\, L$ donne ici :

$$Q = 10 \times 64{,}9.10^3 = 6{,}5.10^5 \text{ kJ}$$

4 La fusion entraîne une grande augmentation du désordre. Les atomes d'or dans le solide oscillent autour d'une position fixe. Après la fusion, ils deviennent libres de se déplacer.

Exercices d'entraînement

5 **Vrai ou faux ?**

a. *Faux* : le corps peut changer d'état,

b. *Vrai*.

c. *Faux* : le désordre est plus faible que dans un liquide et un gaz, mais les molécules oscillent autour d'une position fixe.

6 Définition de la calorie

Une calorie vaut :

$Q = mc_m\ (T_{haute} - T_{basse})$

$= 1{,}000.10^{-3} \times 4\ 185{,}5 \times (15{,}50 - 14{,}50)$

$= 4{,}185\ 5$ J.

7 Des frites

$Q = m\ c_m\ (\theta_f - \theta_i) = 1{,}000 \times 2\ 000 \times (160 - 24)$

$= 2{,}72.10^5$ J

8 La cuisson des oeufs

Il faut que l'énergie thermique transférée soit :

$Q = m\ c_m\ (T_{haute} - T_{basse})$

$= 5{,}0 \times 4\ 185{,}5 \times (341 - 297) = 9{,}2.10^5$ J

9 Changement d'état

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 376.

10 Argenterie

a. L'énergie pour faire la fusion est :

$Q = m\ L_{fusion} = 160 \times 104{,}2 = 1{,}67.10^4$ J

b. Ce n'est pas exact puisque pendant la fusion, les atomes d'argent oscillent initialement autour de position fixe (à l'état solide) et passe dans un état plus désordonnée d'agitation aléatoire à l'état liquide.

Exercices d'approfondissement

11 Propriétés thermiques de différents solides

a. La plaque libère l'énergie :

$Q = 1\ 000 \times 10 = 1{,}0.10^4$ J pendant les 10 minutes.

b. $c_m(Fe) < c_m(Al)$

$Q = m\ c_m\ (T_{haute} - T_{basse})$

donc $$T_{haute} = \frac{Q}{m\ c_m} + T_{basse}$$

D'où : $$T_{haute}(Fe) = \frac{1{,}0.10^4}{0{,}100 \times 444} + 25 = 250\ °C$$

et $$T_{haute}(Al) = \frac{1{,}0.10^4}{0{,}100 \times 897} + 25 = 136\ °C$$

Le fer atteint donc une température plus élevée.

c. Le graphite a une capacité thermique plus élevée que celle du cuivre. Le cuivre atteindra donc une température plus élevée.

d. Comme les échantillons restent à l'état solide, les atomes qui les constituent ne se mettent pas à se déplacer de façon désordonnée, mais leurs positions d'équilibre sont plus distantes.

12 Temps orageux

a. Le grêlon est constitué d'eau à l'état solide.

b. Les molécules d'eau qui le constituent sont dans un état bien ordonné car c'est un état solide.

c. Le grêlon étant à 0 °C, il commence à fondre.

d. L'énergie transférée correspond à :

$$Q = m_{fondu}\ L_{fusion}$$

Donc :

$$m_{fondu} = \frac{Q}{L_{fusion}} = \frac{E}{2L_{fusion}} = \frac{2{,}00}{2 \times 333} = 3{,}00.10^{-3}\ g$$

soit 3,00 mg

e. Les grêlons ne fondent pas en arrivant au sol, ce qui est conforme au fait que seulement 3 mg des 5 g se sont transformés en eau liquide.

13 Calorimètre et détermination de capacité thermique

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 376.

14 Chauffage d'une pièce

a. La pièce a un volume $V = 2{,}3 \times 27 = 62\ m^3$.

La masse m d'air est $m = \rho\ V$

soit $m = 1{,}29 \times 62 = 80$ kg.

b. $Q = m\ c_m\ (T_{haute} - T_{basse})$

$= 80 \times 1\ 005 \times (23 - 15) = 6{,}4.10^5$ J.

c. On a le tableau de proportionnalité suivant :

Temps	1,0 s	Δt ?
Énergie thermique transférée	1 500 J	$Q = 6{,}4.10^5$ J

On en déduit que :

$$\Delta t = \frac{6{,}4.10^5 \times 1{,}0}{1\ 500} = 4{,}3.10^2 s$$

soit 7,15 min = 7 min et 9 s.

d. Pendant ce chauffage, les molécules constituant l'air ont accéléré, mais toujours en parcourant des trajectoires rectilignes entre deux chocs successifs.

15 Fusion de la ferraille

a. Tout d'abord le fer solide passe de la température 25 °C à 1 535 °C, puis il entre en fusion.

b. L'énergie transférée à la première étape est :

$$Q_1 = m\ c_m\ (T_{haute} - T_{basse})$$

soit :

$Q_1 = 5{,}00.10^5 \times 460 \times (1\ 535 - 25) = 3{,}47.10^{11}$ J

c. La conversion de la valeur de l'énergie massique de fusion donne $L = 2{,}72.10^5\ J.kg^{-1}$.

d. L'énergie transférée lors de l'étape de chauffage est : $Q_2 = m\ L$ soit :

$Q_2 = 5{,}00.10^5 \times 2{,}72.10^5 = 1{,}36.10^{11}$ J

e. Le four fournit donc l'énergie totale :
$Q = Q_1 + Q_2 = 3{,}47.10^{11} + 1{,}36.10^{11} = 4{,}83.10^{11}$ J
Pour avoir l'énergie fournie par le four par seconde, il faut construire le tableau de proportionnalité suivant :

Temps	20 h = $7{,}2.10^4$ s	1,0 s
Énergie thermique transférée	$Q = 4{,}83.10^{11}$ J	Q ?

Au final on trouve $Q = \dfrac{4{,}83.10^{11} \times 1{,}0}{7{,}2.10^4} = 6{,}7.10^6$ J

f. À 25 °C, les atomes de fer oscillaient autour de leur position d'équilibre. Pendant la première phase du chauffage, ils se sont mis à osciller de plus en plus fort, mais en restant autour de leur position d'équilibre. Lors de la fusion, les atomes se sont désorganisés et se sont mis à se déplacer tout en restant au contact les uns des autres.

16 Capacité thermique massique de l'or

L'énergie cédée par le bloc d'or est :
$Q = mc_m(\text{Au})(T_i - T_f)$
$= 0{,}100 \times c_m(\text{Au}) \times (200 - 25{,}8)$
$= 0{,}100 \times c_m(\text{Au}) \times 174$
L'énergie gagnée par l'eau est :
$Q = mc_m(\text{eau})\ (T_f - T'_i)$
$= 0{,}300 \times 4\ 185{,}5 \times (25{,}8 - 24{,}0) = 226.10^3$ J
D'où : $c_m(\text{Au}) = \dfrac{2\ 260}{0{,}100 \times 174} = 130\ \text{J.kg}^{-1}.°\text{K}^{-1}$

17 Calorimetric study

a. 200 mL d'eau passent de 25,0 à 27,4 °C, on a donc :
$Q_{water} = 0{,}200 \times 4\ 185{,}5 \times (27{,}4 - 25{,}0) = 2{,}01.10^3$ J
b. Le calorimètre voit sa température augmenter, il reçoit donc de l'énergie thermique.
c. Le cuivre solide fournit de l'énergie thermique reçue par l'eau et le calorimètre :
$$Q_{Cu} = Q_{water} + Q_{calorimeter}$$
d. En remplaçant par leur valeurs Q_{water} et $Q_{calorimeter}$ dans l'expression précédente, on trouve :
$$Q_{Cu} = 2{,}47.10^3 \text{ J}$$
e. 100 g de cuivre passent de 90 à 27,4 °C.
On a donc : $Q_{Cu} = 0{,}100 \times c_m(\text{Cu}) \times (90 - 27{,}4)$.
f. En utilisant les deux questions précédentes, on a :
$2{,}47.10^3 = m(\text{Cu}) \times c_m(\text{Cu}) \times (90 - 27{,}4)$,
d'où $c_m(\text{Cu}) = 394\ \text{J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$.
g. La capacité thermique massique du cuivre est plus faible que celle du fer.
h. Le cuivre atteindra donc la plus haute température.

18 Bain de bébé

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 376.

19 Aspect microscopique des changements d'état

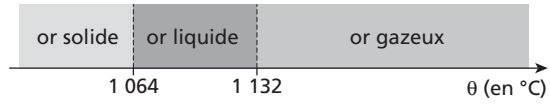
a. Le schéma ① est l'état solide (bien ordonné), le schéma ② est le liquide (condensé, mais désordonné).
b. Le même schéma peut être conservé si on est sûr qu'il n'y a pas de changement d'état. En toute rigueur, les petits objets doivent être un peu plus espacés à cause de la dilatation.
L'information majeure qui n'est pas représentée est la mobilité des petits objets.

20 Mélange d'une base et d'un acide

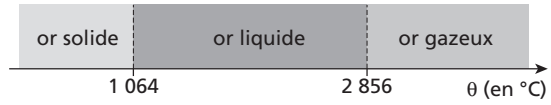
a. Voir la **figure 6** page 206 du manuel de l'élève.
b. L'agitation des molécules d'eau augmente.
c. $Q = 2m\ c_m\ (T_m - T_i)$
$= 2 \times 100 \times 4{,}1 \times (30{,}8 - 24) = 5{,}6.10^3$ J
d. L'avancement est égal à la quantité d'ion HO^- qui ont réagi (puisque le mélange est dans les proportions stœchiométriques), soit $x_{max} = 0{,}10$ mol.
e. Pour une mole d'avancement, la réaction aurait libéré $Q_{molaire} = Q \times \dfrac{1}{x_{max}} = \dfrac{5{,}6.10^3 \times 1}{0{,}10} = 5{,}6.10^4$ J
f. L'avancement aurait été $x'_{max} = 0{,}070$ mol.
g. L'énergie libérée aurait été égale à
$Q' = x'_{max} \times Q_{molaire} = 0{,}070 \times 5{,}6.10^4 = 3{,}9.10^3$ J.
h. La température finale T'_f aurait été donnée par :
$Q' = 2\ m\ c_m\ (T'_f - T_i)$ soit :
$$T'_f = \frac{Q'}{2\ m\ c_m} + T_i = \frac{3{,}9.10^3}{2 \times 100 \times 4{,}1} + 24 = 28{,}8\ °\text{C}$$

21 Dépôt par vaporisation sous vide

a. Sous vide



À pression atmosphérique :



b. $Q_1 = m\ c_m\ (\theta_{fus} - \theta_i)$
$= 0{,}10 \times 0{,}129 \times (1\ 064 - 24) = 13$ J

c. $Q_2 = m\ L_{fus} = 0{,}10 \times 64{,}9 = 6{,}5$ J

d. $Q_3 = m\ c'_m \times (\theta_{vap} - \theta_{fus})$
$= 0{,}10 \times 0{,}168 \times (1\,132 - 1\,064) = 1{,}1$ J

e. $Q_4 = m\ L_{vap} = 0{,}10 \times 1{,}65.10^3 = 165$ J

f. L'énergie totale est la somme des énergies de chaque étape, soit :
$Q = 13 + 6{,}5 + 1{,}1 + 165 = 186$ J

g. $Q' = m\ c_m\ (\theta_{fus} - \theta_i) + m\ L_{fus}$
$+ m\ c'_m \times (\theta'_{vap} - \theta_{fus}) + m\ L'_{vap}$
$= 0{,}10 \times [0{,}129 \times (1\,064 - 24) + 64{,}9$
$+ 0{,}168 \times (2\,856 - 1\,064) + 1{,}65.10^3]$
$= 0{,}10 \times [134 + 64{,}9 + 301 + 1{,}65.10^3] = 215$ J

h. Grâce à l'enceinte sous vide, il faut fournir moins d'énergie thermique pour vaporiser l'or. De plus, la température à atteindre est moindre, donc le dispositif de vaporisation peut être constitué avec des matériaux résistant à des températures plus basses.

i. Les molécules d'or oscillent de plus en plus rapidement autour d'une position fixe, puis elles sont animées d'un mouvement tout en restant en contact les unes avec les autres. Elles se déplacent de plus en plus vite jusqu'à atteindre un état où elles sont animées d'un mouvement rectiligne uniforme.

CHIMIE

16

Alcanes et alcools

Introduction au chapitre (p. 213)

Ce chapitre annonce un retour de la chimie organique, bien qu'il n'y soit pas question de réactivité. Il s'agit d'introduire la nomenclature sur l'exemple des alcanes et des alcools, de décrire leurs propriétés de changement d'état et de solubilité, et d'expliquer ce qu'est une distillation. Ce chapitre s'appuie sur les chapitres 9 et 10, où la structure des molécules organiques avait été introduite, et sur le chapitre 14 qui a posé les bases de la notion d'interaction intramoléculaire (liaison de van der Waals et liaison hydrogène). Ces interactions permettent en effet d'expliquer l'évolution des températures d'ébullition et de comparer les solubilités dans l'eau : faibles pour les alcanes et fortes pour les alcools.

La nomenclature n'est pas limitée, comme dans les programmes précédents, aux alcanes possédant au plus 6 atomes de carbone, cependant nous n'avons abordé que les molécules ayant peu d'atomes de carbone. Conformément au programme, nous avons traité de molécules aux squelettes carbonés linéaires, ramifiés et cycliques. Dans le dernier cas, nous n'avons qu'exceptionnellement pris en charge la nomenclature des cycloalcanes substitués.

Les connaissances de ce chapitre seront réutilisées au chapitre suivant lors de l'étude des combustions (la nomenclature sera considérée comme acquise). Il en sera de même au chapitre 22. Enfin, les deux derniers chapitres du livre étendront la nomenclature aux aldéhydes, aux cétones et aux acides carboxyliques. Le présent chapitre introduit donc peu de notions, mais elles seront largement réutilisées par la suite.

Les trois types de connaissances de ce chapitre (nomenclature, propriétés physiques et distillation) donnent lieu à trois activités.

Dans la première activité, la notion de squelette carboné donne la possibilité à l'enseignant d'introduire l'écriture topologique des molécules, ce n'est pas une demande explicite du programme, mais cela peut être utile. L'enseignant qui compte réutiliser cette représentation dans la suite du programme pourra s'appesantir sur cette partie de l'activité. Mis à part ce choix, l'activité est des plus classiques, les connaissances en jeu étant les mêmes dans tous les cours introductifs à la chimie organique depuis de nombreuses années.

La seconde activité, dans son format du type « Extraire et exploiter des informations sur… », permet d'entraîner les élèves à un type d'exercice qui sera sans doute un passage obligé au baccalauréat. Les données sont fournies ; l'élève n'a pas à les rechercher, ni à les organiser, car le tableau est construit de façon à faire apparaître les relations entre les données pertinentes. L'activité, en réinvestissant les connaissances sur les interactions moléculaires, notion complètement nouvelle pour les élèves, mais aussi pédagogiquement puisque ne faisant pas parti des anciens programmes, est à la fois essentielle et délicate.

Essentielle, car une notion aussi nouvelle requiert autant d'exemples que possible. Délicate, car la notion de liaison H va servir dans deux contextes proches et pourtant distincts : la valeur élevée de la température d'ébullition et la solubilité dans l'eau. Détaillons ce point. Si la température d'ébullition d'un alcool est plus élevée que celle de l'alcane correspondant, c'est qu'une force intermoléculaire maintient les molécules au contact. Il s'agit de la liaison H entre molécules d'alcool. Et, par ailleurs, si les alcools sont plus solubles dans l'eau que les alcanes correspondants, c'est que des forces intermoléculaires agissent, cette fois entre l'alcool et l'eau. Le fait qu'il s'agisse du même type de force (liaison H) mais pas de la même force (dans un cas alcool – alcool, et dans l'autre alcool – eau) est une difficulté réelle pour l'apprentissage. De plus, la liaison H entre molécules d'eau est présente, mais non évoquée dans ces explications. Ces différents éléments montrent bien les subtilités pédagogiques auxquelles l'enseignant fera face.

Une autre difficulté pédagogique est la correspondance entre certains alcanes et alcools. Nous avons considéré que « se correspondre » signifie ici avoir le même squelette carboné (même nombre d'atomes de carbone et structure linéaire).

Bien que cela constitue une justification simple, le côté arbitraire n'est pas pour en simplifier l'acceptation par tous les élèves.

La troisième activité est un TP sur la distillation qui ne présente pas de difficulté car il a volontairement été limité à quelques observations. Il en aurait été autre si une réflexion sur la notion de séparation grâce à la distillation ou si l'évolution de la température dans le ballon et la colonne, avait dû être prise en compte.

La nomenclature reste la préoccupation centrale de ce chapitre et une fiche méthode lui a été dédiée page 361. Les deux aspects de la nomenclature y sont pris en compte : savoir nommer une espèce chimique et, également, savoir écrire la formule développée d'une espèce chimique dont le nom est donné. Ce dernier point est souvent plus utile que le premier et nous ne l'avons pas négligé.

Activités

1 Formules des alcanes et des alcools (p. 214)

Objectif

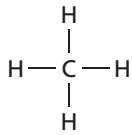
L'objectif de cette activité est de permettre à l'élève de comprendre la logique de la nomenclature des hydrocarbures (HC) et des alcools. Pour cela, quelques exemples simples sont présentés et leurs noms sont analysés pour mettre en évidence la combinaison préfixe – radical – suffixe qui prévaut à la construction des noms systématiques. Le principe de l'écriture topologique est abordé. Cela sera utile, sans être indispensable, et la notion d'isomérie, détaillée dans le chapitre 10, est revue.

Correspondance avec le programme

- Nomenclature des alcanes et des alcools ; formule semi-développée.
- Reconnaître une chaîne carbonée linéaire, ramifiée ou cyclique. Nommer un alcane et un alcool. Donner les formules semi-développées correspondant à une formule brute donnée dans le cas de molécules simples.

Corrigé

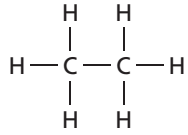
a.



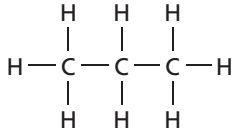
Méthane

Le carbone, impliqué dans 4 liaisons covalentes, est donc entouré d'un octet d'électrons.

b.

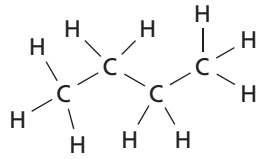


Éthane

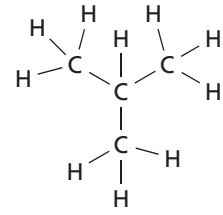


Propane

c. Il existe deux possibilités d'arranger les atomes de carbone du butane (c'est-à-dire le squelette carboné) :

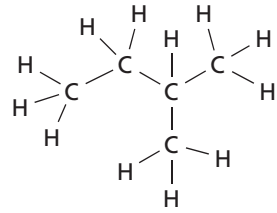


Butane

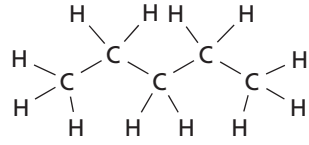


Méthylpropane

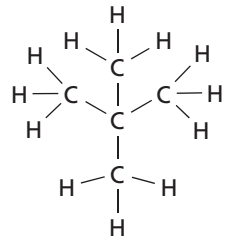
Il en existe trois pour le pentane :



Méthylbutane

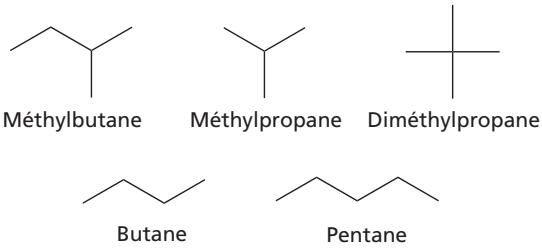


Pentane

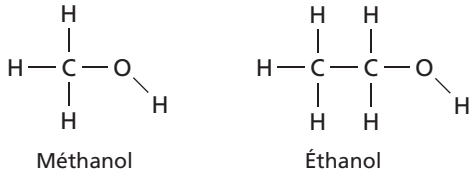


Diméthylpropane

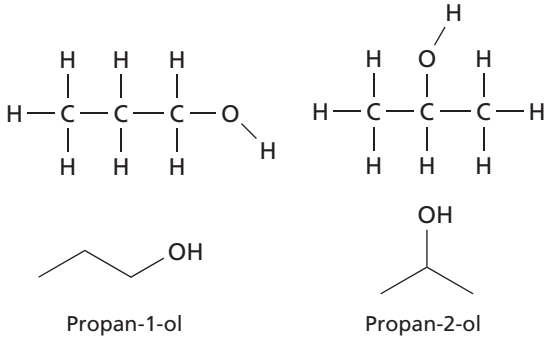
d.



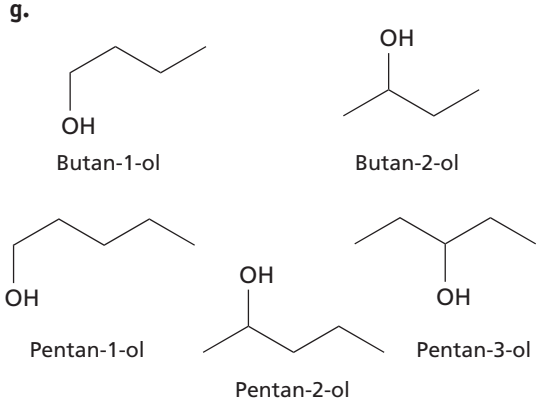
e.



f.



g.



Commentaires

- La question d'une nomenclature en chimie a été d'abord posée, et provisoirement résolue par Lavoisier dans le cadre limité des sels et des petites molécules (oxyde d'azote, de soufre, etc.). Le passage du nom commun (vitriol, sel de mer déphlogistiqué, etc.) à un nom décrivant la structure (chlorure de sodium) fut une véritable révolution.

  En chimie organique, ce besoin a dû attendre la découverte par Le Bel et van't Hoff (1874) de la structure tétraédrique du carbone. De ce fait, à la fin du XIX^{e} siècle, devant le nombre de plus en plus important d'espèces chimiques connues, une commission internationale fut formée (1889). Elle parvint à en finaliser des règles lors du congrès de Genève de 1892 (nomenclature de Genève). Ces règles furent précisées et complétées en 1930 (nomenclature de Liège). Leur évolution fut constante et aboutit à la nomenclature de Paris (1958) qui elle-même ne fut pas définitive, de nouveaux cas obligeant à l'affiner. Par exemple, la prise en compte, dans la nomenclature, de la chiralité (R/S) fut proposée en 1966 par Cahn, Ingold et Prelog. La validation de ces règles est dédiée à l'IUPAC.
- Si les règles des hydrocarbures et des alcools qui concernent les élèves en Première S sont stables et connues de tous les chimistes, il n'en n'est pas de même pour la nomenclature systématique d'espèces chimiques aux formules plus élaborées. Dans certains cas, seuls quelques spécialistes s'y retrouvent. Un exemple illustre bien ce propos : la nomenclature systématique du fullerène de formule C_{60} !

2 Température d'ébullition et solubilité (p. 214)

Recherche d'informations

Objectif

Cette activité est une étude d'un document constitué de données physico-chimiques sur les alcanes et les alcools. Il constitue un bon entraînement à la compétence « Extraire et exploiter des informations sur… ». En comparant les températures d'ébullition dans une famille chimique, ou pour des espèces chimiques comparable d'une famille à l'autre, l'élève induit une tendance générale sur l'évolution des températures d'ébullition. Il est ensuite invité à faire de même avec les valeurs de solubilité dans l'eau. Au-delà de cette démarche inductive, l'élève doit réutiliser des connaissances théoriques sur les liaisons de van der Waals et les liaisons hydrogène vues au chapitre 14.

Cette activité suppose que les élèves ont acquis la notion que deux liquides peuvent, suivant les cas, ne former qu'une seule phase ou en former deux après agitation.

Une observation directe de ce phénomène ou une étude de la photo (fig. 2 en accompagnement de cette activité) est un préalable à cette activité.

Correspondance avec le programme

Miscibilité des alcools avec l'eau. Interpréter :

- l'évolution des températures de changement d'état au sein d'une famille de composés ;
- les différences de température de changement d'état entre les alcanes et les alcools ;
- la plus ou moins grande miscibilité des alcools avec l'eau.

Corrigé

a. Plus les alcanes ont d'atomes de carbone, plus leurs températures d'ébullition sont élevées.
Il en est de même pour les alcools. (Cette règle n'est stricte que pour les hydrocarbures linéaires.)

b. Si les molécules d'éthane établissent plus de liaisons attractives avec leurs voisines en phase liquide que ne le font les molécules de méthane, il est normal qu'il soit plus difficile de les séparer pour les faire passer en phase vapeur. Pour cette raison, la température d'ébullition de l'éthane est donc supérieure à celle du méthane.

c. Il faut comparer des espèces chimiques comparables, donc soit les alcanes et les alcools qui possèdent le même nombre d'atomes de carbone (éthane et éthanol), soit les alcools et les alcanes qui ont un atome de carbone en plus (pour comparer des molécules qui ont le même nombre de « gros » atomes). Dans les deux cas, les alcools ont des températures d'ébullition supérieures à celles des alcanes correspondants.

d. Les groupes caractéristiques OH des alcools mettent en jeu des liaisons hydrogène intermoléculaires (attractives), ce qui rend plus difficile la mise en phase vapeur du liquide.

e. Plus une molécule d'alcool possède d'atomes de carbone, moins elle est soluble dans l'eau.

f. Fig. 2a. : L'heptane, peu miscible avec l'eau, est en train de démixer.

Fig. 2b. : L'heptane et l'eau forment deux phases distinctes à cause de leur faible miscibilité.

Fig. 2c. : Le propan-1-ol est miscible à l'eau en toute proportion, le mélange ne présente qu'une unique phase.

Commentaires

- Il est important de ne pas étendre les règles sur les températures d'ébullition aux espèces chimiques dont la chaîne carbonée est ramifiée. Les raisonnements sur les interactions intermoléculaires doivent, en effet, prendre soin de comparer ce qui est comparable.

  Prenons le contre-exemple d'espèces chimiques dont il serait vain de comparer les températures de changements d'état : le pentane et son isomère le 2,2-diméthylpropane, encore appelé néopentane. La température de fusion du pentane est – 129 °C alors que celle de son isomère ramifié est – 16 °C. L'explication, au niveau microscopique relève de la statistique. Le néopentane ne possède qu'une seule conformation et le passage à l'état cristallisé (création d'ordre) s'en trouve facilité. En revanche, le pentane possède 3 conformations principales par liaisons C—C, soit $3^4 = 81$ conformations. Même si certaines sont identiques par symétrie, la formation d'un réseau cristallin où chaque molécule est identiquement disposée à côté de ses voisines est donc hautement improbable pour le pentane, dont la température d'ébullition est bien plus basse. Le nombre d'atomes de carbone dans la chaîne est donc loin d'être le seul facteur à prendre en compte pour les températures de changement d'état, d'où l'obligation de comparer des molécules comparables, par exemple, des molécules linéaires.
- De nombreux élèves (et étudiants) relient les températures d'ébullition à la masse molaire, en évoquant naïvement l'idée que ce qui est léger (en masse), devient plus facilement un gaz (qui peut s'élever). Il faut être bien clair que cela n'est pas fondé théoriquement.
- La photo de cette activité, où l'on voit deux liquides (heptane et eau) ne pas se mélanger après agitation, et deux autres (eau et propan-1-ol) ne former qu'une seule phase, n'est pas une évidence pour les élèves. Les élèves qui ne sont pas au clair avec ces deux possibilités (miscibilité ou non de deux liquides) ne peuvent tirer aucun parti de la présente activité. Ils doivent, par exemple, réaliser qu'une couche d'eau et une de propan-1-ol peuvent se superposer (sans se mélanger, même après plusieurs minutes) et le fait que ces deux couches ne constitueront qu'une unique phase homogène après agitation. En revanche, le devenir d'une couche d'eau et d'une couche d'heptane est différent. Qui plus est, la miscibilité eau – propan-1-ol ne préjuge d'aucune réaction entre ces deux espèces chimiques.

- Il ne faut pas se laisser surprendre si le mélange du volume V_1 d'eau et du volume V_2 de propan-1-ol ne donne pas le volume $V_1 + V_2$ de mélange. Un mélange de solvant ne conserve jamais le volume, mais conserve la masse.

3 Distillation fractionnée
(p. 215)

Travaux pratiques

Objectif

Ce TP est avant tout un TP d'observation d'une distillation. En aucun cas la théorie de la distillation n'est abordée. Parmi les observations, l'élève prendra conscience, outre le montage intéressant par lui-même que :

- le front liquide-vapeur s'élève progressivement dans la colonne après une période de chauffage ;
- la température en haut de colonne ne s'élève que quand le front de distillation atteint le thermomètre ;
- la température en tête de colonne finit par se stabiliser et que c'est à ce moment qu'une espèce chimique de température d'ébullition correspondante est récupérée pure.

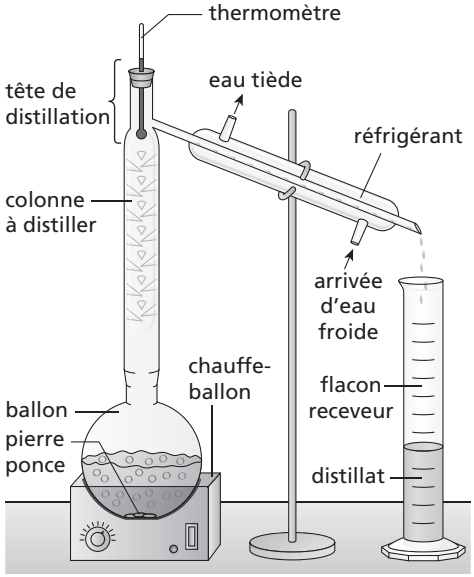
Ces observations sont mises en avant dans la vidéo *Distillation* du cédérom Micromega.

Correspondance avec le programme

Réaliser une distillation fractionnée.

Corrigé

a.



b. La première éprouvette récupérée contient de l'heptane ($\theta_{ébul} = 98{,}4$ °C) et la seconde du butan-1-ol ($\theta_{ébul} = 117{,}2$ °C).

c. La distillation a permis de séparer deux espèces chimiques qui n'auraient pas pu être séparées par décantation ou par filtration, par exemple.

Commentaires

- La relation avec la distillation du pétrole requiert quelques précautions de langage. Ce qui se passe dans une raffinerie ne vise pas à séparer des espèces chimiques mais à produire des coupes. L'objectif de la raffinerie est de séparer le pétrole brut en coupes (groupe d'espèces chimiques de températures d'ébullition voisines).
- Une étude plus complète de la distillation, qui n'est à notre avis pas au programme mais qui peut être envisagée avec des élèves de Première S, est de comparer la température en bas et en haut de la colonne. Il est alors possible de constater que ces deux températures diffèrent si le liquide présent dans le ballon est effectivement un mélange. Cela montre l'intérêt de la colonne.
- Bien que l'explication ne soit pas du niveau de la Première S (elle relève des diagrammes binaires), il est essentiel de ne pas laisser dire aux élèves que le gaz issu de l'ébullition d'un mélange de deux espèces chimiques est constitué uniquement du produit le plus volatil. Si tel était le cas, il n'y aurait pas besoin de colonne. Ce gaz est constitué du mélange des deux espèces chimiques, avec une composition enrichie en produit le plus volatil.

Exercices

Pour raison de simplicité et de lisibilité, les réponses dans le livre du professeur sont données en écriture topologique.

Suivant les exigences de l'enseignant, son corrigé pourra être formulé soit avec ce type de représentation soit en formule semi-développée, les énoncés n'ayant pas formulé d'exigence sur ce point.

Test

1 **a.** Cyclique. **b.** Linéaire. **c.** Ramifiée.

2 **a.** Cyclopentane. **b.** Hexane. **c.** Méthylpropane (ou 2-méthylpropane).

3 $CH_3—CH_2—CH_2—OH$; $CH_3—CH(OH)—CH_3$

4 $CH_3—CH_2—C(CH_3)(OH)—CH_3$

5 Plus la chaîne d'un alcool linéaire est longue, plus sa température d'ébullition est élevée. (Cela est dû à l'augmentation du nombre d'interactions de van der Waals qui maintiennent la cohésion de l'espèce chimique à l'état liquide.)

6 Les propriétés de ces deux espèces chimiques peuvent être comparées car elles possèdent toutes deux un squelette carboné linéaire de même longueur. Le pentane ne présente pas de liaison hydrogène, comme le pentan-1-ol, et la cohésion de son état liquide est moindre, d'où un passage plus facile à l'état gaz.

7 Plus la chaîne d'un alcool linéaire est longue, plus sa solubilité dans l'eau diminue. (Cela est dû à l'augmentation de la partie non polaire de la molécule d'alcool, ce qui nuit aux interactions entre le soluté (l'alcool) et le solvant (l'eau) principalement responsables de la solubilité.)

Exercices d'entraînement

8 **Alcane en C_3**

$CH_3—CH_2—CH_3$: propane.

9 **Alcanes en C_5**

Pentane et cyclopentane.

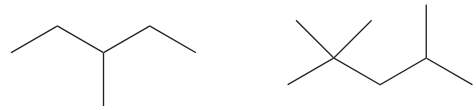
10 **Noms incorrects**

a. Le 3-méthylpropane est en fait le butane, il faut compter le nombre d'atomes de la chaîne carbonée la plus longue pour choisir le radical du nom de la molécule.

b. Le 4-méthylpentane est le 2-méthylpentane (l'indice de position doit être minimisé) ; le 1,1-diméthylbutane est le 2-méthylpentane car il faut compter la chaîne la plus longue ; le méthylméthane est l'éthane pour la même raison ; le cycloéthane n'existe pas car il faut au moins trois atomes de carbone pour faire un cycle.

11 **Alcanes méthylés**

a.



b. C'est le diméthylpropane.

Commentaire

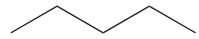
Le 2,2,4-triméthylpentane est le nom systématique de l'isooctane, ajouté à l'essence pur augmenter son indice d'octane.

12 **Butane**

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 376.

13 **Pentanol**

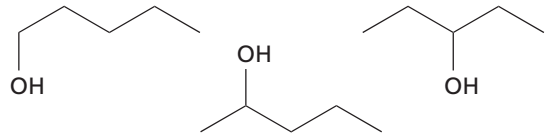
a.



b. C'est le groupe caractéristique des alcools.

c. Trois.

d.



e. Pentan-1-ol Pentan-2-ol Pentan-3-ol

Commentaire

Il existe deux pentan-2-ol énantiomères, ce qui ne peut être abordé en Première S.

14 **Erreur de nomenclature**

a. Il n'y a pas d'ambigüité pour la position du groupe OH dans l'éthanol, il est donc inutile d'indiquer la position du groupe.

b. Le butan-3-ol est le butan-2-ol (il faut numéroter la chaîne dans le sens qui minimise les indices de position).

Le 2-méthylpropan-3-ol est le 2-méthylpropan-1-ol pour la même raison.

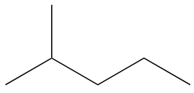
Le 2-méthylpentan-4-ol est le 4-méthylpentan-2-ol car le sens de numérotation doit minimiser le groupe OH et non la ramification.

c. Le 2,2-diméthylbutan-2-ol n'existe pas, le carbone 2 ne respecterait pas la règle de l'octet.

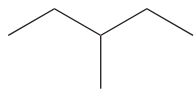
15 Alcanes en C_6

a. Hexane.

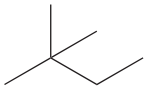
b.



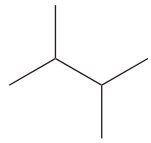
2-méthylpentane



3-méthylpentane



2,2-diméthylbutane



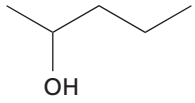
2,3-diméthylbutane

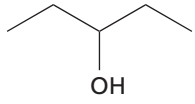
c. Toutes les chaînes sont ramifiées.

d. Il n'existe pas de cycloalcane de formule C_6H_{14}.

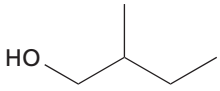
16 Isomère du pentanol

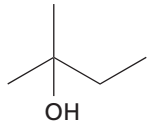
a.

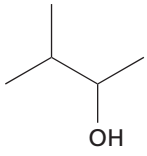


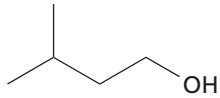


b.

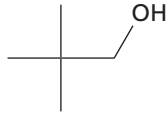








c.



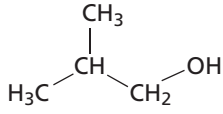
d. Les deux premiers isomères ont des chaînes linéaires, les autres ont des chaînes ramifiées.

Commentaire

Il existe deux pentan-2-ol, deux 2-méthylbutan-1-ol, deux 2-méthylbutan-2-ol et deux 3-méthylbutan-2-ol énantiomères, ce qui ne peut être abordé en Première S.

17 Courte chaîne ramifiée

a.



b. Méthylpropan-1-ol (le méthylpropan-2-ol est également une bonne réponse).

Commentaire

Les chimistes organiciens ont l'habitude de nommer cet alcool le 2-méthylpropan-1-ol bien qu'ils reconnaissent volontiers que le « 2- » ne soit pas utile.

18 Miscibilité des alcools avec l'eau

La chaîne carbonée du propan-1-ol est plus courte que celle du butan-1-ol, d'où sa plus grande solubilité dans l'eau.

19 Methanol

a. Les liaisons hydrogène intermoléculaires entre les molécules d'alcool donnent une plus grande cohésion à la phase liquide que les liaisons de van der Waals entre les molécules de méthane, car ces dernières sont moins énergétiques.

b. Tous les alcools. En effet, leur chaîne carbonée est forcément plus longue puisque le méthanol a la chaîne carbonée la plus courte. La lecture attentive de la figure 1 p. 214 suggère de répondre « tous les alcools ayant au moins 4 atomes de carbone, puisque les alcools en C1, C2 et C3 sont infiniment miscibles avec l'eau.

c. Mettre 5 mL d'un alcool à tester et autant d'eau dans un tube à essais et agiter. Comparer le résultat à un autre tube contenant un mélange de méthanol et d'eau en quantités égales.

20 Température d'ébullition

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 376.

21 Gaz de chauffage

Quand la température diminue, le butane devient liquide dans des conditions thermiques auxquelles le propane est encore gazeux. Or les appareils de chauffage sont réglés pour être alimentés en gaz, donc le butane, liquide dès – 0,5 °C, n'est plus utilisable comme « gaz » s'il est entreposé à l'extérieur par grand froid.

22 Bas point de fusion

a. Comme la température de fusion diminue avec la longueur de la chaîne carbonée des alcanes, celui qui possède la plus basse température de fusion est celui qui ne possède qu'un atome de carbone, c'est-à-dire le méthane, de formule CH_4.

b. Les forces attractives intermoléculaires de van der Waals sont d'autant plus fortes que le nombre d'atomes des molécules concernées est grand.

Ainsi, moins il y a d'atomes, moins le bilan des forces intermoléculaires attractives est grand.

Exercices d'approfondissement

23 Erreur à réparer

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 376.

24 Distillation ratée

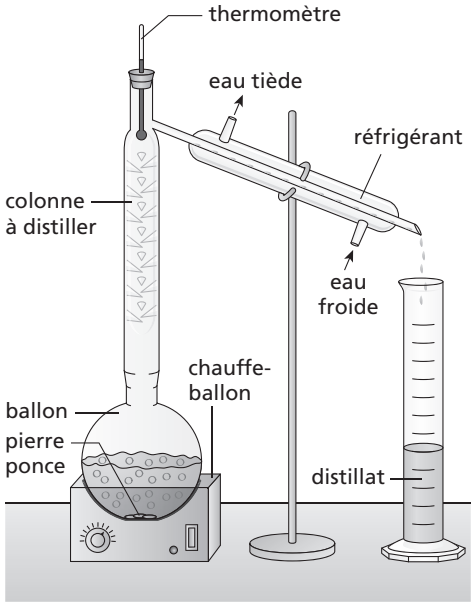
a.

b. Ce sont des chaînes carbonées linéaires.

c. La température d'ébullition la plus basse est celle du butane car sa chaîne carbonée est plus courte que celle de l'heptane.

d. Moins une molécule possède d'atomes, moins elle engage d'interactions intermoléculaires de van der Waals avec ses voisines, et moins sa température d'ébullition est élevée.

e.



f. À 98,4 °C, l'alcane récupéré est l'heptane.

g. Le butane, gazeux à température ordinaire, n'a pu être condensé.

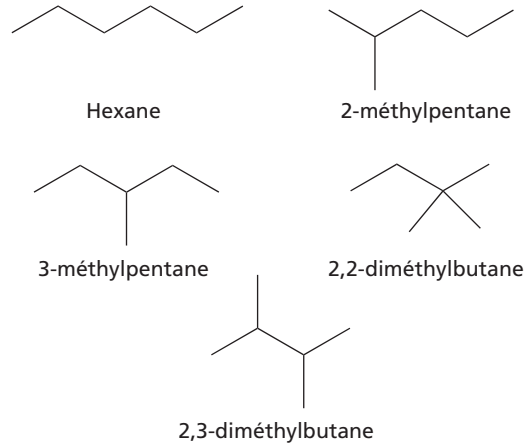
h. La distillation (avec la technique usuelle) d'un mélange H_2O/NH_3 revient à chasser l'ammoniac sans pouvoir le condenser, puis à distiller l'eau à 100 °C.

Commentaire

Un mélange butane – heptane est liquide, avec une forte pression de vapeur de butane, comme une solution aqueuse d'ammoniac ($\theta_{ébul}(NH_3)$ = – 33 °C). Cette dernière peut être distillée et bien évidemment l'ammoniac n'est pas condensable par un réfrigérant à eau.

25 Distillation impossible

a. et **b.**



c. Comme ces hydrocarbures isomères présentent des structures voisines, leurs températures d'ébullition sont proches : respectivement 69 °C ; 60 °C ; 64 °C ; 50 °C et 58 °C. Aucune espèce chimique ne sera donc seule en tête de colonne et la température ne pourra pas s'y stabiliser.

d. Cette séparation ne sera pas efficace, et ressemblera à ce qui se passe dans une tour de raffinage (voir l'article de culture et sciences, p. 221).

Commentaires

- Un raffineur récupère des coupes de température et ne délivre jamais de produits purs (sauf quelques gaz comme le méthane).
- La distillation dite « à bande tournante » permet la séparation d'espèces chimiques dont les points d'ébullition sont séparés de 1 ou 2 °C. Elle serait efficace pour séparer les 5 isomères de l'hexane ; c'est une technique minutieuse et lente qui permet d'obtenir de petites quantités de produit. Le principe tient au remplacement d'une colonne de Vigreux par une colonne contenant une longue hélice verticale en Téflon® ou en métal, qui tourne rapidement et pulvérise en brouillard le liquide retournant dans le ballon ; il en résulte un excellent échange avec la vapeur montante, et donc une très bonne séparation entre les différentes espèces chimiques, c'est-à-dire l'équivalent de nombreux plateaux théoriques. Dans la pratique, il faut attendre plusieurs heures que la colonne soit

stabilisée, et soutirer les gouttes de liquide une à une pour ne pas déséquilibrer la colonne. (Voir schéma : http://www.brinstrument.com/fractional-distillation/spinning_band_distillation.html).

