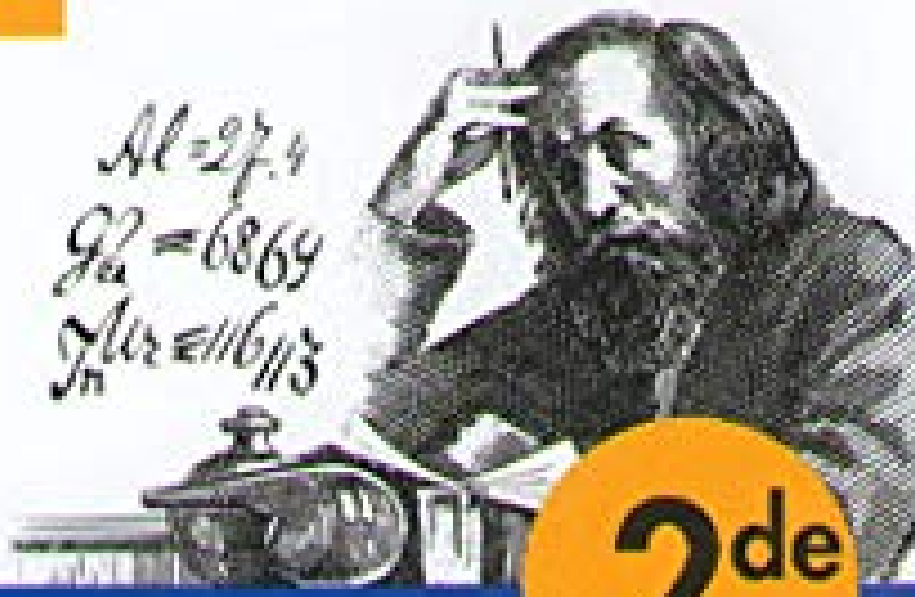
COLLECTION TOMASINO



2de

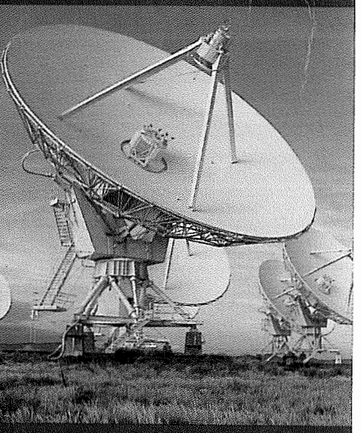
PHYSIQUE CHIMIE

Programme 2000

NATHAN

COLLECTION TOMASINO

Un manuel pour l'élève, léger et très proche du programme, favorisant une approche expérimentale



NATHAN

DANGE
LE
PHOTOCOPILL
TUE LE LIVR

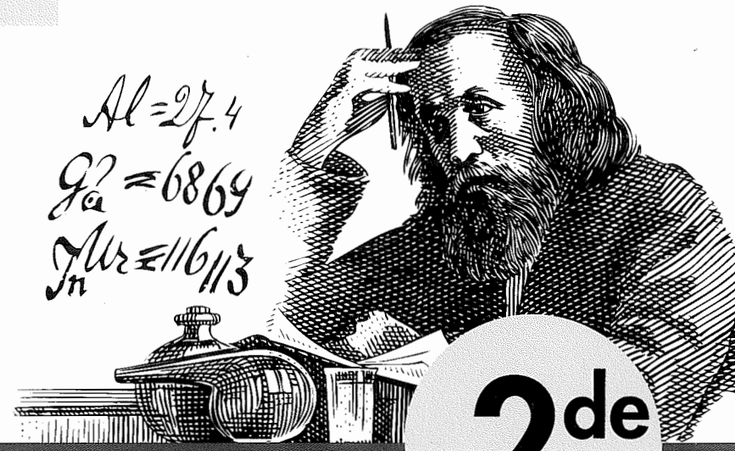
TOMAPHYS 0207 89
EUR 15 (104.30FF)
2 08704 00001 99

2de

PHYSIQUE CHIMIE

Ouasion

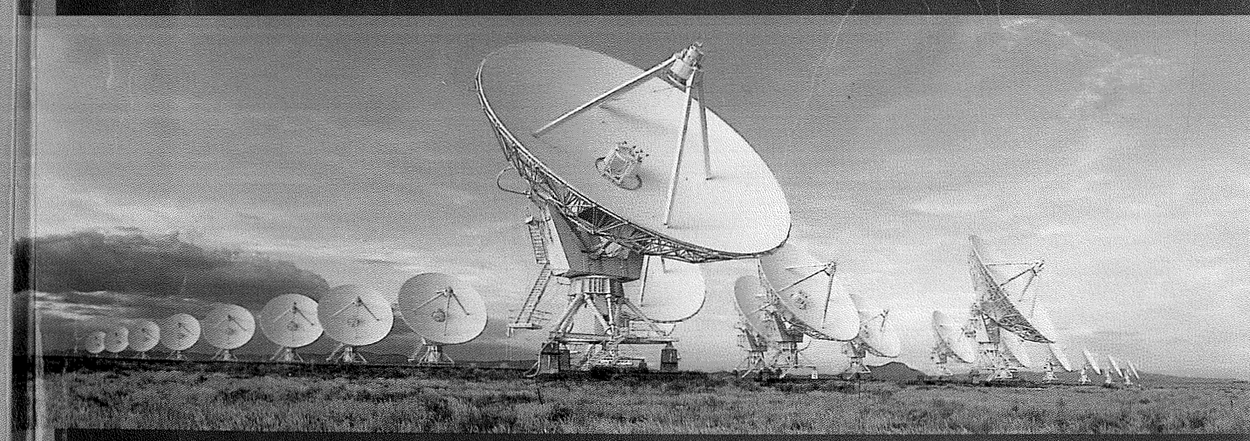
COLLECTION TOMASINO



2de

PHYSIQUE CHIMIE

Programme 2000



NATHAN

GRANDEURS ASTRONOMIQUES

LES PLANÈTES DU SYSTÈME SOLAIRE

Masse du Soleil : $M_S = 1{,}98 \cdot 10^{30}$ kg

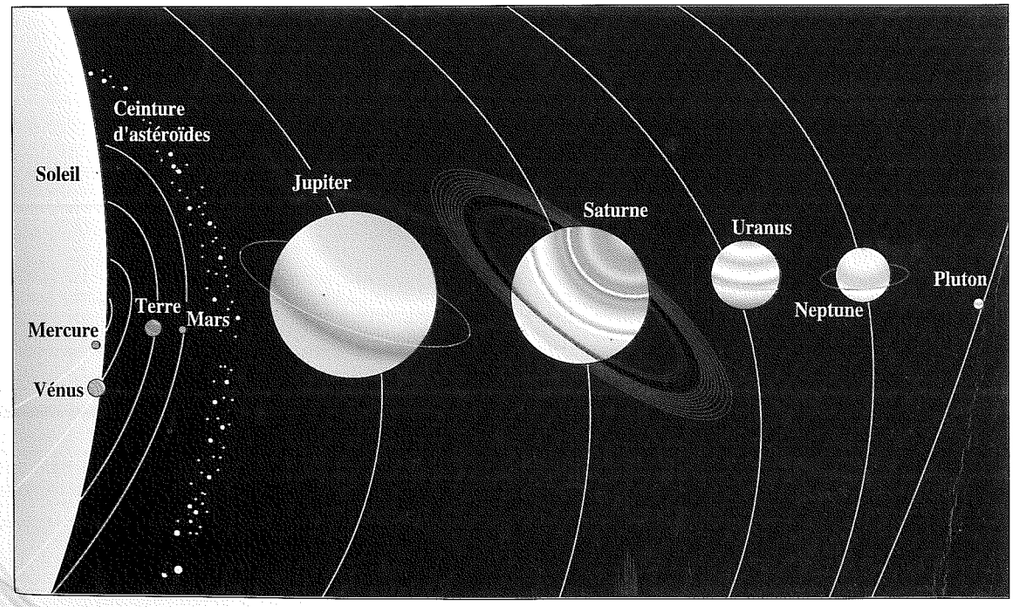
Rayon terrestre : $R_T = 6{,}37 \cdot 10^6$ m — Rayon lunaire : $R_L = 1{,}73 \cdot 10^6$ m

	Mercure	Vénus	Terre	Mars	Jupiter	Saturne	Uranus	Neptune	Pluton
Masse (10^{22} kg)	32,9	490	598	65,8	$1{,}90 \cdot 10^5$	$5{,}62 \cdot 10^4$	$8{,}97 \cdot 10^3$	$1{,}02 \cdot 10^4$	1,2
Distance moyenne au Soleil (10^6 km)	57,9	108	150	228	778	1 430	2 870	4 500	5 910
Période de révolution (années)	0,240	0,615	1,00	1,88	11,9	29,5	84,0	165	248
Intensité de la pesanteur ($N \cdot kg^{-1}$)	3,70	8,77	9,81	3,72	24,9	10,5	7,85	11,8	≈ 0,10

QUELQUES SATELLITES NATURELS

	Satellite de la Terre	Satellites de Jupiter				Satellites de Saturne			
	la Lune	Io	Europe	Ganymède	Callisto	Mimas	Téthys	Rhéa	Japet
Masse (kg)	$7{,}35 \cdot 10^{22}$	$3{,}3 \cdot 10^{23}$	$4{,}8 \cdot 10^{22}$	$1{,}5 \cdot 10^{23}$	$1{,}1 \cdot 10^{23}$	$4{,}5 \cdot 10^{19}$	$7{,}4 \cdot 10^{20}$	$2{,}5 \cdot 10^{21}$	$1{,}9 \cdot 10^{21}$
Distance moyenne à la planète (km)	$3{,}85 \cdot 10^5$	$4{,}2 \cdot 10^5$	$6{,}7 \cdot 10^5$	$1{,}1 \cdot 10^6$	$1{,}9 \cdot 10^6$	$1{,}85 \cdot 10^5$	$2{,}95 \cdot 10^5$	$5{,}3 \cdot 10^5$	$3{,}6 \cdot 10^6$

LE SYSTÈME SOLAIRE

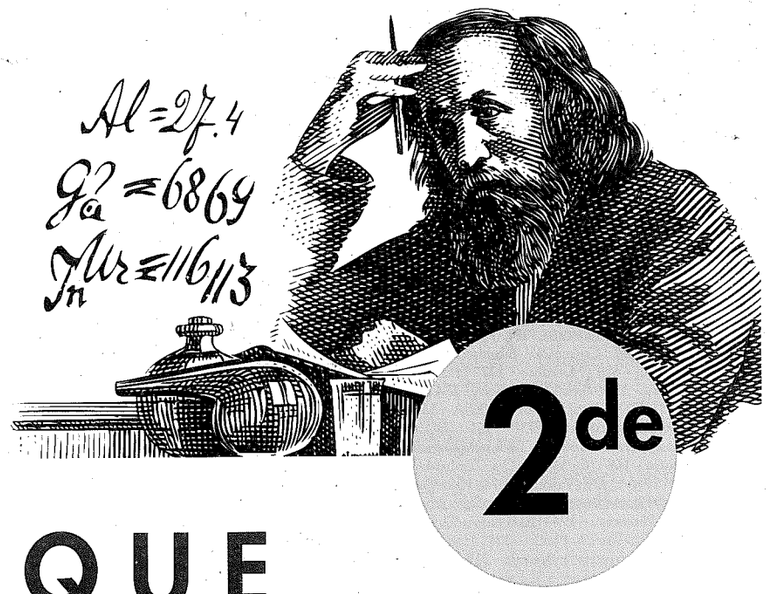


10^{18}
exa (E)

10^{-18}
atto (a)

$\cdot s^{-1}$
$)l^{-1}$
$\cdot m^2 \cdot kg^{-2}$
$)l^{-1}$

COLLECTION TOMASINO



2de

PHYSIQUE CHIMIE

Programme 2000

Adolphe Tomasino
Georges Chappuis
Jacques Fay
Bernard Gendreau
Daniel Meur
Christiane Parent
Henri Sliwa

Avec la participation de
Max Horn

NATHAN

Crédits photographiques

9 : (8) Ciel et Espace/Nasa - 10 : (MD) Ciel et Espace/A. Fujii - 10 : (MG) Ciel et Espace/Nasa - 11 : Cosmos/Andrew Styred/SPL - 13 : (fig 2) Eurelios/PH Pailly - 13 : (fig 3) Ciel et Espace/Nasa - 14 : (fig 5) Ciel et Espace/Nasa - 14 : (fig 6) Hoa-Qui/PH. Roy - 14 : (fig 7) Ciel et Espace/USGS - 15 : (fi 10a) Ciel et Espace/Nasa - 15 : (fi 10b) Ciel et Espace/S. Numazawa/APB - 15 : (fig 11) Ciel et Espace/J. Lodrigues - 15 : (fig 9)/Marc Chapelet - 17 : Ciel et Espace/Nasa - 18 : (BG) Ciel et Espace/Nasa - 18 : (HD)/Boyer-Viollet - 18 : (MG) Ciel et Espace/Nasa - 22 : Ciel et Espace/A. Fujii - 23 : REA - 24 : Mobilab - 25 : Hanoteau - 26 : Ciel et Espace/F. Espenak - 29 : (BG) Hoa-Qui/J. Bravo - 29 : (M) Ciel et Espace/C. Birnbaum - 33 : Hanoteau - 33 : Hanoteau - 35 : Ciel et Espace/C. voulgaropoulos - 36 : (fig 1) Hoa-Qui/Zefa Schneiders - 38 : (B) Ciel et Espace/AAO/D. Malin - 39 : (fig 3) Ciel et Espace/Nasa - 40 : (2ab) Archives Nathan - 40 : Eurelios/Ph. Pailly - 41 : AKG Photo - 43 : Cosmos/SPL/Nasa - 45 : Ciel et Espace/S. Numazawa/APB - 47 : Magnum/Erich Lessing - 49 : Hanoteau - 50 : (fig 6) Hanoteau - 50 : (MG) Archives Nathan - 51 : (fig 7) Archives Nathan - 51 : Isi/Ann Roman - 52 : (fig 8) Hanoteau - 52 : (fig 9) Archives Nathan - 59 : Hoa-Qui/D. Huot - 60 : (3-5)/Marc Chapelet - 60 : (fig 1) Hanoteau - 60 : (fig 2) Archives Nathan - 61 : (6a-b) Hanoteau - 61 : (fig 7)/Marc Chapelet - 62 : (10a-c)/Marc Chapelet - 62 : (11bc)/Marc Chapelet - 62 : (fig 11) Archives Nathan/Labat - 62 : (fig 8) Archives Nathan/Labat - 62 : (fig 9) Archives Nathan/Labat - 63 : (12-14)/Marc Chapelet - 64 : (fig 15)/Marc Chapelet - 64 : (fig 16)/Marc Chapelet - 65 : Cosmos/SPL - 66 : (BD) AKG Photo - 66 : (HG) Sunset/Japack - 66 : (MD) Ciel et Espace/AAO/ROE/D. Malin - 68 : Cosmos/Rosenfeld Images LTD/SPL - 72 : (73) Tempsport/Brunskill - 74 : Archives Nathan - 75 : Tempsport/Team Russell - 76 : Tempsport/J.Y. Ruszniewski - 77 : Gamma/Nasa - 78 : Laurent Blondel - 79 : Tempsport/J. Russell - 80 : (BD) Eurelios/M. Iwafuji - 80 : (HD) Christophe L . Collection - 85 : Christophe L . Collection - 87 : © Marsu by Franguin 2000 - 88 : (fig 6) Tempsport/Francotk - 88 : (fig 7) Tempsport/B. Thomas - 88 : (fig 8) Ernoult Features/Imagebank/F. D'Elbee - 89 : Hanoteau - 90 : (BD) Archives Nathan - 90 : (BG)/Archives Larbor - 90 : (HD)/Archives Larbor - 95 : M. Francotte/Tempsport - 96 : AKG Photo - 96 : (fig. 1) M. Hans - 98 : M. Hans - 99 : Colasport/Tempsport - 102 : (MG) Cosmos/Space Telesope Science/Nasa/SPL - 102 : (BD) Ciel et Espace/E. Perrin - 107 : Giraudon/ADAGP - 108 : Explorer/JP. Lescourret - 109 : (fig 3) Ciel et Espace/M. Shirao/APB - 109 : (fig 4) Giraudon/Lauros - 110 : (fig 5) Explorer/A. Pelletier - 110 : (fig 6) Giraudon - 110 : (fig 7) Cosmos/M.Neveux/Westlight - 111 : Hanoteau - 113 : (HG) Giraudon/Alinari - 115 : BSIP/VEM - 119 : (118) Tempsport/F. Seguin - 120 : Cosmos/W. Straiger/Visum - 121 : Cosmos/C. Fishman - 122 : Hanoteau - 122 : (fig. 2) Leybold - 124 : Archives Nathan - 123 : Hanoteau - 125 : Hanoteau - 126 : Hanoteau - 127 : Hanoteau - 128 : (BG) Cosmos/Nasa/SPL - 128 : (HM) Ciel et Espace/Nasa - 128 : (MD) Hoa-Qui/Y. Gellie - 132 : Cosmos/C. Fishman - 133 : Bios/D. Decobecq - 134 : Hanoteau - 135 : (fig 3) Hanoteau - 135 : (fig 4) Explorer/Gunther - 138 : Hanoteau - 139 : (BD)/CNRS/Sygma/F. Jouval - 139 : (HD) Ciel et Espace/Nasa/ESA - 139 : (MG) Gamma/X. Rossi - 145 : Jerrican/Zintzmeyer - 147 : Hanoteau - 150 : (fig 5) Archives Nathan - 150 : (fig 6)/M. Morceau/Médiathèque EDF - 151 : (BG)/Lapi-Viollet - 151 : (M)/Collection Viollet - 155 : Archives Nathan/Labat - 157 : (156) Hoa-Qui/B. Perousse - 159 : Jacana/J. Bravo - 160 : G. Thouvenin/Jacana - 161 : Hanoteau - 162 : Hoa-Qui/G. Guittard - 163 : B.S.I.P/Krassovsky - 166 : Archives Nathan - 167 : Hoa-Qui/E. Valentin - 168 : (fig 1) Hoa-Qui/Zimbardo - 168 : (fig 2) AKG Photo - 169 : Hanoteau - 170 : Hanoteau - 171 : Hanoteau - 172 : (BG) Hoa-Qui/E. Valentin - 172 : (HD) Hoa-Qui/E. Valentin - 174 : Hoa-Qui/E. Valentin - 175 : Bios/G. Lopez - 177 : Hoa-Qui/E. Valentin - 178 : Hanoteau - 179 : Hanoteau - 180 : Hanoteau - 187 : Ameal/Photothèque ELF - 188 : Selva Photo - 189 : Photothèque Elf - 190 : (fig 3)/Photothèque Elf - 190 : (fig 4) REA/P. Allard - 191 : Hanoteau - 192 : Hanoteau - 193 : Hanoteau - 194 : (BD) Jacana/D. Legay - 194 : (HG) Jerrican/Nieto - 199 : (198) Sygma/Kevin Fleming/ Corbis - 200 : Archives Nathan - 201 : Hoa-Qui/ISIP - 201 : Eurelias/Ph. Plailly - 205 : Hanoteau - 206 : Giraudon - 207 : Boyer-Viollet - 211 : Archives Nathan - 213 : Image Bank/Derek Berwin - 215 : Cosmos/SPL - 217 : (HG) Sygma/A. Brucelle - 217 : Sempé © Éditions Odile Jacob - 221 : Cosmos/Laguna Design/SPL - 223 : Photothèque Palais de la Découverte - 226 : Hanoteau - 228 : Cosmos/Henryk T. Kaiser - 228 : (HD) Gamma/N. Le Corre - 231 : Archives Nathan - 233 : Ria-Novosti - 234 :/Boyer-Viollet - 236 : (fig 5) Hanoteau - 236 : (H) Archives Nathan - 238 : Jacana/Frederic - 239 : Gamma/Ulf Andersen - 245 : (244) Rapho/S. Bois-Prevost - 246 : Archives Nathan - 247 : Hubert Klein/Bios - 248 : Martin Chris Barhr/Bios - 249 : SPL/Cosmos - 252 : (HG) AKG Photo - 252 : (M)/Image Select/ Ann Ronan - 257 : Hoa-Qui/Bourseiller - 258 : Hanoteau - 261 : Hanoteau - 267 : Hoa-Qui/Zefa-Bauer - 268 : Archives Nathan - 272 : (BG) Cosmos/Henryk T. Kaiser - 272 : (BM) Cosmos/R. Arias/SPL - 272 : (HD)/P. Psaila/Figaro Magazine - 277 : REA/Allard - 278 : Hanoteau - 288 : (BG) Réunion des Musée(s) Nationaux/H. Lewandowski - 288 : (fig 1) Réunion des Musée(s) Nationaux/H. Lewandowski - 288 : (fig 2) Edimédia - 289 : (BD)/Laboratoire de Recherche des musée(s) de France - 289 : (BG) Réunion des Musée(s) Nationaux/H. Lewandowski - 289 : (HG) Bridgeman Art Library - 290 : (fig 1)/ND-Viollet - 291 : (fig 2)/CNAM/Musée National des Techniques - 292 : (BG) Jacana/D. Cauchoix - 292 : (fig 2) Jacana/P. Wild - 292 : (fig1) Jacana/E. Sipp - 293 : (fig 3) REA/V. Avecc - 293 : (fig 4) Hoa-Qui/Ph. Roy - 294 : (fig 1) Giraudon/Lauros - 294 : (fig 2) Hoa-Qui/Valentin - 294 : (fig 3) Hoa-Qui/C. VAisse - 295 : (BD) Jacana/Ph. Prigent - 295 : (fig 4) Jacana/J.P. Saussez - 295 : (fig 5) Sygma/P. Bourseiller - 296 : (fig 1) Jacana/M. Viard - 296 : (fig 3)/Bayer service de presse - 297 : Archives Nathan/Labat - 298 : (BG) Archives Nathan - 298 : (fig 1) Roger-Viollet - 298 : (fig 2) Hoa-Qui/C. Pavard - 299 : (fig 3) Hoa-Qui/N. Thibaut - 299 : (fig 4)/Stone - 299 : (fig 5) Hanoteau - 300 : (fig 1) Hoa-Qui/A. Rodier - 300 : (fig 2) Hoa-Qui/P. Bertrand - 300 : (fig 3) Archives Nathan - 301 : (fig 4) Jacana/F. Lemoine - 301 : (fig 5) Archives Nathan - 302 : C. Roux/Archives LARBOR - 302 : (fig 2) Réunion des Musée(s) Nationaux/H. Lewandoski - 303 : (fig 3) Bios/B. Fisher - 303 : (fig 4) Hoa-Qui/K. Adams - 303 : (fig 5) Hoa-Qui/X. Richer - 304 : (fig 1) Gamma/Lanoman - 304 : (fig 2) Archives Nathan - 305 : (fig 4) Christophe L . Collection - 305 : (fig 5) Ciel et Espace/Nasa - 306 : (fig 1) Hoa-Qui/Zefa Eugen - 306 : (fig 2) Top/J. Ducange - 306 : (fig 4) Studio X - Studio B/M. Engler - 307 : (fig 5) Hoa-Qui/E. Valentin - 307 : (fig 7) Ciel et Espace/A. Fujii - 307 : (fig 8) Jacana/Yanagi Akinobu/ORION - 308 : (fig 2) Hoa-Qui/J. Roignant - 309 : (fig 4) DITE/Nasa - 309 : (fig 5) Réunion des Musée(s) Nationaux/H. Lewandowski - 310 : (fig 1) Hoa-qui/NASA - 310 : (fig 2) Roger Viollet - 310 : (fig 3) Ciel et Espace/USGS - 311 : (fig 4) DITE/NASA - 311 : (fig 5) Cosmos/NASA/SPL - 312 : (fig 1) AKG Photo - 312 : (fig 2) Gamma/N. Le Corre - 313 : (fig 3) Gamma/P. Aventurier/N. Le Corre.
Persistance de la mémoire, Salvador Dali, 1931 © Fondation Gala & Salvador Dali/Adgp, Paris 2000.

Couverture (en haut) : © Collection Kharbine-Tapabor
Dimitri Ivanovitch Mendeleïev (1834-1907).

Couverture (en bas) : © Ciel et espace/Serge Brunier
Radiotélescope VLA (very large array antennae) près de Socorro (États-Unis). Le VLA est le radiotélescope le plus grand du monde. Il est composé de 27 antennes paraboliques de 25 m de diamètre pesant chacune 235 tonnes. Ces antennes peuvent être déplacées le long de rails disposés en forme d'étoile à 3 branches. Deux de ces branches mesurent 21 km de long, la troisième 19 km. Les données récoltées par les 7 antennes peuvent être combinées pour produire une image radio unique très précise.

Édition : Florent Brisard
Conception graphique : Killiwatch
Couverture : Yves Coquillon (Studio Double File)
Mise en pages : Jean-Pierre Jauneau
Schémas : Laurent Blondel
Iconographie : Marie-Odile Perulli
Photocomposition - photogravure : MCP - Groupe Jouve

Avec la collaboration de Madame Louisa Lamart
et Monsieur Denis Follezou.

Les photographies de ce livre
ont été réalisées dans les laboratoires
du Lycée Florent Schmitt de Saint-Cloud
dont nous tenons à remercier le
proviseur, Madame Warin.

© Nathan/HER, 2000
9, rue Méchain 75014 Paris
ISBN 209-172 195-6

DANGER
LE PHOTOCOPILLAGE TUE LE LIVRE

"Le photocopillage, c'est l'usage abusif et collectif de la photocopie sans autorisation des auteurs et des éditeurs.
Largement répandu dans les établissements d'enseignement, le photocopillage menace l'avenir du livre, car il met en danger son équilibre économique. Il prive les auteurs d'une juste rémunération.
En dehors de l'usage privé du copiste, toute reproduction totale ou partielle de cet ouvrage est interdite".

Avant-propos

Ce manuel de Physique-Chimie est conforme à la lettre et à l'esprit des nouveaux programmes de la classe de Seconde entrant en vigueur à la rentrée de septembre 2000 (BO hors-série n°6 en date du 12 août 1999).

Enseignement fondamental et enseignement thématique

Ce manuel est le **Livre de l'élève** ; il développe uniquement un enseignement fondamental. Conformément aux instructions du Groupe Technique Disciplinaire, il n'y figure pas d'activités expérimentales. Le professeur pourra trouver ses sujets de manipulations dans le **Livre du professeur** qui accompagne ce manuel ou bien dans le document d'accompagnement du nouveau programme de la classe de Seconde.

Le programme prévoit un **Enseignement thématique** (6 TP, 12 heures de cours) destiné à approfondir certaines parties de l'enseignement fondamental sans introduire de nouvelles compétences exigibles. Cet enseignement, laissé à la libre appréciation du professeur, ne doit pas alourdir le livre de l'élève ; en conséquence, on trouvera seulement, dans ce livre, une rapide présentation des thèmes, ceux-ci étant développés dans un court livret que le professeur recevra en même temps que le manuel.

Conception de ce manuel

Un cours simple mais complet

Dans la rédaction de ce manuel, les auteurs se sont « concentrés » sur les **contenus** du programme et ils ont donné toutes les notions nécessaires aux **connaissances et savoir-faire exigibles**. Tout le programme est donc traité mais sans dépasser les notions qui peuvent être exigées.

Un livre à caractère expérimental

Les notions fondamentales du cours sont presque toujours présentées soit à partir d'un **Document** à caractère historique et/ou expérimental, soit à partir d'une **Expérience** (expérience de cours qui pourra être réalisée par le professeur ou expérience délicate à mener et qui est présentée sous forme de photographies).

Le programme insiste sur le rôle important des activités expérimentales et met en évidence deux pôles : l'**expérience de cours** et la **séance de travaux pratiques** au cours de laquelle l'élève doit manipuler.

Un livre pour l'élève

Nous avons voulu, dans l'éventail des rubriques d'un chapitre, fournir à chaque élève une aide adaptée, qu'il s'agisse seulement d'acquérir « la culture minimale d'un citoyen de notre époque » ou qu'il s'agisse d'aller plus loin pour « permettre à chaque lycéen de s'orienter, selon ses goûts, vers des études scientifiques ».

Le cours simple et structuré ainsi que les **Exercices résolus** inclus dans le cours ou accompagnés de commentaires permettront à chaque élève de trouver, dans ce manuel, ce qu'il recherche.

Structure d'un chapitre

• Une page d'ouverture avec photo d'appel, destinée à éveiller la curiosité, et la liste des **connaissances** et **savoir-faire exigibles**.

• Un cours simple et concis se terminant par la rubrique **L'Essentiel** qui regroupe les résultats fondamentaux exigibles.

• Une page **Info-Sciences** présentant des documents historiques ou d'actualité, là encore, pour éveiller la curiosité et attirer les élèves vers les Sciences Physiques. Souvent, un **Exercice à caractère documentaire** peut être utilisé pour contrôler la compréhension d'un texte.

• Une page **Exercice résolu** et commenté comportant, souvent, un **Point-Méthode** destinée à faire acquérir les modes de réflexion et de résolution des Sciences Physiques.

• Des **exercices** nombreux, classés par difficulté (◊, ◊◊, ou ◊◊◊) et répartis en trois catégories :
– **Je vérifie mes connaissances** : exercices simples essentiellement destinés à l'élève pour le contrôle immédiat de ses connaissances ;
– **Je m'entraîne** : exercices en relation directe avec le cours pouvant être utilisés comme exercices en classe ou exercices à chercher à la maison ;
– **Je pratique une démarche scientifique** : exercices plus complexes nécessitant une parfaite connaissance du cours et des qualités de réflexion.

N.B.
• Les résultats des exercices des deux premières rubriques figurent dans le manuel, à la fin du livre.
• Des pages de **Savoir-faire** présentent, à la fin du livre, un bilan à propos de notions fondamentales utilisées dans une partie ou dans la totalité du livre.

Nous souhaitons que ce livre, conçu pour l'élève de Seconde, constitue également un outil de travail efficace pour nos collègues professeurs. Les remarques et critiques que ceux-ci voudront nous faire parvenir seront toujours accueillies avec intérêt.

LES AUTEURS

Programme officiel de seconde

d'après le BO hors série n°6 du 12 août 1999

PRÉSENTATION ET MISE EN ŒUVRE

Enseignement thématique	
Chimie et Physique : *6 TP, 12 h en classe entière* ou	
Chimie *environ 3 TP, 6 h en classe entière*	**Physique** *environ 3 TP, 6 h en classe entière*
Enseignement thématique	
Chimie	**Physique**
I. « Chimique ou naturel ? » *(4 TP, 8 h)*	**I.** Exploration de l'espace *(5 TP, 10 h)*
II. Constitution de la matière *(4 TP, 8 h)*	**II.** L'univers en mouvements et le temps *(4 TP, 8 h)*
III. Transformations de la matière *(4 TP, 8 h)*	**III.** L'air qui nous entoure *(3 TP, 6 h)*

ENSEIGNEMENT THÉMATIQUE

• ***Thèmes communs à la chimie et la physique :***
Spectrophotométrie, chimie, physique et art, l'air, l'eau…

• ***Thèmes « chimie » :*** le sucre, les sucres, autour d'un « produit » de la vie courante : un médicament, par exemple l'aspirine ; un désinfectant, par exemple l'eau de Javel ; une boisson aux fruits…, pigments et colorants…

• ***Thèmes « physique » :*** capteurs (optoélectroniques, de pression, de température, spectrophotomètre…), phénomènes optiques (mirage, arc-en-ciel, paille dans l'eau…), cadran solaire, système solaire (utilisation de la troisième loi de Kepler), poussée d'Archimède, recherche de documents liés à l'histoire des sciences avec une illustration expérimentale sur la mesure du temps, l'évolution des idées en mécanique, la réfraction de la lumière…

CHIMIE

ENSEIGNEMENT FONDAMENTAL

I. « Chimique ou naturel ? »
(4 TP, 8 heures en classe entière)

1. La chimie du monde :
mise en évidence de l'ubiquité des espèces chimiques

1.1. Inventaire et classement de quelques espèces chimiques
1.2. Espèces chimiques naturelles et espèces chimiques synthétiques

2. Le monde de la chimie :
approches expérimentale et historique de l'extraction, de la séparation et de l'identification d'espèces chimiques

2.1. Techniques d'extraction d'espèces chimiques organiques
a) Approche historique.
b) Principe de l'extraction par solvant.
c) Extraction d'espèces chimiques à partir d'un « produit » de la nature : extraction par solvant ou par entraînement à la vapeur.

2.2. Séparation et identification d'espèces chimiques
Caractérisation ou identification par comparaison d'une espèce chimique extraite.
a) Chromatographie.
Principe de la chromatographie : phase fixe, phase mobile, révélation, interprétation, application à la séparation des espèces d'un mélange et à l'analyse.
b) Caractéristiques physiques.
T_f, T_{eb}, densité, indice de réfraction, « couleur », solubilités.

3. Le monde de la chimie : la synthèse des espèces chimiques au laboratoire et dans l'industrie

3.1 Nécessité de la chimie de synthèse
Quelques exemples de synthèse dans la chimie lourde et dans la chimie fine (à haute valeur ajoutée) à partir des matières premières de la nature et en fonction des besoins des consommateurs.

3.2. Synthèse d'une espèce chimique

3.3. Caractérisation d'une espèce chimique synthétique et comparaison avec un extrait naturel comportant la même espèce chimique que l'espèce synthétisée

II. Constitution de la matière
(4 TP, 8 heures en classe entière)

1. Des modèles simples de description de l'atome

1.1. Un modèle de l'atome
Noyau (protons et neutrons), électrons :
Nombre de charge et numéro atomique *Z*.
Nombre de nucléons *A*.
Charge électrique élémentaire, charges des constituants de l'atome.
Electroneutralité de l'atome.
Masse : masses des constituants de l'atome.
Masse approchée d'un atome et de son noyau, considérée comme la somme des masses de ses constituants.
Dimension : ordre de grandeur du rapport des dimensions respectives de l'atome et de son noyau.

1.2. L'élément chimique
Définitions des isotopes.
Définitions des ions monoatomiques.
Caractérisation de l'élément par son numéro atomique et son symbole.
Conservation de l'élément au cours des transformations chimiques.

1.3. Un modèle du cortège électronique
Répartition des électrons en différentes couches, appelées K, L, M.
Répartition des électrons pour les éléments de Z compris entre 1 et 18.

2. De l'atome aux édifices chimiques

2.1. Les règles du « duet » et de l'octet
a) Énoncé des règles de stabilité des atomes de gaz nobles (ou « rares »), inertie chimique.
b) Application aux ions monoatomiques stables.
c) Application aux molécules à l'aide du modèle de Lewis de la liaison covalente.
Représentation de Lewis de quelques molécules.
Dénombrement des doublets d'électrons liants et non liants.
Notion d'isomérie.

2.2. La géométrie de quelques molécules simples.
Disposition relative des doublets d'électrons en fonction de leur nombre. Application à des molécules ne présentant que des liaisons simples.
Représentation de Cram.

3. La classification périodique des éléments

3.1. Classification périodique des éléments
La démarche de Mendeleïev pour établir sa classification ; son génie, ses erreurs.
Les critères actuels de la classification : Z et les électrons de la couche externe.
3.2. Utilisation de la classification périodique
Familles chimiques.
Formules des molécules usuelles et charges des ions monoatomiques ; généralisation à des éléments de Z plus élevés.

III. Transformations de la matière
(4 TP, 8 heures en classe entière)

1. Outils de description d'un système

1.1. De l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique : la mole
Unité de quantité de matière : la mole.
Constante d'Avogadro, N_A
Masse molaire « atomique » : M (g . mol^{-1}).
Masse molaire moléculaire.
Volume molaire V_m (L . mol^{-1}) à T et P.

1.2. Concentration molaire des espèces moléculaires en solution
Notions de solvant, soluté, solution et solution aqueuse.
Dissolution d'une espèce moléculaire.
Concentration molaire d'une espèce dissoute en solution non saturée.
Dilution d'une solution.

2. Transformation chimique d'un système

2.1. Modélisation de la transformation : réaction chimique
Exemples de transformations chimiques.
Etat initial et état final d'un système.
Réaction chimique.
Ecriture symbolique de la réaction chimique : équation.
Réactifs et produits.
Ajustement des nombres stœchiométriques.

2.2. Bilan de matière
Initiation à l'avancement.
Expression des quantités de matière (en mol) des réactifs et des produits au cours de la transformation.
Réactif limitant et avancement maximal.
Bilan matière.
Cette progression dans les contenus est accompagnée par la construction d'un tableau descriptif de l'évolution du système au cours de la transformation.

PHYSIQUE

ENSEIGNEMENT FONDAMENTAL

I. Exploration de l'espace
(5 TP, 10 heures en classe entière)

1. De l'atome aux galaxies

1.1. Présentation de l'Univers.
L'atome, la Terre, le système solaire, la Galaxie, les autres galaxies.

1.2. Échelle des longueurs
Échelle des distances dans l'univers de l'atome aux galaxies.
Unités de longueur.
Taille comparée des différents systèmes.

1.3. L'année de lumière.
Propagation rectiligne de la lumière.
Vitesse de la lumière dans le vide et dans l'air.
Définition et intérêt de l'année de lumière.

2. Messages de la lumière

2.1. Un système dispersif, le prisme
Caractérisation d'une radiation.
Lois de Descartes sur la réfraction pour une radiation (l'un des milieux étant l'air).
Dispersion de la lumière blanche par un prisme. Variation de l'indice d'un milieu transparent selon la radiation qui le traverse; interprétation qualitative de la dispersion de la lumière par un prisme.
2.2. Les spectres d'émission et d'absorption
2.2.1. Spectres d'émission
Spectres continus d'origine thermique.
Spectres de raies.
2.2.2. Spectres d'absorption
Bandes d'absorption de solutions colorées.
Raies d'absorption caractéristiques d'un atome ou d'un ion.
2.3. Application à l'astrophysique

II. L'univers en mouvements et le temps
(4 TP, 8 heures en classe entière)

1. Mouvements et forces

1.1. Relativité du mouvement

1.2. Principe d'inertie
a) Effets d'une force sur le mouvement d'un corps. Rôle de la masse du corps.
b) Enoncé du principe d'inertie pour un observateur terrestre : « Tout corps persévère dans son état de repos ou de mouvement rectiligne uniforme si les forces qui s'exercent sur lui se compensent. »

1.3. La gravitation universelle
a) L'interaction gravitationnelle entre deux corps.
b) La pesanteur résulte de l'attraction terrestre.
Comparaison du poids d'un même corps sur la Terre et sur la Lune.
c) Trajectoire d'un projectile.
Interprétation du mouvement de la Lune (ou d'un satellite) par extrapolation du mouvement d'un projectile.

2. Temps
Utilisation d'un phénomène périodique.

2.1. Phénomènes astronomiques : l'alternance des jours et des nuits, des phases de la lune, des saisons permettent de régler le rythme de la vie (jour, heure, mois, année).

2.2. Dispositifs construits par l'Homme

III. L'air qui nous entoure
(3 TP, 6 heures en classe entière)

1. Du macroscopique au microscopique

1.1. Description d'un gaz à l'échelle microscopique

1.2. Nécessité de décrire l'état gazeux par des grandeurs physiques macroscopiques
1.2.1. Notion de pression
- force pressante exercée sur une surface, perpendiculairement à cette surface.
- définition de la pression exercée sur une paroi par la relation P=F/S.
- instrument de mesure de la pression : le manomètre.
- unités de pression.
- mise en évidence et origine de la pression dans un gaz ; interprétation microscopique.
1.2.2. Notion d'état thermique
De nombreux phénomènes physiques peuvent renseigner sur l'état thermique d'un corps comme : la dilatation des liquides, la dilatation des gaz, la variation de la résistance électrique, l'émission de rayonnement (cf. Messages de la lumière)…
La mesure d'une température implique l'équilibre thermique de deux corps en contact.

2. Lien entre agitation thermique et température : équation d'état des gaz parfaits
- l'agitation des molécules constituant un gaz à faible pression caractérise son état thermique et peut être utilisée pour définir sa température.
- tous les gaz permettent de définir la même échelle de température, dite échelle Kelvin.
- l'absence d'agitation thermique correspond au zéro absolu.
- unité de température absolue : le kelvin.
- la température θ en degré Celsius est déduite de la température absolue T.

Sommaire

PHYSIQUE

PARTIE 1

EXPLORATION DE L'ESPACE

1 Présentation de l'Univers 11
INFO-SCIENCES
L'exploration de l'Univers 18
EXERCICE RÉSOLU
Construction d'une échelle de longueurs 19
EXERCICES 20

2 Mesures de longueurs 24
INFO-SCIENCES
Jeux d'hypothèses et rayon de laTerre 29
EXERCICE RÉSOLU
Étude d'un protocole de mesure 30
EXERCICES 31

3 Lumière et longueurs 35
INFO-SCIENCES
Ombres et lumière 41
EXERCICE RÉSOLU
Regarder loin, c'est regarder « tôt » 42
EXERCICES 43

4 Réfraction et dispersion de la lumière 47
EXERCICE RÉSOLU
Réfraction de la lumière 54
EXERCICES 55

5 Les spectres lumineux 59
INFO-SCIENCES
Spectres à tout va ! 66
EXERCICE RÉSOLU
Utiliser des spectres de raies 67
EXERCICES 68

PARTIE 2

L'UNIVERS EN MOUVEMENTS ET LE TEMPS

6 Mouvement et forces 75
INFO-SCIENCES
Avoir l'impression de mouvement 80
EXERCICE RÉSOLU
Changements de référentiels 81
EXERCICES 82

7 Le principe d'inertie 85
INFO-SCIENCES
D'un système du monde à l'autre 90
EXERCICE RÉSOLU
Bilan de forces et principe d'inertie 91
EXERCICES 92

8 La gravitation universelle 95
INFO-SCIENCES
La quête de nouveaux mondes 102
EXERCICE RÉSOLU
Forces d'attraction gravitationnelle 103
EXERCICES 104

9 Le temps et sa mesure 107
INFO-SCIENCES
La mesure du temps 113
EXERCICE RÉSOLU
Déterminer la période d'un pendule simple 114
EXERCICES 115

PARTIE 3

L'AIR QUI NOUS ENTOURE

10 État gazeux et pression d'un gaz 121
INFO-SCIENCES
L'atmosphère des planètes et des satellites 128
EXERCICE RÉSOLU
Courbe d'étalonnage d'un altimètre 129
EXERCICES 130

11 Agitation thermique et température 133
INFO-SCIENCES
Que se passe-t-il aux températures extrêmes ? 139
EXERCICE RÉSOLU
Observer, décrire, analyser 140
EXERCICES 141

12 Un modèle : le gaz parfait 145
INFO-SCIENCES
Boyle, Mariotte, Avogadro : les premières idées sur les gaz 151
EXERCICE RÉSOLU
Compression du dioxyde de carbone 152
EXERCICES 153

CHIMIE

PARTIE 4

« CHIMIQUE OU NATUREL ?»

13 Espèces naturelles, espèces synthétiques 159
EXERCICE RÉSOLU
Utiliser ses sens pour analyser un produit 164
EXERCICES 165

14 Les techniques d'extraction 167
INFO-SCIENCES
Les techniques d'extraction en parfumerie 172
EXERCICE RÉSOLU
Extraction par solvant 173
EXERCICES 174

15 Séparation et identification d'espèces chimiques 177
EXERCICE RÉSOLU
Étude d'un chromatogramme 183
EXERCICES 184

16 La synthèse d'espèces chimiques 187
INFO-SCIENCES
Produits naturels et produits de synthèse 194
EXERCICES 195

PARTIE 5

CONSTITUTION DE LA MATIÈRE

17 Le noyau atomique et l'élément chimique 201
INFO-SCIENCES
Les secrets de l'atome 207
EXERCICE RÉSOLU
Étude d'un atome 208
EXERCICES 209

18 Le cortège électronique 213
INFO-SCIENCES
Voyage avec un physicien atomiste 217
EXERCICE RÉSOLU
Répartition des électrons d'un atome ou d'un ion 218
EXERCICES 219

19 Les édifices chimiques 221
INFO-SCIENCES
Les gaz nobles, ou gaz « rares » 228
EXERCICE RÉSOLU
Rechercher des isomères 229
EXERCICES 230

20 La classification périodique des éléments 233
INFO-SCIENCES
La gestation de l'Univers 239
EXERCICE RÉSOLU
Ion ou molécule formés par un atome 240
EXERCICES 241

PARTIE 6

TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE

21 La mole et les grandeurs molaires 247
INFO-SCIENCES
Les progrès de la chimie au 19e siècle 252
EXERCICE RÉSOLU
Calcul de quantités de matière 253
EXERCICES 254

22 Solutions et concentration molaire 257
EXERCICE RÉSOLU
Concentration molaire d'une solution. Dilution 263
EXERCICES 264

23 La réaction chimique 267
INFO-SCIENCES
Quand la chimie devient culinaire ! 272
EXERCICE RÉSOLU
Écrire et utiliser l'équation d'une réaction 273
EXERCICES 274

24 Bilan de matière. Initiation à l'avancement 277
EXERCICE RÉSOLU
Utiliser l'avancement x 283
EXERCICES 284

Thèmes d'étude 287

Savoir-faire 314

Réponses aux exercices 325
Lexique 332
Index 336

EXPLORATION DE L'ESPACE

PARTIE 1

L'astronaute Américain J. Irwin, au cours de la mission Apollo 15, a sillonné la Lune à bord de sa jeep lunaire afin de collecter des données pour les scientifiques restés sur Terre. Mais il existe d'autres moyens d'obtenir des informations sur notre Univers : la lumière.

SOMMAIRE

Chapitre 1 **Présentation de l'Univers** 11

Chapitre 2 **Mesures de longueurs** 23

Chapitre 3 **Lumière et longueurs** 35

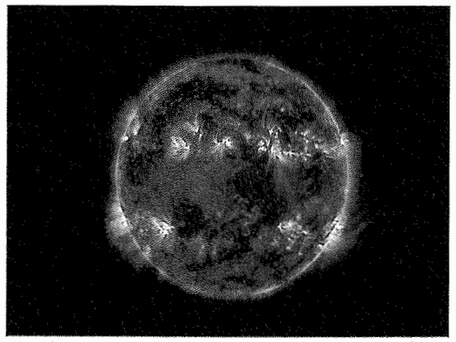
Chapitre 4 **Réfraction et dispersion de la lumière** 47

Chapitre 5 **Les spectres lumineux** 59

Les acquis du collège

SAVOIRS

- Le Soleil est une **étoile** ; le Soleil est le centre du système solaire.
- La Terre est une des 9 **planètes** gravitant autour du Soleil (Mercure, Vénus, la Terre, Mars, Jupiter, Saturne, Uranus, Neptune, Pluton).
- La Lune est le **satellite naturel** de la Terre ; de nombreux **satellites artificiels** tournent autour de la Terre.
- Le Soleil est une **source lumineuse primaire** car il produit la lumière qu'il émet.
- La Lune qui diffuse la lumière qu'elle reçoit est une **source lumineuse secondaire**.
- Dans un milieu transparent et homogène, la lumière se propage en ligne droite.
- La valeur de la **vitesse de la lumière** dans l'espace (c'est-à-dire, dans le vide) est égale à 300 000 km · s^{-1} ($3{,}0 \times 10^8$ m · s^{-1}).
- La **couleur** d'un objet éclairé dépend de sa couleur propre et de celle de la lumière qui l'éclaire.


Le Soleil.

La Lune.

SAVOIR-FAIRE

Expérimentaux

- Un réseau est une surface transparente portant de nombreux traits équidistants et très rapprochés ; il permet de décomposer la lumière blanche.
- Le **spectre** de la lumière blanche est continu ; la lumière blanche est constituée d'un très grand nombre de lumières colorées.

Théoriques

- Le trajet de la lumière entre deux points est symbolisé par un rayon lumineux : demi-droite portant une flèche dirigée dans le sens de la propagation.
- Un objet rouge éclairé en lumière blanche absorbe toutes les couleurs, sauf le rouge qu'il diffuse.
Si l'objet rouge est éclairé avec de la lumière bleue, il paraît noir.

Présentation de l'Univers

CHAPITRE 1

OBJECTIFS

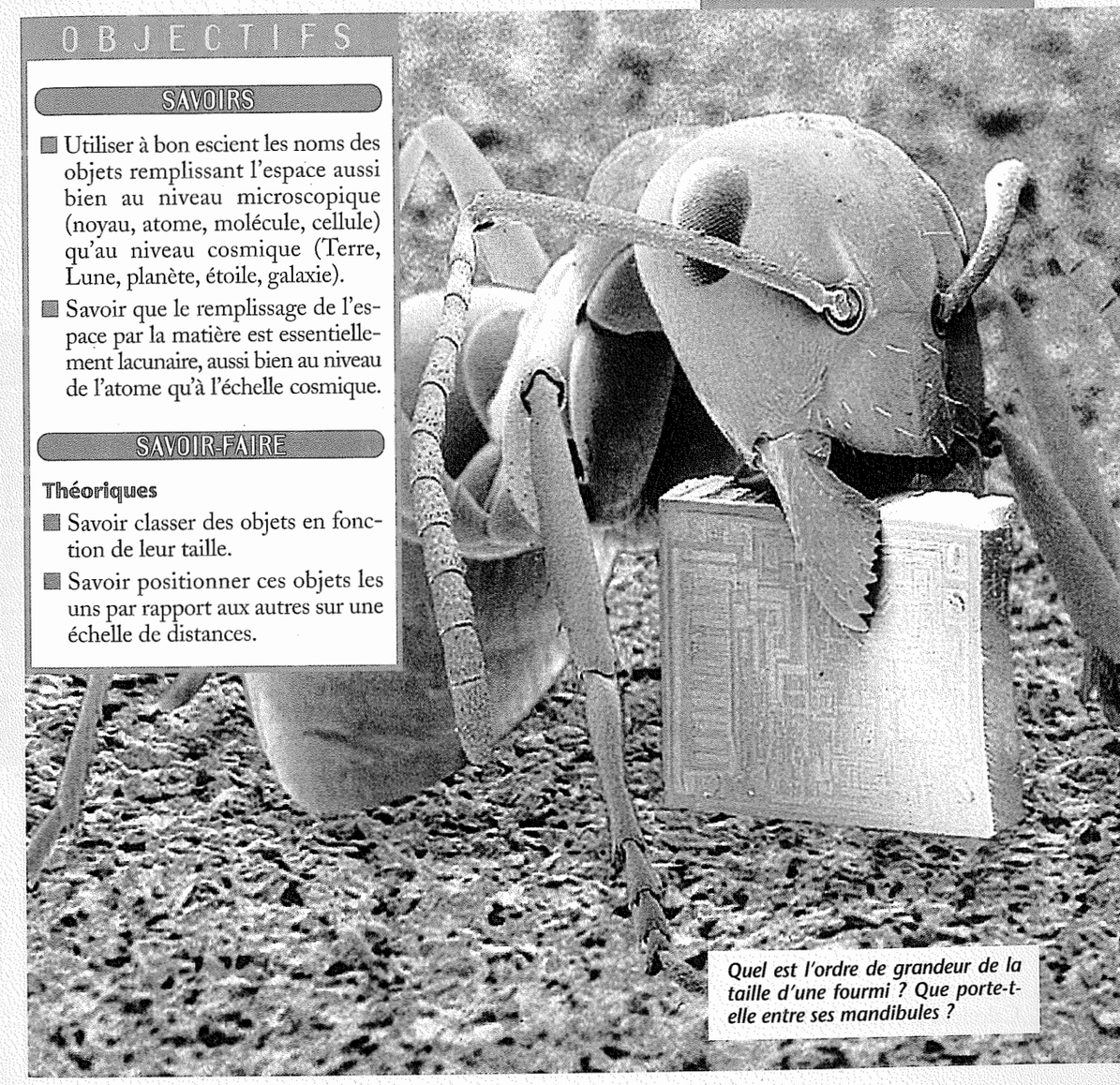
SAVOIRS

- Utiliser à bon escient les noms des objets remplissant l'espace aussi bien au niveau microscopique (noyau, atome, molécule, cellule) qu'au niveau cosmique (Terre, Lune, planète, étoile, galaxie).
- Savoir que le remplissage de l'espace par la matière est essentiellement lacunaire, aussi bien au niveau de l'atome qu'à l'échelle cosmique.

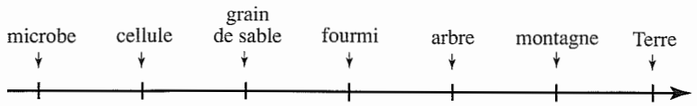
SAVOIR-FAIRE

Théoriques

- Savoir classer des objets en fonction de leur taille.
- Savoir positionner ces objets les uns par rapport aux autres sur une échelle de distances.


Quel est l'ordre de grandeur de la taille d'une fourmi ? Que porte-t-elle entre ses mandibules ?

Comment comparer entre eux des objets ou des êtres vivants aussi différents qu'un microbe, une cellule, un grain de sable, une fourmi, un arbre, une montagne, la Terre… ? Plusieurs critères sont possibles : la forme, la couleur, la taille. Avec ces objets, la relation « est plus grand que » permet d'effectuer un premier classement simple.



Mais pour explorer et décrire l'Univers, le physicien a besoin d'une rigueur et d'une précision beaucoup plus grandes. Il construit une échelle de longueurs, de l'infiniment petit vers l'infiniment grand.

1 AU CŒUR DE LA MATIÈRE : L'ATOME

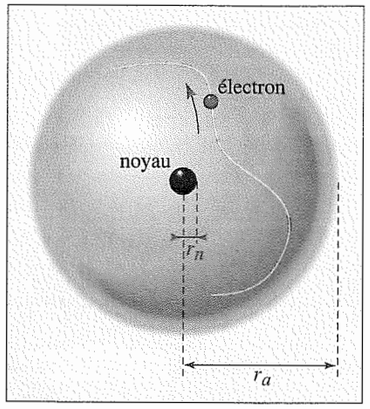


Fig. 1. L'atome d'hydrogène : un noyau très petit et un électron qui se situe le plus souvent à 53 pm du centre du noyau.

L'atome est constitué d'un noyau et d'électrons en mouvement rapide autour de ce noyau.

1.1. L'atome d'hydrogène

• L'atome le plus simple est l'**atome d'hydrogène** (fig. 1). Son noyau se représente par une boule de rayon $r_n = 1{,}2 \times 10^{-15}$ m ; son unique électron se trouve le plus souvent à la distance $5{,}3 \times 10^{-11}$ m du noyau (on prend cette valeur pour le rayon de l'atome r_a).

Entre le noyau et l'électron, l'espace est **vide** ; il n'y a pas de matière.

• Les mesures r_n et r_a sont exprimées en mètres. Mesurer une longueur, c'est la comparer à la longueur unité.

Le mètre (m) est l'unité de longueur du Système International.

Pour exprimer un résultat, on utilise souvent les multiples ou les sous-multiples du mètre (1 km = 10^3 m ; 1 µm = 10^{-6} m ; 1 nm = 10^{-9} m ; 1 pm = 10^{-12} m). Les grandeurs ci-dessus sont données en écriture scientifique et avec deux chiffres significatifs.

EXERCICE RÉSOLU

L'atome d'hydrogène à notre échelle

Énoncé

En supposant le rayon du noyau de l'atome d'hydrogène représenté par une longueur de 1,0 m, par quelle longueur devrait-on représenter le rayon de cet atome ? Conclure.

On trouvera les données nécessaires dans le cours ci-dessus.

Solution

Calculons le rapport entre le rayon de l'atome d'hydrogène et le rayon de son noyau.

$$\frac{r_a}{r_n} = \frac{5{,}3 \times 10^{-11}}{1{,}2 \times 10^{-15}} = 4{,}4 \times 10^4$$

(r_a et r_n doivent être exprimés dans la même unité, ici le mètre).

Le rayon de l'atome doit être représenté par $4{,}4 \times 10^4$ m, c'est-à-dire **44 km.** Dans cette représentation, entre les sphères de rayons 1,0 m et 44 km, il existe un **énorme volume absolument vide**.

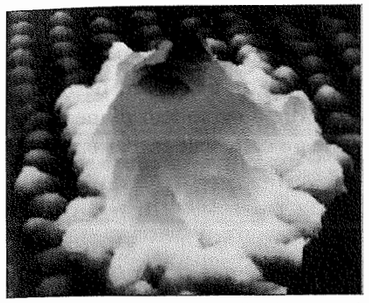


Fig. 2. Agrégats d'atomes d'or (au centre) sur des atomes de carbone vus au microscope à effet tunnel.

1.2. La structure lacunaire de l'atome

Les autres atomes (fig. 2) ont une structure semblable à celle de l'atome d'hydrogène : un noyau très petit, séparé du cortège électronique par beaucoup de vide.

Le mot *lacune* signifiant *espace vide,* on dit que :

L'atome a une structure lacunaire.

On peut se représenter la structure lacunaire de l'atome de deux manières :

• si un atome avait la taille du Stade de France, son noyau aurait environ la taille d'une tête d'épingle placée au centre du terrain ;

• si on supprimait le vide intérieur de tous les atomes constituant la Terre, on pourrait les rassembler dans une boule de 150 m de rayon.

2 VERS L'INFINIMENT GRAND

2.1. La Terre et le système solaire

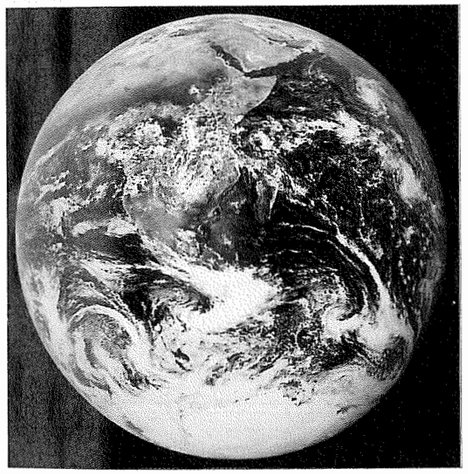


Fig. 3. La Terre vue de l'espace.

A. La Terre

• La **Terre** a la forme d'une boule de rayon $6{,}4 \times 10^3$ km (fig. 3), légèrement aplatie aux pôles (excès du rayon à l'équateur par rapport aux pôles : environ 21 km). Sa masse est voisine de $6{,}0 \times 10^{24}$ kg.

• Le déplacement de la Terre dans l'espace peut se décomposer en **deux mouvements** (fig. 4).

– Le centre de la Terre décrit une orbite circulaire de rayon voisin de 150 millions de kilomètres autour du centre du Soleil ; la durée d'une révolution sur cette orbite est de 1 année, soit 365,25 jours.

– La Terre tourne sur elle-même, autour de l'axe des pôles nord-sud, d'ouest en est ; elle effectue cette rotation en 1 jour sidéral (environ 86 140 s).

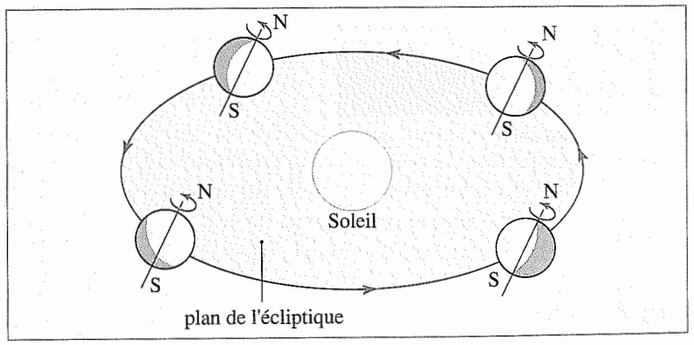


Fig. 4. Mouvements de la Terre : mouvement de son centre sur une orbitre circulaire située dans le plan de l'écliptique et mouvement de rotation sur elle-même autour de l'axe des pôles. Cet axe est incliné par rapport au plan de l'écliptique.

Fig. 5. Lever de Terre vu de la Lune.

• La Terre est accompagnée par la **Lune,** son unique satellite naturel (fig. 5). La Lune tourne autour de la Terre à une distance moyenne de $3{,}85 \times 10^5$ km ; elle effectue une rotation en 27 jours environ. C'est une boule de rayon $1{,}74 \times 10^3$ km et de masse $7{,}4 \times 10^{22}$ kg.

• Pour comparer des valeurs entre elles, on a souvent besoin de connaître leur ordre de grandeur. L'ordre de grandeur d'une valeur est la puissance de 10 la plus proche de cette valeur. Par exemple, l'ordre de grandeur du rayon lunaire est 10^6 m.

EXERCICE RÉSOLU

Ordre de grandeur

Énoncé

Calculer l'ordre de grandeur du rapport entre la masse de la Terre M_T et la masse de la Lune M_L.
On trouvera les valeurs numériques nécessaires dans le cours ci-dessus.

Solution

$$\frac{M_T}{M_L} = \frac{6{,}0 \times 10^{24}}{7{,}4 \times 10^{22}} = 81 = 8{,}1 \times 10^1.$$

L'ordre de grandeur de ce rapport est donc **10^2**.

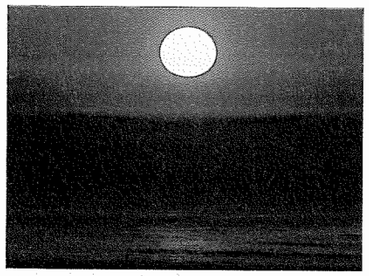


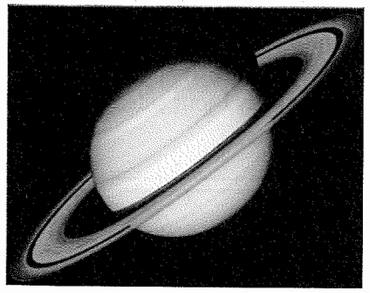
Fig. 6. Soleil couchant. L'« astre du jour » est une source d'inspiration pour les poètes, les peintres et les photographes.

B. Le système solaire

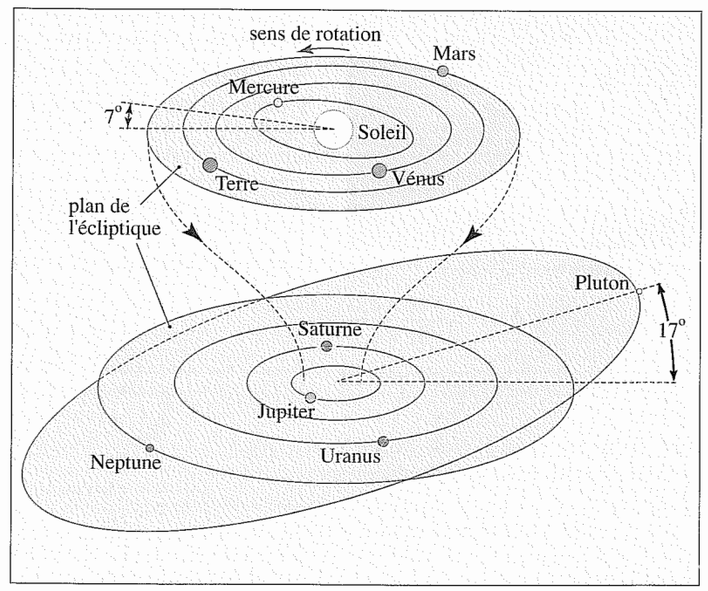
• Le **Soleil** est l'étoile la plus proche de la Terre (fig. 6) ; c'est une énorme boule « gazeuse » (rayon solaire : environ $7{,}0 \times 10^5$ km) extrêmement chaude (température au cœur $1{,}3 \times 10^7$ °C et sur la partie externe environ cinq mille degrés).

• On donne le nom de **système solaire** à l'ensemble constitué du Soleil et des objets naturels qui gravitent autour de lui. Parmi ceux-ci, on trouve les neuf planètes Mercure, Vénus, la Terre, Mars, Jupiter, Saturne (fig. 7), Uranus, Neptune et Pluton, leurs satellites, des comètes, des astéroïdes, des poussières interplanétaires (fig. 8).

Les planètes du système solaire tournent autour du Soleil.



▲ **Fig. 7.** La planète Saturne et ses anneaux.



► **Fig. 8.** Le système solaire : les neuf planètes tournent dans le même sens autour du Soleil. Le plan des orbites est le plan de l'écliptique (plan de l'équateur solaire), sauf pour celles de Mercure et de Pluton.

• On peut classer des données de même nature (masses, distances…), exprimées avec la même unité, en construisant une **échelle**. Une échelle est un axe orienté muni d'une origine et d'une unité sur lequel on porte les valeurs à classer. Une échelle est **linéaire** si, pour une valeur, sa distance à l'origine est proportionnelle à cette valeur.

EXERCICE RÉSOLU

Construire une échelle des longueurs

Énoncé

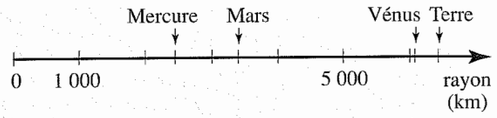
a. Représenter sur une échelle les rayons des planètes suivantes : Mercure (2 439 km), Vénus (6 052 km), la Terre (6 378 km) et Mars (3 397 km).

b. Où placer le rayon de Jupiter (71 492 km) sur cette échelle ?

Solution

a. Construisons une échelle linéaire : les longueurs y sont proportionnelles aux valeurs des rayons.

Prenons 7 cm pour représenter 7 000 km (valeur légèrement supérieure à celle du plus grand rayon) : 1 cm ≙ 1 000 km. Portons les valeurs sur l'échelle.



b. Sur cette échelle, le rayon de Jupiter serait placé à : $\frac{71\,492}{1\,000} = 71{,}5$ cm, très en dehors de la page !

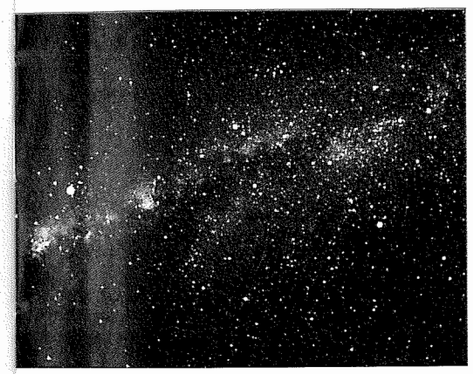


Fig. 9. La Voie Lactée désigne ce que l'on voit de la Galaxie depuis la Terre.

2.2. La Galaxie et les galaxies

A. La Galaxie

Le Soleil appartient à un groupe de 100 milliards d'étoiles appellé **la Galaxie** (fig. 9). Ces étoiles sont distribuées sur un disque plat de diamètre $9{,}5 \times 10^{17}$ km renflé en son milieu (fig. 10a). L'épaisseur du renflement est $1{,}5 \times 10^{17}$ km. Le système solaire appartient à l'un des bras de la Galaxie (fig. 10b).

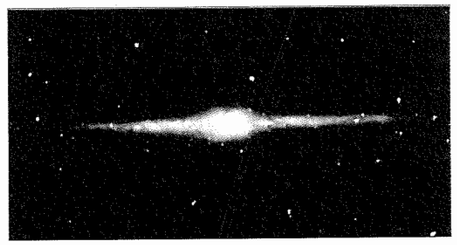


Fig. 10a. La Galaxie vue de côté.

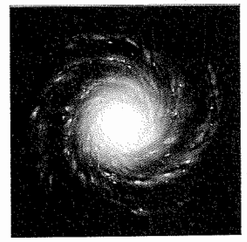


Fig. 10b. La Galaxie vue de dessus.

Fig. 11. La galaxie d'Andromède est située à $1{,}8 \times 10^{18}$ km de la Terre. C'est la galaxie la plus proche de la Terre visible de l'hémisphère nord.

B. Les galaxies

L'astronome Edwin Hubble, en 1923, montra l'existence d'autres **galaxies**(fig. 11), extérieures à la Galaxie et possédant les mêmes caractéristiques qu'elle. On évalue leur nombre à 125 milliards.

Les galaxies les plus proches de la Terre sont les deux nuages de Magellan, situés à $1{,}5 \times 10^{18}$ km et visibles dans le ciel austral.

La Galaxie appartient à un groupe de 24 galaxies, de diamètre $2{,}8 \times 10^{19}$ km. Ce groupe appartient lui-même à l'amas de la Vierge, de diamètre $6{,}6 \times 10^{19}$ km, qui compte plus de 1 000 galaxies.

Les galaxies les plus lointaines observées actuellement sont à 9×10^{22} km de la Terre.

3 STRUCTURE DE L'UNIVERS

3.1. Échelle des longueurs dans l'Univers

Pour classer les longueurs rencontrées dans ce chapitre et, plus généralement, les tailles des objets et les distances dans l'Univers, on utilise une échelle (fig. 12). Cette échelle n'est pas linéaire : quand on passe d'une graduation à la suivante, la longueur est multipliée par 10.

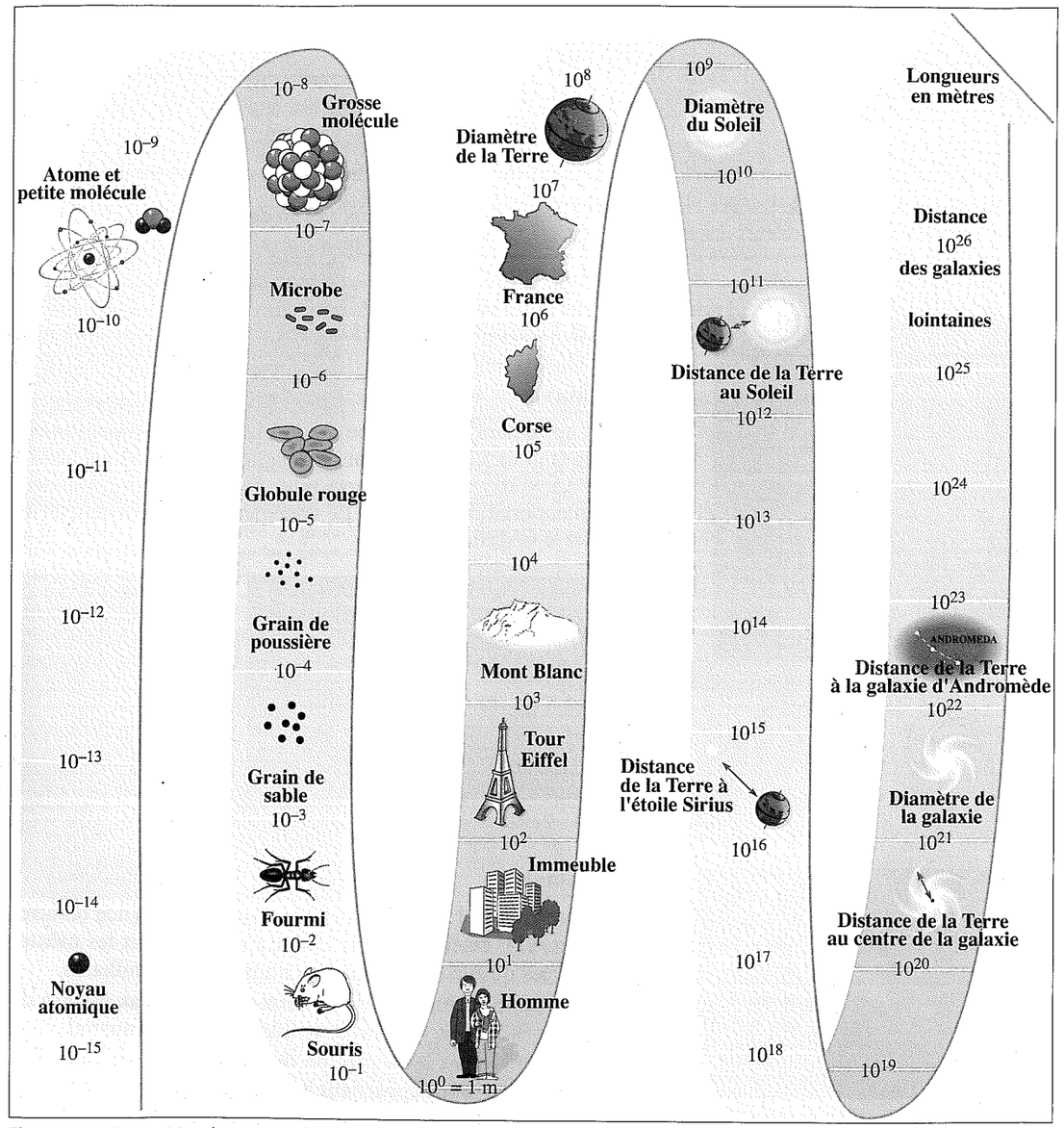


Fig. 12. La figure 12 présente une échelle des longueurs dans l'Univers, des plus petites aux plus grandes. Quand on passe d'une graduation à la suivante, la longueur est multipliée par 10. On va de la longueur la plus petite (rayon du noyau d'un atome; de l'ordre du femtomètre : 10^{-15} m) aux longueurs les plus grandes (distance aux galaxies les plus lointaines; de l'ordre de 10^{26} m).