26 Alcane et alcène isomères

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 377.

27 Alcène en C_6

a. Dès qu'un des deux atomes de carbone de la double liaison n'est pas lié à des atomes voisins différents, il n'y a pas d'isomérie Z/E. Dans le cas présent, les deux atomes de carbone sont liés à des atomes voisins identiques.

b. C_6H_{12}.

c. Le cyclohexane a également cette formule brute.

d. La chaîne carbonée du cyclohexane est cyclique.

Commentaire

D'autres réponses sont possibles à la question **c.**, par exemple le méthylcyclopentane, qui est un isomère du cyclohexane.

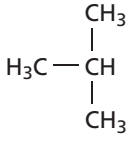
28 Que des CH_3

a. Un alcane linéaire (sauf le méthane) possède forcément un CH_3 à chaque bout de chaîne, il est donc impossible qu'il y ait un seul CH_3 dans la formule.

b. Il y a en a forcément 2 et 2 seulement.

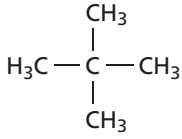
c. Pour un alcane linéaire, la réponse est non.

d.



e. Il s'agit du méthylpropane. (Cet alcane est souvent nommé le 2-méthylpropane, mais l'indice 2 n'a pas besoin d'être indiqué.)

f.



Diméthylpropane

29 Énigme

a. Il s'agit d'un alcool (soluble dans l'eau), de courte longueur de chaîne (très soluble dans l'eau). Il faut essayer les premiers : CH_3OH ; C_2H_5OH ; C_3H_7OH.

C_3H_7OH correspond à la description.

b. Il peut s'agir du propan-1-ol ou du propan-2-ol. Cet alcool n'est donc pas unique.

30 Formule générale

a. $CH_4 = C_1H_{2\times1+2}$; $C_2H_6 = C_2H_{2\times2+2}$; etc.

Pour allonger la chaîne carbonée, il faut remplacer le H du bout de la chaîne par CH_3, ce qui fait bien une addition de CH_2 c'est-à-dire de 1 C pour 2 H.

La formule C_nH_{2n+2} est donc générale pour les alcanes linéaires.

b. Il en est de même quand un H qui n'est pas terminal est échangé contre un CH_3. La formule $C_{(n+1)}H_{2(n+1)+2}$ se transforme en $C_{n'}H_{2n'+2}$ en posant $n' = n + 1$.

Commentaire

Une démonstration exacte pourrait se faire par récurrence.

31 Formule des cycloalcanes

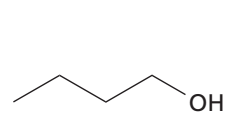
a. Le plus petit alcane cyclique est le cyclopropane C_3H_6.

b. Cet alcane est bien de la forme C_nH_{2n} avec $n = 3$.

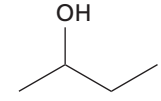
c. La formule de l'alcane qui possède n chainons est bien celle indiquée car chaque carbone est associé à deux atomes d'hydrogène.

32 Alcool et topologie

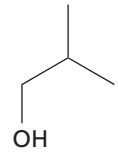
a., **b.** et **e.**



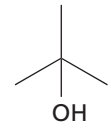
Butan-1-ol



Butan-2-ol



Méthylpropan-1-ol



Méthylpropan-2-ol

Ces deux derniers sont souvent nommés 2-méthylpropan-1-ol et 2-méthylpropan-2-ol, mais il n'est pas nécessaire d'indiquer l'indice de position du méthyle.

c. Ils sont tous isomères.

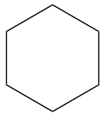
d. Les deux butanols sont linaires et les deux propanols sont ramifiés.

Commentaire

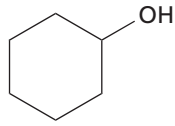
Il existe deux butan-2-ol énantiomères, ce qui ne peut être abordé en Première S.

33 Alcool cyclique et topologie

a.

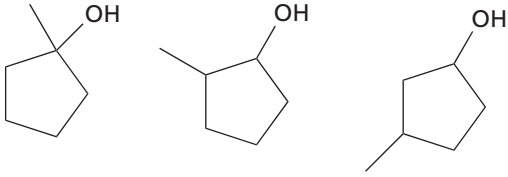


b.



c. Il n'existe pas d'isomère du cyclohexane ayant un cycle à 6 atomes de carbone.

d.



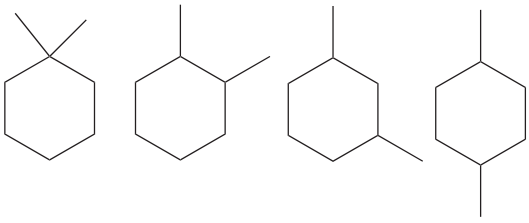
Commentaire

Il existe quatre 2-méthyl- et quatre 3-méthylcyclopentanol stéréoisomères, chaque carbone pouvant être R ou S, ce qui n'est pas abordé en première S, bien évidemment.

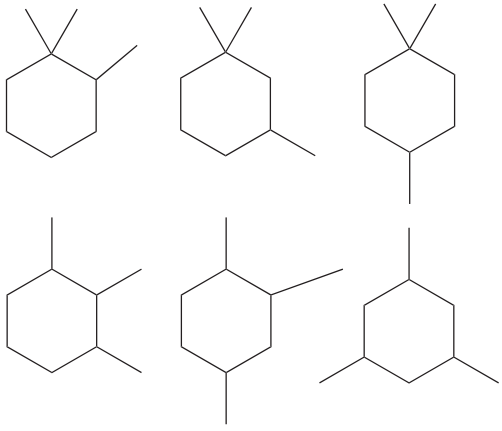
34 Cycle méthylé et topologie

a. C_6H_{12}.

b.



c.



Commentaire

Il existe trois (deux énantiomères et un méso) 1,2-diméthylcyclohexanes, trois 1,3-diméthylcyclohexanes et deux (cis et trans) 1,4-diméthylcyclohexane stéréoisomères, ce qui ne peut être abordé en Première S.

Les trois premiers isomères du triméthylcyclohexane ne présentent pas de stéréoisomérie, mais les trois suivants possèdent respectivement 4, 8 et 2 stéréoisomères.

35 Utilisation des hydrocarbures gazeux

a. Une raffinerie sert à séparer les principales espèces chimiques constituant le pétrole (voir l'article culture et sciences p. 221).

b. Les alcanes sont CH_4, C_3H_8, et C_4H_{10}.

c. CH_4, c'est le méthane.

d. $CH_2{=}CH_2$

e. PE est le code du polyéthylène.

f. Le polyéthylène sert à faire des emballages plastiques, par exemple sous forme de films plastiques.

g. $CH_3{-}CH{=}CH_2$

h. PP est le code du polypropylène.

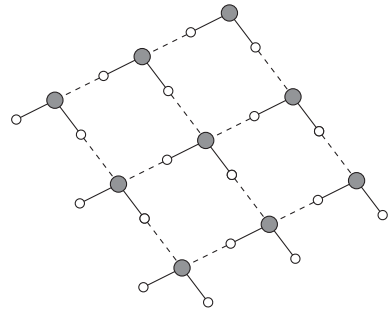
i. Le polypropylène est beaucoup utilisé pour construire des pièces moulées (pare-chocs de voiture par exemple).

j. Propane et butane.

k. Ces gaz servent de combustibles, ils sont vendus en bouteille.

36 Modèle de la solubilité dans l'eau

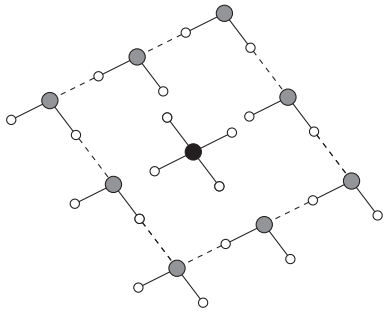
a.



b. Il apparaît 12 liaisons hydrogène.

c. La situation représentée sur la figure 2 modélise une solution de méthane dans l'eau.

d.

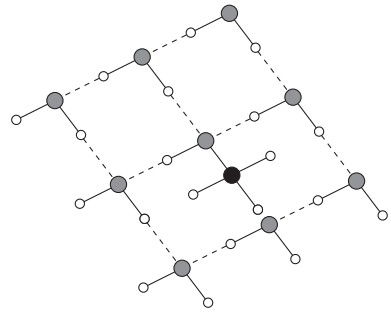


e. Il n'apparaît que 8 liaisons hydrogène au lieu de 12.
La situation du méthane dans l'eau est donc moins stable que celle de l'eau pure.

f. Le nombre moins élevé de liaisons hydrogène explique que le méthane, et plus largement les alcanes, ne sont pas solubles dans l'eau.

g. La figure 3 représente une solution de méthanol dans l'eau.

h.



i. Il apparaît 11 liaisons hydrogène ce qui est une faible perturbation de la situation de l'eau pure. C'est pour cette raison que le méthanol est bien soluble dans l'eau.

j. Quand la chaîne carbonée d'un alcool est allongée, de plus en plus de liaisons hydrogène disparaissent, ce qui explique que la solubilité des alcools diminue avec la longueur de leur chaîne carbonée.

Commentaire

La structure proposée pour l'eau liquide fait penser à celle de l'eau solide ; c'est le cas, l'eau liquide est localement structurée en grandes grappes qui se réarrangent en permanence.

CHIMIE

17

Effets thermiques des combustions

Introduction au chapitre (p. 227)

Ce chapitre traite des combustions, de leur effet thermique et de leurs utilisations pour le chauffage.

Il s'appuie sur des notions vues au chapitre 8 sur le bilan de matière. Les notions d'avancement et de réactif limitant qui y ont été introduites seront réutilisées ici. Les notions de chaleur massique de changement d'état et d'agitation thermique vues au chapitre 15 seront également réinvesties.

Seuls les systèmes simples, sans perte de chaleur seront traités : la chaîne énergétique et les cas où une partie de l'énergie thermique est perdue par transfert à l'environnement seront traités ultérieurement, au chapitre 22.

À l'issue de ce chapitre, les élèves devront donc savoir équilibrer une équation chimique de combustion, calculer l'énergie du transfert thermique qui a lieu vers un système et la relier à son élévation de température. En plus de cette compétence quantitative, les élèves devront pouvoir faire des prévisions qualitatives, par exemple prévoir qui d'une même masse d'eau ou d'un métal s'échauffe le plus quand une même quantité d'énergie thermique leur est transférée. Une autre compétence qualitative est de prévoir quel combustible provoquera la plus grande élévation de température, à partir des données *ad hoc*.

Commentaire

Dans les tableaux d'avancement, les quantités de matière et l'avancement sont exprimés en moles.

Activités

1 Le chalumeau (p. 228)

Histoire des Sciences

Objectif

Cette activité, basée sur des faits historiques relatant les progrès des chalumeaux, permet à l'élève d'écrire des équations de combustion, de se souvenir que les métaux aussi peuvent brûler (combustion de la paille de fer vue au collège), et de revoir la composition de l'air (vue en 4e). C'est une activité d'introduction permettant de revoir les prérequis du chapitre.

Correspondance avec le programme

Écrire une réaction de combustion.

Corrigé

a. L'équation chimique de la combustion du dihydrogène et de l'acétylène dans le dioxygène sont respectivement : $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$

et $2\ C_2H_2 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 2\ H_2O$.

b. L'air est composé d'un cinquième de dioxygène et de quatre cinquièmes de diazote (les autres gaz sont présents en quantité beaucoup plus faible, Ar, CO_2, H_2O, etc.).

Lors d'une combustion dans l'air, il faut donc chauffer une grande quantité de gaz spectateurs (diazote essentiellement).

La température atteinte par la flamme est donc moindre que dans le dioxygène pur pour une même chaleur transférée.

c. La combustion locale du fer est suffisamment exothermique pour entretenir la température qui permet sa combustion avec un simple apport de comburant. Il n'est plus nécessaire d'apporter de la chaleur avec la combustion de l'acétylène.

Commentaire

$4\ Fe + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3$: la combustion du fer forme de l'oxyde de fer (III).

2 Choisir un combustible (p. 228)

Exploitation de données

Objectif

Cette activité permet d'introduire les grandeurs quantitatives des énergies de combustion sans calculs compliqués (proportionnalité seulement). Elle propose un tableau de valeurs d'énergie massique de combustion et d'énergie molaire de combustion que l'élève doit exploiter.

Correspondance avec le programme

Énergie libérée lors de la combustion d'un hydrocarbure ou d'un alcool.

Corrigé

a. Les alcanes ont une chaleur de combustion supérieure à celle des alcools possédant le même nombre d'atomes de carbone. L'énergie de combustion (qu'elle soit molaire ou massique) du méthane est supérieure à celle du méthanol, et celle de l'éthane est supérieure à celle de l'éthanol.

b. L'influence de la ramification sur l'énergie de combustion est insignifiante. Cela se voit sur l'exemple du butane et du 2–méthylpropane, tous deux de formule brute C_4H_{10}.

c. La masse de butane à brûler est :

$$m_{\text{butane}} = \frac{Q}{E_{\text{massique butane}}} = \frac{15.10^3}{49,6} = 3,10^2 \text{ g.}$$

La quantité de matière de butane à brûler peut être calculée soit en convertissant la masse obtenue à la question précédente (pour cela il faut calculer la masse molaire du butane), soit en utilisant les données de la figure 2.

- Calcul à partir de la masse :

$M_{\text{butane}} = 4\ M(\text{C}) + 10\ M(\text{H}) = 4 \times 12 + 10 \times 1$

$M_{\text{butane}} = 58 \text{ g.mol}^{-1}$

$$n_{\text{butane}} = \frac{m_{\text{butane}}}{M_{\text{butane}}} = \frac{302}{58} = 5,2 \text{ mol.}$$

- Calcul à partir des données de la figure 2 :

$$n_{\text{butane}} = \frac{Q}{E_{\text{molaire butane}}} = \frac{15.10^3}{2\,877} = 5,2 \text{ mol.}$$

d. La masse de bois à brûler est :

$$m_{\text{bois}} = \frac{Q}{E_{\text{massique bois}}} = \frac{15.10^3}{18} = 8,3.10^2 \text{ g.}$$

Commentaires

- Question **a.** : les alcynes ont une chaleur de combustion plus élevée que celle des alcanes, seul l'exemple de l'acétylène permet de l'illustrer. Il est important que les élèves prennent l'habitude, lors de traitement de données, de ne comparer que des valeurs pour lesquelles ils peuvent justifier de la possibilité de comparaison. Dans ce cas, il s'agit de comparer des alcanes et des alcools ayant le même nombre d'atomes de carbone.
- Question **c.** : montrer les deux méthodes aux élèves leur permet de passer d'une énergie de combustion molaire à une énergie de combustion massique.
- Les données sont valables si l'eau produite par la combustion est à l'état liquide. Dans le cours, un autre tableau donne les mêmes énergies de combustion si l'eau produite est à l'état gazeux. Les différences seront utilisées par les élèves au chapitre 22, mais on peut déjà attirer leur attention sur le fait que l'état physique des réactifs et des produits modifie la valeur de l'énergie de combustion et qu'il faut y porter attention.
- Les données sont approximatives pour le bois car cela dépend des essences.

3 Évaluer l'effet thermique d'une réaction de combustion (p. 229)

TP Travaux pratiques

Objectif

Cette activité est un TP qui demande aux élèves de mesurer la chaleur transférée par une combustion. Avec le matériel facilement disponible en lycée, seules des estimations sont possibles. Deux estimations seront faites avec deux méthodes différentes, afin de pouvoir les comparer. Le cours doit avoir été traité avant cette activité.

Correspondance avec le programme

Mettre en œuvre un protocole pour estimer la valeur de l'énergie libérée lors d'une combustion.

Commentaires

- Pour limiter les erreurs, il vaut mieux choisir deux températures initiale et finale qui encadrent la température ambiante : la chaleur perdue par le système dans l'air ambiant quand sa température sera supérieure à la température ambiante sera en partie compensée par la chaleur qu'il recevra de l'extérieur avant de l'atteindre.

- La lampe à alcool peut être posée sous un trépied qui portera la canette (cas des mesures présentées ici), ou être suspendue comme sur la photo p. 229.
- Les écarts sont importants suivant la façon dont le travail est effectué. Les résultats sont présentés pour deux séries de mesures.

Corrigé

Série 1

$m_{canette} = 29,5$ g ; $m_{eau} = 100$ g ; $m_i = 145,8$ g ; $m_f = 145,3$ g ; $\theta_i = 10,8$ °C ; $\theta_f = 32,9$ °C.

a. La masse d'éthanol brûlée est :

$$\Delta m_{éthanol} = 0,5 \text{ g.}$$

L'énergie transférée lors de sa combustion est :

$$Q = E_{comb} \times \Delta m_{éthanol} = 28,8 \times 0,5 = 14,4 \text{ kJ.}$$

(L'eau produite par combustion étant à l'état gazeux, les données utilisées sont en page 231.)

b. L'énergie transférée à l'eau est :

$Q' = (m_{eau} \times C_{eau} + m_{fer} \times C_{fer}) \times (\theta_f - \theta_i)$

$Q' = (100 \times 4,18 + 29,5 \times 0,44) \times (32,9 - 10,8)$

$Q' = 9,52$ kJ.

c. Ces deux estimations de l'énergie transférée lors de la combustion ne sont pas égales. L'écart relatif entre les deux estimations est :

$$\frac{14,4 - 9,52}{14,4} \times 100 = 34 \text{ %.}$$

Série 2

$m_{canette} = 29,5$ g ; $m_{eau} = 100$ g ; $m_i = 144,66$ g ; $m_f = 144,36$ g ; $\theta_i = 16,6$ °C ; $\theta_f = 28,3$ °C.

a. La masse d'éthanol brûlé est :

$\Delta m_{éthanol} = 0,30$ g.

L'énergie transférée lors de sa combustion est :

$$Q = E_{comb} \times \Delta m_{éthanol} = 28,8 \times 0,30 = 8,64 \text{ kJ.}$$

b. L'énergie transférée à l'eau est :

$Q' = (m_{eau} \times C_{eau} + m_{fer} \times C_{fer}) \times (\theta_f - \theta_i)$

$Q' = (100 \times 4,18 + 29,5 \times 0,44) \times (28,3 - 16,6)$

$Q' = 5,04$ kJ.

c. L'écart relatif entre les deux estimations est de 42 %.

De nombreuses approximations permettent d'expliquer ces différences :

- La différence de chaleur entre la chaleur transférée par la combustion et celle reçue par l'eau a servi à chauffer inutilement l'air et les objets environnants (trépieds, canette, manchon du thermomètre, main du manipulateur, etc.).
- La masse d'éthanol brûlé est surévaluée : quand on éteint la flamme, la mèche est encore chaude et de l'éthanol se vaporise. Cet éthanol vaporisé sera pris en compte lors de la pesée.
- Enfin, le thermomètre et la balance ont une incertitude de mesure (voir la notice du fabriquant).

Exercices

Test

1 $C_5H_{12} + 8\ O_2 \rightarrow 5\ CO_2 + 6\ H_2O$

2 **a.** L'énergie de combustion massique du butane est de 46,4 $kJ.g^{-1}$. En brûler 5 g transfère à l'environnement l'énergie thermique :

$$Q = 5 \times 46,4 = 2,10^2 \text{ kJ.}$$

b. L'énergie de combustion molaire du butane est $E = 2\ 691$ $kJ.mol^{-1}$. En brûler $n = 0,2$ mol transfère à l'environnement une énergie thermique :

$$Q = n \times E = 0,2 \times 2\ 691 = 5.10^2 \text{ kJ.}$$

3 La capacité calorifique massique de l'aluminium est $C = 0,9$ $J.g^{-1}.°C^{-1}$. L'énergie qui doit être transférée à $m = 30$ g d'aluminium pour élever sa température de $\Delta\theta$ est :

$Q = m \times C \times \Delta\theta$

$Q = 30 \times 0,9 \times (50 - 10) = 1.10^3$ J.

Exercices d'entraînement

4 **Combustions dans le dioxygène**

a. Le combustible est l'éthane et l'équation chimique de sa combustion dans le dioxygène est :

$2\ C_2H_6 + 7\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 6\ H_2O$

b. Le combustible est l'octane et l'équation chimique de sa combustion dans le dioxygène est :

$2\ CH_3—(CH_2)_6—CH_3 + 25\ O_2 \rightarrow 16\ CO_2 + 18\ H_2O$

c. Le combustible est l'éthanol et l'équation chimique de sa combustion dans le dioxygène est :

$CH_3—CH_2—OH + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$

d. Le combustible est le méthanol et l'équation chimique de sa combustion dans le dioxygène est :

$2\ CH_3—OH + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 4\ H_2O$

5 **Combustion d'un alcane**

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 377.

6 Chauffage d'un loft

La masse m de combustible d'énergie de combustion massique $E_{\text{comb massique}}$ qu'elle va utiliser est :

a. Dans le cas du fioul :

$$m_{\text{fioul}} = \frac{Q}{E_{\text{comb massique}}} = \frac{60.10^6}{38.10^3}$$

$m_{\text{fioul}} = 1{,}6.10^3$ g $= 1{,}6$ kg.

b. Dans le cas du bois :

$$m_{\text{bois}} = \frac{Q}{E_{\text{comb massique}}} = \frac{60.10^6}{15.10^3}$$

$m_{\text{bois}} = 4{,}0.10^3$ g $= 4{,}0$ kg.

7 Lampe à alcool

1. La chaleur Q transférée en 15 heures à l'environnement par ce combustible d'énergie de combustion volumique $E_{\text{comb volumique}}$ est :

$Q = V \times E_{\text{comb volumique}} = 1{,}0 \times 22.10^3 = 22.10^3$ J.

En une heure, la lampe transfère donc à l'environnement une chaleur :

$$Q' = \frac{Q}{15} = 1{,}5.10^3 \text{ kJ}.$$

2. a. L'unité de cette énergie de combustion (kJ.L^{-1}) permet de dire que c'est une énergie de combustion volumique.

b. Le débit de pétrole de cette lampe à pétrole d'énergie de combustion volumique $E'_{\text{comb volumique}}$ est :

$$D = \frac{Q'}{E'_{\text{comb volumique}}} = \frac{1{,}5.10^3}{35.10^3} = 4{,}3.10^{-2} \text{ L}.$$

8 Chauffage d'huile d'olive

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 377.

9 Capacités thermiques de divers métaux

c. Le laiton atteindra la température la plus élevée, car c'est lui qui a la capacité calorifique la plus faible et que l'expérience est réalisée avec la même énergie transférée sur une même masse de substance :

$$\theta_f = \theta_i + \frac{Q}{m_{\text{corps}} \times C_{\text{corps}}}.$$

θ_i, Q et m_{corps} sont identiques dans les trois cas ; plus C_{corps} est petit, plus la température finale est grande.

Pour le laiton : $\theta_f = 20 + \dfrac{2{,}000.10^3}{0{,}100 \times 377} = 73$ °C.

10 Capacités thermiques de divers liquides

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 377.

Exercices d'approfondissement

11 Détermination d'une température finale

La même énergie étant transférée aux trois liquides, le plus chaud sera celui qui a la capacité calorifique la plus basse, ici l'huile. Le liquide le plus froid sera l'eau, car c'est le liquide qui a la capacité calorifique la plus élevée.

Calculons la chaleur transférée Q par la combustion de l'éthanol aux liquides :

$$Q = \frac{81}{100} \times m_{\text{éthanol brûlé}} \times E_{\text{comb éthanol}}$$

$$Q = \frac{81}{100} \times 2{,}0 \times 28{,}8 = 47 \text{ kJ}.$$

Si cette énergie est reçue par l'huile, sa température s'élève jusqu'à la température finale θ_f.

$$\theta_f = \frac{Q}{m_{\text{huile}} \times C_{\text{huile}}} + \theta_i$$

$$\theta_f = \frac{47.10^3}{0{,}500 \times 2{,}0.10^3} + 22 = 69 \text{ °C}.$$

Un calcul similaire dans le cas de l'eau donne :

$$\theta'_f = \frac{47.10^3}{0{,}500 \times 4{,}18.10^3} + 22 = 44 \text{ °C seulement.}$$

12 Gagner 45 °C

a. L'énergie qui doit être transférée aux 1,7 litres d'eau pour les chauffer de 15 °C à 60 °C se calcule par :

$Q = m_{\text{eau}} \times C_{\text{eau}} \times \Delta\theta = (\rho_{\text{eau}} \times V_{\text{eau}}) \times C_{\text{eau}} \times \Delta\theta$

$Q = (1\,000 \times 1{,}7.10^{-3}) \times 4{,}18.10^3 \times (60{,}0 - 15{,}0)$

$Q = 3{,}2.10^2$ kJ.

b. Il faut brûler la masse :

$$m = \frac{Q}{E_{\text{comb éthanol}}} = \frac{3{,}2.10^2}{29{,}7} = 11 \text{ g d'éthanol.}$$

c. Non, l'énergie n'est pas uniquement transférée à l'eau mais également à l'air ambiant, à la casserole contenant l'eau et au récipient contenant l'éthanol qui absorbent eux aussi une partie de la chaleur transférée par la combustion. L'eau n'atteindra pas les 60 °C.

13 Combustibles liquides

a. Éthanol : $CH_3—CH_2—OH$

Butanol : $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—OH$

ou $CH_3—CH_2—CH(OH)—CH_3$

Octane : $CH_3—(CH_2)_6—CH_3$

2,3-diméthylpentane :

$CH_3—CH(CH_3)—CH(CH_3)—CH_2—CH_3$

b. En brûlant 10 g de chaque combustible sous le récipient d'eau, on obtient l'eau la plus chaude avec le 2,3-diméthylpentane puisque son énergie de combustion massique est la plus élevée. L'eau la plus froide s'obtient par combustion d'éthanol.

c. Si l'on brûle 100 mL de combustible, il faut calculer l'énergie de combustion volumique $E_{\text{comb volumique}}$ des combustibles.

Soient V le volume de combustible, m sa masse, $E_{\text{comb massique}}$ son énergie de combustion massique et ρ sa masse volumique :

$$E_{\text{comb volumique}} = \frac{E_{\text{comb}}}{V}$$

$$E_{\text{comb volumique}} = \frac{m \times E_{\text{comb massique}}}{V}$$

$$E_{\text{comb volumique}} = \rho \times E_{\text{comb massique}}.$$

	Éthanol	Butanol	Octane	2,3-diméthylpentane
Énergie de combustion ($MJ.L^{-1}$)	22,68	26,65	31,06	30,76

L'eau la plus chaude a été chauffée par la combustion de 100 mL d'octane. La plus froide par la combustion de 100 mL d'éthanol.

14 Briquet à gaz

a. $2\ C_4H_{10} + 13\ O_2 \rightarrow 8\ CO_2 + 10\ H_2O$

b. Le volume molaire, c'est-à-dire le volume d'une mole, est défini par : $V_m = \frac{V}{n}$.

$$n_{\text{butane}} = \frac{V}{V_m} = \frac{20.10^{-3}}{24} = 8{,}3.10^{-4} \text{ mol.}$$

c. Soit $n(O_2)$ la quantité de matière de dioxygène consommée :

		$2C_4H_{10}$	+	$13O_2$	$\rightarrow 8CO_2 + 10H_2O$	
É.I.	0	$0{,}83.10^{-3}$		$n(O_2)$	0	0
É.F.	x_{max}	$0{,}83.10^{-3} - 2x_{max}$		$n(O_2) - 13x_{max}$	$8x_{max}$	$10x_{max}$

La combustion s'arrête lorsque tout le butane a été consommé :

$$0{,}83.10^{-3} - 2\ x_{max} = 0$$

soit $x_{max} = 0{,}41.10^{-3}$ mol.

d. D'après le tableau d'avancement, si $n(O_2)$ est la quantité de dioxygène consommé :

$n(O_2) - 13\ x_{max} = 0$ à la fin de la combustion,

soit $n(O_2) = 13 \times 0{,}41.10^{-3} = 5{,}4.10^{-3}$ mol.

$V(O_2) = V_m \times n(O_2) = 24 \times 5{,}4.10^{-3} = 1{,}3.10^2$ mL.

$V_{air} = 5 \times V(O_2) = 6{,}5.10^2$ mL.

e. $n(CO_2) = 8\ x_{max} = 8 \times 0{,}41.10^{-3} = 3{,}3.10^{-3}$ mol,

et $V(CO_2) = V_m \times n(CO_2) = 24 \times 3{,}3.10^{-3} = 79$ mL.

f. $n_{eau} = 10\ x_{max} = 10 \times 0{,}41.10^{-3} = 4{,}1.10^{-3}$ mol,

et $V_{eau} = V_m \times n_{eau} = 24 \times 4{,}1.10^{-3} = 98$ mL.

15 Chaudière au butane

a. $2\ C_4H_{10} + 13\ O_2 \rightarrow 8\ CO_2 + 10\ H_2O$

b. Il faut d'abord déterminer la quantité de matière de butane que cette chaudière consomme par heure :

$$n_i(C_4H_{10}) = \frac{m}{M} = \frac{2{,}05.10^3}{58{,}0} = 35{,}3 \text{ mol.}$$

Soit $n(O_2)$ la quantité de matière de dioxygène consommée :

		$2C_4H_{10}$	+	$13O_2$	$\rightarrow 8CO_2 + 10H_2O$	
É.I.	0	35,3		$n(O_2)$	0	0
É.F.	x_{max}	$35{,}3 - 2x_{max}$		$n(O_2) - 13x_{max}$	$8x_{max}$	$10x_{max}$

Quand tout le butane est brûlé : $35{,}3 - 2\ x_{max} = 0$; soit $x_{max} = 17{,}6$ mol.

D'après le tableau d'avancement, à la fin de la combustion, $n(O_2) = 13 \times 17{,}6 = 229$ mol.

$V(O_2) = V_m \times n(O_2) = 24 \times 229 = 5{,}5.10^3$ L.

$V_{air} = 5{,}0 \times V(O_2) = 5{,}0 \times 5{,}5.10^3$

$V_{air} = 27.10^3$ L ; soit 27 m^3.

Il faut donc une bonne ventilation autour de la chaudière qui doit être placée dans un local aéré.

c. En 1 heure, avec un débit D de combustible, la chaudière transfère à l'environnement une chaleur Q :

$Q = D \times E_{\text{comb massique}} = 2{,}05 \times 47{,}6 = 97{,}6$ MJ.

d. L'eau doit recevoir une énergie :

$Q = m_{eau} \times C_{eau} \times \Delta\theta = (\rho_{eau} \times V_{eau}) \times C_{eau} \times \Delta\theta$

$Q = (1{,}0 \times 80) \times 4{,}18.10^3 \times (60 - 20)$

$Q = 13.10^6$ J ; soit 13 MJ.

La chaudière, pouvant apporter 97,6 MJ par heure à l'eau du ballon, mettra donc $\Delta t = \frac{13}{97{,}6} = 0{,}13$ h ; soit un peu moins de 8 minutes pour chauffer le ballon.

16 Propane fireplace

1. $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$

2. a. La quantité de matière de propane à brûler est $n(C_3H_8) = \frac{Q}{E_{\text{comb}}} = \frac{50.10^6}{2\,220.10^3} = 23$ mol.

Cela correspond au volume :
$V(C_3H_8) = n \times V_m = 23 \times 24 = 5{,}5.10^2$ L.

b. Soit $n(O_2)$ la quantité de matière de dioxygène consommée :

		C_3H_8 +	$5\,O_2$	$\rightarrow 3\,CO_2$ +	$4\,H_2O$
É.I.	0	23	$n(O_2)$	0	0
É.F.	x_{max}	$23 - x_{max}$	$n(O_2) - 5\,x_{max}$	$3\,x_{max}$	$4\,x_{max}$

Quand tout le butane est brûlé, $23 - x_{max} = 0$;
soit $x_{max} = 23$ mol.
D'après le tableau d'avancement :
$n(CO_2) = 3\,x_{max} = 69$ mol.
Soit $V(CO_2) = n \times V_m = 24 \times 69 = 1{,}7.10^3$ L.

3. Pour le dioxygène :
$n(O_2) - 5\,x_{max} = 0$ à la fin de la combustion,
soit $n(O_2) = 5 \times 23 = 1{,}1.10^2$ mol.
$V(O_2) = V_m \times n(O_2) = 24 \times 1{,}1.10^2 = 2{,}7.10^3$ L.
Soit $V_{air} = 5{,}0 \times V(O_2) = 5{,}0 \times 5{,}5.10^2 = 13.10^3$ L.

4. L'air provient de la pièce dans laquelle se trouve la cheminée. Le dioxyde de carbone et la vapeur d'eau sont en grande partie rejetés par le conduit de la cheminée à l'extérieur de la maison (si le tirage est correct).

5. L'air de la pièce est renouvelé par de l'air extérieur *via* les ventilations. Il entre donc un air frais qui fait baisser la température de la pièce (cela n'a pas été pris en compte dans cet exercice).

17 Chauffage au méthane

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 377.

18 Éthanol et butanol

1. L'équation chimique de la combustion de l'éthanol dans le dioxygène est :

$$C_2H_6O + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$$

L'équation chimique de la combustion du butanol dans le dioxygène est :

$$C_4H_{10}O + 6\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 5\,H_2O$$

2. a. Pour transférer 1 MJ à l'environnement, il faut brûler une masse m d'éthanol :

$$m_{éthanol} = \frac{1}{29{,}7} = 0{,}0334 \text{ kg}$$

ce qui correspond à un volume d'éthanol brûlé :

$$V_{éthanol} = \frac{m_{éthanol}}{\rho} = \frac{33{,}4.10^{-3}}{0{,}79} = 42 \text{ mL}.$$

b. Il faut dresser le tableau d'avancement : on brûle 0,726 mol d'éthanol ($n = \frac{m_{éthanol}}{M} = \frac{33{,}4}{46{,}0}$).
On trouve alors $x_{max} = 0{,}726$ mol.

		C_2H_6O +	$3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2$ +	$3\,H_2O$	
É.I.	0	0,726	excès	0	0
É.F.	x_{max}	$0{,}726 - x_{max}$	excès	$2\,x_{max}$	$3\,x_{max}$

$V(CO_2) = V_m \times n(CO_2) = V_m \times 2\,x_{max}$
soit $V(CO_2) = 24{,}0 \times 2 \times 0{,}726 = 34{,}8$ L.
On aura donc produit 34,8 L de dioxyde de carbone.

3. a. Pour transférer 1 MJ à l'environnement, il faut brûler 27,6 g de butanol ($\frac{1}{36{,}2} = 0{,}0276$ kg) ;

soit $V_{butanol} = \frac{m_{butanol}}{\rho} = \frac{27{,}6}{0{,}81} = 34$ mL.

b. Il faut dresser le tableau d'avancement : on brûle 0,476 mol de butanol ($n = \frac{m_{butanol}}{M} = \frac{27{,}6}{58{,}0}$).

On trouve alors $x_{max} = 0{,}476$ mol.

		$C_4H_{10}O$ +	$6\,O_2$	$\rightarrow 4\,CO_2$ +	$5\,H_2O$
É.I.	0	0,48	$n(O_2)$	0	0
É.F.	x_{max}	$0{,}476 - x_{max}$	$n(O_2) - 6\,x_{max}$	$4\,x_{max}$	$5\,x_{max}$

$V(CO_2) = V_m \times n(CO_2) = V_m \times 4\,x_{max}$
soit $V(CO_2) = 24{,}0 \times 4 \times 0{,}476 = 45{,}7$ L.
On aura donc produit 45,7 L de dioxyde de carbone.

4. le butanol est avantageux car pour transférer la même quantité d'énergie à l'environnement, il permet d'utiliser un réservoir 19 % plus petit. Par contre, il produit plus de gaz à effet de serre que l'éthanol pour une quantité égale d'énergie transférée (l'éthanol en produit 24 % de moins).

19 Fabrication de lingot

a. La température finale de l'ensemble doit être au moins égale à 1 064 °C (température de fusion de l'or).

b. $Q = C_{creuset} \times \Delta\theta + m_{Au} \times C_{Au} \times \Delta\theta + m_{Au} \times E_{fus}$
$Q = 70 \times (1\,064 - 22) + 100{,}0 \times 0{,}129$
$\times (1\,064 - 22) + 100{,}0 \times 63{,}45 = 93$ kJ.

c. La quantité de matière de méthane à brûler est
$n = \frac{Q}{E_{comb}} = \frac{93}{800} = 0{,}12$ mol.

d. Au niveau microscopique, les molécules constituant le creuset vibrent plus rapidement autour de leur position d'équilibre.

La structure du creuset ne change pas car il ne fond pas. Par contre, la structure cristalline de l'or n'existe plus : les atomes se déplacent librement les uns par rapport aux autres.

20 Chauffage expérimental d'eau

a. Le graphique permet de lire la température initiale : 18 °C. L'énergie apportée est :

$Q = m_{erlen} \times C_{verre} \times \Delta\theta + m_{eau} \times C_{eau} \times \Delta\theta$

$Q = 69{,}9 \times 0{,}84 \times (100 - 18) + 49{,}51 \times 4{,}19 \times (100 - 18)$

Soit $Q = 22$ kJ.

Le graphique permet de lire qu'il faut environ 3,3 minutes pour atteindre l'ébullition (100 °C).

b. La masse d'eau évaporée est de :

$\Delta m = m_{eau} - m'_{eau} = 49{,}51 - 30{,}35 = 19{,}16$ g ;

et cela en 10 – 3,3 = 6,7 minutes.

L'énergie nécessaire a été :

$Q' = \Delta m \times E_{vap} = 19{,}16 \times 2{,}258 = 43{,}3$ J.

c. $Q_{tot} = Q + Q' = 17{,}0$ kJ.

d. La masse de méthane brûlée est :

$$m = \frac{Q_{tot}}{E_{comb}} = \frac{17{,}0}{50} = 0{,}34 \text{ g.}$$

e. Le débit du bec Bunsen est de :

$$\frac{0{,}34}{10} ;$$

soit 0,034 g min^{-1}.

Commentaire

La valeur de la capacité calorifique massique de l'eau (4,185 $J.g^{-1}.°C^{-1}$) peut être arrondie à 4,18 ou 4,19 $J.g^{-1}.°C^{-1}$.

PHYSIQUE

18

Champs et forces

Introduction au chapitre (p. 239)

Ce chapitre aborde le concept de champ en physique. Il permet de définir les notions utiles pour l'analyse d'un champ puis d'introduire des thématiques nouvelles pour l'élève (météorologie, magnétisme) ou d'en reprendre d'autres déjà abordées précédemment sous un éclairage nouveau (gravitation, électrostatique).

Dans ce chapire, l'accent est mis sur la lecture, l'exploitation ou l'établissement de lignes de champ. Les activités sont de nature documentaire et, pour certaines d'entre elles, expérimentales. La plupart des activités expérimentales sont assez courtes (une quinzaine de minutes) de sorte que les élèves puissent faire connaissance avec tous les nouveaux concepts du chapitre. Parmi elles, quelques-unes laissent une grande liberté d'action à l'élève pour qu'il puisse mettre en œuvre une démarche d'investigation.

Les exercices conjuguent les aspects expérimentaux et les aspects plus théoriques du chapitre. Ces deux points de vue ont été associés le plus souvent possible afin que l'élève prenne bien conscience que la physique ne se limite ni à des aspects expérimentaux sans structure entre eux, ni à une théorie aride, mais que ces deux dimensions apportent des éclairages complémentaires et tous les deux indispensables.

Comme ce chapitre traite de nombreux points nouveaux pour l'élève, les prérequis se limitent à la connaissance de la loi de gravitation universelle de Newton vue en Seconde et revue au chapitre 11, ainsi qu'aux notions de base sur les vecteurs ; celles-ci sont rappelées au fil du cours.

L'étude du condensateur plan permet de revenir, dans l'exercice 13 sur l'expérience simplifiée de Millikan, déjà utilisée comme support d'exercice lors du chapitre 11. Une réflexion sur cette remarquable expérience, qui fit considérablement avancer la science, rappelle que, dans ce chapitre dont l'approche est globalement macroscopique, la charge électrique est quantifiée. Cette double approche macroscopique dans certains cas et microscopique dans d'autres peut être avantageusement rappelée aux élèves quand l'occasion se présente.

Pour aider l'élève dans la découverte de cette notion complètement nouvelle qu'est celle de champ, nous avons réservé le terme de *champ* (vectoriel) pour l'ensemble des vecteurs de l'espace, et nous avons utilisé l'expression *vecteur du champ* pour parler du champ en un point. Les champs sont des fonctions scalaires ou vectorielles de l'espace, et un vecteur du champ une valeur de la fonction vectorielle au point considéré (attention à ne pas confondre la valeur d'un vecteur, aussi appelée sa *norme*, qui est un scalaire et la valeur d'une fonction vectorielle qui est un vecteur).

Activités

1 Notion de champ et météorologie (p. 240)

Objectif

L'objectif de cette activité est de faire connaissance avec les notions de champ scalaire, de champ vectoriel, de lignes de même valeur et de lignes de champ en s'appuyant sur l'étude de cartes météorologiques et d'établir des liens entre les différents champs étudiés.

Le vocabulaire associé à ces notions doit bien évidemment être appris par les élèves.

Correspondance avec le programme

- Décrire le champ associé à des propriétés physiques qui se manifestent en un point de l'espace.
- Comprendre comment la notion de champ a émergé historiquement d'observations expérimentales
- Connaître les caractéristiques des lignes de champ vectoriel.

Corrigé

a. La pression et la température sont des grandeurs scalaires. Le vecteur vitesse du vent est une grandeur vectorielle.

b. Une courbe isotherme est une ligne reliant les points de même température. Une courbe isobare relie les points de pressions identiques. Les courbes isothermes peuvent être construites sur la **figure 1** et les courbes isobares sont représentées sur la **figure 2** p. 241 du manuel de l'élève.

c. Les zones de beau temps sont des zones de haute pression, tandis que l'on rencontre du mauvais temps dans les zones de dépression.

d. La surface terrestre est $S = 4\pi R_T^2 = 5,1.10^8$ km^2.

Le nombre de points sur une couche de même altitude est donc $\frac{5,1.10^8}{100 \times 100} = 5,1.10^4$ points.

De plus, sur la verticale locale en un point, il y a $\frac{10\ 000}{100} = 100$ points donc, au final, le maillage de l'atmosphère comporte $5,1.10^6$ points.

Commentaires

Il peut être précisé aux élèves que les lignes iso-X sont construites à partir de valeurs arbitraires de la grandeur représentée. Les courbes isothermes peuvent être données tous les 0,1 °C par exemple.

2 Pression et vents (p. 241)

Objectif

L'objectif de cette activité est de montrer le lien qui existe entre le champ scalaire de pression et le champ vectoriel de vitesses du vent. Le support de l'activité est à nouveau une carte météorologique, mais à la différence de l'activité précédente dans laquelle les cartes météo servaient uniquement à décrire l'état de l'atmosphère, ces mêmes cartes prennent, cette fois, une dimension prédictive (quel vent peut être prévu ?)