3.2. Structure lacunaire de la matière

document

La visualisation d'une situation, impliquant des distances ou des dimensions trop considérables pour être parlantes, nécessite la réduction à une échelle plus familière. Le rayon du Soleil est à peu près cent fois plus grand que celui de la Terre : réduisons-le à la taille d'un pamplemousse. Que devient alors le système solaire ? La Terre a la grosseur d'une tête d'épingle située à environ 12 m. Jupiter a la taille d'une cerise à plus de 60 m et Pluton n'est qu'un petit grain de sable à près de 500 m. Cette image nous aide à prendre conscience de la très faible occupation de l'espace : comparées à leurs distances mutuelles, les planètes sont minuscules. [...]

Continuons notre description de la Galaxie : à cette échelle, elle devient un immense tas de plamplemousses : cent milliards environ dans un disque de 20 millions de km de rayon. Mais les étoiles-pamplemousses sont-elles véritablement entassées dans cette représentation de notre Galaxie ? L'étoile la plus proche du Soleil, Proxima Centauri, serait, à cette échelle, un autre pamplemousse situé à 3 000 km du premier. Voilà qui nous aide à prendre conscience de ce que sont les distances mutuelles des étoiles !

L. Gouguenheim
Méthodes de l'astrophysique
Hachette CNRS, 1981

Fig. 13. Les sondes spatiales, comme ici la sonde Galileo, voyagent pendant des mois dans des étendues quasiment vides.

Dans un atome, le noyau et le cortège électronique sont séparés par un vide important.

Dans le système solaire, le Soleil et les planètes occupent des volumes de matière extrêmement petits, si on les compare aux volumes vides immenses qui les séparent. Ainsi, par exemple, les sondes spatiales voyagent à une vitesse de l'ordre de 10^5 km · h^{-1} pendant des mois dans le vide intersidéral, ne rencontrant que des poussières (fig. 13).

Le même vide existe entre les étoiles dans la Galaxie, et entre les galaxies entre elles.

L'échelle de la figure 12 fait également apparaître ces vides dans l'atome et l'espace intersidéral.

Que l'on se place au niveau de l'atome ou à l'échelle cosmique, on peut donc faire la même observation :

Le remplissage de l'espace par la matière est essentiellement lacunaire.

L'ESSENTIEL

- L'unité de longueur du Système International est le mètre.
- L'atome est constitué d'un noyau et d'un cortège électronique.
- À partir du Soleil, on rencontre successivement, dans le système solaire, les planètes Mercure, Vénus, la Terre, Mars, Jupiter, Saturne, Uranus, Neptune et Pluton.
  Les planètes du système solaire tournent autour du Soleil.
- Le Soleil est une des étoiles de **la Galaxie.** La Voie Lactée est une vue particulière de la Galaxie. Les galaxies sont groupées en amas dans l'Univers.
- De l'atome aux galaxies, la matière n'est pas répartie uniformément, mais il y a toujours un vide de matière très important. À tous les niveaux, la matière a une **structure lacunaire.**

Mots-clés

- Atome
- Planète
- Système solaire
- Galaxie
- Noyau
- Satellite
- La Galaxie
- Structure lacunaire

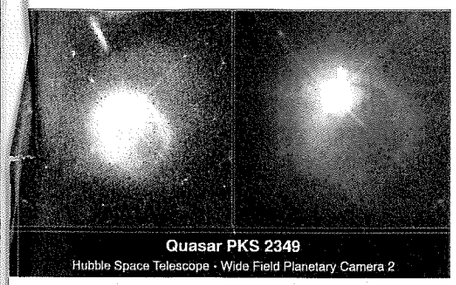
▷Voir Lexique page 332

L'EXPLORATION DE L'UNIVERS

Scruter le ciel et explorer les confins de l'Univers... Cette tache exaltante, entreprise il y a déjà plusieurs siècles avec des moyens de fortune, bouleverse souvent bien des idées reçues.

Voir l'infiniment loin

Il y a exactement quatre cents ans, en l'an 1600, le moine et astronome italien Giordano Bruno (1548-1600) mourait sur le bûcher de l'Inquisition pour avoir soutenu une idée audacieuse pour l'époque : celle que l'Univers n'avait pas de limites.



Les quasars sont les corps célestes les plus lointains observés par l'homme.

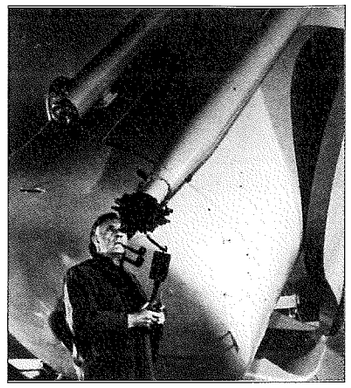
Les premières preuves tangibles favorables à Bruno ne tardèrent pas à affluer. En 1609, Galilée découvrit que la Voie Lactée était formée d'une multitude d'étoiles lointaines, semblables au Soleil.
Dès lors, les perfectionnements des lunettes astronomiques, puis des télescopes, allaient sans cesse repousser les limites de l'Univers observable. En 1924, l'astronome américain Edwin Hubble découvrit l'existence d'autres galaxies. Mais, dès la fin de la Seconde Guerre Mondiale, les astronomes ne se contentèrent plus de regarder le ciel : ils se mirent à l'écouter avec des radiotélescopes pointant leurs antennes paraboliques vers le ciel.
Les scientifiques découvrirent alors de nouveaux objets astronomiques tels que les quasars, noyaux de galaxies dont les plus lointains ont été détectés à plus de dix milliards d'années de lumière de notre galaxie. Car désormais, l'Univers a une limite, celle de son expansion, c'est-à-dire celle de son âge.

Ce que Hubble nous a appris

Hubble est un télescope spatial en orbite autour de la Terre, à 600 kilomètres d'altitude. Lancé en avril 1990, il a depuis été réparé à plusieurs reprises par des astronautes embarqués à bord de la navette spatiale.

• L'Univers est plus complexe que nous ne le pensions.
En regardant plus loin, Hubble a fait passer le nombre de galaxies visibles de la Terre de quelques milliards à plus de cent milliards.

Le télescope Hubble s'est déployé dans l'espace le 25 avril 1990 depuis la navette spatiale.



L'astronome Edwin Hubble (1889-1953) au Mont Palomar (en Californie).

• L'Univers est plus vieux que nous ne le pensions.
Les astrophysiciens estimaient à douze milliards d'années l'âge de l'Univers. Cet âge serait plutôt compris entre quinze et vingt milliards d'années.

• Les galaxies sont apparues très tôt dans l'histoire de l'Univers.
Les galaxies se sont formées quelques centaines de millions d'années seulement après le Big Bang.

• L'Univers est partout structuré.
Les astrophysiciens pensaient que les régions les plus « jeunes » de l'Univers étaient désorganisées. Or, l'Univers visible observé par le télescope est partout structuré.

• Il existe des « exoplanètes ».
Hubble a réussi à photographier une planète extrasolaire deux à trois fois plus grosse que Jupiter baptisée TMP-1C située dans la constellation du Taureau.
Le successeur d'Hubble, le NGST (Next Generation Space Telescope) sera lancé en 2007. Son miroir mesurera 10 m (contre 2,4 m pour celui d'Hubble) et il sera dix fois plus puissant. Espérons que sa moisson sera aussi riche que celle d'Hubble !

Exploitation ▸ p. 22 ● ex. 22

EXERCICE RÉSOLU

Construction d'une échelle de longueurs

Énoncé

On veut représenter sur une échelle les ordres de grandeur des longueurs suivantes :
– rayon de l'atome d'hydrogène : 53×10^{-12} m ;
– longueur d'un globule rouge : 12 µm ;
– le mètre ;
– altitude du sommet de l'Everest : 8 848 m ;
– rayon de la Terre : $6{,}4 \times 10^{3}$ km ;
– rayon du Soleil : $6{,}96 \times 10^{5}$ km ;
– distance moyenne Terre-Soleil : 150×10^{6} km.

a. Quels sont les ordres de grandeur des données ?

b. Tracer, sur un axe orienté, 25 graduations équidistantes et associer la valeur 1 m à la graduation centrale.
On passe de la valeur associée à une graduation à la valeur associée à la graduation :
– suivante en multipliant par 10 cette valeur ;
– précédente en divisant par 10 cette valeur.
Quelle est la valeur associée à la graduation suivant immédiatement la graduation centrale ? À la graduation encore suivante ?
Mêmes questions en parcourant l'axe dans l'autre sens.

c. Sur l'axe ainsi gradué, placer les ordres de grandeur des données.

d. Montrer que cette échelle n'est pas linéaire.

POINT MÉTHODE

Trouver l'ordre de grandeur d'une valeur numérique

1. Écrire la valeur considérée en écriture scientifique sous forme d'un **nombre** compris entre 1 et 9,99... suivi d'une **puissance de 10.**
Exemple : 5 120 s'écrit $5{,}120 \times 10^{3}$.
2. Chercher la puissance de 10 la plus proche de la valeur ainsi écrite :
• si le nombre est inférieur à 5, l'ordre de grandeur est égal à la puissance de 10.
• si le nombre est supérieur à 5, l'ordre de grandeur est égal à 10 multiplié par la puissance de 10.
Exemples : $2{,}72 \times 10^{4}$ a pour ordre de grandeur 10^{4} ; $8{,}7 \times 10^{-3}$ a pour ordre de grandeur 10^{-2}.

Solution

a. Les ordres de grandeur des données exprimés en mètres sont :
– rayon de l'atome d'hydrogène : $5{,}3 \times 10^{-11}$ m ~ 10^{-10} m ;
– longueur d'un globule rouge : $1{,}2 \times 10^{-5}$ m ~ 10^{-5} m ;
– le mètre : 1 m ;
– altitude du sommet de l'Everest : $8{,}848 \times 10^{3}$ m ~ 10^{4} m ;
– rayon de la Terre : $6{,}4 \times 10^{3} \times 10^{3}$ m ~ 10^{7} m ;
– rayon du Soleil : $6{,}96 \times 10^{5} \times 10^{3}$ m ~ 10^{9} m ;
– distance moyenne Terre-Soleil : $1{,}50 \times 10^{8} \times 10^{3}$ m ~ 10^{11} m.

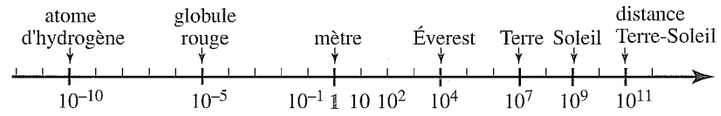
Commentaires

Les données doivent être exprimées avec la même unité, ici le mètre.

b. La valeur associée à la graduation suivant la graduation centrale est 10 m. À la graduation encore suivante : 100 m = 10^{2} m.
La valeur associée à la graduation précédant la graduation centrale est : 1/10 m = 10^{-1} m. À la graduation encore précédente : 1/100 m = 10^{-2} m.

Les valeurs encadrant $1 = 10^{0}$ sont 10^{-1} et $10 = 10^{1}$.

c.



d. La longueur entre les graduations 1 m et 10 m représente 9 m, alors que la même longueur entre les graduations 10 m et 10^{2} m représente 90 m. L'échelle n'est donc pas linéaire.

Dans une échelle linéaire, entre deux graduations successives, la valeur représentée est la même.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

Entre le noyau d'un atome et le cortège électronique, il y a beaucoup de ... . On dit que la matière a une structure ... .
La Terre est une des ... planètes du ... . La Lune est le ... naturel de la Terre, elle ... autour de la Terre. Le Soleil est une étoile de la ... .

2 Vrai ou faux ?

a. Entre le noyau des atomes et le cortège électronique, il y a de la matière ..... V F
b. Toutes les planètes du système solaire tournent autour du Soleil ..... V F
c. Le Soleil est au centre de la Galaxie ..... V F
d. La Galaxie se nomme Voie Lactée ..... V F
e. Les galaxies ne sont pas réparties uniformément dans l'Univers ..... V F

3 QCM

a. L'ordre de grandeur du rayon de la Terre est :
☐ 10^7 m ; ☐ 10^4 km ; ☐ $6{,}4 \times 10^6$ m.
b. L'étoile la plus proche de la Terre est :
☐ α-Proxima du Centaure ;
☐ le Soleil ;
☐ Andromède.
c. Dans la Galaxie, la matière est :
☐ répartie uniformément ;
☐ regroupée sur un disque rempli en son centre ;
☐ plus dense au voisinage de son centre qu'à sa périphérie.

4 Apprendre à rédiger

Montrer, à partir d'un exemple au choix traité dans le cours (l'atome, le système solaire, la Galaxie ...), que la matière a une structure lacunaire.

5 Savoir-faire expérimental

On souhaite mesurer la longueur de la salle de classe, la distance entre la Terre et le Soleil et l'épaisseur d'un cheveu.
a. Que doit-on définir au préalable pour exprimer ces longueurs ?
b. Quelle est, parmi les longueurs précédentes, celle que l'on peut mesurer facilement ?
c. Quel instrument de mesure utiliser pour effectuer la mesure ?

JE M'ENTRAÎNE

Puissances de 10 et ordres de grandeur

6 ♦ **a.** On estime à 125 milliards le nombre de galaxies dans l'Univers. Écrire ce nombre en utilisant les puissances de 10.
b. On admet que chaque galaxie comporte environ 100 milliards d'étoiles. Exprimer le nombre d'étoiles de l'Univers sous forme d'une puissance de 10.

7 ♦ Le renflement au centre de la Galaxie a une épaisseur de $1{,}5 \times 10^{17}$ km. Écrire ce nombre en toutes lettres (en utilisant millions, milliards, ...).

8 ♦ La Galaxie appartient à un groupe comprenant 24 galaxies de diamètre $2{,}8 \times 10^{19}$ km. Écrire ce nombre en toutes lettres (en utilisant millions, milliards, ...).

9 ♦♦ Les préfixes officiels utilisés pour les sous-multiples d'une unité sont :

Préfixe	Préfixe
10^{-3} milli (m)	10^{-12} pico (p)
10^{-6} micro (μ)	10^{-15} femto (f)
10^{-9} nano (n)	10^{-18} atto (a)

Utiliser le préfixe adapté pour exprimer successivement la valeur du rayon du noyau de l'atome d'hydrogène, du rayon de cet atome et du diamètre d'une cellule biologique (de l'ordre de 10^{-3} mm).
Les valeurs manquantes sont à trouver dans le cours.

10 ♦♦ Les préfixes officiels utilisés pour les multiples d'une unité sont :

Préfixe	Préfixe
10^3 kilo (k)	10^{12} tera (T)
10^6 mega (M)	10^{15} peta (P)
10^9 giga (G)	10^{18} exa (E)

Utiliser le préfixe adapté pour exprimer la valeur :
– de la distance moyenne Terre-Soleil ;
– de la distance moyenne Soleil-Pluton (5 900 millions de kilomètres) ;
– du diamètre de la Galaxie ;
– de l'épaisseur du renflement au centre de la Galaxie ;
– de la distance du Soleil au centre de la Galaxie ($3{,}1 \times 10^{17}$ km) ;
– du diamètre de l'amas de la Vierge.
Les valeurs manquantes sont à trouver dans le cours.

11 ♦♦ Donner les ordres de grandeur, en mètres, des longueurs citées dans l'exercice précédent.

12 ♦♦ **a.** Exprimer en « rayons terrestres » les rayons des astres qui figurent dans le tableau ci-dessous.
b. Exprimer de même en « masses terrestres » les masses de ces astres.
Indication : pour exprimer en « rayons terrestres » le rayon d'un astre, il faut calculer le rapport entre le rayon de cet astre et celui de la Terre.

Données :

Astre	Rayon (km)	Masse (kg)
Mercure	2 439	$3{,}3 \times 10^{23}$
Terre	6 378	$6{,}0 \times 10^{24}$
Mars	3 397	$6{,}6 \times 10^{23}$
Jupiter	71 490	$1{,}9 \times 10^{27}$
Soleil	$6{,}96 \times 10^5$	$2{,}0 \times 10^{30}$

13 ♦♦ Donner l'ordre de grandeur des données regroupées dans le tableau de l'exercice précédent.

14 ♦♦ Les distances dans le système solaire sont exprimées en unités astronomiques (u.a.). Une unité astronomique est égale à la distance moyenne entre le Soleil et la Terre, c'est-à-dire 150,0 millions de kilomètres.
Exprimer en unités astronomiques la distance moyenne entre le Soleil et chacune des planètes du système solaire.

Données : *distance moyenne du Soleil à la planète (en millions de km) :*

Mercure : 57,9 ; Saturne : 1 427,0 ;
Vénus : 108,2 ; Uranus : 2 871,0 ;
Mars : 227,9 ; Neptune : 4 497,1 ;
Jupiter : 778,3 ; Pluton : 5 913,5.

Échelles de longueurs

15 ♦ Peut-on placer sur une même échelle le rayon de l'atome d'hydrogène et la surface d'un globule rouge ? Justifier la réponse.

16 ♦ Toutes les réponses doivent être justifiées.
Peut-on placer sur une même échelle :
a. le rayon de la Terre et son volume ?
b. le volume de la Terre et sa masse ?
c. le rayon de la Terre et celui de la Lune ?
d. les rayons des planètes exprimés en km et leurs distances au Soleil exprimées en u.a. (voir exercice 14).

17 ♦♦♦ On veut placer sur une même échelle :
– le rayon de l'atome d'hydrogène ;
– la taille moyenne d'un globule rouge ;
– la taille moyenne d'un homme ;
– le rayon de la Terre ;
– le rayon de l'orbite terrestre ;
– le rayon de la Galaxie.
a. Chercher la valeur de ces différentes grandeurs.
b. Donner les ordres de grandeur correspondants.
c. Avec une échelle linéaire, peut-on placer ces différentes valeurs aisément sur une feuille de cahier ? Pourquoi ?
d. Quelle type d'échelle utiliser pour placer ces différentes valeurs ?
e. Construire et compléter cette échelle.

18 ♦♦♦ **a.** Sur une échelle linéaire à préciser, placer les différentes planètes depuis le centre du Soleil. La représentation doit tenir sur une page de cahier.
b. À partir de cette représentation, que peut-on dire sur la répartition des planètes dans l'espace ?
c. Quels seraient, à cette échelle, les rayons des différentes planètes et du Soleil ?
d. Que peut-on en déduire sur la répartition de la matière dans le système solaire ?
e. L'échelle linéaire choisie est-elle la meilleure ? Quelle autre échelle aurait-on pu choisir ?

Données :

Astre	Distance moyenne au Soleil (millions de km)	Rayon (km)
Mercure	58	2 439
Vénus	108	6 052
Terre	150	6 378
Mars	228	3 397
Jupiter	778	71 492
Saturne	1 427	60 268
Uranus	2 871	25 559
Neptune	4 497	25 269
Pluton	5 913	1 162
Soleil	–	696 000

EXERCICES

19 ♦♦♦ **a.** Représenter sur une échelle (à préciser) les rayons de Jupiter, Saturne, Uranus et Neptune. Cette représentation doit tenir sur une page de cahier.
b. Sur cette échelle, où serait le rayon du Soleil ?
c. Quelle échelle faudrait-il choisir pour représenter ensemble les rayons des planètes et celui du Soleil ?

Données : *se reporter au tableau de l'exercice 18.*

20 Exercice de correction

Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé

a. Associer deux à deux les mots suivants :
Liste 1 : 1. Lune ; 2. Andromède ; 3. Mercure ; 4. Soleil ; 5. Halley.
Liste 2 : a. planète ; b. satellite ; c. comète ; d. galaxie ; e. étoile.
b. La distance Terre-Soleil est de 150 millions de km, la distance Mars-Soleil de $2{,}28 \times 10^{11}$ m. Quelle planète est la plus proche du Soleil ?
c. En s'aidant du cours, calculer le rapport entre les rayons du noyau et de l'atome d'hydrogène.

Solution annotée d'un élève

a. 1a – 2b – 3b – 4e – 5c. *À revoir.*
b. distance Terre-Soleil : $1{,}50 \times 10^{8}$
distance Mars-Soleil : $2{,}28 \times 10^{11}$
Indiquez les unités.
$10^{11} > 10^{8}$ donc la Terre est la plus proche.
On ne peut comparer 2 grandeurs que si elles sont exprimées dans la même unité.
c. $\frac{r_a}{r_n} = \frac{5{,}3 \times 10^{-11}}{1{,}2 \times 10^{-15}} = 4{,}4 \times 10^{4}$) *Ce n'est pas le rapport demandé.*

JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

21 ♦♦ L'alternance des jours et des nuits montre que la Terre tourne sur elle-même autour d'un axe passant pas ses pôles. Montrer que le phénomène des saisons et l'inégalité de la longueur des jours et des nuits au cours de l'année prouvent que cet axe est incliné par rapport à l'écliptique, plan de la trajectoire du centre de la Terre autour du Soleil (cette inclinaison, qui est l'angle formé par la perpendiculaire au plan de l'écliptique et l'axe des pôles, vaut 23° 27').

22 ♦♦♦ Depuis la Terre, les étoiles dessinent dans le ciel des constellations, comme celle de la Grande Ourse.

Déplaçons-nous en imagination sur l'étoile Antarès, qui appartient à la Galaxie. Verrait-on encore la forme de la Grande Ourse ? Justifier la réponse.

EXERCICE À CARACTÈRE DOCUMENTAIRE

Lire ▶ p. 18 ● répondre aux questions

23 ♦♦♦ L'exploration de l'Univers

a. Chercher dans un dictionnaire ou une encyclopédie la nature du phénomène appelé dans le premier texte *expansion de l'Univers.*
b. Rechercher qui était Edwin Hubble.
c. Pourquoi un télescope spatial apporte-t-il plus de renseignements qu'un télescope installé sur la Terre ?
d. À combien les astrophysiciens estiment-ils désormais l'âge de l'Univers ?
e. D'après le second texte, les galaxies existaient-elles dès la « naissance » de l'Univers ?
f. À quelle grandeur du miroir du télescope Hubble correspond la valeur 2,4 m ?
Pourquoi un miroir de 10 m permettra-t-il de collecter plus d'informations qu'un miroir de 2,4 m ?

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

Vénus est une planète du système solaire. Pourtant, elle est aussi appelée *étoile du berger.* Comment expliquer cette confusion ?

Mesures de longueurs

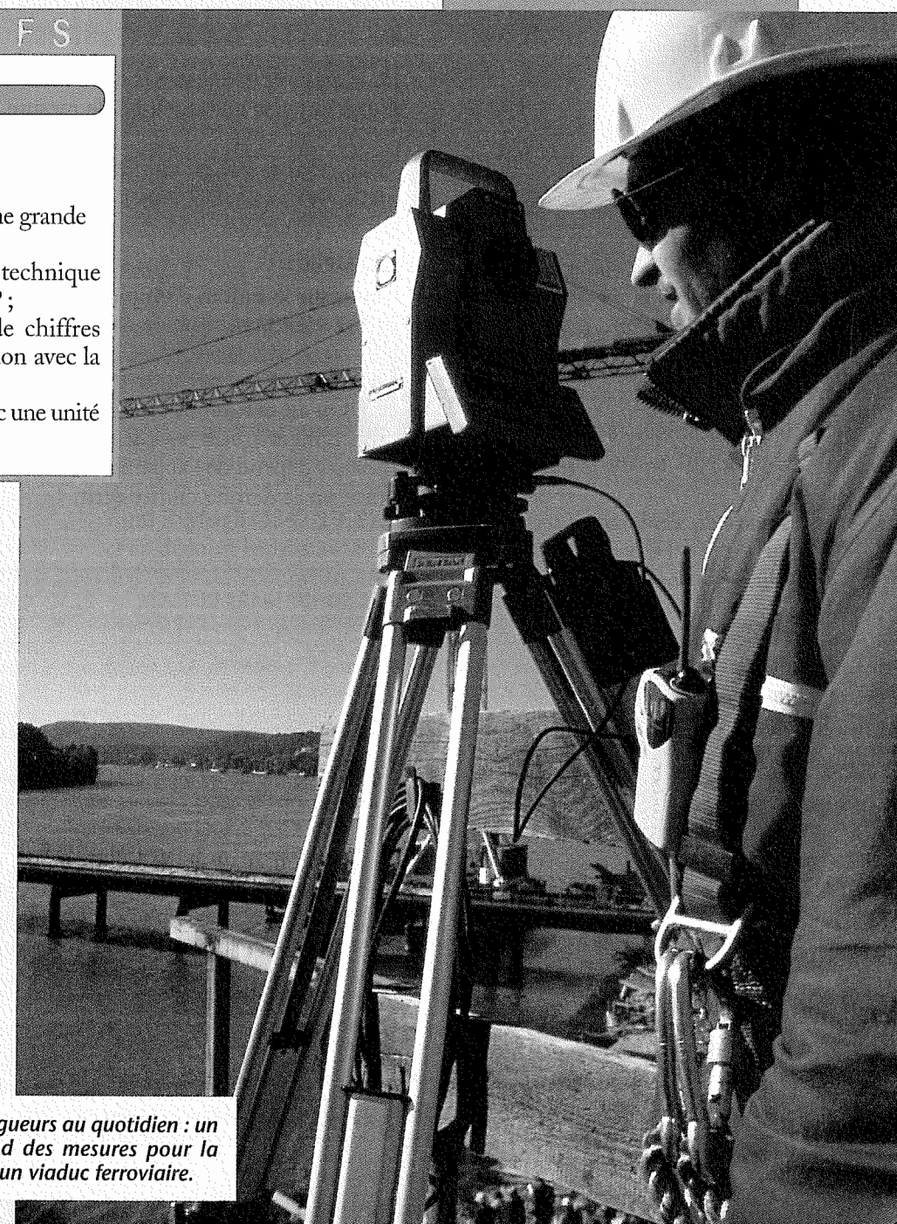
CHAPITRE 2

OBJECTIFS

SAVOIR-FAIRE

Expérimentaux

- Repérer un angle.
- Mesurer une petite et une grande distance :
  – mettre en œuvre une technique de mesure utilisée en TP ;
  – garder un nombre de chiffres significatifs en adéquation avec la précision de la mesure ;
  – exprimer le résultat avec une unité adaptée.



Mesures de longueurs au quotidien : un géomètre prend des mesures pour la construction d'un viaduc ferroviaire.

1 MESURER DES LONGUEURS À L'ÉCHELLE HUMAINE

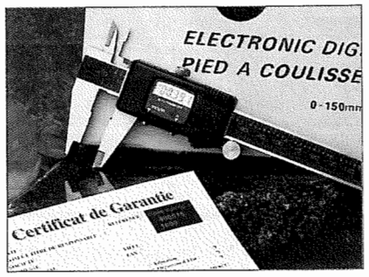


Fig. 1. Pied à coulisse électronique.

1.1. Les outils usuels de la mesure

Du pied à coulisse (fig. 1) au décamètre de gendarme, en passant par le double-décimètre, le mètre-ruban, la chaîne d'arpenteur…, les instruments usuels permettent de mesurer des longueurs allant du dixième de millimètre à quelques dizaines de mètres.
Tous les appareils de mesure de longueur possèdent une graduation ou un affichage numérique dont l'unité de base est **le mètre**.

1.2. Choix de l'appareil de mesure et écriture du résultat

Pour mesurer une distance ou la taille d'un objet, on ne peut pas utiliser n'importe quel appareil de mesure.

L'appareil de mesure doit être adapté à la mesure à réaliser. Le résultat de la mesure doit toujours être suivi de son unité.

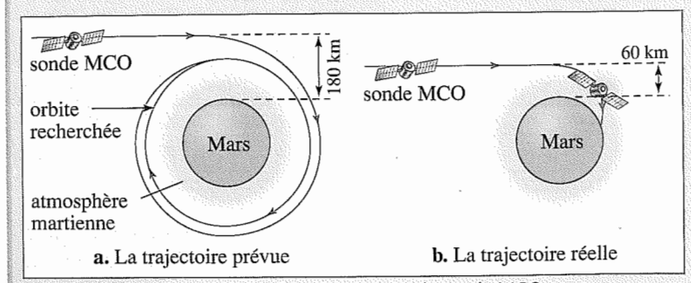
EXEMPLE :
On lit sur le cadran d'un pied à coulisse que le diamètre d'une bille vaut $d = 2{,}43$ cm.

La valeur est donnée avec trois chiffres significatifs, les chiffres 2, 4 et 3. On est **certain de tous les chiffres sauf du dernier** qui est incertain. L'incertitude (valeur maximale de l'erreur commise dans la mesure) dépend de l'appareil de mesure et de l'expérimentateur ; elle porte sur le dernier chiffre écrit.

document

LA SONDE MARS CLIMATE ORBITER VICTIME DES UNITÉS

La NASA a révélé que l'omission de l'unité serait à l'origine de l'écrasement de la sonde spatiale MCO sur Mars le 22 septembre 1999.
Dans un centre de contrôle de la trajectoire de la sonde, les ingénieurs travaillaient avec les unités anglaises, alors que dans un autre centre de contrôle, les calculs étaient effectués avec les unités du Système International. La transmission des données se faisait, semble-t-il, sans indiquer les unités.
Après un voyage de 670 millions de kilomètres, la sonde qui devait passer à 60 miles de la planète rouge est passée à 60 km. Beaucoup trop proche, elle a brûlé dans l'atmosphère martienne.



a. La trajectoire prévue **b.** La trajectoire réelle

Fig. 2. Trajectoire prévue et trajectoire réelle de la sonde MCO.

2 DEUX MESURES HISTORIQUES DE LONGUEUR

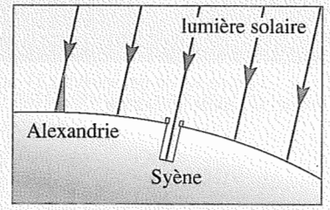
Dans l'histoire de l'homme, astuce et bon sens ont permis de déterminer des longueurs infiniment grandes ou infiniment petites même en l'absence d'outils sophistiqués.

2.1. Première mesure du rayon de la Terre

document

LA MÉTHODE D'ÉRATOSTHÈNE

La première détermination du rayon de la Terre fut réalisée par Ératosthène (284-192 av. J.-C.). Ératosthène savait que le premier jour de l'été, le Soleil à son zénith éclairait verticalement le fond d'un puits à Syène, près d'Assouan (en Égypte).
Or ce même jour, à la même heure, le Soleil n'était pas au zénith à Alexandrie ; grâce à l'ombre d'un piquet planté dans le sol, il mesura l'angle que faisaient les rayons solaires avec la verticale.
Connaissant la distance séparant les deux villes, il estima alors la valeur du rayon de la Terre à 6 500 km (voir Info-Science page 29).



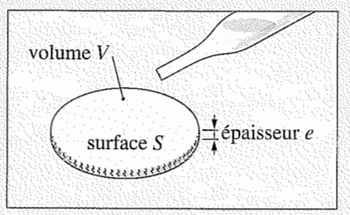
2.2. Ordre de grandeur de la longueur d'une molécule

En 1774, Benjamin Franklin (1706-1790) versa une cuillerée d'huile d'olive sur la surface d'un lac ridée par une très légère brise. Il constata que l'huile s'étalait et rendait lisse une surface très grande comparativement à la quantité d'huile utilisée.
Lord Rayleigh (1842-1919) répéta l'expérience à une échelle plus petite et en déduisit l'épaisseur du film d'huile. Il montra que cette épaisseur, de l'ordre du nanomètre, correspondait à la longueur d'une molécule.

expérience

Talquer très légèrement la surface de l'eau dans un cristallisoir (fig. 3a).

Déposer sur l'eau une très petite goutte d'oléine (acide gras liquide à la température ordinaire).



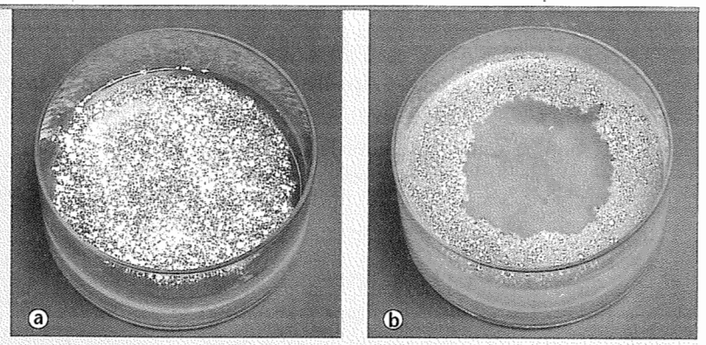


Fig. 3. Expérience de Franklin réalisée au laboratoire.

L'acide gras s'étale à la surface de l'eau et repousse le talc (fig. 3b). Si on connaît le volume V d'acide gras versé et la surface S de la pellicule, on peut calculer son épaisseur e ($e = V/S$). On obtient ainsi l'ordre de grandeur de la longueur de la molécule d'acide gras.

3 DES MÉTHODES GÉNÉRALES

3.1. Distance et dimension apparente

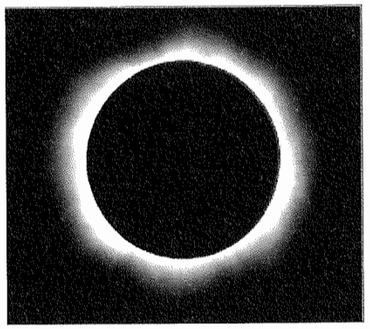


Fig. 4. L'éclipse totale de Soleil du 11 août 1999 a été visible en France.

Vous avez pu observer en août 1999 dans le nord de la France, que pour un observateur terrestre, la Lune cache exactement le Soleil lors d'une éclipse totale (fig. 4) ; dans ce cas, la Lune a alors la même **dimension apparente** que le Soleil.

De même, l'observateur peut éclipser la Lune artificiellement avec une bille. Le Soleil, la Lune et la bille n'ont pas les mêmes **dimensions**, mais selon leur **distance** à un observateur, ils peuvent avoir la même **dimension apparente.**

Plus un objet est éloigné d'un observateur, plus ses dimensions apparentes sont petites.

3.2. La méthode de la parallaxe

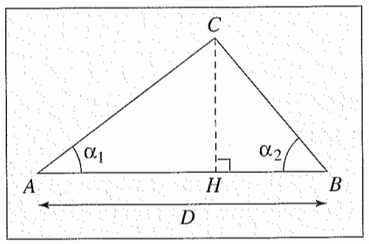


Fig. 5. Méthode de la parallaxe.

La méthode de la parallaxe permet de mesurer la distance à laquelle se trouve un objet éloigné.

Deux observateurs, placés en A et B, mesurent la valeur de l'angle sous lequel ils voient chacun un objet éloigné C par rapport à la ligne (AB) qui les joint. Ces angles sont appelés respectivement α_1 et α_2 (fig. 5).

Les observateurs sont à une distance D connue l'un de l'autre.

Les valeurs de D, α_1 et α_2 étant connues, on peut tracer le triangle ABC en se fixant une échelle et en déduire les distances AC, BC ou HC.

REMARQUE

Dans le cas où le triangle ABC est rectangle, on peut effectuer des calculs trigonométriques simples.

EXERCICE RÉSOLU

Appliquer la méthode de la parallaxe

Énoncé

Harry et Sophie veulent mesurer la largeur d'une rivière. Ils s'éloignent de 10 mètres l'un de l'autre le long de la rive.

Harry vise le pied d'un arbre juste en face de lui sur l'autre rive.

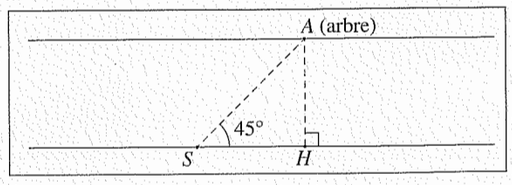
Par rapport à la ligne qui les joint, Harry voit l'arbre suivant un angle de 90°, alors que Sophie, sur la gauche d'Harry, voit l'arbre suivant un angle de 45°.

a. Faire un schéma de la situation faisant apparaître la rivière, l'arbre, les deux personnages ainsi que leurs lignes de visées respectives.

b. Déterminer la largeur de la rivière par la méthode de la parallaxe.

Solution

a.



b. On peut utiliser un schéma à l'échelle ou, comme un des angles de visée vaut ici 90°, les relations trigonométriques dans le triangle rectangle AHS :

$$\tan 45° = \frac{AH}{SH} \text{ ; soit : } AH = SH \times \tan 45°.$$

La largeur de la rivière vaut : $AH = 10 \times 1 = \mathbf{10\ m}$.

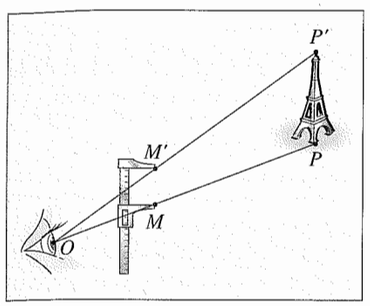


Fig. 6. Utilisation du théorème de Thalès si (MM') et (PP') sont parallèles.

3.3. Utiliser la dimension apparente

On peut déterminer les dimensions d'un objet à partir de ses dimensions apparentes quand la distance entre l'objet et l'observateur est connue (fig. 6).

Si les droites (MM') et (PP') sont **parallèles**, on a, d'après le théorème de Thalès :

$$\frac{PP'}{MM'} = \frac{OP}{OM}$$

où OP a été déterminée, par exemple, par la méthode de la parallaxe. Les mesures de OM et MM' permettent alors d'évaluer la valeur de PP', dimension recherchée de l'objet.

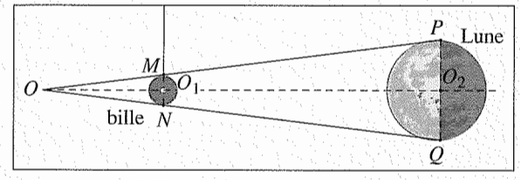
EXERCICE RÉSOLU

Évaluer le diamètre de la Lune

Énoncé

Un observateur éclipse exactement la Lune à l'aide d'une bille de diamètre 2,0 cm quand le centre de la bille se trouve à 2,2 m de son œil O.

En admettant que la Lune se trouve à $3{,}8 \times 10^5$ km de l'observateur, en déduire la valeur de son diamètre.



Solution

On trace les droites parallèles (MN) et (PQ). D'après le théorème de Thalès, on a :

$$\frac{OO_1}{OO_2} = \frac{MN}{PQ} \text{ ; soit : } PQ = \frac{OO_2}{OO_1} \times MN.$$

Le calcul en kilomètres donne :

$$PQ = \frac{3{,}8 \times 10^5}{2{,}2 \times 10^{-3}} \times 2{,}0 \times 10^{-5} = \mathbf{3{,}5 \times 10^3\ km}.$$

La valeur du diamètre de la Lune est donnée avec deux chiffres significatifs, comme les autres grandeurs de l'énoncé.

4 TRAITEMENT STATISTIQUE DES RÉSULTATS

Dans la mesure d'une grandeur (par exemple, dans l'expérience de Franklin), les résultats obtenus lors de deux expériences différentes peuvent varier sensiblement. On améliore la précision quand plusieurs groupes effectuent séparément la mesure de la grandeur.

4.1. Mesures indépendantes et erreur systématique

Si chaque groupe travaille avec **son propre matériel**, les mesures sont **indépendantes** les unes des autres.

Si pour des raisons pratiques, un élément est commun, les mesures ne sont pas indépendantes.
Cet élément peut introduire une erreur systématique.

4.2. Le résultat de la mesure

Si les mesures sont indépendantes, on prend comme résultat de la mesure de la grandeur **la moyenne de tous les résultats obtenus.**

4.3. Intervalle de confiance

La mise en commun des résultats permet de donner un intervalle dans lequel on a de grandes chances de trouver la valeur cherchée. Cet intervalle s'appelle l'intervalle de confiance.

• Si X_m est la moyenne de la grandeur X mesurée, on peut écrire cet intervalle sous la forme :

$$X_m - \Delta X \leqslant X \leqslant X_m + \Delta X \quad \text{ou} \quad X = X_m \pm \Delta X.$$

• ΔX, exprimée dans l'unité de X, s'appelle l'**incertitude** sur la mesure. À défaut de renseignement sur l'incertitude d'une mesure, on admet qu'elle est égale à une demi-unité du dernier chiffre exprimé.

EXEMPLE :
Le diamètre mesuré $d = 2{,}4$ cm sous-entend que $d = (2{,}4 \pm 0{,}05)$ cm.

• La **précision** est donnée par le rapport $\frac{\Delta X}{X_m}$.

Ce rapport est sans unité et s'exprime en général en %.

Voir ▶ Savoir-faire ● p. 315

EXERCICE RÉSOLU

Réaliser des mesures indépendantes

Énoncé
Pour mesurer l'angle que fait la direction d'une étoile par rapport à l'horizontale, deux groupes d'élèves ont suivi des protocoles différentes.
Groupe 1 : chaque élève construit son propre viseur et fait la mesure.
Groupe 2 : les élèves mesurent l'angle avec le meilleur viseur construit par l'un d'entre eux.
Quel groupe risque de commettre une erreur de manière systématique ?

Solution
Le groupe 2, car le viseur est commun à toutes les mesures. Un décalage de l'axe de rotation du viseur, par exemple, peut entraîner systématiquement une erreur dans les mesures.

L'ESSENTIEL

■ Le **mètre** est l'unité de longueur du **Système International**.

■ Dans l'infiniment petit et l'infiniment grand, il a fallu faire preuve d'ingéniosité pour déterminer des **distances** et des **dimensions**.

■ La **dimension apparente** d'un objet diminue quand l'observateur s'éloigne.

■ La **mise en commun** des résultats de mesure améliore la **précision**.

Mots-clés
- **dimensions apparentes**
- **chiffres significatifs**
- **précision**
- **parallaxe**
- **incertitude**

▶Voir Lexique page 332

JEUX D'HYPOTHÈSES ET RAYON DE LA TERRE

Les premières tentatives pour mesurer le rayon de la Terre s'effectuèrent au 3e siècle avant notre ère. Les savants de l'époque compensaient des outils limités par une ingéniosité surprenante...

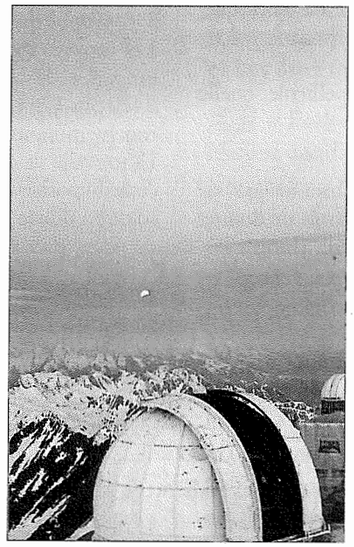
Un précurseur malgré lui : Anaxagore

Au 5e siècle avant J.-C., Anaxagore avait calculé que le Soleil flottait à 6 500 km de la surface de la Terre.
Son raisonnement était logique. Des voyageurs lui avaient appris que le jour du solstice d'été, à midi, le Soleil se trouvait au zénith à Syène, alors que le même jour à la même heure, le Soleil n'était pas au zénith à Alexandrie, située plus au Nord. Croyant la Terre plate, Anaxagore supposa que les rayons du Soleil n'étaient pas parallèles entre eux, et par un calcul simple, il évalua la distance entre la Terre et le Soleil.

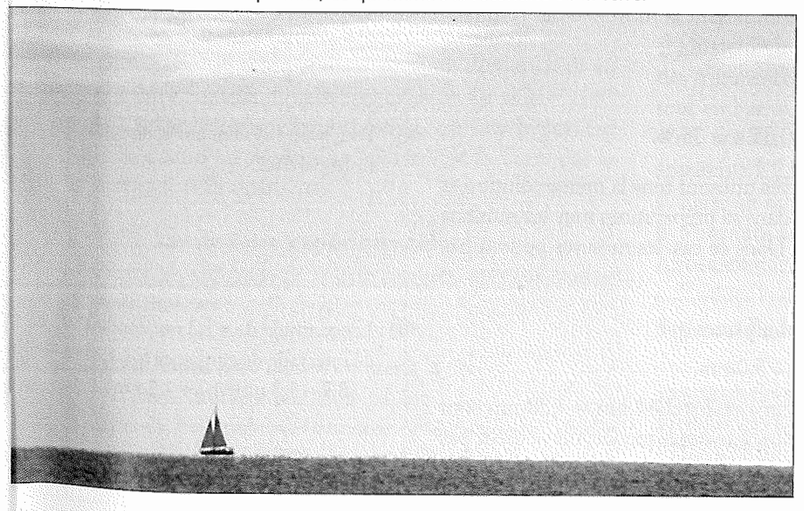
De nouvelles hypothèses

Mais certaines observations amenèrent à reconsidérer les hypothèses d'Anaxagore. Ainsi, l'apparition progressive des bateaux à l'horizon ou l'ombre portée de la Terre sur la Lune, avaient conduit les savants d'Alexandrie à penser, deux siècles plus tard, que la Terre était ronde. Cette idée, associée à celle que le Soleil est si éloigné de la Terre que ses rayons arrivent sur notre planète parallèles entre eux, permit une interprétation nouvelle des calculs d'Anaxagore.

Lors d'une éclipse de Lune, l'ombre portée de la Terre est circulaire.

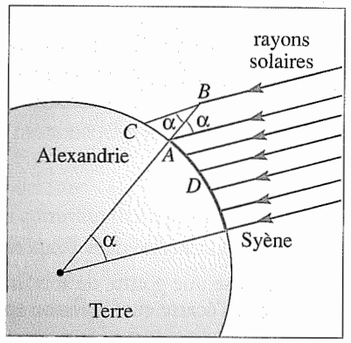


Lorsqu'un voilier apparaît à l'horizon, le mât est visible en premier, ce qui montre la rotondité de la Terre.



Le calcul d'Ératosthène

Ératosthène, directeur de la Bibliothèque d'Alexandrie, montra alors, d'après une propriété des parallèles, que l'angle d'inclinaison α des rayons du Soleil par rapport à la verticale d'Alexandrie était égal à l'angle fait par la verticale de Syène et celle d'Alexandrie. Il détermina la valeur de cet angle ($\alpha = 7{,}5°$) en mesurant l'ombre portée d'un piquet vertical sur un sol horizontal et en effectuant un calcul trigonométrique simple.



L'angle d'inclinaison α des rayons du Soleil par rapport à la verticale d'Alexandrie a pour valeur 7,5°.

Ératosthène savait en outre par des caravaniers que la distance D entre les villes de Syène et d'Alexandrie était de 5 000 stades (unité de longueur de l'époque), soit environ 800 km.
En écrivant que l'angle au centre et la longueur sur la sphère terrestre sont des grandeurs proportionnelles :

$$\frac{\alpha}{D} = \frac{360}{2\pi R_T},$$

Ératosthène évalua le rayon de la Terre à environ 6 000 km.
Trois siècles avant J.-C., les savants d'Alexandrie avaient donc déjà une très bonne estimation du rayon de notre planète !

Exploitation ▶ p. 33 et 34

EXERCICE RÉSOLU

Étude d'un protocole de mesure

Énoncé

Quand on dépose à la surface d'une eau saupoudrée de talc une goutte de solution très diluée d'acide gras dans l'éther de pétrole, on observe que le talc est repoussé. Lorsque le solvant s'est évaporé, seul reste l'acide gras qui forme une pellicule à la surface de l'eau à l'endroit où le talc est repoussé (voir la figure 3 page 25).

1. À propos du protocole

a. Quel est le solvant utilisé dans l'expérience ?
b. Quelle expérience faire pour montrer que ce n'est pas le solvant qui forme la pellicule à la surface de l'eau ?
c. Si on fait l'hypothèse que la pellicule est cylindrique, quelle grandeur faut-il déterminer pour pouvoir calculer la surface de la pellicule ?
d. Pour déterminer l'épaisseur e de la pellicule, quelle autre grandeur faut-il connaître ?

2. Écriture du résultat

La mise en commun des résultats obtenus par six groupes ayant effectué l'expérience a permis de donner un intervalle de confiance dans lequel on a de grandes chances de trouver la valeur cherchée :

$$e = 3{,}7 \times 10^{-9}\ \text{m} \pm 1{,}3 \times 10^{-9}\ \text{m}.$$

a. Comment a-t-on calculé la valeur $3{,}7 \times 10^{-9}$ m ? Avec combien de chiffres significatifs est exprimé le résultat ?
b. Quelle est la précision du résultat ?
c. Il n'est pas indiqué si tous les groupes ont utilisé la même solution diluée d'acide gras dans l'éther de pétrole ou s'ils ont préparé chacun la leur. Ce fait a-t-il une importance ? Justifier.

3. À propos du résultat

Les moyens modernes ont montré que la valeur de la longueur de la molécule de l'acide gras utilisé est 2440 pm. On émet l'hypothèse que cet acide forme une couche monomoléculaire à la surface de l'eau. L'intervalle de confiance trouvé permet-il de confirmer cette hypothèse si chaque groupe a préparé sa propre solution diluée d'acide gras ?

Solution

1. a. Le solvant utilisé dans l'expérience est l'éther de pétrole.

b. On dépose une goutte de solvant pur à la surface d'une eau saupoudrée de talc : le talc s'écarte et se referme après évaporation du solvant.

c. Si la pellicule est cylindrique, on peut calculer facilement sa surface en mesurant son rayon.
La surface d'un disque vaut en effet : $S = \pi R^2$.

d. Il faut connaître le volume V d'acide gras versé, car on a : $e = \dfrac{V}{S}$.

2. a. La valeur $3{,}7 \times 10^{-9}$ m est obtenue en faisant la moyenne des résultats. Le résultat est donné avec deux chiffres significatifs.

b. La précision de la mesure est :

$$\frac{\Delta e}{e} = \frac{1{,}3 \times 10^{-9}}{3{,}7 \times 10^{-9}} = 0{,}35 \text{ soit } 35\ \%.$$

c. Ce fait a son importance, car si les élèves utilisent tous la même solution et qu'une erreur est survenue par mégarde dans sa préparation, tous les résultats sont affectés d'une erreur systématique. Dans ce cas, les mesures ne sont pas indépendantes.

3. Compte-tenu de l'incertitude, on peut affirmer que :

$$2{,}4\ \text{nm} \leqslant e \leqslant 5{,}0\ \text{nm}.$$

Les valeurs 2,44 nm (2440 pm = 2,44 nm) et $2 \times 2{,}44$ nm = 4,88 nm sont comprises dans cet intervalle de confiance. En conséquence, on ne peut pas dire si la couche est monomoléculaire ou bimoléculaire.

Commentaires

On vérifie alors qu'en l'absence du corps gras, on n'obtient pas de pellicule à la surface de l'eau.

Voir la fiche Savoir-faire p. 315.

Pour avoir la valeur en %, on multiplie par 100.

L'incertitude Δe = 1,3 nm conduit à l'intervalle de confiance : [3,7 – 1,3 nm ; 3,7 + 1,3 nm].

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

Le Soleil et la Lune n'ont pas les mêmes ... . Pourtant lors d'une éclipse totale du Soleil, ils ont les mêmes ... . La ... Terre – Soleil est plus grande que la ... Terre – Lune : plus un objet est éloigné, plus ses ... ... sont petites.

2 Vrai ou faux ?

a. Quand un résultat est donné avec 4 chiffres significatifs, cela signifie qu'on est absolument certain des 4 chiffres qui figurent ..... V F
b. On risque des erreurs systématiques si les mesures réalisées ne sont pas toutes indépendantes ..... V F
c. On augmente la précision d'une grandeur mesurée en augmentant le nombre de mesures indépendantes, chaque mesure étant faite avec la même méthode et le plus grand soin ..... V F

3 QCM

À l'œil nu, un élève arrive à voir un grain de sable de diamètre 0,0040 cm situé à une vingtaine de centimètre de lui.
a. Retrouver le diamètre du grain de sable dans la liste suivante :
☐ 40 mm ; ☐ 0,040 mm ; ☐ 40×10^{-6} m.
b. Parmi les grains de dimensions suivantes, quels sont ceux qu'il peut distinguer à la même distance ?
☐ 40×10^{-4} m ; ☐ 40×10^{-8} m ;
☐ 0,010 mm ; ☐ 5×10^{-3} mm.

4 Apprendre à rédiger

a. Jusqu'au début du 20e siècle, on estimait les distances entre les astres par la méthode de la parallaxe. Rechercher le mot parallaxe dans un dictionnaire ou une encyclopédie. Quelle signification a-t-il ici ?
b. Qu'est ce qu'une hypothèse ? Citer une hypothèse faite quand on détermine le rayon de la Terre par la méthode d'Ératosthène.

5 Savoir-faire expérimental

Parmi les appareils de la liste ci-après, lesquels choisir pour mesurer :
– la hauteur d'un immeuble
– la distance d'un bateau en mer à la côte
– l'épaisseur d'une feuille de papier.
Liste du matériel : *pied à coulisse, double décimètre, double mètre ruban, décamètre, rapporteur, équerre, microscope, microscope électronique.*

JE M'ENTRAÎNE

Expression de résultats

6 ♦ Donner les ordres de grandeur, en mètres, des longueurs suivantes :
– molécule de dioxygène : 122 pm
– altitude du Mont Everest : 8882 m
– rayon de la Terre : $6{,}4 \times 10^3$ km.

7 ♦ On s'intéresse à la valeur du rayon de la Terre.
a. Quel est le nombre de chiffres significatifs lorsqu'on écrit cette valeur sous la forme 6400 km ? sous la forme $6{,}4 \times 10^3$ km ?
b. Quel chiffre est incertain dans chaque cas ?
c. Les deux formes d'écriture sont-elles équivalentes ?

8 ♦ Écrire les longueurs suivantes avec trois chiffres significatifs :
– un mètre ;
– le rayon de la Terre : 6400 km ;
– l'altitude du Mont Blanc : 4807 m ;
– l'épaisseur d'une monocouche moléculaire : trente et un nanomètres.

9 ♦ La mise en commun des résultats de la mesure du rayon d'une bille a conduit à donner sa valeur sous la forme $(2{,}44 \pm 0{,}06)$ cm.
a. Que représente le nombre 2,44 ?
b. Que représente le nombre 0,06 ?
c. Quelle est la précision, en %, du résultat donné sous cette forme ?

Mesures de longueurs

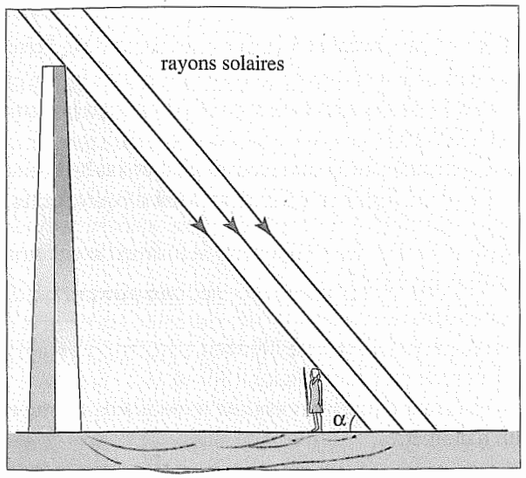
10 ♦♦ Franck assiste à un match de football du haut des tribunes. Son joueur préféré lui apparaît bien petit, tout en bas, sur la pelouse ! Avec un double décimètre tenu à bout de bras, Franck estime sa dimension apparente à 2,0 cm.
a. Faire un schéma de la situation.
b. Pourquoi faut-il que le double décimètre soit tenu verticalement ?
c. Évaluer la distance qui sépare Franck du joueur.

Fiches signalétiques :

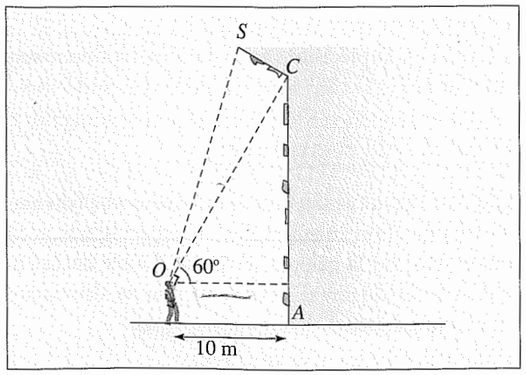
	Franck	le joueur
taille (m)	1,70	1,85
longueur du bras (cm)	60	70
caractéristiques	lycéen	gardien de but

EXERCICES

11 ♦♦ Un jour d'été, Chloé, qui mesure 1,55 m, se place dans l'ombre d'un obélisque de manière à ce que les rayons du Soleil affleurent le haut de sa tête. Elle se trouve à 18 mètres de la base de l'obélisque sur le sol horizontal.
Sachant que l'ombre portée de Chloé mesure 1,30 m :
a. Déterminer l'angle α formé par les rayons du Soleil et l'horizontale.
b. En déduire la hauteur H de l'obélisque.



12 ♦♦ Avant d'entreprendre par la voie *ACS* l'escalade d'un mur vertical suivi d'un surplomb, Ludovic souhaite évaluer la longueur de celui-ci.

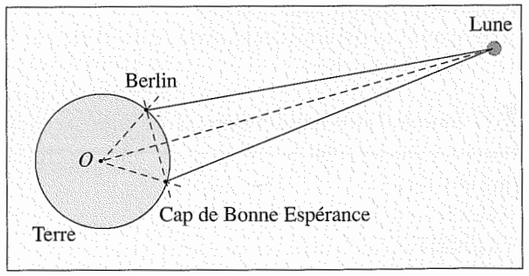


a. En se plaçant à 10,0 m du mur, sur un sol horizontal, Ludovic voit la cassure C sous un angle de 60° par rapport à l'horizontale. Calculer la longueur OC entre l'œil O de Ludovic et la cassure C.
b. De la même place, et au moyen d'un morceau de bois de longueur 10 cm placé parallèlement au surplomb, Ludovic masque celui-ci quand il tient le morceau de bois à 50 cm de son œil.
En déduire la longueur du surplomb CS.

13 ♦♦ **Méthode des parallaxes**
En se promenant sur un chemin côtier, Yann reconnaît en mer le Belem, un superbe trois mâts de 58 mètres de long, 8,80 mètres de large et 1200 m² de voilure.
Yann voit le navire par le travers, celui-ci évoluant très lentement parallèlement à la côte. Yann souhaite savoir quelle distance le sépare du Belem. Un poteau de clôture sert pour la visée. Yann se place à deux pas du poteau dans l'axe du bateau. En visant avec l'œil droit, le poteau cache juste la poupe (l'arrière) du navire ; en visant avec l'œil gauche, le poteau cache juste la proue (l'avant) du navire.
a. Faire un schéma vu de dessus faisant apparaître les données du texte et les lignes de visées utiles.
b. Yann estime l'écartement de ses yeux à 5 cm et la longueur de son pas à 1 m. Évaluer à quelle distance le voilier se trouve du poteau.

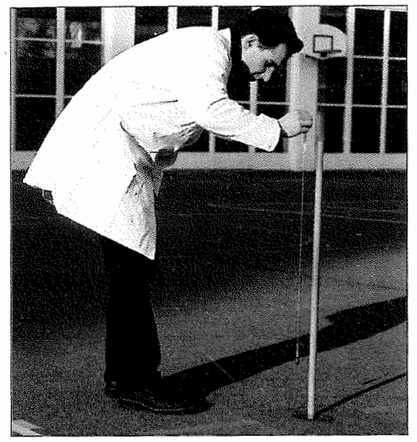
14 ♦♦ **Triangulation laser**
Pour faire des relevés de distance sur le terrain, on utilise un faisceau laser avec lequel on vise le centre d'un panneau indicateur à partir de deux positions A et B situées de part et d'autre d'une route rectiligne.
La droite joignant A et B est perpendiculaire à l'axe de la route.
Les angles intérieurs au triangle formé par les deux rayons lasers et la droite (AB) ont pour valeur 80° en A et 87° en B.
a. Faire un schéma de la situation.
b. À quelle distance du point B se trouve le panneau, sachant que la distance AB vaut 6,0 m ?

15 ♦♦♦ **Mesure de la distance Terre-Lune**
En 1751, La Caille et Lalande observèrent de Berlin et du Cap de Bonne Espérance, situés approximativement dans le même plan méridien, le passage de la Lune dans ce plan.

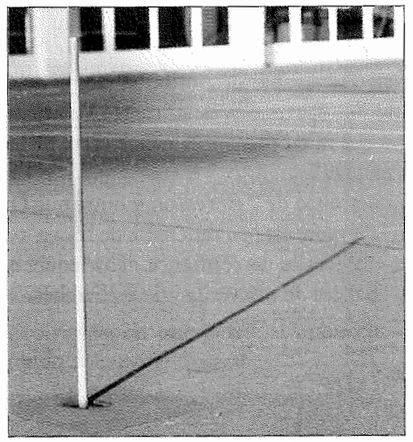


a. Quelles grandeurs faut-il connaître pour déterminer, par la méthode de la parallaxe, la distance Terre-Lune ?
b. Comment peut-on concrètement les déterminer?

16 ♦♦♦ **Érastosthène au lycée**
Dans un lycée A et dans un lycée B approximativement sur le même méridien, des élèves ont planté deux bâtons verticaux de telle sorte que leur extrémité libre soit d'une hauteur de 1,00 m au-dessus du sol.



Un même jour ensoleillé, ils ont mesuré l'ombre portée des bâtons quand le Soleil est au zénith (midi solaire) dans leur ville.
Dans le lycée A, l'ombre du bâton sur le sol horizontal mesurait 103 cm, alors que, dans le lycée B, elle mesurait 87 cm.



a. Déterminer les angles que font les rayons du Soleil par rapport à la verticale de chaque lieu. Quel lycée est le plus proche de l'équateur ?
b. Sachant que les deux villes sont distantes de 530 km, en déduire la valeur trouvée par les élèves pour le rayon de la Terre.
c. Les bâtons doivent-ils avoir absolument la même longueur dans les deux lycées ?
d. Pour augmenter la précision, est-il souhaitable de rallonger ou de raccourcir les bâtons ?

17 **Exercice de correction**
Lire l'énoncé ci-dessous, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé
Si on verse un volume $V = 3{,}0$ cm³ d'huile à la surface d'une eau calme, on obtient une pellicule d'huile de surface $S = 2000$ m².
Déterminer l'ordre de grandeur de l'épaisseur e de la pellicule d'huile supposée cylindrique.

Solution annotée d'un élève

Chiffres significatifs ?
On a $3\ \text{cm}^3 = 0{,}000003\ \text{m}^3$) Utilisez les puissances de 10.
D'où $\frac{0{,}000003}{2000} = 1{,}5 \times 10^{-9}$ m.
Quelle est la grandeur calculée ?
Donner d'abord le calcul littéral !
L'ordre de grandeur vaut 10^{-9} m.
N'y a-t-il pas un sous-multiple mieux adapté ?

JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

EXERCICES À CARACTÈRE DOCUMENTAIRE

Lire ▶ p. 29 ● répondre aux questions

18 ♦♦ **a.** Quelle est la principale hypothèse émise par Ératosthène ?
b. Quel fait prouve que la Terre n'est pas plate ?
c. Vérifier à l'aide des données du texte l'estimation trouvée pour la valeur de ce rayon.

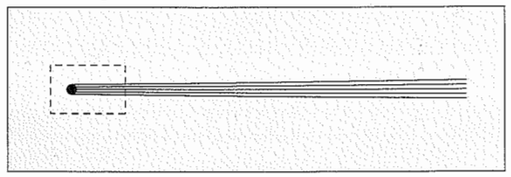
19 ♦♦ Si dans l'expérience d'Ératosthène, on fait l'hypothèse que la Terre est plate, les observations faites sont les mêmes :
– pas d'ombre portée à Syène
– une ombre portée à Alexandrie, montrant une inclinaison des rayons solaires de 7,5° avec la verticale.
a. Faire un schéma.
b. Peut-on conserver l'hypothèse que le faisceau lumineux qui éclaire la Terre est parallèle ?
c. Quelle distance peut-on déterminer avec l'hypothèse de départ que la Terre est plate ?

20 ♦♦♦ On se propose de discuter l'hypothèse faite sur le faisceau de lumière qui éclaire la Terre dans l'expérience d'Ératosthène.

a. Représenter sur une bande de papier le système Terre - Soleil à l'échelle 1 cm pour 10^6 km.
Les ordres de grandeur des longueurs sont les suivants :
– distance Terre - Soleil : 10^8 km
– diamètre du Soleil : 10^6 km (environ 100 fois celui de la Terre).

b. Tracer les bords du faisceau de lumière issu du Soleil qui éclaire la Terre.
Quel est l'ordre de grandeur de la valeur de l'angle entre les rayons matérialisant les bords du faisceau ?

c. Avec un logiciel de dessin, tracer le cercle le plus petit possible : il représentera la Terre.
Tracer ensuite deux traits tangents à la Terre et faisant entre eux un angle d'environ un degré. Ces traits matérialisent les bords du faisceau lumineux qui éclaire la Terre.
À l'intérieur du faisceau, tracer 2 ou 3 autres rayons lumineux provenant du Soleil (schéma ci-dessous).



d. « Faire » un zoom à 500 % de la partie entourée en pointillés.
Comment apparaissent les rayons tracés ?
L'hypothèse d'Ératosthène semble-t-elle légitime ?

21 ♦♦♦ **Approche de la notion d'écart-type** σ

Voir ▶ Savoir-faire ● p. 315

L'écart-type σ *est un outil statistique souvent pratique pour déterminer l'intervalle de confiance auquel appartient la valeur d'une grandeur mesurée.*
L'utilisation d'un tableur est recommandée pour cet exercice. Avec Excel, il faut taper «=» avant chaque formule ; avec Lotus 123, il faut taper «@».

Énoncé
Un groupe de sept élèves a déterminé par la méthode de la parallaxe la distance séparant la porte de la salle de classe d'un réverbère dans la cour.
Les résultats sont rassemblés dans le tableau ci-après. *X* est la distance trouvée en mètres.

Écart - type

	A	B	C	D
1	Groupe	X (en m)	$X - X_m$	$(X - X_m)^2$
2	BN	27		
3	BM	28,4		
4	RB	25,6		
5	VM	29,2		
6	DJ	27		
7	VF	28,7		
8	KC	26,73		
9	Moyenne			

a. Entrer les données dans un tableur.
b. Dans la cellule (B9), calculer la moyenne des valeurs de la colonne B. Avec le tableur Excel, par exemple, on tape = ***moyenne (B2:B8)***. On trouve 27,5.
c. Dans la colonne C, on calcule l'écart de chaque valeur par rapport à la moyenne. Dans la cellule (C2), entrer la formule ***B2 - 27,5***. Recopier la formule dans les autres cellules de la colonne.
d. Calculer la moyenne de ces écarts dans (C9). Pourquoi la valeur trouvée est-elle très proche de zéro ?
e. Pour éviter ce problème, on élève au carré les écarts par rapport à la moyenne (colonne D).
En (D2), entrer la formule ***C2 ^ 2*** et recopier la formule dans les autres cellules de la colonne.
f. Calculer la moyenne des écarts élevés au carré dans la cellule (D9).
g. L'écart-type est par définition la racine carré de la moyenne des écarts élevés au carré. Vérifier que sa valeur est 1,2 m en prenant la racine carré de la valeur trouvée en (D9).
h. Pour un groupe de 7 élèves, on montre que l'incertitude sur la mesure est peu différente de l'écart-type. En déduire l'intervalle de confiance dans lequel on a de grandes chances de trouver la valeur cherchée.

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

En 1543, Nicolas Copernic explique que la Terre tourne autour du Soleil. Une objection lui est opposée : si la Terre bouge, les étoiles devraient bouger aussi les unes par rapport aux autres sur la voûte céleste. Or, rien de tel n'est observé. Pourtant Copernic ne s'est pas trompé ! Comment lever ce paradoxe ?

Lumière et longueurs

CHAPITRE 3

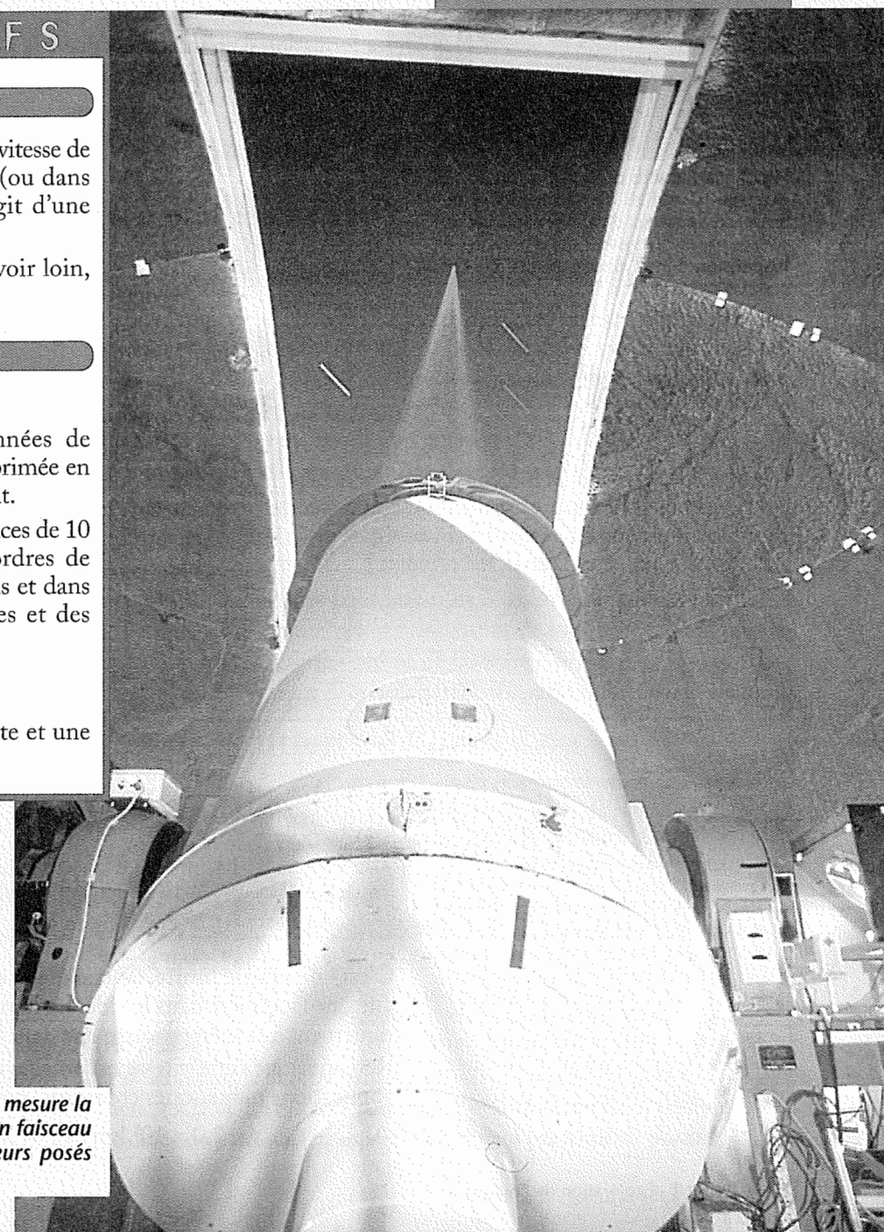
OBJECTIFS

SAVOIRS
- Connaître la valeur de la vitesse de la lumière dans le vide (ou dans l'air) et savoir qu'il s'agit d'une vitesse limite.
- Savoir expliquer que « voir loin, c'est voir dans le passé ».