Correspondance avec le programme

- Décrire le champ associé à des propriétés physiques qui se manifestent en un point de l'espace.
- Connaître les caractéristiques des lignes de champ vectoriel.

Corrigé

a. Les lignes de champ de vitesse sont les trajectoires des particules d'air représentées sur la **figure 5** p. 241 du manuel de l'élève.

b. Les lignes de champ de vitesses sont confondues avec les courbes isobares.

c. La trajectoire du volume d'air est composée :
- d'un mouvement de l'anticyclone vers la dépression,
- d'un mouvement de rotation dans le sens horaire de l'anticyclone et antihoraire autour de la dépression.

La première composante du mouvement est due à la différence de pression entre l'anticyclone et la dépression. Par conséquent, la seconde composante résulte du mouvement de la Terre sur elle-même et induit une force s'exerçant dans le sens horaire autour d'une dépression et antihoraire autour d'un anticyclone (c'est la force de Coriolis, dont l'étude n'est pas envisagée ici).

Commentaires

- Contrairement à l'intuition, les lignes de champ de vitesses ne sont pas orthogonales aux courbes isobares. En effet, il ne faut pas oublier que, dans le référentiel terrestre non galiléen, les particules fluides sont soumises à la force de Coriolis !
- L'expression de la force d'inertie de Coriolis s'exerçant sur un élément de fluide de masse dm donnée par $\mathrm{d}\vec{f}_{ic} = -2\,\mathrm{d}m\,\vec{\omega} \wedge \vec{v}$ permet de retrouver le sens de rotation du vent autour des anticyclones/dépressions, la vitesse $\vec{v}$ étant dirigée de l'anticyclone vers la dépression.

3 Champ magnétique (p. 242)

Objectif

Cette découverte du champ magnétique est proposée autour de trois expériences qui ont été photographiées et qui peuvent facilement être faites en cours.

Le questionnement que nous proposons autour de ces expériences permet de découvrir les propriétés de bases des champs magnétiques : la relation entre aimant et ligne de champ, entre courant électrique et ligne de champ magnétique.

Correspondances avec le programme

- Décrire le champ associé à des propriétés physiques qui se manifestent en un point de l'espace.
- Connaître les caractéristiques des lignes de champ vectoriel.
- Pratiquer une démarche expérimentale pour cartographier un champ magnétique ou électrostatique.

Corrigé

1. a. En l'absence de boussole, l'aimant ne semble pas modifier son environnement. Cette impression est trompeuse car la présence de la boussole sensible montre que les propriétés de l'espace ont été modifiées.

b. Voir la **figure 5** p. 245 du manuel de l'élève.

c. Un teslamètre mesure l'intensité du vecteur du champ magnétique en un point. Plus la sonde sera proche du pôle nord de l'aimant, plus son intensité sera grande et, inversement, elle diminuera si la sonde est éloignée de l'aimant.

2. La méthode 1 nécessite, comme matériel, 6 petites boussoles montées sur support.

Placer la première boussole près du pôle nord de l'aimant, en dehors de son axe. De proche en proche, placer les autres boussoles dans la direction indiquée par la précédente jusqu'à former une courbe qui rejoint le pôle sud.

Cette première méthode est assez longue à mettre en place et ne permet que de matérialiser une ligne de champ à la fois. Néanmoins, elle permet d'orienter la ligne de champ obtenue. Attention au fait que les 6 boussoles peuvent être toutes dans le champ magnétique sans être sur un même ligne de champ. Attention aussi au fait que si les aiguilles sont trop proches, elles exercent une influence les unes sur les autres.

La méthode 2 nécessite comme matériel :

un aimant, une plaque de verre, deux cales, de la poudre de fer.

Répartir de la poudre de fer sur une plaque de verre transparente dont on fera reposer deux côtés opposés sur deux supports de même hauteur.

Approcher l'aimant sous la plaque de verre, entre les deux supports.

Cette méthode est rapide à mettre en œuvre et permet de tracer rapidement la carte du champ magnétique créé par l'aimant (et non pas une seule ligne de champ), sans toutefois montrer comment les lignes de champ sont orientées.

Ces deux méthodes montrent que les lignes de champ sont orientées du pôle nord de l'aimant au pôle sud.

3. a. Lorsque le générateur est éteint, une aiguille approchée du fil ne prend pas de direction particulière. Le fil électrique non parcouru par un courant ne crée donc pas de champ magnétique.

b. Cette fois-ci, l'aiguille s'oriente perpendiculairement au fil électrique, dans un plan horizontal. Le courant électrique crée donc un champ magnétique dans son voisinage.

c. La **figure 8** p. 246 du manuel de l'élève montre que les lignes de champ forment des cercles situés dans un plan perpendiculaire au fil et dont le centre appartient au fil.

d. Lorsqu'on inverse le sens du courant, les aiguilles tournent de 180°. Le sens du champ magnétique dépend du sens de circulation du courant électrique.

Commentaires

- Le teslamètre est une sonde à effet Hall. La partie plane de l'extrémité de la sonde doit être orientée perpendiculairement au vecteur du champ magnétique que l'on souhaite mesurer. On pourra faire remarquer aux élèves qu'au contraire, si la surface de la sonde contient le champ magnétique que l'on souhaite mesurer, la valeur lue sur le teslamètre sera très faible par rapport à celle mesurée précédemment.
- Pour que l'expérience de l'effet d'un courant dans un fil fonctionne, il faut utiliser un courant électrique de grande intensité (2A ou plus). On diminuera la valeur de la résistance du rhéostat au fur et à mesure jusqu'à ce que l'aiguille prenne une orientation bien définie.
- Le champ magnétique créé par un fil infini parcouru par un courant d'intensité I est égal à $\vec{B}(\mathrm{M}) = \frac{\mu_0 I}{2\pi r}\vec{u}_\theta$ où $\vec{u}_\theta$ est le vecteur orthoradial des coordonnées polaires d'axe celui du fil.

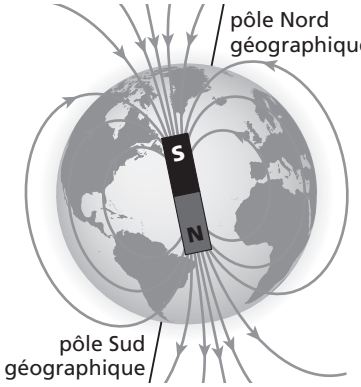
  On retrouve le fait que le champ magnétique est orthoradial, que les lignes de champ sont des cercles dont le centre appartient au fil infini et que le sens du champ magnétique est inversé si le courant change de sens.

4 Champ magnétique terrestre (p. 243)

TP Travaux pratiques

Objectif

Cette activité permet d'appréhender et de cartographier le champ magnétique terrestre qui est largement exploité pour le guidage par boussole (même si celui-ci est de plus en plus supplanté par le GPS). L'objectif de ces expériences est de montrer que le champ magnétique terrestre est le même que celui qui serait créé par un barreau aimanté dont le pôle sud serait proche du pôle Nord géographique et le pôle nord près du pôle Sud géographique.



Correspondance avec le programme

- Connaître les caractéristiques du champ magnétique terrestre.

Corrigé

a. Deux pôles identiques (nord-nord ou sud-sud) se repoussent. Deux pôles opposés (nord et sud) s'attirent.

b. On utilise un aimant monté sur pivot et une boussole d'inclinaison. On commence par repérer la direction du pôle Nord magnétique avec la boussole. On place le plan de la boussole d'inclinaison dans la direction pôle Nord-pôle Sud puis on constate que le champ magnétique terrestre possède une composante horizontale dirigée vers le pôle Nord magnétique et une composante verticale dirigée vers le centre de la Terre. Ces observations sont en accord avec la modélisation présentée sur la **figure 7** p. 245 du manuel de l'élève.

c. L'inclinaison magnétique est directement lue sur la boussole d'inclinaison si celle-ci est bien positionnée, et elle est environ égale à 60°.

d. Compte tenu des caractéristiques déterminées précédemment, le champ magnétique terrestre peut être modélisé par celui créé par un barreau aimanté dont le pôle sud se trouve à proximité du pôle Nord géographique (**figure 7** p. 245 du manuel de l'élève). Le pôle nord magnétique qui, par définition, attire la boussole, est donc situé vers le pôle sud du barreau, c'est-à-dire proche du pôle Nord géographique.

5 Champ électrostatique (p. 243)

Objectif

Le programme limite la notion de champ électrique à l'exemple du condensateur plan dans lequel le champ électrique est uniforme.

Le champ électrique $\vec{E}$ est défini comme le rapport de la force $\vec{f}$ exercée sur une particule chargée sur sa charge q. Cette définition est très difficilement exploitable expérimentalement car il est très délicat de mesurer la charge q et la force $\vec{f}$. On s'appuiera donc sur l'expression du champ électrique en fonction de la tension U aux bornes du condensateur et de la distance d entre les armatures.

Correspondance avec le programme

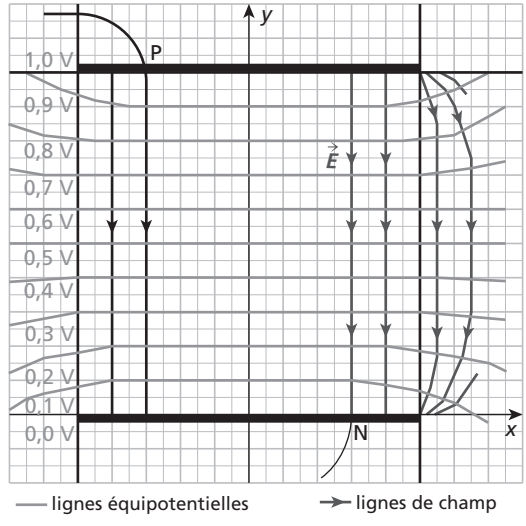
- Pratiquer une démarche expérimentale pour cartographier un champ magnétique ou électrostatique.
- Connaître les caractéristiques des lignes de champ vectoriel, d'un champ uniforme, du champ magnétique terrestre, du champ électrostatique dans un condensateur plan, du champ de pesanteur local.

Corrigé

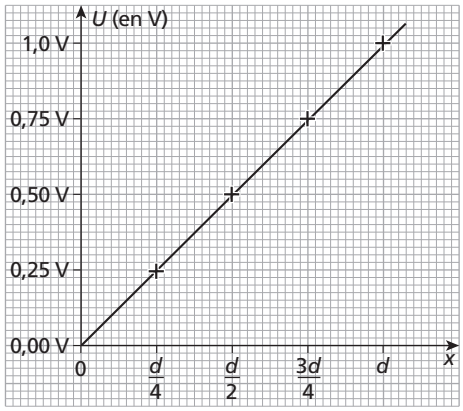
a. Quand la sonde est au contact de l'armature positive, elle indique 1,0 V. Quand elle est en contact avec l'armature négative, elle indique 0,0 V. Ces valeurs ne dépendent pas du point de mesure sur les électrodes car les armatures sont des conducteurs électriques (donc équipotentiels).

b. La tension U est uniforme si l'on déplace la sonde sur une ligne parallèle aux deux électrodes.

c. Ces lignes sont donc les équipotentielles dans le condensateur. Le champ électrique est orienté de l'armature ⊕ vers l'armature ⊖ ; il est donc orthogonal aux lignes équipotentielles tracées dans la question précédente.



d. La courbe $U = f(d)$ est une droite passant par l'origine ; le potentiel électrostatique U est donc une fonction linéaire de x, distance à l'armature N :



Commentaires

- La cuve contenant la solution électrolytique **n'est pas** un condensateur. Il s'agit d'un système au sein duquel les lignes équipotentielles et les lignes de champ ont la même allure que dans un condensateur mais la nature de la mesure est radicalement différente car elle repose ici sur le courant électrique qui circule entre les deux armatures, alors qu'il n'y a aucun courant électrique dans un condensateur parfait (sans fuite). Néanmoins, cette expérience permet d'obtenir très simplement la carte des équipotentielles et des lignes de champ d'un dispositif analogue à un condensateur et c'est ce qui en justifie le choix.
- Une manipulation plus proche de la réalité pourrait se faire avec un condensateur plan formé de deux armatures alimentées sur une tension de plusieurs kV et entre lesquelles on déplacerait un électroscope qui permettrait de cartographier le potentiel électrostatique. La manipulation est délicate à mettre en œuvre et, compte tenu des tensions électriques importantes, pas envisageable pour des binômes d'élèves de 1re S.
- Bien que le programme se limite au cas du champ électrique uniforme dans un condensateur, il faut garder à l'esprit l'expression du champ électrique créé en un point M de l'espace par une charge électrique q placée en un point O :

$$\vec{E}(\mathrm{M}) = \frac{q\overrightarrow{\mathrm{OM}}}{4\pi\varepsilon_0 \mathrm{OM}^3}$$

qui résulte de la force de Coulomb étudiée au chapitre 11 (qui, elle, est au programme). Cette relation peut d'ailleurs être rapprochée de celle du champ gravitationnel créé par une masse m vue dans ce chapitre.

Cette expression permet de comprendre que le champ créé par une charge est radial et d'en déduire sa topographie dans l'espace inter-armatures (voir le commentaire suivant).

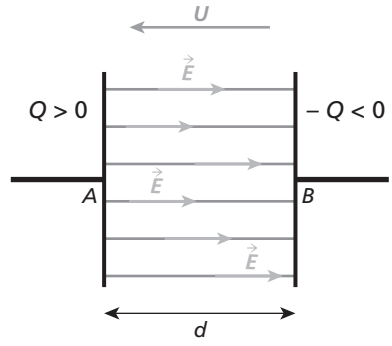
- On peut faire réfléchir les élèves sur l'origine et la direction du champ électrique à l'intérieur d'un condensateur plan, en lien avec le chapitre 11. Les charges + et – s'accumulent, se répartissent uniformément sur les armatures considérées infinies (à condition que $\sqrt{S} \geqslant e$) et créent un champ radial. Dès lors, d'après le principe d'additivité des vecteurs du champ électrique, la résultante des champs créés par toutes les charges en un point de l'espace inter-armatures est perpendiculaire aux deux armatures.

Exercices

Test

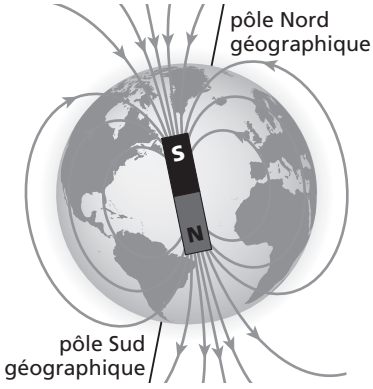
1 Les lignes de champ créées par un aimant partent de son pôle nord et se referment sur son pôle sud.

2 À l'intérieur d'un condensateur, le champ électrique $\vec{E}$ est uniforme, perpendiculaire aux deux armatures et dirigé de l'armature ⊕ vers l'armature ⊖ :

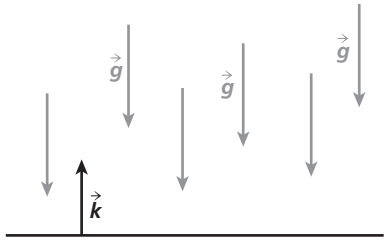


3 Les lignes du champ magnétique terrestre partent de son pôle sud magnétique (proche du pôle Sud géographique) et se referment sur le pôle nord magnétique (proche du pôle Nord géographique).

Le pôle nord de la boussole est attiré par le pôle sud de l'aimant qui modélise le champ magnétique terrestre qui est situé proche du pôle Nord géographique. Donc une boussole indique le Nord !



4 **a.** On obtient la figure suivante :



b. Le champ gravitationnel est uniforme à l'échelle du laboratoire ; en tout point du laboratoire, il est vertical, dirigé vers le bas et sa valeur est $g = 9{,}8$ N.kg^{-1}

c. $P = mg$

d. g s'exprime en N.kg^{-1} ou en m.s^{-2}

5 **a.** $\vec{F} = q\vec{E}$

b. Le champ électrique s'exprime en N.C^{-1} ou V.m^{-1}

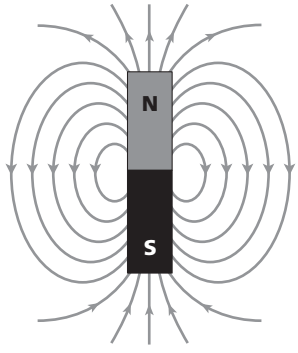
c. Le champ électrique est uniforme dans un condensateur plan.

Exercices d'entraînement

6 **Aimants**

a. Un aimant possède un pôle nord et un pôle sud.

b. On obtient l'ensemble des lignes de champ d'un aimant grâce à de la limaille de fer dont les grains forment des lignes confondues avec celles-ci.



c. Les lignes de champ d'un barreau aimanté partent du pôle nord de l'aimant et se referment sur le pôle sud).

7 **Nord géographique**

Le champ magnétique terrestre est le même que celui qui serait créé par un aimant placé sur l'axe des pôles dont le pôle nord se situerait au pôle sud magnétique et le pôle sud au pôle nord magnétique (voir la figure 7 p. 245 du manuel de l'élève).

Le pôle nord d'une boussole est attiré par le pôle sud de l'aimant qui modélise le champ magnétique terrestre. Il se trouve que le pôle sud de l'aimant modèle est situé près du pôle Nord géographique. Le pôle nord d'une boussole indique donc le pôle nord magnétique proche du pôle Nord géographique.

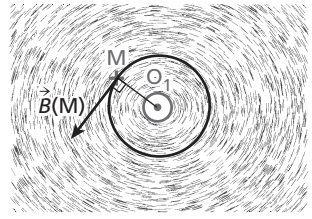
Remarque : le champ magnétique de la Terre résulte d'une part de la rotation de la planète, ce qui crée une direction privilégiée Nord-Sud et, d'autre part, du noyau métallique de la Terre. Il n'est donc pas surprenant que le champ magnétique soit plus ou moins aligné avec cette direction privilégiée. Cette direction varie d'ailleurs en permanence et, avant l'avènement du GPS, la correction indiquée sur les cartes marines était régulièrement actualisée.

8 **Champ magnétique créé par un fil**

a. La limaille de fer s'oriente ainsi car, en présence d'un champ magnétique, les grains de fer se comportent comme des petits aimants qui s'alignent dans la direction des lignes du champ magnétique.

b. $\vec{B}$(M) est tangent à la ligne de champ magnétique passant par M. Par conséquent $\vec{B}$(M), est perpendiculaire à la droite (OM).

c. Voir la figure suivante :



d. La ligne de champ passant par M est circulaire et orientée dans le sens inverse de celui des aiguilles d'une montre.

Remarque : cet exemple de champ magnétique, dont le mode de création est profondément différent de ceux créés par des aimants, illustre à nouveau que les lignes d'un champ magnétique sont fermées.

9 **Verticalité**

a. Le champ de pesanteur sera uniforme dans toute la maison car la taille de la maison est petite devant le rayon de la Terre.

b. En tout point de la maison, le fil à plomb est dirigé dans la direction du champ de pesanteur local, vers le bas.

Remarque : les murs d'une maison ne sont pas construits parallèles, mais verticaux. Leur quasi-parallélisme résulte de la faible dimension de la maison par rapport au rayon terrestre.

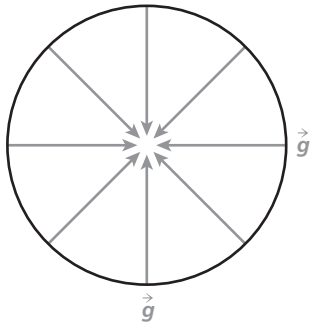
10 Fils verticaux

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, p. 377.

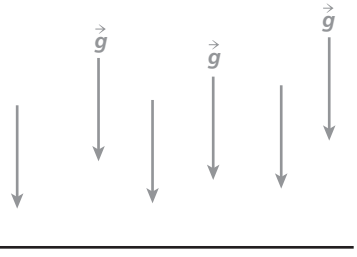
11 Champ gravitationnel terrestre

a. Le champ gravitationnel présent sur Terre est dû à la masse de la Terre.

b. Le champ gravitationnel en un point de la surface de la Terre est vertical et dirigé vers le centre de la Terre.



c. Dans une zone limitée de la surface terrestre, le champ gravitationnel est uniforme



d. La différence entre le champ gravitationnel au niveau global et local se retrouve également sur la Lune qui, comme la Terre, est un astre dont la répartition des masses est sphérique.

e. La valeur de la pesanteur terrestre g au niveau du sol est donnée par la relation :

$$g = G\frac{M_T}{R_T^2}$$

G s'exprime en $N.m^2.kg^{-2}$ donc il faut veiller à convertir la masse de la Terre en kg et son rayon en m.

Au final, l'intensité de pesanteur s'exprimera en $N.kg^{-1}$. Numériquement :

$$g = 6{,}67.10^{-11} \times \frac{6{,}0.10^{24}}{\left(6\ 400.10^3\right)^2} = 9{,}8\ N.kg^{-1}$$

12 Condensateur plan

1. Un condensateur plan est un ensemble de deux plaques conductrices appelées *armatures*, parallèles entre elles et séparées par un milieu isolant, par exemple l'air.

2. Sous l'effet d'une tension électrique, une armature reçoit des électrons et se charge négativement tandis que l'autre en perd et se charge positivement. Ces charges créent un champ électrique uniforme à l'intérieur du condensateur, perpendiculaire aux deux armatures et dirigé de l'armature chargée positivement vers celle qui est chargée négativement.

La valeur du champ électrique recherché est :

$$E = \frac{F}{q} = \frac{1{,}0.10^{-2}}{1{,}0.10^{-3}} = 10\ N.C^{-1} = 10\ V.m^{-1}$$

3. a. La valeur du champ électrique est :

$$E = \frac{U}{d} = \frac{10}{0{,}5.10^{-3}} = 2.10^4\ V.m^{-1}$$

b. La charge subirait une force de valeur :

$$F = q\,E = 5{,}0.10^{-9} \times 2.10^4\ N = 1.10^{-4}\ N$$

13 Measuring the electron charge

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, p. 377.

Exercices d'approfondissement

14 Étude d'une carte météorologique

a. Les lignes grises sont des isobares. Elles relient les points de la carte en lesquels la pression est la même. L'unité de la pression sur cette carte est l'hectopascal hPa.

b. L'isobare 1015 hPa est en gras car elle représente la pression moyenne de l'atmosphère terrestre au niveau du sol. Elle délimite les zones de haute pression (anticyclone) et celles de basse pression (dépression) donc les zones de beau et de mauvais temps.

c. Les zones de la carte où les isobares sont rapprochées correspondent à celles où la pression varie de 5 hPa sur de petites distances (entre G et H) parcourues perpendiculairement aux courbes isobares. *A contrario*, quand les courbes isobares sont éloignées (entre M et N), la pression varie peu, même sur de grandes distances.

d. Entre G et H, la différence de pression vaut 985 – 975 = 10 hPa soit $1{,}0.10^3$ Pa. Comme la distance GH vaut 4 mm soit $1{,}0.10^2$ km en réalité, on en déduit le rapport demandé soit 10 Pa.km^{-1}.

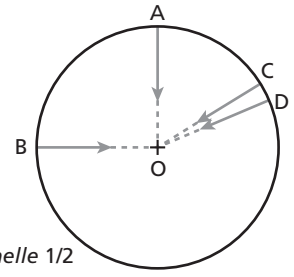
De même, ce rapport entre M et N séparés de 1,2 cm sur la carte c'est-à-dire de $3{,}0.10^2$ km vaut :

$$\frac{1{,}0.10^3}{3{,}0.10^2} = 3{,}3 \text{ Pa.km}^{-1}$$

Ce rapport entre deux points représente le taux d'accroissement de la pression par unité de distance. Les résultats précédents confirment ceux de la question **3.**), à savoir que la variation de pression par unité de distance est plus grande entre G et H qu'entre M et N.

15 Champ gravitationnel

1. À l'échelle 1/200 000 000, la Terre est un cercle de rayon $\frac{6\,400}{2{,}00.10^8} = 3{,}2.10^{-5}$ km soit 3,2 cm.



échelle 1/2

2. L'angle entre les champs de pesanteur en deux points A et B séparés de 10 000 km vaut :

$$\alpha = \frac{AB \times 360°}{2\pi R_T} = \frac{1{,}00.10^4 \times 360°}{2\pi \times 6{,}4.10^3} = 90°$$

De même, si deux points C et D sont distants de $1{,}00.10^3$ km alors $\alpha = 9{,}0°$ (voir la figure précédente).

Enfin, s'il n'y a que 20 m entre les deux points, l'angle α ne vaut que $1{,}8.10^{-4}$ ° ce qui est trop petit pour être visualisé sur la figure.

3. a. D'après la question **2.**, la distance qui sépare les deux points est de $\frac{1{,}00.10^4}{90} = 1{,}1.10^2$ km soit un peu plus d'une centaine de kilomètres.

b. Cette distance est inférieure aux dimensions de la France (10^3 km) environ du nord au sud et d'est en ouest donc le champ de pesanteur n'est pas uniforme sur le pays, au regard de l'approximation qui a été choisie.

16 Horizontalité

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, p. 377.

17 Influence de l'altitude sur le champ de pesanteur

a. Au niveau du sol, la valeur du champ de pesanteur terrestre vaut $g = G\frac{M_T}{R_T^2}$

Numériquement :

$$g = 6{,}67.10^{-11} \times \frac{6{,}0.10^{24}}{(6{,}38.10^6)^2} = 9{,}8 \text{ N.kg}^{-1}$$

b. Au sommet du Mont-Blanc d'altitude z, l'intensité de la pesanteur est égale à :

$$g(z) = G\frac{M_T}{(R_T + z)^2}$$

Par conséquent, l'écart relatif avec l'intensité de la pesanteur au niveau du sol vaut :

$$e = \frac{g(0) - g(z)}{g(0)} = \frac{G\frac{M_T}{R_T^2} - G\frac{M_T}{(R_T + z)^2}}{G\frac{M_T}{R_T^2}} = 1 - \frac{R_T^2}{(R_T + z)^2}$$

Numériquement :

$$g(z) = 6{,}67.10^{-11} \times \frac{6{,}0.10^{24}}{(6{,}38.10^6 + 4807)^2} = 9{,}8 \text{ N.kg}^{-1}$$

(On retrouve le même résultat que précédemment compte tenu du petit nombre de chiffres significatifs du résultat). De plus :

$$e = 1 - \frac{(6{,}38.10^6)^2}{(6{,}38.10^6 + 4807)^2} = 1{,}5.10^{-3} = 0{,}15\ \%$$

l'écart n'est donc pas significatif, au regard de la précision avec laquelle la masse de la Terre est considérée, entre le Mont-Blanc et le niveau de la mer.

c. Pour que la valeur du champ de pesanteur soit quatre fois plus faible qu'à la surface de la Terre, il faut que :

$$\frac{g(z)}{g(0)} = \frac{G\frac{M_T}{(R_T + z)^2}}{G\frac{M_T}{R_T^2}} = \frac{1}{4} \text{ c'est-à-dire } \frac{R_T^2}{(R_T + z)^2} = \frac{1}{4}.$$

Par passage à la racine carrée, il vient :

$$\frac{R_T}{R_T + z} = \frac{1}{2}$$

soit $R_T + z = 2R_T$.

Par conséquent $z = R_T = 6{,}4.10^3$ km.

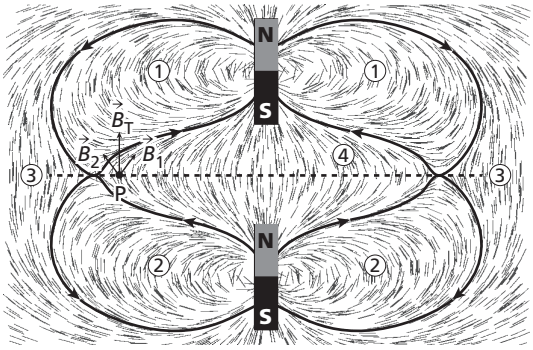
Ce résultat était prévisible du fait que l'intensité du champ de pesanteur en un point est inversement proportionnelle au carré de la distance de ce point au centre de l'astre. En effet, si l'intensité du champ de pesanteur est divisée par 4 par rapport au champ à altitude nulle, cela signifie que la distance au centre de la Terre a doublé, donc que la nouvelle altitude est égale au rayon de la Terre !

Remarque : cette réflexion pourra être reprise dans le chapitre suivant quand l'énergie potentielle de pesanteur sera introduite. La valeur de g pourra être considérée comme constante à proximité de la Terre, mais bien sûr pas dans le cas des satellites.

18 Champ magnétique créé par deux aimants

a. Les lignes de champ partent du pôle Nord d'un aimant et arrivent sur le pôle sud d'un aimant, le même ou pas.

b. Les zones d'influence des aimants 1 et 2 correspondent aux zones ① et ② sur la figure ci-dessous :



c. Il existe des lignes de champ situées en dehors des zones d'influence des deux aimants ; sur la figure ci-dessus, ce sont celles des zones ③ et ④. Dans la zone ③, les lignes de champ partent du pôle nord de l'aimant 1 et se referment sur le pôle sud de l'aimant 2. Dans la zone ④, elles partent du pôle nord de l'aimant 2 et rejoignent le pôle sud de l'aimant 1.

d. En un point de l'axe reliant les deux aimants, les champs magnétiques sont parallèles à cet axe (voir la **figure 5** p. 245 du manuel de l'élève), de même sens (du bas vers le haut), donc leur somme (vectorielle) est aussi dirigée selon cet axe, du bas vers le haut.

e. En un point P de leur plan médiateur, les vecteurs des champs magnétiques $\vec{B}_1$ et $\vec{B}_2$ créés par les deux aimants possèdent la même intensité car ils sont situés à égale distance des deux aimants. Par ailleurs, ils sont symétriques par rapport à l'axe commun des deux aimants.

Donc leur somme vectorielle $\vec{B}_T$ est parallèle à cet axe conformément à ce que montre la figure précédente.

19 Champ électrostatique créé par un condensateur plan

1. a. En n'importe quel point de l'armature ⊕, le potentiel électrique vaut 5,0 V. Sur l'armature ⊖, la tension lue sur le voltmètre est nulle, donc le potentiel électrique également.

b. Les lignes équipotentielles sont parallèles aux armatures sur lesquelles le potentiel est constant d'après la question précédente. Le potentiel électrostatique décroît de 5,0 V à 0,0 V entre l'armature ⊕ et l'armature ⊖, donc le potentiel sur les lignes équipotentielles intermédiaires vaut 4,5 V, 4,0 V… 1,0 V, 0,5 V. À l'extérieur de l'espace inter-armatures, des effets de bord apparaissent et les lignes équipotentielles ne sont plus parallèles aux armatures.

2. a. Les lignes de champs sont les courbes perpendiculaires aux armatures et vont de l'armature ⊕ à l'armature ⊖. Elles sont donc conformes à l'allure vue en cours.

La valeur du champ électrique est $E = \dfrac{U}{d}$ où U est la tension entre les armatures et d l'écartement entre celles-ci. On obtient $E = \dfrac{5,0}{0,10} = 50$ V.m^{-1}.

b. Deux lignes équipotentielles consécutives sont séparées par une distance d = 1,0 cm et correspondent à une différence de potentiel U = 0,5 V. Donc le rapport $\dfrac{U}{d}$ vaut $\dfrac{0,1}{0,010} = 5.10^1$ V.m^{-1} soit la même valeur que le champ électrique dans le condensateur. De plus, si d double, U en fait de même si bien que le rapport $\dfrac{U}{d}$ reste le même.

Le rapport $\dfrac{U}{d}$ généralise la notation de champ électrique vu en cours qui n'était définie qu'entre les deux armatures du condensateur et pas entre deux points quelconques entre les armatures. C'est le fait que $\dfrac{U}{d}$ soit le même pour tout couple de points entre les deux armatures qui permet de justifier l'affirmation du cours selon laquelle le champ électrique est uniforme à l'intérieur d'un condensateur plan.

PHYSIQUE
19

L'énergie mécanique

Introduction au chapitre (p. 253)

Ce chapitre traite de l'énergie mécanique de systèmes en translation. La définition de l'énergie cinétique d'un système en translation est introduite, ainsi que celle de l'énergie potentielle de pesanteur d'un solide dans le champ de pesanteur uniforme. Les expressions de ces énergies ne sont pas démontrées et doivent être connues et utilisées par l'élève.

La conservation de l'énergie mécanique d'un objet soumis uniquement à des forces conservatives est exploitée numériquement, faisant ainsi le lien entre la vitesse de l'objet en translation et sa position verticale. La dissipation, notamment due aux frottements, de l'énergie mécanique est également abordée de manière qualitative et quantitative.

Le choix a été fait, dans ce chapitre, d'aborder et de faire travailler ces notions en variant les situations et les types d'activités. De nombreuses questions dans les activités ou les exercices ont pour but de favoriser la compréhension, sans mettre en jeu de calcul, de ces notions abstraites d'énergie cinétique, d'énergie potentielle de pesanteur et d'énergie mécanique. Pour cela, des situations variées sont proposées. Les calculs permettant de passer des énergies aux positions et vitesses sont le prolongement naturel de ces études. Une réflexion, qualitative et quantitative, sur des courbes représentant les énergies en fonction du temps, est souvent demandée.

Ce chapitre ne requiert aucune connaissance préalable en mécanique, hormis la notion de vitesse instantanée. Il fait suite à un ensemble de chapitres consacrés à la notion d'énergie, à ses échanges et à sa conservation : le chapitre 5 (interaction lumière-matière et niveaux d'énergie), le chapitre 12 (énergie nucléaire), le chapitre 15 (énergie et changement d'état) et le chapitre 17 (combustions). Il suit immédiatement le chapitre 18, où la notion de champ de pesanteur a été définie. Il prépare le chapitre 20, avec lequel il est intimement lié, et qui généralise la notion de conservation de l'énergie, abordée dans le présent chapitre 19 uniquement pour l'énergie mécanique. Ces deux chapitres 19 et 20 forment ainsi un prérequis aux chapitres 21 et 22, traitant de ressources énergétiques et de stockage d'énergie chimique.

Hormis dans l'exercice 5, il a été choisi de ne pas poser la question du référentiel de calcul de l'énergie cinétique : toutes les situations se placent dans le référentiel terrestre (ou le référentiel martien pour l'exercice 15) où la notion de champ de pesanteur a été définie, y compris dans le cas particulier du champ de pesanteur terrestre, considéré comme uniforme. Le choix a été fait de ne considérer que des situations simples, limitant la non conservation de l'énergie mécanique à des frottements fluides ou solides exercés sur un objet en mouvement.

Activités

1 Poids et énergie potentielle de pesanteur (p. 254)

Étude documentaire

Objectif

L'objectif de cette activité qui met en jeu un monte-charge, est d'aborder et de comprendre la notion d'énergie potentielle de pesanteur, indépendamment d'autres grandeurs énergétiques. L'expression étant donnée, diverses situations courantes sont étudiées de manière à comprendre ce que signifie la variation de l'énergie potentielle de pesanteur.

Correspondance avec le programme

Connaître et utiliser l'expression de l'énergie potentielle de pesanteur d'un solide au voisinage de la Terre.

Corrigé

a. L'énergie potentielle de pesanteur d'un objet restant toujours à la même altitude est constante. L'objet a donc une énergie qu'il *peut* utiliser (d'où le terme de *potentielle*) s'il diminue son altitude.

b. Un être humain soulevant une charge dépense de l'énergie musculaire. La charge reçoit de l'énergie potentielle de pesanteur. Pour soulever une masse de 263 kg d'une hauteur voisine de 2 m, il faut lui donner une énergie potentielle de pesanteur de $263 \times 9{,}8 \times 2 = 5.10^3$ J.

c. Pour connaître la variation d'énergie potentielle de pesanteur d'un élève entre le bas et le haut du lycée, il faut connaître la masse de l'élève et évaluer la différence d'altitude. Avec un élève de 60 kg et une différence d'altitude de 20 m (cinq étages), l'augmentation de l'énergie potentielle de pesanteur de l'élève allant du bas vers le haut est $1{,}2.10^4$ J.

d. La variation de l'énergie potentielle de l'élève est de $-\ 1{,}2.10^4$ J lorsqu'il redescend.

e. Lors de l'aller-retour, son énergie potentielle de pesanteur n'a pas varié.

Commentaires

- Cette activité fait intervenir des conversions d'énergies non-mécaniques en énergie mécanique, dans la lignée de ce qui a été appris en Troisième.
- À la question **e.**, l'élève est confronté à un paradoxe : lors d'un aller-retour son énergie potentielle de pesanteur ne varie pas, alors qu'il a manifestement dépensé de l'énergie puisqu'il est plus fatigué que s'il était resté au même endroit. Cela fait suite aux différentes interrogations sur l'énergie du programme de Troisième, où la notion de transfert d'énergie est abordée. Qu'il soit fatigant de monter, c'est normal : il faut puiser dans ses ressources pour acquérir de l'énergie potentielle de pesanteur. Mais il est également fatigant de descendre, et pourtant l'énergie potentielle de pesanteur diminue. Ceci signifie que l'énergie potentielle de pesanteur n'est pas récupérée sous forme d'énergie chimique dans les muscles. Si on se laissait glisser ou rouler, elle serait récupérée en énergie cinétique à la descente.

Notons que l'énergie dépensée pour maintenir le fonctionnement d'un corps adulte est approximativement 4 MJ (10^3 kcal alimentaires). L'énergie potentielle mise en jeu sur cinq étages (12 kJ) est négligeable en comparaison.

2 Énergie cinétique d'une bille de paintball (p. 254)

Exploitation de données

Objectif

L'objectif de cette activité est d'aborder et de comprendre la notion d'énergie cinétique, définie comme l'énergie du mouvement, dont la définition est donnée. Des calculs passant de la valeur de l'énergie à celle de la vitesse, utilisant des conversions, sont effectués.

Correspondance avec le programme

Connaître et utiliser l'expression de l'énergie cinétique d'un objet en translation.

Corrigé

a. La masse de la bille est $m = 3{,}3.10^{-3}$ kg, sa vitesse de sortie est $v = 300$ km.h^{-1}, soit $v = 83{,}3$ m.s^{-1}. Son énergie cinétique à la sortie du canon est donc :

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2} \times 3{,}3.10^{-3} \times 83{,}3^2 = 11 \text{ J}$$

Cette énergie cinétique étant supérieure à 10 J, l'arme est soumise à déclaration.

b. L'énergie cinétique maximale de sortie de la bille permettant d'éviter la déclaration de l'arme est $E_{max} = 10$ J. La vitesse maximale v_{max} de sortie correspondante vérifie $E_{max} = \frac{1}{2}mv_{max}^2$, ce qui donne :

$$v_{max} = \sqrt{\frac{2E_{max}}{m}} = \sqrt{\frac{2 \times 10}{3{,}3.10^{-3}}} = 78 \text{ m.s}^{-1}$$

c. L'énergie surfacique de la bille s'écrasant avec l'énergie de 11 J sur 10 cm^2 est :

$$\frac{11}{10.10^{-4}} = 1{,}1.10^4 \text{ J.m}^{-2}$$

Cette valeur est très supérieure aux valeurs donnant lieu à des traumatismes dans plus de la moitié des impacts à l'œil : abrasion de la cornée, rupture du globe oculaire, lésion rétinienne. Le port de lunettes de protection est donc recommandé au paintball.

d. La distance du tir doit être connue car, en réalité, la vitesse de la bille diminue au cours de son mouvement à cause des frottements avec l'air, donc son énergie cinétique au moment de l'impact est inférieure à l'énergie cinétique qu'elle a en sortie de canon.

Commentaires

Cette activité, appelant plusieurs calculs, est l'occasion d'insister sur la nécessité d'utiliser les unités adaptées lors d'un calcul, donc de connaître toutes les expressions du cours assorties des unités à utiliser.

3 Énergie mécanique d'un objet en chute libre dans le vide (p. 255)

Exploitation de données

Objectif

L'objectif de cette activité est d'aborder la conservation de l'énergie mécanique d'un solide en mouvement. Elle met en jeu l'expérience classique du tube de Newton qu'il est intéressant de mentionner aux élèves. Des données expérimentales sont fournies, les énergies cinétique, potentielle de pesanteur et mécanique correspondantes doivent être calculées et représentées sur un graphe au cours du temps.

Correspondance avec le programme

- Connaître et utiliser l'expression de l'énergie cinétique d'un solide en translation et de l'énergie potentielle de pesanteur d'un solide au voisinage de la Terre.
- Exploiter un enregistrement pour étudier l'évolution de l'énergie cinétique, de l'énergie potentielle de pesanteur et de l'énergie mécanique d'un système au cours d'un mouvement.

Corrigé

a. L'énergie cinétique est $E_c = \frac{1}{2}mv^2$. En choisissant comme référence le niveau de la table, l'énergie potentielle de pesanteur $E_{pp} = mgz$. L'énergie mécanique est $E_m = E_c + E_{pp}$.

t (s)	0	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5
z (m)	1,50	1,45	1,29	1,06	0,72	0,27
v (m.s^{-1})	0	0,98	1,9	2,9	3,9	4,9
E_c (J)	0	$9{,}6.10^{-3}$	$3{,}6.10^{-2}$	$8{,}4.10^{-2}$	0,15	0,24
E_{pp} (J)	0,29	0,28	0,25	0,21	0,14	0,053
E_m (J)	0,29	0,29	0,29	0,29	0,29	0,29

b. Voir le graphe ci-après. L'énergie cinétique croît puisque la vitesse croît lors de la chute. Comme l'altitude de l'objet décroît, son énergie potentielle de pesanteur décroît. L'énergie mécanique, elle, est constante : c'est compatible avec le fait que les frottements sont inexistants du fait du vide dans lequel choit l'objet.

c. L'énergie cinétique de l'objet à $t = 0{,}25$ s est :

$$E_c = \frac{1}{2} \times 20.10^{-3} \times 2{,}5^2 = 6{,}3.10^{-2} \text{ J}$$

Son énergie mécanique ayant une valeur constante de 0,29 J, on en déduit que l'énergie potentielle de pesanteur du solide à cette date est :

$$E_{pp} = E_m - E_c = 0{,}23 \text{ J}.$$

Son altitude est alors $z = \frac{E_{pp}}{mg} = 1{,}2$ m

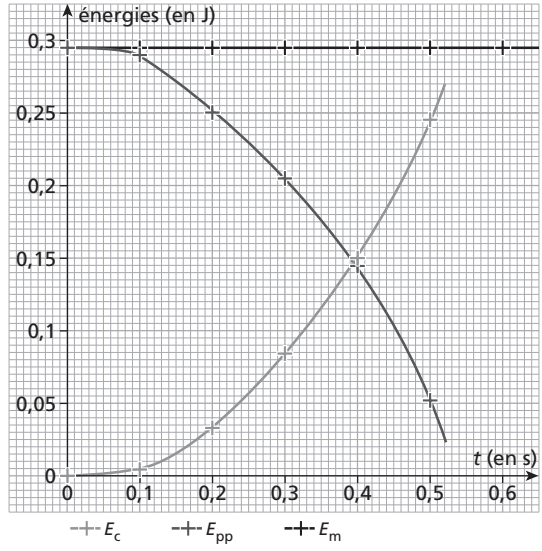
d. L'altitude n'intervient pas dans l'expression de l'énergie cinétique. Ses valeurs sont donc inchangées. Elle intervient, en revanche, dans l'expression de l'énergie potentielle de pesanteur. La nouvelle expression de l'énergie potentielle de pesanteur est :

$$E'_{pp} = mgz = mg(h + H) = mgh + mgH$$

Il suffit donc d'ajouter une valeur constante

$$mgH = 20.10^{-3} \times 9{,}8 \times 1{,}00 = 0{,}20 \text{ J}$$

aux valeurs de E_{pp} précédemment calculées pour obtenir les nouvelles valeurs de l'énergie potentielle de pesanteur. L'énergie mécanique est toujours conservée puisque le seul changement par rapport aux conventions initiales est cet ajout d'une valeur constante.