SAVOIR-FAIRE

Théoriques
- Savoir convertir en années de lumière une distance exprimée en mètres et réciproquement.
- Savoir utiliser les puissances de 10 dans l'évaluation des ordres de grandeur, dans les calculs et dans l'expression des données et des résultats.

Expérimentaux
- Savoir mesurer une petite et une grande distance.



Au CERGA, près de Grasse, on mesure la distance Terre-Lune grâce à un faisceau laser envoyé sur des réflecteurs posés sur le sol lunaire.

1 LA PROPAGATION DE LA LUMIÈRE

Fig. 1. La lumière du Soleil a traversé le vide spatial et l'air de l'atmosphère terrestre. Les faisceaux de lumière sont rendus visibles par de fines particules diffusantes en suspension dans l'air. Les bords des faisceaux sont rectilignes.

1.1. La propagation est rectiligne

Dans le vide et dans tout milieu transparent et homogène, la lumière se propage en ligne droite.

Dans un **milieu opaque**, la lumière ne peut pas se propager.
Un **milieu homogène** possède les mêmes propriétés physiques et chimiques en chacun de ses points. L'air est un milieu transparent souvent homogène. La propagation de la lumière y est rectiligne (fig. 1).

REMARQUE

La formation d'un mirage est due à la propagation non rectiligne de la lumière dans de l'air chauffé qui n'est pas un milieu homogène.

1.2. Le modèle du rayon lumineux

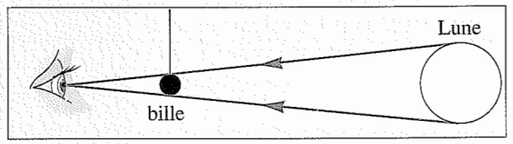
On modélise le trajet de la lumière entre deux points par des segments de droite orientés dans le sens de la propagation. Ces segments sont appelés rayons lumineux.

EXERCICE RÉSOLU

Orienter des rayons lumineux

Énoncé
Jean éclipse exactement la Lune à l'aide d'une bille.
a. Quel nom portent les segments de droite délimitant le faisceau de lumière entre la Lune et Jean ?
b. Dans quel sens faut-il les orienter? Faire un schéma.

Solution
a. Les segments de droite délimitant le faisceau sont appelés rayons lumineux. Ils matérialisent le trajet suivi par la lumière entre la Lune et Jean.
b. Il faut orienter les segments dans le sens de propagation de la lumière, c'est-à-dire de la Lune vers l'œil. L'œil reçoit la lumière diffusée par la Lune.



POINT HISTOIRE

LA VITESSE DE LA LUMIÈRE

On a longtemps cru que la lumière se propageait à une vitesse infinie. **Galileo Galilei** (1564-1642) semble être le premier à avoir mis en doute cette idée et à tenter de mesurer sa vitesse. **Ole Römer** (1644-1710), grâce à l'observation de Io, un satellite de Jupiter, donne en 1776 la première estimation chiffrée : 212 000 km · s^{-1}. L'amélioration de la précision des mesures conduira progressivement à la valeur actuelle.

1.3. La vitesse de la lumière

La vitesse de la lumière dans le vide, notée c, est une constante universelle indépendante du référentiel dans lequel on la mesure. Sa valeur est : $c = 299\,792\,458$ m · s^{-1}.

C'est une **vitesse limite**. Aucun objet, aucun signal ne peut aller plus vite que la lumière dans le vide. La lumière se propage dans l'air pratiquement à la même vitesse que dans le vide.
Retenons que cette vitesse est voisine de **300 000 km · s^{-1}**. Pour les applications numériques courantes, nous prendrons la valeur :

$$c \approx 3{,}0 \times 10^5 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1} = 3{,}0 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}.$$

EXERCICE RÉSOLU

Calculer une durée

Énoncé
Karim envoie un signal lumineux avec une lampe à Jennifer, située en ligne droite à 300 mètres de lui.
a. Quelle durée met le signal lumineux pour arriver à Jennifer ? Quel commentaire peut-on faire ?
b. Quelles hypothèses faut-il faire pour ces calculs ?

Solution
a. Calculons la durée mise par le signal lumineux pour parcourir une distance de 300 m.

$$t = \frac{d}{c} \quad (d \text{ en m}, c \text{ en m} \cdot \text{s}^{-1} \text{ et } t \text{ en s})$$

soit : $$t = \frac{300}{3{,}0 \times 10^8} = \mathbf{1{,}0 \times 10^{-6}\ s}.$$

Cette durée est tellement petite (un millionième de seconde) que la transmission paraît instantanée.
b. Il faut faire l'hypothèse que la lumière se propage en ligne droite entre Karim et Jennifer, c'est-à-dire que l'air est un milieu transparent et homogène.

2 L'ANNÉE DE LUMIÈRE

2.1. Les distances en astronomie

	Distance au Soleil (km)
Terre	$1{,}5 \times 10^8$
Pluton	$5{,}9 \times 10^9$
Proxima du Centaure	$4{,}1 \times 10^{13}$
Galaxie d'Andromède	$2{,}0 \times 10^{19}$

Nous avons vu au chapitre 1 que les distances en astronomie sont très grandes (voir tableau ci-contre). La durée mise par la lumière pour franchir ces distances donne des éléments de comparaison plus commodes que les distances elles-mêmes.
Ainsi, la lumière du Soleil met environ :
– 8 minutes et 20 secondes pour atteindre la Terre ;
– 6 heures pour atteindre Pluton aux confins du système solaire ;
– 4 ans pour atteindre l'étoile la plus proche de la Terre, Proxima du Centaure ;
– un million d'années pour atteindre la galaxie d'Andromède.
Le mètre et le kilomètre sont des unités de longueur trop petites en astronomie. On utilise l'**année de lumière**.

2.2. Définition de l'année de lumière

L'année de lumière (symbole a.l.) est la distance parcourue par la lumière, dans le vide, pendant une année.

Calculons sa valeur en km :

$$\mathbf{1\ a.l.} = (3{,}0 \times 10^5) \times 365 \times 24 \times 60 \times 60 = \mathbf{9{,}5 \times 10^{12}\ km.}$$

On a donc l'ordre de grandeur :

1 a.l. ~ 10^{13} km, soit dix mille milliards de kilomètres !

REMARQUE

Par définition, la lumière parcourt dans le vide 1 a.l. en 1 an. Sa vitesse vaut donc 1 a.l./an. La distance parcourue par la lumière dans le vide (en a.l.) et la durée du parcours (en années) s'expriment par le même nombre.

EXERCICE RÉSOLU

Utiliser l'année de lumière

Énoncé

a. Exprimer en années de lumière l'ordre de grandeur de la distance entre le Soleil et la galaxie d'Andromède de valeur 2×10^{19} km.

b. Certains quasars (objets célestes d'une très grande luminosité) sont à 12 milliards d'années de lumière du système solaire. Donner l'ordre de grandeur de cette distance en km.

Solution

a. La distance entre le Soleil et la galaxie d'Andromède est :

$$d = \frac{2 \times 10^{19}}{9{,}5 \times 10^{12}} = 2 \times 10^{6} \text{ a.l.}$$

soit un ordre de grandeur de **10^6 a.l.**

b. La distance entre les quasars et le système solaire est égale à $12 \times 10^9 \times 9{,}5 \times 10^{12} = 1{,}1 \times 10^{23}$ km, soit un ordre de grandeur de **10^{23} km**.

2.3. « Voir loin, c'est voir dans le passé »

La lumière émise par un objet fournit une information sur l'objet **au moment de son émission.** La lumière est le moyen le plus rapide de transmission de l'information.

Pour des événements terrestres, l'instant de l'émission coïncide quasiment avec l'instant présent, car les distances à parcourir à notre échelle sont très petites. Mais pour des objets très éloignés, comme les galaxies, la lumière émise voyage pendant des milliards d'années avant de nous parvenir : les événements que nous observons se sont donc déroulés dans un très lointain passé.

Voir un événement lointain, c'est le voir au moment où il s'est déroulé dans le passé.

Par exemple, cet événement astronomique observé sur Terre en 1987 a eu lieu en réalité il y a $1{,}7 \times 10^5$ ans dans le grand nuage de Magellan, soit il y a cent soixante dix mille ans (fig. 2).

Fig. 2a. Le grand nuage de Magellan avant le 23 février 1987. La flèche indique la position d'une étoile.

Fig. 2b. Le 23 février 1987, les astronomes observent l'explosion d'une étoile située à $1{,}7 \times 10^5$ a.l. de la Terre. À sa place, apparaît une source lumineuse extrêmement intense.

3 TECHNIQUES MODERNES DE MESURE DES LONGUEURS

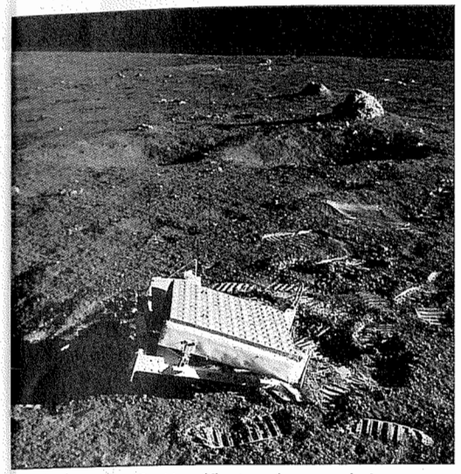


Fig. 3. Un réflecteur laser sur la Lune.

3.1. La technique de l'écho

A. L'écho laser

En 1969, lors de la mission Apollo XIV, Neil Armstrong et Edwin Aldrin ont déposé un réflecteur laser à la surface de la Lune (fig. 3). Celui-ci permet de renvoyer vers la Terre des faisceaux d'impulsions laser tirés de centres d'études comme le CERGA, près de Grasse dans les Alpes Maritimes, ou la station Mac Donald au Texas (voir ouverture du chapitre, page 35).

Une impulsion laser est un signal lumineux très bref. On mesure avec une grande précision la durée mise par l'impulsion pour effectuer un aller et retour Terre-Lune. On peut alors déterminer avec une précision de l'ordre du centimètre la distance entre l'émetteur et le récepteur et ainsi détecter d'infimes variations dans la trajectoire de la Lune par rapport à la Terre. Pour cela, il faut prendre en compte les différents milieux traversés par la lumière.

EXERCICE RÉSOLU

Mesure de la distance Terre-Lune

Énoncé

Lors d'un tir d'impulsion laser, la valeur de la durée d'un aller et retour Terre-Lune est $t = 2{,}65$ s.

Déterminer la distance Terre-Lune au moment de la mesure en prenant pour vitesse de la lumière la valeur $c = 3{,}0 \times 10^8$ m · s^{-1}.

Solution

La distance Terre-Lune est égale à la moitié de la distance aller et retour.

$$d = \frac{1}{2} ct \text{ ; soit : } d = \frac{1}{2} \times 3{,}0 \times 10^8 \times 2{,}65 \text{ m.}$$

On obtient avec une calculatrice : $d = 3{,}975 \times 10^8$ m, les quatre chiffres n'étant pas tous significatifs.

La vitesse de la lumière est donnée avec deux chiffres significatifs et la durée d'un aller et retour avec trois chiffres significatifs. On exprime donc le résultat avec seulement 2 chiffres significatifs, soit :

$$d = 4{,}0 \times 10^8 \text{ m} = 4{,}0 \times 10^5 \text{ km.}$$

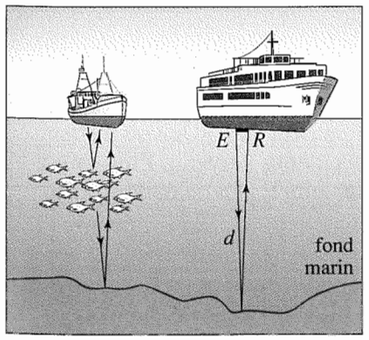


Fig. 4. Les sonars sont utilisés pour mesurer des profondeurs marines ou repérer des bancs de poissons.

B. L'écho radar

Seule la Lune est équipée de réflecteurs laser. Pour les autres planètes du système solaire, on utilise la technique similaire de l'écho radar. On envoie un signal radar, de même nature que la lumière, et qui se propage à la même vitesse qu'elle. Le signal est renvoyé par la planète, et on mesure la durée mise par la lumière pour effectuer un aller et retour.

REMARQUES

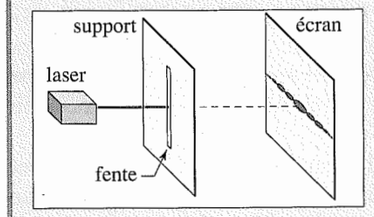
– La technique de l'écho radar n'est pas utilisable avec des systèmes qui renvoient très mal les signaux radar comme, par exemple, le Soleil (qui est un système gazeux). On utilise alors la méthode de la parallaxe.

– Les ultrasons, inaudibles par l'homme, peuvent aussi être utilisés pour déterminer des distances sur Terre (fig. 4). Le principe de l'écho sonar est le même que celui de l'écho radar.

3.2. La diffraction

expérience

- **Interposer une fente fine dans un faisceau laser perpendiculairement à celui-ci. On obtient une figure de diffraction (fig. 5a).**
- **Interposer un cheveu dans le faisceau laser perpendiculairement à celui-ci (fig. 5b).**



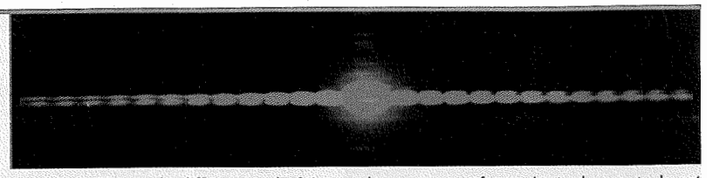


Fig. 5a. Figure de diffraction du faisceau laser par une fente. La tache centrale est d'autant plus large que la fente est plus fine.

Fig. 5b. Le phénomène de diffraction se produit aussi en interposant un cheveu.

En utilisant un jeu de fentes de largeurs connues, on peut tracer **une courbe d'étalonnage** donnant la largeur de la tache centrale en fonction de la largeur de la fente. Cette courbe permet de déterminer la largeur inconnue d'un objet fin à partir de sa tache de diffraction.

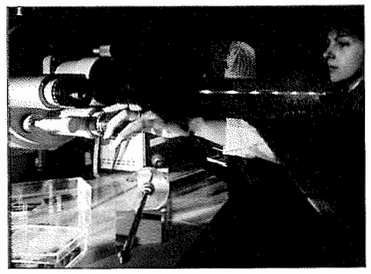


Fig. 6. En criminologie, un microscope à balayage électronique permet, par exemple, l'analyse physique d'un cheveu.

3.3. Le microscope

• Un microscope optique est constitué d'un système de lentilles optiques fournissant des images agrandies des objets. À l'aide d'une lame de verre graduée portant des divisions égales, on peut déterminer les dimensions d'un objet invisible à l'œil nu. La limite de résolution du microscope optique est de 0,2 μm (ou 2×10^2 nm).

• Les microscopes électroniques (un faisceau d'électrons remplace la lumière) atteignent une précision environ 1 000 fois « meilleure » : 0,2 nm (ou 2×10^2 pm). Les microscopes à effet tunnel, apparus en 1982, ont une limite de résolution de 10 pm ; ils permettent ainsi de « voir » les atomes.

L'ESSENTIEL

■ La lumière se propage en **ligne droite** dans un milieu **transparent** et **homogène**.

■ La vitesse de la lumière dans le vide est une **vitesse limite**.

Dans le vide et dans l'air, la lumière a pratiquement la même vitesse : $c = 3{,}0 \times 10^8$ **m** · s^{-1}.

■ **L'année de lumière** est une unité pratique de longueur utilisée en astronomie.

Son ordre de grandeur est 10^{13} **km**.

■ Du fait de la vitesse finie de la lumière, les événements qui se produisent dans l'Univers mettent une certaine durée à nous parvenir. Plus on est capable de **regarder loin**, et plus on **remonte dans le passé**.

Mots-clés

milieu transparent **année de lumière**

▶Voir Lexique page 332

OMBRES ET LUMIÈRE

Nous voyons les objets qui nous entourent. Et cela, grâce à nos yeux. Mais nos yeux ne suffisent pas ; il faut encore de la lumière. Comment modéliser la lumière ? D'où part-elle ? Comment nous permet-elle de voir ? Et en couleur !

Les premières hypothèses

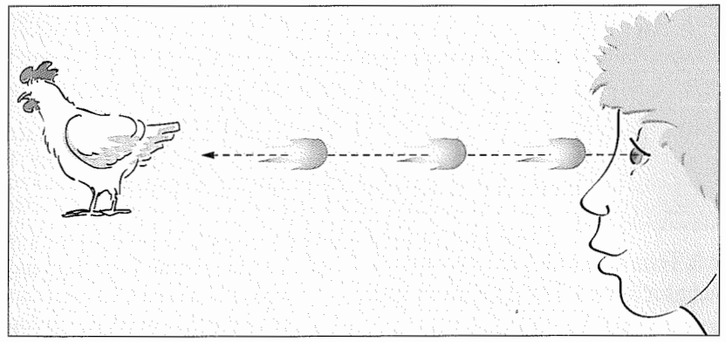
Dans l'Antiquité Grecque, les philosophes se sont, très tôt, intéressés au phénomène de la vision. Ils pensent, comme Homère le traduit de manière poétique dans les vers de l'Iliade sous les remparts de Troie, qu'un « feu subtil » est projeté par l'œil vers l'objet et que la vision résulte de leur rencontre.

Quelques siècles plus tard, avec Démocrite, une autre interprétation est proposée : c'est maintenant l'objet qui projette « quelque chose » vers l'œil. Plus précisément, la surface de l'objet observé (son « écorce ») envoie vers l'œil, sous forme de particules, une sorte de reproduction de l'objet qui se rapetisse progressivement et qui pénètre dans l'œil.

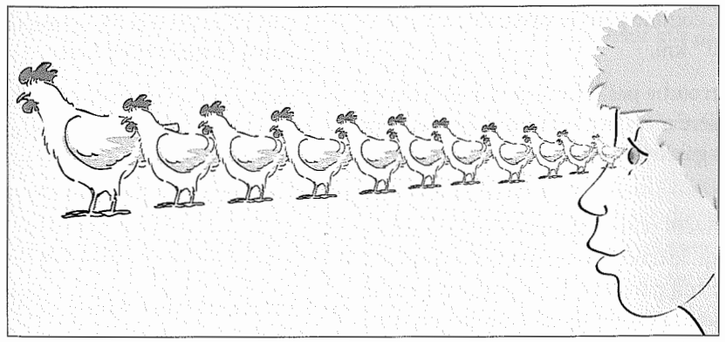
Il faudra attendre l'an 1000 et le savant arabe Al-Haytham pour que ces deux mécanismes soient rejetés. Quand on regarde le Soleil, on est ébloui et notre œil souffre. Pourquoi éprouverait-on cette souffrance si le « feu subtil » qui permet de voir le Soleil était sorti de notre œil ? Il n'y aurait aucune raison ! Donc, le « feu subtil » n'existe pas.

L'« écorce » d'un objet est toujours la même, le jour comme la nuit. Et, par conséquent, la reproduction qu'il envoie vers l'œil devrait rester identique. Or, on ne voit pas les objets la nuit ! Donc cette projection vers l'œil n'existe pas.

Euclide a, un des premiers, proposé la notion de rayon lumineux.



Une des premières interprétations du phénomène de la vision dans l'Antiquité : l'œil projette un « feu subtil » vers l'objet.



Pour Démocrite, plus question de « feu subtil » : c'est l'objet qui envoie « quelque chose » de son « écorce » vers l'œil.

Et la lumière fut !

De nos jours, le mécanisme de la vision est parfaitement connu et il met en œuvre plusieurs phénomènes.

Les objets sont des sources lumineuses soit, parce qu'ils produisent eux-mêmes de la lumière (sources primaires), soit parce qu'ils diffusent de la lumière reçue d'une autre source (sources secondaires).

Les objets lumineux envoient des rayons lumineux dans toutes les directions de l'espace et ces rayons sont « traités » par les instruments d'optique. Notons d'ailleurs que le célèbre mathématicien Euclide semble avoir été le premier à proposer cette notion de rayon lumineux : entre deux points, le trajet de la lumière peut être représenté par une demi-droite orientée dans le sens de la propagation.

L'œil forme d'un objet une image sur la rétine, image identique à l'objet, renversée et plus petite que l'objet. Grâce aux ramifications du nerf optique sur la rétine, le cerveau est capable d'analyser cette image, et donc finalement de voir l'objet.

EXERCICE RÉSOLU

Regarder « loin », c'est regarder « tôt »

Énoncé

« Nous savons aujourd'hui que, comme le son, la lumière se propage à une vitesse bien déterminée [...] d'environ trois cent mille kilomètres par seconde, un million de fois plus vite que le son dans l'air. Il faut bien reconnaître que, par rapport aux dimensions dont nous parlons maintenant, cette vitesse est plutôt faible. À l'échelle astronomique, la lumière progresse à pas de tortue. Les nouvelles qu'elle nous apporte ne sont plus fraîches du tout !
Pour nous, c'est plutôt un avantage. Nous avons trouvé la machine à remonter le temps ! En regardant « loin », nous regardons « tôt ». La nébuleuse d'Orion nous apparaît telle qu'elle était à la fin de l'Empire romain, et la galaxie d'Andromède telle qu'elle était au moment de l'apparition des premiers hommes, il y a deux millions d'années. À l'inverse, d'hypothétiques habitants d'Andromède, munis de puissants télescopes, pourraient voir aujourd'hui l'éveil de l'humanité sur notre planète... »

Patience dans l'azur, Hubert Reeves © Éditions du Seuil.

Répondre aux questions suivantes après avoir lu attentivement le texte.

a. Écrire la vitesse de la lumière avec un chiffre significatif et en déduire la vitesse du son en km · s^{-1} à l'aide des données du texte.

b. Hubert Reeves parle de « *vitesse plutôt faible [...], la lumière progresse à pas de tortue* ».
Connaît-on des corps qui peuvent se déplacer plus vite que la lumière dans le vide ?

c. Déterminer à quelle distance de la Terre se trouve la nébuleuse d'Orion en km. (On datera la fin de l'Empire romain à l'année 476.)

d. À quelle distance de la Terre se trouve la galaxie d'Andromède en années de lumière ?

e. Expliquer la phrase : « ... *d'hypothétiques habitants d'Andromède [...] pourraient voir l'éveil de l'humanité sur notre planète* ».

Solution

a. Vitesse de la lumière avec un chiffre significatif :

$$c = 3 \times 10^5 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}.$$

La vitesse du son dans l'air, selon le texte, est un million de fois plus petite que celle de la lumière :

$$v = \frac{c}{10^6} = \frac{3 \times 10^5}{10^6} = 0{,}3 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}.$$

b. La vitesse de la lumière dans le vide est une vitesse limite. Aucun corps ou signal ne peut aller plus vite.

c. La distance de la nébuleuse d'Orion à la Terre se calcule par : $d = c \times t$.
La lumière en provenance d'Orion parvient sur Terre 1 500 ans environ après son émission. On a donc :

$$d = 3 \times 10^5 \times (1{,}5 \times 10^3 \times 365 \times 24 \times 60 \times 60)$$

soit : $d = 1{,}4 \times 10^{16}$ km.
En ne retenant qu'un chiffre significatif, comme pour la valeur de c :

$$d = 1 \times 10^{16} \text{ km}.$$

d. L'année de lumière est la distance parcourue par la lumière dans le vide en une année. Le texte indique que la lumière met deux millions d'années pour effectuer le trajet Andromède-Terre. La galaxie d'Andromède se trouve donc à 2×10^6 **a.l.** de la Terre.

e. Si la lumière met deux millions d'années pour effectuer le trajet Andromède-Terre, elle met le même temps pour le trajet inverse Terre-Andromède, car sa vitesse ne dépend pas du sens de son parcours. Un signal émis par la Terre et observé aujourd'hui sur Andromède est un signal émis depuis deux millions d'années, soit à la naissance de l'humanité sur notre planète.

Commentaires

Il faut utiliser la notation scientifique.

Le résultat est donné avec un seul chiffre significatif, comme la vitesse de la lumière.

Le texte fournit juste de grands repères historiques. On peut donc se contenter de deux chiffres significatifs pour la durée mise par la lumière pour parcourir le trajet Orion-Terre (environ 1 500 ans, soit $1{,}5 \times 10^3$ ans). De même, on prend : 1 année = 365 jours.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

La lumière ne se propage pas dans les milieux ... ; elle se propage dans le ... et dans les milieux ... . Si le milieu est ..., elle se propage en ligne ... .
L'air est un milieu ... . Si la propagation de la lumière y est rectiligne, alors il est aussi ... . On modélise le trajet de la lumière entre deux points par des ... de ... appelés ... lumineux.

2 Vrai ou faux ?

a. Quel que soit le milieu, la lumière se propage toujours en ligne droite ..... V F

b. La vitesse de la lumière dans l'air est légèrement plus grande que dans le vide ..... V F

c. Le rayon lumineux est un modèle pratique pour indiquer la direction de propagation de la lumière ..... V F

d. Si une étoile est à une distance de 100 années de lumière de la Terre, la lumière qu'elle émet voyage 100 ans pour nous parvenir ..... V F

3 QCM

Cocher la (ou les) bonne(s) réponse(s).

a. La valeur de la vitesse de la lumière est :
☐ 300 000 km/s ; ☐ 3×10^8 m · s^{-1} ;
☐ 300 m · s^{-1} ; ☐ 3×10^8 km · s^{-1}.

b. L'année de lumière est une unité de :
☐ temps ; ☐ lumière ; ☐ longueur.

c. Pour parcourir la distance Terre-Lune, la lumière met environ :
☐ 0,1 s ; ☐ 1 s ; ☐ 10 s ; ☐ 1 min ; ☐ 10 min.

d. On utilise un faisceau laser dans de nombreuses expériences, car :
☐ il va à la même vitesse dans tous les milieux ;
☐ il n'est pas dévié dans un milieu hétérogène ;
☐ il est étroit et directif.

4 Apprendre à rédiger

a. Énoncer la définition de l'année de lumière. Retrouver son ordre de grandeur.

b. Rechercher la définition de l'unité astronomique (symbole : u. a.).

c. Comparer les valeurs de l'a.l. et de l'u.a.

5 Savoir-faire expérimental

Énoncer les précautions à prendre pour manipuler sans risque avec un laser.

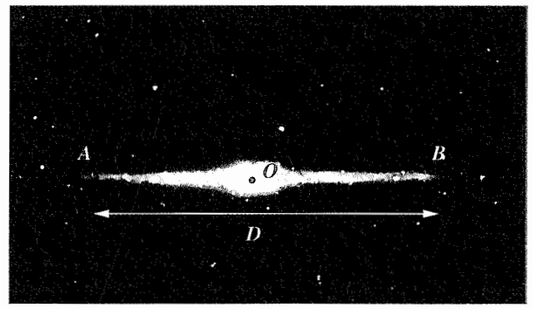
JE M'ENTRAÎNE

L'année de lumière

6 ♦♦ Depuis 1983, le mètre est défini par la longueur parcourue par la lumière dans le vide pendant une durée égale à 1/299 792 458 seconde.
En déduire la vitesse de la lumière dans le vide avec un nombre de chiffres significatifs adaptés.

7 ♦♦ **a.** Définir l'année de lumière.
b. À quelle distance en km une année de lumière correspond-elle ?
c. La distance du centre du Soleil au centre de la Terre est de $1{,}5 \times 10^8$ km. Exprimer cette distance en années de lumière.
d. Exprimer la distance Terre-Soleil en « minute de lumière », puis en « seconde de lumière ».

8 ♦♦ La Voie lactée est une galaxie spirale. L'illustration ci-dessous en montre une vue de côté.



La distance D est estimée à 10^5 a.l. La distance OS du centre O de la Galaxie au Soleil S est égale à environ 3/5 de OA. S appartient au segment $[OA]$.
a. Placer le Soleil sur un schéma de la Galaxie.
b. Calculer, en km, la distance OS.
c. Combien de temps faut-il à la lumière du Soleil pour parvenir aux extrémités A et B de la Galaxie ?

9 ♦♦ Les nuages de Magellan, visibles seulement depuis l'hémisphère Sud, sont situés à trois cent mille années de lumière de la Terre.
a. Exprimer cette distance en kilomètres.
b. Quelle durée met la lumière émise par les nuages de Magellan pour nous parvenir ?
c. La galaxie d'Andromède est-elle plus éloignée de la Terre que les galaxies des nuages de Magellan (trouver la valeur numérique utile dans le cours) ?
d. Calculer le rapport de ces distances.

10 ♦♦ Les distances moyennes d des planètes du système solaire au Soleil sont données dans le tableau suivant.

Planète	Mercure	Vénus	Terre	Mars	Jupiter
d (km)	$5{,}85 \times 10^7$	$1{,}08 \times 10^8$	$1{,}50 \times 10^8$	$2{,}25 \times 10^8$	$7{,}80 \times 10^8$
t (s)					

Planète	Saturne	Uranus	Neptune	Pluton
d (km)	$1{,}44 \times 10^9$	$2{,}88 \times 10^9$	$4{,}50 \times 10^9$	$5{,}90 \times 10^9$
t (s)				

a. Calculer la durée t mise par la lumière du Soleil pour atteindre chaque planète du système solaire et compléter le tableau ci-dessus.
b. La sonde Voyager II est arrivée au voisinage de Neptune en juin 1979.
Combien de temps mettaient les images envoyées par Voyager pour atteindre la Terre ?
Donnée :
Les ondes transportant ces images se propagent à la vitesse de la lumière.

Techniques de mesure

11 ♦ **Écho radar**
La méthode de l'écho radar a été appliquée pour la première fois en 1946 au laboratoire d'Evans à Belmar (état du New Jersey, USA) pour mesurer la distance Terre-Lune.
a. Quel type de signal est émis dans la méthode de l'écho radar ?
b. À quelle vitesse se propage le signal émis ?
c. Pour quel type de mesures utilise-t-on notamment la méthode de l'écho radar ?

12 ♦ **Écho sonar**
Un sonar est un dispositif émetteur-récepteur d'ultrasons (les ultrasons sont des sons inaudibles pour l'homme) qui, embarqué sur un navire, permet de repérer des banc de poissons, de mesurer la profondeur des fonds marins, ...
Lors d'une mesure destinée à la cartographie, les ultrasons sont réfléchis par le fond marin ; il s'écoule 0,10 s entre leur émission et leur réception.
Déterminer la profondeur des fonds marins à l'endroit de la mesure.
Donnée :
La vitesse de propagation des ultrasons dans l'eau de mer est : $v = 1\,500 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

13 ♦♦ **Écho laser**
Des réflecteurs à rayon laser ont été déposés à la surface de la Lune lors de différentes missions lunaires Apollo. Depuis la Terre, on vise un réflecteur à l'aide d'un faisceau laser, et on mesure la durée t séparant l'émission de la réception. En France, le CERGA réalise ces mesures. Lors d'une expérience, on a trouvé : $t = 2{,}51$ s.
On admet que la vitesse de la lumière sur tout le trajet Terre-Lune vaut : $c = 3{,}0 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.
a. Déterminer la distance entre les surfaces des deux astres.
b. En déduire la distance entre leurs centres.
Données :
– *rayon de la Terre :* $R_T = 6{,}40 \times 10^3$ km
– *rayon de la Lune :* $R_L = 1{,}74 \times 10^3$ km.

14 ♦♦ **Épaisseur d'un cheveu**
Lors de la détermination de l'épaisseur e d'un cheveu, les résultats suivants ont été obtenus de manière indépendante par 6 groupes d'élèves : 0,062 mm ; 0,070 mm ; 60,0 µm ; 65 µm ; 67,3 µm ; 68 µm .
a. Quels sont les résultats qui sont écrits avec deux chiffres significatifs ? avec trois ?
b. Quels sont les zéros qui comptent comme chiffres significatifs ? ceux qui ne comptent pas comme chiffres significatifs ?
c. Déterminer l'écart-type de cette série de mesures à l'aide d'une calculette.
Indication : *passer en mode statistique, entrer les valeurs et demander l'écart-type, noté en général* σ *dans les menus.*
d. En admettant que l'incertitude est donnée par l'écart-type, donner l'intervalle de confiance du résultat de la mise en commun des mesures sous la forme $e \pm \Delta e$.

15 ♦♦♦ **Mesures au microscope**
Pour mesurer l'épaisseur d'un cheveu, on utilise un microscope possédant un oculaire micrométrique comportant 100 graduations sur un centimètre.
a. Quelle est la distance entre deux graduations consécutives ?
b. Sur le porte-objet, on place une lame de verre munie de graduations espacées de 0,010 mm. La mise au point faite, 100 graduations sur la lame correspondent à 60 graduations du micromètre oculaire. En déduire la valeur d'une graduation du micromètre oculaire.
c. On retire la lame de verre graduée et on place un cheveu sur le plateau. L'épaisseur du cheveu correspond à 43 divisions du micromètre oculaire. En déduire l'épaisseur du cheveu.

16 **Exercice de correction**
Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé
Le 1er janvier 2000, Yoda, un extraterrestre, regarde la Terre depuis sa lointaine planète. Il voit des dinosaures qui vivaient il y a 130 millions d'années.
a. Calculer la distance entre la planète où vit Yoda et la Terre en années de lumière, puis en kilomètres.
b. Au bout de combien de temps, un terrien verra-t-il l'extraterrestre qui regarde la Terre ?

Solution annotée d'un élève

Distance entre la Terre et l'extraterrestre :
130 millions d'années. Ce n'est pas une unité de distance !
Valeur en km : 1 a.l. = $9{,}5 \times 10^{12}$ km d'où
$d = 130 \times 10^6 \times 9{,}5 \times 10^{12} = 1235 \times 10^{18}$ km.
Utilisez l'écriture scientifique. Nombre de chiffres significatifs incorrect.
Non, il ne le verra pas. Répondez à la question posée et justifiez !
Numérotez les questions comme dans l'énoncé.

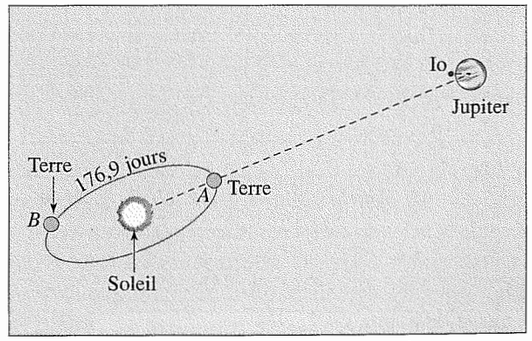
JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

17 ♦♦ Lu dans la presse : « ... *Les sondes Pionner et Voyager, qui quittent actuellement le système solaire, mettront plus de dix mille ans pour s'éloigner de quatre années de lumière, distance à l'étoile la plus proche...* ».

a. Pourquoi les sondes ne mettent-elles pas quatre années pour parcourir quatre années de lumière ?
b. Quelle grandeur peut-on déduire du texte ci-dessus ?

18 ♦♦♦ **Tentative de mesure de c par Galilée**
Avant Galilée (1564-1642), on pensait que la propagation de la lumière était instantanée, c'est-à-dire que la vitesse de la lumière dans l'air était infinie.
Galilée pensait que cette vitesse était finie et il tenta de la mesurer.
Il avait imaginé la méthode suivante :
– Deux hommes munis chacun d'une lanterne sont placés, de nuit, à une distance d'environ trois kilomètres l'un de l'autre.
– Le premier homme émet un signal lumineux en découvrant sa lanterne, et déclenche en même temps une « horloge ».
– Le deuxième homme découvre sa lanterne dès qu'il perçoit le signal lumineux émis par le premier homme.
– Le premier homme arrête l'« horloge » quand il voit le signal répondant au sien.
a. Quelle durée Galilée voulait-il mesurer ?
b. Si la mesure avait été possible à cette époque, quelle valeur Galilée aurait-il trouvée ? Conclure.
c. Cette expérience, même menée à bien, donnerait-elle un résultat satisfaisant ?

19 ♦♦♦ **Mesure de c par Römer**
Römer, astronome danois, avait déterminé la période de révolution de Io, un satellite de Jupiter, autour de cette planète : $T = 1{,}769$ jours.
Un observateur terrestre voit réapparaître Io derrière Jupiter tous les 1,769 jours. Si l'observateur compte 100 périodes, il doit voir Io apparaître au bout de 176,9 jours. Mais dans la réalité, Io n'apparaît que 16 minutes plus tard.
Le schéma suivant, qui n'est pas à l'échelle, montre les positions des astres et la distance parcourue par la Terre sur son orbite autour du Soleil pendant 176,9 jours, soit environ $2{,}8 \times 10^8$ km.



a. Comment peut-on interpréter ce retard par rapport aux prévisions ?
b. Comment en déduire la vitesse de la lumière ?

EXERCICES

EXERCICE À CARACTÈRE EXPÉRIMENTAL

20 ♦♦♦ Épaisseur d'un cheveu

Quand on interpose une fente fine dans un faisceau laser perpendiculairement à celui-ci, on obtient une figure de diffraction (figure 5a, page 40) dont la tache centrale est d'autant plus large que la fente est plus fine. Le même phénomène se produit quand on interpose un cheveu dans le faisceau laser perpendiculairement à celui-ci (figure 5b, page 40).

On mesure la largeur L de la tache centrale pour un jeu de fentes de largeurs a connues. On obtient les résultats suivants :

a (mm)	0,04	0,05	0,10	0,12	0,28	0,40
L (cm)	4,7	3,7	1,9	1,6	0,7	0,5

a. Sur un papier millimétré, placer, dans un système d'axes, les points représentatifs des mesures réalisées (en ordonnées : largeur L de la tache ; en abscisses : largeur a de la fente).

b. Tracer la courbe reliant les points. Décrire le type de variation observée.

c. Il est intéressant de tracer la courbe donnant les variations de L en fonction de $1/a$. Quel type de variation observe-t-on alors ?

d. La largeur de la tache centrale obtenue avec un cheveu est 3,2 cm. En déduire graphiquement l'épaisseur du cheveu.

21 ♦♦♦ Utilisation d'un tableur

On désire utiliser un tableur pour tracer les courbes d'étalonnage de l'exercice précédent.

a. Rentrer les données a et L dans les colonnes A et B.

Diffraction

	A	B	C	D
1	a (en mm)	L (en cm)	1/a	L (en cm)
2	0,04	4,7	25,00	4,7
3	0,05	3,7	20,00	3,7
4	0,10	1,9	10,00	1,9
5	0,12	1,6	8,33	1,6
6	0,28	0,7	3,57	0,7
7	0,40	0,5	2,50	0,5

b. Dans la colonne C, demander le calcul de $1/a$. Pour cela, on tape dans la cellule C2 la formule ***1/A2*** et on recopie vers le bas dans les autres cellules.

c. Pour tracer $L = f(a)$, sélectionner les valeurs des colonnes A et B et demander un graphique du type « nuage de points ».

d. Pour tracer $L = f(1/a)$, sélectionner les valeurs des colonnes C et D et demander un graphique du type « nuage de points ».

EXERCICE À CARACTÈRE DOCUMENTAIRE

22 ♦♦♦ Analyse d'un document

Durées d'un aller et retour Terre-Lune par la lumière. Extrait simplifié d'un fichier du CERGA.

date du tir (année 99)	heure minute	mesure (l'unité est le dixième de picoseconde)	réflecteur	incertitude estimée (l'unité est le dixième de picoseconde)	pression atmosphérique (unité = 0,01 mbar)	température atmosphérique (unité = 0,1 deg C)	humidité en pourcentage
0718	2011	25974784724494	0	000771	087760	0160	45
0718	2021	25999120874227	3	000418	087760	0156	46
0719	2026	26281642575106	3	000918	087760	0163	50
0719	2037	26294839370766	3	001279	087760	0155	52
0721	2055	26657539576122	3	000479	087600	0196	39
0721	2105	26666436692308	3	000480	087600	0193	43

Réflecteur : 0 = Apollo XI ; 2 = Apollo XIV ;
3 = Apollo XV ; 4 = Lunakhod 2.

a. Entre quelles dates ont eu lieu les six tirs ?

b. Quels réflecteurs lunaires ont été utilisés ?

c. Exprimer en secondes la durée de l'aller et retour pour la première mesure. Cette durée est-elle la même lors de chaque mesure ?

d. Quel est l'ordre de grandeur de la précision sur la mesure ?

e. Pour chaque mesure, on précise la pression atmosphérique, la température et l'humidité. En quoi ces grandeurs sont-elles utiles ?

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

Tranche de vie :

Commenter ce dessin.

CHAPITRE 4

Réfraction et dispersion de la lumière

OBJECTIFS

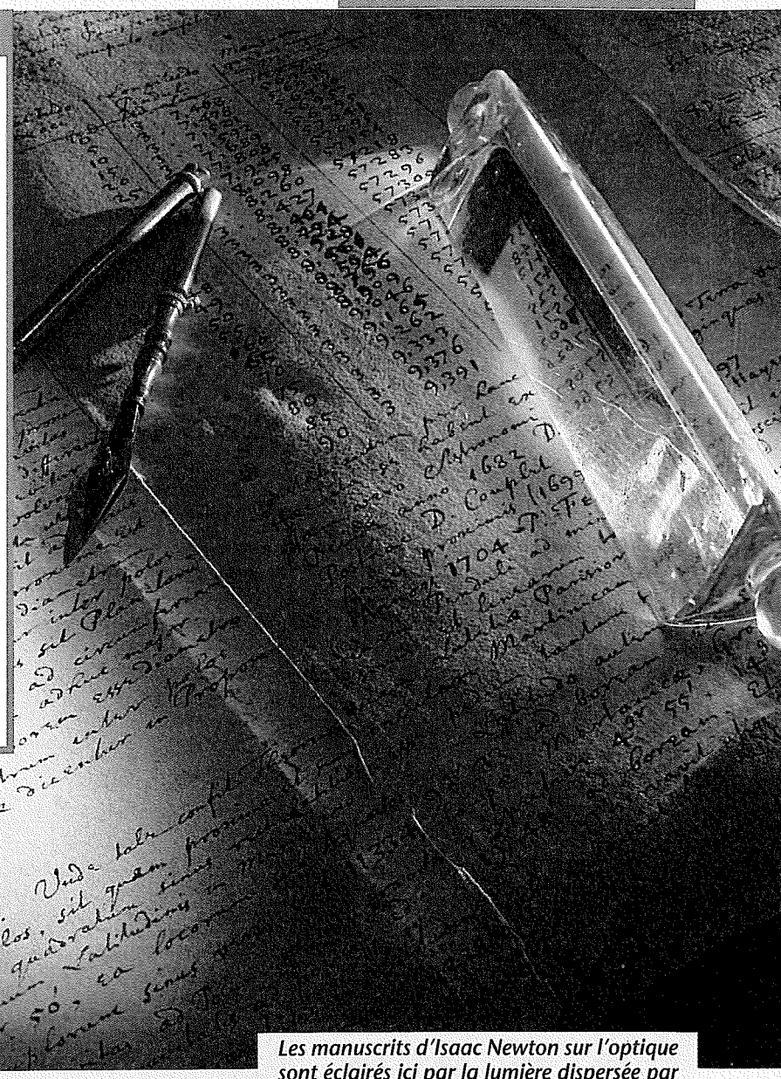
SAVOIRS

- Connaître et appliquer les lois de Descartes sur la réfraction.
- Savoir que la longueur d'onde, qui s'exprime en mètres et sous-multiples, caractérise, dans l'air et dans le vide, une radiation monochromatique.

SAVOIR-FAIRE

Expérimentaux

- Utiliser un prisme pour décomposer la lumière blanche.
- Étudier expérimentalement les lois de Descartes sur la réfraction :
  - utiliser un dispositif permettant d'étudier les lois de la réfraction ;
  - repérer un angle entre un rayon lumineux et une référence ;
  - mesurer un angle.



Les manuscrits d'Isaac Newton sur l'optique sont éclairés ici par la lumière dispersée par le prisme utilisé par le savant pour ses expériences !

1 LA RÉFRACTION DE LA LUMIÈRE

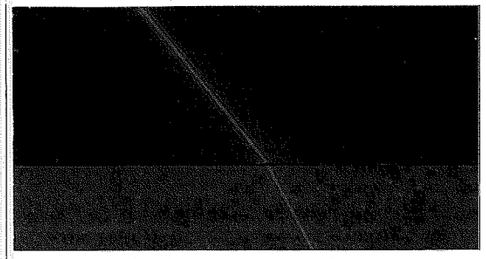


Fig. 1. Réfraction d'un faisceau laser à la surface de séparation entre l'air et l'eau.

1.1. Définition

Observons le trajet d'un faisceau laser traversant la surface de séparation entre l'air et l'eau d'une cuve (fig. 1). Le trajet suivi par la lumière entre deux points est modélisé sous forme d'un **rayon lumineux.**

On constate que le rayon lumineux change de direction quand il franchit la surface de séparation air-eau.

On appelle réfraction de la lumière le changement de direction que la lumière subit à la traversée de la surface de séparation entre deux milieux transparents.

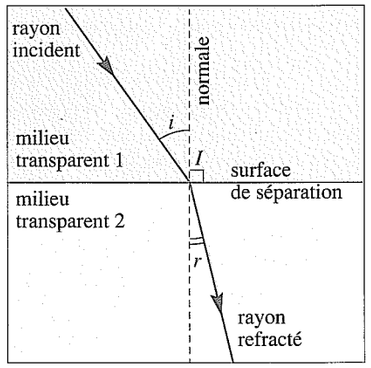


Fig. 2. La normale est la droite perpendiculaire en *I* à la surface de séparation. Le plan d'incidence est le plan formé par le rayon incident et la normale.

1.2. Première loi de Descartes

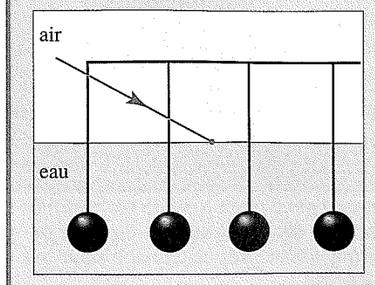
A. Le vocabulaire

- Le rayon lumineux qui arrive sur la surface de séparation entre les deux milieux est le **rayon incident.** Le point où le rayon incident arrive sur la surface est le **point d'incidence** (*I*). Le rayon lumineux qui se propage dans le deuxième milieu, après réfraction, est le **rayon réfracté** (fig. 2).
- La droite perpendiculaire en *I* à la surface de séparation est la **normale** au point d'incidence. L'angle entre le rayon incident et la normale est l'**angle d'incidence *i*** ; l'angle entre le rayon réfracté et la normale est l'**angle de réfraction *r*.**
- Le plan contenant le rayon incident et la normale au point d'incidence est le **plan d'incidence.**

B. Expérience et énoncé de la loi

expérience

- **Remplir d'eau une cuve.**
- **Matérialiser un plan vertical grâce à 4 fils à plomb accrochés à un support rectiligne.**
- **Envoyer, dans ce plan, un faisceau laser sur la surface de séparation entre l'air et l'eau (fig. 3).**



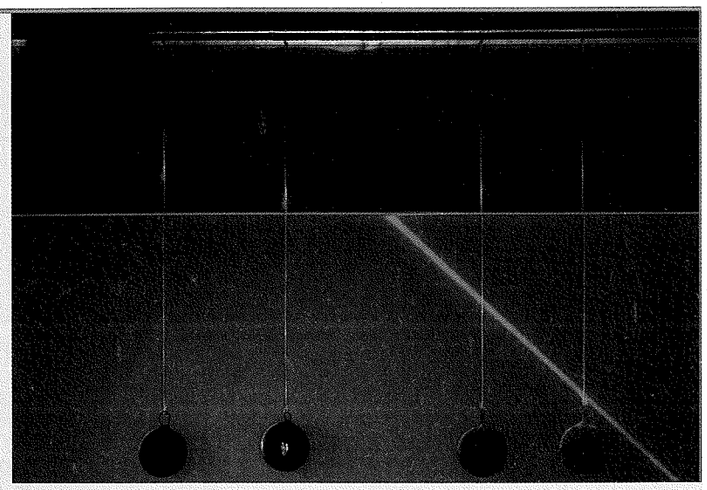


Fig. 3. Le plan vertical matérialisé par les fils à plomb est le plan d'incidence.

Observation ▶ Dans l'eau, le faisceau réfracté fait apparaître un point lumineux sur les fils. Le rayon réfracté est donc dans le plan des fils à plomb.

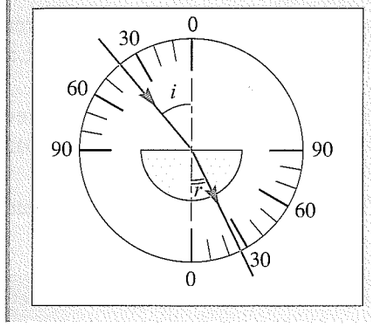
PREMIÈRE LOI DE DESCARTES sur la réfraction :
Le rayon réfracté est dans le plan d'incidence.

1.3. Deuxième loi de Descartes

A. Étude expérimentale et énoncé de la loi

expérience

- **Placer un demi-cylindre de Plexiglas sur un disque gradué.**
- **Envoyer, dans ce plan, un faisceau de lumière rouge sur la face plane du demi-cylindre (fig. 4).**
- **Mesurer pour différentes valeurs de l'angle d'incidence *i* les valeurs prises par l'angle de réfraction *r*.**



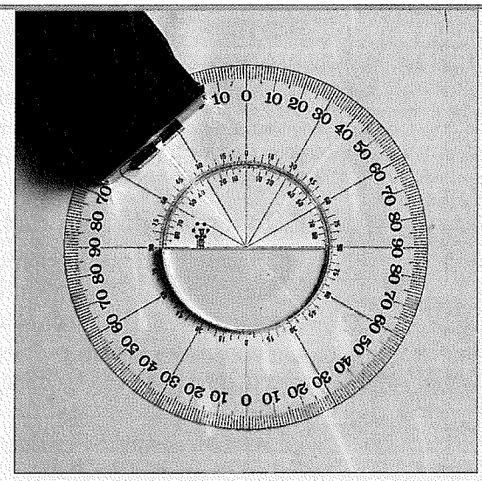


Fig. 4. La lumière vient de la gauche. Il n'y a pas de déviation à la sortie du demi-cylindre. On mesure ici les valeurs : $i = 40°$ et $r = 26°$.

angle d'incidence (degrés)	angle de réfraction (degrés)
0	0
10	6,5
20	13
30	19,5
40	26
50	31

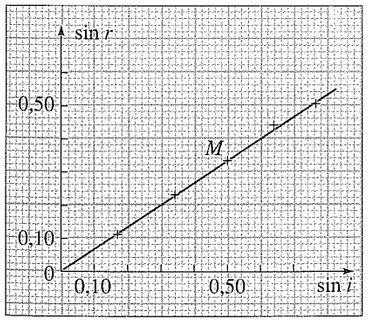


Fig. 5. Étude graphique de la deuxième loi de Descartes : sin $r = f$ (sin i).

Il n'existe pas de relation simple entre i et r. En revanche, il existe une telle relation entre sin i et sin r. Le tableau ci-dessous donne leurs valeurs ; la courbe sin $r = f$(sin i) est construite figure 5.

sin i	0	0,17	0,34	0,50	0,64	0,77
sin r	0	0,11	0,22	0,33	0,44	0,52

Les points obtenus sont alignés sur une droite passant par l'origine O ; on vérifie ainsi la **deuxième loi de Descartes** sur la réfraction.

DEUXIÈME LOI DE DESCARTES sur la réfraction :
Lors d'une réfraction, le sinus de l'angle de réfraction *r* et le sinus de l'angle d'incidence *i* sont proportionnels.

B. Indice de réfraction d'un milieu transparent

Si le rayon incident est dans l'air, la relation de proportionnalité entre sin r et sin i s'écrit sous la forme : sin $i = n$ sin r, où la constante de proportionnalité n s'appelle l'**indice de réfraction** du milieu dans lequel se propage le rayon réfracté.

Milieu	Indice
eau	1,33
verre, Plexiglas	1,50
cristal	1,60
diamant	2,42

POINT HISTOIRE

RENÉ DESCARTES (1596-1650)

À la fois philosophe, mathématicien et physicien, René Descartes présente sa théorie de la réfraction en 1637 dans son ouvrage *Dioptrique*. Les lois de la réfraction ont été découvertes de manière indépendante par Descartes et par le hollandais Willebord Snell (1580-1626). Aussi, parle-t-on parfois des lois de Snell-Descartes.

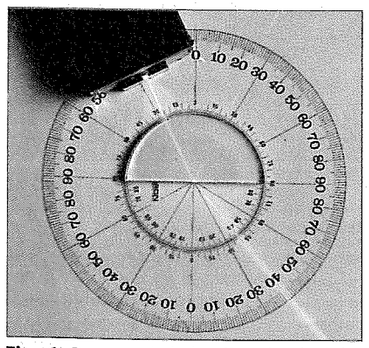


Fig. 6 Passage de la lumière du Plexiglas dans l'air ($i = 26°$ et $r = 40°$).

L'indice de réfraction (ou indice) est une grandeur caractéristique d'un milieu transparent. Il s'exprime sans unité.

Estimons l'indice du Plexiglas pour la lumière rouge en utilisant les coordonnées du point M sur la droite (fig. 5) :

$$n = \frac{\sin i}{\sin r} = \frac{0{,}50}{0{,}33} = 1{,}5.$$

Toutes les valeurs des indices sont supérieures à 1. Le tableau ci-contre donne, à titre indicatif, quelques-unes de ces valeurs.

Lorsque la lumière passe de l'air dans le milieu d'indice n, la deuxième loi de Descartes s'écrit :

$$\sin i = n \sin r.$$

REMARQUES

– Comme $n > 1$, $\sin i > \sin r$ et $i > r$. Lors de son passage de l'air dans un autre milieu matériel, le rayon lumineux se rapproche de la normale.

– Pour un angle d'incidence donné, plus n est grand, plus r est petit et plus le rayon lumineux se rapproche de la normale.

C. Inversion du sens de la lumière

On reprend le dispositif précédent mais en faisant maintenant entrer la lumière par la face cylindrique du demi-cylindre (fig. 6). La lumière subit une réfraction en passant du Plexiglas dans l'air.

On obtient les mêmes couples de valeurs que lors des mesures précédentes, mais les angles d'incidence et de réfraction s'inversent (par exemple : $i = 26°$ et $r = 40°$).

La relation entre sin i et sin r n'a donc pas la même expression que précédemment.

Lorsque la lumière passe du milieu d'indice n dans l'air, la deuxième loi de Descartes s'écrit :

$$n \sin i = \sin r.$$

REMARQUES

– Comme $n > 1$, $\sin r > \sin i$ et $r > i$. Si la lumière passe du milieu d'indice n dans l'air, le rayon lumineux s'écarte de la normale.

– Pour les grandes valeurs de i, la formule ne s'applique pas car elle conduit à $\sin r > 1$. En fait, dans ce cas, il n'y a pas de rayon réfracté.

EXERCICE RÉSOLU

Valeur d'un angle réfracté

Énoncé

Un faisceau laser passe de l'air dans l'eau. L'angle d'incidence est égal à 60°.

Calculer la valeur de l'angle de réfraction sachant que l'indice de l'eau est $n = 1{,}33$.

Solution

Soit i l'angle d'incidence ($i = 60°$) et r l'angle de réfraction. Comme la lumière passe de l'air dans l'eau, la loi de Descartes s'écrit :

$$\sin i = n \sin r.$$

D'où : $\sin r = \frac{\sin i}{n}$; soit : $\sin r = \frac{\sin 60°}{1{,}33} = 0{,}65$.

Calculons la valeur de r grâce aux touches [SIN⁻¹] ou [INV] [SIN] de la calculatrice : $r = 41°$.

2 DISPERSION DE LA LUMIÈRE BLANCHE PAR UN PRISME

2.1. L'expérience de Newton (1642-1727)

document

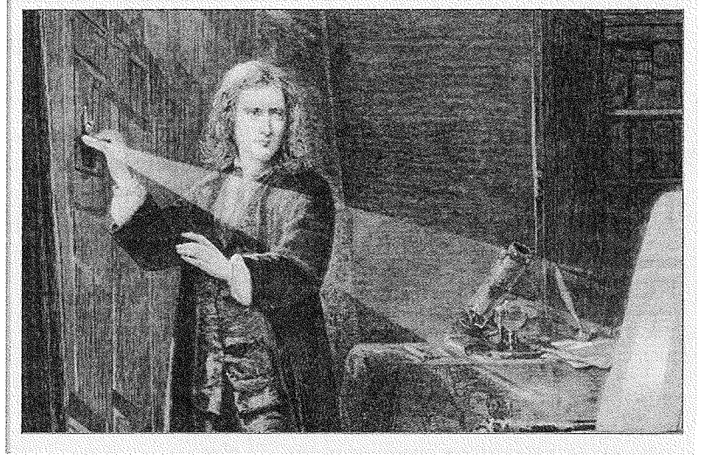
DISPERSION PAR UN PRISME

Ce fut [...] le génie de Newton qui a expliqué, pour la première fois, la richesse des couleurs dans le monde. Voici une description de l'une des expériences de Newton reproduite dans ses propres termes :

En l'an 1666 (époque à laquelle je me suis appliqué à polir des verres optiques de formes différentes de la forme sphérique), je me suis procuré un prisme triangulaire en verre pour faire des expériences sur les fameux phénomènes des couleurs. Après avoir fait l'obscurité dans la chambre et percé un trou dans le volet pour laisser pénétrer une quantité convenable de lumière solaire, j'ai placé mon prisme devant l'ouverture afin que la lumière soit réfractée sur le mur opposé. Ce fut d'abord un divertissement très plaisant de contempler les couleurs vives et intenses ainsi produites. »

La lumière du soleil est « blanche ». Après avoir traversé un prisme, elle montre toutes les couleurs qui existent dans le monde visible.

Albert Einstein & Léopold Infeld
L'évolution des idées en physique
Traduction Maurice Solovine
© Flammarion



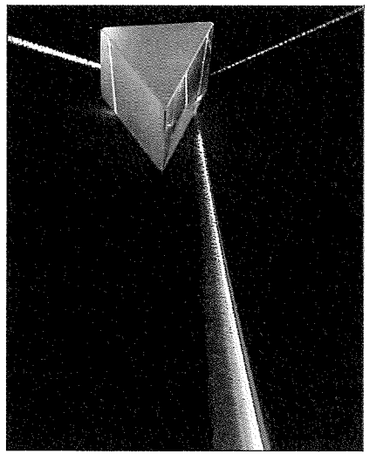


Fig. 7. Le prisme de verre décompose la lumière blanche.

On peut réaliser une expérience semblable à celle de Newton avec le matériel disponible au laboratoire.

Éclairons une fente avec de la lumière blanche et envoyons le faisceau sortant de la fente sur un prisme (fig. 7).

La lumière est déviée par le prisme. En outre, le faisceau émergent est étalé et présente les différentes couleurs de l'arc-en-ciel (rouge, orangé, jaune, vert, bleu, violet).

Newton interprète cette expérience en considérant la lumière blanche comme un « mélange » de toutes les couleurs de l'arc-en-ciel. Le prisme décompose la lumière blanche et fait apparaître chacune des lumières colorées qui la composent. C'est le phénomène de **dispersion**. La figure lumineuse obtenue porte le nom de **spectre de la lumière blanche.**

La dispersion de la lumière blanche par un prisme est la décomposition de cette lumière en lumières colorées.

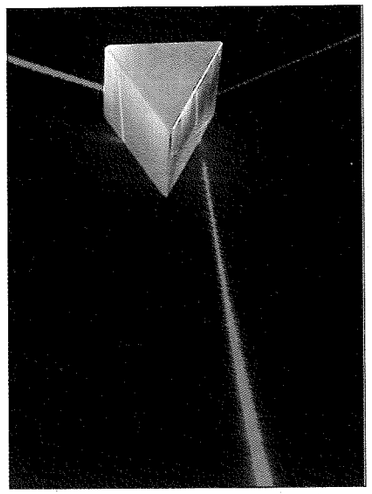


Fig. 8. La lumière rouge n'est pas décomposée par le prisme.

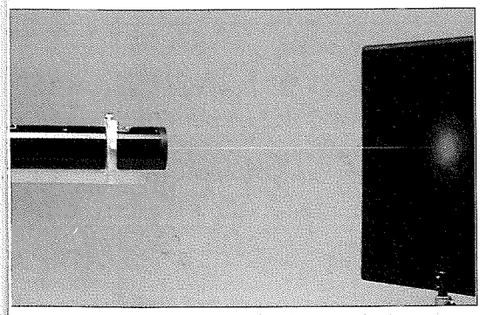


Fig. 9. Le laser émet une radiation monochromatique.

2.2. Notion de radiation monochromatique

A. Expérience

Newton poursuit son expérience. À l'aide d'un trou dans une planchette, il isole, pour une couleur donnée, la partie correspondante de la tache lumineuse produite par le prisme. Il envoie alors cette lumière colorée sur un second prisme. Elle est simplement déviée, mais ni étalée, ni colorée autrement.

Nous pouvons réaliser une expérience analogue avec le matériel disponible au laboratoire. Dans le dispositif expérimental du **2.1**, interposons, sur le trajet de la lumière incidente, un filtre coloré, par exemple, rouge. La lumière rouge ainsi obtenue est déviée par le prisme, mais elle n'est pas, comme précédemment, décomposée en diverses lumières colorées (fig. 8).

Les différentes lumières colorées obtenues par décomposition de la lumière blanche ne peuvent pas être à leur tour décomposées.

B. Radiation monochromatique

Une radiation monochromatique est une lumière qui ne peut pas être décomposée par un prisme.

Une radiation monochromatique correspond à une couleur déterminée. La lumière du laser utilisé dans les lycées ne contient qu'une seule radiation monochromatique de couleur rouge (fig. 9).

Une lumière complexe est un mélange de plusieurs radiations monochromatiques. Elle peut être décomposée par un prisme.

C. Longueur d'onde d'une radiation monochromatique

Une radiation monochromatique est caractérisée par sa longueur d'onde λ (dans le vide ou dans l'air).

Comme son nom l'indique, cette grandeur est une longueur et, par conséquent, son unité légale est le **mètre**. En pratique, on utilise, pour exprimer les longueurs d'onde lumineuses, un sous-multiple du mètre : le **nanomètre** (1 nm = 10^{-9} m).

L'œil n'est sensible qu'à certaines radiations monochromatiques, appelées **radiations visibles. Le domaine des radiations visibles s'étend approximativement de 400 nm** (radiations violettes) **à 800 nm** (radiations rouges). La figure 10 indique les couleurs des différentes radiations suivant leur longueur d'onde. La **lumière blanche** est un mélange de toutes les radiations visibles.

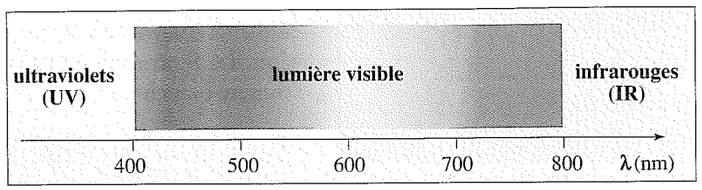


Fig. 10. Radiations visibles : on reconnaît les couleurs de l'arc-en-ciel.

PHYSIQUE ET VIE QUOTIDIENNE
Les radiations invisibles

En dehors du domaine visible (400 nm, 800 nm) il existe des radiations auxquelles l'œil humain n'est pas sensible :

- **les radiations ultraviolettes** (λ< 400 nm) : elles sont connues par leurs effets sur la peau : bronzage, coups de soleil, cancers de la peau ;
- **les radiations infrarouges** (λ> 800 nm) : elles sont émises par les corps chauffés, par exemple une plaque de cuisson ; une télécommande utilise un faisceau de radiations infrarouges.

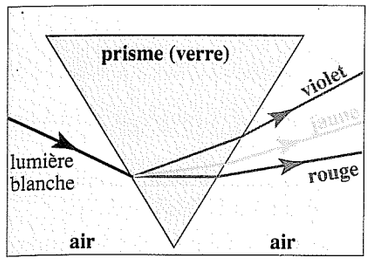


Fig. 11. Décomposition de la lumière blanche par un prisme. Il y a deux réfractions (à l'entrée et à la sortie du prisme) et le trajet de la lumière dépend de sa couleur.

2.3. Pourquoi le prisme décompose-t-il la lumière blanche ?

Observons le trajet d'un rayon lumineux à travers le prisme (fig. 11). Il subit une première réfraction sur la face d'entrée (passage de l'air dans le verre), puis une seconde réfraction sur la face de sortie (passage du verre dans l'air).

L'expérience de Newton montre que le trajet de la lumière à travers un prisme n'est pas le même selon sa couleur. Or ce trajet dépend, en premier lieu, de la valeur de l'angle de réfraction sur la face d'entrée du prisme. Pour un même angle d'incidence, on déduit de la deuxième loi de Descartes que le trajet dépend de l'indice du milieu (le verre du prisme). Cet indice n'est donc pas le même pour toutes les radiations contenues dans la lumière blanche.

L'indice de réfraction d'un verre dépend de la longueur d'onde de la radiation qui s'y propage.

L'ESSENTIEL

- La **réfraction** est le changement de direction subi par la lumière lorsqu'elle traverse la surface de séparation entre deux milieux transparents.
Les angles d'**incidence** i et de **réfraction** r doivent être mesurés par rapport à la **normale**. Le plan formé par le rayon incident et la normale est le plan d'incidence.
- Première loi de Descartes sur la réfraction :
Le rayon réfracté est dans le plan d'incidence.
- Deuxième loi de Descartes sur la réfraction :
Les sinus des angles de réfraction et d'incidence sont proportionnels.
– Si la lumière passe de l'air (angle d'incidence i) dans le milieu d'indice n (angle de réfraction r) :
$$\sin i = n \sin r.$$
– Si la lumière passe du milieu d'indice n (angle d'incidence i) dans l'air (angle de réfraction r) :
$$n \sin i = \sin r.$$
L'indice de réfraction n d'un milieu est une grandeur caractéristique du milieu, s'exprimant sans unité, et supérieure à 1.
- La **dispersion** de la lumière blanche par un prisme est le phénomène de décomposition de cette lumière par le prisme.
- Une **radiation monochromatique** est une lumière qui ne peut être décomposée par un prisme. Elle est caractérisée par sa **longueur d'onde** λ (dans le vide) qui, en pratique, s'exprime en nanomètres (nm).
Les radiations visibles ont des longueurs d'onde qui s'étendent de 400 nm (violet) à 800 nm (rouge). La lumière blanche résulte du mélange de toutes les radiations visibles.

Mots-clés

- **réfraction**
- **rayon incident**
- **rayon réfracté**
- **normale**
- **lois de Descartes**
- **indice de réfraction**
- **dispersion**
- **longueur d'onde**
- **radiation monochromatique**

▶Voir Lexique page 332

EXERCICE RÉSOLU

Réfraction de la lumière

Énoncé

On considère l'expérience de la figure 1 page 48. La lumière passe de l'air dans l'eau.

a. Reproduire la photographie sur papier calque. Tracer la normale au point d'incidence et indiquer le rayon incident et le rayon réfracté.

b. Marquer l'angle d'incidence et l'angle de réfraction. Mesurer ces angles.

c. Calculer l'indice de réfraction de l'eau obtenu à partir de ces résultats. Commenter la valeur trouvée.

d. Comment la photographie permet-elle de s'assurer que le faisceau laser se propage de l'air dans l'eau ?

POINT MÉTHODE

Appliquer la deuxième loi de Descartes

1. Faire le schéma correspondant à la situation décrite en précisant bien la nature de chacun des milieux considérés.

2. Tracer la **normale** au point d'incidence et identifier le **rayon incident** et le **rayon réfracté**.

3. Mettre en évidence l'**angle d'incidence** i et l'**angle de réfraction** r. Écrire les valeurs de ces angles si elles sont connues.

4. Écrire la **loi de Descartes** correspondant à la situation considérée.

- Si la lumière passe de l'air (angle d'incidence i) dans le milieu d'indice n (angle de réfraction r) :

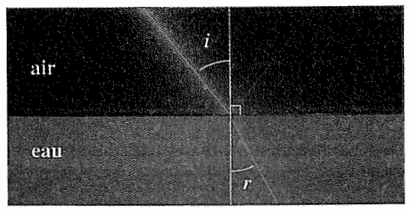
$$\sin i = n \sin r.$$

- Si la lumière passe du milieu d'indice n (angle d'incidence i) dans l'air (angle de réfraction r) :

$$n \sin i = \sin r.$$

5. Effectuer le calcul demandé. Si ce calcul est celui d'un angle dont on connaît le sinus, utiliser, sur la calculatrice, les touches [SIN⁻¹] ou [INV] [SIN].

Solution



a. Le rayon incident arrive de l'air (en haut, à gauche). Le rayon réfracté pénètre dans l'eau (en bas, à droite). La normale est la droite perpendiculaire à la surface de séparation au point où arrive le rayon incident.

b. On mesure les valeurs des angles avec un rapporteur. On trouve :
- pour l'angle d'incidence : $i \approx 38°$.
- pour l'angle de réfraction : $r \approx 28°$.

c. La lumière passe de l'air dans l'eau. La deuxième loi de Descartes s'écrit donc :

$$\sin i = n \sin r$$

où n est l'indice de l'eau.

Application numérique :

$$n = \frac{\sin i}{\sin r} \approx \frac{\sin 38°}{\sin 28°} \approx 1{,}3.$$

La valeur indiquée dans le cours est 1,33. Elle est plus précise que celle trouvée ici. L'écart est justifié par les incertitudes de mesure des deux angles.

d. Deux arguments peuvent être avancés.
- L'intensité de la lumière ne peut augmenter au cours de sa propagation.
- Le rayon incident ne peut pas engendrer deux rayons réfractés à la traversée de la surface de séparation.

Commentaires

Il faut bien connaître la définition des termes : normale, rayon incident, rayon réfracté.

Les angles d'incidence i et de réfraction r sont repérés par rapport à **la normale**. Soigner la mesure des angles ; prolonger les rayons pour positionner le rapporteur avec précision.

Donner d'abord une formule littérale, puis faire l'application numérique. Ici, donner deux chiffres significatifs est raisonnable.

Trouver des arguments scientifiquement précis et basés sur l'observation de la photographie.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

La ... est le changement de direction subi par un rayon lumineux lorsqu'il passe d'un milieu transparent dans un autre.
Une lumière ... ne peut pas être décomposée par un prisme. Elle est caractérisée par sa ... ... dans le vide.
Les longueurs d'onde dans le vide des radiations visibles sont comprises entre 400 et 800 ... environ.

2 Vrai ou faux ?

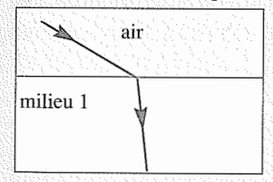
a. L'angle entre un rayon incident et la surface de séparation de deux milieux transparents est appelé angle d'incidence ..... V F

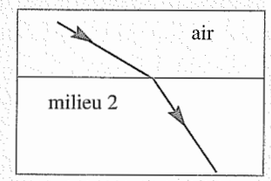
b. Un rayon lumineux passe de l'air dans l'eau (angle d'incidence i, angle de réfraction r). On appelle indice de réfraction de l'eau le rapport $n = \frac{\sin i}{\sin r}$ ..... V F

c. La décomposition de la lumière par un prisme est un phénomène de diffusion ..... V F

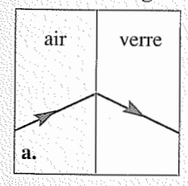
3 QCM

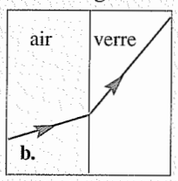
a. Dans les cas de figure ci-dessous, l'indice :
- ☐ du milieu 1 est supérieur à celui du milieu 2 ;
- ☐ du milieu 2 est supérieur à celui du milieu 1 ;
- ☐ du milieu 1 est égal à celui du milieu 2.