Commentaires

Cette activité aborde graphiquement la notion de conservation de l'énergie mécanique. La question **d.** est l'occasion d'éclairer pour l'élève la notion d'énergie définie à une constante près. Elle peut être prolongée par l'activité suivante, traitant de manière similaire le cas d'un solide soumis à des forces non conservatives, ainsi que par l'exercice 22 p. 266 du manuel de l'élève, utilisant une chronophotographie.

4 Énergie mécanique d'un solide en glissement sur un plan incliné (p. 256)

Exploitation de données

Objectif

L'objectif de cette activité est d'étudier la non-conservation de l'énergie mécanique d'un objet subissant des frottements sur un plan incliné. Elle est le pendant de l'activité 3, où le graphe des évolutions temporelles des énergies était à construire et interpréter. Ici, il est donné et est exploité.

Correspondance avec le programme

- Connaître et utiliser l'expression de l'énergie cinétique d'un solide en translation et de l'énergie potentielle de pesanteur d'un solide au voisinage de la Terre.
- Exploiter un enregistrement pour étudier l'évolution de l'énergie cinétique, de l'énergie potentielle de pesanteur et de l'énergie mécanique d'un système au cours d'un mouvement.

Corrigé

a. À l'instant initial, $z_G = 0$ m, donc l'énergie potentielle de pesanteur initiale est nulle.
L'énergie cinétique initiale est :

$$E_{c0} = \frac{1}{2} m v_0^2 = \frac{1}{2} \times 0,100 \times 3,0^2 = 0,45 \text{ J}$$

L'énergie mécanique initiale est donc 0,45 J, ce qui est bien la valeur lue sur le graphe.

b. La courbe représentant l'énergie potentielle de pesanteur (courbe verte) atteint son maximum à la date de 1,2 s. L'altitude maximale est donc atteinte à cette date. L'énergie potentielle de pesanteur maximale vaut $E_{ppmax} = 0,29$ J, ce qui donne la valeur de l'altitude maximale :

$$z_{max} = \frac{E_{ppmax}}{m\,g} = \frac{0,29}{0,100 \times 9,8} = 0,30 \text{ m}$$

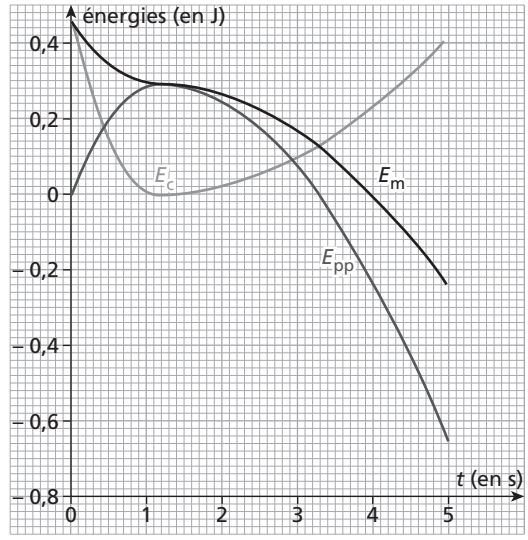
c. Le retour à l'altitude initiale ($z_G = 0$ m) se fait à la date $t = 3,2$ s, lorsque l'énergie potentielle de pesanteur redevient nulle. L'énergie cinétique vaut alors $E_c = 0,13$ J. La vitesse correspondante est v_1 telle que $E_c = \frac{1}{2} m v_1^2$, ce qui donne :

$$v_1 = \sqrt{\frac{2E_c}{m}} = \sqrt{\frac{2 \times 0,13}{0,100}} = 1,6 \text{ m.s}^{-1}$$

d. L'énergie mécanique du solide diminue au cours de son mouvement. Cela signifie que le palet subit des frottements.

e. La dissipation de l'énergie mécanique du palet a pour effet de ralentir son mouvement par rapport au mouvement que le palet aurait sans frottements. En effet, la vitesse v_1 du palet à son retour à l'altitude initiale est nettement inférieure à sa vitesse initiale v_0, alors qu'elle serait identique si le palet ne subissait aucun frottement.

f. Si le plan incliné n'était pas limité vers le bas, le mouvement de descente du palet continuerait : son énergie potentielle de pesanteur continuerait de diminuer, son énergie cinétique augmenterait et son énergie mécanique continuerait d'être dissipée. La vitesse n'augmente pas indéfiniment : pour des durées bien plus grandes, l'effet des frottements fluides se traduirait par une stabilisation de la vitesse, donc de l'énergie cinétique.



Commentaires

Cette activité fait travailler la lecture et l'exploitation d'un graphique par l'élève. Elle est l'occasion de montrer comment extraire des informations d'une courbe et d'effectuer des prédictions physiques à traduire graphiquement. Les exercices 19 et 20 du chapitre utilisent la même démarche, ainsi que l'exercice 22 où des mesures sont à effectuer sur une chronophotographie.

5 La notion d'énergie mécanique (p. 256)

Histoire des Sciences

Objectif

L'objectif de cette activité est de faire percevoir la difficulté de la notion d'énergie, qui n'est apparue de manière cohérente que récemment dans l'histoire de la physique. Un texte apportant des informations historiques est fourni et des questions de réflexion sur les notions qu'il développe permettent d'en débattre.

Corrigé

a. Le terme de *force* désigne aujourd'hui, en physique, une grandeur traduisant l'interaction entre deux systèmes, dont la norme s'exprime en newtons. Ce n'est donc pas une énergie.

b. La définition de l'adjectif *cinétique* est « relatif au mouvement. ». Ce terme n'a pratiquement pas d'autres usages que scientifiques (énergie cinétique, moment cinétique, cinétique chimique, cinétique enzymatique, etc.).

c. L'énergie n'est pas une « chose », c'est un concept abstrait, une grandeur possédant une valeur.

d. La boule en mouvement a de l'énergie cinétique. Si elle roule sur un sol horizontal, son énergie potentielle de pesanteur est constante. L'arrêt de la boule en mouvement signifie que l'énergie cinétique n'est pas constante. Si, comme le dit Poincaré, l'énergie reste constante, alors cette énergie cinétique perdue a été transformée en d'autres formes d'énergie. En l'occurrence, de l'énergie thermique due aux frottements exercés par l'air sur la boule.

Commentaire

L'expression *force vive* (en latin *vis viva*) contenait en outre l'idée obsolète de la capacité que les objets auraient à se mouvoir par eux-mêmes, issue des « fluides vitaux » de la médecine antique.

6 Énergie mécanique d'un solide en mouvement (p. 257)

TP Travaux pratiques

Objectif

En utilisant des mesures sur une chronophotographie, la première partie de cette activité conduit à évaluer l'action des frottements fluides sur le mouvement d'un objet dans l'air.

Dans la deuxième partie, la même démarche est effectuée à l'aide de l'outil informatique, permettant la capture d'une vidéo et son exploitation pour étudier un mouvement. Enfin, la troisième partie propose une démarche d'investigation que doit mener l'élève pour conduire de bout en bout une telle étude.

Correspondance avec le programme

- Connaître et utiliser l'expression de l'énergie cinétique d'un solide en translation et de l'énergie potentielle de pesanteur d'un solide au voisinage de la Terre.
- Réaliser et exploiter un enregistrement pour étudier l'évolution de l'énergie cinétique, de l'énergie potentielle de pesanteur et de l'énergie mécanique d'un système au cours d'un mouvement.

Corrigé

a. Pour connaître la vitesse de la balle, il faut tenir compte de l'échelle de l'image. La toise placée sur la photo mesure 3,6 cm sur le dessin et 3,05 m dans la réalité. La vitesse de la balle en une position s'obtient comme la vitesse moyenne entre les deux positions adjacentes. Il faut donc mesurer la distance entre les deux positions adjacentes (par exemple pour avoir la vitesse à la position n° 2, il faut déterminer la distance entre les positions 1 et 3), puis la diviser par deux fois l'intervalle de temps entre deux prises de vue (soit par 0,30 s). Les résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous.

b. Les hauteurs mesurées et réelles sont consignées dans le tableau ci-dessous.

c. À l'aide des mesures précédentes, on calcule l'énergie cinétique de la balle, son énergie potentielle de pesanteur, puis son énergie mécanique. Les résultats sont consignés dans le tableau suivant.

Position	2	6	10
Distance entre positions adjacentes sur le dessin	2,2 cm	1,3 cm	1,7 cm
Distance entre positions adjacentes en réalité	1,9 m	1,1 m	1,4 m
Vitesse	6,2 $m.s^{-1}$	3,7 $m.s^{-1}$	4,8 $m.s^{-1}$
Hauteur sur le dessin	2,6 cm	4,2 cm	2,0 cm
Hauteur en réalité	2,2 m	3,6 m	1,7 m
Énergie cinétique de la balle	13 J	4,4 J	7,5 J
Énergie potentielle de pesanteur de la balle	14 J	23 J	11 J
Énergie mécanique de la balle	27 J	27 J	18 J

Entre les positions 2 et 6 l'énergie mécanique de la balle ne varie pas de manière sensible : l'influence des frottements de l'air est donc négligeable. La dissipation de l'énergie mécanique se produit en revanche au moment du passage du panier : entre les positions 6 et 10, un tiers de l'énergie mécanique est perdue par frottement au contact du panier.

Commentaires

- Concernant la partie 2, l'élève devra réaliser une vidéo de chute verticale dans un liquide. Le choix a été fait de ne pas autoriser les situations où l'objet est en mouvement non vertical, non rectiligne, ou dans lesquelles l'objet est lancé, pour des raisons de simplicité. Dans cette situation de chute verticale, une seule coordonnée suffit pour repérer l'objet, qui plus est cette coordonnée est acquise directement par le logiciel de pointage, quel qu'il soit. L'étude d'autres types de mouvements (mouvement parabolique, mouvement sur un plan incliné…) peut faire l'objet d'une autre séance, une fois maîtrisé l'outil informatique et repérées les contraintes techniques.
- Comme il est laissé libre du choix du milieu et du type d'objet qui tombe, cela peut donner lieu à des situations inexploitables, notamment trop rapides pour la caméra. Si le milieu n'est pas visqueux, comme l'eau, la chute n'est pas verticale. Il conviendra d'indiquer à l'élève les ordres de grandeur des durées minimales acceptables pour donner une vidéo correcte.
- Dans le cas où une seule caméra serait disponible pour tout le groupe, des rôles peuvent être distribués. Il est préférable de prévoir une vidéo déjà réalisée au cas où un problème quelconque empêcherait de réaliser l'enregistrement.
- Le mode de calcul de la vitesse à l'aide du tableur est ici conforme à ce qui a été appris en Seconde. Le professeur pourra faire le lien avec la notion de limite et de dérivées si elles ont été abordées en mathématiques.

Exercices

Test

1 La vitesse de la balle est $v = 130$ km.h^{-1}, soit $v = 36{,}1$ m.s^{-1}.
Sa masse est $m = 2{,}3.10^{-3}$ kg.
L'énergie cinétique de la balle est donc :

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2} \times 2{,}3.10^{-3} \times 36{,}1^2 = 1{,}5 \text{ J}$$

2 La variation de l'énergie potentielle de pesanteur de la palette est :

$$\Delta E_{pp} = mgh = 350 \times 19 \times 9{,}81 = 6{,}5.10^4 \text{ J}$$

Exercices d'entraînement

3 **Vrai ou faux ?**

a. *Vrai* : l'énergie cinétique est proportionnelle au carré de la vitesse.

b. *Faux :* l'énergie cinétique d'un solide en mouvement est proportionnelle à sa masse, donc est multipliée par trois lorsque la masse est triplée.

c. *Faux :* l'énergie cinétique d'un solide en mouvement est constante seulement lorsque sa vitesse est constante.

d. *Faux :* l'énergie cinétique d'un tel objet est :

$$\frac{1}{2} \times 1 \times \left(\frac{1}{3{,}6}\right)^2 = 0{,}04 \text{ J}$$

4 **Sports**

a. L'énergie cinétique de la balle est :

$$\frac{1}{2} \times 58.10^{-3} \times \left(\frac{200}{3{,}6}\right)^2 = 90 \text{ J}$$

b. La boule est lancée à la vitesse :

$$\sqrt{\frac{2 \times 90}{6{,}0}} = 5{,}5 \text{ m.s}^{-1} = 20 \text{ km.h}^{-1}$$

5 **Parachutistes**

a. Leur vitesse est $v = 200$ km.h^{-1} $= 55{,}6$ m.s^{-1} donc leur énergie cinétique est $1{,}4.10^5$ J.

b. Dans le référentiel lié à la caméra, le sauteur est immobile, donc son énergie cinétique est nulle.

6 **Vrai ou faux ?**

a. *Faux* : l'énergie potentielle de pesanteur d'un solide en mouvement peut ne pas varier si son altitude ne varie pas.

b. *Faux* : l'énergie potentielle de pesanteur d'une bille sur une table horizontale est constante.

c. *Vrai* : l'énergie est proportionnelle à l'altitude, le coefficient de proportionnalité étant positif.

d. *Faux* : un cycliste qui dévale une pente a son énergie potentielle de pesanteur qui diminue puisque son altitude diminue.

e. *Vrai* : $E_{pp} = 102 \times 9{,}81 \times 0{,}17 \times 6 = 1{,}0.10^3$ J

7 Course de montagne

B et G ont une énergie potentielle de pesanteur identique puisqu'ils sont à la même altitude que le départ. Celle de H est plus petite. Celles des autres sont d'autant plus élevées que leur altitude est élevée. Le classement est donc : D > E > A, C et F > B et G > H.

8 Ascenseur

a. L'énergie potentielle de pesanteur de l'ascenseur doit augmenter de :

$$275 \times 9{,}81 \times 8{,}5 = 2{,}3.10^4 \text{ J}$$

b. Si une personne de 65 kg monte avec l'ascenseur, la masse totale est :

$$275 + 65 = 340 \text{ kg}$$

Donc l'énergie à fournir est :

$$340 \times 9{,}81 \times 8{,}5 = 2{,}8.10^4 \text{ J}$$

c. Lorsque l'ascenseur monte, le contrepoids descend. L'énergie potentielle de pesanteur de l'ascenseur doit donc augmenter, mais celle du contrepoids diminue en parallèle. Les moteurs n'ont à fournir, pour faire monter l'ascenseur, que la différence entre les deux énergies.

9 Vrai ou faux ?

a. *Faux* : l'énergie mécanique d'un solide en mouvement n'est constante que si le solide n'est pas soumis à des frottements.

b. *Vrai* : c'est le principe de conservation de l'énergie mécanique.

c. *Faux* : la définition de l'énergie mécanique est universelle.

d. *Vrai* : si le cycliste descend, son énergie potentielle diminue ; si son énergie mécanique reste constante, cela implique que son énergie cinétique augmente, donc que sa vitesse augmente.

10 Variations d'énergies

Exercice résolu dans le manuel, page 377.

11 Freinage d'une voiture

Exercice résolu dans le manuel, page 377.

Exercices d'approfondissement

12 Analyse dimensionnelle

a. L'expression de l'énergie cinétique d'un solide en translation indique que :

$$1 \text{ J} = 1 \text{ kg} \times (1 \text{ m.s}^{-1})^2 = 1 \text{ kg.m}^2\text{.s}^{-2}$$

b. L'expression de l'énergie potentielle de pesanteur d'un solide en translation indique que :

$$1 \text{ J} = 1 \text{ kg} \times (1 \text{ N.kg}^{-1}) \times 1 \text{ m} = 1 \text{ N.m}$$

c. Des deux égalités précédentes se déduit :

$$1 \text{ kg.m}^2\text{.s}^{-2} = 1 \text{ N.m},$$

ce qui donne $1 \text{ N} = 1 \text{ kg.m.s}^{-2}$

13 Conservation de l'énergie mécanique

a. *Vrai* : si la bille est lâchée quatre fois plus haut, son énergie mécanique initiale, égale à son énergie potentielle de pesanteur initiale puisque la bille est lâchée (et non lancée), est quatre fois plus grande ; comme à l'arrivée au sol cette énergie est entièrement sous forme cinétique, l'énergie cinétique d'arrivée au sol est quatre fois plus grande, donc la vitesse correspondante deux fois plus grande.

b. *Faux* : cette expression est celle de la variation de l'altitude de la bille, non de son altitude finale. Ce serait correct si la bille était lancée du niveau du sol.

c. *Vrai* : la variation d'énergie potentielle de pesanteur de la bille entre son lancer et sa position la plus haute est mgH. L'énergie cinétique initiale est $\frac{1}{2}mv^2$. L'égalité des deux donne l'expression proposée.

d. *Faux* : en vertu de l'expression précédente, si la bille est lancée quatre fois plus vite, elle arrive seize fois plus haut.

14 Dix mégajoules

a. La vitesse que doit acquérir l'être humain est :

$$v = \sqrt{\frac{2E_c}{m}} = \sqrt{\frac{2 \times 10.10^6}{75}} = 5{,}2.10^2 \text{m.s}^{-1}$$

soit $1{,}9.10^3$ km.h^{-1}.

b. La masse de cailloux est :

$$m = \frac{E_{pp}}{gh} = \frac{10.10^6}{9{,}81 \times 10} = 1{,}0.10^5 \text{kg}$$

soit 100 tonnes.

c. Les résultats précédents montrent que si tout l'apport énergétique journalier d'un être humain était converti en énergie mécanique (cinétique ou potentielle de pesanteur), les performances humaines seraient démesurées au regard des performances usuelles. La raison tient au fait que l'essentiel de l'énergie alimentaire est échangée par transfert thermique. Une partie est consommée par les cellules pour assurer leur fonction et le renouvellement de nombreuses molécules ainsi que la formation de stocks énergétiques sous forme chimique ; le corps humain doit être en outre maintenu à 37 °C.

15 Sonde *Mars Polar Lander*

Exercice résolu dans le manuel, page 377.

16 Launching a ball

a. Si les frottements de l'air sont négligeables, l'énergie mécanique de la balle est constante au cours de son mouvement.

b. L'énergie mécanique de la balle s'écrit de deux manières :

- à l'instant initial : $E_m = \frac{1}{2}mv_0^2 + mgz_0$
- lorsqu'elle change de sens avant de retomber, sa vitesse est nulle donc :

$$E_m = m\ g\ z_{max}$$

Ces deux égalités donnent $z_{max} = z_0 + \frac{v_0^2}{2g} = 4{,}4$ m

c. L'énergie mécanique de la balle s'écrit, à l'arrivée au sol : $E_m = \frac{1}{2}mv_{ground}^2$

d. Cette expression ainsi que celle de l'instant initial donnent :

$$v_{ground} = \sqrt{v_0^2 + 2gz_0}$$
$$= \sqrt{7{,}6^2 + 2\times 9{,}81\times 1{,}5} = 9{,}3 \text{ m.s}^{-1}$$

17 Attention, chute de chat !

a. Les frottements doivent être suffisamment faibles pour que l'énergie mécanique puisse être considérée comme constante.

b. L'énergie mécanique du chat s'écrit de deux manières :

$E_m = mgh$ à sa position initiale,

$E_m = \frac{1}{2}mv_1^2$ à l'arrivée au sol.

De ces deux égalités s'extrait :

$v_1 = \sqrt{2gh} = \sqrt{2\times 9{,}81\times 7{,}8} = 12$ m.s^{-1}

c. Lors de ce nouveau mouvement, l'énergie mécanique du chat est à nouveau constante. Lorsque le chat quitte les mains du passant, elle s'exprime par :

$$E_m' = \frac{1}{2}mv_2^2 + mgh_2$$

Si v_2 est insuffisante, le chat ne monte pas assez haut, donc il faut chercher la vitesse v_2 minimale permettant au chat d'atteindre les mains de son maître. La vitesse v_2 est donc cherchée de sorte que le chat arrive avec une vitesse nulle dans les mains du maître : l'énergie mécanique du chat s'écrit alors : $E_m' = mgh_1$. Ces deux expressions de l'énergie mécanique donnent :

$$v_2 = \sqrt{2g(h_1 - h_2)} = \sqrt{2\times 9{,}81\times(9{,}0 - 1{,}80)}$$
$$= 12 \text{ m.s}^{-1}$$

d. L'énergie mécanique initiale du chat est :

$$E_m'' = \frac{1}{2}mv_3^2 + mgh_2$$

Selon le même raisonnement que précédemment, le chat monte à la hauteur h_3 telle que :

$$mgh_3 = \frac{1}{2}mv_3^2 + mgh_2$$

ce qui donne :

$$h_3 = \frac{v_3^2}{2g} + h_2 = \frac{6{,}0^2}{2\times 9{,}81} + 1{,}80 = 3{,}6 \text{ m}$$

18 Production d'électricité

a. En chutant dans une conduite, l'eau convertit son énergie potentielle de pesanteur en énergie cinétique. Cette énergie cinétique de translation de l'eau est partiellement transmise à une turbine, sous forme d'énergie cinétique de rotation. La turbine entraîne un alternateur, qui convertit cette énergie cinétique en électricité (et en énergie thermique par échauffement).

b. Un mètre cube d'eau ayant une masse d'une tonne, la masse d'eau transitant chaque seconde dans l'usine est 540 tonnes, soit $5{,}40.10^5$ kg.

c. L'énergie potentielle correspondante est ainsi $5{,}40.10^5 \times 9{,}81 \times 79 = 4{,}2.10^8$ J. C'est l'énergie mécanique disponible chaque seconde dans l'usine.

d. En réalité, l'usine ne fournit au réseau que $2{,}90.10^8$ J, soit un rendement de 69 %. Les raisons de cette différence sont multiples : les pertes d'énergie mécanique par frottements mécaniques dans les tuyaux et la turbine, les pertes par échauffement dans l'alternateur, et le fait que toute l'énergie cinétique de l'eau n'est pas transmise à la turbine puisque l'eau est encore en mouvement après son passage dans la turbine.

19 Rebonds d'une balle de tennis

Exercice résolu dans le manuel, page 378.

20 Saut à l'élastique

a. Au début du mouvement le solide tombe, donc son énergie potentielle de pesanteur diminue ; il accélère donc son énergie cinétique augmente.

La courbe ② (orange) représente donc E_{pp} et la courbe ③ (verte) représente E_c.

b. La somme de E_c et E_{pp} est représentée par la courbe ① (violette) au début du mouvement : il s'agit de l'énergie mécanique (lorsque l'élastique n'est pas tendu, l'objet est en chute libre).

Cette énergie étant constante, les frottements sont négligeables.

c. L'énergie élastique représentée par la courbe ④ (bleue) augmente à partir de la date $t_1 = 0{,}2$ s. C'est à cette date que l'élastique commence à se tendre.

Il faut ajouter les valeurs des courbes ②, ③ et ④ pour obtenir celle de la courbe ① à un instant donné.

d. Entre $t = 0$ s et $t = t_1$, l'énergie potentielle de pesanteur diminue de 0,40 J. La profondeur de chute correspondante est donc :

$$\frac{0,40}{0,100 \times 9,81} = 0,41 \text{ m}.$$

L'élastique non tendu a donc une longueur de 41 cm.

e. L'énergie cinétique maximale de l'objet est de 0,23 J, donc sa vitesse maximale est :

$$\sqrt{\frac{2 \times 0,23}{0,100}} = 2,1 \text{ m.s}^{-1}.$$

Elle est atteinte à la date $t = 0{,}22$ s. Après cette date l'énergie potentielle de pesanteur continue de diminuer, donc l'objet continue de descendre. La vitesse maximale n'est donc pas atteinte au moment où l'objet est au plus bas. D'ailleurs à ce moment-là l'objet change de sens pour remonter, donc sa vitesse est nulle.

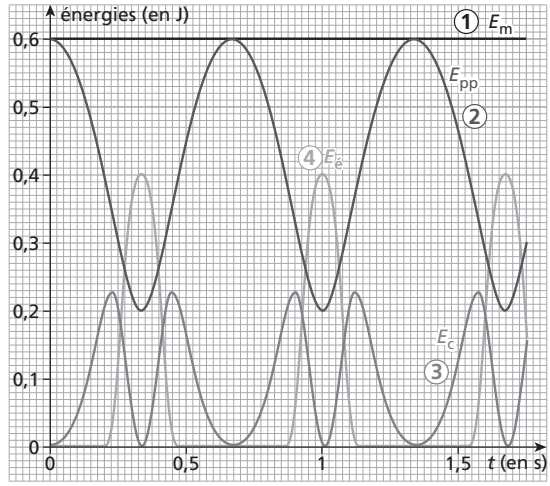
f. Après $t = 0{,}25$ s, l'objet continue de descendre en freinant : son énergie potentielle de pesanteur diminue, son énergie cinétique diminue jusqu'à devenir nulle au moment où l'élastique est le plus tendu, c'est-à-dire au moment où l'énergie élastique est la plus grande.

Après ce point extrême, l'objet remonte : son énergie cinétique augmente, ainsi que son énergie potentielle de pesanteur.

L'élastique se détendant, l'énergie élastique diminue jusqu'à devenir nulle au moment où l'élastique n'est plus tendu.

Après cet instant, l'objet poursuit sur sa lancée vers le haut, jusqu'à revenir à son point de départ.

Et ainsi de suite.



21 Chute des corps et conservation de l'énergie

a. « La hauteur de chute d'un objet en chute libre est proportionnelle au carré de sa vitesse acquise. »

b. La conservation de l'énergie mécanique lors d'une chute sans frottement s'écrit ainsi : l'énergie mécanique initiale, mgh, est égale à l'énergie mécanique finale, $\frac{1}{2}mv^2$. On en déduit l'égalité $h = \frac{v^2}{2g}$, qui dit bien que la hauteur de chute est proportionnelle au carré de la vitesse acquise.

22 Étude d'une chute dans un fluide

a. 1,5 cm sur l'image représente 5,65 cm dans la réalité.

b. Les hauteurs z se mesurent en centimètres sur le dessin, puis se convertissent en hauteurs réelles à l'aide de l'échelle.

c. Les vitesses s'obtiennent soit par mesure de la distance sur le dessin entre les points adjacents au point où l'on cherche la vitesse, divisée par :

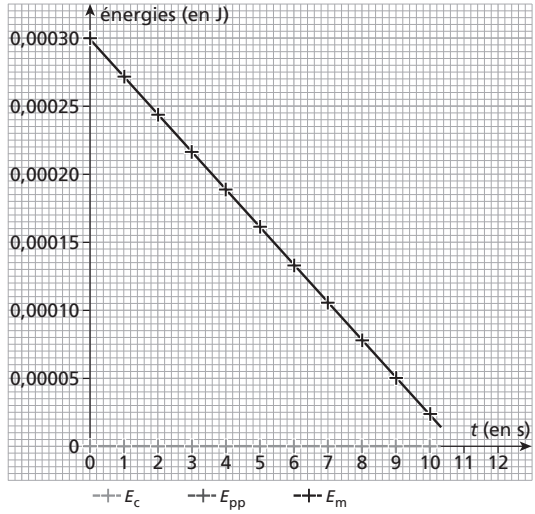
$$2\,\Delta t = 2,00 \text{ s}.$$

d. Les énergies se calculent ensuite à l'aide de leurs expressions. Voir le tableau ci-après. L'énergie cinétique étant très faible devant l'énergie potentielle de pesanteur, l'énergie mécanique a la même valeur que l'énergie potentielle de pesanteur.

e. Sur le graphique, l'énergie cinétique n'est pas visible en dehors de l'axe des abscisses. Les points placés représentent donc à la fois l'énergie potentielle de pesanteur et l'énergie mécanique.

f. L'énergie mécanique diminuant nettement, les frottements dissipent beaucoup d'énergie mécanique et ralentissent la bille.

n°	z (en cm)	v (en cm.s^{-1})	E_{pp} (en mJ)	E_c (en J)	E_m (en J)
2	21	2,2	0,27	$3{,}0.10^{-8}$	0,27
3	19	2,2	0,24	$3{,}0.10^{-8}$	0,24
4	17	2,2	0,22	$3{,}0.10^{-8}$	0,22
5	15	2,2	0,19	$3{,}0.10^{-8}$	0,19
6	12	2,2	0,16	$3{,}0.10^{-8}$	0,16
7	10	2,2	0,13	$3{,}0.10^{-8}$	0,13
8	8,3	2,2	0,11	$3{,}0.10^{-8}$	0,11
9	6,0	2,2	0,077	$3{,}0.10^{-8}$	0,077
10	3,8	2,2	0,048	$3{,}0.10^{-8}$	0,048



PHYSIQUE
20

Le principe de conservation de l'énergie

Introduction au chapitre (p. 267)

Ce chapitre généralise le principe de conservation de l'énergie mécanique vu dans le chapitre 19 à toutes les formes d'énergie. Il donne ainsi l'occasion de rechercher sous quelles formes se présente l'énergie dans différentes situations et de réfléchir au système qu'il faut considérer pour que ce principe se vérifie.

Le programme ajoute peu de compétences par rapport à celles du chapitre précédent (formes d'énergie, découverte du neutrino), mais leurs conséquences sont immenses. De nombreuses situations peuvent être imaginées et se familiariser avec celles-ci est la principale difficulté du chapitre. Il sera ainsi possible de reprendre des notions d'augmentation de température déjà vues au chapitre 15, d'énergie de combustion vues dans le chapitre 17, d'énergie mécanique vue dans le chapitre 19. Occasionnellement, nous réinvestirons les interactions fondamentales du chapitre 11 ou la radioactivité du chapitre 12.

Le programme impose de parler de la découverte du neutrino car c'est un cas où le principe de conservation de l'énergie a été momentanément remis en question par quelques scientifiques. L'exemple est donc intéressant à étudier. Il est toutefois délicat comme tout ce qui implique des particules élémentaires. Deux axes se dégagent dans ce chapitre : l'un où la conservation de l'énergie se traite au niveau microscopique et l'autre au niveau macroscopique. Si la découverte du neutrino n'a pas de conséquence sur les chapitres suivants, le principe de conservation de l'énergie est largement repris dans les chapitres 21 et 22.

Dans ce chapitre, l'élève devra prendre conscience que, quand de l'énergie « disparaît », c'est, dans la plupart des cas, qu'elle a été transférée à l'environnement. Si un point de vue macroscopique est adopté, ce transfert sera thermique. Si un point de vue microscopique est nécessaire, alors il s'agira d'énergie cinétique de particules, voire de rayonnement. Pour pouvoir traiter de cela, il faudra clairement définir le système considéré. Le fait qu'une énergie puisse être considérée comme thermique avec un certain point de vue et cinétique avec un autre ne doit être envisagé que comme une conséquence du choix de cadre théorique dans lequel la réflexion est menée.

Dans ce chapitre et dans le suivant, qui traite aussi d'énergie, nous n'avons intentionnellement pas utilisé le terme de *chaleur*. Ce terme est trop souvent confondu avec le terme de *température* par les élèves, et nous tenons à ce que les élèves distinguent la température (grandeur d'état d'un système) et la chaleur qui est un mode de transfert d'énergie. Pour cela, l'expression *transfert thermique* lui sera préférée.

Rappelons que la chaleur est un mode de transfert d'énergie macroscopique.

L'équivalent microscopique de la chaleur est l'agitation des molécules et des atomes. Un transfert thermique se traduit donc, au niveau microscopique, par une augmentation d'énergie cinétique (translationnelle, vibrationnelle et rotationnelle).

Ces qualificatifs ne sont, bien sûr, pas évoqués avec les élèves.

Les prérequis pour ce chapitre sont les expressions des énergies en mécanique, notions introduites au chapitre 19, et l'énergie nucléaire ($\Delta m\, c^2$) ainsi que les équations représentant les transformations nucléaires, introduites dans le chapitre 12.

Activités

1 La découverte du neutrino (p. 268)

Histoire des Sciences

Objectif

L'objectif de cette activité est d'introduire la notion de conservation de l'énergie dans un autre domaine que la mécanique. Les informations sont données grâce à deux courts textes et à la représentation schématique d'une désintégration. Nous avons choisi une situation historique où le principe de conservation a été remis en cause. L'élève peut ainsi se rendre compte de la manière dont la science avance, en formulant des hypothèses pour conserver le principe de conservation de l'énergie, hypothèses qui seront vérifiées bien plus tard.

Correspondance avec le programme

Application à la découverte du neutrino dans la désintégration β.

Corrigé

a. $^{60}_{27}\text{Co} \rightarrow {}^{60}_{28}\text{Ni} + {}^{0}_{-1}\text{e}$

b. $\Delta E = \Delta m\, c^2 = (m_{\text{Ni}} + m_{\text{e}} - m_{\text{Co}})\, c^2$

$= (9{,}951\ 734.10^{-26} + 9{,}109\ 383.10^{-31} - 9{,}952\ 238.10^{-26}) \times (2{,}997\ 924\ 58.10^{8})^2$

$= -\,3{,}711\ 016 \times 10^{-13}$ J

c. D'après la **figure 1** p. 268 du manuel de l'élève, l'énergie transférée se retrouve sous forme d'énergie cinétique (électron) et de rayonnement.

d. L'électron devrait recevoir une énergie égale à celle dégagée par la désintégration moins celle du rayonnement, ce qui donne 7×10^{-14} J. L'énoncé annonce qu'il reçoit entre 0 et $5{,}111 \times 10^{-14}$ J. Une partie de l'énergie semble avoir disparu, le principe de conservation de l'énergie ne serait donc pas respecté.

e. Pauli propose l'existence d'une particule qui emporterait la partie d'énergie manquante de la question précédente.

f. Si l'électron possède une énergie cinétique de $5{,}111 \times 10^{-14}$ J, le neutrino doit emporter l'énergie totale disponible (7×10^{-14} J) moins l'énergie de l'électron ($5{,}111 \times 10^{-14}$ J) soit 2×10^{-14} J. Si l'électron ne reçoit aucune énergie, le neutrino possède alors une énergie de 7×10^{-14} J.

g. Les charges de l'équation de la question **a.** sont équilibrées, une particule supplémentaire sera neutre pour ne pas perturber cet équilibre.

Commentaires

Cette étude se base sur la découverte historique du neutrino. Les scientifiques ont découvert plus tard qu'il s'agissait en fait de l'antineutrino que l'on rencontre dans la radioactivité β^-. Nous avons fait le choix de garder l'appellation neutrino pour ne pas perturber les élèves avec l'antimatière qui n'est pas le sujet du chapitre.

2 L'énergie thermique (p. 269)

Exploitation de données

Objectif

L'objectif de cette activité est de faire prendre conscience aux élèves que l'énergie thermique est omniprésente. Pour cela, la situation classique de la masse oscillant à l'extrémité du ressort est exposée au moyen d'une chronophotographie et quelques écrits de R. Feynman sont proposés (en français) en relation avec une étude de cette situation du surprenant point de vue de l'énergie.

Correspondance avec le programme

Connaitre diverses formes d'énergie.

Corrigé

a. L'énergie est présente sous forme d'énergie potentielle élastique et d'énergie cinétique

b. L'énergie cinétique est une « énergie due au mouvement », l'énergie potentielle élastique est une « autre énergie »

c. Le principe de conservation de l'énergie imposerait que toute l'énergie potentielle élastique emmagasinée par le ressort se retrouve sous forme d'énergie cinétique, puis à nouveau sous forme d'énergie potentielle élastique et ainsi de suite dans un transfert incessant entre ces deux formes. Le ressort s'arrête au bout d'un moment, il est donc légitime de se demander où est passée l'énergie du ressort.

d. Réponse ouverte. Les élèves peuvent proposer différentes idées qui ne répondront pas à la question, par exemple : « *Il y a eu des frottements avec l'air* ». Certes, l'élève est sur la voie, mais un frottement est une force et non une énergie. Une telle réflexion peut être conservée pour être discutée à la fin de l'activité.

e. La réponse à cette question peut se faire soit au niveau macroscopique, soit au niveau microscopique. Au niveau macroscopique, le frottement entre le ressort et l'air peut être invoqué.

C'est un frottement fluide qui élève les températures des deux partenaires du frottement. Au niveau microscopique, les déformations du ressort créent des contraintes sur les atomes qui constituent le ressort, leur transférant ainsi de l'énergie. Il faut être conscient que ce sont deux mécanismes différents, et non des points de vue macro et micro d'un même phénomène.

f. L'énergie thermique du ressort est transférée à l'environnement du ressort, essentiellement l'air, et un peu par le point de fixation du ressort.

g. L'expression « *perdre la trace de l'énergie* » signifie que l'énergie ne se manifeste plus de façon aussi évidente. Au début de l'expérience, elle se manifestait par le mouvement du ressort, et ce mouvement est bien perceptible. À la fin de l'expérience, l'environnement est un peu plus chaud, mais si peu, qu'on peut effectivement dire qu'on en a perdu la trace. La reformulation la plus simple serait : « *L'énergie a été transférée à l'environnement sous forme thermique.* »

Exercices

Test

1 Microscopique : énergie potentielle, énergie cinétique.

Macroscopique : énergie thermique, énergie potentielle, cinétique aussi etc.

2 **a.** Pendant la chute, l'énergie potentielle se transforme en énergie cinétique.

b. $E_{pp} = m\ g\ h = 55{,}0.10^{-3} \times 9{,}81 \times 1{,}50 = 0{,}81$ J

c. La vitesse est :

$$v = \sqrt{\frac{2 \times E_c}{m}} = \sqrt{\frac{2 \times E_{pp}}{m}} = \sqrt{\frac{2 \times 0{,}81}{0{,}055}} = 5{,}43 \text{ m.s}^{-1}$$

Exercices d'entraînement

3 **Transferts**

a. Le lance-pierre emmagasine de l'énergie potentielle élastique.

b. La résistance transfère de l'énergie thermique.

c. La bûche et l'oxygène de l'air transforment de l'énergie chimique.

d. L'essence et l'oxygène de l'air transforment de l'énergie chimique.

e. La voiture emmagasine de l'énergie cinétique (ou potentielle).

f. Le cœur de l'étoile transforme de l'énergie nucléaire.

g. Le plongeur s'apprête à transformer de l'énergie potentielle de pesanteur.

4 **Chaufferette**

a. La chaufferette emmagasine de l'énergie sous forme chimique.

b. *Exothermique* se dit des réactions qui transfèrent de l'énergie thermique au milieu extérieur.

c. La chaufferette transfère une seule forme d'énergie au milieu extérieur, de l'énergie thermique.

d. Il faut lui fournir de l'énergie pour que la réaction de « recharge » ait lieu, par exemple en la chauffant au bain-marie.

Remarque : une réaction chimique qui transfère du travail est appelée *exergonique*. C'est le cas des réactions électrochimiques des piles pour lesquelles on s'intéresse à leur enthalpie libre ($\Delta_r G°$) et non à leur enthalpie ($\Delta_r H°$)

5 **Voyage en montgolfière**

a. Non, le ballon n'est pas un système isolé car il est soumis à l'attraction terrestre.

b. Son énergie est sous forme d'énergie potentielle de pesanteur.

c. En prenant l'altitude du sol comme référence, $E_{pp} = mgh = 0{,}430 \times 9{,}81 \times 10{,}0 = 42{,}2$ J

d. L'énergie potentielle de pesanteur se transforme en énergie cinétique donc

$$E_c = \frac{1}{2} mv^2 = 42{,}2 \text{ J ce qui conduit à}$$

$$v = \sqrt{\frac{2 \times E_c}{m}} = \sqrt{\frac{2 \times 42{,}2}{0{,}430}} = 14{,}0 \text{ m.s}^{-1}$$

e. Une partie de l'énergie potentielle de pesanteur initiale ne se transforme pas en énergie cinétique mais en énergie thermique par frottement avec l'air.

6 **Roller-coaster**

a. Le système étudié est le wagonnet.

b. L'énergie est sous forme d'énergie potentielle de pesanteur.

Sa valeur est, en prenant la référence des altitudes au sol :

$$E_{pp} = mgh = 298 \times 9{,}81 \times 50{,}0 = 1{,}46 \times 10^5 \text{ J}$$

c. Cette énergie se transforme en énergie cinétique et en énergie thermique à cause des frottements avec l'air et dans les parties du wagonnet où des frottements prennent naissance.

Remarque : si les roues du wagonnet roulent sans glisser, le point de contact entre la roue et le sol a une vitesse nulle et la force de contact avec le sol ne travaille pas : il n'y a donc pas d'échauffement à cause de la force de réaction du sol.

d. L'énergie cinétique vaut 90 % de l'énergie potentielle initiale :

$$E_c = 0{,}90 \times 1{,}46.10^5 = 1{,}32.10^5 \text{ J}$$

e. La vitesse est donnée par $E_c = \frac{1}{2}mv^2$ soit :

$$v = \sqrt{\frac{2E_c}{m}} = \sqrt{\frac{2 \times 1{,}32.10^5}{298}} = 29{,}7 \text{ m.s}^{-1}$$

f. L'énergie mécanique sera, après la montée :

$$E_m = 0{,}90 \times 1{,}32.10^5 = 1{,}18.10^5 \text{ J}$$

g. La hauteur maximale h_2 correspond à une transformation totale en énergie potentielle, soit $E_m = mgh_2$. La hauteur est donc :

$$h_2 = \frac{E_m}{mg} = \frac{1{,}18.10^5}{298 \times 9{,}81} = 40{,}5 \text{ m}$$

Remarque : la vitesse du wagonnet en haut d'une courbe ne doit pas être trop grande afin qu'il ne décolle pas.

7 Voiture

a. La température de ce récipient augmente car le système chimique {essence + dioxygène} lui transfère de l'énergie thermique.

b. Cette énergie est transférée à l'environnement du récipient.

c. Le moteur est soumis à l'attraction terrestre, échange de l'énergie thermique avec son environnement, il y a des forces de frottements dans les parties mécaniques du moteur donc le système n'est pas isolé.

d. Ces valeurs semblent en désaccord avec le principe de conservation de l'énergie car une partie de l'énergie semble avoir disparu.

e. Il faut tenir compte du fait que le moteur chauffe et que des gaz d'échappement chauds sont relâchés, donc que l'énergie thermique qui est transférée au milieu extérieur n'est pas transformée en énergie mécanique. C'est ainsi qu'il faut comptabiliser l'énergie pour que son principe de conservation soit respecté.

8 Le pendule de Newton

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 378.

9 Radioactivité de l'iode

a. Le système avant désintégration est constitué d'un noyau d'iode 131.

b. $^{131}_{53}\text{I} \rightarrow {}^{131}_{54}\text{Xe} + {}^{0}_{-1}\text{e}$

c. $E = hf = 6{,}626.10^{-34} \times 8{,}78.10^{19} = 5{,}81.10^{-14}$ J

d.

$E_{tot} - E_{photon} - E_{électron}$

$= 1{,}566\ 89 \cdot 10^{-13} - 5{,}81.10^{-14} - 3{,}815\ 04.10^{-14}$

$= 6{,}00.10^{-14}$ J

Le principe de conservation de l'énergie ne semble donc pas conservé.

e. $^{131}_{53}\text{I} \rightarrow {}^{131}_{54}\text{Xe} + {}^{0}_{-1}\text{e} + \nu$

f. Le système après désintégration est constitué du noyau de xénon, de l'électron et du neutrino.

g. Ce système étant isolé, son énergie totale se conserve, par principe.

h. Le neutrino possède la partie « manquante » de l'énergie, soit $6{,}00.10^{-14}$ J.

10 Le carbone 14

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 378.

11 Stabilité des neutrons

a. Un neutron est une particule neutre rencontrée dans le noyau des atomes.

b. Les noyaux des atomes étant stables, le neutron l'est aussi.

c. $^{1}_{0}\text{n} \rightarrow {}^{1}_{1}\text{p} + {}^{0}_{-1}\text{e}$

Cette désintégration libère l'énergie

$\Delta E = \Delta m\, c^2 = (m_p + m_e - m_n)\, c^2$

$= (1{,}672\ 62 \times 10^{-27} + 9{,}109\ 383 \times 10^{-31}$

$- 1{,}674\ 93 \times 10^{-27}) \times (2{,}997\ 924 \times 10^8)^2$

$= -1{,}257\ 41 \times 10^{-13}$ J

D'où le bilan suivant :

Avant	Après
$1{,}25741 \times 10^{-13}$ J	$1{,}26816 \times 10^{-14}$ J

d. Ce bilan ne respecte pas le principe de conservation de l'énergie.

e. Il faut tenir compte d'un rayonnement qui peut être émis en même temps.

f. Les autres interactions sont l'interaction gravitationnelle, l'interaction électromagnétique et l'interaction forte.

g. Un noyau de deutérium est composé d'un proton et d'un neutron.

h. Plusieurs raisons concourent à cette affirmation. Déjà aux distances très courtes rencontrées dans un noyau (10^{-15} m) les interactions prépondérantes sont les interactions forte et faible, et car les masses de ces particules sont très faibles (donc l'interaction gravitationnelle est négligeable) et le neutron n'est pas chargé (donc pas d'interaction électrostatique).

i. C'est donc l'interaction forte qui est responsable de la stabilité du noyau de deutérium.

12 Échanges d'énergie dans une centrale nucléaire

a. Dans le réacteur, il y a un transfert thermique entre le réacteur et l'eau du circuit primaire. Il y a ensuite transfert thermique entre le circuit primaire et le circuit secondaire, puis transfert mécanique entre l'eau du circuit secondaire et la turbine. Enfin il y a transfert thermique entre l'eau du circuit secondaire et l'eau du circuit tertiaire.

b. Non, ce n'est pas un système isolé, il y a interaction avec l'eau de la rivière, avec l'atmosphère et de l'énergie est transférée pas les câbles électriques.

c. C'est le cœur du réacteur qui cède de l'énergie sans en recevoir.

d. C'est l'eau du circuit tertiaire qui reçoit de l'énergie sans en céder.

e. L'eau du circuit secondaire et la turbine reçoivent et cèdent de l'énergie.

f. Il faut 4,2 kJ pour augmenter la température de 1 L d'eau de 1 °C, donc pour augmenter la température de 400 000 L, il faut $400\,000 \times 4\,200 = 1{,}7$ GJ. La centrale fournit 1,9 GJ chaque seconde, ce qui permet d'échauffer l'eau de 1,1 °C.

Remarque : la température de l'eau rejetée dans une rivière par une centrale est contrôlée, car plus elle s'accroît, moins le dioxygène y est soluble, ce qui a des conséquences pour la faune et la flore.

13 Le *long bow*

1. a. L'arc emmagasine de l'énergie potentielle élastique.

b. La flèche reçoit de l'énergie cinétique.

c. L'énergie potentielle élastique est convertie en énergie cinétique. La vitesse est donnée par :

$$v = \sqrt{\frac{2E_{pp}}{m}} = \sqrt{\frac{2 \times 110}{0{,}070}} = 56 \text{ m.s}^{-1}$$

d. La hauteur est donnée par la conversion totale de l'énergie cinétique en énergie potentielle de pesanteur, soit

$$h = \frac{E}{mg} = \frac{110}{0{,}070 \times 9{,}81} = 1{,}6.10^2 \text{ m}$$

Elle va monter à 160 m.

e. La flèche ne constitue pas un système isolé car elle est en interaction avec la Terre. L'énergie mécanique n'est pas conservée, une partie est dissipée et l'énergie convertie est inférieure à 110 J, donc la hauteur sera inférieure à la valeur calculée précédemment.

2. a. L'allongement est donné par :

$$\Delta l = \sqrt{\frac{2E}{k}} = \sqrt{\frac{2 \times 110}{100}} = 1{,}48 \text{ m}$$

ce qui n'est pas réalisable avec une tenue normale du lance-pierre.

b. Pour un allongement de 71 cm, le lance-pierre emmagasine l'énergie :

$$E = \frac{1}{2} \times 100 \times 0{,}71^2 = 25{,}2 \text{ J}$$

soit environ quatre fois moins que l'arc.

14 Étude d'un dispositif avec ressort

a. À $t = 0$s, le ressort est étiré, l'énergie se trouve donc sous forme d'énergie élastique. De ce fait, la courbe 1 correspond à l'énergie élastique, la courbe 2 à l'énergie cinétique.

b. Il ne semble plus y avoir de conservation de l'énergie du système puisque l'énergie mécanique totale diminue. L'échange d'énergie du système ne se fait plus seulement en interne. Il doit y avoir des frottements et le système échange de l'énergie avec le milieu extérieur.

c. Le coussin d'air a pour but de réduire les frottements, ce qui limite les échanges d'énergie avec le banc.

PHYSIQUE

21

Ressources énergétiques et transfert électrique de l'énergie

Introduction au chapitre

Ce chapitre est le premier de la partie 3 « *Agir : défis du XX^e siècle* » sous-titrée dans le programme :

« *En quoi la science permet-elle de répondre aux défis rencontrés par l'Homme dans sa volonté de développement tout en préservant la planète ?* ».

Si le traitement de ce type de question prend évidemment en considération d'autres aspects que ceux strictement scientifiques, il est indéniable que les décisions politiques mais aussi les comportements de chacun sur un tel sujet ont tout à gagner à être éclairées par des éléments de « culture scientifique » que doit maîtriser, de façon incontournable, un futur bachelier S.

On peut considérer que le présent chapitre est une contribution, dans le strict cadre du programme, à cette culture scientifique élémentaire. Il présente ainsi une double facette :

- proposer des éléments de culture scientifique « pour le citoyen » qui pourraient tout aussi bien s'adresser à des élèves qui n'ont pas choisi la filière S : ressources énergétiques, épuisement de ces ressources, énergies renouvelables, économie d'énergie, distinction électricité/énergie…
- formaliser des concepts scientifiques ou des symbolismes qui permettent de décrire et d'interpréter des situations variées en termes d'énergie : chaînes énergétiques, rendement de conversion, lien énergie/puissance, loi d'Ohm, effet Joule… Ce formalisme (concepts et calculs) est spécifique de la filière scientifique.

Il n'est pas étonnant, dans ces conditions, de voir apparaître deux fois dans les compétences attendues liées à ce chapitre « *Recueillir et exploiter des informations* »… mais aussi « *Argumenter en utilisant un vocabulaire scientifique adéquat* » ou encore *Connaître et comparer des ordres de grandeur de puissance*.

À ce stade du programme, le chapitre est un bon moyen d'apporter de nouvelles connaissances tout en inscrivant dans un contexte plus large et en unifiant des concepts énergétiques vus préalablement : énergie d'un photon (chapitre 5), énergie nucléaire (chapitre 12), énergie de changement d'état (chapitre 15), énergie de combustion (chapitre 17), énergies potentielle, cinétique, mécanique (chapitre 19), formes d'énergie et conservation (chapitre 20).

Le chapitre est enfin un bon moyen d'introduire les chapitres suivants (au sujet de l'énergie chimique et des conséquences environnementales de son utilisation et au sujet des piles), en posant les bases de leur compréhension et en illustrant à quel point les concepts sont imbriqués sur de tels sujets « de sociétés ».

Le chapitre est scindé en deux parties assez facilement identifiables :

- ressources, stockage, transferts et transport donnent la partie A des pages de cours « *Formes, transferts et conservation de l'énergie* ». Ceci correspond aussi approximativement aux deux premières activités regroupées sous le titre « *Diversifier et économiser les ressources énergétiques* » (p. 282 et 283 du manuel de l'élève),
- le zoom sur les transferts électriques et l'effet Joule donne la partie B des pages de cours « *L'électricité, un moyen de transférer l'énergie* ». Ceci correspond aux activités 3 à 5 regroupées sous le titre « *Transferts électriques d'énergie* » (p. 284 et 285 du manuel de l'élève).

Si le chapitre possède un contenu, en termes de notions et concepts, plutôt cohérent, on peut cependant regretter que la notion de rendement ait été liée, dans la liste des contenus, aux aspects électriques : au regard de la portée et de l'utilité de la notion, nous avons choisi de la présenter et de l'utiliser même en dehors du contexte des transferts électriques.

Concernant les compétences attendues, l'hétérogénéité est, par contre, plus importante. En particulier, les deux compétences expérimentales semblent soit ambiguës soit peu reliées aux contenus : on peut se demander en quoi consisterait une démarche expérimentale qui consisterait à mettre en évidence (qualitativement) l'effet Joule, si ce n'est observer qu'un conducteur électrique chauffe lorsqu'il est traversé par un courant, ce que tout élève a déjà pu expérimenter à ce stade (ceci a donc été traité en étude documentaire dans l'activité 4 p. 285 du manuel de l'élève). Si les tracés de caractéristiques peuvent avoir une certaine pertinence dans l'absolu (ceci donne lieu à une démarche d'investigation dans l'activité 5 p. 296 du manuel de l'élève), leur lien avec les aspects énergétiques n'est pas explicité dans le programme et l'on peut se demander dans quelle mesure il doit être traité. Nous avons fait le choix de donner une interprétation énergétique à la caractéristique d'un générateur en exercice (n° 18 p. 296 du manuel de l'élève). Dans tous les cas, les caractéristiques des dipôles ne sont pas à connaître : c'est bien la démarche pour les obtenir qui doit être maîtrisée. Pour aborder les concepts au programme, nous avons fait le choix de les introduire par des activités de découverte, en faisant émerger assez rapidement, par morceaux, l'apport des chaînes énergétiques (explicitement au programme) sur certaines situations simples (cas des ampoules). Pour englober tout ce qui a pu être dit préalablement sur l'énergie et établir clairement ce que l'élève doit savoir sur le concept d'énergie lui-même, nous avons fait le choix d'introduire l'énergie par ses trois propriétés fondamentales : **stockage, transfert, conservation.** Ce qui caractérise d'abord l'énergie est en effet que c'est une grandeur qui **doit** se conserver pour un système isolé. La conservation n'a pas à être découverte ou observée expérimentalement puisqu'elle est fondatrice du concept d'énergie. Ainsi faire observer aux élèves que la somme d'une énergie cinétique et d'une énergie potentielle est constante peut être utile, mais ce qu'il faut en conclure est que l'énergie potentielle a été définie pour que ce soit le cas, et pas que l'énergie se conserve !

Les trois propriétés fondamentales de l'énergie constituent en quelque sorte le « modèle de l'énergie ». La chaîne énergétique est un moyen de « faire vivre » ce modèle énergétique sur les situations étudiées. Il peut être important de le présenter ainsi aux élèves : ce mode de représentation est construit **pour** l'apprentissage, c'est une aide à la compréhension et à la description des situations d'un point de vue énergétique. Au sujet du vocabulaire, nous avons fait le choix, gouverné par le modèle de l'énergie, de proscrire l'usage de l'expression *énergie électrique*. Cette expression qui figure dans le programme est le signe d'une superposition entre un langage courant et un discours scientifique qui peut introduire de la confusion chez l'élève. L'enseignant, lui, sait très bien que lorsqu'on dit *énergie électrique* on parle en fait de *l'énergie qui est transférée*. Nous avons donc fait le choix de réserver les adjectifs accolés à « *énergie* » à ce qui désigne des sources (le référent matériel) ou des formes d'énergie stockée (plus conceptuel) dans des réservoirs. L'électricité reste un mode de transfert et le (faible) stockage d'énergie grâce à la séparation de charges ne doit pas, dans ces conditions, être désigné par de l'*énergie électrique* mais bien *électrostatique*. Par ailleurs, dans les accumulateurs qui seront vus au chapitre 23, ce n'est pas non plus de l'énergie électrique qui est stockée, mais de l'énergie chimique, l'électricité n'ayant servi que de transfert. Nous avons, par ailleurs, préféré le terme de *transfert thermique* au terme de *chaleur* (même si l'équivalence est précisée dans le cours) : c'est d'usage plus courant dans l'enseignement supérieur et cela fait davantage écho au vocabulaire utilisé dans d'autres chapitres. De même, il n'était pas justifié de parler de travail mécanique (la notion de travail n'est pas au programme), nous avons gardé simplement *transfert mécanique*. Nous avons également mis en garde à plusieurs reprises sur les perturbations, dans le contexte de l'apprentissage du modèle de l'énergie, des usages courant du mot *énergie*. Dans la vie quotidienne, l'énergie peut être produite, consommée, perdue, payée même, elle peut aussi disparaître (« *Je n'ai plus d'énergie*… »), autant de termes qui sont en contradiction avec la conservation de cette grandeur physique. Par contre, en physique, on peut produire de l'électricité à partir d'un réservoir d'énergie… Les glissements sémantiques induits par une manipulation rigoureuse du concept d'énergie en physique peuvent aussi constituer une difficulté et doivent être pris en charge en tant que tels, l'objectif ultime étant que l'élève puisse « manipuler » avec des significations claires aussi bien les usages courants et scientifiques.

Activités

1 La pile à combustible comme moyen de stocker l'électricité ? (p. 282)

Étude documentaire

Objectifs

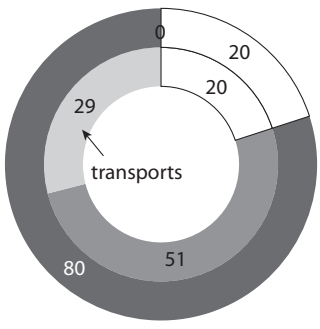
Cette activité vise à sensibiliser les élèves aux différentes ressources énergétiques, aux différents usages et au défi que constitue l'épuisement à venir des ressources fossiles. C'est aussi l'occasion d'introduire une notion fondamentale de ce chapitre : l'électricité, qui ne peut pas être stockée, n'est pas une ressource énergétique (au sens de *réservoir d'énergie*) mais un mode de transfert de l'énergie. Véhicule électrique et pile à combustible servent d'exemples pour introduire ces notions et les problématiques énergétiques actuelles. Ceci permet aussi de faire un premier lien avec le chapitre suivant sur la conversion d'énergie chimique et les rejets de CO_2 induits par la combustion des ressources fossiles.

Correspondance avec le programme

- Ressources énergétiques, renouvelables ou non. Transport et stockage de l'énergie ; énergie électrique.
- Recueillir et exploiter des informations pour identifier des problématiques :
  – d'utilisation des ressources énergétiques,
  – du stockage et du transport de l'énergie.
- Argumenter en utilisant le vocabulaire scientifique adéquat.

Corrigé

a. Les énergies fossiles représentent 80 % de la consommation mondiale. Or la quasi totalité des transports mondiaux utilisant des ressources fossiles, 29 de ces 80 %, sont consacrés au transport.



Le transport mobilise donc 29/80 soit environ 36 % des ressources fossiles.

b. Les ressources fossiles sont également utilisées pour de nombreux usages : chauffer, faire fonctionner des machines dans l'industrie ou l'agriculture, mais aussi produire de l'électricité (près de 70 % de l'électricité mondiale est produite par des ressources fossiles dans des centrales thermiques).

c. Si on produit l'électricité servant à recharger les accumulateurs d'une voiture avec une ressource fossile, le bilan énergétique est dramatique : pour une même quantité d'énergie utile, il faut plus de ressource fossile que si on brûle directement la ressource fossile au sein du moteur. En effet, la production d'électricité à l'aide d'une combustion s'accompagne de pertes importantes (par chaleur en particulier).

d. Si une espèce chimique ne contient pas de carbone, sa réaction avec O_2 ne peut pas fournir de dioxyde de carbone. La combustion de H_2, contrairement aux combustions classiques du charbon, du bois ou des hydrocarbures, ne produit pas de CO_2, principal responsable de l'aggravation de l'effet de serre.

e. L'équation de la réaction est : $H_2 + \frac{1}{2}\,O_2 \rightarrow H_2O$. L'eau est bien le seul déchet.

Commentaires

Il est important que les élèves comprennent que le dihydrogène peut être stocké, mais n'est pas une ressource naturelle : il convient en effet de le produire… à l'aide d'une source d'énergie. Ce qui est présent en grande quantité est l'élément hydrogène mais il faut pouvoir faire des transformations chimiques pour l'obtenir sous forme H_2. C'est pour cette raison qu'on parle parfois de *vecteur d'énergie* : il permet de stocker l'énergie nécessaire à sa fabrication puis de la fournir ensuite à la demande. Il peut être vu comme une source secondaire renouvelable s'il a été fabriqué à l'aide d'une ressource primaire renouvelable. Le terme de *vecteur* n'a pas été introduit dans le chapitre car il ne figure pas au programme et le vocabulaire nouveau est déjà conséquent.

La réponse à la question **c.** permet de comprendre pourquoi on cherche à utiliser de l'électricité d'origine renouvelable (ce qui permet de le produire dans des endroits isolés) ou nucléaire (ce qui explique que les industriels du nucléaire s'y intéressent).

La combustion du bois produit du CO_2 sans toutefois aggraver le bilan carbone, car le bois qui n'est pas brûlé finit de toute façon, comme toute matière organique, par se décomposer en CO_2. Un tel bilan de matière ne prend pas en compte les conséquences de la déforestation, ce qui est un autre problème.

2 Des ampoules basse consommation (p. 282)

Objectifs

Cette activité permet, à l'aide de l'exemple d'une ampoule basse consommation, d'introduire les chaînes énergétiques et leur utilité pour analyser les transferts d'énergie en termes d'énergie utile et *d'énergie perdue* (du point de vue de la fonction assignée au convertisseur). Par suite, au-delà de la contribution à la culture scientifique de l'élève, ceci permet de donner du sens à la notion de rendement et de faire le lien avec les classes d'efficacité énergétique présentes sur les étiquettes-énergies. Enfin, la dernière question permet de sensibiliser l'élève au fait qu'une disposition louable telle que le remplacement des ampoules à incandescence par des ampoules basses consommation ne pourra pas résoudre, à elle seule, le problème de notre consommation d'énergie, en distinguant une nouvelle fois énergie et électricité : à l'échelle mondiale, la consommation d'énergie est en constante hausse (environ + 1,7 % d'énergie primaire consommée par an en moyenne entre 1990 et 2006, + 1,2 % pour les pays de l'OCDE), la part de l'électricité dans la consommation finale d'énergie est d'un peu moins de 20 %, mais elle aussi en augmentation. Pour la France, la part de l'électricité est un peu plus grande (24 % en 2009), la consommation totale d'énergie est en légère baisse depuis les années 2000 essentiellement du fait de la baisse de l'activité industrielle, grosse « consommatrice » d'énergie. Cette consommation devrait cependant repartir à la hausse dans les années à venir.

Correspondance avec le programme

- Puissance ; conversion d'énergie dans un récepteur ; notion de rendement de conversion.
- Recueillir et exploiter des informations portant sur un système électrique à basse consommation.
- Distinguer puissance et énergie.
- Connaître et utiliser la relation liant puissance et énergie.

Corrigé

a. Le réservoir d'énergie est le plus souvent contenu dans les centrales électriques dites *thermiques* : le pétrole et O_2, le charbon et O_2, le gaz et O_2 ou l'uranium. Ce peut aussi être l'eau d'un barrage, le soleil ou le vent…

b. L'ampoule, dont l'étiquette est reproduite dans la **figure 3** p. 283 du manuel de l'élève, fournit 570 lumen pour une puissance électrique utilisée de 11 W. La puissance consommée par unité de flux lumineux est donc :

$$\frac{11}{570} = 1{,}9 \times 10^{-2}\ \text{W.lm}^{-1} = 19\ \text{mW.lm}^{-1},$$

ceci permet de classer l'ampoule en classe A (moins de 20 W.lm^{-1}).

c. Le rendement s'exprime ici par la relation :

$$r = \frac{\text{énergie utile}}{\text{énergie totale convertie}} = \frac{\text{énergie transmise par rayonnement}}{\text{énergie reçue par transfert électrique}}$$

Pendant une seconde, l'énergie utile fournie vaut 3J, l'énergie totale convertie vaut 11 J donc le rendement vaut $r = \frac{3}{11} = 0{,}3$ soit environ 30 %.

d. Le rendement augmente si, à flux lumineux donné, la puissance consommée **diminue** et si à puissance consommée donnée, le flux lumineux **augmente**

e. L'énergie consommée vaut :

$$E = 11\ \text{W} \times 8\,000\ \text{h} = 88\ \text{kWh}.$$

f. L'énergie consommée pendant la même durée par l'ampoule à incandescence vaut :

$$E' = 60\ \text{W} \times 8\,000\ \text{h} = 4{,}8.10^2\ \text{kWh}.$$

L'économie d'énergie est donc :

$$E' - E = 4{,}8.10^2 - 88 = 3{,}9.10^2\ \text{kWh}$$

soit environ 43 euros.

g. Beaucoup d'usages d'énergie ne se font pas par transfert électrique, en particulier tout ce qui concerne l'usage de carburants pour se déplacer ou se chauffer. Ceci explique que 10 % d'énergie transférée électriquement fasse, au final, nettement moins par rapport à l'ensemble de l'énergie consommée.

Commentaires

Dans tout le chapitre, nous avons choisi de réserver le mot *ampoule* à l'objet qui effectue effectivement la conversion d'énergie électricité-lumière. Le mot *lampe* désigne l'objet plus général qui est présent

dans les foyers et qui inclut une ampoule ou DEL : lampe de chevet, lampe de poche, lampe frontale…

Les étiquettes-énergies reproduites tiennent compte des nouvelles normes européennes entrant progressivement en vigueur durant l'année 2011.

Si, dans le langage courant, le pétrole est une source d'énergie, il nous semble intéressant de préciser que pour un scientifique, la source d'énergie est pétrole + O_2. L'énergie est celle de la réaction chimique dont les deux réactifs doivent être mentionnés, et pas seulement celui qui a un coût financier.

Les indications de classes d'indice d'efficacité énergétique de la figure 4 sont estimées à partir de la directive 98/11/CE de la commission européenne du 27 janvier 1998. L'efficacité énergétique est souvent définie comme le rendement de l'ampoule. Le lien entre rendement sans dimension et puissance par unité de flux lumineux n'est pas un lien simple, il est plus complexe que ne le laisse croire cette figure simplificatrice. Selon la directive, les lampes sont classées en classe A si $W \leqslant 0{,}15.\sqrt{\Phi} + 0{,}0097\ \Phi$ (où W est la puissance absorbée de la lampe et Φ le flux lumineux de la lampe) pour les lampes fluorescentes sans ballast, et $W \leqslant 0{,}24.\sqrt{\Phi} + 0{,}0103\ \Phi$ pour les autres lampes. Le calcul est encore un peu plus compliqué pour les classes suivantes : on calcule une puissance de référence $W_R = 0{,}88.\sqrt{\Phi} + 0{,}049\ \Phi$ (pour $\Phi > 34$ lm) ou $0{,}2.\ \Phi$ (pour $\Phi \leqslant 34$ lm). L'indice d'efficacité énergétique est est alors $E_I = \dfrac{W}{W_R}$. On peut alors classer les ampoules selon le tableau suivant :

Classe	E_I
B	$E_I < 60\ \%$
C	$60\ \% \leqslant E_I < 80\ \%$
D	$80\ \% \leqslant E_I < 95\ \%$
E	$95\ \% \leqslant E_I < 110\ \%$
F	$110\ \% \leqslant E_I < 130\ \%$
G	$130\ \% \leqslant E_I$

Une nouvelle étiquette énergie européenne peut figurer depuis le 20 décembre 2010 sur les nouveaux appareils de réfrigération domestiques, les lave-linge et les lave-vaisselle mis sur le marché ; elle devient obligatoire à compter du 20 décembre 2011. L'objectif affiché de cette refonte est de rendre l'étiquette plus lisible et identique dans tous les États de l'Union européenne, tout en tenant compte des évolutions technologiques. Ainsi la différentiation des produits efficaces est possible grâce à l'ajout de classes jusqu'à la classe A+++. Les ampoules ne sont pas concernées, pour l'instant, par ces nouvelles catégories.

3 Une grande variété d'appareils électriques

(p. 284)

Exploitation de données

Objectifs

Deux objectifs principaux pour cette activité : donner du sens aux termes *récepteurs électriques* et *générateurs électriques* et avoir une idée des ordres de grandeurs de puissance en jeu grâce à des « objets » courants. La troisième question demande à nouveau (comme dans deux autres activités mais c'est une compétence essentielle) de calculer une énergie à partir de la puissance du récepteur et de sa durée d'utilisation.

Correspondance avec le programme

- Production de l'énergie électrique ; puissance ; conversion d'énergie dans un générateur, un récepteur.
- Connaître et comparer des ordres de grandeur de puissances.
- Distinguer puissance et énergie. Connaître et utiliser la relation liant puissance et énergie.

Corrigé

Les réponses aux questions **a.** et **b.** sont regroupées dans le tableau suivant :

Appareil	Puissance électrique	Générateur	Récepteur
téléphone portable	5 W		✓
ampoule basse consommation	20 W		✓
four à micro-ondes	1 kW		✓
éolienne	2 MW	✓	
TGV	9 MW		✓
centrale nucléaire	1 GW	✓	

c. Pendant 60 minutes, l'énergie reçue par une ampoule vaut :

$$E = 20 \times 60 \times 60 = 72{\times}10^3\ \text{J soit } 72\ \text{kJ}.$$

On peut aussi calculer E en Wh en exprimant la durée en heure :

$$E = 20 \times 1{,}0 = 20 \text{ Wh}.$$

Commentaires

L'activité doit permettre de comprendre que la puissance caractéristique des récepteurs et générateurs électriques caractérise le transfert électrique (respectivement reçu ou fourni). Ceci est explicité ensuite dans le cours. Il n'est pas évident de trouver les puissances associées pour les élèves mais ils y arrivent en acceptant de procéder par élimination : centrale pour la plus grande, téléphone pour la plus petite, puissances de l'ampoule et du four peuvent être trouvées grâce aux connaissances quotidiennes ; c'est le classement éolienne – TGV qui pose finalement le plus de problème.

Le professeur pourra anticiper la difficulté de certains élèves à considérer certains objets mentionnés comme des appareils électriques. Dans la vie courante, l'appareil électrique est un objet de dimension restreinte, que l'on utilise généralement chez soi en le branchant au secteur… Le terme d'*objet* doit aussi être utilisé avec précaution : il n'est pas évident de considérer une centrale nucléaire comme un objet. Il faut assumer et expliciter la modification de signification du mot *objet* (en physique, la Terre peut-être vue comme un objet, ce n'est pas seulement quelque chose qu'on peut prendre en main).

4 Chaleur inévitable, souhaitée ou non (p. 284)

Étude documentaire

Objectifs

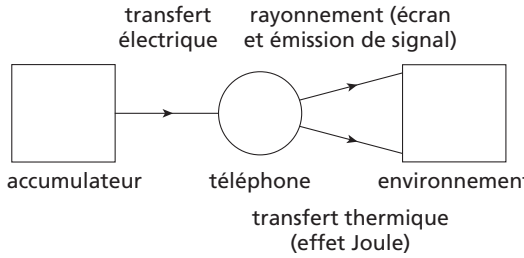
Cette activité aborde le thème important des transferts thermiques, le plus souvent néfastes en termes de rendement, mais pouvant être mis à contribution de manière utile. Elle permet de faire un bilan d'énergie et de relier le transfert électrique à une grandeur mesurable telle que la température.

Correspondance avec le programme

- Conversion d'énergie dans un récepteur : effet Joule ; notion de rendement de conversion.
- Schématiser une chaîne énergétique pour interpréter les conversions d'énergie en termes de conservation, de dégradation.
- Connaître et utiliser la relation liant puissance et énergie.

Corrigé

a. L'effet Joule correspond au transfert thermique.



b. Soit Δt la durée de la communication, et P la puissance du téléphone. Alors l'énergie dégradée par effet Joule vaut : $E_J = 0{,}80 \times P \times \Delta t$. Comme $\Delta t = 4$ min 30 s = 270 s, l'application numérique donne $E_J = 0{,}80 \times 5 \times 270 = 1.10^3$ J. L'utilisateur ressent un échauffement de son oreille, zone en contact avec le téléphone portable.

c. L'énergie reçue électriquement vaut :

$$E = 2\,300 \text{ W} \times 60 \text{ s} = 1{,}4 \times 10^5 \text{ J}$$

d. On peut alors chauffer 2,0 L d'eau de :

$$\frac{1{,}4.10^5}{\frac{1{,}2.10^3}{2{,}0}} = 17 \text{ °C}$$ car pour un litre, l'eau gagne 1 °C pour 4,2 kJ apportés (voir le chapitre 15), donc pour deux litres, deux fois moins.

e. Toute l'énergie consommée électriquement ne va pas être fournie à l'eau : une partie sert à chauffer la bouilloire elle-même et l'air ambiant. De plus si la bouilloire comporte des diodes lumineuses comme sur celle de la **figure 7** p. 284 du manuel de l'élève, une partie de l'énergie est aussi consacrée à leur alimentation.

f. Pour augmenter l'énergie fournie sans changer la durée, il faut changer la puissance du transfert et donc changer de bouilloire. La puissance électrique étant le produit de l'intensité du courant par la tension électrique, et sachant que la tension de fonctionnement reste la même (celle délivrée sur le réseau), c'est donc l'intensité du courant qui serait modifiée (autre réponse possible : changer la résistance électrique de la bouilloire, responsable de l'effet Joule, ou brancher la bouilloire entre deux phases d'un circuit triphasé (380 V), qui signifierait rapidement la destruction de ce dispositif de chauffage). Enfin, on peut aussi répondre qu'il faudrait mieux isoler thermiquement la bouilloire et dans ce cas aucune grandeur électrique n'est modifiée.

Commentaires

L'activité peut servir de support à une activité expérimentale, en groupe ou en classe entière. En effet, la mesure ne requiert qu'une bouilloire, un thermocouple plongé dans l'eau, et un chronomètre. Les élèves peuvent ainsi prévoir la valeur de l'augmentation de température et vérifier que c'est presque celle obtenue expérimentalement si on limite les pertes par transfert thermique vers l'extérieur.

On peut aussi utiliser éventuellement un consomètre pour prévoir puis mesurer l'augmentation de température de l'eau pour 0,1 kWh consommé (cela correspond à la résolution d'affichage de la plupart des consomètres) : dans ce cas, on peut prévoir un volume d'eau plus grand, car 0,10 kWh représente 86 kilocalories, ce qui correspond à 43 °C pour 2,0 L mais seulement à 29 °C pour 3,0 L d'eau. On peut utiliser les bains-marie électriques vendus par les fournisseurs de matériel pédagogique qui ont l'avantage de contenir des volumes d'eau plus grand que les bouilloires.

5 Étude de la tension aux bornes de différents générateurs (p. 285)

Démarche d'investigation

Objectifs

La démarche d'investigation proposée ici répond à une demande explicite du programme ; elle présente une activité expérimentale classique, sous une forme plus ouverte, concernant les caractéristiques de générateurs (même si le terme n'est pas prononcé dans le programme, et donc pas davantage dans le manuel). La compétence en jeu, telle que formulée dans le programme, est quelque peu en marge des aspects énergétiques développés dans le chapitre. Le professeur aura intérêt à contextualiser cette étude, pour l'introduire mais surtout pour en faire un bilan : la baisse constante de la tension lorsque l'intensité du courant débité augmente peut être interprétée comme une résistance interne du générateur qui, traversée par un courant, s'accompagne inévitablement d'effet Joule. On peut ainsi donner une explication à l'échauffement observable.

Correspondance avec le programme

Pratiquer une démarche expérimentale pour :

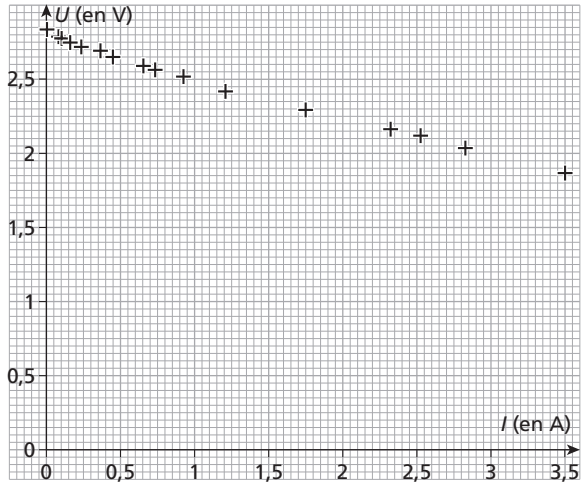
- mettre en évidence l'effet Joule,
- exprimer la tension aux bornes d'un générateur et d'un récepteur en fonction de l'intensité du courant électrique.

Commentaires

L'idéal est de pouvoir comparer les caractéristiques de deux générateurs, dont l'un s'approche d'un générateur idéal (une alimentation « stabilisée » présente dans les lycées suffit). On peut aussi choisir de faire travailler la moitié des groupes avec une telle alimentation, l'autre moitié avec un générateur électrique portable tel qu'une pile ou une batterie.

L'activité demande des qualités d'organisation et quelques connaissances d'électricité : il faut, en effet, avoir l'idée d'utiliser un conducteur ohmique de résistance variable pour pouvoir faire varier l'intensité dans le circuit. Le relevé des valeurs peut se faire « à la main » ou grâce à une interface d'acquisition. Le traitement de la caractéristique (modélisation manuelle ou *via* tableur) sera adapté en conséquence.

Pour la batterie complètement chargée d'une Wiimote® photographiée sur la **figure 8** p. 285 du manuel de l'élève (inscription 2,4 V, 1 200 mAh), on obtient les points expérimentaux ci-dessous, en utilisant uniquement la batterie, des pinces crocodiles, deux multimètres, un rhéostat et quelques fils.



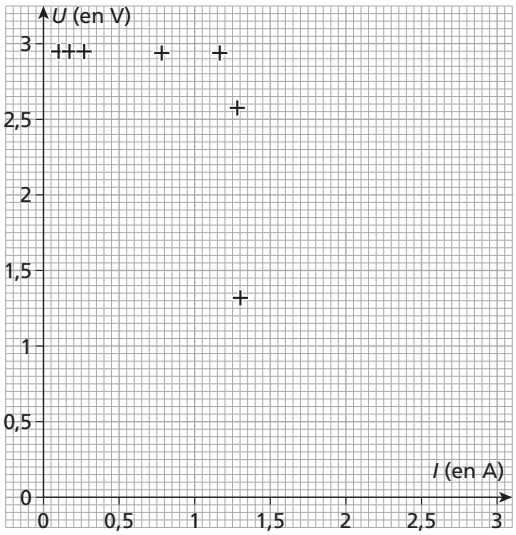
La tension diminue proportionnellement à l'intensité de la tension débitée, quelle que soit cette intensité : c'est la différence majeure avec le comportement d'une alimentation stabilisée, bien plus proche du générateur idéal.

On peut vérifier qu'on arrive sans problème à atteindre des valeurs de tension qui correspondent à une diminution de plus de 30 % de la tension à vide (on arrive ici à faire diminuer la tension de 1,0 V alors qu'une baisse de 30 % correspond à 0,85 V), comme demandé dans le manuel.

On peut faire remarquer aux élèves que la tension maximale (celle qu'on mesure aux bornes en l'absence de courant, ici 2,82 V) est supérieure à la tension indiquée sur la batterie qui correspond approximativement à la tension de fonctionnement. On peut aussi évoquer le fait qu'il n'est pas conseillé de laisser la batterie débiter un courant d'intensité élevée trop longtemps car cela contribue à vider rapidement le réservoir d'énergie qu'elle constitue : ces mesures doivent donc être effectuées rapidement.

La modélisation numérique donne dans le cas des mesures ci-dessus $U = 2{,}78 - 0{,}262 \times I$ (écart relatif à moins de 1 %) : chacun des termes doit pouvoir être interprété par les élèves : 2,78 V correspond à la tension à vide, 0,262 est exprimée en ohms et peut être interprétée comme la résistance interne de la batterie.

Pour une alimentation stabilisée standard, pour laquelle on a choisi une tension à vide proche de celle de la batterie, on peut obtenir les points expérimentaux suivants :



On observe que la tension aux bornes est indépendante de l'intensité du courant débité à condition que cette intensité ne soit pas trop grande : au-delà de cette valeur, la tension chute extrêmement rapidement. Le comportement en générateur idéal est donc limité à ce champ de fonctionnement.

Exercices

Test

1 **a.** Défis énergétiques : remplacer les sources fossiles qui vont s'épuiser, limiter l'usage de ces ressources fossiles avant qu'elles ne s'épuisent pour ralentir l'émission de gaz à effet de serre, limiter la consommation d'énergie sans trop ralentir l'activité ce qui impose de rendre les usages plus efficaces…

b. Transporter de l'électricité par des fils ; transporter le carburant d'un véhicule dans son réservoir ; livrer du gaz par les tuyaux, etc.

c. Autres énergies renouvelables :
- l'énergie éolienne (le réservoir est un phénomène, le vent),
- l'énergie marémotrice (le réservoir est également un phénomène : les marées),
- l'énergie hydraulique (c'est en fait de l'énergie potentielle stockée dans l'eau retenue).

Le réservoir primaire de ces trois types d'énergie reste le soleil. L'énergie géothermique est, par contre, stockée dans la Terre.

2 **a.** La valeur est exprimée en watts, elle indique donc une puissance.

b. L'énergie annuelle consommée par ces veilles vaut : $E = 50 \times 365 \times 24 = 4{,}4.10^2$ kWh.

c. La part de ces veilles dans la consommation est $\frac{438}{3,0.10^3}$ soit environ 15 %.

3 5 mW : pointeur laser.

7 W : panneau solaire portatif.

100 W : corps humain au repos.

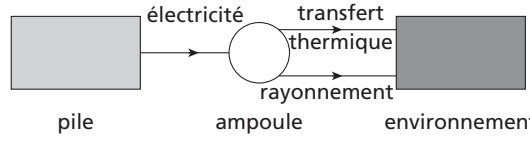
500 W : lampe halogène.

1,5 kW : lave-linge.

600 kW : Formule 1.

44.10^3 GW : Terre.

4 **a.**



b. Le transfert utile est le rayonnement, le transfert correspondant à une dégradation est le transfert thermique.

5 On trouve sur l'étiquette, les indications suivantes :

- la consommation d'énergie en kWh/cycle : indication qui concerne l'énergie,
- l'efficacité de lavage classée de A à G (sur les nouvelles étiquettes-énergie des lave-linge, la classe d'efficacité de lavage a été supprimée)
- l'efficacité d'essorage classée de A à G,
- la capacité du tambour en kg (masse maximale de linge sec qui peut être lavé),
- la consommation d'eau annuelle en L,
- le niveau sonore en phase de lavage et d'essorage en dB(A),

Les consommations annuelles sont calculées sur 220 cycles de lavage standard.

L'échelle d'efficacité énergétique est calculée grâce à la consommation électrique pour une lessive sur le cycle à 60 °C et ramenée à 1 kg de linge. Il est normal de ramener à la masse de linge lavé car plus on met de linge plus la consommation sera importante. L'unité est donc bien le kilowattheure par kilogramme de linge.

Exercices d'entraînement

6 Vrai ou faux ?

a. *Faux :* ce que je paie est l'énergie que j'ai utilisée (note : la puissance maximale que je peux obtenir influence le coût de l'abonnement).

b. *Vrai* : une certaine quantité de ressource fossile constitue un réservoir d'énergie et le kWh est une unité d'énergie.

c. *Faux* : l'énergie annuelle consacrée aux appareils en veille est : $22 \times 365 \times 24 = 1{,}9.10^5$ Wh soit $1{,}9.10^2$ kWh.

d. *Faux* : la puissance d'un appareil électrique caractérise l'appareil et pas la durée de son utilisation : c'est le rapport de l'énergie utilisée par la durée d'utilisation. Si la durée d'utilisation double, c'est l'énergie qui double et pas la puissance.

7 Programme économique

La durée du programme du lave-vaisselle n'est pas la seule grandeur à prendre en compte pour estimer la consommation énergétique : il faut aussi tenir compte de la puissance électrique caractérisant le fonctionnement, qui est le « débit » d'énergie. Un programme de petite puissance peut consommer bien moins qu'un programme moins long caractérisé par une plus grande puissance. Ce qu'il convient de comparer est le produit puissance × durée.

8 Ampoule basse conso

a. 230 V est la valeur de la tension de fonctionnement de l'ampoule : c'est la tension qu'elle doit avoir à ses bornes pour fonctionner normalement. 20 W est la puissance associée au transfert électrique reçue par l'ampoule.

b. La double flèche signifie que l'énergie transmise par rayonnement est la même pour les deux lampes. Il y a donc équivalence du point de l'énergie transmise par rayonnement.

c. Pendant 6 000 h de fonctionnement, la différence d'énergie est :

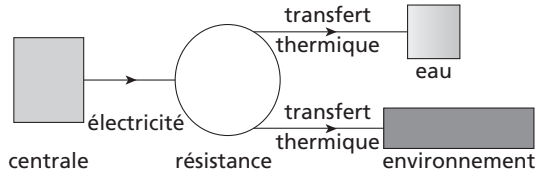
$\Delta E = (100 \text{ W} - 20 \text{ W}) \times 6\,000 \text{ h} = 4{,}8 \times 10^5$ Wh

soit $4{,}8 \times 10^2$ kWh.

d. Cette économie d'énergie représente environ 53 euros pour toute la durée de vie de l'ampoule.