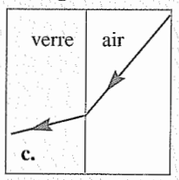




b. Parmi les figures ci-dessous, lesquelles représentent une situation impossible ?
☐ fig. a ; ☐ fig. b ; ☐ fig. c.







4 Apprendre à rédiger

Décrire en quelques phrases l'expérience présentée figure 7 page 51 en utilisant les mots : incident, dispersion, lumière blanche, lumière colorée, prisme.

5 Savoir-faire expérimental

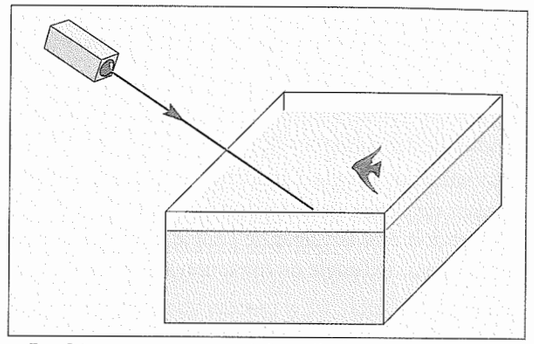
À l'aide d'un objet de la vie quotidienne, réaliser la décomposition de la lumière blanche.

JE M'ENTRAÎNE

Réfraction

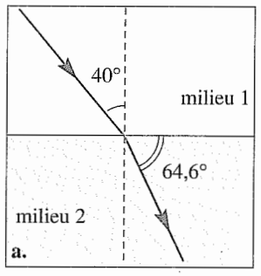
6 ♦ Un rayon lumineux subit une réfraction à la surface de séparation entre l'air et l'eau (indice de l'eau : 1,33). Il passe de l'air dans l'eau et l'angle d'incidence est égal à 60°. Calculer la valeur de l'angle de réfraction.

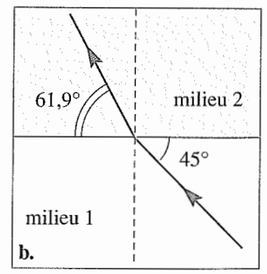
7 ♦ Un poisson nage dans un aquarium. On envoie un faisceau laser sur la surface libre de l'eau comme le montre la figure ci-dessous.

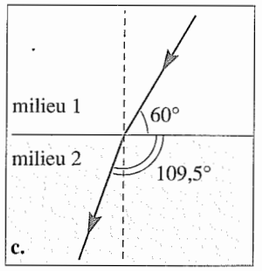


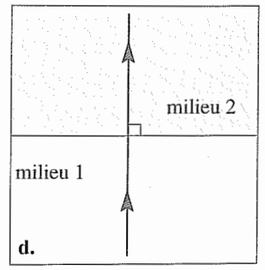
a. Le faisceau pénètre-t-il dans l'eau ?
b. Dans quel plan le poisson doit-il se déplacer pour être en mesure de recevoir la lumière ? Justifier.

8 ♦ Sur les figures suivantes, le milieu 1 est l'air, le milieu 2 est un autre milieu transparent.
Déterminer, dans chaque cas, la valeur de l'angle d'incidence i et celle de l'angle de réfraction r du rayon lumineux représenté.



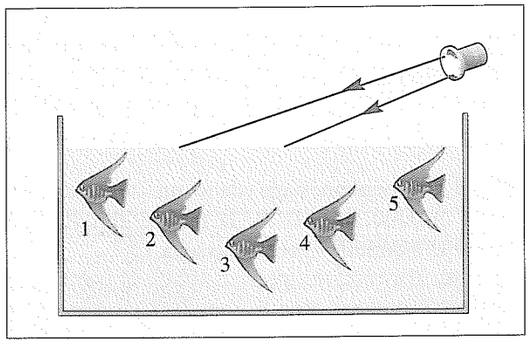






EXERCICES

9 ♦ On éclaire un aquarium avec un spot lumineux. Le phénomène de dispersion est négligeable. Un seul des poissons est éclairé. Lequel ?



10 ♦ Un rayon lumineux passe de l'air dans l'eau d'indice de réfraction $n = 1{,}33$.

a. La valeur de l'angle d'incidence est $i = 70°$. Calculer la valeur de l'angle de réfraction r.

b. Quel doit être la valeur de l'angle d'incidence pour que la valeur de l'angle de réfraction soit $r = 30°$?

11 ♦ Un rayon lumineux passe de l'air dans la glycérine. L'angle d'incidence vaut 30° et l'angle de réfraction 20°.

Calculer l'indice de réfraction de la glycérine.

12 ♦ Un rayon lumineux passe de l'air dans un milieu transparent d'indice de réfraction n. L'angle d'incidence est i et l'angle de réfraction r.

Compléter le tableau suivant :

i (degrés)	30	60		90	0	
r (degrés)	17		20			60
n		1,4	2,4	1,3	1,5	1,5

13 ♦ Un rayon lumineux passe de l'eau dans l'air. L'indice de réfraction de l'eau est $n = 1{,}33$. L'angle d'incidence vaut $i = 30°$.

a. Faire un schéma.

b. Calculer la valeur de l'angle de réfraction.

14 ♦ Les rayons provenant du Soleil peuvent être considérés comme pratiquement parallèles entre eux.

a. Les rayons rouges du Soleil couchant rasent la surface calme d'un lac. Faire un schéma.

b. Dans quelle direction un plongeur sous-marin doit-il regarder pour observer le Soleil ? On définira cette direction par son angle par rapport à la verticale.

Indice de réfraction de l'eau : $n = 1{,}33$.

15 ♦♦ On réalise une série de mesures à l'aide du dispositif de la figure 4 page 49. Le demi-disque est remplacé par une cuve remplie d'eau salée.

Les résultats des mesures sont regroupés dans le tableau suivant où i et r désignent respectivement les angles d'incidence et de réfraction.

i	0°	10°	20°	30°	40°	50°	60°	70°	80°
r	0°	8°	13°	22°	26°	34°	37°	42°	45°
sin i	0	0,17	0,34	0,50	0,64	0,77	0,87	0,94	0,98
sin r	0	0,14	0,22	0,37	0,44	0,56	0,60	0,67	0,71

a. Indiquer sur un schéma ce que représentent les angles i et r.

b. Tracer un graphique en portant en abscisses les valeurs de sin r et en ordonnées les valeurs de sin i.

c. Pourquoi n'a-t-on pas tracé un graphique représentant en abscisses la valeur de l'angle r et en ordonnées la valeur de l'angle i ?

d. Déterminer graphiquement l'indice de réfraction n du liquide contenu dans la cuve.

Décomposition de la lumière

16 ♦ Exprimer en m, µm (1 µm = 10^{-6} m) et en nm les longueurs d'onde qui délimitent le domaine des radiations visibles.

Écrire les résultats en notation scientifique.

17 ♦ On donne ci-dessous les longueurs d'onde dans le vide de trois radiations lumineuses :

λ (nm)	656	583	486

Une des longueurs d'onde correspond au jaune, une autre au bleu, une troisième au rouge.

Associer à chaque longueur d'onde la couleur qui convient.

18 ♦♦ Un filtre lumineux transmet les radiations dont la longueur d'onde, dans le vide, est comprise entre 500 nm et 600 nm. Il arrête complètement les autres radiations.

a. En se reportant à la figure 10 page 52, déterminer approximativement les couleurs des radiations transmises par le filtre.

b. Quelle est la couleur de la lumière obtenue lorsqu'on envoie de la lumière blanche sur le filtre ?

19 ♦♦♦ On fait arriver un mince faisceau de lumière jaune sur la face plane d'un demi-cylindre de Plexiglas sous l'incidence $i = 75°$ (voir figure 4 page 49).

a. Calculer l'angle de réfraction sachant que l'indice du Plexiglas pour les radiations jaunes est $n_J = 1{,}485$.

b. Tracer la marche du faisceau à travers le demi-cylindre.

c. On fait maintenant arriver sur le demi-cylindre, dans les mêmes conditions ($i = 75°$), un faisceau de lumière blanche. On donne l'indice du Plexiglas pour les radiations rouges et bleues : $n_R = 1{,}470$ et $n_B = 1{,}500$.

Tracer sur le dessin précédent la marche des faisceaux rouge et bleu. Le demi-cylindre provoque-t-il la dispersion de la lumière blanche ?

20 Exercice de correction

Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé

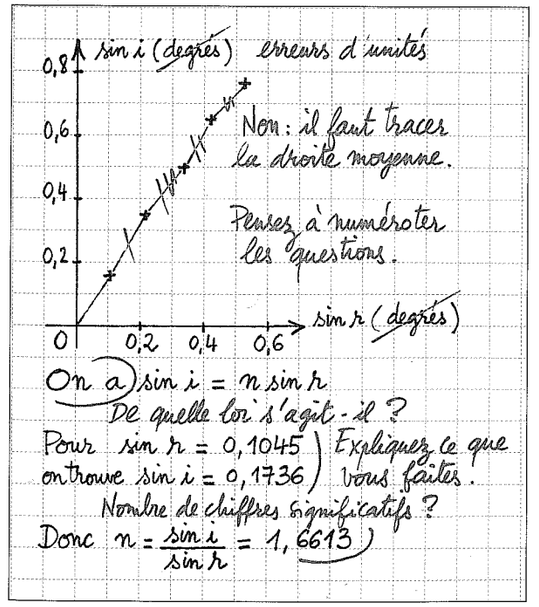
Un rayon lumineux passe de l'air dans un milieu transparent d'indice n. On réalise une série de mesures dont les résultats sont regroupés dans le tableau suivant.

angle d'incidence i (degrés)	0	10	20	30	40	50
angle de réfraction r (degrés)	0	6	13	19	25	31

a. Tracer la courbe donnant sin r en fonction de sin i.

b. Déterminer graphiquement l'indice de réfraction n du milieu transparent.

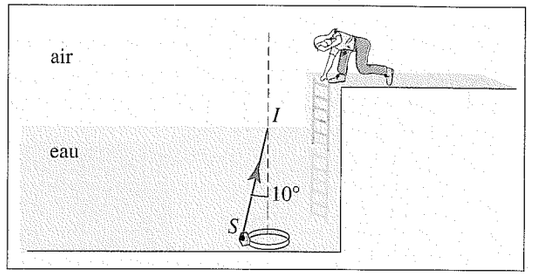
Solution annotée d'un élève



JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

21 ♦♦♦ Marie cherche des yeux la bague, assimilée au point S, qu'elle a laissé tomber dans la piscine.

La source lumineuse est la bague qui envoie des rayons lumineux dans toutes les directions de l'espace.



a. Reproduire le schéma précédent et tracer le rayon SH, incident en H sur la surface de l'eau, qui n'est pas dévié en passant de l'eau dans l'air.

b. Calculer la valeur de l'angle de réfraction pour un angle d'incidence de valeur $i = 10°$. L'indice de réfraction de l'eau vaut $n = 1{,}33$.

c. Compléter le schéma en représentant le rayon réfracté au point I. (On ne représentera pas les angles à leurs vraies valeurs, mais on respectera le sens dans lequel la lumière est déviée.)

d. Les rayons SI et SH délimitent un faisceau lumineux incident. Colorier le faisceau lumineux qui en est issu après traversée de la surface de l'eau.

e. Pour Marie, ce faisceau semble provenir du point S', à l'intersection des prolongements des rayons réfractés. Elle ne voit donc pas sa bague là où elle est vraiment. La voit-elle plus près ou plus loin d'elle qu'en réalité ?

22 ♦♦♦ Un arbuste est planté au bord d'une rivière. Sa cime est à une hauteur de 2,0 m au-dessus de la surface de l'eau. La profondeur de la rivière est de 1,0 m. Les rayons du Soleil, pratiquement parallèles entre eux, font un angle de 45° avec la verticale. On ne tient pas compte de la dispersion.

a. Calculer l'angle de réfraction des rayons du Soleil dans l'eau (indice de l'eau : $n = 1{,}33$).

b. Sur une figure à échelle 1/20, représenter l'arbuste et son ombre à la surface de l'eau et au fond de la rivière.

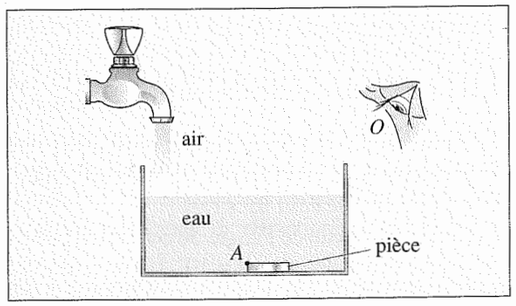
c. Un petit poisson doit rester dans l'ombre pour ne pas être dévoré par une carpe. En réalisant des mesures sur la figure précédente, dire jusqu'à quelle distance de l'arbuste il peut s'aventurer s'il nage près de la surface.

d. Même question s'il nage au fond de la rivière.

EXERCICES

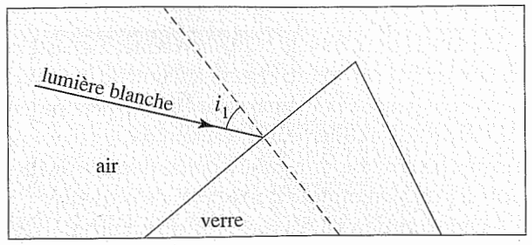
EXERCICE À CARACTÈRE EXPÉRIMENTAL

23 ♦♦ **a.** Réaliser l'expérience suivante.
On met une pièce de monnaie au fond d'un récipient à parois opaques. On s'éloigne jusqu'à ce que la pièce soit juste cachée par la paroi et on ne change plus de position. On commence ensuite à faire couler lentement de l'eau dans le récipient ; pendant que le récipient se remplit, on voit la pièce réapparaître.
b. Interpréter cette expérience. Pour cela, représenter le trajet d'un rayon provenant du point *A* situé sur le bord le plus éloigné de la pièce et atteignant le point *O*, sur la pupille de l'œil.



Dispersion de la lumière

24 ♦♦ L'indice de réfraction n_B du verre pour une lumière bleue est supérieur à l'indice de réfraction n_R pour une lumière rouge.
Un rayon de lumière blanche arrive sur la surface de séparation air-verre d'un prisme, l'incidence étant i_1.
a. Comparer, sans les calculer, les valeurs des angles de réfraction r_B et r_R correspondant aux deux indices.
b. Reproduire le schéma ci-dessous et représenter approximativement les deux rayons réfractés.
c. Après avoir subi une réfraction sur la première face du prisme, la lumière parvient sur la deuxième face où elle subit une deuxième réfraction.
Appliquer la même méthode pour construire les rayons qui émergent du prisme. Conclure.



25 ♦♦ **a.** Un faisceau très fin de lumière rouge atteint la surface de l'eau d'un bassin avec un angle d'incidence de valeur $i = 85°$. L'indice de réfraction de l'eau pour cette lumière est 1,330.
Calculer la valeur de l'angle de réfraction correspondant à cet angle d'incidence.
b. Même question pour un faisceau très fin de lumière violette pour laquelle l'indice de réfraction de l'eau est 1,342.
c. Représenter le trajet de la lumière dans le cas où le faisceau incident a une couleur pourpre constituée d'un mélange des deux lumières rouge et violette des questions précédentes.
Que verrait-on alors sur le fond du bassin ?
d. Même question pour un faisceau incident de lumière blanche.

26 ♦♦ Les feuilles d'un arbre laissent passer un faisceau de rayons solaires venant éclairer le fond d'une rivière tapissé de cailloux blancs.
On considérera que les rayons provenant du Soleil sont parallèles entre eux.
L'indice de réfraction de l'eau est plus grand pour les radiations bleues que pour les radiations rouges.
a. Représenter qualitativement, sur un même schéma, le faisceau produit par les radiations bleues et celui produit par les radiations rouges.
b. La tache lumineuse produite au fond de la rivière est presque entièrement blanche, mais bordée de bleu d'un côté et de rouge d'un autre côté.
Expliquer ce phénomène et faire un dessin en précisant de quel côté, par rapport au Soleil, sont situés le bord bleu et le bord rouge.

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

Lorsqu'on trempe un agitateur en verre dans un tube à essais contenant de l'eau, l'agitateur est bien visible. Lorsqu'on trempe le même agitateur dans du toluène (liquide incolore), l'agitateur devient invisible! Le verre n'est pas soluble dans le toluène. Comment peut-on alors expliquer ce phénomène ?

Les spectres lumineux

CHAPITRE 5

OBJECTIFS

SAVOIRS

- Savoir qu'un corps chaud émet un rayonnement continu qui s'enrichit vers le violet quand la température de ce corps augmente.
- Savoir qu'un atome ou un ion ne peut absorber que les radiations qu'il est capable d'émettre.
- Savoir que l'étude des spectres permet de connaître la composition de l'enveloppe externe des étoiles.

SAVOIR-FAIRE

Théoriques

- Savoir distinguer un spectre d'émission et un spectre d'absorption.
- Savoir repérer par sa longueur d'onde dans un spectre d'émission ou d'absoption une radiation caractéristique d'une entité chimique.

Expérimentaux

- Savoir utiliser un système dispersif pour visualiser des spectres d'émission ou d'absoption et comparer ces spectres à celui de la lumière blanche.

Soleil couchant. La lumière solaire fournit un spectre caractéristique : le spectre continu.

1 EXEMPLES DE SPECTRES LUMINEUX

1.1. Obtention d'un spectre lumineux

• Le chapitre précédent a montré comment on réalise la décomposition de la lumière blanche, de manière à obtenir son **spectre.**

Un spectre lumineux est la figure obtenue par décomposition d'une lumière en radiations monochromatiques.

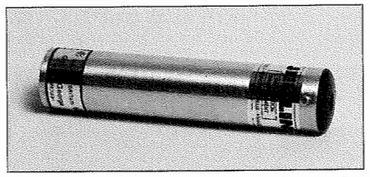


Fig. 1. Spectroscope « de poche ». Cet appareil utilise un réseau et permet d'observer le spectre des lumières émises par les sources qui nous entourent.

• Pour former les spectres lumineux, les physiciens utilisent un **spectroscope**. Dans cet appareil, la décomposition de la lumière peut être obtenue après passage à travers un (ou plusieurs) prisme(s) comme dans l'expérience de Newton.

REMARQUE

On peut également décomposer une lumière en utilisant un réseau : c'est un support plan comportant un très grand nombre de traits très fins, parallèles, équidistants et très rapprochés. Un réseau est utilisé dans certains spectroscopes d'usage courant (fig. 1). La surface d'un disque compact se comporte comme un réseau (fig. 2).

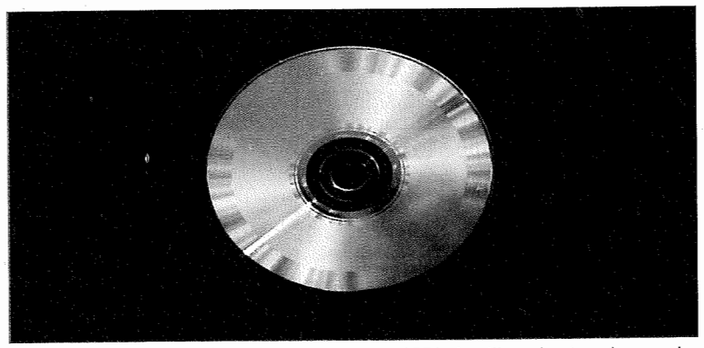


Fig. 2. Sur la surface d'un disque compact (CD), le sillon dessine des cercles concentriques très fins et très rapprochés (en réalité, une spirale). La lumière est décomposée par ce système..

1.2. Quelques spectres lumineux

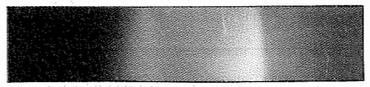


Fig. 3. Spectre de la lumière blanche : le spectre est continu.

Fig. 4. Spectre de la lumière émise par une lampe à vapeur de mercure : plusieurs raies, la lumière est complexe.

Fig. 5. Spectre de la lumière émise par le laser rouge : une raie unique, la lumière est monochromatique.

• Le spectre de la lumière blanche est une bande colorée dont la couleur varie progressivement : rouge, orange, jaune, vert, bleu, violet (fig. 3). C'est un **spectre continu**, car la lumière analysée contient toutes les radiations visibles.

• Le spectre de la lumière émise par une lampe à vapeur de mercure est un **spectre discontinu** ; il est constitué de **quelques raies colorées** (sur un fond noir). On lui donne le nom de **spectre de raies** (fig. 4). Cette lumière est donc une lumière complexe contenant un petit nombre de radiations monochromatiques.

• Le spectre de la lumière du laser utilisé dans les lycées ne comporte qu'**une seule raie** (fig. 5). La lumière de ce laser est donc monochromatique (de longueur d'onde $\lambda = 633$ nm).

2 LES SPECTRES D'ÉMISSION

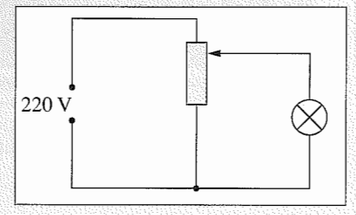
Un spectre d'émission est un spectre produit par la lumière directement émise par une source.

Nous allons étudier les spectres produits par les lampes à incandescence, les lampes spectrales (lampe à vapeur de sodium, lampe à vapeur de mercure…) et les tubes à décharge (comme les tubes de Plücker).

2.1. Les spectres continus d'origine thermique

expérience

- **Alimenter une lampe à incandescence avec une source de tension ajustable (voir montage électrique ci-dessous).**
- **Augmenter progressivement la tension d'alimentation de la lampe jusqu'à atteindre sa valeur d'alimentation normale.**



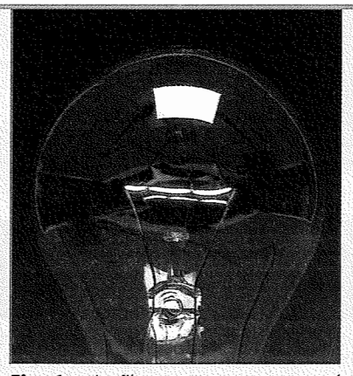


Fig. 6a. Le filament est rouge orangé pour une tension d'alimentation nettement inférieure à la tension de fonctionnement normal.

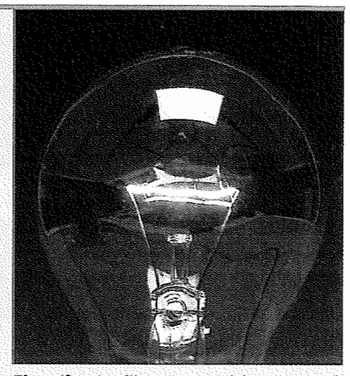


Fig. 6b. Le filament est blanc quand la lampe à incandescence est normalement alimentée.

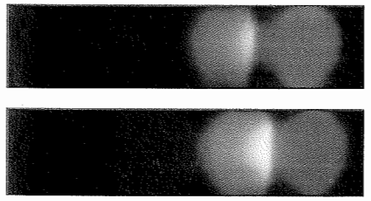


Fig. 7. Spectres de la lumière émise par le filament d'une lampe à incandescence :
a. En haut : sous-alimentée ;
b. En bas : normalement alimentée.

Observations ▶ La température du filament augmente et sa couleur passe successivement du gris au rouge sombre, puis au rouge clair, au rouge orangé (fig. 6a), au jaune et au blanc (fig. 6b).
Pour chaque couleur du filament, examinons le spectre de la lumière émise :

• Le spectre de la lumière émise est continu, comme celui de la lumière blanche, mais, lorsque le filament est à basse température, seule la partie allant du rouge au vert est bien visible (fig. 7a).

• À mesure que la température du filament augmente, les radiations situées du côté du violet deviennent plus intenses (fig. 7b). Quand la température de fonctionnement est atteinte, le spectre est celui de la lumière blanche.

Le spectre de la lumière émise par un corps chauffé porte le nom de **spectre d'origine thermique**. Ce corps peut être un solide, un liquide ou un gaz fortement comprimé.

- **Les spectres d'origine thermique sont des spectres continus.**
- **Lorsque la température augmente, un spectre d'origine thermique s'enrichit vers le violet, c'est-à-dire vers les radiations de courtes longueurs d'onde.**

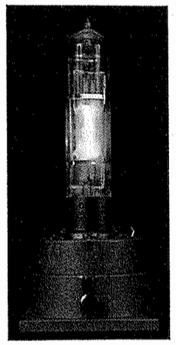


Fig. 8. Lampe à vapeur de mercure.

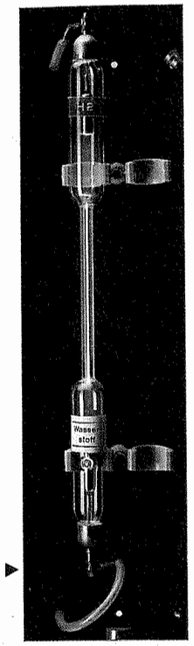


Fig. 9. Tube de Plücker contenant du dihydrogène sous faible pression. ▶

2.2. Les spectres de raies

A. La signature des éléments

• On obtient des **spectres de raies** grâce à des lampes spectrales ou des tubes à décharge. Par exemple : lampe à vapeur de sodium ou à vapeur de mercure (fig. 8), tubes de Plücker contenant du dihydrogène (fig. 9) ou de l'hélium.

Dans ces lampes, on réalise des décharges électriques dans un gaz sous faible pression contenant des atomes (ou des ions) éloignés les uns des autres : vapeur de sodium ou de mercure, gaz noble (néon, argon, hélium), dihydrogène (les molécules H_2 sont scindées en atomes H par les décharges), etc.

• Pour chaque élément, le spectre de raies de la lumière émise par la source est caractéristique (fig. 10).

Selon les conditions, les raies présentes dans le spectre d'un élément sont plus ou moins lumineuses, mais elles correspondent toujours à la même longueur d'onde (on dit qu'elles sont *à la même place* dans le spectre). Chaque élément produit donc un spectre de raies qui lui est propre.

Un spectre de raies constitue la « signature » d'un élément et révèle sa présence.

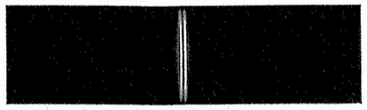


Fig. 10a. Spectre de raies du sodium : une raie (en fait, un doublet) correspondant à la longueur d'onde 590 nm.

Fig. 10b. Spectres de raies de l'hydrogène : les raies dans le visible sont rouge orangé (656 nm), bleues (486 nm et 434 nm) et violette (410 nm).

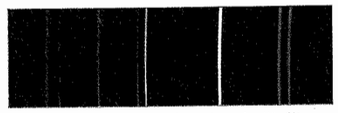


Fig. 10c. Spectre de raies de l'hélium.

B. Les couleurs de flamme

Observations ▶ La flamme dans laquelle on a porté la solution d'ions Na^+ est jaune (fig. 11a).

Le spectre de la lumière émise par la flamme est semblable à celui de la lumière émise par la lampe à vapeur de sodium.

expérience

Pour le professeur :

- Dans la flamme non éclairante d'un bec Bunsen (virole ouverte), porter un fil de platine ayant été au préalable trempé dans une solution contenant des ions sodium Na^+.
- Analyser, avec un spectroscope de poche, la lumière émise par la flamme.
- Recommencer cette expérience avec d'autres solutions contenant, par exemple, des ions strontium Sr^{2+} ou des ions cuivre (II) Cu^{2+}.

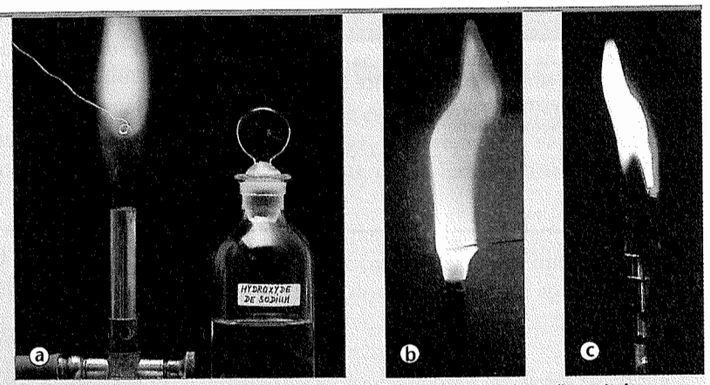


Fig. 11. Couleurs de flamme de différents éléments : **a.** sodium (jaune); **b.** strontium (rouge); **c.** cuivre (vert).

Interprétation ▶ La couleur particulière de la flamme est due à la présence de l'**élément** sodium. On retrouve par la couleur émise la signature de l'élément chimique.

De la même manière, la couleur rouge de la flamme (fig. 11b) est due à la présence de l'élément strontium et la couleur verte (fig. 11c) à celle de l'élément cuivre.

En analyse chimique, **on utilise les couleurs de flamme pour rechercher certains ions dans une solution.**

3 LES SPECTRES D'ABSORPTION

3.1. Qu'est-ce qu'un spectre d'absorption ?

A. Absorption par un verre coloré

Observons la lumière émise par une lampe à incandescence à travers un verre coloré, par exemple de couleur verte. La lumière nous apparaît verte parce que le verre coloré absorbe les radiations rouges et violettes et ne laisse passer les radiations qu'autour de la couleur verte ; il joue le rôle d'un **filtre lumineux**.

B. Absorption par la chlorophylle

La figure 12 présente le spectre d'absorption de la chlorophylle, c'est-à-dire le spectre de la lumière blanche qui a traversé des molécules de chlorophylle. On voit des **bandes noires** correspondant à des radiations absentes dans le rouge et dans le bleu-violet parce qu'elles ont été absorbées par la chlorophylle.

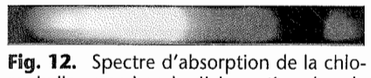


Fig. 12. Spectre d'absorption de la chlorophylle : une bande d'absorption dans le rouge et une autre dans le bleu et le violet (qui sont totalement absorbés).

Un spectre d'absorption est un spectre obtenu en analysant la lumière blanche qui a traversé une substance.

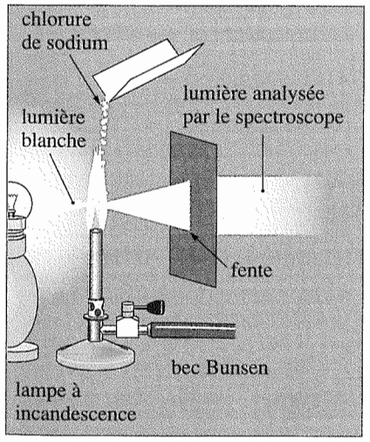


Fig. 13. Mise en évidence de la raie d'absorption du sodium.

Fig. 14. Raie d'absorption noire du sodium (c'est en fait un doublet).

3.2. Spectre de raies en absorption

A. Expérience

• On forme sur un écran le spectre d'une lampe à vapeur de sodium et on repère, d'un trait de crayon, la position de la raie jaune obtenue.

• On remplace, sans rien changer d'autre, la lampe à vapeur de sodium par une lampe à incandescence ; on observe sur l'écran le spectre continu de la lumière blanche.

• On interpose, sur le trajet de la lumière blanche, la flamme d'un bec Bunsen dans laquelle on a laissé tomber de fins cristaux de chlorure de sodium (fig. 13). La flamme prend la couleur jaune caractéristique de l'élément sodium et on voit apparaître, dans le spectre continu, **une raie noire** à l'endroit exact où on avait marqué la position de la raie jaune d'émission du sodium (fig. 14).

Le gaz incandescent de la flamme contenant l'élément sodium a absorbé la radiation jaune du spectre de la lumière blanche.

B. Propriétés générales

Les gaz « chauds » sous faible pression produisent un spectre d'émission de raies : par exemple, le gaz dans la lampe à vapeur de sodium.

Les gaz « froids » peuvent absorber certaines radiations de la lumière blanche, produisant un spectre d'absorption de raies : par exemple, la flamme du bec Bunsen contenant l'élément sodium (elle est beaucoup moins chaude que la lampe à vapeur de sodium : 1 000 °C au lieu de 3 000 °C environ).

Pour un même élément, les raies d'émission (dans le spectre d'émission) et les raies d'absorption (dans le spectre d'absorption) ont les mêmes longueurs d'onde.

4 LA LUMIÈRE DES ÉTOILES

4.1. Le spectre de la lumière solaire

Fig. 15. Le spectre solaire (partie) : spectre continu strié d'environ 20 000 raies d'absorption (les raies de Fraunhofer).

Le spectre de la lumière solaire (fig. 15) ou plus généralement de la lumière d'une étoile est constitué d'un **fond continu** (spectre de la lumière blanche) et d'un **spectre de raies d'absorption** : les raies de Fraunhofer.

4.2. La température des étoiles

Le Soleil (comme les autres étoiles) est une boule gazeuse très chaude dont on ne voit que la partie superficielle appelée photosphère.

Le gaz très chaud de la photosphère émet une lumière qui produit le **fond continu** du spectre ; celui-ci est donc un spectre d'origine thermique dont l'étendue dépend de la température de la source.

En étudiant le fond continu du spectre d'une étoile, on peut connaître la température au voisinage de sa surface.

document

Vues à l'œil nu, les étoiles nous paraissent, au premier abord, avoir la même couleur. Mais en les observant plus attentivement, on peut voir qu'elles présentent une certaine coloration. Cette couleur dépend de la température de surface de l'étoile : plus l'étoile est chaude, plus son spectre s'étend vers le violet et sa couleur passe du rouge au jaune puis au blanc. Les étoiles les plus froides (1 000 °C) sont presque invisibles ; on peut citer les étoiles rouges (Bételgeuse d'Orion : 2 500 °C), les étoiles jaunes (Soleil : 5 500 °C), les étoiles blanches (Sirius : 10 000 °C) et les étoiles bleues (Rigel d'Orion : 20 000 °C).

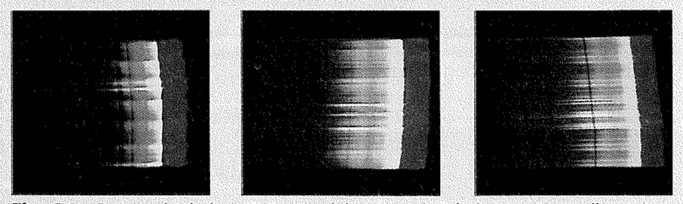


Fig. 16. De gauche à droite, spectre d'émission de Bételgeuse, Cappella et Vega.

POINT HISTOIRE

JOSEPH VON FRAUNHOFER (1787-1826)

Physicien allemand, il a inventé le spectroscope (appareil permettant d'obtenir le spectre d'une lumière) et il a étudié le spectre solaire. On a donné son nom aux raies noires apparaissant dans ce spectre.

4.3. La composition de l'atmosphère des étoiles

La lumière émise par la partie superficielle d'une étoile traverse l'atmosphère de cette étoile, c'est-à-dire une couche gazeuse relativement « froide » par rapport à la surface de l'étoile. Il y a absorption de certaines radiations du fond continu par les atomes de l'atmosphère de l'étoile, ce qui fait apparaître les raies d'absorption observées. Les longueurs d'onde de ces raies sont caractéristiques des éléments présents dans l'atmosphère de l'étoile.

Les raies d'absorption du spectre d'une étoile permettent de connaître la composition chimique de son atmosphère.

La composition de l'atmosphère diffère d'une étoile à l'autre, mais toutes contiennent essentiellement de l'hydrogène et, en plus faible quantité, de l'hélium.

REMARQUE

Si on réalise le spectre solaire sur Terre, les raies d'absorption de l'atmosphère terrestre viennent se superposer aux raies d'absorption de l'atmosphère du Soleil.

L'ESSENTIEL

Spectres lumineux

Un **spectre** résulte de la décomposition d'une lumière en ses radiations monochromatiques.

Le spectre de la lumière blanche est un **spectre continu**.

Un **spectre de raies** comporte un nombre fini de raies correspondant à des radiations monochromatiques de longueurs d'onde déterminées.

Spectres d'émission

Le spectre de la lumière émise directement par une source est un **spectre d'émission**.

Les spectres d'émission d'origine thermique (c'est-à-dire de la lumière émise par les corps chauds) sont continus. Ils s'étendent d'autant plus vers le violet que la température est plus élevée.

Un spectre de raies est caractéristique d'un élément chimique ; il constitue la « signature » de cet élément.

Spectres d'absorption

Le spectre d'une lumière blanche ayant traversé une substance est un **spectre d'absorption**.

Un spectre d'absorption peut être un spectre de bandes ou de raies (noires sur un fond continu).

Les raies d'émission et d'absorption d'un élément déterminé ont les mêmes longueurs d'onde.

Le spectre solaire comporte un fond continu strié d'un grand nombre de raies noires (raies de Fraunhofer). Grâce au fond continu, on connaît la température de la couche externe du Soleil (5 500 °C) et, grâce aux raies, on détermine la composition de l'atmosphère solaire.

Mots-clés

- Spectre lumineux
- Spectre de raies
- Spectre d'émission
- Spectre d'absorption
- Spectre d'origine thermique
- Raies de Fraunhofer

▶Voir Lexique page 332

SPECTRES À TOUT VA!

Pourquoi une fusée de feu d'artifice produit-elle une belle lumière orangée ? Pourquoi y a-t-il des raies sombres dans le spectre solaire? Pourquoi certaines étoiles sont-elles bleues?

Briller de mille feux !

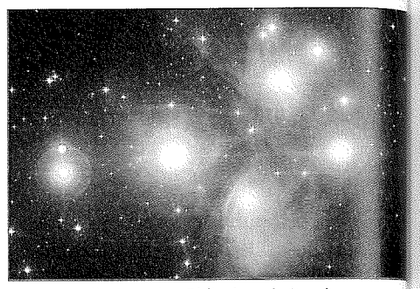
[...] Et deux hommes en blouse grise assis l'un en face de l'autre à une table qui se livrent au travail le moins sérieux du monde : à l'aide de doses qui ressemblent à des petites cuillères, ils versent dans un ordre évidemment déterminé des faibles quantités de poudres dans des tubes dont l'une des extrémités est étranglée. Une dose de poudre grise, une rondelle de carton, une dose de poudre verte, une rondelle de carton, une dose de poudre noire, etc.
Capolini évoluait dans la pièce avec l'élégante désinvolture d'un dompteur parmi ses fauves. Il débouchait un conteneur cylindrique, faisait couler dans ses doigts une poudre blanche, et prononçait : « Sels de strontriane : flamme pourpre ». Puis passait à un autre récipient : « limaille de fonte : fleurs incandescentes ». Il dit encore en touchant du doigt des bidons scellés : « Zinc : flamme bleue. Salpêtre : larmes d'or. Mica lamelliforme : rayons de feu dorés. Sels de baryte : vert brillant. Carbonate de cuivre : flamme glauque. Collophane : flamme orangée. Sulfure d'arsenic : blanc brillant ». Puis il vint s'asseoir près de moi en jouant avec une fusée vide.
– Comme vous le voyez, sa base se termine par un orifice étranglé. À ce niveau inférieur, la poudre est une composition fusante qui chasse par le trou des gaz sous pression, provoquant le mouvement ascensionnel de la fusée. Au-dessus de la composition fusante, on place la chasse. C'est une charge de poudre fine destinée à expulser la garniture du pot de la fusée au moment où celle-ci aura atteint le zénith de sa trajectoire. Cette garniture, c'est la raison d'être de la fusée. Il y a là-dedans des étoiles et des larmes de lumière, des fleurs et des cheveux de feu.

« Pyrotechnie ou la commémoration »
in *Le médianoche amoureux*
Michel Tournier © Éditions Gallimard

Exploitation ▸ p. 71 ◉ ex. 20

Un bestiaire très coloré

Naines brunes, rouges, blanches, noires... Décidément le bestiaire des étoiles semble très coloré. Sans compter que s'il existe des « naines », cela signifie sans doute qu'il existe des étoiles « normales », voire « géantes ».



La constellation des Pléiades abrite des géantes bleues visibles à l'œil nu.

Et, de fait, c'est ainsi que les astronomes classent les étoiles en différents types. La règle générale est somme toute assez simple : plus une étoile est massive, plus elle est grande et plus sa couleur tire vers le bleu. Levez donc le nez au ciel et vous observerez dans l'ordre des températures croissantes, des étoiles rouges, orangées, jaunes, vertes et bleues. Quant à notre soleil, il ne brille pas par son originalité puisqu'il est jaune et de taille normale!

Science & Vie Junior, septembre 1997
© Olivier Fèvre

Comment expliquer les raies sombres du spectre solaire ?

En 1859, deux physiciens de Heidelberg, Robert Bunsen et Gustav Kirchhoff, chauffèrent du sodium et examinèrent son spectre. Comme Fraunhofer avant eux, ils observèrent deux raies claires aux positions repérées sur le spectre solaire par la lettre *D*. Puis il firent passer des rayons solaires à travers des vapeurs de sodium : les raies *D* apparurent en noir ; elles étaient même plus accentuées. Ils en conclurent que la vapeur de sodium absorbait les rayons provenant du sodium incandescent dans le Soleil, tandis qu'elle était transparente aux autres rayons.

Exploitation ▸ p. 71 ◉ ex. 19

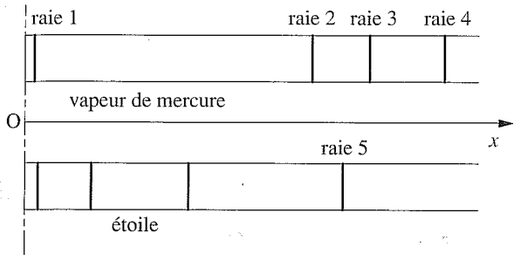
Robert Bunsen (à droite) et Gustav Kirchhoff (à gauche).

Utiliser des spectres de raies

Énoncé

On a photographié, dans les mêmes conditions de prise de vue, le spectre d'émission d'une lampe à vapeur de mercure et le spectre d'une étoile. La figure ci-dessous donne la position de quelques-unes des raies observées sur les clichés.

Le tableau ci-après donne les longueurs d'onde des raies du mercure représentées sur la figure (raies 1, 2, 3 et 4), ainsi que les abscisses des différentes raies numérotées, mesurées sur l'axe $\overrightarrow{Ox}$.



raie	1	2	3	4	5
x (cm)	0,4	12,2	14,8	17,9	15,8
λ (nm)	405	546	577	615	?

a. Sur la figure, les raies des deux spectres sont représentées de la même façon. Quelles différences verrait-on en réalité sur les deux photographies ?

b. Expliquer pourquoi la lumière des étoiles fournit un spectre de raies.

c. Les spectres ont été obtenus avec un spectroscope à réseau. Dans ce cas, la distance entre deux raies, mesurée sur le spectre, est proportionnelle à la différence entre les longueurs d'onde correspondantes.
Calculer la constante de proportionnalité, puis la longueur d'onde de la raie n° 5 du spectre de l'étoile.

d. Le spectre du sodium présente une raie jaune intense dont la longueur d'onde dans le vide est $\lambda = 590$ nm. Le résultat précédent apporte-t-il un renseignement sur la présence de sodium dans l'atmosphère de l'étoile ?

Solution

a. Le spectre de la lumière émise par la lampe est un spectre d'émission. Les raies représentées sont brillantes sur fond sombre. Les raies du spectre de l'étoile sont des raies d'absorption ; elles apparaissent sombres sur un fond brillant.

b. Le spectre de raies des étoiles est dû à l'absorption de certaines radiations par les atomes ou les ions présents dans l'atmosphère de l'étoile.

c. Entre les raies 4 et 1, la différence de longueur d'onde est :

$$\lambda_4 - \lambda_1 = 210 \text{ nm}.$$

La différence des abscisses correspondantes est :

$$x_4 - x_1 = 17{,}5 \text{ cm}.$$

La constante de proportionnalité est donc :

$$k = \frac{\lambda_4 - \lambda_1}{x_4 - x_1} = \mathbf{12{,}0 \text{ nm/cm}}.$$

Le calcul littéral de λ_5 donne : $\lambda_5 - \lambda_1 = k\,(x_5 - x_1)$

soit : $\lambda_5 = k\,(x_5 - x_1) + \lambda_1$

Numériquement : $\lambda_5 = 12{,}0 \times 15{,}4 + 405 = \mathbf{590 \text{ nm}}$.

d. La valeur trouvée correspond à la raie jaune de l'élément sodium. On peut donc supposer la présence de cet élément dans l'atmosphère de l'étoile (mais la précision des mesures ne suffit pas pour en être absolument certain).

Commentaires

Bien différencier spectre d'émission et spectre d'absorption.

On choisit les raies les plus écartées pour avoir le maximum de précision dans les mesures.
(On peut aussi utiliser les touches statistiques de la calculette et utiliser toutes les valeurs fournies.)

Veiller à donner à la constante de proportionnalité l'unité qui lui convient.

Le nombre de chiffres significatifs du résultat ne doit pas excéder celui de la donnée la moins précise. Les données sont fournies avec 3 chiffres significatifs ; le résultat aussi.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

La lumière émise par un solide incandescent donne un spectre ... . La lumière émise par les atomes dans un gaz sous faible pression donne un spectre de ... .
Si on éclaire un spectroscope avec une lampe, on observe son spectre d'... . Inversement, si la lumière traverse d'abord une solution avant de parvenir dans le spectroscope, on observe un spectre d'... .

2 Vrai ou faux ?

a. Chaque raie d'un spectre correspond à une radiation monochromatique ..... V F

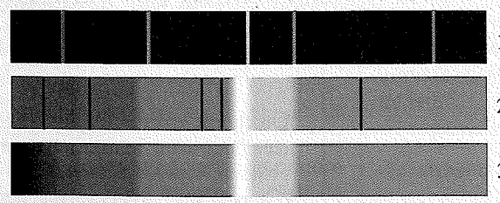
b. Le spectre de la lumière d'une lampe à incandescence est un spectre de raies ..... V F

c. Le spectre lumineux d'une étoile présente des raies d'absorption dans un spectre continu ..... V F

3 QCM

a. Les raies sombres du spectre solaire sont dues :
☐ à l'absorption par l'atmosphère terrestre ;
☐ à l'absorption par l'atmosphère du Soleil ;
☐ à l'absence de certains éléments dans le Soleil.

b. Associer à chaque spectre la figure correspondante :
A : spectre d'émission continu ;
B : spectre d'émission de raies ;
C : spectre d'absorption.



4 Apprendre à rédiger

Rectifier les mots écrits en italique pour que les phrases suivantes aient un sens rigoureux :

a. « Lorsque la *chaleur* d'un morceau de fer augmente, *son spectre* évolue vers le blanc ».

b. « La décomposition de la lumière du Soleil donne un spectre *de couleur* blanche auquel se superposent les *traits opaques* d'un spectre d'*adsorption* ».

5 Savoir-faire expérimental

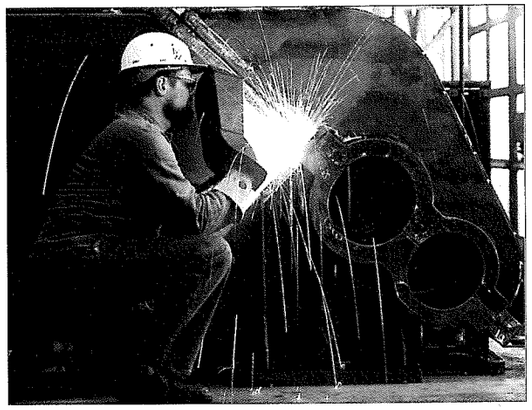
On dispose d'un fil de fer et d'une pince en bois.
Comment peut-on opérer pour trouver la partie la plus chaude de la flamme d'un brûleur à gaz ?

JE M'ENTRAÎNE

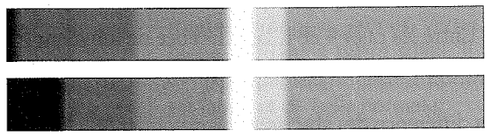
Couleurs et température

6 ♦ L'Épi (constellation de la Vierge) est une étoile bleue, Arcturus (constellation du Bouvier) une étoile rouge, le Soleil une étoile jaune. Classer ces trois étoiles par température croissante de leur surface.

7 ♦ Expliquer les différences de couleurs de la gerbe d'étincelles projetée par le métal en fusion.

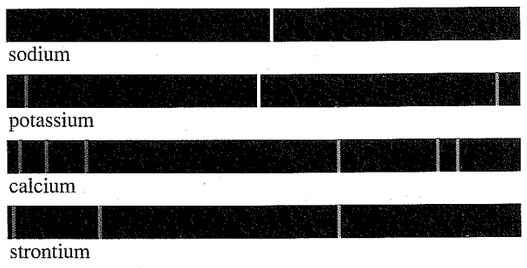


8 ♦ Le filament d'une lampe à incandescence classique a une température voisine de 2 600 °C et celui d'une lampe « halogène » a une température voisine de 3 200 °C.
On observe les spectres de chacune de ces deux lampes. Associer chaque spectre à la lampe concernée.



Spectres et éléments

9 ♦ On donne les spectres de quelques éléments :



On pulvérise dans la flamme d'un bec Bunsen une solution contenant deux des éléments précédents.
En observant la flamme avec un spectroscope, on obtient le spectre suivant :

Quels éléments parmi le sodium, le potassium, le calcium et le strontium ce spectre permet-il d'identifier ?

10 ♦ Les figures ci-dessous donnent les spectres de deux éléments, le titane et le nickel, et le spectre de la lumière émise par une étoile.
(Tous les spectres sont réalisés dans les mêmes conditions et avec les mêmes réglages.)

Le spectre de la lumière émise par par l'étoile montre-t-il la présence de titane dans l'atmosphère de l'étoile ? de nickel? Justifier les réponses.

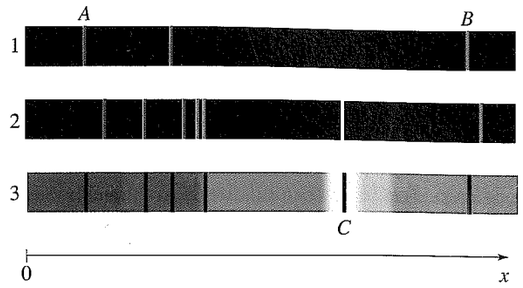
11 ♦♦ On plonge dans la flamme d'un bec Bunsen un fil de platine d'abord trempé dans une solution de chlorure de calcium.
On observe la flamme à travers un spectroscope. Le spectre obtenu est le suivant :

On réalise ensuite la même expérience avec du chlorure de potassium.
On obtient alors le spectre suivant :

a. On réalise à nouveau l'expérience, mais après avoir mélangé les solutions de chlorure de calcium et de chlorure de potassium.
Dessiner le spectre obtenu.

b. On envoie la lumière d'une lampe à incandescence à travers la flamme d'un bec Bunsen dans laquelle on fait tomber du chlorure de calcium.
Dessiner le spectre susceptible d'être obtenu.

12 ♦♦ Les figures 1 et 2 représentent, à la même échelle, les raies d'émission de deux éléments différents notés par la suite (1) et (2). La figure 3 représente le spectre de la lumière d'une étoile.



a. Que représentent les traits verticaux noirs dans le spectre de l'étoile ?

b. Le spectre de l'étoile permet-il de déceler la présence de l'élément (1) dans l'atmosphère de celle-ci ?
Même question pour l'élément (2).

13 Exercice de correction

Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé

Les spectres donnés à l'exercice précédent ont été obtenus avec un spectroscope à réseau. Dans ce cas, la distance entre deux raies, mesurée sur les spectres, est proportionnelle à la différence entre les longueurs d'onde correspondantes.
La raie notée *A* sur le document correspond à la longueur d'onde $\lambda_A = 432{,}2$ nm, la raie *B* à la longueur d'onde $\lambda_B = 656{,}3$ nm.
À quelle longueur d'onde correspond la raie *C* ?

Solution annotée d'un élève

On calcule le coefficient de proportionnalité :
$k = \frac{\lambda_B - \lambda_A}{x_B - x_A} = 39$ nm/cm
Détaillez les calculs
Calcul de λ_C :
$\lambda_C = k \times x_C = 39 \times 4{,}8 = 187{,}2$ nm
Faux Faux
(il doit y avoir une erreur parce que ce n'est pas la longueur d'onde d'une radiation visible). C'est bien de l'avoir remarqué.

EXERCICES

JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

14 ♦♦♦ L'élément cuivre émet, parmi d'autres, les radiations dont les longueurs d'onde sont :

510,5 nm ; 515,5 nm ; 521,8 nm ; 570,0 nm.

a. Dessiner la partie du spectre correspondant, fourni par un réseau.

On admettra que les distances entre les raies sur le spectre sont proportionnelles aux différences entre les longueurs d'onde correspondantes. On utilisera pour le dessin l'échelle suivante : deux raies dont les longueurs d'onde diffèrent de 10 nm seront distantes de 4 mm sur la figure.

On indiquera sur le dessin les limites du spectre visible : 400 nm et 800 nm.

b. En utilisant la figure 10 du chapitre 4, indiquer les couleurs des raies dessinées.

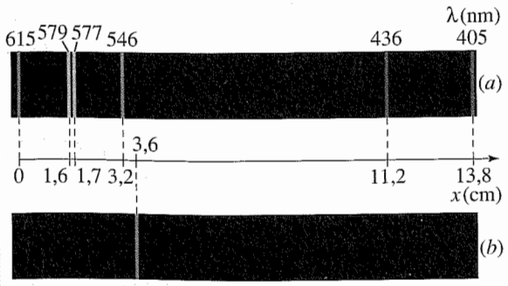
c. Pourquoi la flamme d'un brûleur à gaz se colore-t-elle en vert lorsqu'on y introduit un fil de cuivre ?

EXERCICE À CARACTÈRE EXPÉRIMENTAL

15 ♦♦♦ On réalise la photographie du spectre d'une lampe à vapeur de mercure obtenu avec un prisme.

Les raies sont réparties comme l'indique la figure a et leurs positions sont repérées sur un axe $\overrightarrow{Ox}$. Les valeurs sont celles mesurées sur la photographie.

Au-dessus de chaque raie est indiquée la longueur d'onde qui lui correspond.



a. Tracer le graphique donnant, en fonction de l'abscisse x d'une raie, la longueur d'onde de la radiation lumineuse correspondante.

Les distances entre les raies sont-elles proportionnelles à la différence des longueurs d'onde ?

b. On réalise, dans les mêmes conditions, le spectre d'une lumière verte émise par un laser. Le spectre obtenu est représenté à la figure **b.**

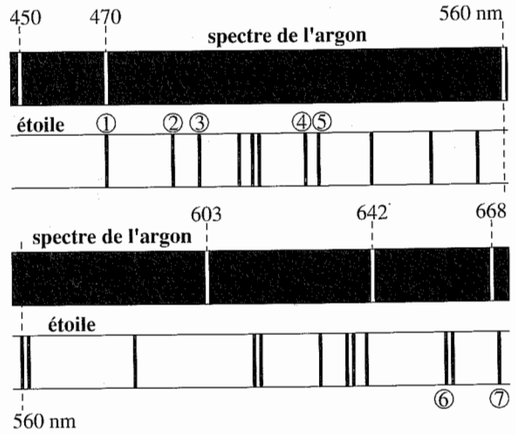
Déterminer graphiquement la longueur d'onde de la lumière émise. La valeur trouvée est-elle en accord avec la couleur ?

c. Si deux radiations ont des longueurs d'onde voisines, les raies correspondantes seront-elles mieux séparées l'une de l'autre par le prisme si elles sont violettes ou si elles sont rouges ?

16 ♦♦♦ Le spectre d'une étoile a été obtenu avec un spectrographe à réseau. Les distances séparant deux raies du spectre sont proportionnelles à la différence des longueurs d'onde correspondantes.

On a superposé sur le même cliché le spectre d'émission de l'argon. La figure suivante est une schématisation du cliché. Les longueurs d'onde du spectre d'émission de l'argon sont indiquées à côté des raies correspondantes.

(Pour faciliter les mesures, le spectre est présenté en deux parties.)



a. À quoi sert, ici, le spectre de l'argon ?

b. Expliquer la différence de nature qui existe entre les deux spectres représentés.

c. Déterminer l'échelle de correspondance entre les différences de longueurs d'onde et les distances mesurées sur la figure. En déduire les longueurs d'ondes des raies repérées par un numéro sur la figure.

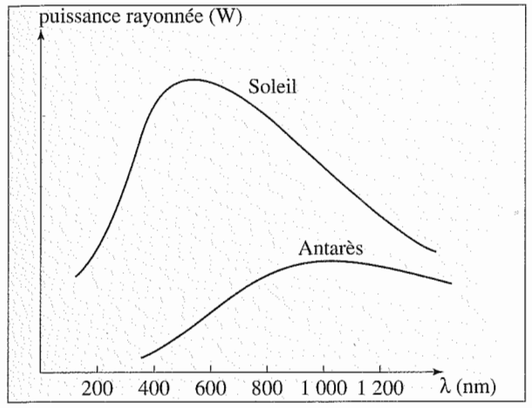
d. Retrouver les éléments présents dans l'étoile responsables de ces raies.

Données :

Longueurs d'onde (en nm) *de quelques radiations émises par certains éléments.*

– hydrogène :	410,3 ;	434,2 ;	486,1 ;	656,3	
– hélium :	447,1 ;	471,3 ;	492,2 ;	501,6 ;	504,8
	585,2 ;	587,6 ;	667,8 ;	706,5	
– magnésium :	517,3 ;	518,4			

17 ♦♦ On obtient le graphique suivant en portant :
– en abscisses, les longueurs d'onde des radiations émises par une étoile ;
– en ordonnées, la puissance lumineuse émise par 1 m² de la surface de l'étoile, pour chaque radiation.
La courbe rouge concerne le Soleil, la courbe verte l'étoile Antarès de la constellation du Scorpion.



a. Colorier l'axe des abscisses dans la partie concernant les radiations visibles, avec les couleurs correspondant approximativement aux couleurs vraies.

b. On considère uniquement le domaine des radiations visibles. Pour quelle couleur le spectre est-il le plus lumineux dans le cas du Soleil ? Dans le cas d'Antarès ?

c. Antarès brille avec une couleur rouge. La lumière du Soleil est blanche. Les courbes ci-dessus permettent-elles d'expliquer ces couleurs ?

d. D'après les réponses aux questions précédentes, quelle étoile a la température de surface la plus élevée ?

18 ♦♦♦ Un corps « chaud » émet un rayonnement lumineux dont le spectre est un spectre continu d'origine thermique. L'intensité de ce rayonnement lumineux est différente pour chaque radiation émise. Elle est maximale pour une radiation de longueur d'onde λ_m telle que $\lambda_m \times T = 2{,}9 \times 10^6$, avec λ_m exprimée en nm et la température T du corps en kelvins (symbole K). (On obtient la valeur de T en ajoutant 273 à la température exprimée en degrés Celsius.)

a. Pour la surface du Soleil, $\lambda_m \approx 520$ nm. En déduire la température de surface du Soleil.

b. Dans un livre d'astronomie, on relève que l'étoile Bételgeuse de la constellation d'Orion a une température de 3 200 K.

Calculer λ_m. Cette longueur d'onde correspond-elle à une radiation visible ? Quelle est la couleur des radiations visibles les plus proches ?

c. Les deux étoiles les plus brillantes de la constellation d'Orion sont Rigel et Bételgeuse. L'une est rouge, l'autre est bleue. Laquelle des deux est Bételgeuse ?

EXERCICES À CARACTÈRE DOCUMENTAIRE

19 ♦♦ **Comment expliquer les raies sombres du spectre solaire ?**

Lire ▶ p. 66 ● répondre aux questions

a. Quel nom donne-t-on à la première expérience réalisée par Bunsen et Kirchhoff ? Qu'ont-ils pu observer ?

b. Faire le schéma de la seconde expérience du texte. Quel spectre les physiciens ont-ils obtenu ?

c. Quelle différence existe-t-il entre les deux spectres précédents ? Comment l'expliquer ?

20 ♦♦♦ **Les feux d'artifice**

Lire ▶ p. 66 ● répondre aux questions

a. En utilisant la description du texte, faire un schéma d'une fusée de feu d'artifice.

b. Expliquer en quelques mots comment sont produites les couleurs du feu d'artifice.

c. Trouver les noms modernes de quelques-uns des composés cités dans le texte.

d. À quoi est due la couleur pourpre donnée par les sels de « strontiane » ou la couleur verte donnée par les sels de « baryte » ?

e. Que signifie, ici, l'adjectif « glauque » ? À quoi est due la couleur de la flamme contenant du carbonate de cuivre ? Quelle expérience réaliser pour confirmer cette réponse ?

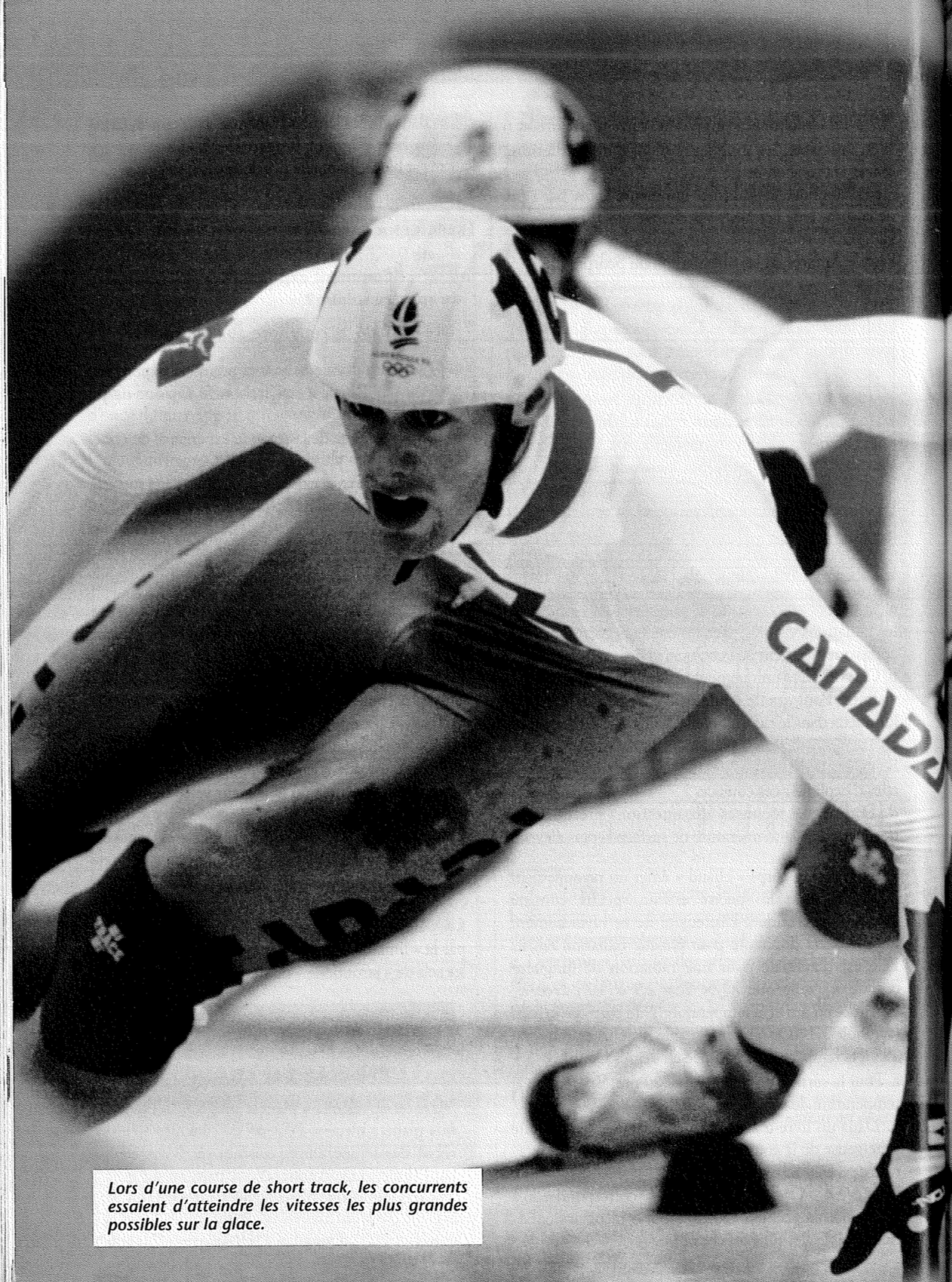
f. Quelle différence y a-t-il entre la lumière produite par la « limaille de fonte » et la lumière produite par les sels de « strontiane » ou de « baryte » ?

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

Mars est appelée la « planète rouge », la Terre la « planète bleue ». Peut-on en conclure qu'il règne des températures voisines sur Mars et sur l'étoile rouge Antarès d'une part, ou sur la Terre et sur l'étoile bleue Rigel d'autre part ?

PARTIE 2

L'UNIVERS EN MOUVEMENTS ET LE TEMPS



Lors d'une course de short track, les concurrents essaient d'atteindre les vitesses les plus grandes possibles sur la glace.

SOMMAIRE

Chapitre 6 **Mouvements et forces** 75

Chapitre 7 **Le principe d'inertie** 85

Chapitre 8 **La gravitation universelle** 95

Chapitre 9 **Le temps et sa mesure** 107

Les acquis du collège

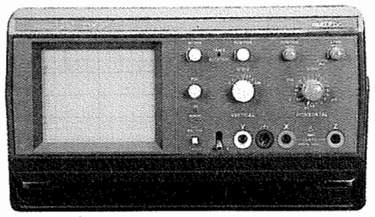
SAVOIRS

- Le mouvement d'un objet se définit toujours par rapport à un corps de référence ou **référentiel.**
- La courbe décrite par un point d'un objet est sa **trajectoire.** La trajectoire dépend du référentiel.
- L'action exercée par un objet sur un autre objet peut :
  – mettre ce dernier objet en mouvement;
  – ou modifier son mouvement;
  – ou le déformer.
- Les actions entre deux objets sont modélisées par des **forces.** Les forces peuvent s'exercer au contact de ces corps ou bien à distance.
- Le poids d'un objet en un lieu est proportionnel à sa masse.
- Une grandeur périodique est une grandeur qui reprend les mêmes valeurs à intervalles de temps égaux. Elle apparaît sous forme de motifs qui se répètent dans le temps.
  Sa **période** T est la durée d'un motif ; sa **fréquence** f est le nombre de motifs par seconde.

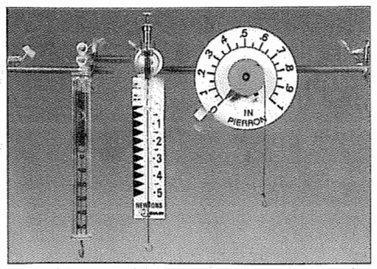
SAVOIR-FAIRE

Expérimentaux

- Avec un **oscilloscope,** on peut mesurer la période d'une tension électrique périodique.



- Avec un **dynamomètre,** on peut mesurer la valeur d'un poids ou d'une force.



Théoriques

- La **vitesse moyenne** v d'un objet qui parcourt la distance d pendant la durée t est :

$$v = \frac{d}{t} \quad \begin{cases} d \text{ en mètres (m)} \\ t \text{ en secondes (s)} \\ v \text{ en m} \cdot \text{s}^{-1} \end{cases}$$

- Une force localisée est représentée par un vecteur dont :
  – l'origine est le point d'application de la force;
  – la direction est celle de la droite d'action de la force;
  – le sens est celui de l'action exercée;
  – la valeur est exprimée en newtons (N).
- Le **poids** P d'un objet de masse m en un lieu où l'intensité de la pesanteur est g vaut :

$$P = mg \quad \begin{cases} m \text{ en kilogrammes (kg)} \\ g \text{ en N} \cdot \text{kg}^{-1} \\ P \text{ en newtons (N).} \end{cases}$$

- La fréquence f est l'inverse de la période T :

$$f = \frac{1}{T} \quad \begin{cases} T \text{ en secondes (s)} \\ f \text{ en hertz (Hz)} \end{cases}$$

Mouvements et forces

CHAPITRE 6

OBJECTIFS

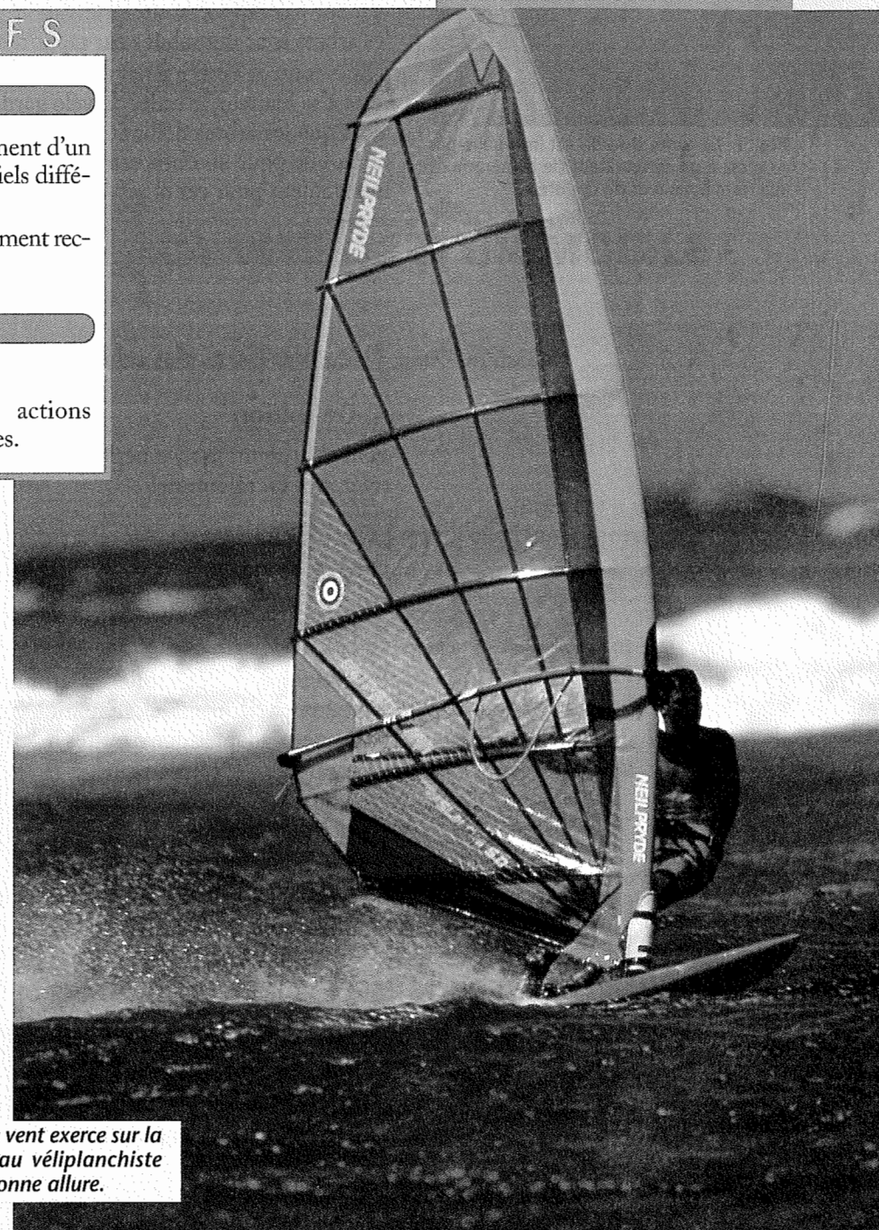
SAVOIRS

- Savoir décrire le mouvement d'un point dans deux référentiels différents.
- Savoir ce qu'est un mouvement rectiligne uniforme.

SAVOIR-FAIRE

Théoriques

- Savoir modéliser des actions mécaniques par des forces.



La force que le vent exerce sur la voile permet au véliplanchiste d'avancer à bonne allure.

1 MOUVEMENTS ET RÉFÉRENTIELS

1.1. En mouvement ou au repos ?

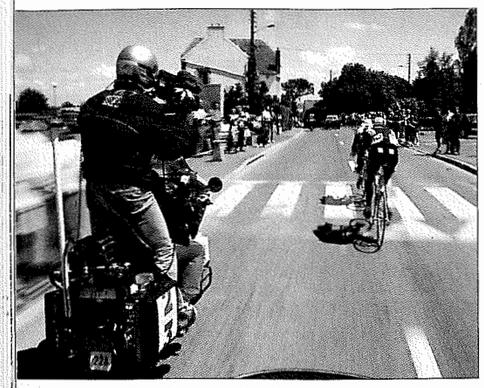


Fig. 1. Le cadre du vélo est immobile par rapport à un observateur (le caméraman) qui reste à hauteur du cycliste.

À la question : « Cet objet est-il en mouvement ou au repos ? », tous les observateurs d'un phénomène n'apportent pas nécessairement la même réponse.

Une équipe de télévision filme le passage d'un coureur lors d'une étape du Tour de France (fig. 1).

• Si le coureur est filmé par une caméra fixe installée sur le bord de la route, son image traverse rapidement l'écran de télévision, alors que les arbres restent immobiles. Le cadre du vélo est donc en mouvement par rapport à un observateur placé sur le bord de la route ; les arbres sont immobiles par rapport à cet observateur.

• Si le coureur est filmé par une caméra transportée sur une moto qui reste à sa hauteur, le cadre du vélo garde une position fixe sur l'écran, alors que les arbres défilent à vive allure. Le cadre du vélo est donc immobile pour un observateur placé sur la moto ; les arbres sont en mouvement pour cet observateur.

Le mouvement d'un objet est relatif à un observateur.

1.2. Notion de référentiel

A. Définition

Pour décrire un mouvement, il faut au préalable définir un **objet de référence** ou **référentiel**.

Un référentiel est un objet par rapport auquel on étudie le mouvement d'autres objets.

B. Choix du référentiel

La définition du référentiel est arbitraire, c'est-à-dire que tout objet peut être choisi comme référentiel. Cependant, certains référentiels sont mieux adaptés que d'autres à l'étude de certains mouvements.

• Le **référentiel terrestre :** c'est le référentiel constitué par la Terre. On choisit en général ce référentiel pour l'étude de mouvements à la surface de notre planète.

• Le **référentiel géocentrique :** c'est le référentiel constitué par le centre de la Terre et trois étoiles lointaines dont les directions sont considérées comme fixes (fig. 2). Ce référentiel est commode pour l'étude des mouvements de la Lune ou de satellites artificiels.

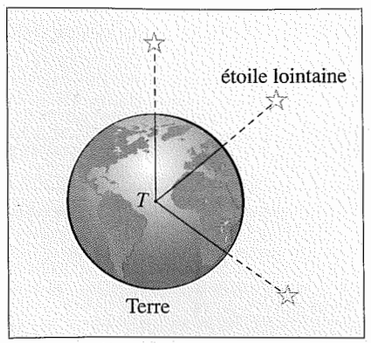


Fig. 2. Le référentiel géocentrique est commode pour l'étude des mouvements des satellites terrestres.

REMARQUES

– Tout objet lié rigidement à la Terre définit aussi un référentiel terrestre : un bâtiment, la classe, le sol…

– La Terre n'est pas immobile dans le référentiel géocentrique ; elle tourne autour d'un axe passant par ses pôles.

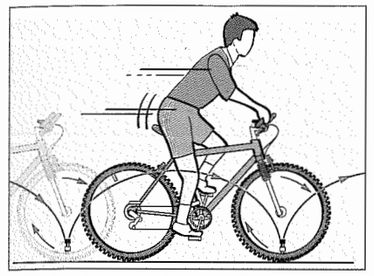


Fig. 3. Selon le référentiel d'étude, la trajectoire de la valve d'une roue de vélo peut être un cercle, une courbe complexe (appelé cycloïde) ou un point.

1.3. Trajectoire

Dans le référentiel choisi, décrire le mouvement d'un objet, c'est donner ses différentes positions à différentes dates.

On appelle **trajectoire** d'un point de l'objet l'ensemble des positions successives que ce point occupe au cours du mouvement.

Considérons la trajectoire de la valve d'une roue de vélo (fig. 3).

• Si le référentiel est le cadre du vélo, l'axe de la roue est immobile : la trajectoire de la valve est un cercle.

• Si le référentiel est la route, la valve tourne autour de l'axe de la roue, qui avance : la trajectoire est une courbe complexe.

• Si le référentiel est la roue, la valve est immobile : sa trajectoire est un point.

La trajectoire dépend du référentiel choisi.

Si la trajectoire est une droite, le mouvement est **rectiligne.**

Si la trajectoire est un cercle, le mouvement est **circulaire.**

2 LA VITESSE D'UN MOBILE

Un objet en mouvement est appelé **mobile.**

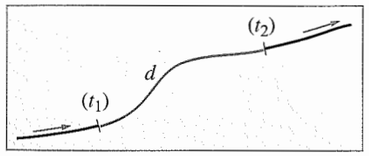


Fig. 4. La vitesse moyenne d'un mobile entre deux dates t_1 et t_2 se calcule le long de son parcours.

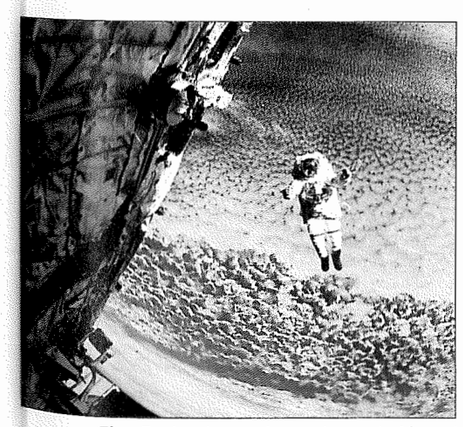


Fig. 5. La vitesse du spationaute dépend du référentiel choisi.

2.1. Caractéristiques de la vitesse

A. Valeur de la vitesse

• Dans le référentiel d'étude, on appelle **vitesse moyenne** du mobile le rapport (fig. 4) :

$$v_m = \frac{d}{t}$$

où d est la distance parcourue par le mobile pendant la durée t.

L'unité SI de vitesse est le mètre par seconde ($m \cdot s^{-1}$). Dans la vie quotidienne, on utilise souvent le kilomètre par heure ($km \cdot h^{-1}$).

• Le compteur de vitesse d'une automobile indique la valeur de la vitesse du véhicule à un instant donné. Cette vitesse est la **vitesse instantanée.**

• Considérons un spationaute lors d'une sortie dans l'espace (fig. 5). Il est immobile par rapport à son engin spatial ; dans ce référentiel, la valeur de sa vitesse est nulle. Mais dans le référentiel terrestre, il tourne autour de la Terre à une vitesse de l'ordre de 10^3 $m \cdot s^{-1}$!

La valeur de la vitesse d'un mobile dépend du référentiel.

B. Direction et sens de la vitesse

Outre sa valeur, la vitesse d'un mobile est caractérisée par sa direction et son sens. La direction de la vitesse coïncide avec celle du mouvement.

2.2. Exemples de mouvement

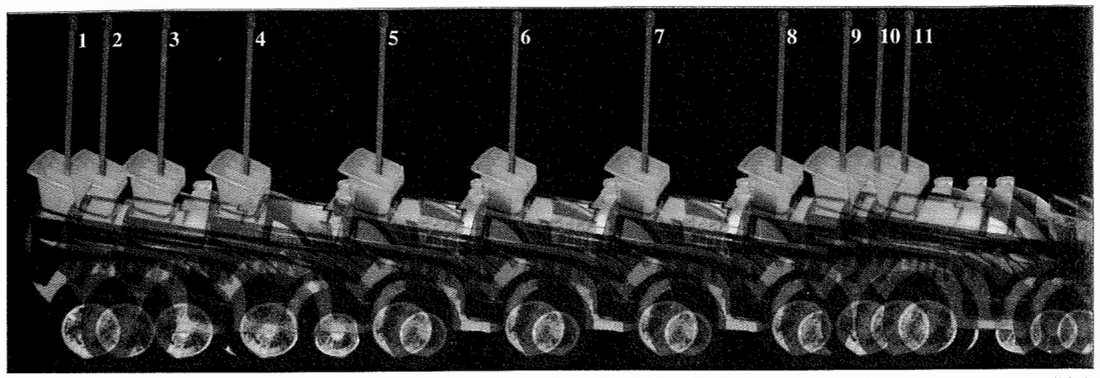


Fig. 6. a. Entre les positions 1 et 4, les distances parcourues pendant des durées égales augmentent : le mouvement est accéléré.
b. Entre les positions 4 et 8, les distances parcourues pendant des durées égales sont égales : le mouvement est uniforme.
c. Entre les positions 8 et 11, les distances parcourues pendant des durées égales diminuent : le mouvement est retardé.

La figure 6 a été obtenue en photographiant un mobile à des intervalles de temps égaux. Le référentiel d'étude est le référentiel terrestre.

- Entre les positions 1 et 4, les distances entre deux positions successives du mobile augmentent : cela signifie que les distances parcourues par le mobile, pendant des durées égales, augmentent. La valeur de la vitesse du mobile augmente donc : on dit que son mouvement est **accéléré**.
- Entre les positions 4 et 8, la valeur de la vitesse du mobile est constante : on dit que son mouvement est **uniforme**.
- Entre les positions 8 et 11, la valeur de la vitesse du mobile diminue : on dit que son mouvement est **retardé**.

3 MOUVEMENTS ET FORCES

3.1. Les actions mécaniques

document

Tous les mouvements que nous observons dans la nature, celui d'une pierre lancée en l'air, celui d'un navire voguant sur la mer, celui d'un chariot avançant le long d'une route, sont en réalité très compliqués. Pour comprendre ces phénomènes, il est sage de commencer par les cas les plus simples possibles et passer graduellement aux plus compliqués. Considérons un corps au repos, où aucun mouvement n'est constatable. Pour changer la position d'un tel corps, il est nécessaire d'exercer sur lui une certaine influence, de le pousser ou de le soulever ou de faire agir sur lui d'autres corps, tels que des chevaux ou des machines à vapeur. [...]
Des expériences répétées nous amèneraient à risquer cette [...] affirmation que si nous voulons que le corps se meuve plus rapidement, nous devons le pousser plus vigoureusement. Il semble naturel de conclure que plus forte est l'action exercée sur un corps et plus grande sera sa vitesse.

Albert Einstein & Léopold Infeld
L'évolution des idées en physique
Traduction Maurice Solovine
© Flammarion

Le mouvement d'un objet est influencé par les **actions mécaniques** exercées *sur* lui *par* d'autres objets.
Porter un livre, tirer sur une corde, comprimer un ressort, marcher... sont des actions mécaniques exercées *par* une personne *sur* le livre, la corde, le ressort, le sol... Ce sont des **actions de contact** : elles s'exercent tant que le contact existe.
De la même manière, un aimant exerce une action mécanique *sur* une bille en acier, la Terre exerce une action mécanique *sur* une pomme lancée en l'air... Ce sont des **actions à distance** : elles s'exercent sans qu'un contact soit nécessaire.

3.2. Modélisation par les forces

Fig. 7. La direction du fil est aussi la direction de la force exercée sur le système : skieur + poignée.

Sur la figure 7, prenons comme système l'ensemble constitué par le skieur et la poignée. Le fil exerce une action mécanique sur ce système : on dit qu'il exerce une **force** sur lui.

- Le fil prend une direction particulière : la **direction** de la force.
- Le fil tire le skieur vers l'avant : le **sens** de la force va du skieur vers le bateau.
- Selon la vitesse du bateau, le fil tire plus ou moins fortement sur le skieur : on peut attribuer une **valeur** à la force exercée par le fil.

Les valeurs des forces s'expriment en **newtons** (N) dans le Système International.

Une action mécanique est modélisée en physique par une force. Celle-ci est caractérisée par sa direction, son sens et sa valeur.

L'ESSENTIEL

■ La description d'un mouvement nécessite le choix d'un **référentiel**, c'est-à-dire d'un corps indéformable par rapport auquel on étudie le mouvement.

Dans le référentiel terrestre, la Terre est immobile. Dans le référentiel géocentrique, le centre de la Terre et trois étoiles lointaines sont immobiles.

La **trajectoire** d'un mobile dépend du référentiel choisi.

Lorsque la trajectoire est une droite, le mouvement est **rectiligne**.

■ La valeur de la vitesse indique la distance parcourue par unité de durée. Elle s'exprime, dans le Système International, en $m \cdot s^{-1}$.

Lorsque la valeur de la vitesse d'un mobile reste constante, son mouvement est **uniforme**.

■ Lorsqu'un corps agit sur un autre corps, on dit qu'il exerce sur lui une **action mécanique.**

En physique, on modélise une action mécanique par une **force.** Une force possède une **direction,** un **sens** et une **valeur** (s'exprimant en newtons).

Mots-clés

- **référentiel**
- **mouvement rectiligne**
- **mouvement uniforme**
- **action mécanique**
- **trajectoire**
- **vitesse**
- **force**

▶Voir Lexique page 332

AVOIR L'IMPRESSION DE MOUVEMENT

Il est fréquent, pour les passagers d'un train à l'arrêt, d'éprouver une sensation de mouvement alors que démarre le train stationné sur la voie voisine. Car tout est question de référentiel…

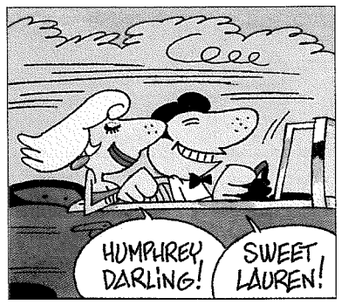
Lorsqu'en 1895 les frères Lumière projetèrent en salle *L'arrivée d'un train en gare de la Ciotat*, le public présent fut pris de panique. Les spectateurs crurent qu'un train, surgi de l'écran, fonçait sur eux ! À l'époque, les gens ne connaissaient pas les images animées.

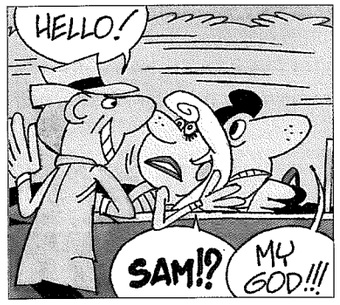
Par la suite, les cinéastes continuèrent à jouer sur le mouvement. Prenons un exemple dans les années 50. Dans un studio, pendant le tournage d'un film, le héros et l'héroïne sont assis dans une automobile qui roule à vive allure sur une route bordée d'arbres. Et soudain, surprise ! Un personnage apparaît devant l'automobile ! Comment cela est-il possible ? En réalité, pour filmer cette scène, on utilise un trucage : la voiture est immobile et c'est l'arrière-plan qui défile. L'impression de mouvement est donnée par la rotation d'arbres et de nuages peints sur un cylindre qu'un machiniste fait tourner.

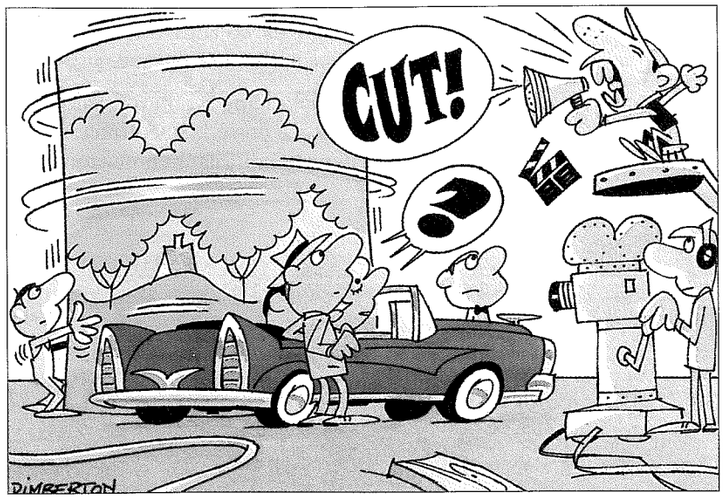
Avec le perfectionnement des techniques, les cylindres et les rouleaux furent progressivement remplacés par les « fonds bleus ». On procède de la manière suivante : l'acteur qui joue Superman est filmé dans un studio en position allongée devant un « fond bleu ». Puis, des images de la ville, ici New York, sont prises par une équipe de tournage embarquée à bord d'un avion. Il ne reste alors plus qu'à inclure le personnage aux vues aériennes. Le tour est joué : Superman vole !

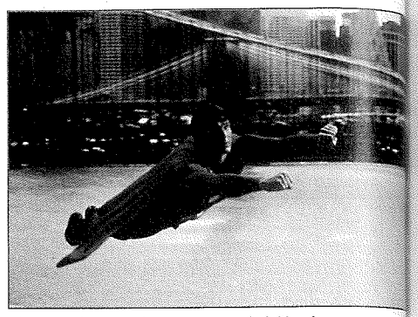
Désormais, le cinéma, et plus encore le monde des jeux, sont entrés dans la réalité virtuelle. Les mouvements réels d'une personne sont traduits par l'ordinateur et reproduits dans un univers de synthèse, où, grâce à un casque, elle évolue à sa guise, se déplaçant, prenant des objets…

L'automobile semble rouler à vive allure sur la route, alors qu'en réalité, elle est immobile dans le studio de tournage.

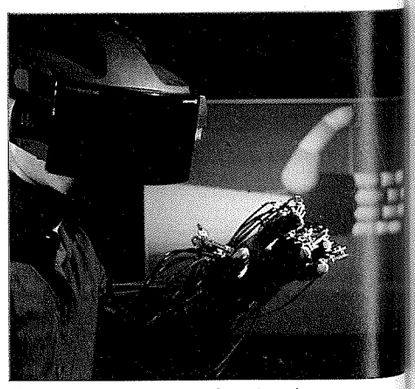








L'acteur jouant Superman a été filmé en studio devant un «fond» bleu.



Ce jeune garçon agit en fonction des images qu'il voit dans le casque.

Exploitation ▸ p. 84 ● ex. 21

Changements de référentiels

Énoncé

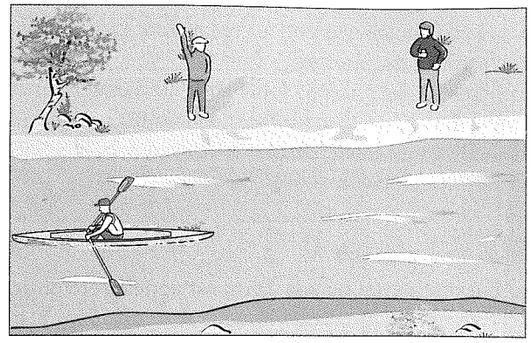
Pour préparer une compétition d'aviron, Édouard rame dans une embarcation qui se déplace à vitesse constante parallèlement à la rive. Le lit de la rivière est rectiligne. Son entraîneur, immobile sur la berge, attend son passage. Lorsque la proue du bateau passe devant lui, il lève le bras ; l'entraîneur adjoint, situé à 100 m le long de la berge, déclenche alors un chronomètre.

a. Décrire le mouvement du bateau pour Édouard, puis pour l'entraîneur.

b. Quel est le mouvement de l'entraîneur pour Édouard ?

c. Lorsque la proue du bateau arrive au niveau de l'entraîneur adjoint, celui-ci arrête le chronomètre qui indique 15,0 s. Quelle est la vitesse du bateau, en $m \cdot s^{-1}$ et en $km \cdot h^{-1}$, pour Édouard ? pour l'entraîneur ?

d. Quelle est la vitesse de l'entraîneur pour Édouard ?



POINT MÉTHODE

Étudier un mouvement

■ **Fixer un référentiel.**
Le référentiel peut être fixé par l'énoncé ; par exemple, si on demande quelle est la vitesse d'un mobile par rapport au sol, cela signifie que le référentiel coïncide avec le sol : c'est le référentiel terrestre. S'il n'est pas fixé par l'énoncé, **il faut en choisir un** car la trajectoire et la vitesse d'un mobile dépendent du référentiel. Ce choix est libre mais, selon la question, un référentiel est plus judicieux qu'un autre.

■ **Traduire toutes les données** de l'énoncé relativement au référentiel choisi.

Solution

a. ● Édouard est assis dans le bateau. Pour Édouard, le bateau est donc **immobile**.

● L'entraîneur se tient immobile sur la berge. Il voit le bateau se déplacer sur une trajectoire rectiligne et à vitesse constante. Pour l'entraîneur, le bateau a un **mouvement rectiligne uniforme**.

b. Édouard voit l'entraîneur se déplacer sur une trajectoire rectiligne et à vitesse constante. Pour Édouard, l'entraîneur a un **mouvement rectiligne uniforme**.

c. ● Le bateau est immobile par rapport à Édouard (question **a**). La vitesse du bateau est donc nulle pour Édouard.

● L'entraîneur est immobile par rapport au référentiel terrestre. Dans ce référentiel, la valeur de la vitesse du bateau est : $v = \frac{d}{t}$.

Numériquement : $v = \frac{100}{15{,}0} = \mathbf{6{,}7\ m \cdot s^{-1}}$; $v = \frac{100}{15{,}0} \times \frac{3\,600}{10^3} = \mathbf{24\ km \cdot h^{-1}}$.

La direction de la vitesse est parallèle à celle de la rive et son sens va de l'entraîneur vers l'entraîneur adjoint.

d. Pour Édouard, l'entraîneur s'éloigne de 100 m en 15,0 s. La valeur et la direction de la vitesse sont les mêmes que dans la question précédente, mais son sens est opposé.

Commentaires

La trajectoire et la vitesse dépendent du référentiel choisi.

Une vitesse est caractérisée par sa direction, son sens et sa valeur.

Le nombre de signes significatifs de la distance n'est pas clairement exprimé : on répond donc avec un nombre de chiffres significatifs raisonnable.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

Pour étudier un mouvement, il faut choisir un ... . La trajectoire d'un mobile dépend du ... choisi.
La vitesse moyenne s'obtient en divisant la ... parcourue par la ... du parcours.
Pousser un corps ou le soulever, c'est exercer sur ce corps une ... . On modélise l'action subie par une ... .
Une force est caractérisée par sa ... , son ... et sa ... (qui s'exprime en newtons).

2 Vrai ou faux ?

a. Un référentiel lié à la Terre est appelé référentiel terrestre ..... V F

b. L'unité de vitesse du Système International est le kilomètre par heure ..... V F

c. Lorsque la valeur de la vitesse d'un corps augmente, son mouvement est dit accéléré ..... V F

d. Un mouvement rectiligne est un mouvement qui s'effectue à vitesse constante ..... V F

3 QCM

a. Un automobiliste roule à 72 km · h^{-1}. Sa vitesse est :
☐ 2,0 m · s^{-1} ; ☐ 20 m · s^{-1} ; ☐ 12 m · s^{-1}.

b. Un mouvement dont la trajectoire est une droite est :
☐ rectiligne ; ☐ uniforme ;
☐ rectiligne uniforme.

c. Lorsqu'un corps est accroché à un fil tendu, il est soumis à :
☐ zéro force ; ☐ une force ; ☐ deux forces.

4 Apprendre à rédiger

a. Définir ce qu'est un référentiel, puis définir le référentiel terrestre.
b. Citer différents objets :
– qui peuvent être considérés comme des référentiels terrestres ;
– qui ne constituent pas un référentiel terrestre.

5 Exercice à caractère expérimental

La figure 6 du cours est la chronophotographie du mouvement d'une voiture télécommandée.
a. Quel est le principe de la chronophotographie ?
b. Quelles grandeurs faut-il mesurer pour analyser le mouvement ?

JE M'ENTRAÎNE

Référentiels

6 ♦ Norbert est assis dans un train à quai. Sur la voie à côté de la sienne, un autre train est également arrêté à quai.
Norbert connaît le sens de déplacement de son train, mais pas celui de l'autre train, qu'il regarde.
Tout à coup, Norbert a l'impression que son train part en sens inverse du sens prévu.
Comment l'expliquer ?

7 ♦ Clémentine fait du ski nautique sur « une mer d'huile». Elle est tirée en ligne droite à vitesse constante par un bateau qui parcourt 150 m en 18 s.
a. Dans quel référentiel ces mesures sont-elles effectuées?
b. Quelle est la vitesse de Clémentine :
– par rapport au bateau ?
– par rapport à la côte ?

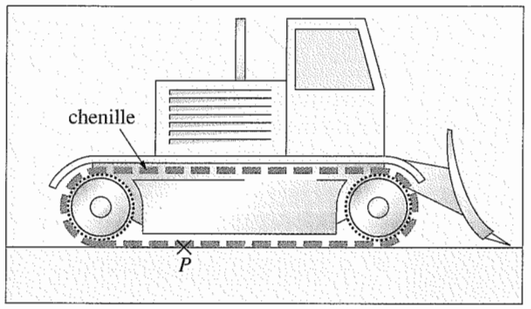
8 ♦ Pour faire du footing dans sa chambre, Jacques court sur un tapis roulant qui défile à vitesse constante par rapport au sol. Son buste est immobile par rapport à la pièce.
a. Quel est le mouvement de la partie supérieure du tapis roulant dans le référentiel terrestre ?
b. Quel est le mouvement du buste de Jacques :
– dans le référentiel terrestre?
– par rapport à la partie supérieure du tapis ?

9 ♦♦ Florent conduit une automobile à vitesse constante sur une portion d'autoroute rectiligne. Il parcourt 250 m pendant une durée égale à 7,5 s. Puis, à la même vitesse, il aborde un virage en arc de cercle.
a. Calculer la valeur de la vitesse de Florent dans :
– le référentiel de l'automobile ;
– le référentiel terrestre.
b. Quelle est la trajectoire de Florent dans chacun de ces deux référentiels ?
c. En déduire la nature du mouvement de Florent dans chaque référentiel.

10 ♦♦ Un hélicoptère décolle verticalement. Dessiner l'allure de la trajectoire de l'extrémité d'une grande pale, en prenant pour référentiels successifs :
a. la cabine de l'hélicoptère ;
b. l'héliport ;
c. la grande pale.

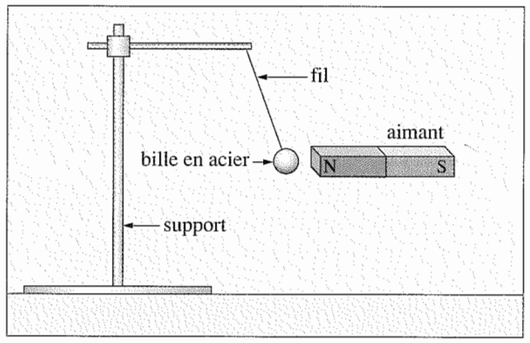
11 ♦♦ Certains couloirs souterrains du métro parisien, particulièrement longs, sont équipés de trottoirs mécaniques dont le mouvement par rapport au sol est rectiligne uniforme.
Alain est immobile sur le trottoir mécanique. Il est dépassé par Isabelle qui marche à vitesse constante sur ce trottoir. Quel est le mouvement d'Alain :
a. par rapport au trottoir mécanique ;
b. par rapport à la Terre ;
c. par rapport à Isabelle.

12 ♦♦ Dessiner, dans le référentiel terrestre, l'allure de la trajectoire d'un point de la chenille d'un engin de chantier. On remarquera que, si l'engin ne « patine » pas, un point de la chenille est immobile par rapport au sol tant qu'il reste en contact avec lui.



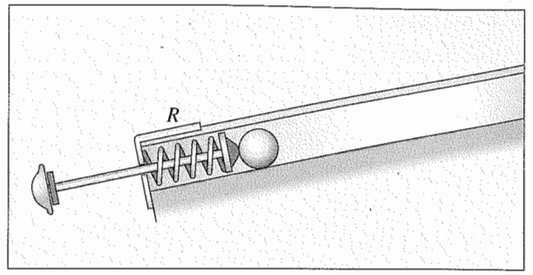
Forces

13 ♦♦ Dans l'expérience schématisée ci-dessous, quelles sont les forces exercées sur la bille en acier ? Préciser pour chaque force quel corps l'exerce, ainsi que sa direction et son sens.



14 ♦♦ Un poisson se débat au bout de la ligne d'un pêcheur.
a. Quelles forces s'exercent sur le poisson ?
b. Même question pour le pêcheur et pour le fil de la canne à pêche.

15 ♦♦♦ Pour propulser la bille d'un flipper, le ressort *R* est comprimé par le joueur qui, en relâchant la tirette, laisse ensuite le ressort se détendre.
Durant la phase de propulsion, quelles sont les forces qui s'exercent sur la bille ?



16 ♦♦♦ Un petit cube de bois est placé sur un plan incliné. Il est maintenu immobile par la main de l'expérimentateur.
a. Faire un schéma de la situation.
b. Quelles sont les forces s'exerçant sur le cube ? Préciser au mieux leurs caractéristiques.

17 Exercice de correction

Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé

Dans un T.G.V. en mouvement à la vitesse de 300 km · h^{-1}, un voyageur se déplace dans le couloir à la vitesse constante de 3 km · h^{-1} vers l'avant du train.
a. Dans quel référentiel la vitesse du train est-elle mesurée ?
b. Dans quel référentiel la vitesse du voyageur est-elle mesurée ?
c. Quel est le mouvement du voyageur par rapport au train ?

Solution annotée d'un élève

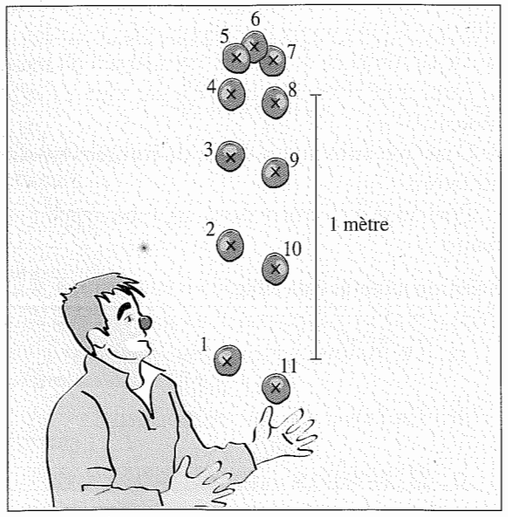
a. De la Terre. / b. Du train) Faites des phrases et utilisez le bon vocabulaire.
c. Il se déplace dans le couloir à la vitesse constante de 3 km.h^{-1} vers l'avant du train.
Vous recopiez l'énoncé sans répondre à la question !

EXERCICES

JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

18 ♦♦ Un vélo est muni de son éclairage réglementaire, mais son propriétaire a fixé sur la jante de la roue arrière une petite lampe tournant avec elle.
a. Quelle est la trajectoire de la lampe arrière de l'éclairage réglementaire par rapport à la route ?
b. Quelle est la trajectoire de la lampe supplémentaire par rapport au cadre du vélo ?
c. Représenter sur un même schéma les trajectoires des deux lampes pour un observateur immobile situé sur le bas-côté de la route.
d. L'allure des trajectoires permet-elle de savoir si le vélo se déplace à vitesse constante ? Justifier la réponse.

19 ♦♦♦ Un char de Carnaval avance en ligne droite à la vitesse de 1,0 m · s^{-1} par rapport à la chaussée. Sur sa plate-forme, un jongleur lance une balle. La scène est filmée par une caméra placée sur le char. On observe l'enregistrement image par image sur l'écran d'un téléviseur.
La figure suivante donne les positions successives de la balle relevées sur l'enregistrement à intervalles égaux de 0,10 s, ainsi que l'échelle de représentation des distances réelles.



Dessiner à la même échelle les positions de la balle aux mêmes instants, enregistrées par une caméra fixe par rapport à la chaussée. Préciser le sens de déplacement du char par rapport à la caméra.
Sur le même dessin, représenter la trajectoire de la balle dans le référentiel terrestre.

20 ♦♦♦ Benjamin accompagne sa petite sœur Laure à la fête foraine. Il attend assis sur un banc pendant que Laure fait un tour de manège. Celui-ci tourne à vitesse constante. Laure a choisi un cheval qui monte et qui descend par rapport à la plate-forme du manège. Elle se tient fermement à la barre et reste immobile par rapport au cheval. À côté d'elle, Jessica a pris place dans une petite voiture.
a. Quel est le mouvement du cheval :
– pour Laure ?
– pour Jessica ?
– pour Benjamin ?
Dans ce dernier cas, représenter l'allure de la trajectoire.
b. Quel est le mouvement de Benjamin :
– pour Jessica ?
– pour Laure ?
Dans ce dernier cas, représenter l'allure de la trajectoire.
Comparer cette allure à celle représentée à la question précédente.

EXERCICE À CARACTÈRE DOCUMENTAIRE

21 ♦♦ **Avoir l'impression de mouvement**

Lire ▶ p. 80 ● répondre aux questions

a. Quand il regarde le film, dans quel référentiel le spectateur se place-t-il inconsciemment pour avoir l'impression que l'automobile avance ?
b. Quelle propriété du mouvement permet d'expliquer les impressions ressenties ?
c. Dans quel sens doit tourner le cylindre sur lequel est peint le paysage pour que le spectateur ait l'impression que l'automobile avance ?
d. Trouver d'autres exemples d'« illusion » du mouvement et dans chaque cas, expliquer.

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

Photographier des objets peu lumineux comme les étoiles demande d'opérer en pose : l'obturateur reste ouvert pendant une durée de plusieurs minutes, voire plusieurs heures. Lorsque l'appareil photographique est fixé à un télescope, on utilise de surcroît un moteur. À quoi sert-il ?

CHAPITRE 7

Le principe d'inertie

OBJECTIFS

SAVOIRS

- Savoir qu'une force s'exerçant sur un corps modifie la valeur de sa vitesse et/ou la direction de son mouvement et que cette modification dépend de la masse du corps.
- Savoir qu'il est équivalent de dire : « un corps est soumis à des forces qui se compensent » et « un corps n'est soumis à aucune force ».
- Connaître l'énoncé du principe d'inertie.

SAVOIR-FAIRE

Théoriques

- Appliquer le principe d'inertie dans des situations simples.

Lorsqu'il est en retard, l'agent 007 n'hésite pas à utiliser de curieux moyens ! Le bateau a quitté l'eau, et pourtant il continue à avancer. Comment est-ce possible ?

1 EFFETS DES FORCES SUR LES MOUVEMENTS

Dans tout ce chapitre, **nous étudions les mouvements dans le référentiel terrestre** et nous ne considérons que des corps indéformables et de petites dimensions.

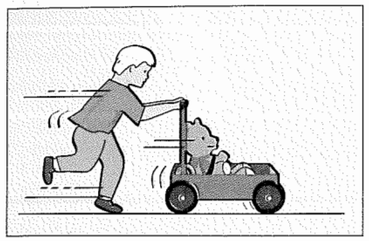


Fig. 1. L'enfant pousse le chariot initialement immobile. La valeur de sa vitesse augmente.

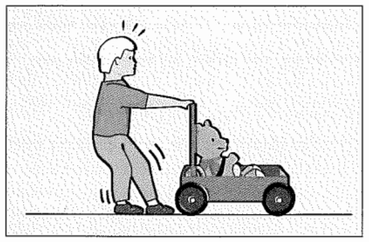


Fig. 2. Le chariot étant en mouvement, l'enfant le retient. La valeur de sa vitesse diminue.

1.1. Modification de la valeur de la vitesse

• Un petit chariot est immobile sur le sol. Un enfant pousse le chariot devant lui : il exerce une force sur le chariot orientée vers l'avant (fig. 1). Le chariot se met en mouvement dans ce sens et la valeur de sa vitesse augmente.

• Puis l'enfant retient le chariot pour le freiner (fig. 2) ; il inverse ainsi le sens de la force qu'il exerce sur le chariot. La valeur de la vitesse du chariot décroît jusqu'à l'arrêt.

Une force appliquée à un corps peut modifier la valeur de sa vitesse.

REMARQUES

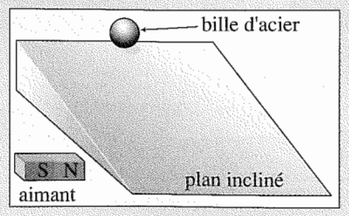
– Si la force appliquée à un corps a la même direction et le même sens que le mouvement du corps, la valeur de sa vitesse augmente.

– Si la force appliquée à un corps a la même direction que le mouvement du corps et le sens inverse, la valeur de sa vitesse diminue.

1.2. Modification de la direction du mouvement

expérience

- **Abandonner sans vitesse initiale une bille d'acier en haut d'un plan incliné (fig. 3a).**
- **Recommencer l'expérience en plaçant un aimant (barreau aimanté) au voisinage de la trajectoire précédemment suivie par la bille (fig. 3b).**



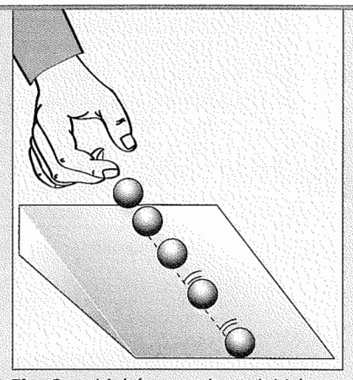


Fig. 3a. Lâchée sans vitesse initiale sur le plan incliné, la bille a un mouvement rectiligne.

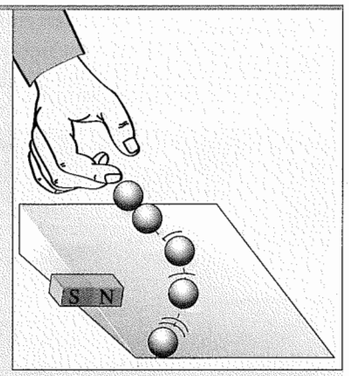


Fig. 3b. Lorsque l'aimant est présent, le mouvement de la bille est modifié : il n'est plus rectiligne.

Observations ▶ En l'absence de l'aimant, la trajectoire de la bille est une droite (fig. 3a) : le mouvement de la bille est rectiligne.
En présence de l'aimant, la trajectoire de la bille s'incurve vers l'aimant (fig. 3b) : son mouvement n'est plus rectiligne.

Interprétation ▶ L'aimant exerce sur la bille d'acier une force appelée force magnétique. Cette force modifie la direction du mouvement de la bille.

Une force appliquée à un corps peut modifier la direction de son mouvement.

Fig. 4. L'influence de la masse sur le mouvement joue parfois de mauvais tours!

1.3. Influence de la masse du corps

• Dans l'exemple du paragraphe 1.1, l'enfant fait maintenant asseoir sa petite sœur dans le chariot. En exerçant sur celui-ci la même force qu'auparavant, il ne parvient pas à augmenter ou à diminuer la valeur de sa vitesse de la même manière que précédemment. Les effets qu'il produit sont beaucoup moins importants qu'avec une voiture inoccupée.

• De nombreuses expériences de mécanique montrent que lorsqu'une force déterminée s'applique sur un corps, la modification de la direction de son mouvement dépend de la masse du corps. Si la masse du corps est grande, la direction du mouvement est peu modifiée. Dans le cas contraire, elle subit une grande modification.

Dans les deux cas précédents, on a seulement fait varier la masse du corps subissant la force (fig. 4).

Les effets d'une force déterminée sur le mouvement d'un corps sont d'autant plus importants que la masse du corps est plus petite.

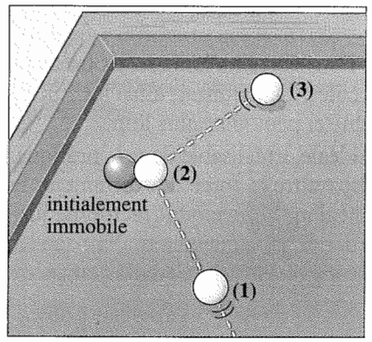


Fig. 5. Choc au billard. La boule blanche est lancée vers la boule rouge (1) ; elle a un mouvement rectiligne uniforme. Lors du choc (2), la boule rouge exerce une force sur la boule blanche. Celle-ci a ensuite un mouvement rectiligne uniforme (3), mais la valeur de sa vitesse et la direction de son mouvement ont changé.

1.4. Généralisations

A. Cas d'une force

Les exemples traités ont montré qu'une force peut modifier la valeur de la vitesse d'un corps ou la direction de son mouvement. Il s'agit d'une propriété générale. Selon les cas, on observe l'un ou l'autre de ces effets ou les deux simultanément.

Par exemple, une boule de billard, une fois lancée, se déplace d'un mouvement rectiligne à vitesse presque constante (fig. 5). Lors du choc avec une autre boule, une force s'exerce sur elle et la valeur de sa vitesse ainsi que la direction de son mouvement changent.

Une force exercée sur un corps modifie son mouvement, c'est-à-dire la valeur de sa vitesse ou/et la direction de son mouvement.
Ces modifications sont d'autant plus importantes que la masse du corps est plus petite.

B. Cas de plusieurs forces

Si un corps est soumis à plusieurs forces, les effets de chacune d'entre elles s'ajoutent.

Tout se passe alors comme si une force unique était appliquée au corps. Le résultat énoncé au paragraphe précédent reste donc vrai pour un corps soumis à un ensemble de forces.

2 LE PRINCIPE D'INERTIE

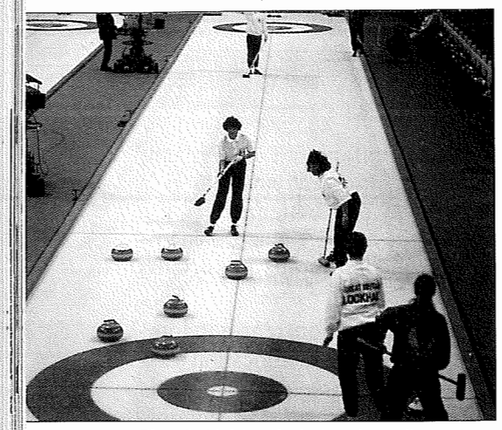


Fig. 6. L'objectif du jeu de curling est, en faisant glisser le palet sur la glace, de le faire arriver au centre du but circulaire.

2.1. Peut-il y avoir mouvement sans force ?

Dans une partie de curling, les joueurs doivent propulser un palet de pierre de manière qu'il vienne, en glissant sur la glace, se placer au centre d'un but circulaire (fig. 6).

A. Palet au repos

Avant d'être lancé sur la glace, le palet est au repos. Nous savons que sur Terre, un corps est toujours soumis à au moins une force : son poids. D'après le paragraphe précédent, le mouvement du palet devrait donc être modifié. Or, il reste immobile. Il existe donc une autre force dont l'effet annule celui du poids : la **réaction de la glace** sur le palet (force qui empêche le palet de pénétrer dans la glace). On dit alors que **ces deux forces se compensent.**

B. Palet lancé

Le palet est lancé ; il glisse d'un mouvement rectiligne. Livré à lui-même, la valeur de sa vitesse diminue et il s'arrête au bout d'un parcours plus on moins long. On admet qu'il est toujours soumis à son poids et à la réaction de la glace qui se compensent. Une force supplémentaire s'exerce au cours du mouvement : la **force de frottement** exercée par la glace sur le palet, dont l'effet se manifeste par la diminution de la valeur de la vitesse.

Fig. 7. En balayant la place devant le palet, les joueurs diminuent les frottements qui s'opposent au mouvement.

C. Comment aller plus loin ?

• Observons les joueurs (fig. 7). Pour certains lancers, ils balaient énergiquement la glace devant le palet. Ils réduisent ainsi les frottements s'exerçant sur le palet et celui-ci peut aller plus loin.

• Considérons alors une situation idéale, irréalisable dans la pratique. Si on pouvait faire totalement disparaître la force de frottement, le palet poursuivrait son déplacement d'un mouvement rectiligne jusqu'à rencontrer un obstacle. Il garderait un mouvement alors que les forces qui lui sont appliquées se compensent. **Il existe des corps en mouvement « sans force ».**

2.2. Mouvement d'un corps soumis à des forces qui se compensent

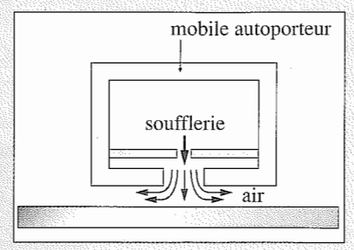
• On peut rendre négligeable les effets des forces de frottement s'exerçant sur un corps en déplacement en utilisant, par exemple, des mobiles sur coussin d'air (fig. 8).

• Au laboratoire, on dispose de mobiles auto-porteurs. Une soufflerie envoie un courant d'air vers le bas ; grâce au coussin d'air, les effets des frottements sont négligeables. Si le support est plat et horizontal, les effets du poids du mobile et de la réaction du support s'annulent. Le mobile est soumis à des forces qui se compensent.

Fig. 8. Bateau sur coussin d'air (hovercraft utilisé pour le trafic commercial entre la France et le Royaume-Uni).

expérience

Lancer le mobile auto-porteur sur la table et enregistrer le mouvement de son centre (fig. 9).



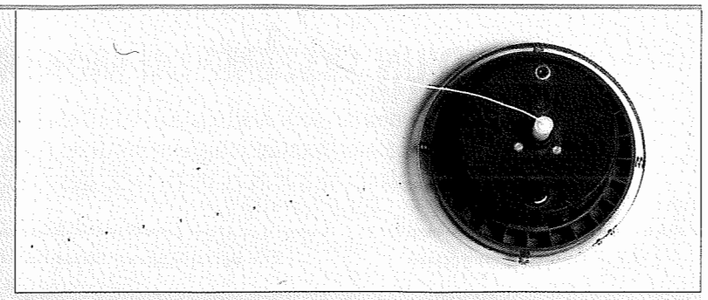


Fig. 9. Enregistrement du mouvement du centre du mobile auto-porteur lancé sur une table horizontale. (Les points sont pris à intervalles de temps égaux.)

Observations ▶ Les points de l'enregistrement (fig. 9) sont alignés et la distance qui sépare deux points consécutifs est constante.

Interprétation ▶ Le mouvement d'un corps soumis à des forces qui se compensent est rectiligne uniforme par rapport à la table.

PHYSIQUE ET HISTOIRE

Le mouvement

Les idées d'Aristote ont fait autorité pendant plus de 2000 ans : pour Aristote, un corps ne peut être en mouvement que si une force s'applique sur lui ; si elle cesse de s'exercer, il s'arrête de lui-même.
Pour Galilée d'abord, puis pour Newton, un mouvement peut exister sans qu'aucune force ne soit appliquée sur le corps (ou si le corps est soumis à un ensemble de forces qui se compensent).
Le principe d'inertie tel que nous l'appliquons a été énoncé en 1786 par Newton dans ses *Philosophia Naturales Principia Mathematica.*

2.3. Énoncé du principe d'inertie

Dans un référentiel terrestre, tout corps persévère dans son état de repos ou de mouvement rectiligne uniforme si les forces qui s'exercent sur lui se compensent.

– Si un corps est soumis à un ensemble de forces qui se compensent, son mouvement est rectiligne uniforme.
– Si un corps a un mouvement rectiligne uniforme, il est soumis à des forces qui se compensent.

On admettra que le principe d'inertie s'applique également à un corps qui n'est soumis à aucune force. **Un corps soumis à des forces qui se compensent et un corps qui n'est soumis à aucune force ont le même comportement.**

REMARQUE Le principe est vrai aussi dans le référentiel géocentrique.

L'ESSENTIEL

■ Une force peut modifier la valeur de la vitesse d'un corps ou la direction de son mouvement ou, simultanément, les deux.

Ces effets sont d'autant plus importants que la masse du corps est plus petite.

■ Pour un corps soumis à un ensemble de forces, les effets de chacune d'elles s'ajoutent.

■ Le principe d'inertie s'applique dans le référentiel terrestre : **tout corps persévère dans son état de repos ou de mouvement rectiligne uniforme s'il est soumis à un ensemble de forces qui se compensent.**

■ En mécanique, un corps soumis à des forces qui se compensent et un corps qui n'est soumis à aucune force ont le même comportement.

Mots-clés

Forces qui se compensent **Principe d'inertie**

▶Voir Lexique page 332

D'UN SYSTÈME DU MONDE À L'AUTRE

Depuis toujours, les hommes sont fascinés par le ciel nocturne et les astres qui le peuplent. Mais comment expliquer les mouvements de la Lune, du Soleil, des étoiles, et surtout des planètes, qui, vues de la Terre, dessinent de si étranges motifs ?

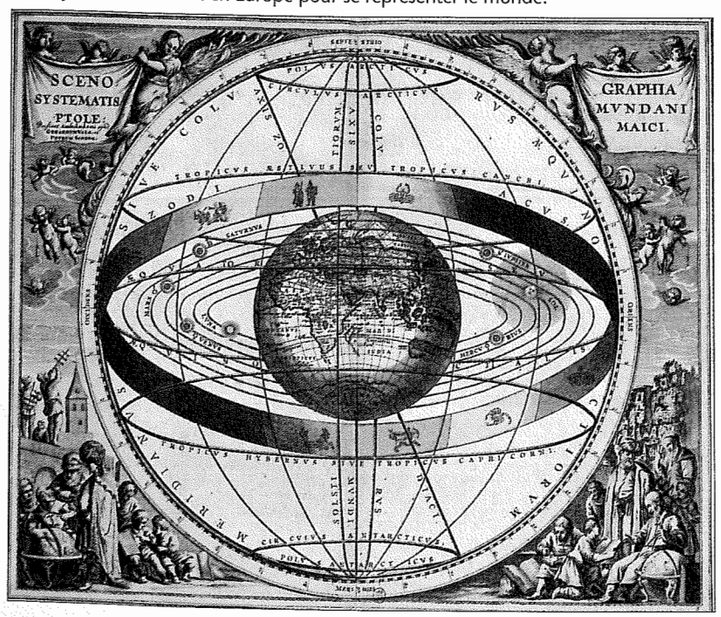
L'astronomie grecque

La représentation du monde dominante dans l'Antiquité est la représentation **géocentrique**. Dans cette représentation, la Terre est une boule immobile dans l'espace, autour de laquelle tournent les objets célestes. Ceux-ci sont portés par des sphères transparentes qui les empêchent de tomber. La Lune est sur la sphère la plus proche de la Terre ; les étoiles sont sur la sphère la plus éloignée. Le mouvement erratique des planètes s'explique en supposant qu'elles sont sur une petite sphère dont le centre est sur une grande sphère centrée sur la Terre. Pour assurer une bonne coïncidence avec les mesures, on ajoute même des sphères encore plus petites ! Le système géocentrique, amélioré par le mathématicien Claude Ptolémée (90-168), sera considéré comme vrai jusqu'au 16e siècle.

Une alternative rejetée

Aristarque de Samos (310-230 av. J.-C.) avait cependant proposé un système **héliocentrique** alternatif. Pour lui, les mouvements apparents du Soleil dans le ciel résultent d'un mouvement de rotation de la Terre autour du Soleil associé à un mouvement de rotation quotidien de la Terre sur elle-même. Il échoue cependant à lever la principale objection : si la Terre se déplace dans l'espace, pourquoi les nuages, les oiseaux, les hommes accompagnent-ils naturellement son mouvement ? En d'autres termes, dans une mécanique dominée par les idées d'Aristote (384-322 av. J.-C.), par quelles forces sont-ils mis en mouvement ? Sans la connaissance du principe d'inertie, difficile de répondre ! Aussi, la représentation du monde d'Aristarque de Samos n'est-t-elle pas retenue.

Pendant 20 siècles, le système géocentrique est le système dominant en Europe pour se représenter le monde.



La révolution copernicienne

L'astronome polonais Nicolas Copernic (1473-1543) reprend en 1543 l'idée d'Aristarque de Samos du mouvement des planètes autour du Soleil et de la Terre sur elle-même. Il place le centre de l'orbite terrestre au centre de l'Univers et conserve l'hypothèse des trajectoires circulaires des astres. Son système héliocentrique ne rend cependant pas mieux compte des observations astronomiques que celui de Ptolémée. En outre, Copernic ne connaît pas non plus le principe d'inertie; les mêmes objections demeurent donc valables. Malgré cela, le système héliocentrique s'impose peu à peu parce qu'il permet de se représenter de manière simple le mouvement rétrograde des planètes.

L'astronomie moderne

Elle débute avec l'astronome Johannes Kepler (1571-1630) qui établit les trois lois qui portent son nom.
Galiléo Galilée (1564-1642; ci-contre) observe les satellites de Jupiter ; la Terre n'est donc pas le centre de tous les mouvements ! Ses démêlés avec l'Église contribuent, eux-aussi, à la diffusion du système héliocentrique.
Enfin, Isaac Newton (1642-1727) explique les orbites des planètes, leur période... et vérifie les lois de Kepler. Le système héliocentrique n'est plus mis en doute !

Exploitation ▸p. 94 ● ex. 22

Bilan de forces et principe d'inertie

Énoncé

Deux cyclistes à l'entraînement, Bruno et Jérémy, progressent en ligne droite sur une route plane et horizontale. Ils viennent de descendre une côte et ils sont en « roue libre » ; leur vitesse diminue lentement.
Pour se reposer quelques instants, Bruno appuie sa main sur l'épaule de Jérémy. Celui-ci se met à pédaler régulièrement et les deux cyclistes avancent à vitesse constante.

a. Faire le bilan des forces qui s'exercent sur chaque cycliste et son vélo pendant la « roue libre ».
b. Les forces qui s'exercent sur chaque cycliste se compensent-elles ? Justifier la réponse.
c. Quelle est la nature du mouvement de Bruno lorsqu'il s'accroche à Jérémy et que celui-ci se remet à pédaler régulièrement ?
d. Quelle modification y a-t-il eu dans les forces s'exerçant sur Bruno et son vélo ?

POINT MÉTHODE

Rechercher les forces appliquées à un système

- Préciser le **référentiel** de travail. Le plus souvent, ce référentiel est le référentiel terrestre.
- Définir avec précision le **système mécanique** choisi. Ce système pourra être un objet posé sur un plan, un objet accroché à un fil…
- Rechercher les corps qui exercent une action sur le système et en déduire, à chaque fois, la force appliquée au système.

Par exemple :
– un objet situé au voisinage de la Terre est soumis à son poids ;
– un objet posé sur un support plan (horizontal ou incliné) est soumis à la réaction de ce plan ;
– un objet accroché à un fil ou à un ressort est soumis à la tension exercée par le fil ou le ressort ;
– etc.

Solution

a. Dans le **référentiel terrestre**, le système étudié est constitué **du cycliste et de son vélo.**
Trois forces s'exercent sur ce système :
– son **poids**, exercé par la Terre;
– la **réaction du sol**, exercée par la route;
– une **force de frottement** (frottements exercés par le sol et résistance à l'avancement due à l'air).

b. Pendant la «roue libre», la vitesse du cycliste diminue lentement ; il n'a donc pas un mouvement rectiligne uniforme. D'après le principe d'inertie, **les forces qui s'exercent sur le système ne se compensent pas.**

c. Lorsque Bruno s'accroche à Jérémy :
– il avance en ligne droite : le mouvement est **rectiligne**
– il avance à vitesse constante : le mouvement est **uniforme.**

d. Le mouvement de Bruno est rectiligne uniforme. D'après le principe d'inertie, les forces qui s'exercent sur le système se compensent.
En supposant que les trois forces précédentes n'ont pas changé, il est donc apparu une nouvelle force dont l'effet annule les effets des trois autres forces : la **force exercée par Jérémy sur Bruno**.

Commentaires

Pour trouver les forces appliquées à un système, rechercher les corps qui agissent sur lui.

Le principe d'inertie s'applique ici de la manière suivante : si le mouvement n'est pas rectiligne uniforme, alors le corps est soumis à des forces qui ne se compensent pas.

Le principe d'inertie s'applique ici de la manière suivante : si le mouvement est rectiligne uniforme, alors le corps est soumis à des forces qui se compensent.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

Une force appliquée à un corps en mouvement peut modifier la valeur de sa ... et/ou la ... de son mouvement. Un mobile soumis à des forces qui se compensent a un mouvement ... . Il vérifie le ... .

2 Vrai ou faux ?

a. Un mobile soumis à une force peut avoir un mouvement rectiligne ..... V F

b. Un mobile qui n'est soumis à aucune force a un mouvement rectiligne uniforme ..... V F

c. Si les forces appliquées à un corps se compensent, son mouvement s'arrête de lui-même ..... V F

3 QCM

a. D'après le principe d'inertie, un corps a un mouvement rectiligne uniforme si :
- ☐ il n'est soumis à aucune force ;
- ☐ il est soumis à une force unique ;
- ☐ il n'est soumis qu'à son poids.

b. Une force appliquée à un corps en mouvement :
- ☐ ne peut modifier que la valeur de sa vitesse ;
- ☐ peut modifier la direction de son mouvement ;
- ☐ n'a aucune incidence sur son mouvement.

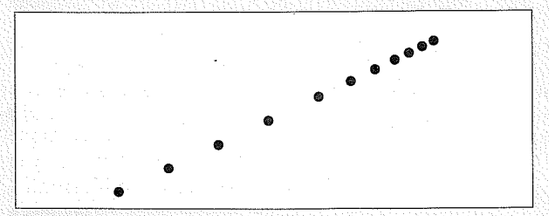
c. Les effets d'une force appliquée à un corps sont, sur le mouvement de celui-ci :
- ☐ plus grands si sa masse est plus petite ;
- ☐ plus grands si sa masse est plus grande.

4 Apprendre à rédiger

Énoncer le principe d'inertie. Quelles conséquences peut-on en tirer ?

5 Savoir-faire expérimental

L'enregistrement du mouvement d'un mobile autoporteur sur une table horizontale est représenté ci-dessous.



a. Identifier les deux phases du mouvement.
b. Que peut-on dire, dans chaque cas, des forces appliquées au mobile ?

JE M'ENTRAÎNE

Dans tous les exercices, sauf indication contraire, le référentiel d'étude est le référentiel terrestre.

Effets de forces

6 ♦ En retard pour prendre son train, Emmanuelle court dans une rue. Pour tourner plus facilement dans la rue perpendiculaire à la sienne, elle s'accroche au passage à un poteau.
Décrire et analyser la situation. Quel est l'effet de ce geste sur son mouvement ?

7 ♦ Pourquoi est-il plus facile de mettre en mouvement une automobile qu'un camion en les poussant sur une route horizontale ?

8 ♦♦ Le saut à l'élastique consiste à se jeter dans le vide en étant attaché à un élastique de très grande longueur solidement fixé au sautoir.
a. Lors de la première phase de la chute, l'élastique n'est pas tendu.
Faire le bilan des forces appliquées au sauteur durant cette première phase.
Pourquoi la valeur de la vitesse augmente-t-elle ?
b. Dans une deuxième phase, l'élastique se tend.
Pourquoi la valeur de la vitesse diminue-t-elle ?
c. Pourquoi le sauteur remonte-t-il en fin de saut ?
Indication :
La valeur de la force de rappel exercée par l'élastique sur le sauteur au cours du saut est proportionnelle à l'allongement de l'élastique.

9 ♦♦ Lors de l'épreuve du lancer de marteau, l'athlète commence par faire tourner son instrument autour de lui, puis il le lâche.
Pourquoi, après le lâcher, le marteau quitte-t-il sa trajectoire circulaire ?

10 ♦♦ La masse du « poids » utilisé dans les compétitions masculines de lancer est parfaitement définie par la fédération d'athlétisme.
a. Pourquoi la masse est-elle fixée avec une très grande précision ?
b. Pourquoi le « poids » est-il plus léger lors des compétitions réservées à des adolescents ?
c. L'expression lancer du « poids » vous paraît-elle parfaitement correcte sur le plan scientifique ? Quelle expression serait plus juste ?

Principe d'inertie

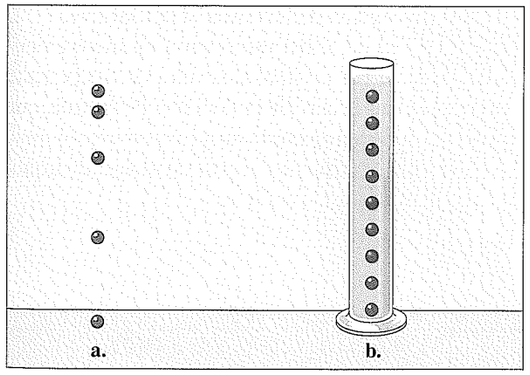
11 ♦ Les forces s'exerçant sur une automobile qui prend un virage se compensent-elles ?

12 ♦ **a.** Une quille de bowling est posée sur le sol.
Quelles sont les forces s'appliquant sur cette quille ?
Que peut-on en dire ?
b. La quille est frappée par une boule.
Que se passe-t-il ? Pourquoi ?

13 ♦ Dans les situations décrites ci-dessous, dire si la personne ou l'objet en mouvement est soumis ou non à un ensemble de force qui se compensent :
– un skieur qui descend une piste rectiligne et dont la valeur de la vitesse augmente ;
– une fusée qui décolle ;
– un skieur tracté par un remonte-pente en ligne droite et à vitesse de valeur constante ;
– un palet de hockey qui se déplace sur la glace en ligne droite et à vitesse constante.

14 ♦♦ Une patineuse se déplace sur la glace d'une patinoire d'un mouvement rectiligne uniforme.
a. À quelles forces la patineuse est-elle soumise ?
b. Que peut-on dire de ces forces ?

15 ♦♦ **a.** Une bille tombe dans l'air. Sa vitesse augmente au cours de la chute (fig. a). Pourquoi ?
La bille est-elle soumise à une seule force ou à deux forces ? Que peut-on en dire ?



b. On laisse maintenant tomber la bille dans une longue éprouvette contenant de la glycérine. Son mouvement est rectiligne uniforme (fig. b). Quelle conclusion tirer de cette observation ?

Remarque : *sur les schémas, deux positions successives de la bille sont séparées par des durées égales.*

16 ♦♦ **a.** Lors du tournage d'un film, un cascadeur se place sur le toit d'une voiture et s'y accroche de son mieux.
La voiture démarre vivement. Qu'arrive-t-il au cascadeur ? Pourquoi ?
b. Le cascadeur est sur le toit de la voiture qui roule en ligne droite et à vitesse constante.
Le conducteur freine vivement. Qu'arrive-t-il au cascadeur ? Pourquoi ?

17 ♦♦♦ Un mobile autoporteur est relié par un fil inextensible et de longueur l à un point fixe sur une table plane et horizontale.
On lance le mobile de telle sorte que le fil reste constamment tendu. La valeur v_0 de la vitesse du centre du mobile reste constante et égale à $2{,}0\ m \cdot s^{-1}$.
Le référentiel d'étude est le référentiel terrestre.
a. Quel est le mouvement du centre du mobile ?
b. Les forces s'exerçant sur le mobile se compensent-elles ? Justifier la réponse.
c. À un moment donné, le fil auquel est attaché le mobile casse.
Quelle modification le mouvement du mobile subit-il ? Justifier la réponse.
d. Que vaut, dorénavant, la valeur de la vitesse du centre du mobile ?

18 Exercice de correction

Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé

Un palet de hockey se déplace sur la glace lisse d'une patinoire d'un mouvement rectiligne uniforme.
a. Dans quel référentiel ce mouvement est-il décrit ?
b. Le principe d'inertie s'applique-t-il dans ce référentiel ?
c. Quelles sont les forces appliquées au palet ? Que peut-on en dire ?

Solution annotée d'un élève

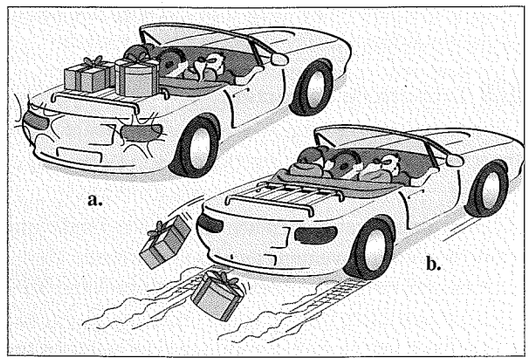
a. Des spectateurs qui regardent le match assis dans les tribunes. Mais encore, d'un point de vue plus physique ?
b. le principe d'inertie s'applique dans le référentiel terrestre. Dans celui des gens, on ne sait pas. Y a-t-il vraiment une différence entre ces deux référentiels ?
c. les forces exercées sur le palet sont son poids et la réaction de la glace. Bien.
Choisissez mieux votre référentiel pour appliquer le Principe d'inertie.

EXERCICES

JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

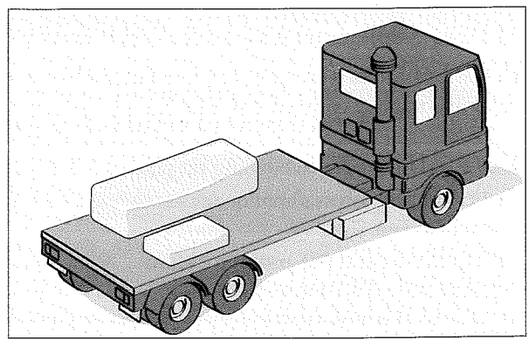
19 ♦♦♦ **1.** Alexandre est assis dans l'autobus scolaire qui avance, sur une route rectiligne, à la vitesse de 25 km · h^{-1}.
a. Quelles sont les forces s'exerçant sur Alexandre ? Que peut-on dire de ces forces ?
b. Peut-on aboutir aux mêmes conclusions si la valeur de la vitesse est 40 km · h^{-1} ?
2. Brusquement, l'autobus freine et Alexandre est projeté en avant.
a. Quelles sont les forces s'exerçant sur Alexandre et quel est son mouvement ?
b. Pourquoi Alexandre a-t-il l'impression d'être projeté en avant ?

20 ♦♦♦ Monsieur et Madame Martin partent en week-end chez des amis dans leur jolie décapotable. Ils déposent quelques paquets à l'arrière de leur automobile (fig. a).
Monsieur Martin démarre vivement ; les paquets tombent verticalement sur le sol (fig. b).



1. Énoncer le principe d'inertie et conclure à propos des forces qui s'appliquent sur chaque paquet avant le démarrage.
2. a. Pendant le démarrage, les forces s'appliquant sur un paquet sont-elles modifiées ?
b. Quel est le mouvement d'un paquet ?
c. Quel est le mouvement de l'automobile ?
d. Pourquoi les paquets tombent-ils à terre ?

21 ♦♦♦ Un camion livre des blocs de glace destinés au refroidissement de denrées alimentaires.
Les blocs de glace sont posés sur la plate-forme horizontale du camion et le contact entre les blocs et la plate-forme est parfaitement glissant.



a. Lorsque le camion est immobile, le principe d'inertie s'applique-t-il aux blocs de glace ? Conclure.
b. Le camion démarre brutalement en ligne droite. Quel est le mouvement des blocs de glace dans le référentiel terrestre ? Qu'observe-t-on ?
c. Pendant le démarrage, quel est le mouvement des blocs de glace par rapport au camion ?
Les blocs n'ont pas la même masse ; leurs mouvements par rapport au camion sont-ils différents ?
d. Le principe d'inertie s'applique-t-il dans le référentiel lié au camion ? Justifier la réponse.

EXERCICE À CARACTÈRE DOCUMENTAIRE

22 ♦♦♦ **D'un système du monde à l'autre**

Lire ▶ p. 90 ● répondre aux questions

a. Définir les mots *géocentrique*, *héliocentrique*.
b. Quel est l'objet de référence pris par Ptolémée pour la description de l'Univers ? Par Copernic ?
c. Pour Aristote, il ne peut y avoir de mouvement « sans force ». Par un jour sans vent, un nuage reste immobile dans le ciel. Selon les idées d'Aristote, que peut-on en déduire pour le nuage ?
d. Appliquer le principe d'inertie au nuage. Pourquoi paraît-il immobile ? Conclure.

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

Une seringue hypodermique tirée par un fusil peut endormir un animal sauvage. Pourtant, personne n'appuie sur le piston de la seringue pour que le liquide pénètre dans le corps de l'animal. Comment est-ce possible ?

La gravitation universelle

CHAPITRE 8

OBJECTIFS

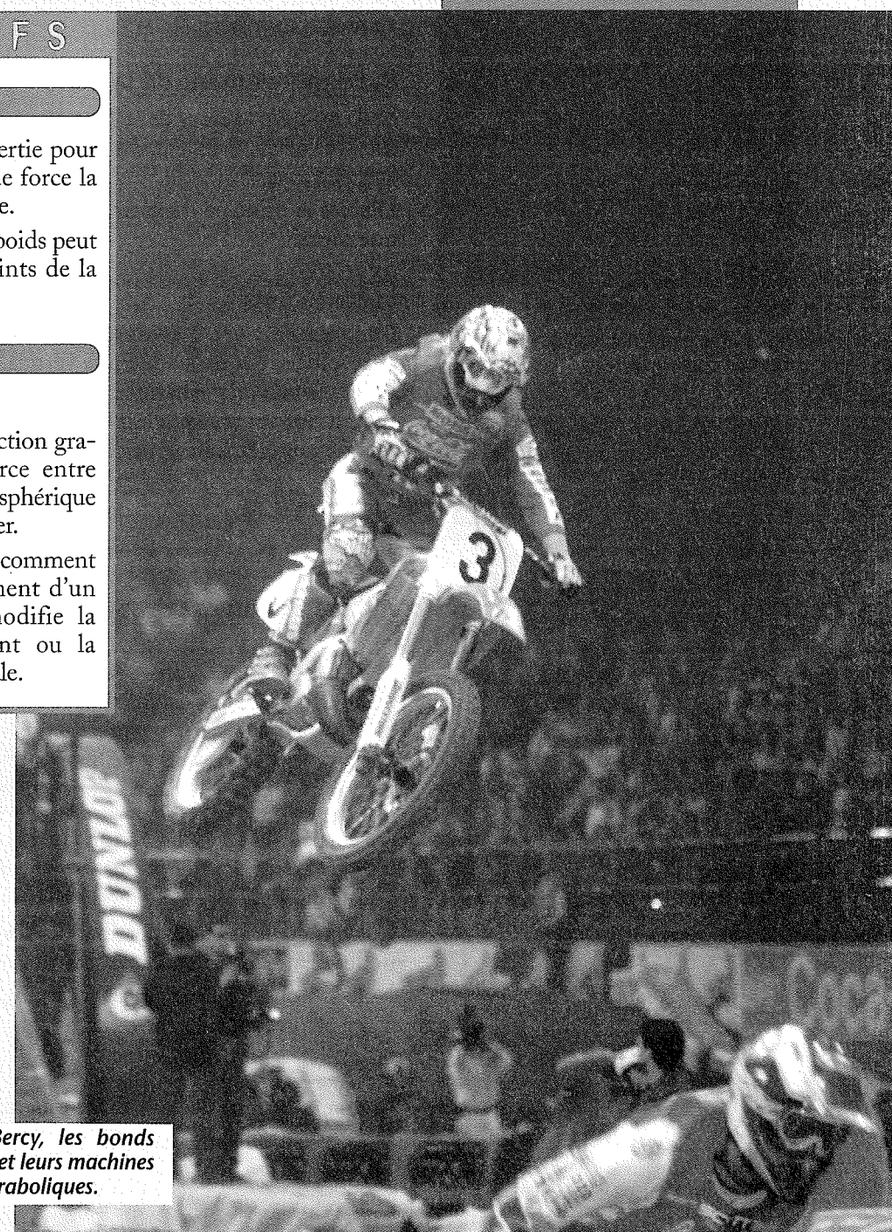
SAVOIRS

- Utiliser le principe d'inertie pour interpréter en termes de force la chute des corps sur Terre.
- Savoir que la valeur du poids peut varier en différents points de la surface de la Terre.

SAVOIR-FAIRE

Théoriques

- Calculer la force d'attraction gravitationnelle qui s'exerce entre deux corps à répartition sphérique de masse et la représenter.
- Prévoir qualitativement comment est modifié le mouvement d'un projectile lorsqu'on modifie la direction du lancement ou la valeur de la vitesse initiale.



Au Super Cross de Bercy, les bonds effectués par les pilotes et leurs machines sont des trajectoires paraboliques.