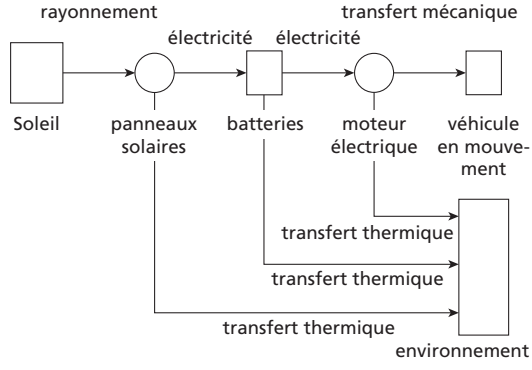
9 Chauffage électrique ou au gaz

a.



b. Le réservoir initial non représenté serait le gaz du réchaud et O_2, à la place de l'ensemble {pile + électricité + résistance}. Le transfert thermique se fait alors directement d'un réservoir à un autre, par combustion.

10 Voiture solaire



11 « *Produire de l'énergie* »

En physique, l'énergie se conserve pour un système isolé (propriété fondamentale du modèle de l'énergie), on ne peut donc pas la produire en tant que telle, comme nous produirions un nouvel objet.

À l'échelle de notre planète, nous ne produisons pas d'énergie mais nous (et la nature) la transformons et la transférons sous différentes formes. Même la Terre ou le Soleil ne font que transférer l'énergie contenue en leur sein (ou recevoir dans le cas de la Terre, par rayonnement du Soleil).

12 What can be done with 1,0 kWh of energy ?

1. a. $v = \sqrt{\frac{2E}{m}}$ soit $v = \sqrt{\frac{2 \times 3,6.10^6}{1,5.10^3}} = 69$ m.s^{-1} soit environ 2,5.10^2 km.h^{-1}.

b. L'énergie est dissipée par transfert thermique lorsque la voiture freine.

2. a. $m = \frac{E}{gh}$

soit $m = \frac{3,6.10^6}{9,8 \times 100} = 3,7.10^3$ kg = 3,7 t

b. L'énergie potentielle de l'eau est transférée par transfert électrique à l'utilisateur qui se trouve à l'extérieur de la centrale.

3. a. La masse de glace pouvant être fondue est donnée par :

$$m = \frac{3,6.10^6}{333.10^3} = 11 \text{ kg}$$

b. On apporte généralement cette énergie par transfert thermique.

4. Il faut : $\frac{1,0 \times 3,6.10^6}{42.10^9} = 8,6.10^{-5}$ t soit 86 g.

5. Il faut $\frac{1,0 \times 3,6.10^6}{77.10^9} = 4,7 \times 10^{-5}$ g d'uranium 235 soit 1,6 mg d'uranium enrichi (3 % en masse).

13 Moins d'énergie perdue

a. Les valeurs ne dépendent pas de la durée car ce sont des valeurs de puissances.

b. Puissance lumineuse fournie par l'ampoule :

$$P_L = 0,30 \times 20 = 6,0 \text{ W.}$$

c. Le rendement est égal au rapport de la puissance lumineuse (6,0 W calculée à la question précédente) par la puissance totale consommée (100 W), soit $r_2 = \frac{6,0}{100} = 0,060$ soit 6,0 %.

d. L'énergie n'est pas perdue car toute l'énergie électrique utilisée est bien convertie. Seulement, l'ampoule à incandescence consacre une part bien plus importante au chauffage de la pièce, ce qui n'est pas l'objectif recherché lors de l'utilisation d'une ampoule.

Remarque : en période de chauffage, l'énergie dissipée par l'ampoule à incandescence est autant d'énergie économisée sur le chauffage de la maison, et on peut considérer qu'elle n'est donc pas « perdue » : cela dit un chauffage au plafond est nettement moins efficace qu'un chauffage au sol du fait du phénomène de convection…

e. « *Même avec une ampoule basse consommation, 70 % de l'énergie que je paie sert à chauffer et non à éclairer.* »

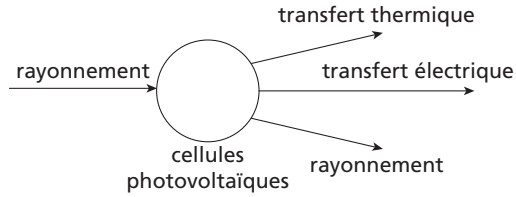
14 Pompage éolien

Exercice résolu dans le manuel, page 378

15 Un avion solaire

a. $P = 250 \times 200 \times 0,12 = 6,0 \times 10^3$ W = 6,0 kW. Les données du texte, si leurs chiffres significatifs sont fiables, permettent d'obtenir davantage de précision sur la puissance que celle donnée dans le texte.

b.



En aval des cellules photovoltaïques, on obtient le transfert électrique (transfert utile), le transfert thermique et rayonnement du fait de la réflexion sur les cellules.

c. Le rendement est très faible par exemple du fait de la réflexion de la lumière solaire sur les panneaux ou à cause des frottements mécaniques, de l'effet Joule dans les circuits électriques…

d. Transferts : *lumineux, électrique, mécanique, thermique*.

16 Des ampoules génératrices de puissance ?

Exercice résolu dans le manuel, page 378

17 Tension maximale aux bornes d'un conducteur ohmique

a. La puissance P dissipée par effet Joule est donnée par $\frac{U^2}{R}$. Si la tension U est, par exemple, doublée, la puissance P est quadruplée et risque de prendre une valeur supérieure à P_{max}.

L'échauffement de la résistance est lui aussi quadruplé et risque de détériorer la résistance.

$$U_{max} = \sqrt{P_{max}\, R} = 4{,}8 \text{ V} \quad \text{et}$$

$$I_{max} = \frac{U_{max}}{R} = \sqrt{\frac{P_{max}}{R}} = 0{,}10 \text{ A}.$$

18 Bilan d'énergie pour une pile

a. La puissance associée au transfert électrique est :

$$P = U\, I = E\, I - r\, I^2$$

b. Le terme $EI = U\, I + r\, I^2$ est la puissance totale fournie par la pile : celle fournie au circuit *via* le courant électrique (la mise en mouvement des porteurs de charges) plus la puissance dissipée par effet Joule rI^2.

c. Le rendement d'une pile peut être défini par le rapport $\frac{UI}{EI} = \frac{U}{E}$: rapport de ce qui est considéré utile par la totalité de ce qui est fourni. Dans le cas présent, on obtient un rendement de $\frac{4{,}3}{4{,}5} = 0{,}96$ soit 96 %.

d. La puissance dissipée par effet Joule vaut :

$$P_J = rI^2 = \frac{(E-U)^2}{r} \text{ soit } P_J = \frac{(4{,}5-4{,}3)^2}{2{,}0} = 0{,}020 \text{ W}$$

19 Treuil électrique

Exercice résolu *dans le manuel, pages 378 et 379*.

PHYSIQUE

22

Stockage et conservation de l'énergie chimique

Introduction au chapitre (p. 297)

Dans ce deuxième chapitre de la partie « *Agir* », il est question d'utiliser quelques notions sur l'énergie étudiée dans la partie « *Comprendre* » : principalement l'énergie de combustion et le principe de conservation, pour analyser les principaux problèmes qui se posent à notre société, grande consommatrice de réserves fossiles. Ces problèmes sont ceux liés à l'impact environnemental des combustions au premier rang desquels la surproduction de dioxyde de carbone et ses conséquences sur les échanges énergétiques de la Terre avec l'espace. L'effet de serre en est l'aspect le plus médiatique.

Ce chapitre permet de réinvestir de nombreuses notions de ce programme : les transformations chimiques et leur tableau d'avancement présentés dans le chapitre 8, la nomenclature des alcanes et des alcools du chapitre 16, les effets thermiques des combustions du chapitre 17, l'énergie mécanique du chapitre 19, le principe de conservation de l'énergie du chapitre 20, et les ressources énergétiques, leurs modes de transfert et la chaîne énergétique du chapitre 21.

Dès l'introduction, la citation de Richard Feynman permet d'identifier les réservoirs d'énergie primaire disponibles sur Terre. À juste titre, ce grand physicien américain ramène tout au Soleil à qui l'on doit la température modérée de notre planète, la vie et ses sources d'énergie sous forme de nourriture, donc de plancton et donc de pétrole, de bois et de fait de charbon, etc. Pour intéressante que soit cette réflexion, il ne faut pas ignorer la géothermie et l'énergie nucléaire qui sont deux sources d'énergie interne de notre planète, indépendant du rayonnement solaire, dont l'utilisation est peu commode, mais qui sont deux sources significatives dans le bilan énergétique de la planète et sur le plan sociétal.

Notre société a besoin d'énergie qu'elle tire largement du pétrole, et elle a également besoin d'éléments chimiques carbone pour produire des polymères, des peintures, des textiles, etc. qu'elle tire également du pétrole. Cette ressource, qui est donc à la fois notre précieuse source d'énergie et de matériaux, s'épuise rapidement car nous la transformons en CO_2 et que cette transformation n'est que lentement réversible. De surcroît, cette production trop abondante de CO_2 pose le problème déjà évoqué de l'effet de serre. Prendre conscience de cet ensemble d'inconvénients, avec un point de vue physique et chimique peut être considéré comme un des objectifs de ce chapitre.

Les connaissances nouvelles sont peu nombreuses, la nouveauté est de les faire fonctionner en même temps et au service de démarches scientifiques dans un contexte motivant qui concernent le présent et le proche avenir de l'humanité.

Activités

1 Bilan carbone (p. 298)

Objectif

Cette activité présente, sous forme graphique, un bilan quantitatif des échanges d'élément chimique carbone entre :

- la lithosphère où sont nos réserves fossiles,
- l'atmosphère par où circule le dioxyde de carbone résultant des combustions,
- l'hydrosphère qui est de loin la plus grosse réserve de dioxyde de carbone sous forme de CO_2 dissous et d'ions hydrogénocarbonate et carbonate,
- et la biosphère ou le carbone est provisoirement (aux échelles de temps géologiques) stocké dans les organismes vivants.

Ces informations sont également présentées sous forme d'un court texte en relation avec le graphique. Il est demandé à l'élève d'extraire des informations de ce graphe et de les exploiter en leur donnant du sens tant sur le plan qualitatif (analyse de notre environnement) que quantitatif (bilan de matière et bilan des échanges d'éléments chimiques carbone).

Correspondance avec le programme

Recueillir et exploiter des informations sur le stockage et la conversion d'énergie chimique.

Corrigé

a. Liste des combustibles couramment utilisés pour le chauffage ou le transport : essence (super sans plomb), gasoil, fioul, gaz de ville, bois. Le comburant indispensable est le dioxygène.

b. Ces réactifs de combustion sont principalement issus de la lithosphère et pour une petite partie de la biosphère.

c. Les produits de combustion sont rejetés dans l'atmosphère.

d. Les échanges d'élément chimique carbone causés par l'activité humaine sont des transformations chimiques liées au chauffage et au transport : ce sont des réactions de combustion.

e. Pour préserver les grands équilibres naturels, la masse d'élément carbone dans l'atmosphère doit être constante, c'est-à-dire que la masse entrante doit être égale à la masse sortante.

Chaque année :

$m_{\text{entrante min}} = 0{,}1 + 5 + 62 + 90 = 157{,}1$ Mt

et $m_{\text{entrante max}} = 0{,}1 + 6 + 62 + 90 = 158{,}1$ Mt

$m_{\text{sortante}} = 92 + 62 = 154$ Mt.

La masse de carbone rejeté en trop est une différence :

$\Delta m = m_{\text{entrante}} - m_{\text{sortante}} = 3{,}1$ Mt à $4{,}1$ Mt

Commentaire

Les combustions sont souvent, à tort, vues comme des échanges mettant en jeu uniquement le carburant et l'atmosphère. Il ne faut pas sous-estimer le couplage de ce système avec les océans, capables d'absorber ou de relarguer de phénoménales quantités de dioxyde de carbone, mais avec une dynamique lente. L'océan pourrait dissoudre davantage de CO_2 s'il se refroidissait, mais avec le réchauffement climatique, le phénomène inverse va se produire. En se réchauffant, les océans vont relarguer du CO_2, ce qui va augmenter la quantité de ce gaz dans l'atmosphère, et qui va en conséquence accroître le phénomène d'effet de serre et réchauffer encore plus la planète. Un véritable cercle vicieux est déjà enclenché.

2 Impact environnemental

(p. 299)

Étude documentaire

Objectif

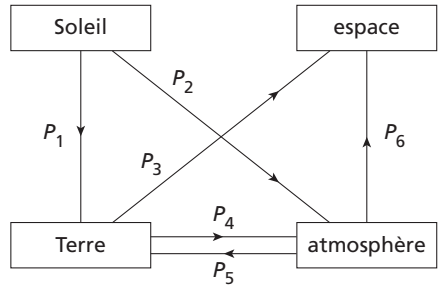
L'impact des combustions sur l'environnement est principalement dû à la production de dioxyde de carbone qui influe sur l'effet de serre. Cette activité a pour but de quantifier l'impact de la combustion de carburant sur l'effet de serre et par conséquent la température moyenne à la surface de la Terre. Il est demandé aux élèves de mettre en relation des informations contenues dans un schéma général de l'effet de serre et une chaîne énergétique qui lui est proposée séparément. Au-delà de cette réflexion qualitative, une réflexion quantitative lui demande de réinvestir des connaissances sur les énergies de combustion vues au chapitre 17 et d'autres sur le bilan de matière vues au chapitre 8.

Correspondance avec le programme

Écrire une équation de combustion. Argumenter sur l'impact environnemental des transformations mises en jeu. Déterminer l'ordre de grandeur de la masse de CO_2 produit lors du déplacement d'un véhicule.

Corrigé

a.



$P_1 = 168$ W.m^{-2} $P_4 = 452$ W.m^{-2}

$P_2 = 67$ W.m^{-2} $P_5 = 324$ W.m^{-2}

$P_3 = 40$ W.m^{-2} $P_6 = 195$ W.m^{-2}

b. Le rayonnement solaire apporte de l'énergie sur Terre. Cependant la température terrestre moyenne est assez stable, voisine de 15 °C. Puisque la Terre reçoit continuellement de l'énergie du Soleil, il faut donc qu'elle en évacue autant, sinon la moyenne augmenterait.

Une partie de l'énergie dissipée par la Terre est piégée par l'atmosphère, qui la renvoie à son tour en direction de la surface terrestre. L'atmosphère et la surface de la Terre échange ainsi continuellement de l'énergie par transfert thermique : c'est l'effet de serre.

c. $C_2H_5OH + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$

d. Masse d'éthanol :

$$m(C_2H_5OH) = \frac{1 \times 1}{29,7} = 3,37.10^{-2}\ \text{kg} = 3,37.10^{1}\ \text{g}$$

Quantité de matière :

$$n(C_2H_5OH) = \frac{m}{M} = \frac{3,37.10^{1}}{(12,0 \times 2 + 1,0 \times 6 + 16,0 \times 1)}$$
$$= 7,32 \times 10^{-1}\ \text{mol}$$

		$C_2H_5OH_{(l)} + 3\,O_{2(g)} \rightarrow 2\,CO_{2(g)} + 3\,H_2O_{(l)}$			
É.I.	0	$7,32.10^{-1}$	excès	0	0
É(x)	x	$7,32.10^{-1} - x$	excès	$2x$	$3x$
É.F.	$7,32.10^{-1}$	0	excès	1,46	2,20

Dans le tableau d'avancement, les quantités de matières sont exprimées en moles.

La masse de CO_2 est donnée par :

$$m(CO_2) = n(CO_2) \times M(CO_2)$$
$$= 1,46 \times (12,0 + 16,0 \times 2) = 64,2\ \text{g}$$

e. La masse globale de CO_2 produite au cours de l'ensemble de la chaîne est inférieure à celle produite lors de la combustion car la plante a fixé du dioxyde de carbone lors de la photosynthèse et que toute la plante n'est pas utilisée pour la production d'éthanol.

f. L'énergie consommée lors de la combustion pour un tel trajet dépend du carburant utilisé :

- pour l'essence : $E_1 = 6,0 \times 47,3 \times 0,75 = 212,9$ MJ
- pour le diesel : $E_2 = 4,5 \times 44,8 \times 0,85 = 171,4$ MJ
- pour l'éthanol : $E_3 = 7,5 \times 29,7 \times 0,79 = 176,0$ MJ

La masse en kg de dioxyde de carbone émis globalement pour tout le trajet est :

- pour l'essence :
  $m_1 = E_1 \times 86 = 212,9 \times 86 = 18\,309,4\ \text{g} = 18\ \text{kg}$
- pour le diesel :
  $m_2 = E_2 \times 81 = 171,4 \times 81 = 13\,883,4 = 14\ \text{kg}$
- pour l'éthanol :
  $m_3 = E_3 \times 34 = 176,0 \times 34 = 6\,000\ \text{g} = 6,0\ \text{kg}$

g. L'impact en CO_2 sur l'environnement est plus faible avec l'éthanol.

h. Il existe un risque de pénurie et crise alimentaire dans les pays qui sacrifient leur population au profit de l'exportation des agrocarburants.

Commentaire

La question **b**. a simplifié les apports d'énergie de la Terre au rayonnement solaire. Deux autres sources d'augmentation de l'énergie de la Terre existent cependant. L'énergie nucléaire due aux isotopes instables présents sous nos pieds, d'une part, et la résistance à la déformation de la Terre sous l'attraction de la Lune et du Soleil, d'autre part. Ces forces gravitationnelles agissent de façon visible sur les océans (ce sont les marées) mais agissent également sur la Terre en cherchant à la déformer. Les ordres de grandeurs sont toutefois très différents, ce qui explique cette simplification.

Exercices

Test

1 Le tableau suivant indique la réserve et la production mondiale de différents hydrocarbures (1bl = 159 L).

Hydrocarbure	Réserve prouvée fin 2005	Production mondiale en 2005
pétrole	$1200,7.10^{9}$ bl	$3,895.10^{9}$ t
gaz naturel	$179,83.10^{18}$ m^3	$2763,0.10^{12}$ m^3
charbon	$909\,064.10^{6}$ t	$5852,5.10^{6}$ t

Durée, en année, d'extraction d'hydrocarbure fossile :

- pour le pétrole :
$$\Delta t_1 = \frac{1200,7.10^{9} \times 159 \times 0,828}{3,895 \times 10^{12}} = 40,6\ \text{ans}$$
- pour le gaz naturel :
$$\Delta t_2 = \frac{179,83.10^{18}}{2763,0.10^{12}} = 65,1.10^{3}\ \text{ans}$$
- pour le charbon :
$$\Delta t_3 = \frac{909064.10^{6}}{5852,5.10^{6}} = 155,3.\ \text{ans}$$

2 $C_5H_{12} + 8\ O_2 \rightarrow 5\ CO_2 + 6\ H_2O$

3 $C_7H_{16} + \frac{15}{2} O_2 \rightarrow 7\ CO + 8\ H_2O$

Il s'agit d'une combustion incomplète.

4 Le CO_2 est un produit de la combustion complète. Il s'agit d'un gaz à effet de serre. L'augmentation de sa quantité dans l'atmosphère augmente la quantité d'énergie renvoyée vers la Terre, et risque d'augmenter la température moyenne à la surface de la Terre.

5 **a.** $m(C_8H_{18}) = 6{,}0 \times 0{,}70 = 4{,}2$ kg

$$n(C_8H_{18}) = \frac{m(C_8H_{18})}{M(C_8H_{18})} = \frac{4{,}2.10^3}{8 \times 12{,}1 + 18 \times 1{,}0} = 3{,}7.10^1 \text{ mol}$$

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

c.

$n(CO_2) = 8 \times n(C_8H_{18}) = 8 \times 3{,}7.10^1 = 3{,}0.10^2$ mol

$m(CO_2) = n(CO_2) \times M(CO_2)$

$= 3{,}0.10^2 \times (12{,}0 + 2 \times 16{,}0) = 13$ kg

Exercices d'entraînement

6 **Stockage de l'énergie pour le transport**

1. a. Pour une voiture : 10^1 L

b. Pour un camion : 10^2 L

c. Pour un avion : 10^4 L

2. Les véhicules et les avions seraient alors beaucoup trop lourds, les capacités stockées représenteraient de trop grands risques ; le coût du premier plein serait exorbitant.

7 **Stockage d'énergie pour le chauffage**

a. Les principaux combustibles utilisés sont : le bois, le charbon, le fioul, le gaz de ville.

b. Le fioul est le seul à l'état liquide.

c. Une cuve contient entre 2 et 10.10^3 L.

8 **Chauffage au gaz**

a. Il est possible de s'approvisionner par le réseau du gaz de ville, en installant une cuve à l'extérieur de l'habitation ou à l'aide d'une bouteille de gaz (chauffage d'appoint).

b. Pour une bouteille : 10^1 L

Pour une cuve : 10^3 L

9 **Ordres de grandeur**

Calculons l'énergie produite :

a. par combustion d'hydrocarbures :

$E = 3{,}89.10^{12} \times 41{,}9 + 1{,}44.10^{12} \times 45{,}2 + 5{,}85 \times 10^{12} \times 27{,}0 = 3{,}86.10^{14}$ MJ

b. par les réacteurs nucléaires mondiaux :

$E' = P \times \Delta t = 370.10^3 \times (365{,}25 \times 24 \times 60 \times 60)$

$= 1{,}2.10^{13}$ MJ

$E > 10\ E'$

c. Il y a un ordre de grandeurs de différence entre la production énergétique par la combustion d'hydrocarbures fossiles et la production électrique par des centrales nucléaires !

10 **Oxyde de soufre**

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 379.

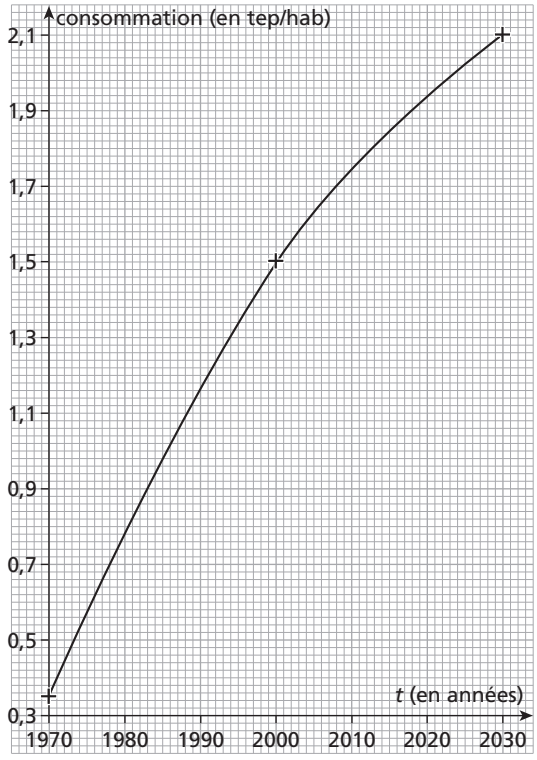
11 **Exploitation de données sur le pétrole**

a. C'est l'unité tonne équivalent pétrole.

b. Il s'agit de l'énergie consommée en moyenne par un habitant pendant un an.

c. $\frac{17{,}1}{8{,}2} = 2{,}1$ tep/hab

Par lecture graphique, il est possible de prévoir la consommation pour une année donnée.



Par exemple, en 2011, la consommation par habitant est de 1,75 tep/hab.

d. À cette consommation correspond une production de CO_2 de $1{,}75 \times 3 = 5{,}25$ t.

e. Les valeurs en tep/hab correspondent à un rapport de la consommation mondiale par l'effectif de la population.

f. La population qui vit dans les pays en développement accède petit à petit au mode de vie caractéristique des économies ayant basé leur développement sur la technique et l'industrie. La consommation de chaque habitant augmente logiquement.

g. L'effectif de la population augmente et la consommation individuelle croit. Ainsi la consommation mondiale explose.

h. Ces augmentations correspondent à des productions importantes de gaz à effet de serre qui ont pour effet une augmentation sensible de la température moyenne de la surface terrestre.

12 Oxyde d'azote

a. Il s'agit de l'octane et de l'heptane.

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

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

c. $N_2 + 2O_2 \rightarrow 2NO_2$

Cette réaction est lente et peu en compétition avec la combustion des hydrocarbures.

d. $4NO_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4HNO_3$

e. C'est l'acide nitrique.

f. Dans un milieu humide à forte hygrométrie, en cas de pluie particulièrement, cette transformation peut se produire.

g. Les pluies acides sont néfastes à l'environnement puisqu'elles détruisent la végétation.

Remarques :

- La formation de NO_2 à partir de diazote n'est pas une réaction rapide, même à haute température. C'est heureux pour notre environnement, mais c'est aussi à l'origine de la difficulté de synthétiser industriellement de l'ammoniac et de l'acide nitrique.
- Le passage de NO_2 à l'acide nitrique a été simplifié à la question d. En toute rigueur, la réaction de NO_2 avec l'eau conduit à une dismutation ($\rightarrow$ NO + HNO_3) et, industriellement, NO est recyclé, et redirigé dans le réacteur où il est transformé en NO_2 par le dioxygène de l'air.
- Pour qu'une pluie soit considérée comme acide, il faut que son pH soit inférieur à 5,5. La pluie est naturellement à pH = 5,7 par la dissolution du dioxyde de carbone atmosphérique et le caractère acide de la pluie doit être provoqué par un soluté qui n'est pas CO_2, mais un polluant tel qu'un oxyde d'azote ou de soufre.

13 Chaîne énergétique d'un groupe électrogène

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 379

14 Production de CO_2 d'un airbus

a. C'est l'alcane $C_{12}H_{26}$.

b. $C_{12}H_{26} + \frac{37}{2}O_2 \rightarrow 12CO_2 + 13H_2O$

c. La réaction de combustion se produit dans la chambre de combustion des réacteurs.

d. $n(C_{12}H_{26}) = \frac{m}{M} = \frac{248 \times 10^6}{12 \times M(C) + 26 \times M(H)}$

$= \frac{248 \times 10^6}{12 \times 12{,}0 + 26 \times 1{,}0} = 1{,}46.10^6 \text{ mol}$

e.

		$C_{12}H_{26} + \frac{37}{2}O_{2(g)} \rightarrow 12\ CO_{2(g)} + 13\ H_2O_{(l)}$			
É.I	0	$1{,}5.10^6$	excès	0	0
É(*x*)	*x*	$1{,}5.10^6 - x$	excès	12*x*	13*x*
É.F.	$1{,}46.10^6$	0	excès	$1{,}75.10^7$	$1{,}90.10^7$

Dans le tableau d'avancement, les quantités de matières sont exprimées en moles.

$m(CO_2) = n(CO_2) \times M(CO_2)$

$= 1{,}75.10^7 \times (12{,}0 + 16{,}0 \times 2)$

$= 7{,}70.10^8 \text{ g} = 7{,}7.10^2 \text{ t}$

f. La production de CO_2 par passager et par kilomètre vaut :

- pour l'avion :

$m_{avion} = \frac{m(CO_2)}{(800 \times 1{,}8 \times 10^4)} = \frac{7{,}7.10^8}{(800 \times 1{,}8 \times 10^4)}$

$= 53 \text{ g.km}^{-1}$

- pour la voiture : $m_{voiture} = \frac{150}{5} = 30 \text{ g.km}^{-1}$

15 Production de CO_2 d'un véhicule au GPL

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 379

16 Chaîne énergétique d'un scooter X-MAX-125

a. Dans une chaîne énergétique se trouvent les réservoirs d'énergie, les convertisseurs et les transferts.

b. Moteur et essieu sont des convertisseurs d'énergie. Une énergie chimique est transformée en énergie mécanique.

c. Le réservoir du scooter contient de l'octane et du dioxygène (air). Ce sont les deux réactifs à considérer dans la chaîne énergétique.

d. Voir la **figure 4** p. 301 du manuel de l'élève.

Dans l'environnement, l'énergie peut être stockée sous forme thermique (élévation de température).

e. Si le rendement est de 26 %, les pertes thermiques représentent 74 % de l'énergie de combustion.

$$\frac{74}{100} \times 4\,790 = 3{,}5.10^3 \text{ kJ.kg}^{-1}$$

17 Choose between wood, coal and fuel

a. L'énergie produite correspond à l'énergie de combustion.

$$E_{comb} = V \times \rho_{fuel} \times E_{fuel} = 1\,000 \times 0{,}85 \times 45{,}7.10^6$$
$$= 3{,}9.10^{10} \text{ J}$$

b. La quantité de bois correspond aux calculs suivants :

$$m_{bois} = \frac{E_{comb}}{E_{bois}} = \frac{3{,}9.10^{10}}{18.10^6} = 2{,}2.10^3 \text{ kg}$$

$$V_{bois} = \frac{m_{bois}}{\rho_{bois}} = \frac{2{,}2 \times 10^3}{0{,}7} = 3{,}1 \times 10^3 \text{ L}$$

c. La quantité de charbon correspond aux calculs suivants :

$$m_{charbon} = \frac{E_{comb}}{E_{charbon}} = \frac{3{,}9.10^{10}}{27.10^6} = 1{,}4.10^3 \text{ kg}$$

$$V_{charbon} = \frac{m_{charbon}}{\rho_{charbon}} = \frac{1{,}4 \times 10^3}{1{,}7} = 8{,}2 \times 10^2 \text{ L}$$

d. Le volume de bois pour la même production énergétique est beaucoup plus important que ceux de charbon ou de fioul. Un tel volume peut poser des problèmes de stockage chez les particuliers, sans comptés que la plupart des systèmes qui brûlent du bois sont des cheminées traditionnelles avec un piètre rendement énergétique, ce qui augmente d'autant la quantité effective de bois à brûler.

18 Faire le plein le matin

a. Calculons les masses de carburant à ces deux températures :

• À 15 °C :

$$m(\text{à } 15\,°\text{C}) = \rho(\text{à } 15\,°\text{C}) \times V$$
$$= 0{,}694 \times \left[1 + 8 \times 10^{-4}(25 - 15)\right] \times 40{,}0$$
$$= 28{,}0 \text{ kg}$$

• À 25 °C :

$$m(\text{à } 25\,°\text{C}) = \rho(\text{à } 25\,°\text{C}) \times V$$
$$= 0{,}694 \times \left[1 + 8 \times 10^{-4}(25 - 25)\right] \times 40{,}0$$
$$= 27{,}8 \text{ kg}$$

b. L'énergie libérée dépend de la masse de carburant.

$$E(\text{à } 15\,°\text{C}) = m(\text{à } 15\,°\text{C}) \times 4{,}783 \times 10^3$$
$$= 1{,}34 \times 10^5 \text{ kJ}$$

$$E(\text{à } 25\,°\text{C}) = m(\text{à } 25\,°\text{C}) \times 4{,}783 \times 10^3$$
$$= 1{,}33 \times 10^5 \text{ kJ}$$

19 PCS et PCI du gaz naturel

a. Il faut fournir de l'énergie lors de la vaporisation (en chauffant). La manipulation inverse, ou condensation, permet de capter de l'énergie.

b. Détaillons le calcul de la quantité de matière à partir d'une masse en kg.

$$n_{gaz} = \frac{m}{M} \quad \text{avec la masse en kg}$$

$$n_{gaz} = \frac{m}{\left(n \times 12{,}0 + (2n+2) \times 1{,}0\right) \times 10^{-3}}$$

$$n_{gaz} = \frac{m}{(14n+2) \times 10^{-3}}$$

c. $C_nH_{2n+2} + \frac{3n+1}{2}O_2 \rightarrow n\ CO_2 + (n+1)H_2O$

d. Pour la combustion d'un kilogramme d'alcane, la quantité d'eau vaut :

$$n_{eau} = (n+1) \times n_{gaz} = \frac{(n+1)}{(14n+2) \times 10^{-3}}$$

$$m_{eau} = n_{eau} \times 18 \times 10^{-3} \quad \text{(avec la masse en kg)}$$

$$m_{eau} = \frac{(n+1)}{(14n+2) \times 10^{-3}} \times 18 \times 10^{-3}$$

$$m_{eau} = \frac{(n+1)}{(7n+1)} \times 9{,}0$$

e. La différence du PCS et du PCI est proportionnelle à l'énergie de liquéfaction de l'eau.

$$PCS - PCI = m_{eau} \times E_{liquefaction}$$

$$(45{,}20 - 40{,}68) \times 10^3 = \frac{(n+1)}{(7n+1)} \times 9{,}0 \times 2257$$

$$n = 1{,}4$$

Il y a 1,4 éléments carbone en moyenne dans le gaz naturel, donc une majorité de méthane.

20 Rendement d'un moteur diesel

a. En appelant V le volume consommé pour 100 km, ρ la masse volumique du gasoil et E_{comb} l'énergie de combustion massique de ce carburant, l'énergie Q de la combustion est :

$$Q = V \times \rho \times E_{comb}$$

$$Q = 4{,}5 \times 0{,}85 \times 44{,}8 = 1{,}7.10^2 \text{ MJ}$$

b. Il faut convertir en watts la puissance P développée par le véhicule, puis en déduire l'énergie mécanique $E_{méca}$ mise en œuvre pendant la durée Δt du trajet.

$$E_{meca} = P \times \Delta t = 25 \times 736 \times \left(3\,600 + 10 \times 60\right)$$

$$= 7{,}7.10^7 \text{ J} = 77 \text{ MJ}$$

c. L'énergie qui n'est pas fournie aux essieux est transférée à l'environnement par transfert thermique.

d. Voir la **figure 4** page 301 du manuel de l'élève.

e. Le rendement de conversion r est le rapport entre l'énergie utile $E_{méca}$ et l'énergie fournie Q.

$$r = \frac{E_{meca}}{E_{comb}} = \frac{77}{1{,}7 \times 10^2} = 0{,}45 = 45\ \%$$

f. Le bilan carbone est la masse de carbone (ou de CO_2) rejetée pendant une transformation chimique. Le carburant SP95 n'est pas une espèce chimique et sa transformation ne peut être représentée par une unique équation chimique. Cette transformation doit donc être modélisée, ce qui peut se faire de plusieurs façons :

- soit en listant tous les constituants du carburant et en prenant en compte leur proportion (c'est un calcul fastidieux qui n'apporte pédagogiquement pas grand-chose),
- soit de façon approximative en posant que les hydrocarbures contenus dans ce carburant ont tous plus ou moins la formule statistique CH_2

L'équation chimique devient :

$$CH_2 + \frac{3}{2}\ O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Elle fait apparaître que 14 g d'hydrocarbure libère 12 g d'élément chimique carbone (ou 44 g de CO_2). Pour 1 kg de carburant le bilan carbone est donc de 0,86 kg d'élément chimique C (ou 3,1 kg de CO_2).

Remarque :

Les alcènes et les cycloalcanes ont exactement la formule statistique CH_2.

Les alcanes utilisés pour les carburants liquides ont, en proportion, un peu plus de H (mais en masse c'est très peu différent à cause du rapport 12 entre les masses molaires de C et de H, et d'autant moins différent que les chaînes carbonées sont longues). Voir ci-dessous les valeurs numériques.

Les aromatiques, par exemple le benzène C_6H_6, ajouté comme additif, possèdent en proportion moins de H que la stœchiométrie CH_2, ce qui compense l'excès dû aux alcanes.

L'utilisation de la formule statistique est donc bien représentative ; elle permet un calcul rapide et proche de la valeur réelle. En outre, elle permet de reconsidérer la notion de formule brute sous un nouveau jour, ce qui peut être pédagogiquement intéressant.

Le résultat de cette question est généralisable à tous les carburants de la famille des hydrocarbures, sauf le méthane dont la formule statistique diffère trop de CH_2.

Pour le propane, le bilan carbone est de 0,818 kg d'élément carbone par kilogramme de propane brûlé.

Pour l'octane, c'est 0,842 (au lieu de 0,857).

Un tel calcul donne accès à tous les bilans carbone possibles et imaginables, que l'hydrocarbure soit du kérosène, du gazole, etc. Et si l'on s'en tient au bilan en masse d'élément chimique carbone, le résultat ne dépend même pas du fait que la combustion soit complète ou non. Pour les carburants non oxygénés comme l'éthanol ou le bois, 1 kg de carburant libère donc environ 0,87 kg d'élément chimique carbone.

22 Réservoir au GPL

a. Distance parcourue avec un plein :

$$d = \frac{30 \times 100}{8{,}5} = 353 \text{ km}$$

b. Masses de combustibles consommées :

$$m_{propane} = V \times \rho_{prop} = \frac{50}{100} \times 8{,}5 \times 0{,}515 = 2{,}2 \text{ kg}$$

$$m_{butane} = V \times \rho_{but} = \frac{50}{100} \times 8{,}5 \times 0{,}585 = 2{,}5 \text{ kg}$$

c. Énergie consommée :

$$E_{consommée} = m_{propane} \times E_{c\ prop} + m_{butane} \times E_{c\ but}$$

$$= 2{,}2 \times 50{,}3 + 2{,}5 \times 49{,}5 = 2{,}3.10^2 \text{ MJ}$$

d. Pour un même trajet, l'énergie consommée serait identique.

$$E_{\text{consommée}} = m_{\text{propane}} \times E_{\text{c prop}} + m_{\text{butane}} \times E_{\text{c but}}$$

$$E_{\text{consommée}} = \frac{m \times 60}{100} \times E_{\text{c prop}} + \frac{m \times 40}{100} \times E_{\text{c but}}$$

$$m = \frac{E_{\text{consommée}} \times 100}{\left(60 \times E_{\text{c prop}} + 40 \times E_{\text{c but}}\right)}$$

$$m = \frac{2{,}3.10^2 \times 100}{\left(60 \times 50{,}3 + 40 \times 49{,}5\right)} = 4{,}6 \text{ kg}$$

$$m_{\text{propane}} = \frac{60}{100} \times m = 2{,}8 \text{ kg}$$

$$m_{\text{butane}} = \frac{40}{100} \times m = 1{,}8 \text{ kg}$$

e. Les volumes de combustible valent :

$$V_{\text{propane}} = \frac{m_{\text{propane}}}{\rho_{\text{prop}}} = \frac{2{,}8}{0{,}515} = 5{,}4 \text{ L}$$

$$V_{\text{butane}} = \frac{m_{\text{butane}}}{\rho_{\text{but}}} = \frac{1{,}8}{0{,}585} = 3{,}1 \text{ L}$$

$$V = V_{\text{propane}} + V_{\text{butane}} = 8{,}5 \text{ L}$$

La nouvelle consommation est de 8,5 L pour 100 km. Elle est inchangée.

CHIMIE

23

Les piles et l'oxydo-réduction

Introduction au chapitre (p. 309)

Ce chapitre est l'occasion d'introduire la notion de réaction d'oxydo-réduction à partir des objets de la vie quotidienne que sont les piles et les accumulateurs. Cela vient s'inscrire dans la continuité du chapitre 22 « Stockage et conversion de l'énergie chimique » en introduisant une nouvelle forme d'énergie chimique. Les notions acquises au cours de ce chapitre d'oxydo-réduction seront réinvesties dans les chapitres de chimie organique, lors de l'étude de l'oxydation des alcools en cétones, aldéhydes ou acides carboxyliques.

Les piles et accumulateurs étant des objets familiers et faciles à appréhender, les activités de découverte portent sur ces derniers. Une approche historique permet de constater les progrès réalisés dans l'élaboration des piles. L'accent est porté sur la différence entre les piles et les accumulateurs. Les termes usuels associés aux équations d'oxydo-réduction sont introduits, en particulier les termes *forme oxydée, forme réduite, oxydant, réducteur* et *demi-pile*, indispensables à une bonne compréhension des phénomènes mis en jeu. Les réactions aux électrodes ne sont pas différenciées des demi-équations théoriques afin de respecter les consignes de l'inspection générale qui préconise l'utilisation de flèches (le programme précédent préconisait l'utilisation du signe égal pour les demi-équations redox).

Les termes *oxydant* et *forme oxydée* (de même que *réducteur* et *forme réduite*) ont été utilisés pour distinguer les réactifs d'une réaction d'oxydo-réduction : l'oxydant et le réducteur ; et les formes d'un couple : forme oxydée et forme réduite. Un oxydant est toujours la forme oxydée d'un couple, mais certaines formes oxydées comme Na^+ et Al^{3+} n'ont pas de réelles propriétés oxydantes. Bien que cette distinction ne soit pas mentionnée dans le programme, nous la trouvons pertinente et nous savons d'expérience qu'elle simplifie grandement la compréhension pour les élèves.

Dans l'esprit du programme, la détermination de la forme oxydée est en relation, soit avec la demi-équation du couple (c'est la forme qui est du côté des électrons), soit en relation avec une mesure du signe de la tension aux bornes de la pile, soit encore avec le sens du courant dans le circuit. L'outil théorique est donc limité, mais il suffit pour étudier de nombreuses situations.

Les notions quantitatives sur les couples ne sont pas au programme. Il n'est donc pas question d'introduire le potentiel standard $E°$ associé à un couple. Le seul traitement quantitatif qui soit dans l'esprit du programme est un calcul d'énergie stockée (W) : pour cela, nous avons fourni au cas par cas la relation qui permet le calcul de cette grandeur.

Activités

1 Les piles, une source d'énergie portable (p. 310)

Objectif

La première activité de ce chapitre a pour objectif de faire prendre conscience de quelques caractéristiques pertinentes des piles et des accumulateurs à partir de situations de la vie quotidienne. Pour cela une situation concrète et familière est présentée, celle de l'utilisation d'un ordinateur portable.

Correspondance avec le programme

Recueillir et exploiter des informations sur les piles ou les accumulateurs dans la perspective du défi énergétique.

Corrigé

a. L'utilisateur a besoin d'utiliser son portable sans le relier au secteur. Pour cela l'apport d'énergie doit se faire par une pile ayant les caractéristiques suivantes :

- Masse : elle ne doit pas être trop élevée pour que l'ensemble reste un élément portatif.

- Cependant, les petites piles sont réservées aux usages peu gourmands en énergie.
- Dimension : pas trop grande, pour les mêmes raisons.
- Quantité d'énergie stockée : suffisante pour une utilisation de plusieurs heures.
- Coût : il doit rester abordable, un compromis est nécessaire pour satisfaire au mieux les besoins de l'usager.

Les caractéristiques de forme, couleur, et odeur, relèvent plutôt du marketing que des propriétés essentielles pour que la pile soit une source d'énergie portable.

b. L'utilisation d'une pile est appropriée pour des situations ne mettant pas en jeu de trop grandes quantités d'énergie (lampe de poche, radio réveil, télécommandes, jeu vidéo, etc.). Dans le cas contraire, l'appareil devra être directement relié à une prise secteur (machine à laver, frigo, lampe). De plus en plus, les piles sont remplacées par des accumulateurs qui permettent d'être rechargés.

2 Piles et énergie (p. 310)

Exploitation de données

Objectif

La seconde activité présente à l'élève les caractéristiques de trois types de pile couramment utilisées. Cette activité s'inscrit dans la continuité de la première, fournissant les solutions aux problèmes soulevés précédemment. L'élève est amené à réfléchir sur les dimensions des grandeurs propres aux piles par le biais d'une analyse dimensionnelle. Une première approche vers les notions d'oxydation et de réduction est proposée avec la pile au lithium.

Correspondance avec le programme

Recueillir et exploiter des informations sur les piles ou les accumulateurs dans la perspective du défi énergétique.