1 FORCES DE GRAVITATION UNIVERSELLE

1.1. Mise en évidence

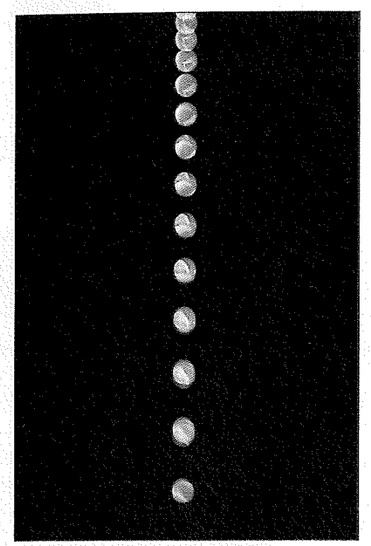


Fig. 1. Chronophotographique de la chute verticale d'une balle.

A. La chute verticale d'un corps

La figure 1 représente la chronophotographie d'une balle en chute verticale. Les positions de la balle sont enregistrées à des dates séparées par des durées égales.

Pendant ces durées, les distances parcourues par la balle augmentent : sa vitesse dans le référentiel terrestre augmente.

Le principe d'inertie permet de conclure que **la balle est soumise à au moins une force.**

B. Le mouvement de la Lune

La Lune décrit autour de la Terre un mouvement circulaire. La direction de son mouvement change continuellement dans le référentiel géocentrique.

D'après le principe d'inertie, **la Lune est donc soumise à au moins une force**.

C. Interprétation

Le premier, Isaac Newton (fig. 2) émet l'hypothèse que la force s'exerçant sur la balle en chute verticale et la force s'exerçant sur la Lune sont de même nature. Dans les deux cas, ces forces sont dues à l'**attraction exercée par la Terre** sur les corps et s'expliquent par une théorie plus générale appelée **gravitation universelle.**

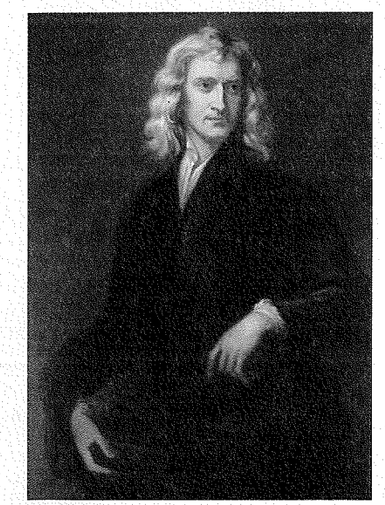


Fig. 2. Isaac Newton publie en 1687 les *Principes mathématiques de la philosophie naturelle.*

1.2. La loi de Newton

A. Interaction gravitationnelle entre deux corps

Deux corps A et B s'attirent mutuellement. L'attraction qu'ils exercent l'un sur l'autre est :
- proportionnelle à leurs masses m_A et m_B ;
- inversement proportionnelle au carré de leur distance (elle est divisée par $4 = 2^2$ si la distance est multipliée par 2).

Le corps A exerce une action sur le corps B. Réciproquement, le corps B exerce une action sur le corps A : on parle d'**interaction gravitationnelle.**

Ces actions sont modélisées par des **forces d'attraction gravitationnelle** de même direction, de sens opposés et de même valeur.

Nous notons la valeur de ces forces $F_{A/B}$ (force exercée par A sur B) et $F_{B/A}$ (force exercée par B sur A).

REMARQUE

Une pomme exerce donc sur la Terre une force de valeur égale à celle que la Terre exerce sur elle !

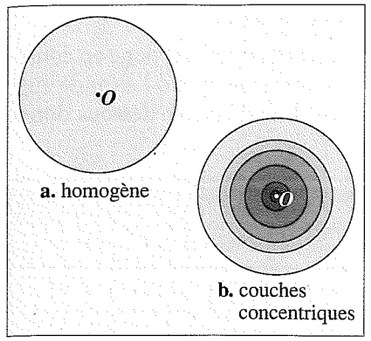


Fig. 3. Exemple de corps à répartition sphérique de masse.

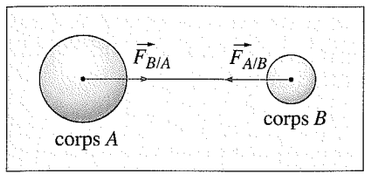


Fig. 4. Les forces d'attraction gravitationnelles entre les corps A et B peuvent se représenter par des vecteurs.

B. Cas des astres

- La plupart des astres, par exemple, peuvent être assimilés à des corps à répartition sphérique de masse. Un corps à répartition sphérique de masse est un corps homogène ou formé de couches concentriques homogènes de matière (fig. 3).
- Dans ce cas particulier, deux corps A et B, de masses m_A et m_B et dont les centres sont distants de d, exercent l'un sur l'autre des forces d'attraction gravitationnelle :

– *de direction* : la droite joignant leurs centres ;

– *de sens* : orienté vers le corps qui exerce la force ;

– *de valeur* :

$$F_{A/B} = F_{B/A} = G \times \frac{m_A m_B}{d^2}$$

$G = 6{,}67 \times 10^{-11}$ SI est la **constante de gravitation**.

- On représente ces forces par des vecteurs ayant pour origine le centre des corps, pour direction la droite joignant ces centres, des sens opposés et la même valeur (fig. 4).

Les forces d'attraction gravitationnelle entre deux corps à répartition sphérique de masse peuvent être représentées par des vecteurs.

EXERCICE RÉSOLU

Valeur de la force d'attraction gravitationnelle

Énoncé

a. Quelle est la valeur de la force d'attraction gravitationnelle que la Terre exerce sur la Lune ?

b. Même question pour la force d'attraction gravitationnelle que la Lune exerce sur la Terre.

Données :

– *masses :* $M_T = 5{,}98 \times 10^{24}$ kg ; $M_L = 7{,}35 \times 10^{22}$ kg ;

– *distance moyenne des centres de la Terre et de la Lune :* $d = 3{,}80 \times 10^5$ km.

Solution

a. $$F_{T/L} = G \times \frac{M_T M_L}{d^2}$$

Numériquement : $d = 3{,}80 \times 10^8$ m ;

$$F_{T/L} = 6{,}67 \times 10^{-11} \times \frac{5{,}98 \times 10^{24} \times 7{,}35 \times 10^{22}}{(3{,}80 \times 10^8)^2}$$

$$F_{T/L} = \mathbf{2{,}03 \times 10^{20}\ N}.$$

b. Il s'agit d'une interaction :

$$F_{L/T} = F_{T/L} = \mathbf{2{,}03 \times 10^{20}\ N}.$$

1.3. Le poids

A. Les caractéristiques du poids

À la surface de la Terre, un objet est soumis à la pesanteur. Son **poids** résulte de l'attraction terrestre. Il a les caractéristiques suivantes :

– *direction* : la **verticale** du lieu ;

– *sens* : de **haut en bas** ;

– *valeur* :

$P = mg$

P : poids en newtons (N)
m : masse en kilogrammes (kg)
g : intensité de la pesanteur ($N \cdot kg^{-1}$)

En moyenne, sur Terre, on a : $g = 9{,}8\ N \cdot kg^{-1}$.

Astre	g (N · kg^{-1})
Lune	1,6
Mars	3,7
Saturne	10,5
Jupiter	25

B. La valeur du poids varie avec le lieu

• Sur Terre, la valeur de l'intensité de la pesanteur, et donc en conséquence la valeur du poids d'un objet, diminue quand l'altitude augmente et varie le long d'un méridien. Le tableau ci-dessous donne quelques exemples.

Lieu	Mont Blanc	Éverest	Équateur	Paris	Pôle Nord
Altitude (m)	4 807	8 846	0	0	0
Latitude (°)	–	–	0	49	90
Intensité de la pesanteur (N · kg^{-1})	9,79	9,78	9,78	9,81	9,83

• On peut définir, comme sur Terre, le poids d'un objet à la surface d'un astre. La valeur de l'intensité de la «pesanteur» dépend de l'astre qui crée cette «pesanteur». Le tableau ci-contre donne, à titre indicatif, la valeur de g sur quelques astres (altitude zéro).

EXERCICE RÉSOLU

Poids sur Terre et sur la Lune

Énoncé

Le scaphandre de Neil Armstrong, le premier homme à poser le pied sur la Lune en juillet 1969, pesait 50 N sur celle-ci.
a. Quelle était sa masse sur Terre et sur la Lune ?
b. Quelle était son poids sur Terre ?

Données : *intensité de la pesanteur :*
– *sur la Terre* : $g_T = 9{,}8$ N · kg^{-1} ;
– *sur la Lune* : $g_L = 1{,}6$ N · kg^{-1} .

Solution

a. Le poids se calcule à partir de l'expression $P = mg$. On en déduit la masse du scaphandre :

$$m = \frac{P_L}{g_L}; \quad \text{soit :} \quad \boldsymbol{m = \frac{50}{1{,}6} = 31\ kg.}$$

La masse est une quantité de matière : elle est égale sur Terre et sur la Lune.
b. Le poids du scaphandre sur Terre est :

$$P_T = mg_T; \quad \text{soit} \quad \boldsymbol{P_T = 31 \times 9{,}8 = 3{,}0 \times 10^2\ N.}$$

2 PROJECTILES ET SATELLITES

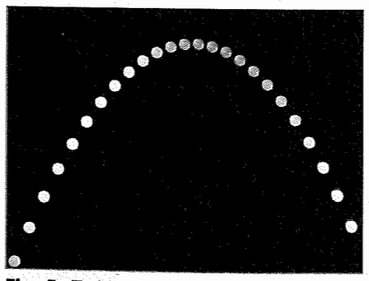


Fig. 5. Trajectoire parabolique (ici la balle est lancée vers le haut). Le plan de la figure est le plan vertical contenant la direction de la vitesse initiale.

2.1. La chute parabolique

A. Étude du mouvement

• La photographie de la page 95 montre un saut au motocross. Dans le référentiel terrestre, la trajectoire de la moto est une parabole. La figure 5 (chronophotographie d'une balle lancée vers le haut) montre l'allure d'une trajectoire parabolique. Celle-ci est plane.

• La trajectoire parabolique de la balle étant plane, on étudie son mouvement dans un système de deux axes appartenant à ce plan : l'axe $\overrightarrow{Ox}$ horizontal et l'axe $\overrightarrow{Oy}$ vertical. Le mouvement de la balle peut alors se décomposer en deux mouvements, l'un horizontal, l'autre vertical ; la balle est donc animée d'une vitesse horizontale v_x et d'une vitesse verticale v_y.

• Observons la projection du mouvement de la balle sur chacun des deux axes (fig. 6a). Un logiciel permet d'obtenir les valeurs des vitesses v_x et v_y en fonction du temps lors du mouvement (fig. 6b).

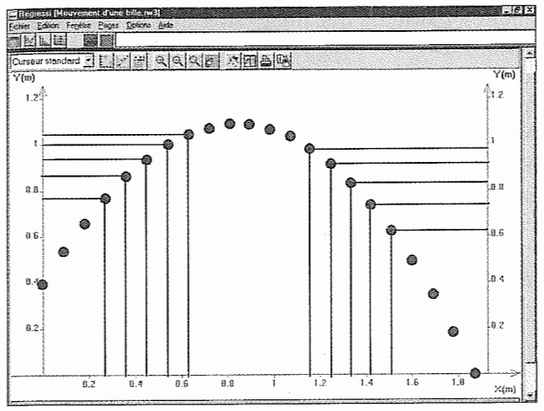


Fig. 6a. Projection du mouvement sur les deux axes $\overrightarrow{Ox}$ et $\overrightarrow{Oy}$.

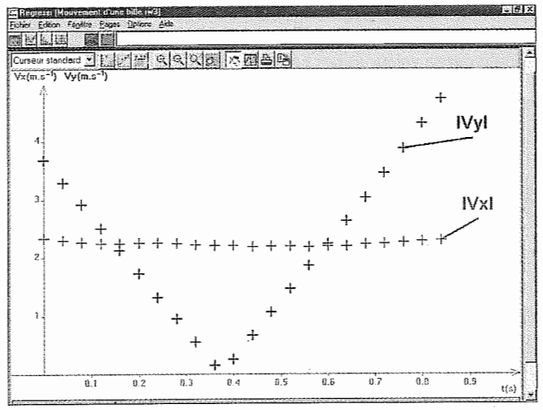


Fig. 6b. Valeurs de v_x et v_y en fonction du temps.

– Sur l'axe $\overrightarrow{Ox}$: pendant des durées égales, les distances entre deux positions successives restent constantes au cours du déplacement. Le mouvement est uniforme.
– Sur l'axe $\overrightarrow{Oy}$: pendant des durées égales, les distances entre deux positions successives diminuent au cours de la montée, puis augmentent au cours de la descente. Le mouvement est décéléré, puis accéléré.

On peut donc noter les résultats suivants :
– La valeur de la vitesse horizontale v_x reste constante.
– La valeur de la vitesse verticale v_y varie au cours de la chute.

• Or la seule force s'appliquant sur la balle est son **poids** (on néglige la résistance de l'air) dont la direction est la verticale. On constate qu'elle n'a pas d'effet dans la direction horizontale $\overrightarrow{Ox}$ qui lui est perpendiculaire alors qu'elle modifie la vitesse dans la direction verticale $\overrightarrow{Oy}$ qui lui est parallèle.

Dans un référentiel terrestre, lorsqu'un corps évolue en restant soumis à une force de direction déterminée :
– sa vitesse dans la direction perpendiculaire à celle de la force n'est pas modifiée ;
– sa vitesse dans la direction de la force est modifiée.

REMARQUE Ce résultat reste vrai dans le référentiel géocentrique.

Fig. 7. La transformation de la pénalité nécessite un bon contrôle de la vitesse initiale communiquée au ballon.

B. Rôle des deux paramètres

• Au rugby, *transformer une pénalité* consiste à faire passer le ballon entre deux poteaux verticaux et au-dessus d'une barre horizontale (fig. 7). Pour obtenir la bonne trajectoire, le joueur doit contrôler la vitesse initiale (vitesse avec laquelle le corps est lancé) qu'il va imprimer au ballon.

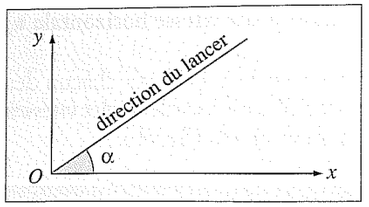


Fig. 8. La vitesse initiale d'un projectile est définie par sa valeur et par l'angle de tir.

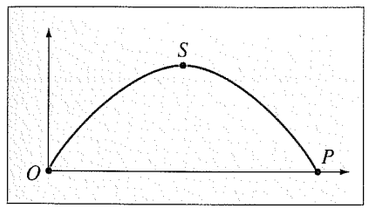


Fig. 9. En *S*, le corps atteint son altitude maximale; la distance *OP* est la portée.

- La vitesse initiale est définie par deux paramètres :
  – sa valeur v_0 ;
  – l'angle de tir α : angle que fait la direction de la vitesse initiale avec l'horizontale (fig. 8). Sa valeur est comprise entre 0° et 90°.
- Le joueur doit donc agir à la fois sur la valeur v_0 de la vitesse initiale et sur l'angle de tir α. On néglige la résistance de l'air. Selon les valeurs des paramètres, l'altitude maximale atteinte par le ballon et la portée varient (fig. 9).
  – À angle de tir α constant, plus la valeur v_0 est grande, plus l'altitude maximale atteinte par le ballon et la portée sont grandes (fig. 10a).
  – À valeur de la vitesse v_0 constante, plus la valeur de α se rapproche de 90°, plus l'altitude maximale atteinte par le ballon est grande. La portée maximale est obtenue pour $\alpha = 45°$ (fig. 10b).

REMARQUE

Si on néglige la résistance de l'air, la trajectoire d'un projectile ne dépend ni de sa masse ni de sa forme ; en un lieu donné, elle ne dépend que de l'angle de tir α et de la valeur v_0 de la vitesse initiale.

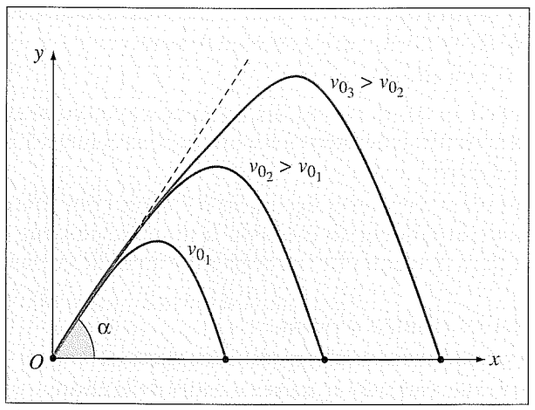


Fig. 10a. Plusieurs trajectoires paraboliques correspondant à un même angle de tir α et à des valeurs croissantes de la valeur de la vitesse initiale.

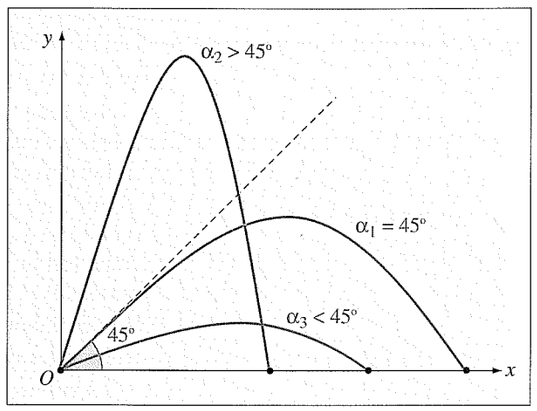


Fig. 10b. Plusieurs trajectoires paraboliques correspondant à la même valeur v_0 de la vitesse initiale et à des angles de tir différentes. C'est pour $\alpha = 45°$ que l'objet va le plus loin.

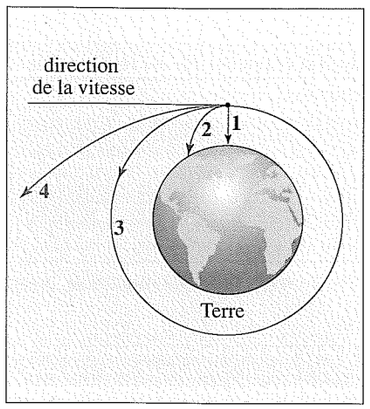


Fig. 11. Trajectoires possibles d'un corps lancé depuis un point proche de la surface terrestre.

C. Du projectile au satellite

Lorsqu'un corps est lancé depuis un point proche de la Terre avec une vitesse de direction parallèle à la surface terrestre, quatre cas sont envisageables (fig. 11).

- **Cas 1 :** pour une vitesse initiale de valeur nulle, la chute se fait selon la verticale (courbe 1).
- **Cas 2 :** pour les faibles valeurs de la vitesse initiale v_0, le corps retombe sur la Terre (courbe 2).
- **Cas 3 :** pour une valeur donnée de la vitesse initiale v_0 (appelée première vitesse cosmique), le corps se met en orbite circulaire autour de la Terre; il devient alors un satellite artificiel de la Terre (courbe 3).
- **Cas 4 :** pour des valeurs de v_0 supérieures à 11,2 km · s^{-1} (valeur de la vitesse de libération de la Terre), le corps échappe à l'attraction terrestre et quitte le voisinage de la Terre; il devient alors une sonde spatiale (courbe 4).

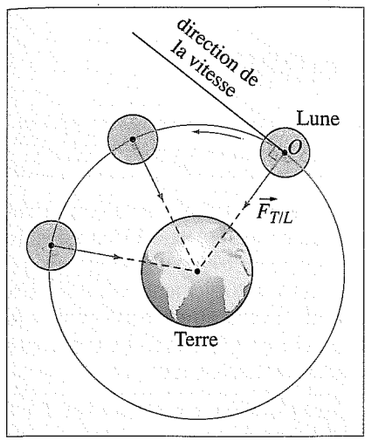


Fig. 12. Le mouvement de la Lune autour de la Terre dans le référentiel géocentrique est circulaire uniforme.

2.2. Le mouvement de la Lune

- Dans le référentiel géocentrique, le centre de la Lune décrit une orbite quasi circulaire autour de la Terre ; la Lune peut être considérée comme soumise à une force unique : la force d'attraction gravitationnelle $\vec{F}_{T/L}$ exercée par la Terre et dont la direction est celle joignant le centre des deux astres à tout instant (fig. 12).
- La vitesse de la Lune a pour direction la tangente en *O* à la trajectoire ; la force exercée est perpendiculaire à cette direction. D'après le paragraphe 2.1.A, la valeur de la vitesse reste donc constante : **le mouvement de la Lune est uniforme** (elle a un mouvement circulaire uniforme).
- Pourquoi alors, du fait de sa vitesse, la Lune ne s'éloigne-t-elle pas définitivement de la Terre ?

La figure 12 montre que c'est la force d'attraction gravitationnelle qui ramène continuellement vers le centre la direction de la vitesse et donc, celle du mouvement.

Le mouvement circulaire uniforme de la Lune autour de la Terre résulte de l'attraction gravitationnelle de la Terre sur la Lune.

L'ESSENTIEL

■ Deux corps exercent l'un sur l'autre des forces attractives dénommées **forces d'attraction gravitationnelle.**
Ces forces sont toujours attractives et elles diminuent avec la distance.

Dans le cas de deux corps *A* et *B* à répartition sphérique de masse, la valeur des forces d'attraction gravitationnelle est :

$$F_{A/B} = F_{B/A} = G \times \frac{m_A m_B}{d^2}$$

G est la constante de gravitation universelle.
Les forces peuvent être représentées par des vecteurs (voir figure 4 page 49).

■ Du fait de la pesanteur, tous les corps ont un poids. Celui-ci se calcule par la relation :

$$P = mg$$

g est l'intensité de la pesanteur (N · kg^{-1}).

Le poids d'un corps dépend du lieu où il se trouve; sur Terre, il dépend de la latitude et de l'altitude.

■ Le mouvement de chute d'un corps lancé dans l'espace est parabolique.

Une force de direction déterminée appliquée à un corps :
– modifie sa vitesse dans la direction de la force ;
– ne modifie pas sa vitesse dans la direction perpendiculaire à celle de la force.

La trajectoire d'un corps lancé dans l'atmosphère terrestre dépend de l'angle de tir α et de la valeur v_0 de la vitesse initiale.

■ La Lune a, autour de la Terre, un mouvement circulaire uniforme. La force d'attraction terrestre, perpendiculaire à la direction de la vitesse, ne modifie pas la valeur de celle-ci, mais elle change continuellement sa direction.

Mots-clés

- gravitation universelle
- interaction gravitationnelle
- attraction
- parabole
- poids
- vitesse initiale

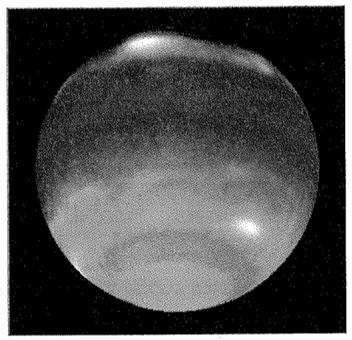
▶Voir Lexique page 332

LA QUÊTE DE NOUVEAUX MONDES

La théorie de la gravitation universelle de Newton a remporté ses plus grands succès en astronomie, où l'intuition, le calcul mathématique et la vérification expérimentale ont permis des découvertes spectaculaires.

La découverte de la planète Neptune

Au début du 19e siècle, on s'aperçoit que la trajectoire de la planète Uranus n'est pas exactement celle que l'on peut prévoir d'après les lois de la Mécanique céleste. On commence à penser que son mouvement est perturbé par « quelque action étrangère et inaperçue ». Le Directeur de l'Observatoire de Paris, le célèbre François Arago, charge alors le jeune astronome Urbain Le Verrier de trouver la cause de cette « anomalie ».



La planète Neptune photographiée par le télescope Hubble.

Le Verrier détermine, par le calcul, la trajectoire d'un corps céleste inconnu dont la présence expliquerait les bizarreries de la trajectoire de Neptune. En 1846, l'astronome allemand Johann Galle pointe alors sa lunette dans la direction indiquée par Le Verrier et il aperçoit la planète Neptune!

Une dixième planète dans notre ciel!

Pourquoi les trajectoires de certaines comètes traversant le système solaire présentent-elles d'aussi importantes déviations vers le Soleil? L'astronome britannique John Murray pense qu'une **dixième planète**, mille fois plus éloignée du Soleil que Pluton et aux confins du système solaire, pourrait en être le cas. Au moins aussi massive que Jupiter, elle effectuerait une révolution complète autour du Soleil en 6 millions d'années. Avec une inclinaison par rapport au système solaire très différente, cette planète tournerait en sens inverse des neuf autres. D'autres astronomes pensent quant à eux qu'il pourrait s'agir d'une planète extérieure à notre système ou bien d'une étoile naine... Invisible actuellement, ce mystérieux objet pourra être précisé grâce à la prochaine génération de télescopes et de radiotélescopes.

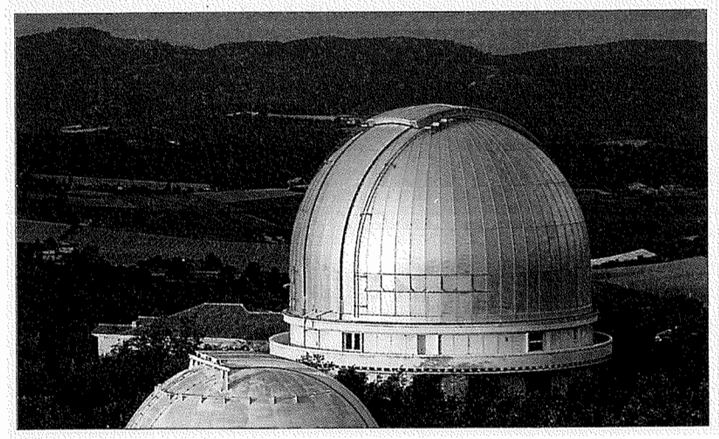
Exploitation ▸ p. 106 ● ex. 21

Traquer les corps célestes

Imaginez un instant deux enfants faisant la ronde. Ils se tiennent par les mains, les pieds rapprochés, le corps légèrement penché, et tournent le plus vite possible. S'ils sont de même force, les deux enfants tournent autour d'un point du sol situé à égale distance des pieds de chacun et parcourent une même trajectoire, un même cercle. Mais si l'un des deux est beaucoup plus fort que l'autre, celui-ci tournera quasi sur lui-même quand son compagnon décrira un grand cercle autour de lui. De même, contrairement à ce qu'on pense généralement, le Soleil n'est pas immobile: lui et ses neuf planètes tournent, sous l'effet de la gravité, autour d'un point commun. Comme la masse d'un compagnon est beaucoup plus petite que celle de l'étoile, le mouvement qu'il induit sur celle-ci est très léger: alors que lui-même parcourt une longue trajectoire, l'étoile, elle, fait presque du surplace. Mais pas tout à fait: Jupiter, de cette façon, induit sur le Soleil, 1 000 fois plus massif, un léger mouvement de 13 mètres par seconde, soit un peu moins de 50 km à l'heure [...]! Pour un observateur situé à 30 années-lumière de la Terre, cela correspond à un déplacement du Soleil de 5 dix-millièmes d'arc seconde, soit l'épaisseur d'un cheveu vu à 100 km de distance!

Extrait du magazine Eurêka.
BAYARD PRESSE – n° 14

Les astronomes traquent les « exoplanètes » à l'Observatoire de Haute-Provence.



EXERCICE RÉSOLU

Forces d'attraction gravitationnelle

Énoncé

Triton est un satellite de la planète Neptune.

a. Calculer la valeur de la force d'attraction gravitationnelle que Neptune exerce sur Triton.

Données :

- *masse de Triton :* $M_T = 1{,}30 \times 10^{22}$ kg
- *masse de Neptune :* $M_N = 1{,}02 \times 10^{26}$ kg
- *distance moyenne entre les centres de Neptune et Triton :* $d = 3{,}55 \times 10^5$ km
- *constante de gravitation :* $G = 6{,}67 \times 10^{-11}$ SI.

b. Faire un schéma et représenter la force de gravitation $\vec{F}_{N/T}$ à l'échelle : 1 cm ≙ 5×10^{20} N.

POINT MÉTHODE

Calculer et représenter une force de gravitation

1. Calcul de la valeur de la force

- On sait calculer la force d'attraction gravitationnelle entre deux astres A et B à répartition sphérique de masse; on applique la formule :

$$F_{A/B} = F_{B/A} = G \times \frac{m_A m_B}{d^2}$$

- Faire le calcul avec les unités du Système International : les masses en **kilogrammes**, la distance d en **mètres**; on obtient la valeur de la force en **newtons**.

2. Représentation de la force par un vecteur

- L'**origine** du vecteur est le centre du corps sur lequel la force s'exerce.
- La **direction** du vecteur est la droite joignant le centre des deux astres.
- Le **sens** du vecteur est tel que l'astre soumis à la force est attiré par l'autre.
- Quand une échelle de représentation est donnée, il faut en tenir compte pour dessiner le vecteur.

Solution

a. Écrivons la formule donnant la valeur de la force de gravitation :

$$F_{N/T} = G \times \frac{M_T M_N}{d^2}$$

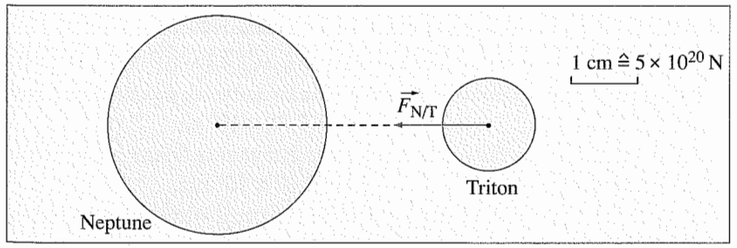
Application numérique : $d = 3{,}55 \times 10^5$ km $= 3{,}55 \times 10^8$ m

$$F_{N/T} = 6{,}67 \times 10^{-11} \times \frac{1{,}30 \times 10^{22} \times 1{,}02 \times 10^{26}}{(3{,}55 \times 10^8)^2} = \mathbf{7{,}02 \times 10^{20}\,N}.$$

b. Il s'agit de la force que Neptune exerce sur Triton : $\vec{F}_{N/T}$.

- Son origine est le **centre de Triton**.
- Sa **direction** est la droite joignant les centres de Neptune et de Triton.
- Son **sens** est de Triton vers Neptune (force attractive).
- À l'échelle, le vecteur doit être représenté par une longueur de :

$$\frac{7{,}02 \times 10^{20}}{5 \times 10^{20}} = 1{,}4 \text{ cm}.$$



Commentaires

- Attention, d doit être en mètres.
- Donner le résultat avec 3 chiffres significatifs puisque les données en ont 3.
- Attention, toujours rechercher l'origine du vecteur à tracer.
- Ici, il faut tenir compte de l'échelle donnée pour représenter le vecteur.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

Le mouvement des astres est dû à l'... ... . La théorie développée par Newton est la ... . Au voisinage de la Terre, le ... résulte de l'... terrestre . Pour un projectile, la composante ... de la vitesse n'est pas modifiée.

2 Vrai ou faux ?

a. L'interaction gravitationnelle entre deux corps s'exerce à distance ..... V F

b. La force d'attraction entre deux corps est proportionnelle à leur distance ..... V F

c. Lorsqu'un corps est soumis à une force, sa vitesse dans la direction de la force est modifiée ..... V F

d. Le référentiel le plus commode pour étudier le mouvement de la Lune est le référentiel terrestre ..... V F

3 QCM

Indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

a. Le poids d'un corps :
- ☐ est la conséquence de la pesanteur ;
- ☐ est le même partout sur Terre ;
- ☐ se calcule par : $P = mg$.

b. Le poids d'un corps vaut 16 N sur la Lune. Le poids du même corps sur Terre vaut :

☐ 98 N ; ☐ 10 N ; ☐ 160 N.

Données : $g_L = 1{,}6 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$; $g_T = 9{,}8 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$.

c. Dans un mouvement de chute avec vitesse initiale :
- ☐ seule la valeur de la vitesse parallèle à la direction du poids varie ;
- ☐ seule la valeur de la vitesse perpendiculaire à la direction du poids varie ;
- ☐ les valeurs des vitesses parallèle et perpendiculaire à la direction du poids varient.

4 Apprendre à rédiger

Décrire le mouvement de la Lune autour de la Terre en précisant le choix du référentiel, la nature du mouvement, la force appliquée à la Lune, les effets de la force sur le mouvement.

5 Exercice à caractère expérimental

a. On lâche un corps sans vitesse. Quelle force s'applique sur le corps ? Quel est son mouvement ?
Représenter qualitativement une chronophotographie du mouvement.

b. Mêmes questions pour un corps lancé d'une terrasse avec une vitesse de direction horizontale et de valeur $v_0 = 1{,}0 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

Dans tout le chapitre, on prend pour valeur de la constante de gravitation :

$G = 6{,}67 \times 10^{-11}$ SI.

JE M'ENTRAÎNE

Interaction gravitationnelle

6 ♦ Les centres de deux astres à répartition sphérique de masse sont situés à la distance d. Que deviendrait la valeur de la force d'attraction gravitationnelle s'exerçant sur chaque astre si, les valeurs des autres grandeurs restant inchangées :
a. la masse de l'un des astres était multipliée par 2 ;
b. la masse de chaque astre était multipliée par 3 ;
c. la distance d était multipliée par 3 ;
d. la masse de chaque astre et la distance d étaient multipliées par 2.

7 ♦ Une météorite se déplace dans l'espace et s'approche de la Terre. Indiquer, en justifiant la réponse, les scénarios possibles.
a. La météorite est repoussée par la Terre.
b. La météorite est attirée par la Terre, s'en rapproche, mais l'évite.
c. La météorite est attirée par la Terre, s'en rapproche et s'écrase à sa surface.

8 ♦♦ **a.** Calculer la valeur des forces d'attraction gravitationnelle s'exerçant entre la Terre et le Soleil.

Données :
– *masse de la Terre* : $M_T = 5{,}98 \times 10^{24}$ kg
– *masse du Soleil* : $M_S = 1{,}99 \times 10^{30}$ kg
– *distance moyenne entre les centres de la Terre et du Soleil* : $D = 1{,}50 \times 10^{8}$ km.

b. Représenter sur un schéma les forces d'attraction gravitationnelle $\vec{F}_{T/S}$ et $\vec{F}_{S/T}$. Préciser l'échelle de représentation choisie pour les valeurs des forces.

9 ♦♦♦ Ganymède est un satellite de Jupiter.

Données :
– *masse de Jupiter* : $M_J = 1{,}90 \times 10^{27}$ kg
– *masse du Soleil* : $M_S = 1{,}99 \times 10^{30}$ kg
– *masse de Ganymède* : $M_G = 1{,}48 \times 10^{23}$ kg
– *distance moyenne entre les centres de Jupiter et du Soleil* : $D = 7{,}78 \times 10^{8}$ km
– *distance moyenne entre les centres de Jupiter et Ganymède* : $d = 1{,}07 \times 10^{6}$ km.

a. Calculer la valeur de la force d'attraction gravitationnelle $\vec{F}_{S/J}$ exercée par le Soleil sur Jupiter.

b. Calculer la valeur de la force d'attraction gravitationnelle $\vec{F}_{G/J}$ exercée par Ganymède sur Jupiter.

c. Faire un schéma où les centres du Soleil, de Jupiter et de Ganymède sont placés dans le plan de la feuille. Représenter les forces d'attraction gravitationnelle calculées précédemment à l'échelle 1 cm ≙ $1{,}0 \times 10^{23}$ N.

d. Calculer le rapport $F_{G/J}/F_{S/J}$ des valeurs des deux forces et conclure.

Poids d'un corps

10 ♦ Les astronautes ayant foulé le sol lunaire ont réalisé des bonds d'une longueur irréalisable sur Terre. Comment expliquer cela?

11 ♦♦ Un alpiniste et son équipement représentent une masse de 100 kg.
a. Calculer leur poids au niveau du sol. Même question au sommet du Mont Blanc et au sommet de l'Everest.
On cherchera les valeurs des données dans le cours.
b. Un compagnon de cordée de l'alpiniste a, au sommet du Mont Blanc, le même poids que l'alpiniste au niveau du sol. Quelle est sa masse?

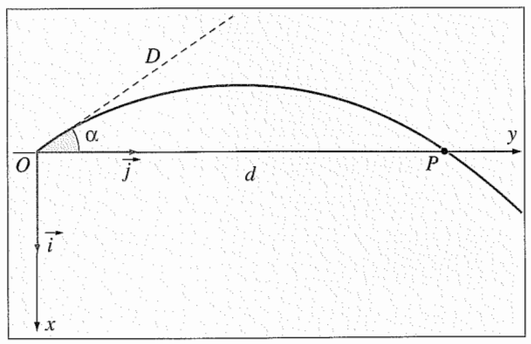
12 ♦♦ La masse d'un vaisseau spatial destiné à l'exploration lunaire est $m = 1{,}5$ tonne.
a. Calculer son poids sur la Terre, puis sur la Lune.

Données : *intensité de la pesanteur* :
– *sur la Terre* : $g_T = 9{,}8 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$
– *sur la Lune* : $g_L = 1{,}6 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$.

b. Au voisinage de la Terre, le poids du vaisseau dépend-il de son altitude par rapport à la Terre ?
c. Même question au voisinage de la Lune.

Trajectoires

13 ♦♦ On étudie la trajectoire parabolique d'un objet dans le repère $(O; \vec{i}, \vec{j})$ représenté ci-dessous.



a. Quelle est la force s'appliquant sur l'objet ?
b. La valeur de la composante v_x de la vitesse varie-t-elle au cours du temps ? Pourquoi ? Même question pour la valeur de la composante v_y de la vitesse.
c. L'objet est lancé dans la direction D formant l'angle α avec l'horizontale ; la distance parcourue dans la direction horizontale est $d = OP$.
Comment peut-on augmenter cette distance ?

14 ♦♦♦ Un enfant donne un coup de pied dans un ballon posé sur le sol. Il lui communique ainsi une vitesse initiale dont les composantes ont pour valeur :
– horizontalement : $3{,}8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$
– verticalement : $3{,}2 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.
a. La vitesse initiale est-elle dirigée vers le haut ou vers le bas ? Représenter l'allure de la trajectoire du ballon.
b. Le ballon s'élève puis retombe et frappe le sol horizontal à la distance $L = 25$ m du point de départ.
Combien vaut la composante horizontale de la vitesse quand le ballon frappe le sol ?
c. Entre la frappe et la retombée du ballon, quelle a été la durée du mouvement ?

15 Exercice de correction

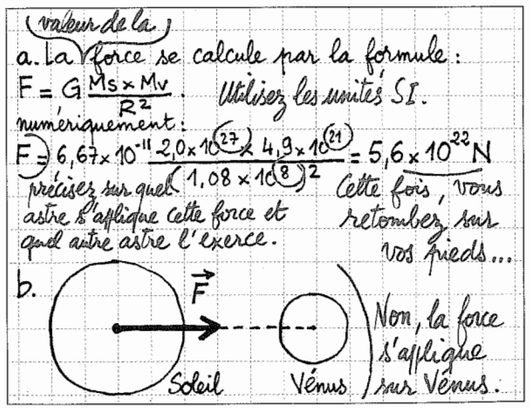
Lire l'énoncé ci-dessous, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé

Vénus a une orbite circulaire autour du Soleil ; le rayon de cette orbite est $R = 1{,}08 \times 10^{8}$ km.
a. Calculer la valeur de la force d'attraction gravitationnelle exercée par le Soleil sur Vénus.
b. Faire un schéma et représenter par un vecteur la force exercée par le Soleil sur Vénus.

Données : $G = 6{,}67 \times 10^{-11}$ SI ;
$M_V = 4{,}9 \times 10^{21}$ tonnes ; $M_S = 2{,}0 \times 10^{27}$ tonnes.

Solution annotée d'un élève



JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

16 ♦♦ Deux étoiles de masse $M = 2{,}0 \times 10^{30}$ kg sont situées à 4,5 années de lumière l'une de l'autre.
a. Quelle est la valeur de la force d'attraction gravitationnelle qu'elles exercent l'une sur l'autre ?
b. Quelle serait la masse d'un objet qui, sur Terre, aurait un poids égal à la valeur de cette force ?
Donnée : $g = 9{,}8$ N · kg^{-1}.

17 ♦♦♦ On donne, pour les planètes du système solaire exceptée Pluton, leur distance moyenne au Soleil (1 u.a. = 150 millions de km) et leur masse (masse de la Terre : $M_T = 5{,}98 \times 10^{24}$ kg).

Planète	Distance moyenne au Soleil (en u.a.)	Masse (en masses terrestres)
Mercure	0,39	0,055
Vénus	0,72	0,82
Terre	1	1
Mars	1,5	0,11
Jupiter	5,2	320
Saturne	9,5	94
Uranus	19	15
Neptune	30	17

a. Calculer, pour ces planètes, la valeur de la force d'attraction gravitationnelle exercée par le Soleil.
Données : *masse du Soleil* : $M_S = 2{,}0 \times 10^{30}$ kg.
b. Classer ces forces par valeurs croissantes.
Est-il possible de construire une échelle pour représenter ces forces ?

18 ♦♦♦ Au voisinage de la Terre, l'intensité de la pesanteur à la verticale d'un point donné dépend de l'altitude. À l'altitude z, l'intensité de la pesanteur g est donnée par la formule :

$$g = g_0 \left(\frac{R}{R+z}\right)^2$$

où $g_0 = 9{,}8$ N · kg^{-1} est l'intensité de la pesanteur au sol et $R = 6{,}4 \times 10^3$ km le rayon de la Terre.
a. Calculer l'intensité de la pesanteur à l'altitude $z = 1{,}0 \times 10^3$ km.
b. Le poids d'un corps au niveau du sol a pour valeur $5{,}0 \times 10^2$ N. Quelle est la valeur du poids de ce corps à l'altitude $z = 1{,}0 \times 10^3$ km ?
c. Par quel facteur le poids d'un corps est-il divisé lorsque le corps passe, en s'élevant, du niveau du sol à l'altitude $z = 2R$?

19 ♦♦♦ L'intensité de la pesanteur g à la surface d'une planète peut se calculer par la formule :

$$g = G\frac{M}{R^2} \quad \begin{cases} M : \text{masse de la planète} \\ R : \text{rayon de la planète} \end{cases}$$

a. Calculer la valeur moyenne de l'intensité de la pesanteur à la surface de la Terre.
Données : $M_T = 6{,}0 \times 10^{24}$ kg ; $R_T = 6{,}4 \times 10^3$ km.
b. Calculer la valeur moyenne de l'intensité de la pesanteur à la surface de Jupiter.
Données : $M_J = 1{,}9 \times 10^{27}$ kg ; $R_J = 7{,}15 \times 10^4$ km.
c. Comparer le poids d'un objet sur Terre et sur Jupiter.

20 ♦♦♦ Un avion, en vol horizontal, se déplace à la vitesse de $2{,}0 \times 10^2$ km · h^{-1}. Il laisse tomber un petit objet et celui-ci atteint le sol au bout de 45,0 s. On néglige la résistance de l'air.
a. Au moment du largage, donner la vitesse de l'objet par rapport à l'avion, puis par rapport au sol.
On précisera la direction de cette vitesse.
b. Dessiner la trajectoire de l'objet par rapport au sol.
c. Quelle est la valeur de la vitesse horizontale de l'objet (en m · s^{-1}) ? Justifier la réponse.
d. Quelle distance horizontale sépare le point de largage de l'objet du point d'impact au sol ?

EXERCICE À CARACTÈRE DOCUMENTAIRE

21 ♦♦♦ **La quête de nouveaux mondes**

Lire ▶ p. 102 ● répondre aux questions

a. Rechercher dans un dictionnaire quelques éléments sur la vie de François Arago, physicien, astronome et politicien du 19e siècle.
b. Quel phénomène a conduit à la découverte de Neptune et fait soupçonner l'existence d'une dixième planète dans le système solaire ? Expliquer.
c. On a mis en évidence, depuis quelques années, des « exoplanètes » dans la Galaxie. Qu'est-ce qu'une exoplanète ?

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

Lors d'un pique-nique sur la Lune, le sandwich emporté par un astronaute a-t-il la même valeur nutritive que sur Terre ?

Le temps et sa mesure

CHAPITRE 9

OBJECTIFS

SAVOIRS

- Connaître les définitions de la période et de la fréquence d'un phénomène périodique.

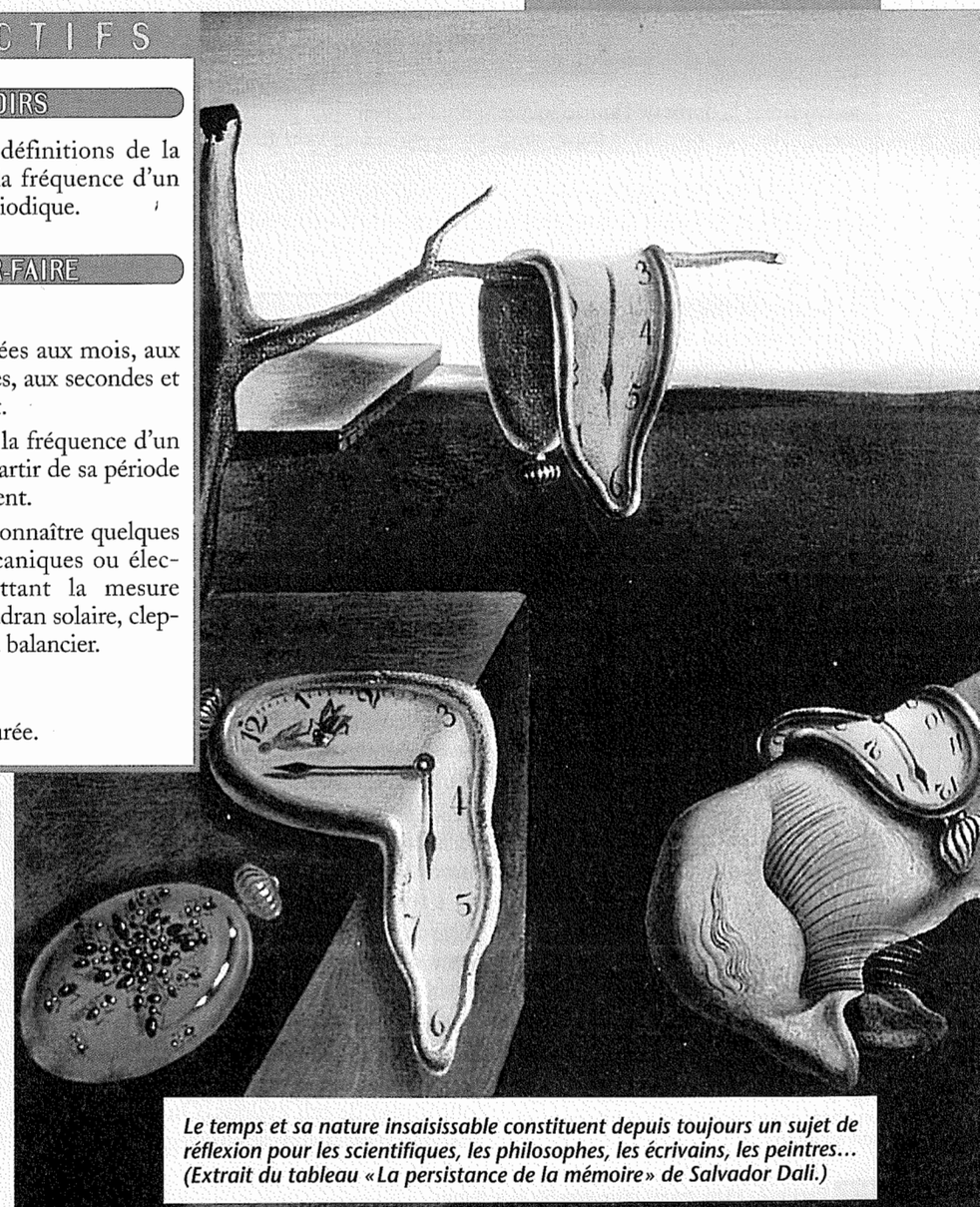
SAVOIR-FAIRE

Théoriques

- Passer des années aux mois, aux jours, aux heures, aux secondes et réciproquement.
- Savoir calculer la fréquence d'un phénomène à partir de sa période et réciproquement.
- Nommer et reconnaître quelques dispositifs mécaniques ou électriques permettant la mesure d'une durée : cadran solaire, clepsydre, horloge à balancier.

Expérimentaux

- Mesurer une durée.



Le temps et sa nature insaisissable constituent depuis toujours un sujet de réflexion pour les scientifiques, les philosophes, les écrivains, les peintres… (Extrait du tableau « La persistance de la mémoire » de Salvador Dali.)

1 LA MESURE DES DURÉES

1.1. La seconde, unité SI de temps

La seconde est l'unité de durée du Système International (SI).
Elle est définie à partir des caractéristiques d'une raie d'émission de l'atome de césium 133.
Les unités de durée usuelles sont la minute (1 min = 60 s), l'heure (1 h = 60 min) et le jour (1 j ou 1 d = 24 h).

EXERCICE RÉSOLU

Utiliser les unités de durée

Énoncé

a. Exprimer la durée de l'année solaire (365,242 j) en jours, heures et minutes (à 1 min près).
b. Présenter sous forme décimale avec 7 chiffres significatifs la durée du mois lunaire exprimée en jours : 29 j 12 h 44 min 3 s.

Solution

a. 1 année contient 365 jours entiers.
Exprimons la partie décimale en heures :
0,242 j = (0,242 × 24) h = 5,81 h, soit 5 heures entières.
Exprimons à nouveau la partie décimale en minutes :
0,81 h = (0,81 × 60) min = 49 min.
Le résultat est donc : **1 an = 365 j 5 h 49 min.**

b. $1\text{ h} = \frac{1}{24}\text{ j}$; $1\text{ min} = \frac{1}{24 \times 60}\text{ j}$; $1\text{ s} = \frac{1}{24 \times 3\,600}\text{ j}$.
Le mois lunaire vaut donc :

$$29 + \frac{12}{24} + \frac{44}{24 \times 60} + \frac{3}{24 \times 3\,600} = \mathbf{29{,}530\,59\text{ j}}.$$

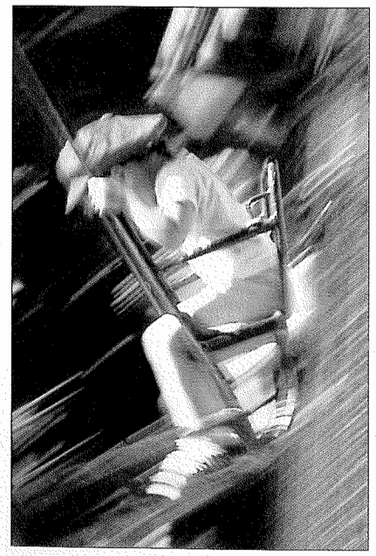


Fig. 1. Le mouvement d'une balançoire est un phénomène périodique à condition qu'il soit entretenu.

1.2. Les phénomènes périodiques, étalons de durée

• Un phénomène est périodique s'il se répète identique à lui-même au cours du temps (fig. 1). Sa **période *T*** est la durée séparant deux répétitions successives. Par exemple :
– La rotation de la Terre autour du Soleil est un phénomène périodique. Sa période est la durée mise par la Terre pour accomplir un tour, soit 1 année solaire.
– La succession des feux tricolores à un carrefour est un phénomène périodique. Sa période est la durée séparant deux passages au rouge successifs.

• La **fréquence *f*** d'un phénomène périodique est l'inverse de la période *T*. Si la période est exprimée en secondes, la fréquence s'exprime en hertz (Hz). Elle est numériquement égale au nombre de répétitions du phénomène pendant l'unité de temps.

• **La mesure des durées nécessite la détermination d'un étalon de durée** (comme le mètre est un étalon de distance). Les phénomènes périodiques, qui se répètent de manière régulière au cours du temps, fournissent de tels étalons. On cherche à utiliser le meilleur étalon possible, c'est-à-dire le plus régulier.

2 LES PHÉNOMÈNES ASTRONOMIQUES

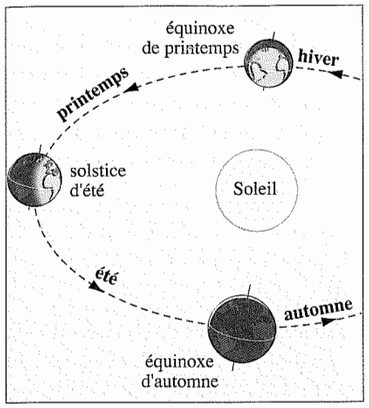


Fig. 2. Le phénomène des saisons est dû à la rotation de la Terre autour du Soleil et à l'inclinaison de son axe par rapport au plan de sa trajectoire (l'écliptique).

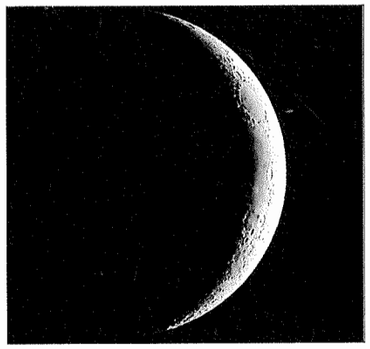
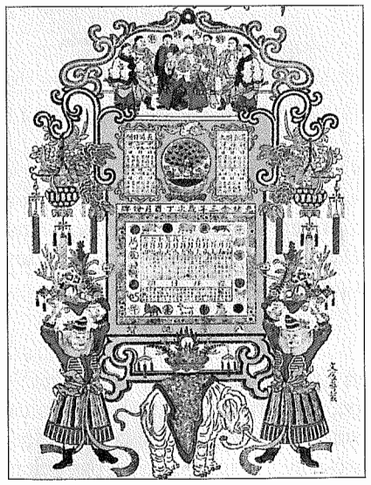


Fig. 3. Les phases de la Lune sont la nouvelle Lune, le premier quartier, la pleine Lune, et le dernier quartier.



◀ **Fig. 4.** Dès l'Antiquité, toutes les civilisations ont imaginé des calendriers. Par exemple, le calendrier chinois.

Les phénomènes astronomiques, réguliers et facilement observables, ont donné à l'homme ses premiers repères dans le temps : le jour, le mois, l'année.

2.1. Les jours

L'alternance du jour et de la nuit, due à la rotation de la Terre sur elle-même, impose aux êtres vivants un rythme de fonctionnement périodique (cycles sommeil-veille…).
L'unité de temps la plus naturelle est donc le **jour solaire** : c'est la durée séparant deux passages successifs du Soleil à sa position la plus haute dans le ciel (zénith) en un lieu donné.

2.2. Les saisons et les lunaisons

D'autres phénomènes amènent à regrouper les jours entre eux.

• **L'alternance des saisons** (fig. 2), due à la rotation de la Terre autour du Soleil et à l'inclinaison de son axe sur le plan de l'écliptique, rythme les activités liées aux variations climatiques, comme l'agriculture. La durée d'un tour complet de la Terre autour du Soleil définit l'**année solaire** (symbole : an). Elle est très voisine de 365 jours et un quart de jour : 1 an = 365,242 j.

• La succession des **phases de la Lune** (fig. 3), due à la rotation de la Lune autour de la Terre, permet de repérer des durées intermédiaires entre l'année et le jour. Sa période, appelée **lunaison** ou **mois lunaire**, est de 29,5 j environ.

2.3. Les calendriers

• Dès la plus haute Antiquité, les principales civilisations ont inventé des **calendriers**, pour l'organisation d'une vie sociale, religieuse et politique sur une durée plus grande que l'année (fig. 4).
La conception d'un calendrier a presque toujours été une tentative pour concilier le découpage de l'année en jours et en cycles lunaires. Or l'année ne contient ni un nombre entier de jours, ni un nombre entier de lunaisons : il n'existe donc pas de calendrier idéal, ce qui nécessite des compromis complexes.

• Le calendrier universellement adopté de nos jours est le **calendrier grégorien** (voir Info-Science page 113).
L'année légale est fixée à 365 jours, soit environ un quart de jour de moins que l'année solaire. Pour compenser ce retard, tous les 4 ans (à part quelques exceptions), on ajoute 1 jour à l'année légale : l'année est **bissextile**. Le calendrier grégorien est indépendant du cycle lunaire, toutefois la division en 12 mois, chacun d'une durée comprise entre 28 et 31 jours, tire son origine du mois lunaire.

3 DES DURÉES DE PLUS EN PLUS PRÉCISES

POINT HISTOIRE

La division de la journée en deux fois douze heures provient probablement du système de numération utilisé à Babylone basé sur le nombre «60» (60 = 12 × 5). La valeur 60 utilisée pour diviser les heures en minutes et les minutes en secondes découle logiquement de ce choix.

Jusqu'à l'invention de l'horloge, la division du jour solaire était répartie en 12 heures de jour et 12 heures de nuit. Il s'agissait d'heures inégales représentant des durées variables tout au long de l'année. Mais les besoins croissants des activités humaines – économie, sciences, technologie… – ont conduit l'homme à fabriquer des instruments toujours plus précis pour la mesure des petites durées.

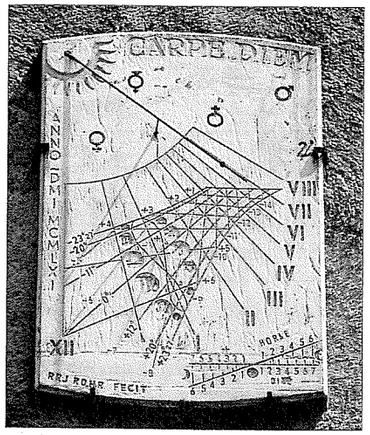


Fig. 5. Un cadran solaire ancien.

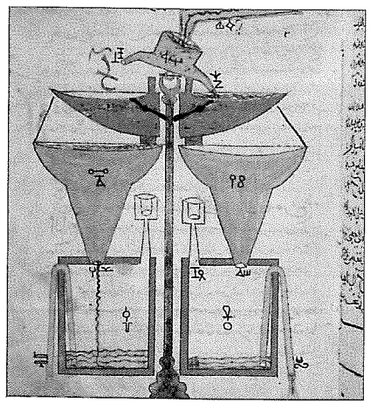
3.1. Le cadran solaire (vers 5000 avant J.-C.)

• L'instrument le plus simple pour suivre la course du Soleil dans le ciel est le **gnomon**. Il s'agit d'une tige plantée verticalement dans le sol, dont on repère l'ombre sur une surface plane et horizontale. La position et la longueur de l'ombre varient au cours de la journée selon l'heure. La position de l'ombre, à une heure déterminée, varie aussi au cours de l'année selon le jour.

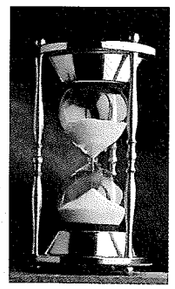
• Le cadran solaire (fig. 5) élimine ce problème : la tige, appelée style, est orientée parallèlement à l'axe de rotation de la Terre. Son ombre indique l'heure par sa direction tous les jours de l'année. Ce système comporte néanmoins plusieurs inconvénients :

– il n'est utilisable ni la nuit, ni par temps couvert ;

– le déplacement de l'ombre est trop lent pour mesurer avec précision des durées plus petites que l'heure.



▲ **Fig. 6.** Clepsydre ancienne. La variation du niveau de l'eau est proportionnelle au temps.



► **Fig. 7.** Dès le 8e siècle, en Europe, le sablier permet de mesurer avec une bonne précision de courtes durées.

3.2. Les systèmes à écoulement

Les systèmes à écoulement « conservent » le temps en mémoire.

A. L'horloge à eau ou clepsydre (vers 3000 avant J.-C.)

Une **clepsydre** est un vase rempli d'eau qui se vide lentement par une ouverture de petite taille percée dans sa partie inférieure. On repère le temps d'après la quantité d'eau écoulée en graduant soit le récipient verseur, soit le récipient dans lequel l'eau est recueillie.

Avec un récipient de forme cylindrique, on constate que le débit de l'eau (c'est-à-dire le volume d'eau qui s'écoule pendant 1 seconde) diminue à mesure que son niveau dans le récipient s'abaisse.

Pour que les graduations du vase verseur de la clepsydre placées à égale distance les unes des autres indiquent des durées égales, il faut que le vase soit de plus en plus étroit vers sa partie inférieure. Dans ce cas, l'abaissement du niveau s'effectue à vitesse constante pour des quantités d'eau écoulée de plus en plus faibles (fig.6).

B. Le sablier

Le **sablier** (fig. 7) a été introduit en Europe au Moyen Âge. En remplaçant l'eau par une poudre solide, on obtient un écoulement plus régulier. Le sablier permet des mesures plus précises que la clepsydre, mais pour des courtes durées. Il présente l'avantage de ne pas geler.

3.3. Les horloges mécaniques (13e siècle)

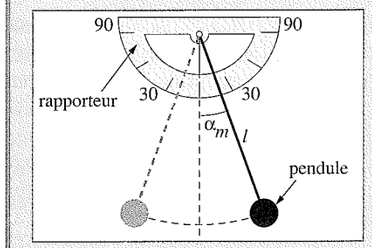
Les horloges mécaniques apparaissent dès la fin du Moyen Âge ; elles sont animées par la chute verticale d'un poids, régularisée par un mécanisme. Mais un progrès considérable est réalisé au 17e siècle avec l'invention du balancier.

A. Le pendule pesant

La première étude du pendule pesant a été effectuée par Galilée. On réalise un pendule pesant en suspendant une bille à un fil assez long, fixé à un support par son autre extrémité (fig. 8a).

expérience

- **Écarter la bille de sa position de repos. La lâcher fil tendu et mesurer la durée de 10 oscillations (c'est-à-dire de 10 allers-retours).**
- **Recommencer pour différentes hauteurs de lâcher (α_m amplitude d'oscillation du pendule).**
- **Observer l'évolution du pendule sur une durée de plusieurs minutes.**



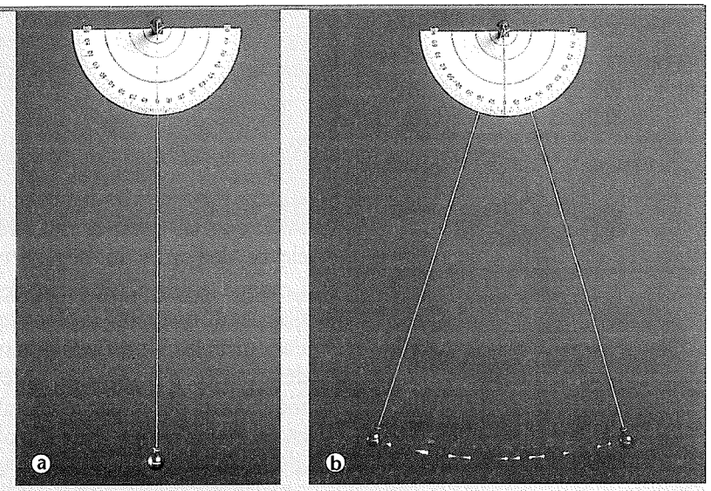


Fig. 8. Pendule pesant au repos et en oscillation.

POINT HISTOIRE

Un jour de l'année 1583, un jeune homme de dix-neuf ans nommé Galileo Galilei assistait à la prière à la cathédrale de Pise lorsque, dit la tradition, son attention fut soudain attirée par le balancement de la lampe au-dessus de l'autel. Quelle que fût l'ampleur de l'oscillation, il semblait que la lampe mettait toujours le même temps pour effectuer un déplacement complet. Bien sûr, Galilée n'avait pas de montre, mais il mesura la durée des balancements d'après son pouls.

Observations

▶ Si on l'observe sur une courte durée, le mouvement du pendule peut être considéré comme périodique ; en effet, la durée d'une oscillation reste constante.

▶ Si l'amplitude d'oscillation α_m n'est pas trop grande ($\alpha_m < 20°$), la durée d'une oscillation est indépendante de l'amplitude. On donne à cette durée le nom de **période du pendule pesant** ; elle ne dépend que de la longueur l du fil et de l'intensité de la pesanteur.

▶ Si le pendule oscille pendant une longue durée, ses oscillations s'amortissent à cause des frottements (en particulier, ceux de l'air) mais la durée d'une oscillation reste constante.

La période des oscillations d'un pendule pesant oscillant avec une faible amplitude constitue un étalon de durée.

B. L'horloge à balancier (17e siècle)

L'étalon de temps d'une horloge est fourni par un pendule pesant plus complexe que le pendule décrit ci-dessus. Il faut **compenser l'amortissement sans modifier la période**. Ce problème a été résolu par l'astronome et mathématicien Christian Huygens (1629-1695) au 17e siècle avec l'invention de l'horloge à balancier.

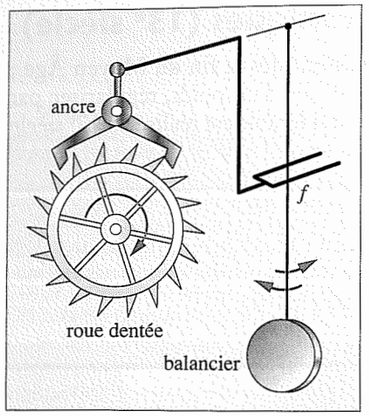


Fig. 9. Fonctionnement d'une horloge.

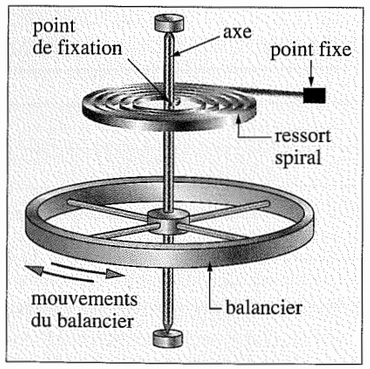


Fig. 10. Balancier d'une montre.

• À chaque battement (une demi-oscillation), le balancier libère d'un cran une roue dentée (fig. 9), qui est entraînée par la chute d'un « poids » ; le balancier a donc un rôle de **régulateur**. En même temps, le balancier reçoit une impulsion par l'interméidaire de la fourche f : son mouvement est **entretenu**.

• En remplaçant le pendule pesant par un **balancier à ressort spiral** (fig. 10), mis au point aussi par Huygens, on a pu construire des horloges ou des montres fonctionnant dans n'importe quelle position, ce qui est indispensable, notamment, pour leur utilisation en mer.

REMARQUE Le principe de fonctionnement de l'horloge électrique moderne est le même. À chaque oscillation, le mouvement du balancier ferme le circuit d'alimentation d'un l'électroaimant. Celui-ci donne alors à son tour une impulsion au balancier, ce qui entretient les oscillations.

3.4. L'horloge à quartz (1930)

• Dans le cas de l'horloge à quartz, l'oscillateur est un minuscule **cristal de quartz**. Celui-ci est taillé de façon à vibrer à une fréquence très élevée, de l'ordre du mégahertz.

Lorsque le cristal est excité de manière convenable, il se déforme et il apparaît une tension électrique entre certains points de sa surface. Par suite, les vibrations créent une tension variable, de fréquence déterminée, qui alimente un circuit électronique. Le circuit électronique ainsi piloté par le cristal alimente un afficheur ou un moteur et, en même temps grâce à la **pile**, il **entretient la vibration** du quartz.

• À présent, le temps est universellement mesuré par des **horloges atomiques** (1941) qui atteignent une précision de 1 seconde sur 15 millions d'années. L'horloge atomique de référence est conservée à l'Observatoire de Paris.

L'ESSENTIEL

■ L'unité de durée du Système International est la **seconde (s)**.

■ Un **phénomène périodique** se répète identique à lui-même au cours du temps.

La **période** T d'un phénomène périodique est la durée séparant deux répétitions successives de ce phénomène. Son unité SI est la seconde.

La **fréquence** f est l'inverse de la période. Elle est numériquement égale au nombre de répétitions du phénomène pendant l'unité de temps.

$f = \frac{1}{T}$; f est en **hertz (Hz)** si T est en secondes.

■ La mesure des durées nécessite la détermination de **phénomènes périodiques** comme **étalons de durée**.

■ Les mouvements apparents du Soleil et de la Lune sont des repères naturels pour la mesure du temps. L'**année solaire** et le **mois lunaire** ont inspiré la conception des **calendriers**.

■ Dès l'Antiquité, et plus tard au Moyen Âge, de multiples solutions ont été inventées pour mesurer le temps : gnomon, cadran solaire, clepsydre, horloge. Au 17e siècle, l'**horloge à balancier** et l'**horloge à ressort spiral** ont constitué des progrès décisifs. Au 20e siècle, l'**horloge à quartz** a permis d'atteindre une très grande précision.

Mots-clés

- **période**
- **étalon de durée**
- **horloge**
- **fréquence**
- **calendrier**
- **pendule pesant**

▶Voir Lexique page 332

LA MESURE DU TEMPS

Pour se repérer dans le temps, l'homme a dû faire preuve d'ingéniosité. Les systèmes et les dispositifs conçus pour améliorer constamment la précision des mesures en témoignent.

De Jules César à Grégoire XIII

Le pape Grégoire XIII réforma le calendrier julien en 1582.

En 46 avant J.C., Jules César fait appel à l'astronome grec Sosigène d'Alexandrie pour concevoir un calendrier cohérent. Sosigène décide de ne pas tenir compte du cycle de la Lune, mais de s'ajuster à l'année des saisons, voisine de 365,25 jours. L'année calendaire comporte donc 365 jours, et pour compenser le quart de jour manquant, on ajoute un jour tous les quatre ans. Le début de l'année est fixé au 1er janvier, l'équinoxe de printemps au 25 mars. Mais l'année julienne excède l'année solaire de 11 min 14 s, ce qui crée une différence de 1 jour en 128 ans. Le début du printemps se décale alors inexorablement vers le début de l'année.

Pour remédier à cela, le pape Grégoire XIII, à partir des travaux d'une commission de savants, décide que toutes les années séculaires non divisibles par quatre ne seront plus bissextiles (l'année 2000 est bissextile, 2100 ne le sera pas).

Mais il faut également remettre le calendrier en accord avec le cycle solaire. Le pape décrète que le jeudi 4 octobre 1582 sera directement suivi du vendredi 15 octobre.

Ce saut brutal n'est pas accepté d'emblée partout. Les pays protestants ne suivront la directive pontificale qu'au 18e siècle. Les pays orthodoxes, quant à eux, sont restés fidèles au calendrier julien jusqu'au 20e siècle.

Exploitation ▶ p. 117 ● ex. 21

L'horloge de marine

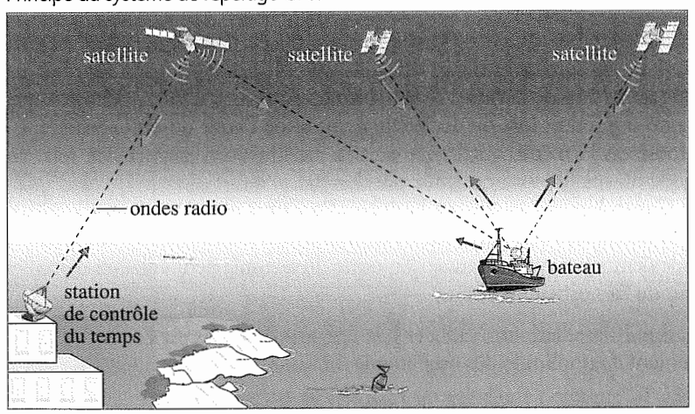
Le Soleil effectue, par rapport à la Terre, un tour complet en 24 h, soit 15° par heure. Pour mesurer la longitude d'un point M, on mesure l'heure solaire en ce point et on la compare avec l'heure GMT donnée par une horloge : si l'horloge marque 2 heures GMT de moins que l'heure solaire, le Soleil met 2 heures pour atteindre, par rapport au méridien de Greenwich, la position qu'il occupe en M ; il tourne de $2 \times 15 = 30°$. Le point M est à 30° de longitude Est.

Le problème du calcul de la longitude se posait de manière cruciale en mer. L'anglais John Harrison le résolut en constuisant en 1761 la première horloge capable de supporter roulis et tangage sans se dérégler : au terme de neuf semaines de voyage, elle n'accusait que 5 s de retard, soit une erreur de 0,02° de longitude.