Corrigé

a. Pile Leclanché :

$E = E_m \times m = 1,5$ Wh soit $1,5 \times 3\,600 = 5,4$ kJ.

Pile Mallory :

$E = E_m \times m = 2,8$ Wh soit 9,9 kJ.

Pile au lithium :

$E = E_m \times m = 7,0$ Wh soit 25 kJ.

b. Une énergie est le produit d'une puissance et d'une durée. La puissance électrique est obtenue par la relation : $P = U \times I$.

On en déduit l'analyse dimensionnelle de E :

$$[E] = [U] \times [I] \times [t].$$

Par ailleurs, $[Q] = [I] \times [t]$ d'après l'énoncé, donc :

$$[Q] \times [U] = [I] \times [t] \times [U].$$

La relation est bien correcte du point de vue des dimensions des grandeurs impliquées.

Vérification :

Pile Leclanché : $0,95 \times 1,5 = 1,4$ Wh.

Pile Mallory : $1,8 \times 1,5 = 2,7$ Wh.

Pile au lithium : $2,0 \times 3,5 = 7,0$ Wh.

Les résultats sont cohérents.

c. La possibilité pour le lithium de former des ions chargés 1+ est lié à sa position dans la classification périodique : le lithium est dans la première colonne, et sa couche externe est saturée quand il a perdu un électron (règle du duet). L'électron libéré est mis en circulation, ce qui crée un courant. Au pôle $\oplus$ de la pile, l'électron est capté par une autre espèce.

3 De la pile Volta à nos jours (p. 311)

Recherche d'informations

Objectif

Cette troisième activité permet de voir que la technologie des piles n'est pas nouvelle et qu'elle a beaucoup évolué au cours des deux derniers siècles, comme le montre l'évolution de l'énergie massique des piles présentées. Cette activité est l'occasion de présenter les piles historiques et leurs inventeurs. Les métaux contenus dans ces piles étant présentés, une réflexion sur leur toxicité est proposée.

Correspondance avec le programme

Recueillir et exploiter des informations sur les piles ou les accumulateurs dans la perspective du défi énergétique.

Corrigé

a. Au cours des siècles, les piles sont devenues de plus en plus petites, tout en voyant leur énergie massique augmenter. Leurs caractéristiques ont donc été optimisées pour répondre au besoin des utilisateurs.

b. Les piles Volta et Daniell ne sont plus commercialisées. La pile Leclanché 9 V est très courante, elle coûte entre 3 € et 4 €.

La pile bouton au Zn est aussi commercialisée entre 2 € et 3 €.

La pile au lithium coûte entre 10 € et 20 € suivant les modèles.

c. Le coût élevé d'une pile au lithium est lié au coût élevé du métal lithium.

d. Les piles contiennent des métaux et des composés chimiques toxiques pour l'environnement, certaines piles peuvent être recyclées.

Commentaires

- Un gain appréciable dans l'énergie massique des piles a été possible avec la maîtrise de la technologie au lithium. Pour une tension supérieure à celle utilisée dans les accumulateurs au plomb, le lithium possède une masse atomique bien plus faible.
- La pile Volta n'a jamais connue d'utilisations autres que scientifiques, en revanche des dispositifs dérivés de cette pile ont permis de construire des piles avec des milliers d'éléments cuivre et zinc, notamment à l'École Polytechnique (1813) ou à Londres.
- La pile Daniell a été utilisée au XIX^{e} siècle. Son usage était peu commode car elle utilisait des cellules liquides, mais il existe des gravures montrant des piles Daniell de grande capacité.

4 Véhicules et batteries d'accumulateurs (p. 311)

Objectif

Cette activité a pour but de présenter les accumulateurs en étudiant le fonctionnement de l'accumulateur au plomb. Les cycles de charge et de décharge de cet accumulateur sont présentés, en insistant sur les transformations microscopiques correspondantes de l'élément plomb. Par des analogies adéquates, l'élève est amené à proposer un fonctionnement de l'accumulateur lithium-ion. En comparant ces deux accumulateurs, l'élève constate que le nombre d'électrons libérés par un atome peut varier au cours du fonctionnement de l'accumulateur. Une réflexion sur la masse de pile nécessaire pour la circulation d'une même quantité d'électrons permet d'analyser des énergies massiques.

Correspondance avec le programme

Recueillir et exploiter des informations sur les piles ou les accumulateurs dans la perspective du défi énergétique.

Corrigé

a. Quand l'accumulateur est utilisé comme générateur d'électricité, les atomes de lithium du pôle ⊖ deviennent des ions Li^+ et un électron est fourni au circuit électrique. Quand l'accumulateur est en phase de recharge, il est branché dans un circuit électrique qui fournit des électrons aux ions Li^+ et des atomes de lithium sont restitués.

b. Le nombre de moles d'électrons est donné par :

$$n = \frac{N_e}{N_A}, \text{ soit } n = 0{,}12 \text{ mol.}$$

c. Deux moles d'électrons sont produites pour chaque mole de plomb consommée. La quantité de matière de plomb consommée est donc de 0,06 mol. Cela correspond à une masse de plomb :

$$0{,}06 \times 207 = 12 \text{ g.}$$

d. La quantité de matière de lithium qu'il aurait fallu utiliser pour faire circuler 0,12 mol d'électrons est $n = 0{,}12$ mol ; cela correspond à une masse de lithium :

$$0{,}12 \times 6{,}94 = 0{,}83 \text{ g.}$$

e. Les questions précédentes montrent qu'il faut une masse de lithium 15 fois plus faible par rapport à la masse de plomb nécessaire pour mettre en circulation la même quantité d'électrons. C'est pourquoi l'énergie massique d'un accumulateur au lithium est plus élevée que celle d'un accumulateur au plomb. Le nickel, qui a une masse molaire intermédiaire entre celle du plomb et du lithium (et un degré d'oxydation comparable), a donc une énergie massique intermédiaire.

5 Fonctionnement d'une pile Daniell (p. 312)

Objectif

Cette activité est la première des activités portant sur les réactions d'oxydo-réduction. L'étude de la pile Daniell permet de faire le lien avec les activités précédentes. L'élève est amené à réfléchir aux transformations ayant lieu à chaque électrode, avant de faire un bilan au niveau de la pile. Un schéma représente une pile Daniell avec un pont salin et la circulation des électrons dans le circuit extérieur.

Correspondance avec le programme

- Relier la polarité de la pile aux réactions mises en jeu aux électrodes.
- Reconnaître l'oxydant et le réducteur dans un couple.

Corrigé

a. Une équation chimique doit vérifier la conservation de la matière et la conservation de la charge. C'est le cas de l'équation à l'électrode de gauche.

b. $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$.

Cu^{2+} est la forme oxydée, Cu est la forme réduite.

c. Les réactifs sont Zn et Cu^{2+}, les produits sont Cu et Zn^{2+}. L'équation de la réaction globale est : $Cu^{2+} + Zn \rightarrow Cu + Zn^{2+}$.

d. Li^+/Li ; Pb^{2+}/Pb (ces deux couples ont été vus dans les activités précédentes).

6 Oxydo-réduction sans pile : étude de la rouille (p. 312)

Étude documentaire

Objectif

L'étude de la rouille permet à l'élève de comprendre que les réactions d'oxydo-réduction ne se produisent pas seulement dans le cadre d'une pile ou d'un accumulateur.

Le phénomène de la rouille est bien connu des élèves, ils savent ainsi que le fer s'oxyde en rouille ; celle-ci constituant donc la forme oxydée du métal.

On attribue souvent la formation de rouille à la présence d'eau sur le métal : l'étude des équations montre que l'eau est nécessaire, mais qu'elle ne constitue pas l'oxydant dans cette transformation.

Correspondance avec le programme

Écrire l'équation d'oxydo-réduction en utilisant les demi-équations redox.

Corrigé

a. Le dioxygène provient de l'air (20 % de la composition de l'air).

b. L'ion fer est chargé trois fois positivement, sa formule est donc Fe^{3+}. Le fer perd des électrons en se transformant en rouille.

c. Fe constitue la forme réduite et Fe^{3+} la forme oxydée.

d. La formation de la rouille peut être modélisée par : $4\ Fe + 2\ H_2O + 3\ O_2 \rightarrow 4\ FeO(OH)$

7 Étude de quelques piles (p. 313)

TP
Travaux pratiques

Objectif

Conformément au programme, cette activité invite les élèves à pratiquer une démarche expérimentale de construction d'une pile.

Deux piles sont proposées, la pile Daniell étudiée dans l'activité 5, et la pile au citron.

Ces deux expériences sont l'occasion d'utiliser un voltmètre et d'aborder la polarité d'une pile.

Correspondance avec le programme

- Pratiquer une démarche expérimentale pour réaliser une pile et modéliser son fonctionnement.
- Relier la polarité de la pile aux réactions mises en jeu aux électrodes.

Corrigé

1. Liste du matériel :

- solution de sulfate de cuivre (II) à 0,1 $mol.L^{-1}$,
- solution de sulfate de zinc à 0,1 $mol.L^{-1}$,
- pont ionique de KCl.

a. En prenant une résistance de l'ordre de 100 Ω, les valeurs trouvées sont les suivantes : une tension de 1 V et une intensité de 50 mA.

b. L'électrode de zinc produit des électrons.

c. À l'électrode de zinc, l'équation est :

$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$$

À l'électrode de cuivre se déroule la réaction :

$$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$$

2. Pile au citron :

le pôle ⊕ est la lame de cuivre, le pôle ⊖ est la lame de fer.

8 Approche microscopique (p. 313)

Exploitation de données

Objectif

Cette activité permet de comprendre le fonctionnement de la pile au niveau microscopique. L'élève utilise la simulation informatique pour créer des piles à partir d'un choix de demi-piles. Il est alors amené à réfléchir sur les évènements se déroulant au niveau microscopique, en explorant les possibilités de déplacement des différentes espèces dans la pile.

Le simulateur *Pile* du Cédérom Micromega 1re S est en réalité plus complet et permet des utilisations plus larges. Il est en particulier possible de voir l'influence du choix de la concentration sur la tension aux bornes de la pile. L'aspect énergétique est présent dans le décompte de l'énergie débitée au cours du temps. Il est par ailleurs intéressant de visualiser l'usure de la pile au cours du temps jusqu'à consommation du réactif limitant, la détermination de celui-ci en fonction des paramètres choisis peut faire l'objet d'une activité.

Correspondance avec le programme

- Pratiquer une démarche expérimentale pour réaliser une pile et modéliser son fonctionnement.
- Relier la polarité de la pile aux réactions mises en jeu aux électrodes.

Corrigé

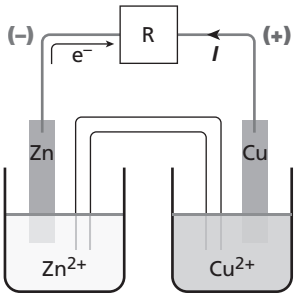
a. La réponse à cette question est à décliner en fonction du choix des demi-piles. Dans le cas d'une pile fer-cuivre, les réactions à chaque électrode sont les suivantes :

$$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^- \text{ et } Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$$

b. Pour la pile précédente, les couples mis en jeu sont Cu^{2+}/Cu et Fe^{2+}/Fe.

c. L'électroneutralité n'est pas respectée dans la demi-pile car des espèces chargées apparaissent ou disparaissent dans la solution selon qu'il s'agit du pôle positif ou du pôle négatif. Pour rétablir l'électroneutralité, il faut faire tout le cycle de fonctionnement de la pile.

d.



e. L'électrode du pôle négatif voit sa masse diminuer.

f. Au contraire, la seconde électrode verra sa masse augmenter (électrodéposition).

Exercices

Test

1 Cl_2 est la forme oxydée, Cl^- est la forme réduite. Le couple oxydant/réducteur est Cl_2/Cl^-.

2 $Au^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Au$

Au^{3+} est la formée oxydée car elle est dans le même membre que les électrons, Au est la forme réduite.

3 **a.** $Ce^{4+} + e^- \rightarrow Ce^{3+}$ (×2)

$Cu \rightarrow 2\ e^- + Cu^{2+}$ (×1)

b. Deux électrons sont échangés :

$$2\ Ce^{4+} + Cu \rightarrow 2\ Ce^{3+} + Cu^{2+}$$

Exercices d'entraînement

4 **Le fer réducteur**

$Fe_{(s)} + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu_{(s)}$

5 **Vrai ou faux ?**

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 379.

6 **Se faire de l'argent**

a. Le couple oxydant/réducteur mis en jeu est Ag_2O/Ag.

b. $2\ Ag_{(s)} + H_2O \rightarrow Ag_2O + 2\ e^- + 2\ H^+$.

c. Ag_2O est réduit en Ag.

7 **Fonctionnement d'une pile**

a. Pour déterminer que le pôle négatif est la plaque d'aluminium, un voltmètre ou un ampèremètre est intégré au circuit électrique avec la borne COM connectée à la plaque d'aluminium, et l'autre borne à la plaque de cuivre. Une valeur positive de la tension confirme que l'aluminium est bien le pôle ⊖.

b. $Al^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Al$

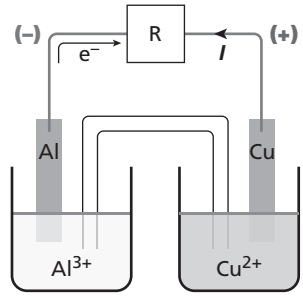
Puisque l'aluminium est le pôle ⊖, il fournit des électrons, la réaction est donc : $Al \rightarrow Al^{3+} + 3\ e^-$ et l'aluminium s'oxyde.

c. $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$

Puisque l'aluminium fournit des électrons, les ions cuivre (II) en captent, le réactif de la pile est donc constitué des ions Cu(II).

d. $2\ Al + 3\ Cu^{2+} \rightarrow 2\ Al^{3+} + 3\ Cu$.

e.



8 **Saline battery**

a. Le pôle négatif est l'électrode de zinc, car c'est le pôle qui fournit des électrons, le pôle positif est le bâton de graphite, car MnO_2 y capte un électron.

b. Les couples mis en jeu sont Zn^{2+}/Zn et $MnO_2/MnO(OH)$.

c. $Zn + 2\ MnO_2 + 2\ H^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2\ MnO(OH)$

Exercices d'approfondissement

9 Arbre de Diane

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 379.

10 Traitement de déchets

a. $CN^- + H_2O \rightarrow CNO^- + 2\ e^- + 2\ H^+$

b. $ClO^- + 2\ e^- + 2\ H^+ \rightarrow\ Cl^- + H_2O$

c. L'équation redox est :

$$CN^- + ClO^- \rightarrow CNO^- + Cl^-$$

d. Pour oxyder CN^- il faut utiliser le couple H_2O_2/H_2O.

e. $H_2O_2 + 2\ e^- + 2\ H^+ \rightarrow 2\ H_2O$

f. L'équation redox obtenue est :

$$CN^- + H_2O_2 \rightarrow CNO^- + H_2O$$

11 L'eau oxygénée

a. $H_2O_2 + 2\ e^- + 2\ H^+ \rightarrow 2\ H_2O$

La forme oxydée est du côté des électrons, c'est H_2O_2.

b. $O_2 + 2\ e^- + 2\ H^+ \rightarrow H_2O_2$

La forme réduite du couple est du côté qui n'a pas les électrons, c'est H_2O_2.

c. L'équation redox est :

$$2\ H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2$$

12 Brunissement de produits alimentaires

a. $C_6H_6O_2 + 2\ e^- + 2\ H^+ \rightarrow C_6H_6O + H_2O$

$C_6H_4O_2 + 2\ e^- + 2\ H^+ \rightarrow C_6H_6O_2$

b. Le diphénol $C_6H_6O_2$ est la forme oxydée dans le premier couple, puisqu'il est dans le même membre que les électrons, et il est la forme réduite dans le second.

c. Le phénol C_6H_6O est la forme réduite du diphénol dans le premier couple, il subit donc une réaction d'oxydation.

Commentaire

Le brunissement des bananes est dû à la transformation de la dopamine en indol-5,6-quinone après plusieurs réactions d'oxydo-réduction catalysées par l'enzyme polyphénol oxydase.

13 Énergies massique et volumique

a. $Q\,(\text{en ampères-secondes}) = \dfrac{Q(\text{en ampères-heures})}{3\,600}$

b. et **c.** $W = Q\,(\text{en ampères-secondes}) \times U$.

d. $W_m = \dfrac{W}{m}$ et $W_v = \dfrac{W}{v}$.

e. $W_m\ (\text{en Wh.kg}^{-1}) = W_m\ (\text{en Ws.kg}^{-1}) \times 3\,600$.

$W_v\ (\text{en Wh.cm}^{-3}) = W_v\ (\text{en J.m}^{-3}) \times \dfrac{3,6}{1\,000}$.

Piles	Alcaline LR03	Mercure MR8	Argent SR44
Capacité Q (en As)	$2,92.10^{-4}$	$2,2.10^{-5}$	$4,2.10^{-5}$
Énergie W (en Ws, ou en J)	$4,4.10^{-4}$	$3,0.10^{-5}$	$6,5.10^{-5}$
Énergie massique W_m (en $J.kg^{-1}$)	$4,0.10^{-2}$	$2,7.10^{-2}$	$2,7.10^{-2}$
Énergie volumique W_v (en $J.m^{-3}$)	115	80	271
Énergie massique W_m (en $Wh.kg^{-1}$)	144	97,2	97,7
Énergie volumique W_v (en $Wh.cm^{-3}$)	0,41	0,3	0,98

f. Certaines unités retenues évitent le recours aux puissances de 10, ce qui est utile pour un affichage commercial. Pour optimiser la masse d'un dispositif, il faut utiliser une pile présentant la plus grande énergie massique, à savoir la LR03, tandis que pour minimiser le volume, c'est l'énergie volumique qui sera le bon critère, on choisira la SR44.

14 Les piles à combustible

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 379.

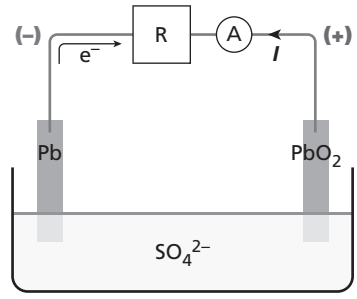
15 Accumulateur au plomb

1. a. Le pôle 1 est le pôle positif car les électrons y sont capturés, et le pôle 2 est le pôle négatif car les électrons y sont cédés.

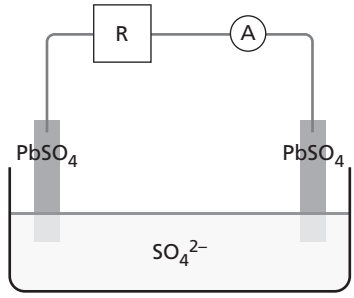
b. L'équation s'obtient en sommant membre à membre :

$$Pb + PbO_2 + SO_4^{2-} + 4H^+ \rightarrow 2\ PbSO_4 + 2\ H_2O$$

c. En début de décharge :



En fin de décharge, on a une situation symétrique au sens où Pb (à gauche) est devenu $PbSO_4$ et que PbO_2 (à droite) est aussi devenu $PbSO_4$. Il n'y a plus de réactifs, le courant est alors nul : $I = 0$ A.



d. L'accumulateur fournit de l'électricité, il agit comme un générateur.

2. a. Au pôle ① a lieu la réaction d'équation :

$$PbSO_4 + 2\ H_2O \rightarrow PbO_2 + SO_4^{2-} + 4\ H^+ + 2\ e^-$$

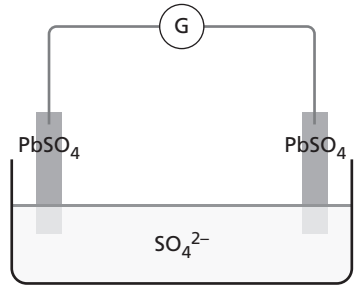
et au pôle ② l'équation est :

$$PbSO_4 + 2\ e^- \rightarrow Pb + SO_4^{2-}$$

Pendant la charge a lieu la réaction d'équation :

$$2\ PbSO_4 + 2\ H_2O \rightarrow PbO_2 + 2\ SO_4^{2-} + 4\ H^+$$

b. Le sens du courant et celui du déplacement des électrons sont inversés par rapport à la phase de charge.



c. Lors de la charge, l'accumulateur fonctionne en récepteur.

16 Accumulateur nickel/cadmium

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 379.

CHIMIE

24

Nanochimie Alcools, aldéhydes et cétones

Introduction au chapitre (p. 323)

Ce chapitre rassemble une introduction à la nanochimie, une introduction aux groupes fonctionnels oxygénés et une introduction à la chimie bio-moléculaire. Pour l'aspect nanochimie, il s'agit de montrer aux élèves que ce domaine de la science existe, que les connaissances de la chimie organique, développées au cœur de ce chapitre, sont utilisables, et que des questions nouvelles surgissent quand la matière est examinée à l'échelle du nanomètre. Pour l'aspect plus classique des groupes fonctionnels oxygénés, il s'agit d'introduire les notions de transformation d'un groupe fonctionnel à l'autre et de caractérisation de chacun de ces groupes. C'est donc la toute première approche de la réactivité en chimie organique. C'est également l'occasion de réinvestir les notions d'oxydo-réduction du chapitre précédent. L'ouverture à la chimie bio-moléculaire permet de sortir du cadre des molécules modèles contenant peu d'atomes, qui sont certes pédagogiques, mais qui ne correspondent pas à ce à quoi l'élève peut être confronté dans la vie de tous les jours. Ces différentes notions sont proposées dans les activités et les exercices. Le cours se focalise surtout sur l'aspect le plus classique de ce chapitre où des connaissances sur la réactivité des fonctions oxygénées doivent être bien comprises.

La nanochimie n'est pas une discipline en soi, c'est une vision de la science à une certaine échelle, à laquelle il est possible de construire des objets plus gros que les molécules usuelles, mais bien plus petits que les matériaux dont nous avons l'usage dans la vie quotidienne. Les lois (habituelles) qui régissent les atomes (habituels) confèrent à certains assemblages de dimensions nanométriques des propriétés physicochimiques qui s'apparentent aux propriétés de certains matériaux macroscopiques. Ainsi, filtrer les UV, lubrifier, conduire l'électricité, etc., sont des fonctions que certaines molécules peuvent assurer.

Les objets nanométriques sont, suivant les auteurs, de dimensions comprises entre 10^{-8} et 10^{-3} m. Pour autant, une grande partie des travaux considère plutôt les objets de dimensions proches de 10^{-8} m, c'est-à-dire des assemblages apparentés aux molécules. Par exemple, un système conjugué d'une dizaine d'atomes de carbone reliant de façon covalente un complexe de fer (II) et un de fer (III) qui s'échangent un électron pourra être considéré comme un nanofil. Par ailleurs, un ensemble d'atomes métalliques, sphérique et creux, de 50 nm de diamètre sera, lui, considéré comme une nanocoquille à l'intérieur de laquelle certaines propriétés physicochimiques sont inattendues. Par exemple, la cinétique de certaines réactions n'est pas la même au bord des parois et au cœur de la nanocoquille.

Dans ces travaux, les études classiques de spectroscopie, de fluorescence, etc. sont mises à contribution et révèlent les propriétés parfois inattendues de ces objets, ce qui conduit à des projets innovants et prometteurs. La fixation de ces objets sur des supports plus grands comme de la silice, des zéolites, etc., peut conduire à des nanomatériaux dont les propriétés sont conçues à partir de celles des objets assemblés. De ces recherches naîtront des matériaux parfois appelés « intelligents ». En première S, il s'agit simplement de présenter cet univers de la science aux élèves à partir de quelques exemples.

Nous avons choisi l'exemple simple des nanostructures de carbone (sphère, tube), qui mettent en jeu les mêmes notions de construction que les molécules classiques de la chimie organique de ce chapitre. Une première activité documentaire porte sur les nanotubes de carbone. Une seconde, plutôt à faire à la maison, propose de construire avec des bûchettes ou des allumettes un fullerène de formule C_{60}, puis de réfléchir sur l'atome de carbone, ses liaisons, les cycles qu'il peut constituer, et quelques propriétés de géométrie.

Les activités traitant des groupes fonctionnels oxygénés sont plus classiques et font manipuler les notions d'oxydation d'alcools et de reconnaissance des aldéhydes et des cétones.

Suivant les recommandations du programme, nous avons également proposé une réflexion sur une molécule bio-active, l'aldostérone. La grande variété des thèmes abordés dans ce chapitre, dont le fil conducteur est la chimie du carbone, permet aux élèves de faire le lien entre la science enseignée au lycée et la science mise en avant par les média.

Activités

1 Nanotubes (p. 324)

Étude documentaire

Objectif

Cette activité présente quelques nanostructures à base de carbone en comparaison à des structures carbonées plus familières. Pour cela, l'élève est invité à réfléchir sur les liaisons que le carbone peut engager et à décrire des structures à l'échelle macro et à l'échelle nano.

Correspondance avec le programme

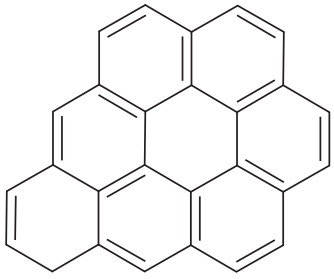
Recueillir et exploiter des informations sur un aspect de la nanochimie (nanotubes de carbone, nanomédicaments, nanoparticules métalliques).

Corrigé

a. Un atome de carbone engage 4 liaisons dans la structure diamant. Ce n'est pas surprenant car c'est le nombre maximum de liaisons qu'il peut engager.

b. Dans le graphite, le carbone engage 3 liaisons, ce qui ne correspond pas au maximum de liaisons possibles, mais au type de liaisons déjà rencontrées avec les alcènes.

c.



Cette structure ne possède que des atomes de carbone. Elle se reproduit à l'infini (il n'y a pas d'atome d'hydrogène sur les bords pour compléter la valence du carbone).

d. Dans la vie quotidienne, des objets en forme de tube sont creux et ont souvent un fond arrondi (alors que les tuyaux n'ont pas de fond). Par exemple les tubes à essais, mais aussi les tubes néons.

e. Sur la figure 1, les nanotubes sont creux, de forme tubulaire et avec un fond rond.

Les nanotubes présentent donc des propriétés similaires aux objets en forme de tube de notre quotidien.

f. La structure des atomes de carbone des nanotubes sont du type graphite. Le graphite est dans un plan infini alors que le nanotube est un plan qui se referme sur lui-même.

2 Fullerène (p. 324)

TP Travaux pratiques

Objectif

L'objectif de cette activité, sous le couvert d'un travail manuel, est de susciter une observation structurelle détaillée d'un fullerène C_{60}. Pour cela, des questions d'analyse de la structure ainsi construite sont posées. La construction étant plutôt une activité d'équipe, le groupe d'élèves sera amené à échanger ses réflexions sur la structure.

Correspondance avec le programme

Recueillir et exploiter des informations sur un aspect de la nanochimie (nanotubes de carbone, nanomédicaments, nanoparticules métalliques).

Corrigé

a. Cyclopentane et cyclohexane.

b. Les atomes de carbone des alcanes cycliques sont liés à des atomes d'hydrogène, ce qui fait qu'ils sont saturés. Les atomes de carbone du C_{60} forment chacun 3 liaisons, et pour respecter la structure en octet, doivent présenter des doubles liaisons, à l'instar des plans de carbone du graphite.

c. Un cycle à 5 atomes de carbone est entouré par 5 cycles à 6 atomes de carbone.

d. Un cycle à 6 atomes de carbone est entouré par 3 cycles à 6 atomes et 3 cycles à 5 atomes de C.

e. C_{60} signifie qu'il y a 60 atomes de carbone. Chaque sommet du C_{60} est lié à trois autres sommets par trois allumettes, mais ce décompte fait que chaque allumette est comptée deux fois, ce qui nous fait 90 allumettes (et non $60 \times 3 = 180$).

f. Un roulement à billes permet de limiter les frottements (avec dissipation d'énergie par voie thermique) en les remplaçant par le roulement d'objets.

g. Un lubrifiant permet de faire glisser deux objets sur lesquels s'exercent alors un frottement fluide, en limitant les frottements entre surfaces solides.

Le C_{60} agit comme des petites billes qui limitent les frottements entre deux objets, c'est pourquoi il fait office de lubrifiant.

Commentaire

Les fonctions d'un lubrifiant sont multiples et ne se limitent pas à faciliter le mouvement d'une pièce mobile. Le lubrifiant diminue les frottements et les résistances passives dans les machines, il améliore leur rendement et économise l'énergie ; il protège les organes lubrifiés contre les diverses formes de corrosion et d'usure, et contribue donc à leur longévité ; il évacue la chaleur produite dans les moteurs ou lors de l'usinage, il favorise l'équilibre thermique des machines ; il améliore l'étanchéité vis-à-vis des gaz, des liquides ou des poussières ; il élimine les impuretés et les débris d'usure ; il transmet de l'énergie ; il assure l'isolation électrique ; il améliore l'état de surface des pièces usinées. Si le C_{60} possède des propriétés lubrifiantes exceptionnelles, c'est que les sphères de carbone sont résistantes (parce que toutes petites), ne s'écrasent pas, et empêchent les surfaces qu'elles protègent de se toucher.

3 Oxydation des alcools

(p. 326)

Objectif

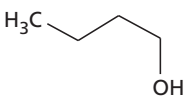
Il est question ici de faire découvrir quelques propriétés des alcools vis-à-vis d'un oxydant comme les ions permanganate. Leur différenciation en fonction de leur classe est intéressante à découvrir en analysant des expériences. C'est également l'occasion de réinvestir les équations des réactions d'oxydo-réduction vues dans le chapitre précédent.

Correspondance avec le programme

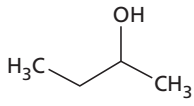
- Nommer les alcools, reconnaître la classe d'un alcool.
- Écrire la réaction d'oxydation d'un alcool.

Corrigé

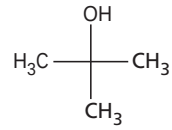
a.



butan-1-ol



butan-2-ol



méthylpropan-2-ol

Par souci de simplification nous ne donnons pas les formules semi-développées, mais les enseignants peuvent estimer nécessaire d'utiliser les formules semi-développées en classe.

b. Ces trois alcools comportent tous 4 atomes de carbone et 1 groupement hydroxyle. Le carbone

Le choix s'est porté sur l'aldostérone, une hormone secrétée par les glandes corticosurrénales. Elle possède une fonction alcool secondaire que l'élève doit reconnaître et en déduire son produit d'oxydation.

Correspondance avec le programme

Recueillir et exploiter des informations sur une synthèse d'une molécule biologiquement active en identifiant les groupes caractéristiques.

Corrigé

a. On reconnaît 2 fonctions cétone, 2 fonctions alcool et une fonction aldéhyde.

b. On obtient une fonction cétone.

c. La fonction alcool de la molécule de cholestérol est un alcool secondaire. On obtient donc, après oxydation, une cétone, ce qui est compatible avec la fonction trouvée précédemment.

Commentaire

Les hormones ne sont pas des espèces chimiques d'une famille possédant une unité structurale, à la différence des alcools qui possèdent un OH, ou des amines qui possèdent un atome d'azote. L'unité de la famille des hormones est le fait que ce sont des messagers chimiques. De plus, l'aldostérone est un stéroïde, car elle possède le noyau tétracyclique caractéristique de cette famille.

Exercices

Test

1 **a.** Acide butanoïque. **b.** Hexanal.
c. Hexan-2-ol. **d.** Hexan-2-one.

2 **a.** Classe II. **b.** Classe III. **c.** Classe II.

3 **a.** $MnO_4^-{}_{(aq)} + 8\ H^+_{(aq)} + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 4\ H_2O$

$C_4H_8O_{(aq)} + 2\ H^+_{(aq)} + 2\ e^- \rightarrow C_4H_{10}O_{(aq)}$

$5\ C_4H_{10}O_{(aq)} + 2\ MnO_4^-{}_{(aq)} + 6\ H^+_{(aq)} \rightarrow 5\ C_4H_8O_{(aq)} + 2\ Mn^{2+}_{(aq)} + 8\ H_2O$

b. $MnO_4^-{}_{(aq)} + 8\ H^+_{(aq)} + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 4\ H_2O$

$CH_3O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow CH_3O + H_2O$

$5\,CH_3O + MnO_4^- + 6\,H^+ \rightarrow 5\,CH_3O_2 + 2\ Mn^{2+} + 3\,H_2O$

4 La différence de couleur est due aux différentes tailles des nanoparticules de séléniure de cadmium.

5 On reconnaît deux groupes hydroxyle, un groupe carboxyle et un groupe carbonyle.

Exercices d'entraînement

6 **Identifications en série linéaire**

a. Acide carboxylique : acide butanoïque.

b. Cétone : hexan-2-one.

c. Aldéhyde : 4-méthylhexanal.

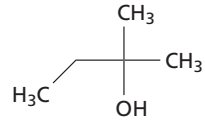
7 **Identifications en série ramifiée**

a. Alcool : 3-méthylpentan-3-ol.

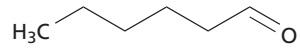
b. Cétone : cyclohexanone.

c. Alcool : cyclopentanol.

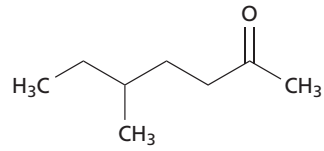
8 **Formules semi-développées**



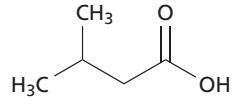
2-méthylbutan-2-ol



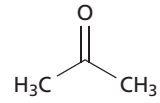
hexanal



5-méthylheptane-2-one



acide 3-méthylbutanoïque



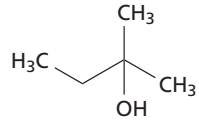
propanone

9 **Alcools à 5 atomes de carbone**

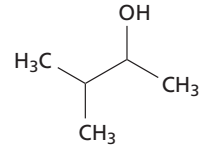
Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 379.

10 **Classe et nomenclature**

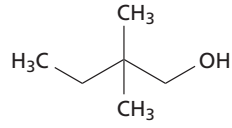
a. et **b.**



2-méthylbutan-2-ol
alcool tertiaire



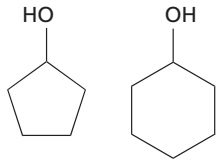
3-méthylbutan-2-ol
alcool secondaire



2,2-diméthylbutan-1-ol
alcool primaire

11 Classe d'un alcool cyclique

a.

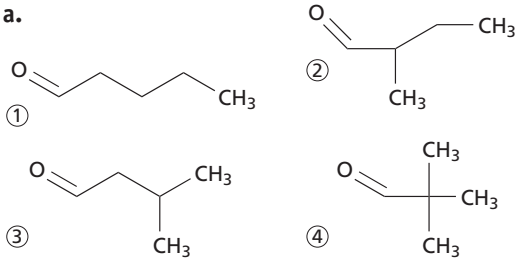


b. Ce sont tous deux des alcools secondaires.

c. Il n'existe pas d'alcool primaire cyclique car les carbones d'un cycle sont toujours liés à au moins deux autres atomes de carbone. En revanche, les alcools tertiaires cycliques existent.

12 Aldéhydes

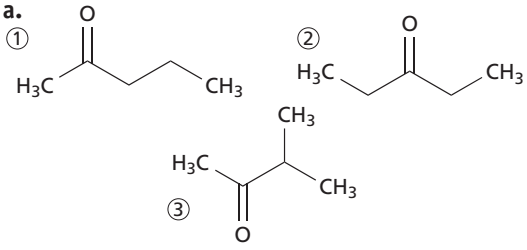
a.



b. Le premier est issu du pentan-1-ol, le deuxième est issu du 2-méthylbutan-1-ol, le troisième provient de l'oxydation du 3-méthylbutan-1-ol et le dernier est issu du 2,2-diméthylpropan-1-ol. Ce sont tous des alcools de classe I.

13 Cétones

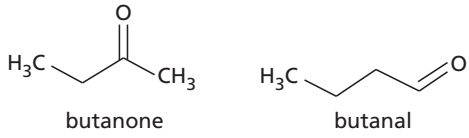
a.



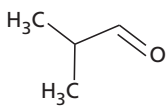
b. La première est issue du pentan-2-ol, le deuxième provient de l'oxydation du pentan-3-ol et le dernier est issu du 3-méthylbutan-2-ol. Ce sont tous des alcools de classe II.

14 Aldéhydes et cétones

a.

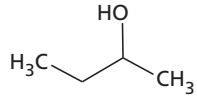


b.

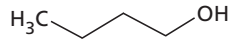


Il s'agit du 2-méthylpropanal, qui possède une chaîne ramifiée.

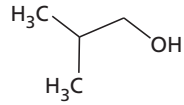
c. La butanone est issue du butan-2-ol (alcool secondaire) :



Le butanal est issu du butan-1-ol (alcool primaire) :

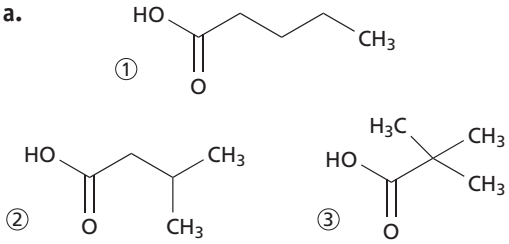


Le 2-méthylpropanal est issu du 2-méthylpropan-1-ol (alcool primaire) :



15 Acides carboxyliques

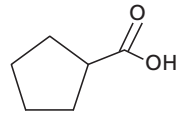
a.



b. Le premier provient de l'oxydation du pentanal, le deuxième, de l'oxydation du 3-méthylpropanal et le dernier, du 2,2-diméthylpropanal.

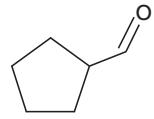
16 Acide carboxylique cyclique

a.

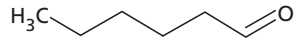


b. Non, car la formule brute de l'acide hexanoïque est $C_6H_{12}O_2$ alors que la formule brute de notre acide carboxylique cyclique est $C_6H_{10}O_2$.

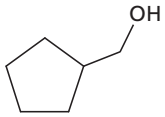
c. L'acide carboxylique cyclique est issu de cet aldéhyde :

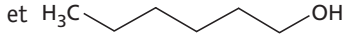


L'acide hexanoïque est issu de cet aldéhyde :



d. Ces aldéhydes sont issus de l'oxydation des alcools suivants :



et 

e. Ce sont tous les deux des alcools primaires.

17 Oxidation of pentan-2-ol

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 380.

18 Oxydation de l'éthanol

a. $CH_3—CH_2—OH$, il s'agit d'un alcool de classe I.

b. $CH_3—CH_2—OH \rightarrow CH_3—CH{=}O + 2\ H^+ + 2\ e^-$

c. $O_2 + 4\ H^+ + 4\ e^- \rightarrow 2\ H_2O$

d. On multiplie par 2 la demi-équation du **b.** :

$2\ CH_3—CH_2—OH + O_2 \rightarrow 2\ CH_3—CH{=}O + 2\ H_2O$

e. L'oxydation d'un aldéhyde donne un acide carboxylique, ici l'acide éthanoïque.

f. $CH_3—CH{=}O + H_2O \rightarrow CH_3—COOH + 2\ H^+ + 2\ e^-$

g. $2\ CH_3—CH{=}O + O_2 \rightarrow 2\ CH_3—COOH$

19 Réactif de Tollens

a. Le réactif de Tollens met en évidence la présence d'aldéhydes.

b. On peut espérer obtenir une réaction dans le troisième tube, car l'oxydation du propan-1-ol donne un aldéhyde.

c. $CH_3—CH_2—CH{=}O + 2\ Ag^+ + H_2O \rightarrow CH_3—CH_2—COOH + 2\ Ag + 2\ H^+$

d. On pourrait supposer que l'oxydation du propan-1-ol a été trop poussée et a conduit à la formation d'un acide carboxylique, l'acide propanoïque.

20 2,4-DNPH

a. La 2,4-DNPH permet de montrer la présence d'un groupement carbonyle.

b. On peut espérer une réaction dans chimique dans les tubes n° 3 et n° 4, car l'oxydation d'alcools primaires et secondaires forme des groupements carbonyle.

c. On pourrait supposer que l'oxydation du butan-1-ol a été trop poussée et a conduit à la formation d'un acide carboxylique, l'acide butanoïque.

Exercices d'approfondissement

21 Identification d'un alcool inconnu

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 380.

22 Nanochimie et UV

a. Elles présentent l'avantage de ne pas laisser de traces blanches sur la peau.

b. Oui, car les grains ne diffusent plus la lumière et ne laissent plus de traces blanches.

c. Les nanograins continuent de réfléchir les rayons UV donc ils protègent la peau.

d. L'ion oxyde est chargé 2– donc l'ion titane est chargé 4+, ce qui est cohérent avec la position du titane dans la quatrième colonne de la classification périodique.

23 Hormones surrénales

a. On reconnaît des groupes carboxyle et hydroxyle dans le cortisol et la cortisone. Le cholestérol ne contient qu'un groupe hydroxyle.

b. Ces deux molécules diffèrent par une fonction alcool du cortisol (suffixe *ol*) qui est remplacée par une fonction cétone dans la cortisone (suffixe *one*).

c. On peut oxyder la fonction alcool (située au milieu de la molécule) du cortisol en fonction cétone pour obtenir la cortisone.

CHIMIE

25

Acides carboxyliques et synthèses de matériaux

Introduction au chapitre (p. 339)

Ce chapitre clôt l'étude de la chimie organique en classe de Première S. L'étude de la famille des acides carboxyliques y est entreprise : la nomenclature est introduite ainsi que quelques-unes de leurs propriétés (caractère acide et solubilité uniquement, comme le recommandent les programmes officiels).

Ce chapitre permet également d'étudier les matériaux. Vu les compétences attendues dans les programmes officiels, le choix a été fait de traiter de ces sujets dans les activités, dans la partie « Culture et sciences » et dans les exercices, mais de ne pas faire figurer ces thèmes dans le cours.

De nombreuses notions des chapitres précédents sont réinvesties : les liaisons intermoléculaires (chapitre 13), dont les liaisons hydrogène ou les interactions ion/solvant permettant d'étudier la solubilité des acides ou de leurs bases conjuguées. Les notions d'oxydo-réduction introduites aux chapitres 23 et 24 sont également réutilisées.

Du point de vue expérimental, plusieurs expériences concernant l'étude des propriétés sont proposées. Nous avons ajouté, parmi les connaissances de ce chapitre, l'identification d'un acide carboxylique à l'aide d'un test au papier pH, mais avec les conditions restrictives qu'il s'agisse de l'addition dans l'eau d'une espèce chimique unique, et que celle-ci soit organique (connaissance du chapitre 9).

L'aspect « synthèse » est également important dans cette partie du programme intitulée « Synthétiser des molécules et fabriquer de nouveaux matériaux ». C'est pourquoi le TP qui a été choisi correspond à la synthèse d'un acide carboxylique. Les acides carboxyliques, assez rares à l'état naturel, sont le point de départ de la synthèse de nombreuses autres molécules (esters, amides etc.) et donc également de nombreux matériaux (polyesters, polyamides etc.), d'où l'intérêt de pouvoir les synthétiser.