Le repérage GPS

Pour que le commandant d'un navire connaisse sa position en mer avec précision, il faut que trois satellites GPS (Système Global de Positionnement) lui envoient des ondes radio. Ces ondes transportent chacune un signal d'horloge, émis précisement au même instant. Les satellites étant situés à des distances différentes du navire, les signaux arrivent à des moments différents. À bord, le récepteur GPS les compare et, connaissant la vitesse des ondes, en déduit la position du navire. Au sol, des stations liées à des horloges atomiques contrôlent les signaux émis par les satellites.

Principe du système de repérage GPS.



EXERCICE RÉSOLU

Déterminer la période d'un pendule simple

Énoncé

Nicolas et Nadia se proposent de déterminer la période d'un pendule simple constitué par une bille suspendue à un fil. Ils décident de lâcher le pendule après l'avoir écarté d'un angle de 20° par rapport à la verticale et de mesurer la durée de 10 oscillations à partir d'un premier passage de la bille par sa position d'équilibre.

a. Établir une liste du matériel nécessaire à la manipulation et faire un schéma.

b. Pour réaliser la mesure, Nicolas propose de déclencher un chronomètre à une date à laquelle le pendule passe par la position verticale et d'arrêter le chronomètre au dixième passage suivant à la même position. Nadia pense qu'il n'aura pas mesuré 10 périodes en procédant ainsi.
Qui a raison ?

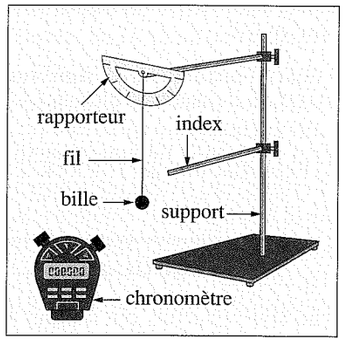
c. Après s'être mis d'accord, Nadia et Nicolas trouvent que la durée de 10 oscillations est $\theta = 4{,}8$ s.
Calculer la période, puis la fréquence des oscillations du pendule.

d. Pourquoi les expérimentateurs n'ont-ils pas mesuré la durée d'une seule oscillation ? de 100 oscillations ?

e. Quelle modification ont-ils certainement observé au cours des oscillations successives ?

Solution

a. Pour réaliser la manipulation, il faut utiliser :
– un support, une bille et un fil pour constituer le pendule simple ;
– un rapporteur pour mesurer l'angle de départ ;
– un chronomètre pour mesurer la durée de 10 oscillations ;
– un index pour repérer le passage par la position verticale.



b. Nicolas commet une erreur : une oscillation n'est effectuée complètement que lorsque le pendule repasse par la même position *dans le même sens.* En appliquant sa méthode, il chronométrerait la durée de 5 oscillations.

c. La période des oscillations vaut :

$$T = \frac{\theta}{10} = 0{,}48 \text{ s.}$$

La fréquence correspondante est :

$$f = \frac{1}{T} = 2{,}1 \text{ Hz.}$$

d. ● La mesure de la durée de 10 oscillations donne un résultat plus précis que la mesure de la durée d'une seule oscillation, car l'erreur la plus importante se produit lors du déclenchement et de l'arrêt du chronomètre. Cette erreur est la même quelle que soit la mesure : son importance relative est donc plus faible sur une durée plus longue.
● Cependant, en mesurant la durée d'un trop grand nombre d'oscillations (par exemple, 100), on risque de commettre une erreur en les comptant et de calculer une moyenne fausse. En outre, le pendule peut s'arrêter d'osciller du fait de l'amortissement.

e. Sur 10 oscillations, Nadia et Nicolas peuvent observer l'effet de l'amortissement. L'amplitude des oscillations diminue progressivement.

Commentaires

Le matériel à réunir doit notamment correspondre aux mesures à réaliser : ici une mesure d'angle (rapporteur) et une mesure de durée (chronomètre).

Bien connaître les définitions pour les appliquer correctement.

Bien vérifier les unités. T s'exprime en secondes, f en hertz.

En règle générale, il faut chercher à faire des mesures sur des durées assez grandes pour augmenter leur précision.

Essayer de se représenter mentalement les expériences décrites.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

Le mouvement du balancier d'une horloge est un phénomène ..., car il se répète ... à lui même au cours du ... .
Le nombre d'oscillations par seconde est la ... ; elle s'exprime en ... ; c'est l'inverse de la ... .
Un pendule pesant ou un cristal de quartz sont des ... .

2 Vrai ou faux ?

a. Le mois lunaire est la durée séparant la Nouvelle Lune et la Pleine Lune ..... V F
b. Le calendrier que nous utilisons actuellement est le calendrier grégorien ..... V F
c. Dans la Rome Antique, les riches citoyens possédaient une horloge à balancier ..... V F
d. Dans la Grèce Antique, on pouvait utiliser une horloge à eau pour contrôler le temps de parole des orateurs ..... V F

3 QCM

Indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).
a. Une clepsydre est :
☐ une horloge à eau ;
☐ un cadran solaire primitif ;
☐ une horloge de marine.
b. La fréquence d'un oscillateur de période 1 ms est :
☐ 1 Hz ; ☐ 1 mHz ; ☐ 1 kHz ; ☐ 1 MHz.
c. Quel(s) phénomène(s) peu(ven)t constituer des étalons de durée ?
☐ le pendule pesant ;
☐ les phases de la Lune ;
☐ les battements du cœur.
d. 1 jour égale :
☐ $24 \times 3\,600$ s ; ☐ 86 400 s ; ☐ 1 440 s .

4 Apprendre à rédiger

Voici la prise de notes d'un élève en cours de physique. En donner une rédaction rigoureuse.
Clepsydre : l'eau baisse ⇒ l'eau coule moins vide ⇒ nécessité d'adapter la forme.

5 Savoir-faire expérimental

En un lieu donné, la période T d'un pendule pesant vérifie la relation : $T = 2\pi\sqrt{\frac{l}{g}}$.

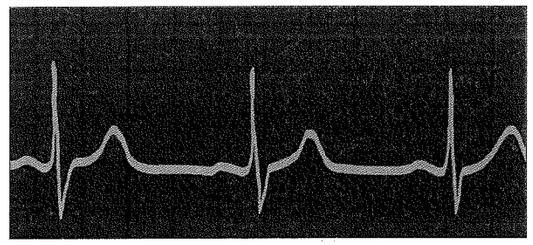
(l est la longueur du fil et g la valeur de l'intensité de la pesanteur.)
Fabriquer successivement un pendule pesant de période $T = 2{,}0$ s, $T = 1{,}5$ s et $T = 1{,}0$ s.

JE M'ENTRAÎNE

Phénomènes périodiques

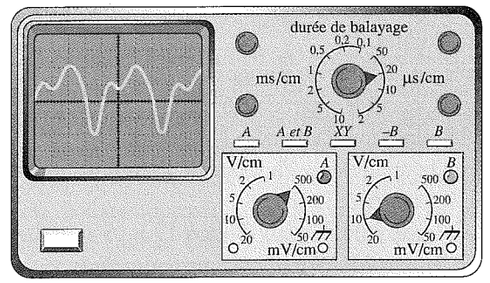
6 ◊ Albert médite devant une horloge à balancier. Il entend « tic » chaque fois que le balancier passe au plus bas de sa course. Il remarque que, lorsqu'il a entendu 60 fois tic, la grande aiguille s'est décalée d'une minute.
Quelle est la période du mouvement du balancier ?

7 ◊ La photographie ci-dessous reproduit un électrocardiogramme (1 carreau représente 0,2 s).



a. Calculer la période des pulsations cardiaques.
b. Calculer le nombre de battements par minute.

8 ◊ La figure ci-dessous représente la face avant d'un oscilloscope à l'entrée duquel est appliquée une tension périodique.



a. Quelles sont les indications utiles pour déterminer la période de la tension ?
b. Mesurer la période et la fréquence de cette tension.

9 ◊◊ Dans chacun des cas suivants, calculer en secondes la période du phénomène. Exprimer aussi, lorsque c'est utile, le résultat en utilisant le sous-multiple de la seconde le mieux adapté.
a. Vibration des branches d'un diapason portant l'indication La_3 : 440 Hz.
b. Battements cardiaques : 80 battements par minute.
c. Fréquence d'horloge d'un ordinateur : 600 MHz.
d. Vibration du cristal de quartz d'une horloge : 10^6 Hz.

EXERCICES

10 ♦♦ Dans chacun des cas suivants, calculer en hertz la fréquence du phénomène.

a. Rotation de la trotteuse d'une montre, de la grande aiguille et de la petite aiguille.

b. Rotation du pulsar de la nébuleuse du Crabe : $T = 33{,}1$ ms.

c. Rotation d'un moteur d'automobile entraîné à 5 000 tours par minute.

d. Tension du secteur, fixée en France par EDF à 20 ms.

Les unités de durée

11 ♦ Arthur a trouvé un moyen infaillible de gagner au Loto : il va remplir toutes les grilles possibles. Il a dénombré par le calcul un peu moins de 14 millions de possibilités.

En supposant qu'Arthur remplisse, sans s'arrêter, une grille toutes les 2 secondes, combien de jours lui prendra cette tache ?

12 ♦♦ Il y a, en hiver, 6 heures de décalage horaire entre Paris et New-York.

a. Pour mettre sa montre à l'heure de New-York, faut-il l'avancer ou la retarder ? Argumenter.

b. Sur un horaire de ligne de transport aérien, on trouve un avion partant de Paris à 10 h 15 min et arrivant à New-York à 12 h 35 min. Les heures indiquées sont les heures locales.

Quelle est la durée du voyage ?

c. Le « Concorde » part de Paris à 11 h. Il vole pendant 3 h 45 min avant d'atteindre New-York.

Quelle heure indique l'horloge de l'aéroport de New-York à son arrivée ?

d. Un avion part de New-York à 17 h 05 min, heure locale, et met 7 h 15 min pour atteindre Paris.

Quelle heure indique une horloge à son arrivée ?

13 ♦♦ La masse d'un atome de cuivre vaut $m = 1{,}0 \times 10^{-22}$ g.

La masse volumique du cuivre est $\rho = 8{,}9$ g · cm^{-3} ; cela signifie que la masse d'un échantillon de 1 cm^3 de cuivre est égale à 8,9 g.

Supposons qu'il existe une méthode pour compter les atomes un à un au moyen d'un ordinateur, à raison d'un milliard d'atomes par seconde.

Combien de temps mettrait l'ordinateur pour compter tous les atomes contenus dans un bouton de jeans de volume 0,50 cm^3 ?

Les calendriers

14 ♦♦ Les années du calendrier musulman sont comptées à partir du 16 juillet 622 du calendrier grégorien (date présumée de l'Hégire). Elles comptent soit 354, soit 355 jours.

a. Expliquer le choix de ce nombre, sachant que ce calendrier est dit de type « lunaire ».

b. Le mois du Ramadan est le 9^e mois du calendrier musulman. Pendant l'année 1990 du calendrier grégorien, il commençait le 28 mars. À quelle date (à un jour près) devait-il commencer pendant l'année 1991 ?

c. Calculer (à une année près) l'année du calendrier musulman correspondant à l'an 2000 du calendrier grégorien.

15 ♦♦ Le calendrier hébraïque est un système complexe présentant un cycle périodique de 19 années solaires.

a. Le calendrier hébraïque est « luni-solaire » : rechercher la signification de ce terme.

b. Calculer le nombre de mois lunaires compris dans 19 années solaires. Que remarque-t-on ?

Données : 1 an = 365,24 j ; 1 mois lunaire = 29,54 j.

16 **Exercice de correction**

Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

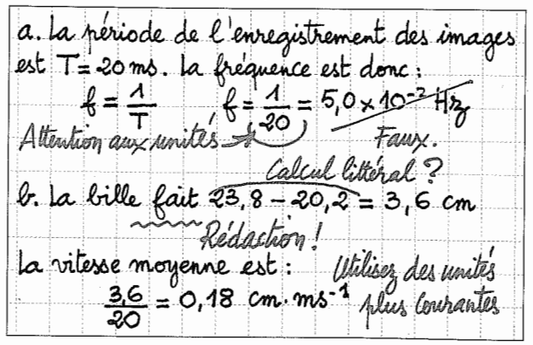
Énoncé

On filme au caméscope la chute d'une bille devant une règle graduée verticale. L'enregistrement se fait à raison d'une image toutes les 20 ms.

a. Calculer la fréquence de l'enregistrement des images.

b. En passant d'une image à la suivante, la bille passe de la graduation 20,2 cm à la graduation 23,8 cm. Quelle est la vitesse moyenne de la bille pendant la durée séparant l'enregistrement de ces deux images ?

Solution annotée d'un élève

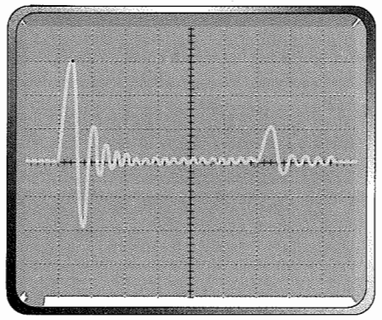


JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

17 ♦♦ Estimez combien de fois vous avez respiré depuis le début de votre vie en expliquant avec soin le raisonnement suivi.

18 ♦♦ Dans le but de déterminer la vitesse du son dans l'air, on place deux microphones à 2,00 m l'un de l'autre, tous deux dirigés vers un expérimentateur. On relie chaque microphone à l'une des voies d'un oscilloscope à mémoire. La rapidité du balayage est réglée sur le calibre 1 ms · div^{-1}. Les deux traces sont réglées au milieu de l'écran en l'absence de tension.

Lorsqu'un microphone reçoit un signal sonore, il délivre une tension qui est enregistrée sur l'oscilloscope. Le balayage horizontal se déclenche dès que le premier microphone reçoit un signal. Exploiter l'oscillogramme suivant pour calculer la vitesse du son dans l'air.



19 ♦♦♦ Décrivant une expérience avec des pendules pesants, Galilée affirme :

« ...Quant aux temps des oscillations des mobiles suspendus à des fils de différentes longueurs, des expériences répétées m'ont démontré que les longueurs des fils sont entre elles comme les carrés des temps des oscillations isolées [...] ou comme la proportion réciproque qu'ont les carrés des nombres des oscillations qui se font dans le même temps ».

a. Que dirait-on aujourd'hui à la place de « temps des oscillations isolées » ?

b. Que dirait-on à la place du « nombre d'oscillations qui se font dans le même temps » ?

c. Mettre sous la forme d'une équation mathématique les deux phrases extraites.

d. La période d'un penduie simple de longueur 1,0 m est très voisine de 2,0 s. D'après le texte, quelle longueur devrait avoir un pendule simple pour que sa période soit égale à 4,0 s ?

EXERCICE À CARACTÈRE EXPÉRIMENTAL

20 ♦♦ On veut réaliser un chronomètre à eau. Pour cela, on perce le fond d'une bouteille cylindrique en matière plastique, on la remplit d'eau et on la gradue en repérant le niveau de l'eau toutes les minutes.

La hauteur h de liquide écoulé est donné par le tableau suivant :

t (min)	1	2	3	4	5	6	7	8
h (cm)	4,1	7,6	11,0	13,6	15,6	17,7	18,9	20,0

a. Faire un schéma du dispositif à l'échelle 1 cm sur le dessin pour 2 cm de hauteur et représenter les graduations.

b. Quel est l'inconvénient de ces graduations ?

c. Quelle forme devrait avoir approximativement la bouteille pour éviter cet inconvénient ?

d. On recueille l'eau s'écoulant de la bouteille dans un récipient cylindrique. On veut graduer ce récipient en minutes. Faire un schéma en représentant l'allure de la disposition des graduations.

EXERCICE À CARACTÈRE DOCUMENTAIRE

21 ♦♦♦ **De Jules César à Grégoire XIII**

Lire ▶ p. 113 ● répondre aux questions

a. Les calendriers julien et grégorien sont dits « calendriers solaires ». Justifier cette appellation.

b. Quelle modification a apporté le calendrier grégorien au calendrier julien ?

c. D'après les données du texte, calculer, à deux jours près, la date approximative de l'équinoxe de printemps en l'année 1582. Le résultat est-il en accord avec la décision de Grégoire XIII ?

d. Pourquoi la révolution russe d'octobre 1917 a-t-elle commencé le 6 novembre ?

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

L'expédition organisée par Magellan (tué au cours du voyage) termina son tour du monde (d'est en ouest) le samedi 6 septembre 1522. Le livre de bord, tenu journellement, portait alors la date du « vendredi 5 septembre ». Comment expliquer cet écart ?

PARTIE 3

L'AIR QUI NOUS ENTOURE

Respirer nous apparaît comme une opération naturelle, que nous accomplissons sans réfléchir. Mais pour ce nageur en plein effort, remplir d'air ses poumons n'est pas si simple!

SOMMAIRE

Chapitre 10 **État gazeux et pression d'un gaz** 121

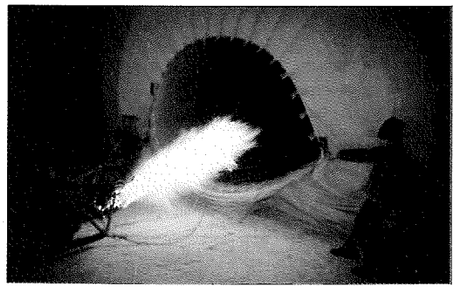
Chapitre 11 **Agitation thermique et température** 133

Chapitre 12 **Un modèle : le gaz parfait** 145

Les acquis du collège

SAVOIRS

- L'air est constitué de **molécules**; c'est principalement un mélange de molécules de dioxygène et de molécules de diazote (présentes en très grande majorité).
- Dans l'air, les molécules sont continuellement en mouvement rapide ; ce mouvement est désordonné à cause des chocs des molécules sur d'autres molécules ou sur les parois du récipient qui contient le gaz.
- L'air n'a pas de volume propre; il occupe la totalité du volume qui lui est offert. On dit qu'il est **expansible**.
- L'air est **compressible**; cela signifie qu'on peut diminuer son volume.
Quand on diminue le volume d'une quantité déterminée d'air, sa pression augmente.
- L'air est **élastique**; cela signifie qu'une certaine quantité de gaz tend à revenir spontanément à son volume initial, qu'elle ait été comprimée ou détendue.
- L'unité SI de pression est le pascal (Pa).


La montgolfière s'élève grâce à de l'air chaud.

SAVOIR-FAIRE

Expérimentaux

- La pression d'un gaz se mesure avec un **manomètre**.
- Le volume d'un gaz peut être mesuré dans une seringue graduée.
- La température est repérée par des **thermomètres**. Les thermomètres usuels utilisent la dilatation d'un liquide (mercure ou alcool) ; ils donnent la valeur de la température en degrés Celsius (°C).
- La compressibilité d'un gaz peut être mise en évidence avec une pompe à vélo.

Théoriques

- L'air a une masse ; la masse d'un volume V d'air s'obtient en multipliant ce volume par la masse volumique ρ de l'air :

$$m = \rho V \quad \begin{cases} V \text{ en litres (L)} \\ \rho \text{ en g} \cdot \text{L}^{-1} \\ m \text{ en grammes (g)} \end{cases}$$

- Le nombre de molécules d'un gaz est le même quel que soit le volume de ce gaz et quelle que soit la pression de ce gaz.

État gazeux et pression d'un gaz

CHAPITRE 10

OBJECTIFS

SAVOIRS

- Savoir que les gaz sont constitués de molécules en mouvement.
- Savoir que l'état d'un gaz peut être décrit par des grandeurs macroscopiques comme :
  - sa température
  - son volume
  - sa quantité de matière (en mol)
  - sa pression.
- Connaître l'unité légale de pression.
- Savoir interpréter la force pressante sur une paroi par un modèle microscopique de la matière.

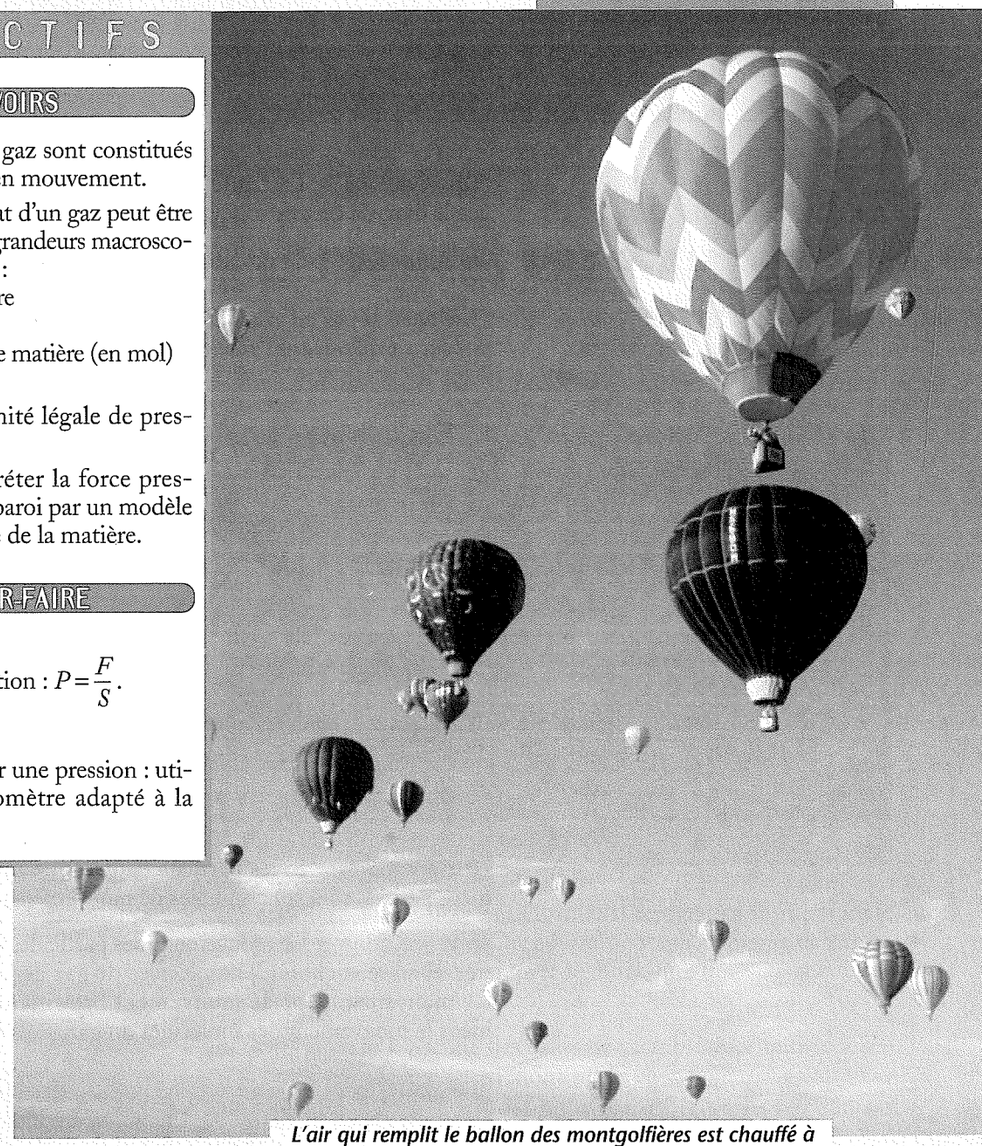
SAVOIR-FAIRE

Théoriques

- Utiliser la relation : $P = \frac{F}{S}$.

Expérimentaux

- Savoir mesurer une pression : utiliser un manomètre adapté à la mesure.


L'air qui remplit le ballon des montgolfières est chauffé à l'aide d'un brûleur. Grâce à la pression de l'air chaud, le ballon se gonfle et les montgolfières s'élèvent dans le ciel.

1 DESCRIPTION D'UN GAZ À L'ÉCHELLE MICROSCOPIQUE

1.1. Deux gaz se mélangent

expérience

Pour le professeur :

- Disposer un flacon contenant du dioxyde d'azote, gaz roux, au-dessus d'un flacon contenant de l'air en séparant leurs ouvertures par une feuille de papier.
- Retirer la feuille de papier entre les flacons (fig. 1a).
- Recommencer l'expérience en inversant la position des deux flacons (fig. 1b).

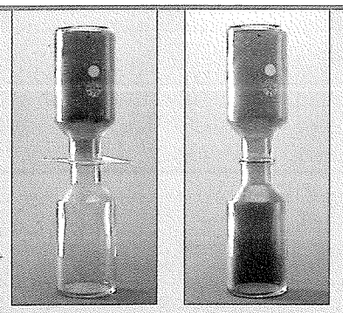


Fig. 1a. Le dioxyde d'azote et l'air se mélangent rapidement.

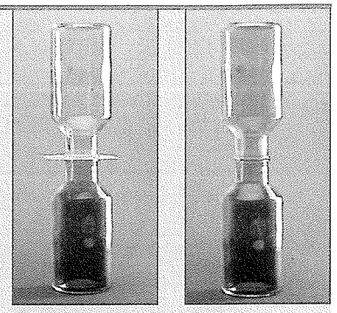


Fig. 1b. Les gaz se mélangent mais plus lentement.

Observations ▶ La teinte rousse se répand dans les deux flacons, que le dioxyde d'azote soit au-dessus ou au-dessous par rapport à l'air.

Interprétation ▶ Les molécules de dioxyde d'azote se déplacent.

Les molécules d'un gaz sont en mouvement. Ce mouvement ne peut pas être expliqué par l'effet de la pesanteur.

1.2. Le mouvement brownien

expérience

- Mettre une chambre à fumée (c'est une capsule contenant de l'air et de la fumée) sur le porte-objet d'un microscope.
- Visualiser à l'aide d'une caméra le mouvement des particules de fumée sur un écran de télévision (fig. 2).

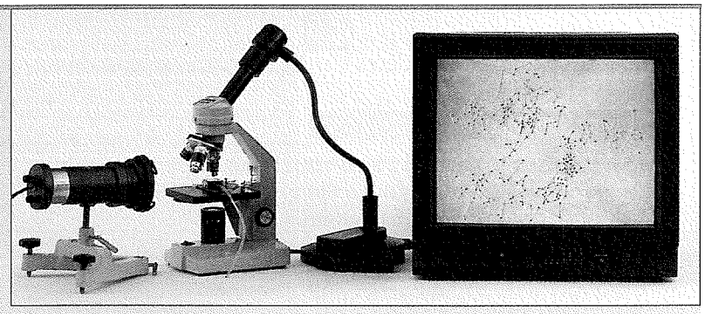


Fig. 2. En rouge, le trajet suivi par quelques particules de fumée.

Observations ▶ Si les particules solides de fumée sont suffisamment petites, elles sont animées de mouvements désordonnés.

Interprétation ▶ Le mouvement des particules de fumée est dû aux très nombreux chocs des molécules de gaz de la chambre sur elles. Ce mouvement, appelé **mouvement brownien,** montre indirectement le mouvement des molécules du gaz.

Le mouvement brownien d'une petite particule solide introduite dans un gaz est provoqué par l'agitation des molécules de ce gaz.

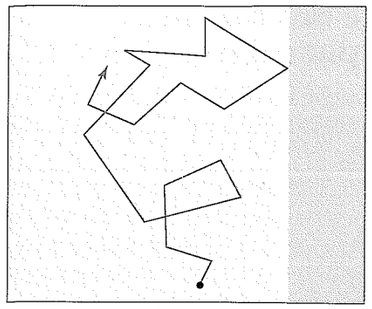


Fig. 3. Exemple de trajectoire d'une molécule dans un gaz. Chaque changement de direction est dû à un choc avec une autre molécule ou avec la paroi.

1.3. L'agitation moléculaire

Au niveau microscopique, le comportement d'un gaz peut être modélisé comme suit (fig. 3).

- Les gaz sont constitués de molécules très petites et très éloignées, en moyenne, les unes des autres.
- Ces molécules se déplacent à très grande vitesse. Leur mouvement est rectiligne en l'absence d'obstacle.
- Des chocs peuvent se produire soit sur d'autres molécules du gaz, soit sur les parois du récipient contenant le gaz.
- L'agitation a lieu dans toutes les directions. Le gaz occupe tout l'espace offert : il est expansif.

EXEMPLES :

– La vitesse moyenne des molécules de diazote et de dioxygène de l'air que nous respirons est de 500 $m \cdot s^{-1}$ environ.

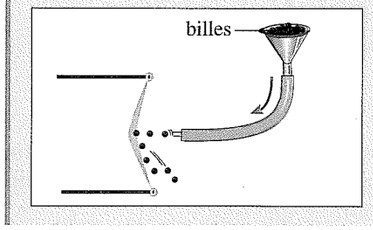
– Dans les conditions usuelles, le nombre de chocs subis par une molécule d'un gaz pendant 1 seconde est de l'ordre de 10^8 à 10^9.

2 LES FORCES PRESSANTES

2.1. Chocs sur une paroi

expérience

- Tendre verticalement une pièce de tissu (fig. 4, à gauche).
- Faire s'écouler de petites billes de plomb de manière à avoir l'écoulement le plus régulier possible (fig. 4, à droite).



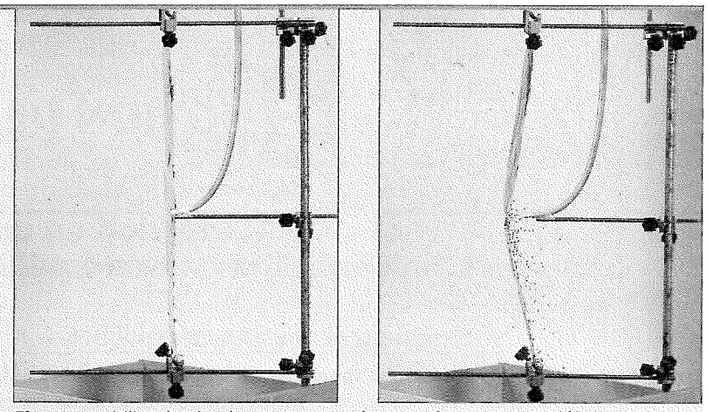


Fig. 4. Les billes de plomb exercent une force sur le tissu qui se déforme.

Observations ▶ Le tissu se déforme. Il reprend sa forme initiale dès que l'écoulement cesse. On pourrait obtenir la même déformation temporaire si on exerçait, avec le doigt, une force constante sur le tissu.

Interprétation ▶ Chacune des billes de plomb exerce individuellement une force sur le tissu au moment du choc.
Statistiquement, si le débit des billes est suffisant, leur action est équivalente à celle d'une force unique et constante.

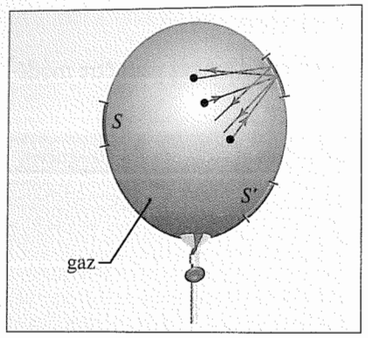


Fig. 5. Ballon de baudruche gonflé. Sa forme est due aux forces pressantes exercées par l'air contenu dans le ballon.

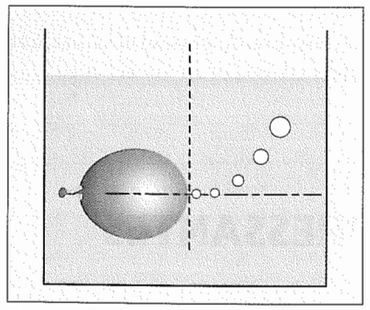


Fig. 6. Ballon de baudruche troué plongé dans l'eau. L'air s'échappe perpendiculairement à la paroi.

2.2. Mise en évidence des forces pressantes exercées par un gaz

Considérons un ballon de baudruche gonflé avec de l'air (fig. 5). Pourquoi a-t-il une forme bien déterminée alors que, s'il n'est pas gonflé, il reste flasque et sans forme ?

On explique facilement la forme caractéristique du ballon gonflé en admettant que sur chaque élément de surface interne du ballon (tels que S, S'...), l'air intérieur exerce une force, appelée **force pressante,** qui contribue à lui donner une certaine rigidité. Cette force pressante résulte du bombardement de l'élément de surface par les molécules des gaz constituant l'air comme, à la figure 4, la force s'exerçant sur le tissu résulte du choc des billes de plomb.

Une surface en contact avec un gaz est soumise à un très grand nombre de chocs des molécules du gaz (aspect microscopique). Il en résulte, sur cette surface, une force appelée force pressante (aspect macroscopique).

2.3. Direction des forces pressantes

Si on plonge un ballon gonflé dans un récipient rempli d'eau et qu'on perce le ballon avec une épingle, les bulles d'air s'échappent perpendiculairement au plan tangent au ballon passant par le trou (fig. 6).

La force pressante qu'un gaz exerce sur un élément de surface en contact avec lui est perpendiculaire à cette surface. Elle est orientée du gaz vers la surface.

3 NOTION DE PRESSION

3.1. Pression en un point d'un gaz en équilibre

A. Gaz en équilibre

Un gaz est dit en équilibre si ses molécules ne sont pas animées d'un mouvement d'ensemble (exemple de mouvement d'ensemble : un écoulement dans une canalisation).

B. Définition

La pression P exercée par un gaz en équilibre sur une paroi est égale à la force pressante F des molécules divisée par la surface S de la paroi.

$$P = \frac{F}{S}$$

P en pascals (Pa)
F en newtons (N)
S en mètres carrés (m^2)

POINT HISTOIRE

BLAISE PASCAL (1623-1662)

L'unité légale de pression porte le nom du mathématicien, physicien et philosophe Blaise Pascal qui, le premier, a mesuré la pression atmosphérique.

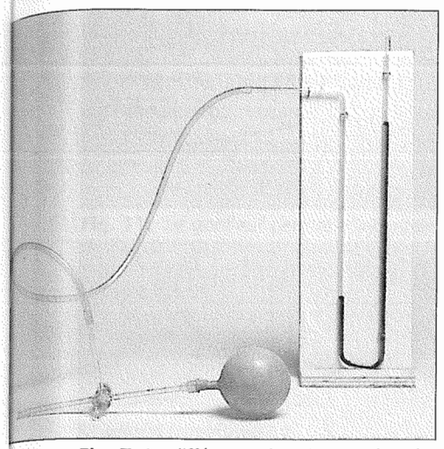


Fig. 7. La différence des niveaux dans les deux branches du tube montre que la pression du gaz à l'intérieur du ballon est supérieure à la pression de l'air à l'extérieur du ballon.

C. Unités de pression

L'unité légale de pression est le **pascal**, de symbole **Pa.** Une pression de 1 Pa est la pression exercée sur une surface de 1 m^2 par une force de 1 N perpendiculaire à cette surface.

Le pascal est une petite unité. Dans l'industrie, on utilise comme unité pratique de pression le bar : **1 bar = 10^5 Pa.** En météorologie, l'unité de pression la plus courante est l'hectopascal : **1 hPa = 100 Pa.**

3.2. La pression atmosphérique

• L'atmosphère terrestre est constituée d'un mélange gazeux : l'air, formé essentiellement de dioxygène et de diazote. La pression de l'air qui nous entoure s'appelle la **pression atmosphérique.**

Elle est voisine de **1 bar** au niveau du sol soit, en météorologie, **1 000 hPa.** Elle diminue avec l'altitude.

• Reprenons l'exemple du ballon de baudruche : la pression atmosphérique s'exerce sur la surface de son enveloppe extérieure. Elle s'exerce aussi sur la surface libre de l'eau contenue dans les branches d'un tube en U. Si on relie l'une des branches du tube au ballon, la différence du niveau d'eau dans les deux branches met en évidence la différence de pression entre le gaz à l'intérieur du ballon et le gaz à l'extérieur du ballon (fig. 7).

EXERCICE RÉSOLU

Pression et forces pressantes

Énoncé

Après un vide partiel, il règne à l'intérieur d'un bidon une pression de 0,2 bar.

À l'extérieur du bidon, la pression atmosphérique vaut 1 bar.

Calculer la force pressante exercée sur une face du bidon de dimensions 10 cm × 20 cm :

a. par le gaz à l'intérieur du bidon ;

b. par l'air à l'extérieur.

Solution

a. Force pressante exercée par le gaz à l'intérieur :

$F_{gaz/face} = P \times S$ (avec P en pascals).

$F_{gaz/face} = 0{,}2 \times 10^5 \times 0{,}20 \times 0{,}10 = \mathbf{4 \times 10^2\ N}$.

b. Force pressante exercée par l'air extérieur :

$F_{air/face} = 1 \times 10^5 \times 0{,}20 \times 0{,}10 = \mathbf{2 \times 10^3\ N}$.

Attention aux unités : dans les calculs P doit être en Pa et S en m^2.

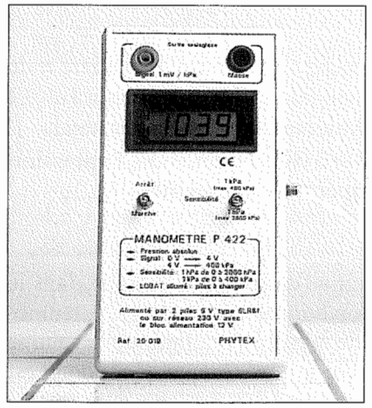


Fig. 8. Sous l'effet d'une force pressante, la résistance d'un semi-conducteur varie : c'est l'effet piézorésistif.

3.3. Mesure de la pression d'un gaz

A. L'appareil de mesure : le manomètre

Les **manomètres** absolus donnent la pression du gaz par rapport au vide (fig. 8).

Les manomètres relatifs, comme le tube en U de la figure 7, indiquent la pression par rapport à la pression atmosphérique.

Les **baromètres** mesurent la pression atmosphérique : ce sont des manomètres absolus.

B. Pratique de la mesure

• Pour des gaz **en équilibre**, la pression est **indépendante de l'orientation** du capteur de pression.

• **La pression d'un gaz est la même en tout point d'un récipient** à condition que la hauteur de ce dernier ne soit pas trop grande.

4 PARAMÈTRES DONT DÉPEND LA PRESSION D'UN GAZ

4.1. Mise en évidence expérimentale

Pour étudier une grandeur dépendant de plusieurs paramètres, on fait varier **un seul paramètre à la fois** en veillant à garder **tous les autres paramètres constants.**

A. La température

expérience

- Fermer hermétiquement un flacon rempli d'air après y avoir introduit les capteurs de pression et de température.
- Mesurer la température et la pression de l'air (fig. 9a).
- Réchauffer l'air emprisonné dans le flacon.
- Mesurer de nouveau la température et la pression de l'air (fig. 9b).

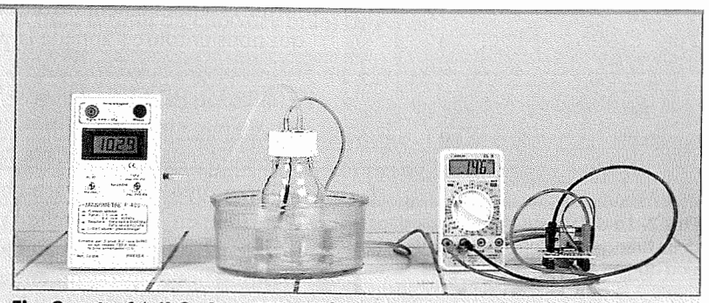
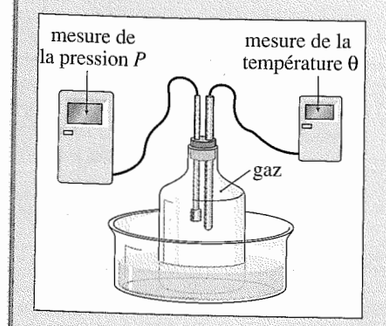


Fig. 9a. $\theta = 14{,}6°\,C$; $P = 1{,}029 \times 10^5$ Pa.



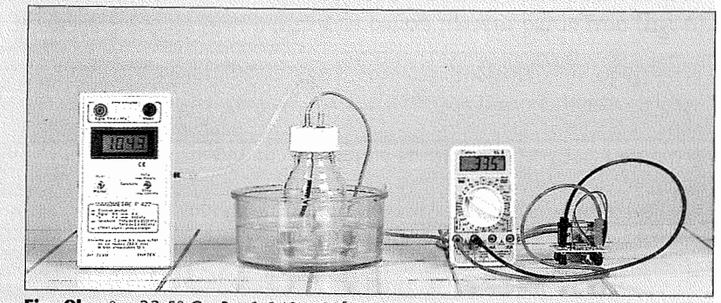


Fig. 9b. $\theta = 33{,}5°\,C$; $P = 1{,}043 \times 10^5$ Pa.

Observations ▶ Quand on augmente la température de l'air à l'intérieur du flacon, on relève une augmentation de sa pression.
Or :
– le flacon est fermé hermétiquement : la quantité de matière n de l'air emprisonné est constante ;
– la paroi du flacon est rigide : le volume V de l'air est constant.
À quantité de matière constante et à volume constant, la pression d'un gaz augmente quand sa température augmente.

B. Le volume

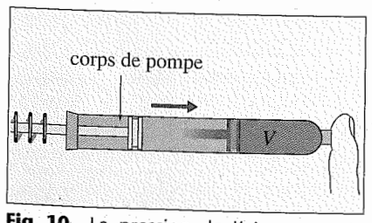


Fig. 10. La pression de l'air augmente quand on diminue son volume.

Une quantité de matière déterminée de gaz est contenue dans le corps de la pompe (fig. 10) que l'on bouche avec le doigt. À température constante (la température de la pièce), on diminue le volume de l'air en appuyant sur le piston. On se rend compte que le doigt est alors fortement repoussé parce que la pression de l'air a augmenté.
À quantité de matière constante et à température constante, la pression d'un gaz augmente quand son volume diminue.

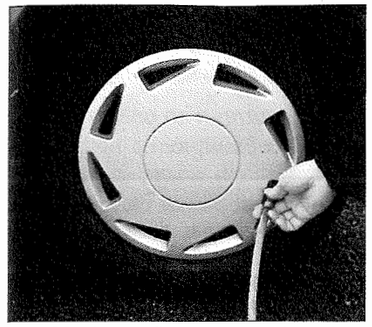


Fig. 11. Le gonfleur permet d'introduire de l'air dans le pneu et ainsi de régler la pression intérieure à la valeur indiquée par le constructeur.

C. La quantité de matière

Dans une station-service, on peut gonfler un pneu de voiture (fig. 11) et contrôler la pression de l'air contenu dans le pneu.
Le volume du pneu est pratiquement constant et l'air reste à la température de l'atmosphère si on opère lentement.
Plus on fait pénétrer d'air dans la chambre à air, plus la pression dans la chambre à air augmente.
À volume constant et à température constante, la pression d'un gaz augmente avec sa quantité de matière.

4.2. Conclusion sur la pression d'un gaz

- La pression d'un gaz est une **grandeur macroscopique** traduisant les chocs moléculaires sur une surface de contact avec le gaz.
- La température, le volume et la quantité de matière d'un gaz sont les grandeurs macroscopiques dont dépend la pression de ce gaz.
- Les quatre grandeurs température, volume, quantité de matière et pression relatives au gaz permettent de décrire l'état du gaz. On leur donne le nom de **variables d'état.**

L'ESSENTIEL

■ Les molécules d'un gaz se déplacent à très grande vitesse et peuvent entrer en collision avec d'autres molécules et avec les parois du récipient qui contient le gaz.
Dans les conditions usuelles, il y a environ 10^8 chocs d'une molécule par seconde.

■ La **pression** d'un gaz sur une paroi est due aux chocs des molécules du gaz sur la paroi.
La **force pressante** qui en résulte est perpendiculaire à la paroi.
La pression est numériquement égale à la valeur de cette force par unité de surface :

$$P = \frac{F}{S}$$

P : pression en pascals (Pa)
F : force pressante en newtons (N)
S : surface en m^2.

■ La pression est une **grandeur macroscopique** caractéristique de l'état d'un gaz.

■ L'unité légale de pression est le **pascal** (Pa).
Le bar est une unité pratique de pression :
$1\ bar = 10^5\ Pa$.
En météorologie, on utilise l'hectopascal :
$1\ hPa = 10^2\ Pa$.

■ La pression dans un gaz se mesure avec un **manomètre** ; la pression atmosphérique avec un **baromètre**.

■ La pression dans un gaz dépend de sa température, de son volume et de sa quantité de matière. Ces quatre grandeurs macroscopiques, appelées variables d'état, permettent de décrire l'état du gaz.

Mots-clés

- agitation moléculaire
- pression
- bar
- force pressante
- pascal
- manomètre

▶Voir Lexique page 332

L'ATMOSPHÈRE DES PLANÈTES ET DES SATELLITES

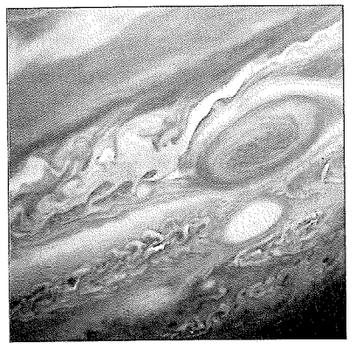
Dans le système solaire, certaines planètes ont une atmosphère, alors que d'autres n'en ont pas. En outre, la composition de l'atmosphère varie d'une planète à l'autre. Pourquoi ?

Atmosphère, atmosphère ...

Les molécules de gaz sont animées de très grandes vitesses et se déplacent dans toutes les directions. Sur un corps céleste, il n'existe aucune paroi pour les emprisonner. Les molécules peuvent donc s'échapper dans l'espace interplanétaire, laissant penser que tout astre perdra petit à petit son atmosphère.
Mais parmi les neuf planètes du système solaire, seules Mercure et Pluton sont dépourvues d'atmosphère. Un autre phénomène, la gravité, vient compenser cette fuite. Lorsque la masse de la planète ou du satellite est suffisante (la Terre, Vénus, Mars, Jupiter, Titan...), la pesanteur retient les molécules de gaz.
La pesanteur diminue en s'éloignant de la planète, et les deux phénomènes entrent alors en compétition. En conséquence, la densité des molécules gazeuses, et donc la pression, diminuent avec l'altitude, la hauteur de l'atmosphère étant petite par rapport au rayon de l'astre.

Telluriques ou gazeuses ?

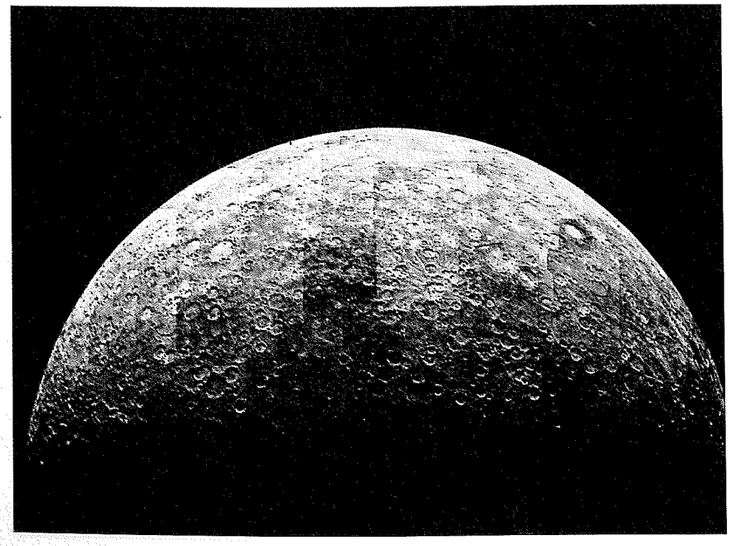
Lorsque les planètes se sont constituées, les éléments les plus abondants étaient l'hélium et l'hydrogène, sous forme gazeuse.



La tache rouge sur Jupiter est un énorme cyclone vieux de trois siècles !

Près du Soleil, ces gaz ont atteint des vitesses tellement grandes qu'ils ont quitté le système solaire avant la formation des planètes. C'est pourquoi les planètes Mercure, Vénus, Mars et la Terre ont une surface solide, et ne contiennent plus de dihydrogène et pratiquement pas d'hélium dans leur atmosphère.
Plus loin du Soleil, les vitesses étaient moins grandes et les gaz n'ont pu s'échapper. Les planètes extérieures (Jupiter, Saturne, Uranus, Neptune) contiennent encore l'hélium et l'hydrogène de la nébuleuse primitive ; ce sont des planètes gazeuses composées à 99 % de ces éléments ; on y passe sans discontinuité de leur surface à leur atmosphère.

Mercure n'a pas d'atmosphère car la gravité y est trop faible pour retenir des molécules de gaz.



Un cas à part : la Terre

La composition de l'atmosphère terrestre est unique dans le système solaire.
- la Terre : 21 % de dioxygène, 78 % de diazote.

La photosynthèse chlorophylienne a modifié l'atmosphère terrestre.

- Vénus : 96 % de dioxyde de carbone, 3 % de diazote.
- Mars : 95 % de dioxyde de carbone.

Initialement, les compositions des atmosphères de ces trois planètes étaient semblables, mais l'apparition de la vie sur Terre y a considérablement modifié le pourcentage de dioxyde de carbone.

Exploitation ▸p. 132 ● ex. 25

Courbe d'étalonnage d'un altimètre

Énoncé

La pression atmosphérique diminue avec l'altitude. Le tableau ci-dessous donne la valeur de la pression en bars entre 0 et 7 km d'altitude.

h (km)	0	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0	6,0	7,0
P (bar)	1,00	0,88	0,78	0,69	0,60	0,53	0,46	0,40

a. Quelle hypothèse peut-on faire sur la masse volumique de l'air pour expliquer la diminution de la pression avec l'altitude ?

b. Tracer le graphique donnant les variations de la pression en fonction de l'altitude.

c. Le baromètre d'un ballon sonde météorologique indique une pression de 520 hPa. À quelle altitude se trouve le ballon sonde ? Quel nom peut-on donner à l'appareil de mesure constitué du baromètre et de la courbe d'étalonnage ?

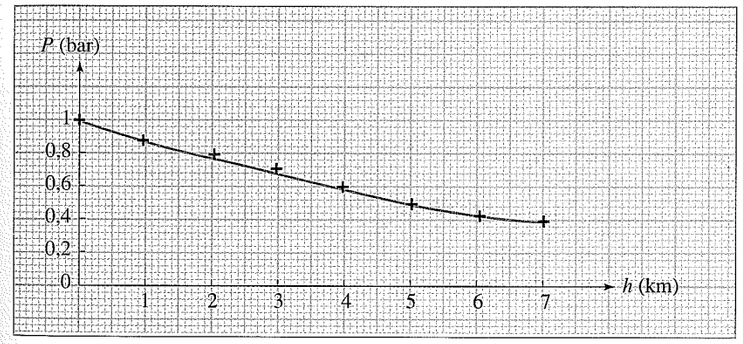
d. L'enveloppe élastique du ballon est conçue pour résister jusqu'à environ 7 km d'altitude. Au cours de l'ascension, la pression à l'intérieur du ballon diminue plus lentement que la pression atmosphérique. Expliquer pourquoi le volume du ballon augmente pendant l'ascension et pourquoi l'enveloppe éclate.

e. Les enregistrements du ballon sont récupérés au sol. La pression la plus petite mesurée a pour valeur 410 hPa . Cette valeur paraît-elle cohérente ? Justifier.

Solution

a. Avec l'altitude, l'air se raréfie et donc sa masse volumique diminue. La pression diminue, car au niveau microscopique, le nombre de chocs sur la paroi du capteur est plus petit.

b. Graphique donnant les variations de la pression en fonction de l'altitude.



c. Quand la pression est 520 hPa, soit 0,520 bar, on lit sur la courbe que l'altitude vaut environ 5,1 km. On a réalisé un altimètre.

d. Le ballon est fermé et son enveloppe est élastique.
La pression extérieure diminue plus rapidement que la pression intérieure au cours de l'ascension. Les forces pressantes extérieures s'opposent donc de moins en moins aux forces pressantes intérieures.
Le ballon devient de plus en plus volumineux et finit par éclater sous l'effet des forces pressantes intérieures.

e. La pression la plus basse mesurée correspond à l'altitude la plus haute atteinte. On lit sur la courbe que l'altitude correspondant à 410 hPa est 6,8 km. Le ballon est bien monté à environ 7 km d'altitude ; cette valeur est cohérente par rapport aux données de l'énoncé.

Commentaires

C'est l'interprétation microscopique de la pression qu'il faut prendre en compte.

Choisir une échelle simple et telle que le graphique occupe au mieux la largeur de la feuille de papier millimétré.
Ne pas relier les points deux à deux avec une règle mais tracer la courbe à main levée en passant « au mieux » par les points.

Il faut savoir passer de la pression aux forces pressantes et inversement.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

Les molécules d'un gaz se déplacent à grande ... .
Entre deux chocs, elles ont un mouvement ... .
La pression dans un gaz est due aux ... des molécules sur une paroi. Ils donnent naissance à une force ... .
Cette force a une direction ... à la paroi.
Pour un gaz en équilibre dans un flacon, la pression est la même en tout ... du gaz.
L'unité légale de pression est le ... . Dans l'industrie, on utilise le ... .

2 Vrai ou faux ?

a. Le mouvement brownien traduit le mouvement des molécules d'un gaz ..... V F
b. La pression est due au poids des molécules sur les parois ..... V F
c. La pression d'un gaz en équilibre dépend de l'orientation du capteur de pression ..... V F
d. Pa est le symbole du pascal, unité légale de pression ..... V F
e. Une pression de 3 bars produit sur une surface de 50 cm^2 une force pressante de 1 500 N ..... V F

3 QCM

a. La pression d'un gaz est due :
☐ aux chocs des molécules sur les parois ;
☐ au poids des molécules ;
☐ à la forme du récipient.
b. La relation entre le pascal et le bar est :
☐ 1 Pa = 10^5 bars ; ☐ 1 bar = 10^5 Pa.
c. La relation entre la pression, la force pressante et la surface est :
☐ $P = F \times S$; ☐ $F = P \times S$.

4 Apprendre à rédiger

Quels sont les variables dont dépend la pression d'un gaz ? Sur un exemple, montrer avec rigueur l'effet de l'un de ces paramètres sur la pression.

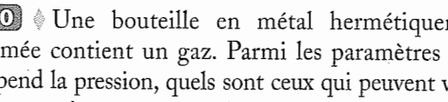
5 Savoir-faire expérimental

Un élève veut mesurer la pression atmosphérique en haut d'une colline.
a. Doit-il prendre avec lui un manomètre relatif ou un manomètre absolu ?
b. Comment doit-il diriger la prise du capteur : vers le ciel, vers le sol, à l'horizontale ... ?
Justifier les réponses.

JE M'ENTRAÎNE

L'agitation moléculaire

6 ♦ Dans la première expérience du cours (fig. 1), faire un schéma avant et après le retrait de la feuille séparatrice en représentant les molécules qui constituent les gaz par les modèles compacts suivants :



NO_2 O_2 N_2

On admettra que le dioxyde d'azote est pur et que l'air n'est constitué que de dioxygène et de diazote.

7 ♦ Kevin ouvre un flacon de parfum dans un coin de la salle de classe. Les parfums contiennent des essences volatiles. Très vite, l'odeur se répand dans toute la salle.
a. Expliquer pourquoi l'odeur peut atteindre l'autre extrémité de la salle.
b. Quelle propriété des gaz est mise en évidence ?
c. Faire un schéma montrant un chemin possible suivi par une molécule entre le flacon et le nez d'un élève.

8 ♦ **a.** Comment l'agitation moléculaire peut-elle expliquer le caractère expansif des gaz ?
b. Décrire le mouvement d'une molécule de dioxygène dans la salle de classe.

9 ♦ Pourquoi le mouvement brownien met-il en évidence l'agitation moléculaire dans un gaz ? En serait-il de même dans un liquide ? Dans un solide ?

Pression et force pressante

10 ♦ Une bouteille en métal hermétiquement fermée contient un gaz. Parmi les paramètres dont dépend la pression, quels sont ceux qui peuvent varier et ceux qui sont constants ?

11 ♦ Une seringue dont l'extrémité est bouchée contient de l'air. Quels sont les paramètres dont dépend la pression qui peuvent varier et ceux qui sont constants ?

12 ♦ Un gaz est enfermé dans une bouteille dont les parois sont souples. Indiquer divers moyens permettant d'augmenter sa pression.

13 ♦ La pression atmosphérique dite « normale » vaut $1{,}013 \times 10^5$ Pa. Donner sa valeur en bars.

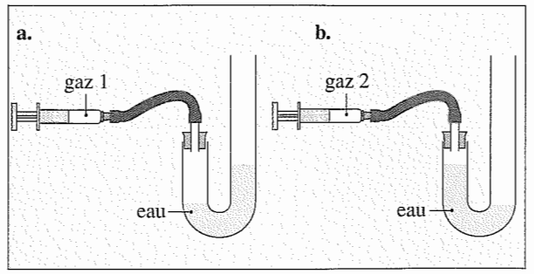
14 ♦ **a.** La pression indiquée par un constructeur automobile pour le gonflage des pneumatiques d'un véhicule est de 2,3 bar « par rapport à la pression atmosphérique ».
a. Exprimer cette valeur en pascals.
b. Quelle est la pression de l'air dans le pneumatique ? On prendra pour valeur de la pression atmosphérique normale 1 013 hPa.
c. Pourquoi le constructeur précise-t-il que la pression de gonflage doit être vérifiée à froid ?

15 ♦ Un capteur de pression mesure une pression de 1,3 bars dans un auto-cuiseur (cocotte-minute).
a. Quelle est la valeur de la force pressante exercée par la vapeur sur le couvercle de surface 5,3 dm^2 ?
b. Pourquoi ce type d'appareils de cuisson est-il équipé d'une soupape de sécurité dont il faut vérifier le bon fonctionnement périodiquement ?

16 ♦ On gonfle un ballon de rayon 15 cm sous une pression de 1,8 bar.
Quelle est la valeur de la force pressante exercée par l'air du ballon sur 1 cm^2 de sa paroi ?

17 ♦ Le communiqué météorologique du jour annonce une pression de 1 030 hectopascals (hPa).
a. Calculer la valeur de la force pressante exercée sur une vitre de la salle de classe dont la surface est 3,5 m^2.
b. Pourquoi cette vitre ne se brise-t-elle pas sous l'action de cette force ?
c. Convertir cette pression en bars.

18 ♦♦ Deux seringues contenant chacune un gaz sont reliées à l'une des branches d'un tube en *U* contenant de l'eau, l'autre branche étant en contact avec l'air atmosphérique. Les niveaux d'eau dans les branches sont indiqués sur le schéma.



Le piston est bloqué. Que peut-on dire de la pression du gaz dans chacun des cas précédents ?

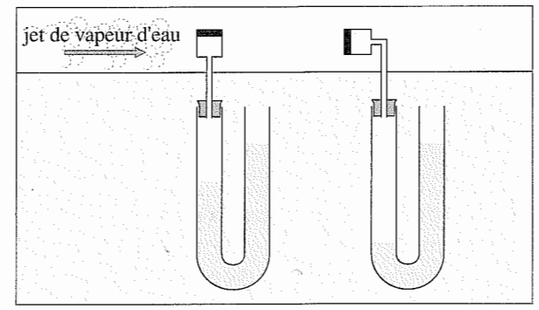
EXERCICE À CARACTÈRE EXPÉRIMENTAL

19 ♦♦ On remplit au robinet une bouteille d'eau en plastique, puis on fait un trou d'épingle vers le bas. On observe une fuite au niveau du trou.
On rebouche alors la bouteille : la fuite cesse, malgré le trou. Expliquer pourquoi. Trouver en chimie un matériel qui fonctionne de la même manière.

20 ♦♦ Faire le schéma du montage permettant d'effectuer une filtration en chimie.
Comment peut-on faire pour accélérer la filtration ?

JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

21 ♦♦♦ Des capteurs de pression ont été installés dans une canalisation où circule de la vapeur d'eau comme l'indique le schéma suivant.

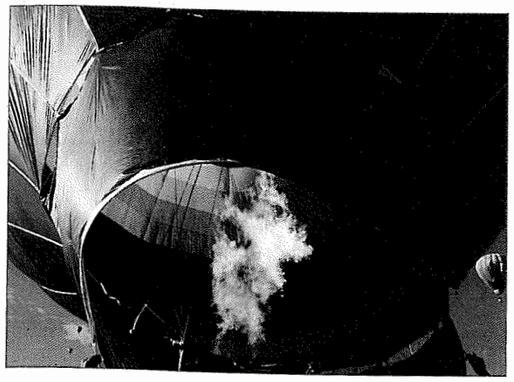


a. Observer et décrire l'expérience.
b. Mettre les observations en relation avec le cours pour faire ressortir les analogies ou les différences.

22 ♦♦♦ La pression atmosphérique diminue quand l'altitude augmente.
a. Expliquer pourquoi, dans les avions, les cabines des passagers sont pressurisées (maintenues à la pression atmosphérique), et pas les soutes à bagages.
b. Un avion peut-il encore voler à une altitude où la pression atmosphérique est négligeable ? Justifier.
c. En est-il de même pour une navette spatiale ? Justifier la réponse.
d. Avant chaque décollage, l'hôtesse de l'air effectue la démonstration du fonctionnement du masque à oxygène. Quel accident rendrait l'utilisation du masque nécessaire ?
e. Avant le décollage, le personnel vérifie la fermeture des portes. Pourquoi cette opération est-elle très importante ? Qu'arriverait-il si une porte était mal fermée ?

23 ♦♦♦ Les élèves d'une classe désirent réaliser des expériences pour comprendre la raison de l'ascension des montgolfières.

Ils savent que pour une montgolfière le ballon est gonflé avec de l'air chaud et que l'on continue à chauffer l'air pendant l'ascension.



Ils disposent de capteurs de température et de pression, de ballons en verre dont certains sont surmontés d'un tube coudé contenant un liquide coloré et de ballons en caoutchouc.

a. Les élèves s'interrogent d'abord sur la valeur de la pression à l'intérieur du ballon par rapport à valeur de la pression à l'extérieur de celui-ci.
La forme du ballon leur donne la réponse. Quelle est cette réponse ?
Avec le matériel disponible, proposer une expérience simple de vérification.

b. Dans un deuxième temps, les élèves veulent comprendre le rôle du chauffage sur la pression de l'air dans le ballon.
Ils introduisent un capteur de pression dans un ballon en verre et ferment ensuite hermétiquement celui-ci.
Un élève chauffe le ballon avec les mains.
Qu'observe-t-on ? Cette expérience reproduit-elle les conditions de la réalité ?

c. La montgolfière est soumise à son poids exprimé par $P = mg$ (avec $m = m_{\text{nacelle}} + m_{\text{ballon}} + m_{\text{air}}$) et à la poussée d'Archimède.
(La poussée d'Archimède est une force verticale dirigée vers le haut de valeur F_A. Cette valeur est proportionnelle au volume V de la montgolfière, qui reste constant pendant le vol).
À quelle condition la montgolfière s'élève-t-elle ?

d. Sur quel paramètre jouent les aérostiers pour monter et descendre ? Comment peuvent-ils faire varier ce paramètre ?

24 ♦♦♦ La pression atmosphérique au sol a une valeur moyenne de $1{,}013 \times 10^5$ Pa. Cette pression s'exerce en particulier sur le dos de la main.

a. Évaluer la surface du dos de la main.
b. Calculer la force pressante qui s'exerce sur cette partie de la main.
c. Quelle masse, placée sur le dos de la main, y produirait une force de même valeur ($g = 9{,}8$ N · kg^{-1}) ?
d. La valeur de cette force change-t-elle lorsqu'on bouge la main ?
e. Quelle force pressante s'exerce sur la paume de la main ?
f. Pourquoi la main, soumise aux forces pressantes précédentes, n'est-elle pas écrasée ?

EXERCICE À CARACTÈRE DOCUMENTAIRE

25 ♦♦♦ **L'atmosphère des planètes et des satellites**

Lire ▶ p. 128 ● répondre aux questions

a. Montrer que le mouvement des molécules et la pesanteur ont des effets opposés.
b. Pourquoi la pression de l'air est-elle plus faible à l'altitude de vol des avions qu'au sol ?
c. Pourquoi les atmosphères des planètes ont-elles des hauteurs petites par rapport au rayon des planètes ?
d. La Lune et la Terre sont à la même distance du Soleil. Pourquoi la première n'a-t-elle pas d'atmosphère, alors que la seconde en a une ?
e. Un vaisseau interplanétaire pourra-t-il se poser un jour sur Jupiter ?
f. Pourquoi la photosynthèse chlorophyllienne est-elle responsable de la transformation de l'atmosphère terrestre ?
g. Sur Terre, pendant les mois qui suivent des éruptions volcaniques importantes, le ciel est rouge au coucher du Soleil. Expliquer ce phénomène.

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

Une ampoule de verre médicale contient un liquide. On casse l'une des extrémités de l'ampoule. Le liquide ne coule pas ! Pourquoi et que faut-il faire pour qu'il coule ?

Agitation thermique et température

CHAPITRE 11

OBJECTIFS

SAVOIRS

- Connaître quelques exemples de propriétés physiques qui dépendent de l'état thermique d'un corps.
- Savoir que la mesure d'une température implique l'équilibre thermique de deux corps en contact.

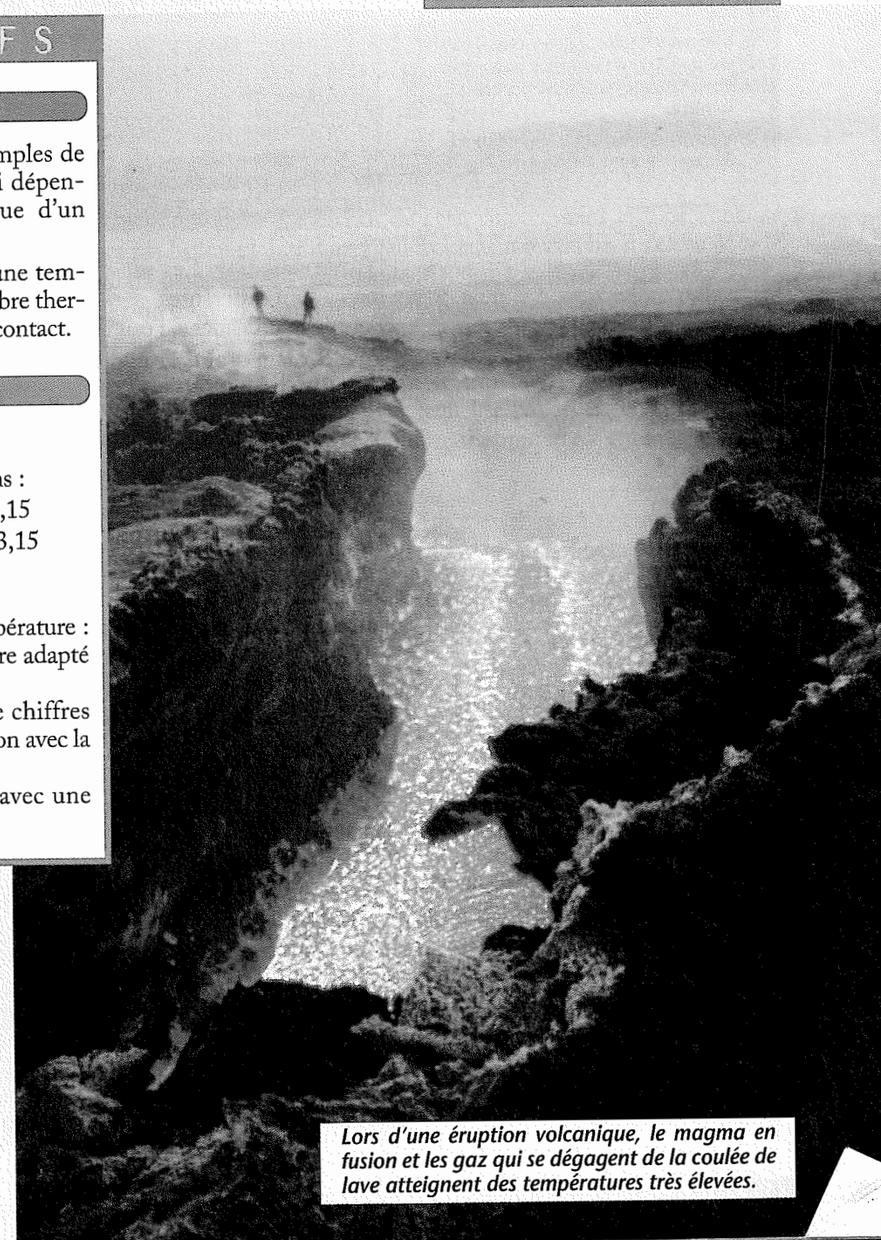
SAVOIR-FAIRE

Théoriques

- Savoir utiliser les relations :
  θ (°C) = T (K) − 273,15
  et T (K) = θ (°C) + 273,15

Expérimentaux

- Savoir mesurer une température :
  – utiliser un thermomètre adapté à la mesure ;
  – garder un nombre de chiffres significatifs en adéquation avec la précision de la mesure ;
  – exprimer le résultat avec une unité correcte.



Lors d'une éruption volcanique, le magma en fusion et les gaz qui se dégagent de la coulée de lave atteignent des températures très élevées.

1 NOTION D'ÉTAT THERMIQUE

1.1. États thermiques; transferts et équilibres thermiques

A. États thermiques

expérience

- Disposer trois cristallisoirs contenant respectivement de l'eau froide, de l'eau chaude et de l'eau tiède, mélange des deux précédentes.
- Mettre la main gauche dans l'eau froide et la main droite dans l'eau chaude. Attendre environ une minute.
- Essuyer rapidement ses mains et les mettre dans l'eau tiède (fig. 1).

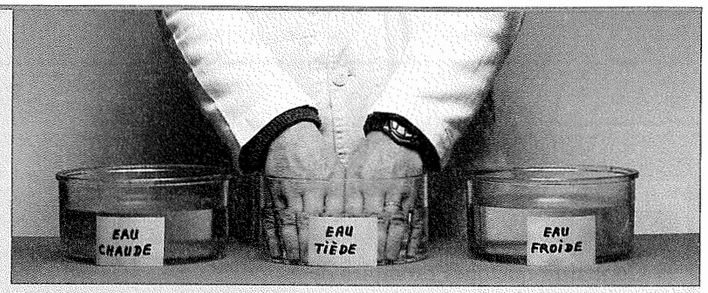


Fig. 1. L'eau du cristallisoir du milieu est-elle chaude ou froide ?

Observations ▶ Les sensations éprouvées par chacune des deux mains sont différentes.
Pour la main gauche, l'eau du cristallisoir du milieu est chaude.
Pour la main droite, l'eau du cristallisoir du milieu est froide.

Interprétation ▶ L'eau froide, l'eau chaude, l'eau tiède sont dans des **états thermiques** différents que la main n'arrive pas à classer. Le chaud et le froid sont des notions subjectives.

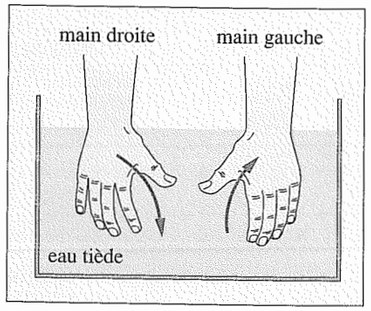


Fig. 2. Dans l'expérience précédente, le transfert thermique se fait de l'eau tiède vers la main gauche et de la main droite vers l'eau tiède.

B. Transfert thermique

Il s'effectue un **transfert thermique** entre deux corps dans des états thermiques différents quand de la « chaleur » passe d'un corps à un autre. Lorsque les deux mains sont dans l'eau tiède :
– la main gauche a une sensation de chaud, car le transfert thermique se fait de l'eau vers la main (fig. 2) ;
– la main droite a une sensation de froid, car le transfert thermique se fait de la main vers l'eau (fig. 2).

Quand deux corps en contact sont dans des états thermiques différents, il s'effectue un transfert thermique du corps le plus chaud vers le corps le plus froid.

C. Équilibre thermique

Le transfert thermique entre deux corps mis en contact dans une enceinte isolante s'effectue jusqu'à ce qu'ils soient dans le même état thermique. On dit alors qu'ils sont en **équilibre thermique**.