Dans ce TP et dans le cours également, nous avons souhaité mettre en jeu les notions récemment acquises d'oxydo-réduction et la notion de synthèse (incluant celle de rendement), et non l'étude des synthèses industrielles actuelles des acides carboxyliques. Celles-ci n'utilisent bien évidemment pas le permanganate de potassium qui est un réactif de laboratoire uniquement. Par exemple, l'acide benzoïque est préparé industriellement par oxydation catalysée du toluène par le dioxygène de l'air :

$$C_6H_5—CH_3 + \frac{3}{2}\,O_2 \rightarrow C_6H_5—COOH + H_2O$$

Un autre exemple, l'acide éthanoïque, est produit de différentes façons dont la carbonylation du méthanol (catalysée) :

$$CH_3OH + CO \rightarrow CH_3CO_2H$$

Nous sommes donc loin des réactions mettant en jeu les ions permanganate, c'est pour cela que nous proposons une approche plus pédagogique dans le cadre du programme qu'une étude des synthèses effectivement réalisées en grande quantité.

Activités

1 Acides carboxyliques et pH (p. 340)

Exploitation de données

Objectif

Cette activité permet de découvrir la famille des acides carboxyliques à travers une de leurs propriétés les plus importantes : leur caractère acide en solution aqueuse. Le point de départ est une expérience simple consistant à comparer du point de vue acido-basique le comportement de différents composés organiques dans l'eau (alcool, cétone ou acide carboxylique). Il est principalement demandé aux élèves d'interpréter des résultats d'expériences simples qui peuvent être réalisées par le professeur en classe, et d'effectuer quelques prévisions ou déductions.

Correspondance avec le programme

Acides carboxyliques : caractère acide.

Corrigé

a. La propanone et l'éthanol ne rendent pas acides les solutions qui les contiennent, alors que l'acide éthanoïque est une espèce chimique qui rend les solutions acides.

b. On peut prévoir que le pH du vinaigre sera inférieur à 7.

c. On peut conclure que le vin contient, parmi ses espèces organiques, un acide carboxylique.

Commentaire

Dans cette activité, il n'est question que d'espèces chimiques organiques. En effet, les acides carboxyliques sont les seules espèces chimiques organiques qui possèdent un caractère acide dans l'eau. Néanmoins, il peut être intéressant de rappeler aux élèves que d'autres espèces chimiques inorganiques telles que l'acide sulfurique ou l'acide chlorhydrique ont également cette propriété.

2 Changement d'état des acides carboxyliques (p. 340)

Exploitation de données

Objectif

Cette activité permet aux élèves de découvrir la nomenclature officielle des acides carboxyliques par analogie avec la nomenclature des alcanes ou des alcools précédemment étudiée. L'activité permet également d'étudier certaines propriétés des acides carboxyliques et de noter leur comportement particulier lié à l'existence de liaisons hydrogène, c'est donc l'occasion de revenir sur les liaisons intermoléculaires introduites au chapitre 13. Dans cette activité, les élèves doivent donner du sens à des informations présentées sous forme de tableau.

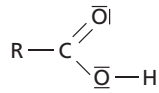
Correspondance avec le programme

- Nommer des acides carboxyliques.
- Propriétés des acides carboxyliques.

Corrigé

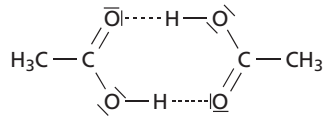
a. Le nom officiel est formé du mot « *acide* », suivi d'un second mot « *propanoïque* » qui renseigne sur la chaîne carbonée. Le deuxième mot s'obtient à partir du nom de l'alcane possédant la même chaîne carbonée (ici une chaîne linéaire avec trois atomes de carbone) en remplaçant le *e* final par le suffixe *oïque*.
L'acide formique est appelé acide méthanoïque : le préfixe *méthan* signifiant qu'il n'y a qu'un seul atome de carbone dans la chaîne carbonée.
L'acide acétique est appelé acide éthanoïque : le préfixe *éthan* signifiant qu'il y a deux atomes de carbone dans la chaîne carbonée.

b. Le groupe caractéristique des acides carboxyliques est :



c. Les températures de fusion ou d'ébullition des acides carboxyliques sont beaucoup plus élevées que celles des alcanes possédant la même chaîne carbonée.

d. Ces différences peuvent s'expliquer par l'existence de liaisons hydrogène s'établissant entre les molécules d'acide carboxylique à l'état solide comme à l'état liquide. En conséquence, il faut fournir plus d'énergie pour rompre les liaisons hydrogène et séparer les molécules afin de passer de l'état solide à l'état liquide ou encore de l'état liquide à l'état gazeux. Ceci explique que les températures de changements d'état soient plus élevées pour les acides carboxyliques que pour les alcanes.
Liaisons hydrogène s'établissant entre deux molécules d'acide éthanoïque :



e. Les alcools forment également une famille de composés organiques dont les températures de changement d'état sont beaucoup plus élevées que celles des alcanes correspondants, du fait de liaisons hydrogène intermoléculaires.

Commentaire

Les noms courants utilisés pour les acides carboxyliques proviennent très souvent de l'origine de ces acides. Ainsi l'acide méthanoïque est appelé acide formique, car il a été fabriqué par distillation de fourmis, en latin *formica* (les chimistes du temps passé ne reculaient devant rien !). L'acide éthanoïque, naturellement présent dans le vinaigre, est lui couramment appelé acide acétique, son nom venant du latin *acetum,* signifiant vinaigre.

3 Synthèse et identification d'un acide carboxylique

(p. 341)

TP Travaux pratiques

Objectif

Cette activité permet aux élèves de réaliser eux-mêmes, en travaux pratiques, la synthèse puis l'identification d'un acide carboxylique. Plusieurs techniques expérimentales recommandées par les programmes officiels sont mises en œuvre (chauffage à reflux, filtration sous vide, CCM). Ce TP est aussi l'occasion d'introduire la notion de rendement, primordiale pour toute synthèse. Ce dernier est calculé à partir de la masse de produit obtenue expérimentalement par chaque élève. Les notions concernant les bilans de matière, introduites au chapitre 8, s'avèrent indispensables pour ce type de calculs.

Commentaires

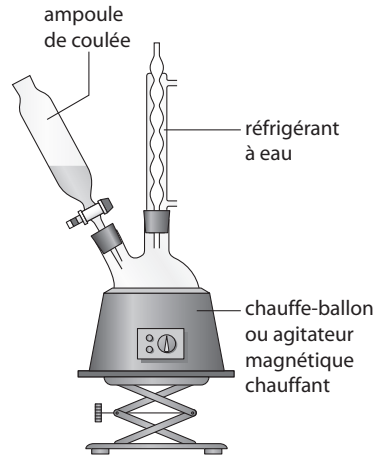
- Le professeur pourra faire remarquer que les acides carboxyliques (sous la forme stricte R—COOH) sont assez rares à l'état naturel, d'où l'intérêt d'avoir développé leur synthèse. Par exemple, de nombreux acides gras sont présents dans la nature sous forme de leurs dérivés comme les esters de glycérol.
- Les acides peuvent être utilisés tels quels, par exemple sous leur forme basique dans les savons, ou en tant qu'intermédiaire de synthèse, par exemple pour donner le Nylon®. Ce dernier est préparé à partir d'une diamine et d'un diacide, moins coûteux qu'un dichlorure d'acide, comme c'est le cas pour les démonstrations pédagogiques. Par ailleurs, la fonction acide carboxylique est présente dans une grande variété de produits chimiques de grande importance comme les amino-acides.

Correspondance avec le programme

- Pratiquer une démarche expérimentale pour :
  - oxyder un alcool ou un aldéhyde ;
  - mettre en évidence par des tests caractéristiques ou une CCM un ou des produits issus de l'oxydation ;
  - déterminer la valeur du rendement d'une synthèse.
- Réaliser un chauffage à reflux, une filtration sous vide, une CCM, en justifiant du choix du matériel à utiliser.
- Argumenter à propos d'une synthèse en utilisant des données physico-chimiques et de sécurité.

Corrigé

a.



b. MnO_4^-/MnO_2

$C_6H_5COO^-/C_6H_5CH_2OH$

c. Recherche du réactif limitant :

- Quantité de matière initiale pour les ions permanganate :

$$n_i(KMnO_4) = \frac{m}{M(KMnO_4)}$$

soit $n_i(KMnO_4) = \frac{8,0}{158} = 5,1.10^{-2}$ mol.

Or, lors de la dissolution de $KMnO_4$:

$$KMnO_{4(s)} \rightarrow K^+ + MnO_4^-$$

D'où $n_i(MnO_4^-) = n_i(KMnO_4) = 5,1.10^{-2}$ mol.

- Quantité de matière initiale pour l'alcool :

$$n_i(\text{alcool}) = \frac{\rho_{\text{alcool}} \times V_{\text{alcool}}}{M(\text{alcool})}$$

soit $n_i(\text{alcool}) = \frac{1,04 \times 3,5}{108} = 3,4.10^{-2}$ mol.

• D'après le tableau d'avancement :

Si l'alcool est le réactif limitant alors :

$$x_{max} = \frac{n_i(\text{alcool})}{3} = 1{,}1.10^{-2} \text{ mol.}$$

Si l'ion permanganate est le réactif limitant alors :

$$x_{max} = \frac{n_i(MnO_4^-)}{4} = 1{,}3.10^{-2} \text{ mol.}$$

L'ion permanganate (oxydant) est donc le réactif en excès et l'alcool le réactif limitant.

Solubilité du benzoate de potassium dans l'eau :

Le produit de la synthèse, sous forme d'ions benzoate, est soluble dans l'eau : il est présent dans le filtrat après la première filtration sous vide mais il ne précipite pas, même lorsque la température est abaissée par refroidissement des filtrats.

d. $C_6H_5COO^- + H_3O^+ \rightarrow C_6H_5COOH + H_2O$

e. $R = \dfrac{n_{exp}(\text{acide})}{n_{th}(\text{acide})}$

D'après l'équation de la réaction de synthèse et d'après la question **c.** :

$$x_{max} = 1{,}1.10^{-2} \text{ mol.}$$

D'après le tableau d'avancement :

$$n_{th}(\text{acide}) = 3\ x_{max}$$

soit $n_{th}(\text{acide}) = n_i(\text{alcool}) = 3{,}4.10^{-2}$ mol.

Une expérience a fourni une masse $m = 3{,}5$ g de produit.

La quantité de matière d'acide benzoïque réellement obtenue est donc :

$$n_{exp}(\text{acide}) = \frac{m}{M(\text{acide})}$$

soit $\quad n_{exp}(\text{acide}) = \dfrac{3{,}5}{122} = 2{,}9.10^{-2}$ mol.

D'où $\quad R = \dfrac{2{,}9.10^{-2}}{3{,}4.10^{-2}} = 0{,}85$ soit 85 %.

Commentaires

- Le choix a été fait de donner l'équation de la réaction aux élèves. Il s'agit en effet d'une équation d'oxydo-réduction écrite en milieu basique ; savoir-faire non exigible en Première S. L'identification du produit peut être effectuée par mesure du point de fusion ou par réalisation d'une CCM (voir les conditions ci-dessous), selon le matériel disponible dans l'établissement.
- Les données caractéristiques des réactifs et des produits (densité, masses molaires, etc.) ainsi que les données de sécurité sont à rechercher par les élèves sur les fiches de sécurité des produits. La plupart sont données ci-dessous, dans la partie « Conseils techniques ».

Conseils techniques

Les commentaires qui suivent rappellent les principaux éléments des fiches de sécurité des réactifs et du produit attendu, puis ils précisent certains détails expérimentaux.

Permanganate de potassium	
 Danger. Peut aggraver un incendie. Nocif en cas d'ingestion. Très toxique pour les organismes aquatiques.	**$KMnO_4$** $M = 158$ g.mol^{-1} Solubilité dans l'eau à 25 °C : 65 g.L^{-1}

Acide benzoïque	
 Danger. Nocif en cas d'ingestion. Irritant pour les yeux.	**$C_7H_6O_2$** $M = 122$ g.mol^{-1} $\theta_{éb} = 249$ °C $\theta_{fus} = 122$ °C Solubilité dans l'eau à 25 °C : 3 g.L^{-1} Solubilité dans l'eau à 0 °C : 1,7 g.L^{-1} Solubilité dans l'éther diéthylique à 25 °C : 23 g.L^{-1}

Alcool benzylique	
 Danger. Nocif en cas d'ingestion. Irritant pour les yeux.	**C_7H_8O** $M = 108$ g.mol^{-1} $\theta_{éb} = 205$ °C $\theta_{fus} = -15$ °C $\rho = 1{,}04$ Solubilité dans l'eau à 25 °C : 40 g.L^{-1}

Acide chlorhydrique concentré	
 Danger. Provoque des brûlures. Irritant pour les voies respiratoires.	**$H_3O^+ + Cl^-$** $M = 36{,}5$ g.mol^{-1}

- Lors de la première filtration, le filtrat est récupéré. Le solide brun formé (dioxyde de manganèse) est éliminé, c'est pourquoi il est judicieux d'en laisser autant que possible au fond du ballon et d'essayer de ne filtrer sous vide que le surnageant pour obtenir un filtrat limpide.

  Pour la précipitation par ajout d'acide chlorhydrique, afin de vérifier que les conditions de

précipitation sont optimales, il est possible de vérifier que le pH est effectivement inférieur à 2.

- Lors de la seconde filtration, en refroidissant le filtrat et en lavant le solide avec de l'eau glacée, on évite de « perdre » de l'acide benzoïque. En effet l'acide benzoïque synthétisé est recueilli sous forme solide, il faut donc le précipiter au maximum en minimisant sa solubilité dans l'eau par une baisse de la température.
- Concernant l'identification par CCM, un éluant adapté est un mélange d'acétone et de cyclohexane (1:2 en volume). Pour les dépôts, dissoudre une pointe de spatule de produit à analyser dans environ 2 mL d'éther (procéder de même pour les produits de référence), puis déposer une à deux microgouttes sur la ligne de dépôt. Il est également possible de vérifier le caractère acide du produit obtenu en réalisant sa dissolution dans l'eau puis en mesurant le pH de la solution obtenue.

4 Propriétés des matériaux

(p. 342)

Objectif

Cette activité permet d'étudier le lien entre les structures microscopiques des matériaux et leurs propriétés, en comparant les solides cristallisés et les solides amorphes. Les questions posées correspondent à l'exploitation de données (photographies et schémas), mais les expériences photographiées peuvent également être reproduites très simplement en classe. Une vidéo des expériences de cette activité est également dans le cédérom Microméga 1re S.

Enfin une partie recherche permet aux élèves de recueillir des informations sur les céramiques, matériaux à la fois anciens et modernes !

Correspondance avec le programme

- Synthèses et propriétés de matériaux amorphes (verres), de matériaux organisés (solides cristallins, céramiques) et de matières plastiques.
- Recueillir et exploiter des informations pour relier les propriétés physiques d'un matériau à sa structure microscopique.

Corrigé

a. Lors du chauffage, le verre de la pipette se ramollit progressivement et devient de couleur rouge-orangée. La pipette peut alors être tordue. Cette propriété est à la base du travail du verre.

b. En dessous de la température 122 °C, l'acide benzoïque est sous forme de petits cristaux solides, alors qu'au-delà de 122 °C, on observe de petites gouttelettes transparentes de liquide.

c. Le verre est donc un matériau amorphe car il ne fond pas à une température précise mais au contraire il se ramollit progressivement.
L'acide benzoïque est un solide cristallisé car il possède une température de fusion nette, 122 °C, à laquelle il passe de l'état solide à l'état liquide.

d. D'après la figure 7, au niveau microscopique, le quartz et le verre ont des structures différentes. Dans le quartz, l'environnement SiO_3 de chaque atome de silicium est organisé à longue distance, ce qui n'est pas le cas dans le verre (voir les commentaires ci-dessous).

e. Le quartz (fig. 7.a.) est un solide cristallisé car on observe une structure microscopique organisée alors que le verre (fig. 7.b.) est un solide amorphe ayant une structure microscopique désordonnée.

f. Le mot « céramique » vient du grec « *keramos* » signifiant « poterie », ce mot provenant lui-même d'un mot sanskrit signifiant « faire brûler ».
En effet, les objets en céramique sont réalisés par solidification à haute température d'une pâte humide (verres minéraux), ou par frittage (c'est-à-dire par agglutination lors d'un chauffage) d'une poudre sèche comprimée.
On distingue les céramiques artisanales à usage domestique (poteries, art, etc.), des céramiques modernes, dites céramiques techniques.
Les céramiques techniques sont par exemple utilisées dans l'industrie, lorsqu'un matériau résistant et dur est recherché : soupapes en céramique résistant aux acides et à la corrosion, outils tranchants ou outils pour machines à fraiser, etc.
Elles sont également utilisées en tant qu'isolant thermique dans certaines pièces de navettes spatiales ou dans l'industrie des panneaux photovoltaïques.

Commentaire

L'arrangement microscopique au sein du quartz et celui de la silice diffèrent car la composition de ces matériaux est différente. Le quartz ne contient que des atomes de silicium et d'oxygène liés entre eux avec l'environnement SiO_4 pour le silicium (et non SiO_3 comme dans la représentation bidimensionnelle qui permet de faire l'exercice). En revanche, le verre contient, en plus de Si et O, des ions Na^+, Ca^{2+}, Mg^{2+} etc.

Ces ions perturbent l'organisation des motifs SiO_4 sans pour autant qu'il existe un nouvel ordre à grande distance, ce qui serait nécessaire pour avoir un cristal.

Le verre est fabriqué en mélangeant à chaud du sable (essentiellement SiO_2), et des oxydes ou des hydroxydes et des carbonates. Après chauffage, les carbonates et les hydroxydes se convertissent tous en oxydes. La composition finale est exprimée en oxydes.

5 Propriétés du caoutchouc

(p. 343)

Étude documentaire

Objectif

Cette activité permet, tout comme l'activité 4, de faire le lien entre les propriétés macroscopiques d'un matériau et sa structure microscopique. Ici l'étude traite d'une matière plastique, le caoutchouc. De plus, cette activité est basée uniquement sur l'étude de documents, l'élève doit recueillir et exploiter les informations qui s'y trouvent.

Le texte proposé permet de comprendre le rôle de la vulcanisation du caoutchouc, c'est donc l'occasion d'étudier l'histoire des techniques. Certaines notions introduites au chapitre 13 concernant les liaisons intermoléculaires doivent permettre aux élèves de répondre aux questions et de comprendre l'importance de la structure microscopique d'un matériau pour ses propriétés macroscopiques.

Correspondance avec le programme

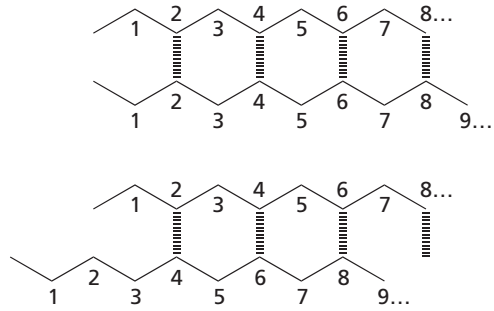
- Synthèses et propriétés de matières plastiques.
- Recueillir et exploiter des informations pour relier les propriétés physiques d'un matériau à sa structure microscopique.

Corrigé

a. Les interactions entre les chaînes sont de type intermoléculaires (van der Waals), ces interactions relient les molécules entre elles et rendent donc ce matériau solide (sans pour autant être cristallisé).

Il s'agit de liaisons faibles, moins énergétiques que les liaisons covalentes liant les atomes d'une même chaîne. Ces liaisons sont néanmoins présentes en très grand nombre (les chaînes pouvant comprendre des dizaines de milliers d'atomes) et résultent donc en un matériau solide. Lors de l'étirement du matériau, les chaînes glissent les unes par rapport aux autres. Les liaisons faibles initialement présentes sont rompues, et de nouvelles sont formées entres les atomes nouvellement voisins.

Dans le schéma ci-dessous, les liaisons covalentes sont représentées en traits plein et les liaisons de van der Waals en pointillés. Les atomes ont été numérotés arbitrairement pour mettre en évidence l'interprétation microscopique d'un étirement du matériau.



b. Dans le matériau vulcanisé, les chaînes de polyisoprène sont reliées entre elles par l'intermédiaire des atomes de soufre qui ont été ajoutés. Il y a donc des liaisons covalentes dans le caoutchouc vulcanisé qui n'existent pas dans le caoutchouc naturel. En conséquence, le caoutchouc vulcanisé possède une meilleure tenue mécanique car lorsqu'on lui applique une déformation, les liaisons intermoléculaires covalentes reliant les chaînes entre elles ne peuvent être facilement détruites. Les chaînes ne peuvent plus glisser les unes sur les autres, le matériau est rigide.

c. Plus il y aura de « ponts soufrés », plus il y aura de liaisons covalentes entre les chaînes. Le caoutchouc aura donc une tenue mécanique encore meilleure puisqu'il y aura un nombre plus important de liaisons covalentes reliant les chaînes entre-elles.

d. Le caoutchouc vulcanisé est utilisé pour les pneumatiques mais également pour de nombreuses tuyauteries. Il est aussi utilisé dans le secteur vestimentaire (vêtements de protection, gants, chaussures, etc.) en raison de ses propriétés isolantes et imperméables, ou dans le domaine de la santé (préservatifs, gants de chirurgie, etc).

Commentaires

- Dans la chimie des polymères, lorsque des chaînes sont reliées, comme ici, par des ponts, le polymère est dit réticulé (il forme un réseau).
- Les Indiens d'Amérique du Sud avaient constaté des changements de propriétés similaires à ceux obtenus par vulcanisation lorsque le caoutchouc était laissé au contact de l'air. En effet, ils avaient l'habitude de s'enduire les pieds de latex liquide, qui au contact de l'air durcissait

pour former une botte capable de résister toute une journée. Dans ce cas, ce sont des atomes d'oxygène qui réalisent le pontage des chaînes entre elles. Cependant, au bout de d'une journée, leurs bottes se désagrégeaient, les chaînes de polyisoprène étant elles-mêmes coupées par l'action chimique du dioxygène.

- Dans le cas du caoutchouc vulcanisé, le nombre de doubles liaisons C=C qui disparaissent pour permettre la réticulation dépend du mode de vulcanisation utilisé, de la température et du temps de vulcanisation. Les procédés de vulcanisation, encore largement utilisés aujourd'hui, font intervenir, en plus du soufre, d'autres constituants (acide gras, oxyde de zinc, etc.) qui permettent d'obtenir des propriétés spécifiques. Ces constituants représentent environ 5 % du mélange, leurs proportions varient selon les propriétés recherchées pour le produit vulcanisé.
- L'exemple du caoutchouc est un cas à part, qui a vu l'invention pratique (que ce soit par les Indiens ou par C. Goodyear) devancer la compréhension du phénomène lui-même. De nos jours, souvent, les connaissances acquises sur la structure de la matière, permettent la conception de matériaux nouveaux aux propriétés innovantes.

Exercices

Test

1 $CH_3—CH_2—CH_2—COOH$

2 Acide propanoïque.

3 Il suffit de dissoudre cette espèce chimique dans de l'eau puis de vérifier que le pH de cette solution est bien inférieur à 7.

4 L'acide stéarique possède une longue chaîne carbonée, ce qui explique qu'il soit peu soluble en solution aqueuse. En effet, une chaîne carbonée, constituée uniquement d'atomes de carbone et d'atomes d'hydrogène, n'établit pas de liaisons intermoléculaires avec l'eau. Le groupe carboxyle établit quant à lui des liaisons intermoléculaires de type liaisons hydrogène avec le solvant eau, mais lorsque la chaîne carbonée devient trop longue, les liaisons intermoléculaires ne sont plus suffisantes et le caractère hydrophobe de la chaîne carbonée l'emporte : l'acide n'est plus soluble dans l'eau.

En revanche, en milieu basique, l'acide stéarique se transforme en ion stéarate. La solubilité du stéarate de sodium dans l'eau est plus grande que celle de l'acide stéarique car les interactions de l'eau avec les ions sodium et stéarate sont plus fortes que les liaisons hydrogène entre l'eau et l'acide carboxylique.

5 $CH_3COOH + 4\,H^+_{(aq)} + 4\,e^- \rightarrow CH_3CH_2OH + H_2O$

6 Il suffit de combiner les deux demi-équations suivantes :

$$CH_3COOH + 4\,H^+_{(aq)} + 4\,e^- \rightarrow CH_3CH_2OH + H_2O$$
$$O_2 + 4\,H^+_{(aq)} + 4\,e^- \rightarrow 2\,H_2O$$

En retournant la première demi-équation et en l'ajoutant à la seconde, l'équation d'oxydo-réduction est obtenue :

$$CH_3CH_2OH + O_2 \rightarrow CH_3COOH + H_2O$$

7 On déduit d'un tableau d'avancement que le dioxygène est le réactif limitant et que $x_{max} = 0{,}15$ mol.

La quantité théorique d'acide propanoïque est :

$$n_{th} = x_{max} = 0{,}15 \text{ mol.}$$

Le rendement R se calcule en utilisant la formule :

$$R = \frac{n_{exp}}{n_{th}} \text{ soit } R = \frac{0{,}080}{0{,}15} = 0{,}53.$$

Le rendement de cette synthèse est de 53 %.

Exercices d'entraînement

8 **Nomenclature officielle**

a. Acide 3-méthylpentanoïque.

b. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—COOH$

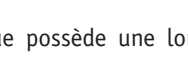
Acide hexanoïque.

9 **Nomenclature**

a. $CH_3—CH_2—COOH$

b. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—COOH$

c.

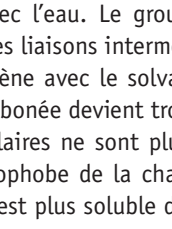


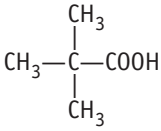
10 **Acide isovalérique**

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 380.

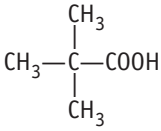
11 **L'acide pivalique**

a.





b. L'acide pivalique correspond à la formule :



12 Acides isomères

a. L'acide 3-méthylpentanoïque : ① .

b. L'acide 4-méthylpentanoïque : ② .

c. L'acide 2-méthylpentanoïque : ③ .

13 Solubilité de l'acide benzoïque

a. L'acide benzoïque est un solide moléculaire possédant une partie carbonée (C_6H_5—) et une partie polaire —COOH.

L'eau est un solvant polaire qui dissout bien la plupart des solides ioniques mais moins bien les solides moléculaires, c'est pourquoi l'acide benzoïque est peu soluble dans l'eau. Par contre, l'éther diéthylique est un solvant polaire qui possède également une chaîne carbonée, il permet donc une bonne dissolution des solides moléculaires polaires comme l'acide benzoïque.

Donc dans le tube n° 1 le solide se dissout peu, alors que dans le tube n° 2 le solide se dissout intégralement.

b. Plusieurs paramètres peuvent être modifiés. La température peut être augmentée, ce qui permet dans la plupart des cas d'augmenter la solubilité. Une autre possibilité est de se placer en milieu basique, donc de former l'ion carboxylate qui est plus soluble dans l'eau.

c. Il suffit de mesurer le pH de la solution aqueuse obtenue par dissolution de l'acide benzoïque et de vérifier qu'il est bien inférieur à 7.

Commentaire

La solubilité de tous les solutés moléculaires dans tous les solvants augmente avec la température pour peu que certaines hypothèses soient vérifiées (ΔH_{fus} et ΔS_{fus} du soluté constantes avec la température). Si x_B est la fraction molaire du soluté en solution saturée (ou solubilité) dans la solution et T^* sa température de fusion, alors l'expression :

$$\ln x_B = \frac{-\Delta H_{fus}}{R}\left(\frac{1}{T} - \frac{1}{T^*}\right)$$

montre que la solubilité augmente avec T. Rappelons que l'enthalpie de fusion est forcément positive et que la température T du système est inférieure à la température de fusion du soluté solide T^*, sinon ce soluté ne serait pas un solide.

Cette loi ne vaut pas pour les composés ioniques pour lesquels l'énergie de solvatation des ions les constituant joue un rôle déterminant dans la solubilité.

14 Comprendre les étapes d'un protocole

a. Vrai.

b. Faux, au contraire il faudrait ajouter une solution d'acide concentré.

c. Vrai.

15 Acide oléique et oléate de sodium

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 380.

16 Benzaldehyde reaction

a. Il faut dissoudre le solide obtenu dans de l'eau et mesurer le pH de la solution ainsi obtenue, par exemple avec du papier pH. Si le solide appartient bien à la famille des acides carboxyliques, le pH doit être inférieur à 7.

b. Le benzaldéhyde et l'acide benzoïque forment un couple d'oxydo-réduction car on peut passer de l'un à l'autre par simple échange d'électrons :

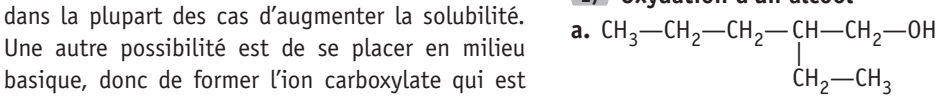
$$C_7H_6O + H_2O \rightarrow C_7H_6O_2 + 2\ H^+_{(aq)} + 2\ e^-$$

La forme réduite est C_7H_6O (l'aldéhyde) et la forme oxydée est $C_7H_6O_2$ (l'acide carboxylique).

c. Le dioxygène présent dans l'air.

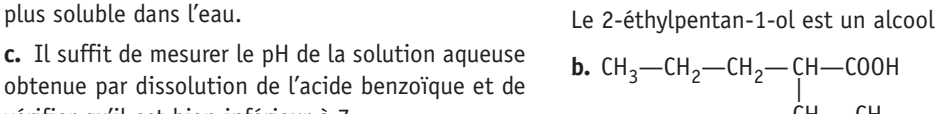
17 Oxydation d'un alcool

a.



Le 2-éthylpentan-1-ol est un alcool primaire.

b.



A est l'acide 2-éthylpentanoïque.

c. L'équation de cette réaction d'oxydo-réduction se déduit des demi-équations redox suivantes :

$$C_7H_{16}O + H_2O \rightarrow C_7H_{14}O_2 + 4\ H^+_{(aq)} + 4e^-$$
$$MnO_4^- + 8\ H^+_{(aq)} + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$$

En multipliant la première demi-équation par 5 et en multipliant la seconde demi-équation par 4, l'équation d'oxydo-réduction est obtenue :

$$4\ MnO_4^- + 12\ H^+_{(aq)} + 5\ C_7H_{16}O \rightarrow 4\ Mn^{2+} + 11\ H_2O + 5\ C_7H_{14}O_2$$

18 Synthèses d'un agent aromatisant

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 380.

19 Rendement d'un procédé de recyclage

a. Le rendement R se calcule en utilisant la formule :

$$R = \frac{n_{exp}}{n_{th}}$$

où n_{exp} est la quantité de matière de produit réellement obtenu, et n_{th} est la quantité de matière de produit maximale que l'on pourrait théoriquement obtenir.

Il faut calculer n_{exp} à partir de la masse réelle obtenue :

$$n_{exp} = \frac{m_{exp}}{M_{produit}}$$

avec $m_{exp} = 0,10 \text{ t} = 0,10.10^6 \text{ g}$

et $M_{produit} = 6 \times 12,0 + 16 \times 1,00 + 2 \times 14,0$

$M_{produit} = 116 \text{ g.mol}^{-1}$.

Soit $n_{exp} = \frac{0,10.10^6}{116} = 8,6.10^2 \text{ mol}.$

$$R = \frac{8,6.10^2}{4,4.10^3} \approx 0,20 \text{ soit } 20 \text{ \%}.$$

b. Dans l'énoncé, lire 1,000 au lieu de 1 000 t.

Le corrigé ci-dessous en tient compte :

1,000 t de Nylon® recyclé permet d'obtenir 0,10 t de produit.

Pour obtenir 5,0 t de produit, il faudrait effectuer un recyclage 5 fois plus important :

$$m(\text{Nylon® à recycler}) = 1,000 \times 5$$

soit 5.10^3 t de Nylon® à recycler.

20 Rendement de synthèse de l'acide éthanoïque

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 380.

21 Synthèse de l'acide salicylique

a. L'acide salicylique et le salicylaldéhyde forment un couple redox car on peut passer de l'un à l'autre par simple échange d'électrons :

$$C_7H_6O_2 + H_2O \rightarrow C_7H_6O_3 + 2H^+_{(aq)} + 2\,e^-$$

b. Calcul de la quantité de matière initiale de salicylaldéhyde :

$$n_i = \frac{m_i}{M} \text{ avec } m_i = 10 \text{ g}$$

et $M = 7 \times M(C) + 6 \times M(H) + 2 \times M(O) = 122 \text{ g.mol}^{-1}$

soit $n_i = \frac{10}{122} = 8,2.10^{-2} \text{ mol}.$

		$3\,C_7H_6O_2 + Cr_2O_7^{2-} + 8\,H^+_{(aq)} \rightarrow 3\,C_7H_6O_3 + 2\,Cr^{3+} + 4\,H_2O$					
É.I.	$x = 0$	$8,2.10^{-2}$	Excès	Excès	0	0	Solvant
É.F.	x_{max}	$8,2.10^{-2} - 3x_{max}$	Excès	Excès	$3x_{max}$	$2x_{max}$	Solvant

Dans le tableau, les quantités de matière et l'avancement sont exprimés en moles.

Les ions dichromate et l'acide sulfurique étant en excès, le salicylaldéhyde est donc le réactif limitant.

D'où $x_{max} = \frac{8,2.10^{-2}}{3} = 2,7.10^{-3} \text{ mol}.$

En théorie, la quantité de matière d'acide salicylique formé est :

$n(\text{acide salicylique}) = 3\,x_{max} = 8,2.10^{-2} \text{ mol}.$

c. Le rendement se calcule à partir de la formule :

$$R = \frac{n_{exp}}{n_{th}}$$

D'après la question précédente, il doit théoriquement se former $n_{th} = 8,2.10^{-2}$ mol de produit.

La quantité de matière de produit réellement obtenu est $n_{exp} = \frac{m}{M_{produit}}$ avec $m = 8,5$ g

et $M_{produit} = 7 \times M(C) + 6 \times M(H) + 3 \times M(O)$

$M_{produit} = 138 \text{ g.mol}^{-1}$

soit $n_{exp} = \frac{8,5}{138} = 6,2.10^{-2} \text{ mol}.$

D'où $R = \frac{n_{exp}}{n_{th}} = \frac{6,2.10^{-2}}{8,2.10^{-2}} = 0,76.$

Le rendement est égal à 76 %.

22 Synthèse de l'acide propanoïque

a. Il faut utiliser le propan-1-ol, c'est un alcool primaire qui par oxydation peut former un acide propanoïque, contrairement au propan-2-ol, alcool secondaire qui ne peut pas être oxydé en acide carboxylique.

b. Équation de la réaction de synthèse :

$$C_3H_8O + O_2 \rightarrow C_3H_6O_2 + H_2O$$

L'équation de la réaction d'oxydo-réduction est obtenue en combinant les demi-équations des couples $C_2H_4O_2/C_3H_6O$ et O_2/H_2O :

$$C_3H_8O + H_2O \rightarrow C_3H_6O_2 + 4\,H^+_{(aq)} + 4\,e^-$$
$$O_2 + 4\,H^+_{(aq)} + 4\,e^- \rightarrow 2\,H_2O$$

Soit $C_3H_8O + O_2 \rightarrow C_3H_6O_2 + H_2O$

c. D'après le tableau d'avancement, la quantité de matière d'acide qui peut être théoriquement obtenue est : $n_{th} = x_{max}$.

Or, si le dioxygène est en excès, alors l'alcool est le réactif limitant et $x_{max} = n_i(\text{alcool})$.

Donc $x_{max} = 2{,}0$ mol et $n_{th} = 2{,}0$ mol.

D'où la masse d'acide propanoïque qui peut être théoriquement obtenue :

$$m_{th} = n_{th} \times M_{acide}$$

$M_{acide} = 3 \times M(C) + 6 \times M(H) + 2 \times M(O) = 74$ g.mol^{-1}.

Soit $m_{th} = 2{,}0 \times 74 = 1{,}5.10^2$ g.

En théorie, la masse d'acide propanoïque que l'on peut obtenir est de $1{,}5.10^2$ g.

d. Le rendement est défini par la formule :

$$R = \frac{n_{exp}}{n_{th}}.$$

D'où $n_{exp} = R \times n_{th} = 0{,}65 \times 2{,}0 = 1{,}3$ mol.

Calcul de la masse d'acide propanoïque réellement obtenue :

$$m_{exp} = n_{exp} \times M_{acide}$$

soit $m_{exp} = 1{,}3 \times 74 = 96$ g.

La masse d'acide propanoïque réellement obtenue est de 96 g.

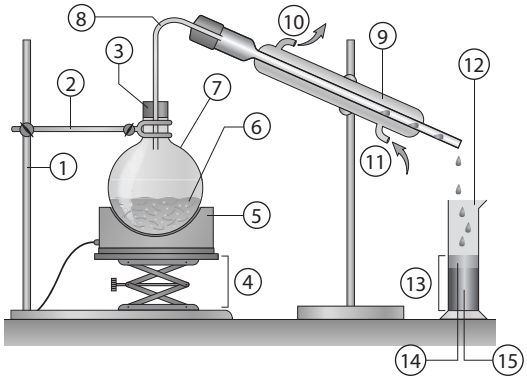
Exercices d'approfondissement

23 Synthèse de l'acide anisique

Exercice résolu dans le manuel de l'élève, page 380.

24 Acide valérique

a. et **b.**



① pied
② pince
③ bouchon percé
④ support élévateur
⑤ chauffe-ballon
⑥ racines de valériane broyées + eau
⑦ ballon
⑧ tube coudé
⑨ réfrigérant à eau
⑩ sortie d'eau tiède
⑪ entrée d'eau froide
⑫ éprouvette graduée
⑬ distillat
⑭ huile essentielle
⑮ eau

c. Il suffit de mesurer le pH, à l'aide de papier pH par exemple, et de vérifier que le pH est inférieur à 7.

d. L'acide valérique est moins soluble dans l'eau salée que dans l'eau car l'énoncé précise que la phase huileuse (contenant l'acide valérique) est plus importante, ce qui signifie que l'acide valérique est mieux « chassé » de la phase aqueuse en présence d'ions Na^+ et Cl^-.

e. Les ions permanganate MnO_4^- ou les ions dichromate $Cr_2O_7^{2-}$ sont des oxydants utilisables.

f. C'est l'oxydation d'un alcool primaire qui permet d'obtenir l'acide valérique.

La formule semi-développée de cet alcool primaire à chaîne linéaire est :

$$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—OH$$

g. La formule semi-développée de l'acide valérique est :

$$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—COOH$$

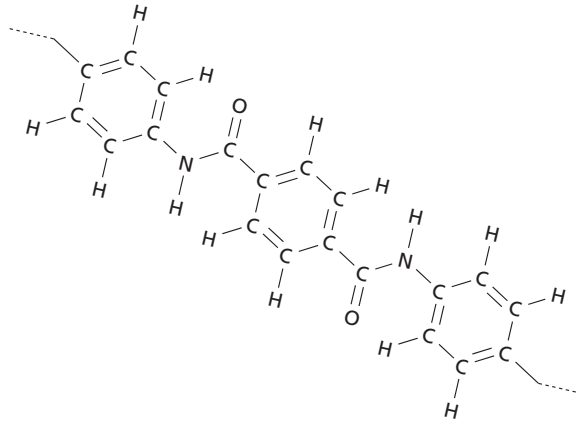
et son nom officiel est l'acide pentanoïque.

Commentaire

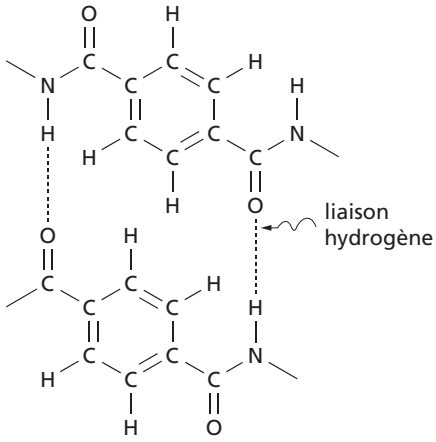
L'étape décrite à la question **d.**, consistant à ajouter une solution saturée de chlorure de sodium est appelée relargage. Cette étape permet une meilleure séparation de la phase aqueuse et de la phase organique. En effet l'espèce organique est moins soluble dans l'eau salée (solution ionique) que dans l'eau. De plus, la différence de densité entre l'eau salée et la phase organique est souvent plus grande qu'entre l'eau et la phase organique, la décantation s'effectue donc mieux avec l'eau salée.

25 Un matériau révolutionnaire

a.



b.



Ces liaisons peuvent exister car les chaînes possèdent un atome O qui peut être relié par une liaison hydrogène à un atome H d'une autre chaîne. Cet atome H est lui-même lié à un atome N.

c. Lorsqu'elles sont étirées, les fibres ne se déchirent pas car seules certaines liaisons hydrogène sont détruites. Ces liaisons restant en très grand nombre, elles maintiennent en place les chaînes les unes par rapport aux autres.

d. Le Kevlar® est plus léger, moins encombrant et plus maniable que l'acier.

e. Afin de permettre une utilisation optimale, le Kevlar® est recouvert de résines étanches et anti-UV.

26 Matériaux poreux

a. Un matériau amorphe est un matériau solide dont les constituants ne sont pas ordonnés (à grande distance) contrairement à ceux d'un cristal. Le matériau amorphe n'a pas de température de fusion bien définie mais se ramollit progressivement.

b. La pierre ponce est classée dans les matériaux macroporeux car les pores sont de l'ordre du millimètre (voir figure 1 du manuel de l'élève). Les zéolithes sont classées dans les matériaux microporeux car les pores ont un diamètre de l'ordre du nanomètre.

c. Dans la classification périodique, le silicium est dans la même colonne que le carbone (14^{e} colonne), il lui faut perdre 4 électrons pour respecter la règle de l'octet, il forme donc les ions Si^{4+}.

L'oxygène est dans la 16^{e} colonne, il doit gagner 2 électrons pour respecter la règle de l'octet, il forme donc les ions O^{2-}.

Le sodium est dans la première colonne, il doit perdre 1 électron pour respecter la règle de l'octet, il forme donc les ions Na^{+}.

L'aluminium est dans la 13^{e} colonne, il doit perdre 3 électrons pour respecter la règle de l'octet, il forme donc les ions Al^{3+}.

d. Pour respecter l'électroneutralité, la natrolite doit posséder autant de charges positives que de charges négatives :

$$x + 3 \times 4 + 2 \times 3 = 10 \times 2 \text{ soit } x = 2.$$

e. Les pores des zéolithes piègent certaines molécules ou certains ions de taille inférieure à un nanomètre. La forme peut également jouer un rôle. Ainsi seules certaines molécules passent alors que d'autres sont piégées, c'est un filtre microscopique.