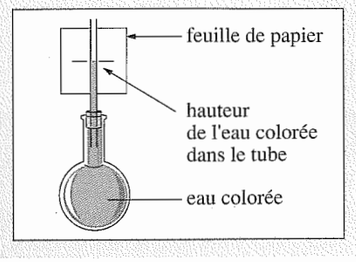
Les transferts thermiques entre deux corps en contact cessent quand les corps sont dans le même état thermique.

1.2. Repérage des états thermiques

De nombreuses grandeurs physiques sont sensibles à des états thermiques différents sans avoir un caractère subjectif.

expérience

- Remplir d'eau colorée deux ballons identiques surmontés de fins tubes de verre en réglant l'eau au même niveau dans chaque tube.
- Plonger les ballons dans l'eau comme dans l'expérience précédente. Attendre l'équilibre thermique.



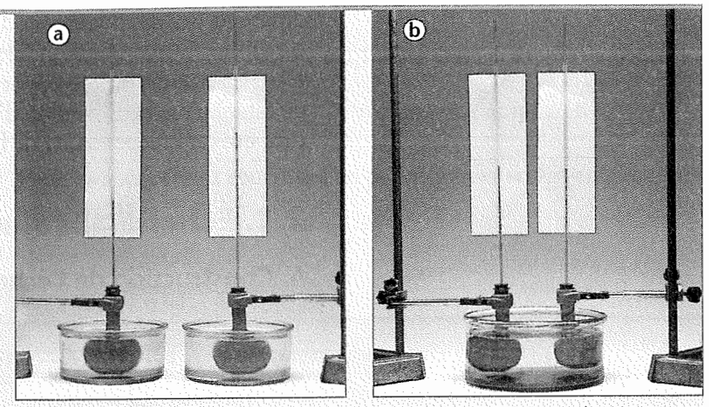


Fig. 3. Le niveau atteint par l'eau colorée dans le tube dépend de son état thermique (de gauche à droite : eau froide, eau chaude, eau tiède).

Observations ▶ Le niveau de l'eau colorée dans le tube s'abaisse pour le ballon plongé dans l'eau froide. En revanche, il s'élève pour le ballon plongé dans l'eau chaude (fig. 3a).
Quand on plonge ensuite les deux ballons dans l'eau tiède, l'eau colorée dans les tubes atteint le même niveau dans chacun d'eux (fig. 3b).

Interprétation ▶ L'eau colorée **se contracte** ou **se dilate** suivant l'état thermique du corps avec lequel le ballon est en contact. Son niveau se stabilise quand l'équilibre thermique est atteint.

Le volume de l'eau dans le ballon est une grandeur physique liée à l'état thermique du corps avec lequel le ballon est en contact.
On dit que ce volume est une grandeur thermométrique ; il peut servir à repérer des états thermiques.

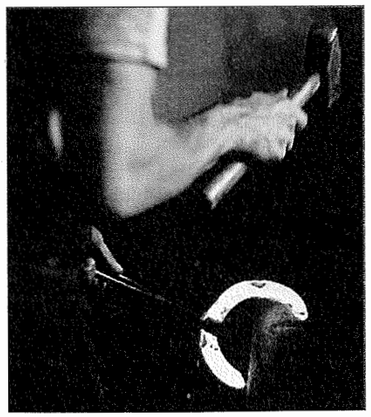


Fig. 4. La couleur de la lumière émise par un corps chaud renseigne sur sa température.

1.3. Grandeurs thermométriques et température

Comme exemples de grandeurs thermométriques, on peut citer :
– le volume d'un solide, d'un liquide, d'un gaz (il augmente avec la température)
– la résistance électrique d'un métal (elle augmente avec la température)
– la lumière émise par un corps chaud (voir chapitre 5).
Ces grandeurs permettent de définir des **échelles de température.**

La température d'un corps est le nom de la grandeur macroscopique qui caractérise l'état thermique de ce corps.

Deux corps en équilibre thermique sont à la même température. Lors d'un transfert thermique entre deux corps, la température du plus chaud diminue et celle du plus froid augmente jusqu'à la température d'équilibre.

2 ÉCHELLES DE TEMPÉRATURE ET MESURES

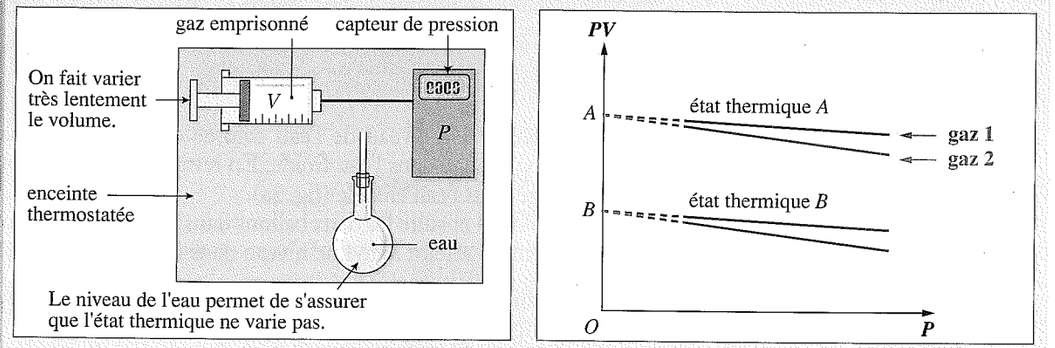
Pour des changements identiques d'états thermiques, des liquides différents ont des dilatations différentes ; une échelle de température construite à partir d'un liquide dépendrait donc de son choix.
C'est en observant le comportement des gaz sous faibles pressions qu'est apparue la possibilité d'établir l'**échelle absolue de température** qui est indépendante de la nature du gaz.

2.1. Échelle absolue de température

A. Construction de l'échelle

document

COMMENT EST NÉ LE KELVIN



Dans le domaine des faibles pressions, la variation du **produit *PV* d'un gaz** en fonction de sa pression *P* est pratiquement linéaire.
Le schéma de principe de l'expérience permettant cette étude et le graphique correspondant sont donnés ci-dessus.
Deux observations sont remarquables sur les courbes obtenues :
• pour un état thermique donné, le prolongement des droites coupe l'axe des ordonnées au même point quel que soit le gaz;
• cette ordonnée à l'origine dépend de l'état thermique et ne dépend que de lui.
L'ordonnée à l'origine est donc une grandeur thermométrique indépendante de la nature du gaz.
L'ordonnée *OA* peut servir à repérer la température T_A qui caractérise l'état thermique *A* ; de même *OB* pour T_B. Par définition, l'ordonnée à l'origine est proportionnelle à la température *T* ; on peut donc écrire :

$$\frac{T_A}{T_B} = \frac{OA}{OB}$$

Les valeurs des longueurs *OA* et *OB* pouvant être déterminées expérimentalement, la température T_A est mesurable à condition de fixer arbitrairement une valeur de référence, par exemple T_B, ainsi qu'une unité.
Le kelvin (K), nom donné en hommage au physicien britannique lord Kelvin (1824-1907), est l'unité de la température absolue ainsi définie. On choisit pour T_B la température du point triple de l'eau (état dans lequel l'eau solide, l'eau liquide et l'eau vapeur sont simultanément en présence) qui a été fixée à 273,16 K. Cette valeur très particulière a été adoptée historiquement pour qu'il y ait une correspondance avec l'échelle existant à l'époque.
L'échelle est définie en fixant la valeur d'une température ; on dit que l'échelle absolue est une échelle à un seul repère thermométrique.

B. Propriétés de l'échelle absolue

L'échelle absolue de température est l'échelle légale (Journal Officiel du 23 décembre 1975).

• L'unité de température absolue est le kelvin (symbole : K).
• Le zéro absolu (0 K) est la température la plus basse que l'on puisse envisager.
• Dans l'échelle absolue, il n'existe pas de températures négatives.

2.2. Échelle Celsius

La température de fusion de la glace vaut :
• dans l'échelle absolue : $T = 273{,}15$ K ;
• dans l'échelle Celsius : $\theta = 0{,}00$ °C.

L'échelle Celsius est obtenue par translation par rapport à l'échelle absolue : $\theta = T - 273{,}15$.
θ : température Celsius (°C) ; T : température absolue (K).

Pour les applications courantes, on pourra garder seulement 3 chiffres significatifs : $\theta = T - 273$.

EXERCICE RÉSOLU

Utiliser les échelles de température

Énoncé
a. Déterminer la valeur, dans l'échelle Celsius, de la température la plus basse qui puisse exister.
b. Déterminer la température absolue d'ébullition de l'eau sous la pression de $1{,}013 \times 10^5$ Pa sachant que dans l'échelle Celsius elle vaut 100 °C.

Solution
a. La température la plus basse est le zéro absolu $T = 0$ K, soit dans l'échelle Celsius :
$\theta = T - 273$; c'est à dire : $\theta = -273$ °C.
b. La température absolue d'ébullition de l'eau sous la pression de $1{,}013 \times 10^5$ Pa est :
$T = \theta + 273$; soit : $T = 373$ K.

2.3. L'agitation moléculaire et la température

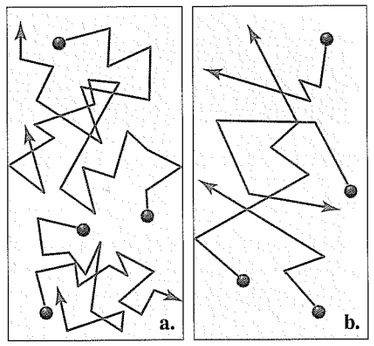


Fig. 5. a. Température élevée : grande agitation moléculaire;
b. Basse température : peu d'agitation moléculaire.

Considérons une quantité de matière déterminée d'un gaz dans une enceinte **à volume constant**.
Une augmentation de température provoque une augmentation de pression (voir chapitre 10). Or, la pression résulte de l'agitation moléculaire et augmente avec elle. L'agitation moléculaire (au niveau microscopique) et la température (au niveau macroscopique) sont donc directement liées (fig. 5).

• **L'agitation moléculaire est aussi appelée agitation thermique.**
• **L'absence d'agitation thermique correspond au zéro absolu. Les molécules auraient alors une vitesse nulle.**

REMARQUE

Le zéro absolu peut être approché, mais jamais atteint ; l'état d'immobilité totale est une limite inaccessible.

2.4. Les thermomètres

Les thermomètres mesurent la température des corps avec lesquels ils sont mis en équilibre thermique.

On appelle échelle de température relative à un thermomètre l'ensemble des températures qu'il permet de mesurer.

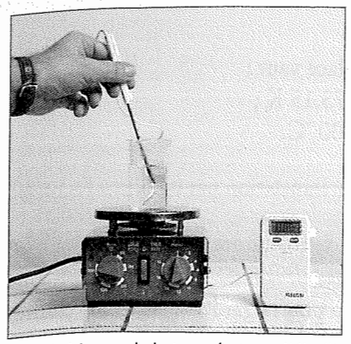


Fig. 6. Mesure de la température d'ébullition de l'eau (100 °C) avec un thermomètre électronique.

A. Les thermomètres à gaz

L'usage d'un thermomètre à gaz est délicat. Il est réservé à la détermination précise de températures de points fixes (repères thermométriques) qui servent à l'étalonnage des thermomètres usuels.

B. Les thermomètres à liquide

La variable liée à la température est le volume du liquide dans son enveloppe de verre.

- Avec un thermomètre à mercure, on peut mesurer des températures allant de – 38 °C (solidification du mercure à – 39 °C) jusqu'à environ 500 °C.
- Les thermomètres à alcool permettent de mesurer des températures plus basses, atteignant – 80 °C.

C. Les thermomètres électroniques

Ils comportent un composant électronique dont une caractéristique dépend de la température (fig. 6).

REMARQUE

Il existe d'autres techniques pour déterminer la température d'un corps. Par exemple, la température des étoiles est évaluée par l'étude de leurs spectres lumineux (chapitre 5).

L'ESSENTIEL

■ Lorsque deux corps sont en contact, un **transfert thermique** s'effectue du corps le plus chaud vers le corps le plus froid.

Le transfert thermique cesse quand les corps sont en **équilibre thermique**, c'est-à-dire dans le même **état thermique**. La température est la grandeur macroscopique qui caractérise l'état thermique d'un corps.

■ À faible pression, le produit de la pression d'un gaz par son volume est indépendant de la nature du gaz et ne dépend que de son état thermique. Cela permet de définir la **température absolue** T.

■ **Le kelvin**, de symbole K, est l'unité de température absolue.

■ **Le zéro absolu** 0 K est la température la plus basse qui puisse exister ; toutes les températures absolues sont positives.

■ **L'échelle Celsius** se déduit de l'échelle légale par une simple translation : $\theta = T(\text{K}) - 273{,}15$.

En pratique, on utilise : $\theta\,(°\text{C}) = T\,(\text{K}) - 273$.

Le zéro absolu 0 K équivaut à – 273 °C.

■ L'agitation des molécules d'un gaz dépend de sa température : on l'appelle aussi **agitation thermique**. L'absence d'agitation thermique correspond au zéro absolu.

■ Un **thermomètre** mesure la température du corps avec lequel il est mis en équilibre thermique.

Mots-clés

- transfert thermique
- équilibre thermique
- température absolue
- kelvin
- zéro absolu
- degré Celsius
- agitation thermique

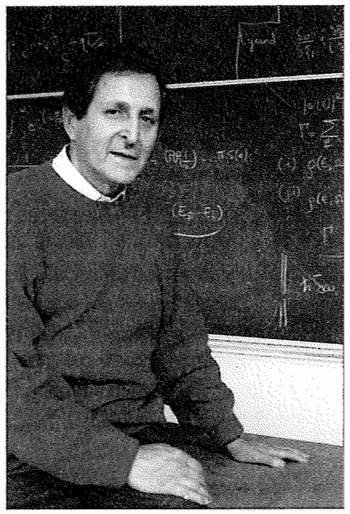
▶ Voir Lexique page 332

QUE SE PASSE-T-IL AUX TEMPÉRATURES EXTRÊMES ?

Pour les physiciens, s'approcher du zéro absolu ou obtenir des températures très élevées relève de la gageure. Pourtant, certaines propriétés de la matière n'apparaissent que dans les conditions extrêmes.

Atteindre le zéro absolu ?

Il n'est pas possible d'atteindre le zéro absolu, mais les progrès de la science permettent de s'en rapprocher. Pour obtenir des basses températures, on a d'abord utilisé les gaz liquéfiés : avec de l'azote liquide, on obtient la température 77 K ; avec de l'hélium liquide, on atteint environ 4 K.



Le physicien Français Claude Cohen-Tannoudji, Prix Nobel en 1997.

Pour descendre encore « plus bas », une nouvelle méthode est apparue ces dernières années ; elle est basée sur la relation existant entre l'agitation des particules d'un gaz et sa température. Plus il y a d'agitation, plus la température est élevée (d'où le nom d'*agitation thermique*). Inversement, si on ralentit les atomes ou les molécules constituant un gaz, sa température s'abaisse. On sait maintenant ralentir ces particules en utilisant des faisceaux laser ; on a ainsi obtenu des températures de l'ordre du microkelvin (10^{-6} K). L'invention de cette technique a valu le Prix Nobel de Physique à Steven Chu, William D. Phillips et Claude Cohen-Tannoudji en 1997.

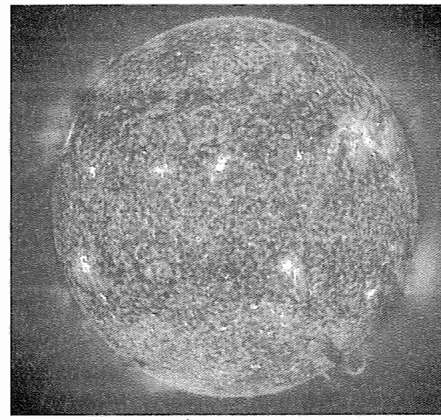
L'état de la matière au cœur même du Soleil

La température au cœur du Soleil est de l'ordre de treize millions de kelvins. Ne soyons pas étonnés ! L'échelle des températures est limitée par le zéro absolu, mais elle ne possède pas de borne supérieure.
À une telle température et sous une pression 200 milliards de fois plus grande qu'à la surface de la Terre, les atomes ont perdu leur cortège électronique. La matière est alors formée de noyaux et d'électrons libres. Cet état de la matière porte un nom : le plasma.
L'état plasma est très difficile à réaliser sur Terre, car il nécessite de porter la matière à de très hautes températures. Seule l'explosion d'une bombe atomique a, jusqu'à maintenant, permis d'amener la température à un tel niveau !

Exploitation ▶ p. 144 ● ex. 27

La supraconduction

L'agitation thermique des atomes limite l'intensité du courant électrique dans un conducteur ohmique. Cette limitation se traduit au niveau macroscopique par la grandeur *résistance*. Mais à très basse température,

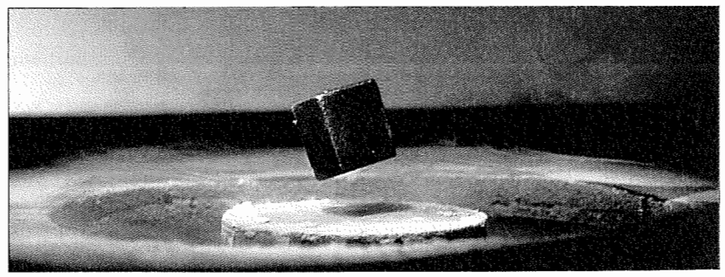


L'état de la matière au cœur du Soleil est l'état plasma.

la résistance électrique de certains métaux devient très faible. La conduction se fait sans perte et on peut faire circuler des courants intenses. Ce phénomène, découvert en 1911 et appelé supraconduction, ne se manifestait à l'origine qu'à des températures de l'ordre de 20 K.
Mais en 1986, la découverte de nouveaux matériaux – des céramiques à base d'oxyde de cuivre – a permis d'élever graduellement jusqu'à 125 K la température d'apparition de ce phénomène. Des progrès restent cependant à accomplir pour permettre une utilisation plus large de ces matériaux et de leurs propriétés !

Exploitation ▶ p. 144 ● ex. 28

Lorsqu'un corps supraconducteur est placé au-dessus d'un aimant, on observe une lévitation magnétique.



EXERCICE RÉSOLU

Observer, décrire, analyser, prévoir

Énoncé

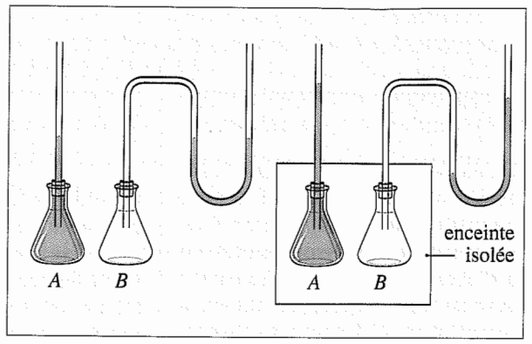
On dispose de deux erlenmeyers en verre *A* et *B*. L'erlenmeyer *A* est rempli d'eau colorée et il est surmonté d'un fin tube de verre. L'erlenmeyer *B* est rempli d'air et il est surmonté d'un tube en U contenant de l'eau.

1. On plonge les erlenmeyers dans une enceinte isolée contenant un gaz. Le schéma représente les erlenmeyers à l'extérieur et à l'intérieur de l'enceinte.

a. Décrire ce qu'on observe.

b. Que peut-on en conclure ?

2. Les deux erlenmeyers en équilibre thermique avec l'air ambiant sont ensuite plongés dans une glacière. Dire ce qu'on observe. Faire un schéma et expliquer.



Solution

1. a. ● *Erlenmeyer A :* le niveau de l'eau dans le tube s'élève.

● *Erlenmeyer B :* le niveau de l'eau s'abaisse dans la branche reliée à l'erlenmeyer et s'élève dans l'autre branche.

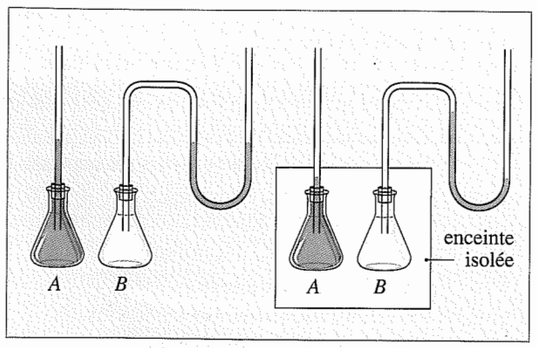
b. ● *Erlenmeyer A :* la montée du niveau est due à la dilatation de l'eau contenue dans l'erlenmeyer. Cette dilatation indique que la température dans l'enceinte est supérieure à la température à l'extérieur de l'enceinte.

● *Erlenmeyer B* : avant l'introduction dans l'enceinte, l'air dans *B* est à la même pression que l'air extérieur, car les niveaux sont les mêmes dans les deux branches. Après l'introduction dans l'enceinte, la dénivellation indique que la pression de l'air dans *B* devient supérieure à la pression de l'air extérieur. Cette augmentation est due à l'augmentation de la température de l'air dans *B*.

2. Dans la glacière, la température est inférieure à la température de l'air ambiant.

● L'eau de l'erlenmeyer *A* se contracte, et on observe une baisse du niveau de l'eau dans le tube.

● L'air de l'erlenmeyer *B* est refroidi, l'agitation moléculaire diminue, la pression de l'air dans *B* devient plus faible que la pression atmosphérique. Le niveau de l'eau dans le tube en U s'abaisse dans la branche à l'air libre et s'élève dans l'autre branche.



Commentaires

Attention au vocabulaire, les observations doivent être précises et rigoureuses.

Le principe est celui d'un thermomètre à liquide.

Le tube en U avec l'eau constitue un manomètre relatif qui permet de comparer la pression du gaz à celle de l'atmosphère.

Bien distinguer les deux variables température et pression. Dans le raisonnement, on peut passer facilement de l'une à l'autre par le biais de l'agitation moléculaire.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

Pour tous les gaz à faible pression, le produit ... est une grandeur thermométrique.
La température fixée arbitrairement dans l'échelle absolue de température est celle du ... ... de l'eau où l'eau existe simultanément sous les états ..., ... et ... . La température de ce point triple a été fixée à ... .
La relation ... permet le passage de l'échelle absolue (les températures y sont repérées en ...) à l'échelle ... (les températures y sont repérées en degrés Celsius).

2 Vrai ou faux ?

a. La température est définie à partir de l'état gazeux à faible pression ..... V F

b. L'échelle absolue est définie à partir de la température attribuée au point triple de l'eau ..... V F

c. L'échelle Celsius est aussi l'échelle légale de température ..... V F

d. Le zéro absolu correspond à la température de fusion de la glace sous la pression de 1 bar ..... V F

e. La relation $\theta = T + 273{,}15$ permet de passer de l'échelle Celsius à l'échelle absolue ..... V F

f. Entre deux corps en contact, le transfert thermique s'effectue du plus froid au plus chaud ..... V F

3 QCM

a. La température absolue est définie à partir :
- ☐ des thermomètres à mercure ;
- ☐ des gaz à faible pression ;
- ☐ de la fusion et de l'ébullition de l'eau.

b. Quand la température d'un gaz augmente, l'agitation thermique des molécules du gaz :
☐ reste la même ; ☐ augmente ; ☐ diminue.

c. Au zéro absolu, l'agitation thermique est nulle, donc la pression dans un gaz est :
☐ constante ; ☐ infinie ; ☐ nulle.

4 Apprendre à rédiger

Expliquer pourquoi le produit *PV* pour un gaz à faible pression est une grandeur thermométrique. Donner d'autres exemples de grandeurs thermométriques.

5 Savoir-faire expérimental

La température se mesure avec un thermomètre.

a. Pourquoi doit-on attendre l'équilibre thermique pour faire la mesure ?

b. De quel équilibre thermique s'agit-il ? Comment sait-on qu'il est atteint ?

JE M'ENTRAÎNE

Transfert thermiques

6 ◊ Un morceau de fer à la température de 60 °C est introduit dans un vase calorifugé (bouteille thermos) contenant de l'eau à 30 °C.

a. En utilisant les expressions « transfert thermique » et « équilibre thermique », décrire ce qui se passe.

b. Dans quel intervalle de température se trouve la température d'équilibre ?

7 ◊ Un thermomètre à alcool placé dans une salle indique 21 °C. Son réservoir est ensuite plongé dans un mélange d'eau et de glace. Après quelques minutes, le thermomètre indique 0 °C.

a. Dans quel sens s'est effectué le transfert thermique entre le thermomètre et le mélange d'eau et de glace ?

b. Rappeler la définition d'un équilibre thermique. Citer deux exemples d'équilibres thermiques réalisés dans l'exercice.

8 ◊ Des glaçons sont placés dans un verre laissé sur la table de la cuisine. Ils fondent progressivement.

a. Expliquer la fusion des glaçons par un transfert thermique.

b. Si on attend suffisamment longtemps, atteindra-t-on un équilibre thermique ?
Comment cet état se caractérise-t-il ?

c. Les mêmes phénomènes se produisent-ils si les glaçons sont placés dans une bouteille thermos ?

9 ◊◊ Dans sa baignoire, Mélanie introduit de l'eau à la température de 70 °C.

a. Que faut-il faire pour refroidir cette eau ? Justifier l'opération par un transfert thermique.

b. Mélanie prend son bain et, comme elle est distraite, elle quitte la salle de bains sans vider la baignoire.
Comment évolue la température de l'eau ? Pourquoi ?

10 ◊◊◊ On dispose d'un verre d'eau à la température de 25 °C et de glaçons extraits d'un réfrigérateur à la température de 0 °C.

a. Pour refroidir l'eau, on y introduit quelques glaçons. Quels est le transfert thermique qui s'effectue ? Quel est son résultat ?

b. Lorsque l'équilibre thermique est atteint, que peut-on dire de la température :
– s'il reste des glaçons non fondus;
– s'il ne reste pas de glaçons.

c. On effectue la même opération avec des glaçons extraits d'un congélateur à −18 °C.
Le transfert thermique est-il le même ? Quelle différence peut-on prévoir avec le cas précédent ?

Échelle absolue et échelle Celsius

11 Sous la pression 1,013 bar, la température de fusion de l'or est 1337 K. Quelle est la valeur de cette température dans l'échelle Celsius ?

12 ♦ Pourquoi l'échelle absolue de température est-elle souvent appelée échelle Kelvin ?

13 ♦ Combien de degrés Celsius vaut un kelvin ?
La température d'une pièce augmente de 10 °C. Quelle est son augmentation en kelvins ?

14 ♦ Par définition, quelle est la température du point triple de l'eau exprimée en kelvins ?
Déterminer sa température en degrés Celsius.

15 ♦ Compléter le tableau suivant :

Échelle absolue (K)	Échelle Celsius (°C)
	22
300	
	− 30
125	
256	
	− 134

Données : *température du point triple de l'eau* : 273 K.

16 ♦ Lu dans la presse : « Record de froid, on a enregistré des températures de – 47 sous abri ... »
S'agit-il de kelvins ou de degrés Celsius ? Justifier.

Agitation moléculaire

17 ♦ Des ballons gonflés à l'hélium décorent un restaurant. À partir de midi, sous l'action du Soleil, ils explosent les uns après les autres. Expliquer l'origine de ce phénomène au niveau microscopique.

18 ♦♦ En mettant un plat cuisiné à réchauffer au four à micro-ondes, Olivier oublie de faire quelques trous dans le couvercle transparent. Il constate l'explosion de la barquette.
Expliquer ce qui s'est passé au niveau microscopique.

19 ♦♦ Un bateau pneumatique gonflé avec de l'air est sorti d'un garage à bateaux à une température égale à $\theta_1 = 18$ °C (état 1).
Le bateau est ensuite laissé plusieurs heures sur la plage au soleil et sa température atteint alors la valeur $\theta_2 = 50$ °C (état 2). Enfin, le bateau est mis à l'eau dont la température est égale à 25 °C (état 3).
En le justifiant, classer par ordre croissant les valeurs des pressions (P_1, P_2, P_3) de l'air dans le bateau.

20 ♦♦♦ **Limites de l'échelle absolue**
a. Expliquer, en raisonnant, au niveau microscopique, pourquoi il existe une limite inférieure à la température absolue.
b. Existe-t-il de la même manière une limite supérieure ?

Autres échelles de température

21 ♦♦ Au Canada et aux États-Unis, l'échelle Fahrenheit est couramment utilisée. Le symbole du degré Farenheit est °F.
a. Rechercher qui était Fahrenheit.
b. Par convention, Fahrenheit a attribué la valeur 32° à la température du point de fusion de la glace et 96° à la température «normale» du corps humain.
Que peut-on dire de la précision de ces conventions ?
c. L'échelle Fahrenheit utilisée aujourd'hui fixe à 32 °F la température de la fusion de la glace et à 212 °F la température d'ébullition de l'eau (sous la pression de 1,013 bar).
Trouver une équivalence entre le degré Celsius et le degré Fahrenheit.
d. À quelle température dans l'échelle Celsius correspond 10 °F, puis 50 °F ?
e. À quelle température dans l'échelle Fahrenheit correspond – 50 °C, puis 75 °C ?

22 ♦♦ Anders Celsius a proposé en 1741 une échelle de température fixant à 0 °C la température de fusion de la glace et à 100 °C la température d'ébullition de l'eau sous la pression de 1,013 bar.
a. Qui était Celsius ?
b. Pourquoi dit-on que cette échelle est centésimale ?
c. Aujourd'hui, l'échelle Celsius se déduit de l'échelle absolue en utilisant la relation :

$$\theta = T - 273{,}15.$$

Peut-on encore dire que l'échelle Celsius est une échelle centésimale ?

23 **Exercice de correction**
Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé
Un autocuiseur (cocotte-minute) contient de l'eau liquide surmontée d'un mélange gazeux constitué d'air et de vapeur d'eau.
a. La température dans l'autocuiseur est de 105 °C ; quelle est sa température absolue ?
b. À la température 105 °C, la soupape de l'autocuiseur est fermée ; elle s'ouvre lorsque la température arrive à 110 °C.
Interpréter ce phénomène au niveau microscopique.

Solution annotée d'un élève

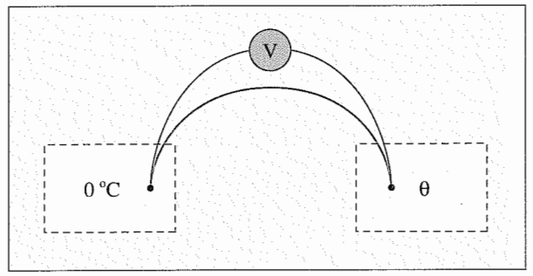
a. $\theta(°C) = T(K) + 273$ Faux !
D'où $T = 105 - 273 = -168$ K
Le résultat est faux car une température absolue ne peut pas être négative. Bien.
b. L'agitation fait que la soupape s'ouvre.
L'explication est un peu sommaire !

JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

24 ♦♦♦ **«Quand la lumière lambine»**
« Mieux qu'un vaisseau de *La Guerre des Étoiles* : enfourchez une Mobylette, foncez à toute berzingue... et vous irez sans doute plus vite que la lumière ! Un gag ? Pas depuis qu'une équipe de Cambridge (États-Unis) a réussi à freiner un faisceau laser jusqu'à 61 km/h ! « Pas possible [...]. C'est bien connu, la lumière se propage à une vitesse constante de 300 000 km/s ». Certes, mais c'est uniquement valable dans le vide ; en traversant un milieu quelconque, l'atmosphère, un verre d'eau, etc., la lumière interagit et se trouve toujours plus ou moins ralentie (par exemple, elle va presque deux fois moins vite en traversant une vitre). Mais pour atteindre ce nouveau record (le précédent était de 6,5 millions de km/h !), il a fallu utiliser un subterfuge : refroidir un gaz de sodium à seulement quelques milliardièmes de degré au-dessus du zéro absolu (– 273 °C). Il est alors devenu si dense que la lumière l'a traversé en prenant tout son temps. »
© Olivier Fèvre/Science & Vie Junior – mai 1999

a. Quelles sont les lois sur la propagation de la lumière rappelées dans cet article ?
b. Écrire 61 km/h en $m \cdot s^{-1}$ et un milliardième de kelvin en puissance de 10.
c. Quel fait étonnant veut mettre en avant le journaliste ?
d. Cela signifie-t-il que dans le vide interstellaire où la température est particulièrement basse, la lumière « lambine » aussi ?

25 ♦♦♦ Dans certains milieux très chauds, les thermomètres classiques à dilatation ne sont plus utilisables. On utilise alors des thermomètres à thermocouples.
La tension entre les extrémités soudées de deux fils constitués de métaux différents dépend de la température à laquelle se trouve chaque soudure.



Dans le tableau suivant, figurent les valeurs de la tension U mesurée pour des soudures chromel (alliage 90 % Ni, 10 % Cr) - alumel (alliage 97 % Ni, 3 % Al) quand une des soudures est maintenue à 0 °C et que l'autre est portée à différentes températures (θ).

θ (°C)	U (mV)	θ (°C)	U (mV)
0	0	602	25
122	5	720	30
246	10	841	35
367	15	966	40
485	20	1 096	50

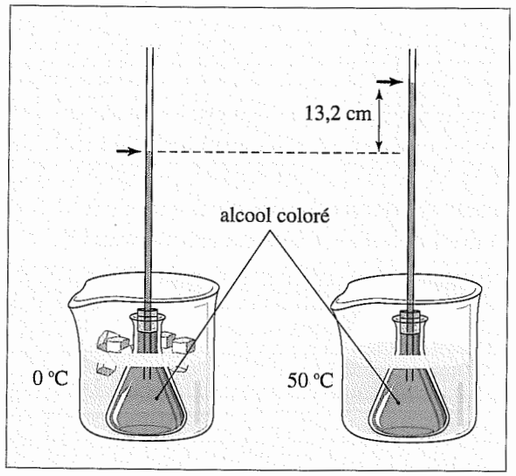
a. Dans la pratique, c'est un circuit électronique qui réalise la fonction de la soudure froide. Quel intérêt y a-t-il à cela ?
b. Tracer la courbe d'étalonnage du thermomètre.
c. Un thermomètre de ce type est utilisé pour contrôler que la température de la vapeur d'eau dans une canalisation de centrale nucléaire est de 500 °C. Quelle est la tension aux bornes du thermocouple ?

d. La vapeur pénètre dans une turbine dite haute pression. La tension mesurée aux bornes d'un thermocouple identique placé à la sortie de la turbine a pour valeur 12 mV. En admettant que la courbe d'étalonnage soit la même, en déduire la température de la vapeur après son passage dans la turbine.
e. Des capteurs de pression indiquent en outre que la pression passe de 100 bar à 25 bar.
Dans la turbine, la vapeur subit-elle :
– une augmentation ou une diminution de pression ?
– un échauffement ou un refroidissement ?

EXERCICE À CARACTÈRE EXPÉRIMENTAL

26 ♦♦♦ On plonge un erlenmeyer rempli d'alcool coloré et surmonté d'un fin tube long de 50 cm dans un mélange eau-glace à 0 °C. On attend que l'équilibre thermique soit atteint et on relève le niveau de l'alcool dans le tube.

On repère de la même manière le niveau quand on plonge l'erlenmeyer dans un bain marie à 50 °C.
Les deux niveaux sont distants de 13,2 cm.



a. En admettant que la dilatation de l'alcool est linéaire, quelle différence de niveaux représente une différence de 1 °C ? 1 K ?
b. Le thermomètre est mis en équilibre thermique avec l'air de la salle de classe dont la température est 20 °C. Quel est le niveau atteint par l'alcool dans le tube ?
c. Peut-on se servir de ce thermomètre de fortune pour mesurer la température d'une eau en ébullition sous la pression atmosphérique ?

EXERCICES À CARACTÈRE DOCUMENTAIRE

27 ♦♦♦ **L'état de la matière au cœur même du Soleil**

Lire ▶ p. 139 ● répondre aux questions

a. Quel est l'ordre de grandeur de la température au centre du Soleil ?
Chercher de même l'ordre de grandeur de la température à la surface du Soleil. Quel est le rapport de ces températures ?
b. Décrire la matière au cœur du Soleil, en considérant que les seuls éléments chimiques qui y sont présents sont l'hydrogène et l'hélium.
c. Les températures très élevées permettent d'initier des réactions nommées « thermonucléaires ». Celles-ci dégagent beaucoup d'« énergie », ce qui permet de maintenir la température à des valeurs très élevées.
De telles réactions se déroulent dans le Soleil. Ont-elles lieu partout ou uniquement dans la zone centrale ? Justifier la réponse.

28 ♦♦♦ **La supraconduction**

Lire ▶ p. 139 ● répondre aux questions

a. Pourquoi dans le texte lie-t-on le ralentissement des atomes à la température ?
b. Pourquoi, dans la vie courante, n'utilise-t-on pas les supraconducteurs ?
c. Serait-il intéressant d'utiliser des supraconducteurs pour :
– la « résistance » d'un fer à repasser ?
– les lignes EDF qui assurent le transport du courant des centrales aux utilisateurs ?
– les électro-aimants ?
– le filament des lampes à incandescence ?

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

Entendu sur la banquise :

« Paul-Émile, il faudra changer le thermomètre. Il est cassé, il indique - 38 °C depuis 5 jours alors que le blizzard est de plus en plus froid. »

Commenter cette phrase.

CHAPITRE 12

Un modèle : le gaz parfait

OBJECTIFS

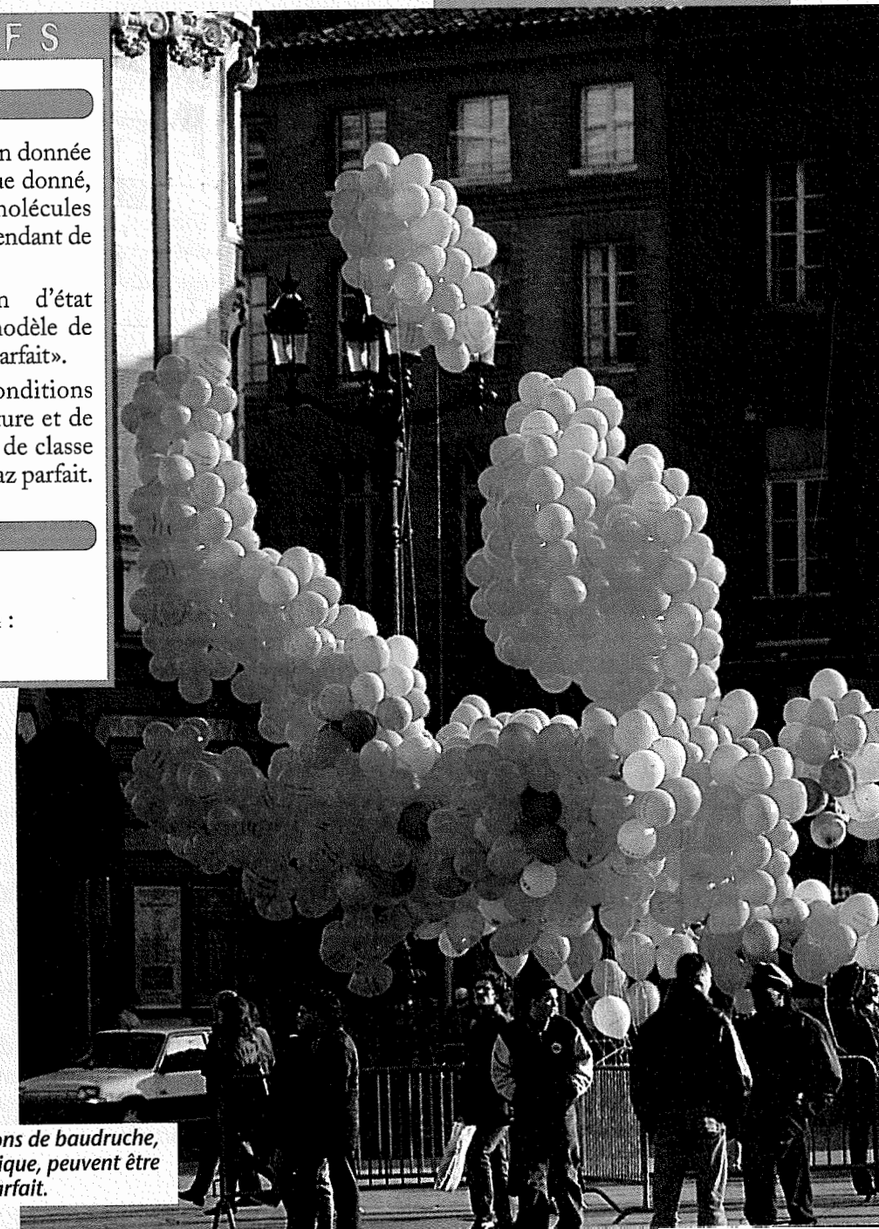
SAVOIRS

- Savoir que, à une pression donnée et dans un état thermique donné, un nombre donné de molécules occupe un volume indépendant de la nature du gaz.
- Savoir que l'équation d'état $PV = nRT$ définit le modèle de comportement du « gaz parfait ».
- Savoir que dans les conditions habituelles de température et de pression l'air de la salle de classe peut être assimilé à un gaz parfait.

SAVOIR-FAIRE

Théoriques

- Savoir utiliser la relation : $PV = nRT$.



L'air qui gonfle les ballons de baudruche, comme l'air atmosphérique, peuvent être modélisés par le gaz parfait.

1 LE MODÈLE DU GAZ PARFAIT

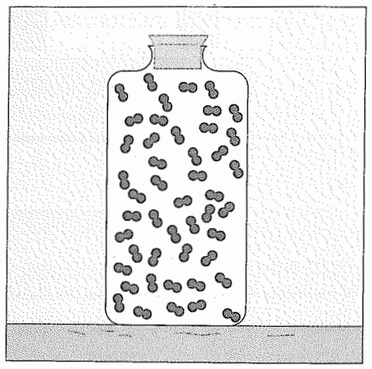


Fig. 1. Schématisation de la structure d'un gaz diatomique (exemple : H_2, O_2, N_2, Cl_2).

1.1. Rappels sur les gaz

- Un gaz est formé de molécules (fig. 1) animées d'un mouvement incessant et désordonné et subissant de nombreux chocs.
- Un gaz est au repos si ses molécules ne sont pas animées d'un mouvement d'ensemble.
- Un gaz est en équilibre si la pression et la température sont les mêmes en chacun de ses points. L'agitation moléculaire est identique dans tout le volume gazeux.

1.2. Les hypothèses du modèle du gaz parfait

A. Description

On construit un modèle simplifié des gaz appelé gaz parfait en faisant les deux hypothèses suivantes :

- Les molécules sont assimilées à des points matériels (on néglige leur volume propre devant le volume occupé par le gaz).
- On néglige toutes les interactions entre les molécules autres que celles ayant lieu au moment des chocs.

REMARQUES

– La pesanteur est négligée. D'après le principe d'inertie, chaque molécule a donc un mouvement rectiligne uniforme entre deux chocs.

– Il n'existe pas de gaz parfait. Inutile d'aller au laboratoire demander un flacon de gaz parfait !

B. Pourquoi le gaz parfait ?

Le gaz parfait se prête à des calculs simples et les résultats que l'on obtient s'appliquent avec une bonne approximation aux gaz réels.

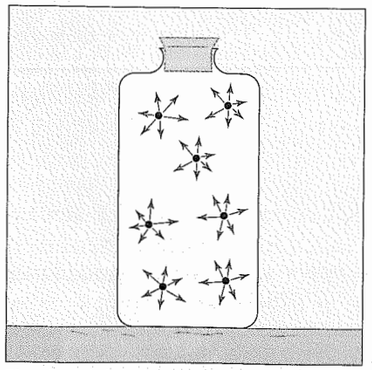


Fig. 2. Schématisation d'un gaz parfait au repos et en équilibre. Les molécules sont ponctuelles, leurs vitesses ont toutes les directions et toutes les valeur possibles.

1.3. Équation d'état du gaz parfait

A. Une approche statistique

- Un gaz parfait au repos et en équilibre est un système formé de milliards de milliards de points matériels animés de vitesses dont toutes les directions et toutes les valeurs sont possibles (fig. 2).
- La complexité d'un tel système contraint à renoncer à connaître le comportement individuel de chaque molécule. On est obligé de faire une approche statistique du problème.
- Les calculs menés permettent alors de réduire la complexité existant au niveau microscopique à une relation simple entre les variables d'états macroscopiques du système : pression, volume, température et quantité de matière.

B. L'équation d'état

Les variables d'état pression, volume, température et quantité de matière d'un gaz parfait au repos et en équilibre sont liées par la relation suivante, appelée équation d'état des gaz parfaits :

$$PV = nRT.$$

Dans l'équation d'état des gaz parfaits :

- P représente la pression du gaz exprimée en pascals (Pa)
- V représente le volume du gaz exprimé en m^3
- T représente la température absolue du gaz exprimée en kelvins (K)
- n représente la quantité de matière du gaz en moles (mol)
- R est une constante appelée **constante des gaz parfaits** :

$$R = 8{,}31 \text{ SI}.$$

REMARQUE

D'après l'équation d'état, la pression d'un gaz parfait est fonction de son volume, de sa température et de sa quantité de matière ; on retrouve les résultats énoncés pour les gaz réels au chapitre 10.

2 ÉTUDE DU COMPORTEMENT DE L'AIR

2.1. Expérience sur l'air

expérience

Emprisonner une quantité d'air donnée dans une seringue.

Pour différentes positions du piston (compression et détente), mesurer le volume V total (seringue + tuyau) offert à l'air et sa pression P (fig. 3a).

Opérer lentement pour réaliser à chaque fois l'équilibre thermique entre le système et l'atmosphère dont la température T est considérée comme constante.

Tracer, par exemple à l'ordinateur, la courbe $P = f(V)$.

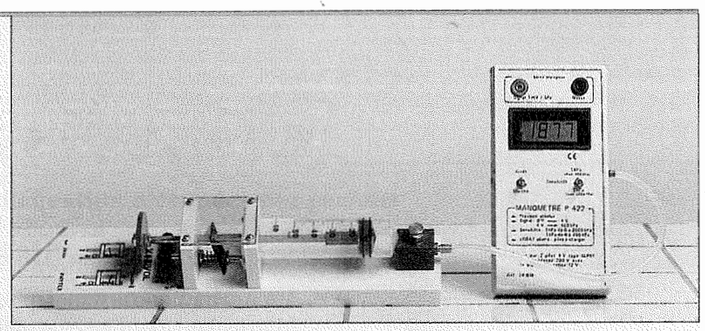


Fig. 3a. Dispositif permettant la mesure du volume et de la pression de l'air contenu dans la seringue.

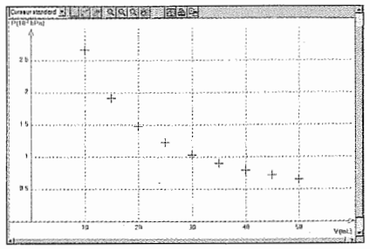


Fig. 3b. Courbe $P = f(V)$.

Observations ▶ On relève les couples de valeurs (P, V) dans un tableau et on trace la courbe $P = f(V)$, par exemple à l'écran d'un ordinateur. À température constante et pour une quantité d'air donnée, cette courbe montre que **la pression de l'air diminue lorsque son volume augmente et inversement.**

Pour comparer les comportements de l'air et du gaz parfait, il est plus facile d'étudier, dans chaque cas, les variations du produit PV en fonction de la pression P que les variations de la pression P en fonction du volume V.

V (mL)	P (hPa)	PV (Pa · m^3)
12,0	$2{,}67 \times 10^3$	3,20
17,0	$1{,}92 \times 10^3$	3,26
22,0	$1{,}48 \times 10^3$	3,26
27,0	$1{,}23 \times 10^3$	3,32
32,0	$1{,}04 \times 10^3$	3,33
37,5	904	3,39
43	796	3,42
49,0	719	3,52
53	650	3,45

Tableau 1. Relevé des mesures faites dans les conditions expérimentales suivantes :
– température ambiante : 20 °C
– volume du tuyau : 3,0 mL
– position initiale du piston : face à la graduation 30 mL
– pression atmosphérique : 1 036 hPa.

2.2. Comparaison des comportements de l'air et du gaz parfait

• Pour le gaz parfait **à température constante, le produit PV est constant pour une quantité de matière donnée** (loi de Boyle-Mariotte). En effet, si n = Cte et T = Cte, alors l'équation d'état donne $PV = nRT$ = Cte. La courbe PV en fonction de P est une droite parallèle à l'axe des abscisses (courbe bleue sur la figure 4).

• Pour l'air, l'état correspondant à chaque couple des valeurs mesurées (P, PV) (tableau 1 ci-contre) est représenté par les points en rouge sur la figure 4.

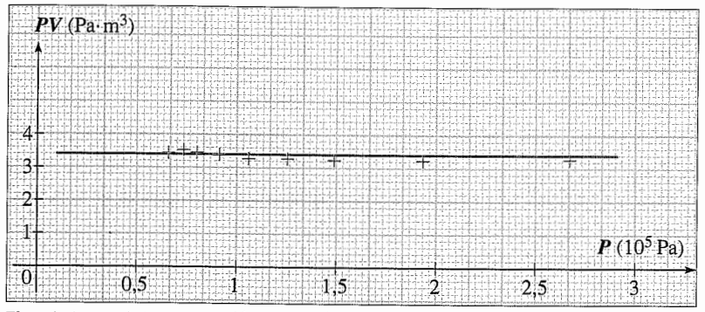


Fig. 4. Les points rouges s'écartent très peu de la droite tracée en bleu qui représente l'évolution du gaz parfait.

L'observation du graphique ne montre pas d'écart significatif entre l'air et le modèle du gaz parfait dans le domaine étudié.

L'air de la classe peut-être considéré comme un gaz parfait dans les conditions usuelles.

3 GAZ RÉEL ET MODÈLE DU GAZ PARFAIT

3.1. Généralisation à tout gaz réel

À température constante, plus la pression d'une quantité de matière donnée d'un gaz diminue, plus son volume augmente ; cela se traduit au niveau microscopique par le fait que les molécules sont de plus en plus éloignées les unes des autres.

• La distance entre les molécules devenant très grande, les interactions entre elles deviennent négligeables en dehors des chocs.

• Le volume propre des molécules devient de plus en plus négligeable devant celui du gaz. On peut alors assimiler les molécules à des points matériels.

Les deux hypothèses du modèle parfait sont d'autant mieux vérifiées que le gaz est à plus faible pression.

À faible pression, un gaz réel peut être modélisé par le gaz parfait.

3.2. Volume molaire des gaz dans les conditions normales

A. Conditions normales de température et de pression

On dit qu'un gaz est dans les conditions normales de température et de pression quand sa température et sa pression valent respectivement :

$$T_0 = 273 \text{ K et } P_0 = 1{,}013 \times 10^5 \text{ Pa.}$$

B. Volume molaire d'un gaz dans les conditions normales

• Le volume molaire V_m d'un gaz est le volume occupé par une mole de ce gaz. Sa valeur dépend des conditions de température et de pression dans lesquelles le gaz se trouve.

• Calculons le volume molaire normal (c'est-à-dire dans les conditions normales) en appliquant l'équation d'état des gaz parfaits ($n = 1$) :

$$V_m = \frac{R \times T_0}{P_0} = \frac{8{,}31 \times 273}{1{,}013 \times 10^5} = 2{,}24 \times 10^{-2} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \text{ ; soit } 22{,}4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Dans les conditions normales de température et de pression, le volume molaire d'un gaz parfait vaut :

$$\boldsymbol{V_m(T_0, P_0) = 22{,}4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}.}$$

Pour les gaz réels, le volume molaire normal est, lui aussi, voisin de 22,4 L · mol^{-1} (voir le tableau 2 ci-contre).

Gaz	Volume molaire dans les conditions normales (L · mol^{-1})
He	22,426
H_2	22,428
CO	22,406
N_2	22,404
O_2	22,393
CO_2	22,228
Cl_2	22,062
Gaz parfait	22,414

Tableau 2. Si on se satisfait d'une précision relative de l'ordre de 1 %, le volume molaire de nombreux gaz réels, dans les conditions normales, peut être pris égal au volume molaire du gaz parfait dans les mêmes conditions, soit 22,4 L · mol^{-1}.

• On admettra que, quelle que soit sa nature, une mole de gaz réel occupe le même volume qu'une mole de gaz parfait dans les mêmes conditions de température et de pression.

• Le volume molaire est le même pour tous les gaz (dans les mêmes conditions).

EXERCICE RÉSOLU

Utiliser l'équation d'état des gaz parfaits

Énoncé

Une quantité de 2,0 moles de gaz dihydrogène occupe un volume de 100 litres.

a. Le gaz est-il dans les conditions normales de température et de pression ?

b. Quel est le volume occupé par 3,0 moles de dioxygène dans les mêmes conditions ?

c. Du diazote gazeux occupe un volume de 25 litres dans les mêmes conditions de température et de pression. En déduire la quantité de matière de diazote.

Solution

a. Non, dans les conditions normales, le volume occupé par le gaz serait :

$$V = 2 \times V_m = 2 \times 22{,}4 = 44{,}8 \text{ L.}$$

b. On applique le modèle du gaz parfait, dans les mêmes conditions de température et de pression :

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{RT}{P} \times n \quad \text{où} \quad \frac{RT}{P} = \text{Cte.}$$

Le volume d'un gaz est donc proportionnel à sa quantité de matière quelle que soit sa nature :

$$\frac{V_{H_2}}{n_{H_2}} = \frac{V_{O_2}}{n_{O_2}} = \text{Cte.}$$

On en déduit :

$$V_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{H_2}} \times V_{H_2} ; \boldsymbol{V_{O_2}} = \frac{3{,}0}{2{,}0} \times 100 = \mathbf{150 \text{ L.}}$$

c. Quantité de matière de diazote dans 25 L :

$$n_{N_2} = n_{H_2} \times \frac{V_{N_2}}{V_{H_2}} ; \boldsymbol{n_{N_2}} = 2{,}0 \times \frac{25}{100} = \mathbf{0{,}50 \text{ mol.}}$$

3.3. Applications pratiques

A. Pourquoi ne faut-il jamais chauffer un récipient fermé ?

Considérons un gaz contenu dans un récipient fermé et rigide ; la quantité de matière n et le volume V du gaz emprisonné sont constants. Si on chauffe le récipient, la température, et donc la pression du gaz emprisonné, augmentent.

En conséquence, la valeur des forces pressantes exercées par le gaz emprisonné sur un élément de surface de la paroi intérieure du récipient augmente. Une augmentation trop importante de la pression du gaz emprisonné peut alors entraîner la rupture du récipient et causer des projections dangereuses.

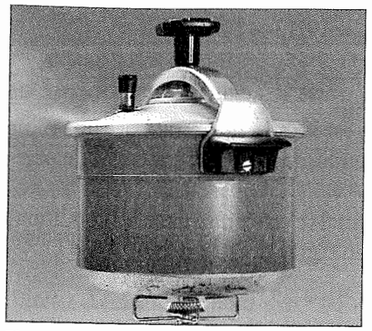


Fig. 5. Avec un autocuiseur (cocotte-minute), on fait cuire les aliments plus rapidement.

B. Pourquoi la soupape de l'autocuiseur tourne-t-elle ?

Pour la cuisson de légumes à la vapeur, le chauffage de l'eau versée dans le fond de l'autocuiseur (fig. 5) vaporise celle-ci.

L'augmentation de la quantité de vapeur d'eau entraîne, dans un volume déterminé, une augmentation de la pression qui, au-delà d'une certaine valeur, provoque l'ouverture de la soupape.

La vapeur s'échappe alors avec un sifflement caractéristique et met en rotation la soupape.

C. Comment entraîne-t-on les turbines d'une centrale électrique ?

Dans un réacteur de centrale nucléaire, un générateur de vapeur produit de la vapeur d'eau à la pression de 70 bars et à la température de 286 °C.

Le flux de vapeur provoque la rotation des turbines (fig. 6) ; celles-ci entraînent un alternateur qui produit de l'électricité.

La vapeur sort de la turbine à une pression de quelques millibars et à une température de quelques dizaines de degrés Celsius.

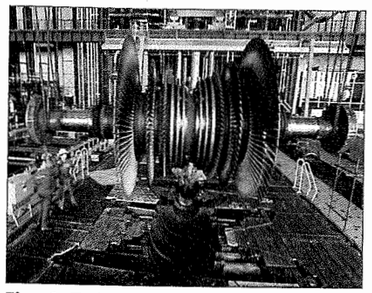


Fig. 6. Turbine de 1 300 MW en cours de montage.

L'ESSENTIEL

■ Le modèle du **gaz parfait** est un modèle simplifié des gaz réels.

L'équation d'état d'un gaz parfait sécrit :

$$PV = nRT$$

R est appelée **constante des gaz parfaits**. Sa valeur est : $R = 8{,}31$ SI.

■ Aux faibles pressions, les gaz réels se comportent comme le modèle du gaz parfait.

■ Le volume molaire d'un gaz ne dépend pas de sa nature, mais il dépend des conditions (température et pression).

Mots-clés

- modèle
- équation d'état
- conditions normales
- gaz parfait
- volume molaire

▶Voir Lexique page 332

BOYLE, MARIOTTE, AVOGADRO : LES PREMIÈRES IDÉES SUR LES GAZ

Les gaz ont intrigué les physiciens pendant plusieurs siècles : faible densité (à volume égal, ils sont environ 1 000 fois plus légers que les solides et les liquides), grande compressibilité (en augmentant la pression, on réduit considérablement leur volume), absence totale de conductibilité électrique... Expliquons le rôle de trois physiciens précurseurs dans l'étude des gaz.

Robert Boyle (1627-1691)

Physicien et chimiste Irlandais, il publie, en 1660, un livre sur la *force élastique* de l'air et ses effets *(New experiments, physico-mechanical, touching the spring of the air and its effects)*. Il considère alors la pression d'un gaz comme sa force élastique : « Imaginons que l'air soit un amas de petites particules placées les unes contre les autres, comme une nappe de laine qui serait constituée de nombreux poils dont chacun peut s'allonger comme un petit ressort... ».

Portrait du physicien et chimiste Irlandais Robert Boyle (1627-1691).

En 1662, après une série d'expériences, il publie la loi : « À température constante, une même masse d'air occupe un volume inversement proportionnel à sa pression. »

Edme Mariotte (1620-1684)

Mariotte est un des grands savants du 17e siècle : Newton l'appelait *le célèbre Mariotte*.

S'intéressant aux gaz, il publie en 1676 son *Essai sur l'air* où figure la même loi que celle énoncée par Boyle, découverte après ce dernier, mais indépendamment de lui.

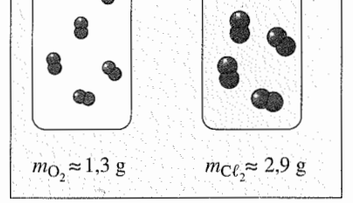
En France, cette loi porte le nom de *loi de Mariotte* ; dans les pays anglo-saxons, on l'appelle *loi de Boyle*. Il serait juste de la dénommer *loi de Boyle-Mariotte*.

Edme Mariotte était abbé à Saint-Martin-sous-Beaune.

Amedeo Avogadro (1776-1856)

Avogadro est un important physicien du début du 19e siècle (il se situe environ 150 ans après Boyle et Mariotte). Il émit, en 1811, l'hypothèse suivante : « Dans les mêmes conditions de température et de pression, des volumes égaux de différents gaz contiennent le même nombre de molécules. »

Le dessin ci-dessous illustre cette hypothèse. Les flacons contiennent respectivement 1,0 L de gaz dioxygène et 1,0 L de gaz dichlore dans les mêmes conditions de température et de pression. Ce sont deux gaz très différents : le dioxygène est incolore et il est nécessaire à la vie, alors que le dichlore est jaune-vert et toxique.



Dans les deux flacons, contenant chacun 1,0 L de gaz, les nombres de molécules sont égaux.

La masse d'une molécule de dichlore est approximativement double de celle d'une molécule de dioxygène et il en est de même pour leurs volumes. Malgré ces différences, les nombres de molécules de dioxygène et de dichlore dans les deux flacons sont égaux.

Ce qui n'était qu'une hypothèse en 1811 est depuis lors connue sous le nom de loi d'Avogadro-Ampère, celui-ci ayant émis la même hypothèse de manière indépendante, quelques années plus tard.

La loi d'Avogadro-Ampère a conduit à la structure moléculaire des gaz et a été extrêmement féconde en chimie.

Exploitation ▶ p. 155 ● ex. 22

EXERCICE RÉSOLU

Compression du dioxyde de carbone

Énoncé

À la température constante $T = 293$ K, on comprime lentement, à l'aide d'un piston, une mole de dioxyde de carbone contenu dans un cylindre.
Pour différentes positions du piston, on mesure les valeurs du volume V occupé par le gaz et les valeurs des pressions P correspondantes.

V(L)	20,0	17,6	15,2	12,8	10,4	8,0	5,6	3,2	2,0
P(bar)	1,21	1,38	1,59	1,89	2,32	3,00	4,27	7,37	11,5

L'utilisation d'un tableur est recommandée.

a. Tracer la courbe $P = f(V)$ pour la compression du dioxyde de carbone à température constante.

b. Quelle serait, pour chacun des volumes précédents, la pression P_{GP} du dioxyde de carbone si on appliquait le modèle du gaz parfait à ce gaz ?

Donnée : $R = 8{,}31$ SI.

c. Tracer la courbe $P_{GP} = f(V)$ sur le même graphe.

d. Calculer l'écart relatif de pression $\frac{P - P_{GP}}{P} \times 100$, en pourcentage, entre le gaz réel et le modèle parfait pour chaque valeur du tableau.

e. On exige une précision sur les résultats meilleure que 1 %. Jusqu'à quelle valeur de la pression peut-on continuer à appliquer le modèle du gaz parfait au dioxyde de carbone ?

Solution

a. La courbe $P = f(V)$ de la compression du gaz réel est représentée en bleu sur la figure ci-dessous.

b. L'équation d'état du gaz parfait est : $P_{GP}V = nRT$.

La pression d'une mole de gaz à la température $T = 293$ K vaut :

$$P_{GP} = \frac{nRT}{V} \text{ ; soit } P_{GP} = \frac{8{,}31 \times 293}{V} \text{ avec } V \text{ en m}^3 \text{ et } P_{GP} \text{ en Pa.}$$

Par exemple, pour $V = 0{,}0200$ m³ : $P_{GP} = \frac{8{,}31 \times 293}{0{,}0200} = 1{,}22 \times 10^5$ Pa.

Les résultats sont rassemblés dans le tableau ci-dessous.

c. La courbe $P_{GP} = f(V)$ est représentée en rouge.

d. Les valeurs des écarts relatifs de pression sont données dans le tableau.

e. Pour des pressions supérieures à environ $2{,}3 \times 10^5$ Pa (2,3 bar), confondre le gaz réel avec le modèle parfait entraîne une erreur supérieure à 1 %.

N.B. On a entré dans le tableur les valeurs et les formules suivantes :

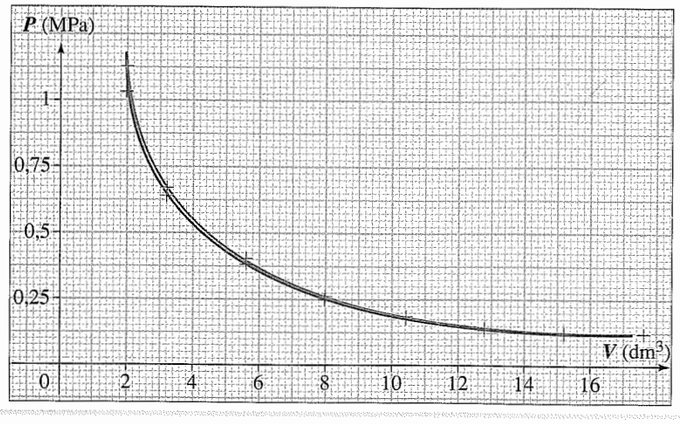
$R = 8{,}31$ SI ; $T = 293$ K ; $P_{GP} = \frac{R \times T}{V}$; écart (%) $= \frac{(P - P_{GP})}{P} \times 100$.

Commentaires

Entrer dans un tableur les valeurs de V en m³ et les valeurs de P en pascals. Cela évite des erreurs d'unité dans les calculs suivants.

Créer dans le tableur les variables nouvelles P_{GP} et écart (%), puis donner leurs expressions.

V(m³)	P(Pa)	P_{GP}(Pa)	écart (%)
0,0020	$1{,}15 \times 10^6$	$1{,}22 \times 10^6$	− 5,86
0,0032	$7{,}37 \times 10^5$	$7{,}61 \times 10^5$	− 3,24
0,0056	$4{,}27 \times 10^5$	$4{,}35 \times 10^5$	− 1,82
0,0080	$3{,}00 \times 10^5$	$3{,}04 \times 10^5$	− 1,45
0,0104	$2{,}32 \times 10^5$	$2{,}34 \times 10^5$	− 0,913
0,0128	$1{,}89 \times 10^5$	$1{,}90 \times 10^5$	− 0,646
0,0152	$1{,}59 \times 10^5$	$1{,}60 \times 10^5$	− 0,746
0,0176	$1{,}38 \times 10^5$	$1{,}38 \times 10^5$	− 0,248
0,0200	$1{,}21 \times 10^5$	$1{,}22 \times 10^5$	− 0,613



EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

Un gaz est en équilibre si la ... et la ... sont les mêmes en chacun de ses points.
Dans le modèle du gaz parfait, les molécules sont assimilées à des ... . On considère qu'il n'y a pas ... entre elles excepté lors des chocs.
À température constante, pour une quantité donnée de gaz parfait, le produit ... est constant.
À ... pression, un gaz réel suit le modèle du ... .

2 Vrai ou faux ?

a. Un gaz est en équilibre si ses molécules sont toutes immobiles ..... V F

b. L'équation d'état des gaz parfaits est vérifiée indifféremment par tous les gaz ..... V F

c. Tous les gaz, à faible pression, suivent le modèle du gaz parfait ..... V F

d. Dans les conditions normales, tous les gaz réels ont pratiquement le même volume molaire ..... V F

3 QCM

Indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

a. On peut utiliser l'équation d'état d'un gaz parfait pour décrire :
- ☐ tous les gaz parfaits au repos et en équilibre ;
- ☐ tous les gaz réels quelles que soient les conditions de pression ;
- ☐ tous les gaz parfaits quelles que soient les conditions de pression.

b. D'après l'équation d'état d'un gaz parfait :
- ☐ PV = constante si n et T sont constants ;
- ☐ PT = constante si n et V sont constants ;
- ☐ V/T = constante si n et P sont constants ;
- ☐ nV = constante si P et T sont constants.

4 Apprendre à rédiger

À l'aide du modèle microscopique, expliquer pourquoi de l'air au repos, en équilibre et sous faible pression, peut être assimilé à un gaz parfait.

5 Savoir-faire expérimental

Lors de travaux au laboratoire, on demande de montrer que l'air enfermé dans un ballon de verre vérifie la relation P/T = constante.
Décrire le protocole expérimental à mettre en œuvre et la façon d'exploiter les résultats.

- *On admettra, sauf indication contraire, que tous les gaz étudiés ont le comportement d'un gaz parfait.*
- *On prendra :* $R = 8{,}31$ SI.

JE M'ENTRAÎNE

Équation d'état des gaz parfaits

6 À volume constant, la température absolue d'un gaz est doublée.
a. Que devient la pression du gaz ?
b. Maël se demande ce qu'on obtiendrait si on doublait la température exprimée en °C. Que lui répondre ?

7 On enferme de l'air dans une seringue.
Que devient la pression de l'air emprisonné :
a. si on divise le volume par 2, la température restant constante ?
b. si on multiplie la température absolue par 2, le volume restant constant ?
c. si on multiplie le volume par 2 et si on divise simultanément la température absolue par 2 ?

8 Après un match de football, les joueurs laissent leur ballon sur le terrain en plein soleil.
a. Quelles sont les variables d'état macroscopiques caractérisant l'air enfermé dans le ballon ?
b. Comment vont évoluer les variables d'état pendant la durée d'exposition du ballon au soleil ? Expliquer ces résultats à partir des grandeurs microscopiques.

9 Dans un tube, il reste un comprimé d'aspirine effervescente. Karine introduit quelques millilitres d'eau dans le tube et le rebouche hermétiquement.
Paolo la met en garde :
« Attention, le bouchon va sauter, éloigne vite ton visage du tube. »
a. Quelles sont les variables d'état caractérisant le gaz contenu dans le tube ?
b. Quelles variables sont constantes ? Quelles variables ne le sont pas ?
c. Expliquer pourquoi Paolo a raison d'avertir Karine.

10 Déterminer la valeur du produit PV d'une mole de gaz supposé parfait à la température de 0 °C.

11 Une ampoule de verre scellée contient 10 mL de gaz dichlore à la température de 20 °C et à la pression normale. Cette ampoule est plongée dans un bain thermostaté à 50 °C.
Quelle est alors la pression du dichlore ?

12 ♦♦ **a.** Calculer le volume occupé par 2,0 moles de dioxygène dans les conditions normales de température et de pression.
b. Dans les mêmes conditions, quel est le volume de 0,10 mol de dioxygène ?
c. Un flacon de volume 1,0 L contient 0,10 mol de dioxygène. Le gaz est-il dans les conditions normales ? Si non, donner un couple de variables d'état (P, T) possible pour le gaz dans le flacon.

13 ♦♦ Pour la cuisson à la vapeur des légumes, on utilise un auto-cuiseur sous pression (cocotte-minute). Il contient des haricots verts et un peu d'eau. Après avoir fermé hermétiquement le couvercle, l'auto-cuiseur est mis sur le feu.
a. Décrire qualitativement l'évolution des variables d'état pour l'air et la vapeur d'eau.
– avant que la soupape ne se soulève ;
– après que la soupape s'est soulevée.
b. Quelle est l'origine de la force responsable du soulèvement de la soupape ?

14 ♦♦♦ Une bouteille d'acier de gaz butane C_4H_{10} contient 13 kg de gaz liquéfié. La pression dans la bouteille est grande afin de maintenir le butane à l'état liquide.
a. Quelle est la quantité de matière de butane contenue dans cette bouteille ?
Donnée : *masse molaire :* $M_{C_4H_{10}} = 58{,}0\ g \cdot mol^{-1}$.
b. Le détendeur permet d'abaisser la pression et le butane sort de la bouteille à l'état gazeux.
Quel volume de gaz peut-on récupérer à la température de 20 °C et sous la pression normale ?
c. Peut-on espérer vider complètement la bouteille de son gaz ? Pourquoi ?

Gaz réels et gaz parfaits

15 ♦♦ Un ballon de 1,0 L est rempli avec du dioxygène sous la pression normale et à la température de 20 °C.
a. Quelle est la quantité de dioxygène enfermée dans le ballon ?
b. On introduit le ballon dans un bain thermostaté à 80 °C ; on attend quelques minutes et on mesure la pression. En supposant que le gaz se conduise comme un gaz parfait, quelle est la valeur attendue ? La valeur expérimentale correspond-elle à cette valeur théorique ? Justifier la réponse.
c. Pourquoi n'a-t-on pas fait la mesure dès l'introduction du ballon dans le bain ?

16 ♦♦♦ En utilisant de l'air enfermé dans une seringue et les capteurs de température et de pression adaptés aux mesures à effectuer, on veut vérifier la relation PV = constante.
a. Quelles sont les conditions expérimentales à respecter pour vérifier cette loi ?
b. Une première série de mesures donne les valeurs suivantes :
$V = 8{,}2\ cm^3$; $P = 1{,}0 \times 10^5$ Pa ; $\theta = 19$ °C.
On augmente très lentement le volume offert à l'air. Quelles valeurs des variables correspondent à un volume de 10,5 mL ?
c. On comprime alors fortement l'air; après un certain temps, on constate que le volume occupé est égal à 2,5 cm^3. Quelle est alors la pression de l'air dans la seringue ?
Cette valeur théorique correspond-elle à la valeur déterminée expérimentalement ?

17 Exercice de correction

Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé

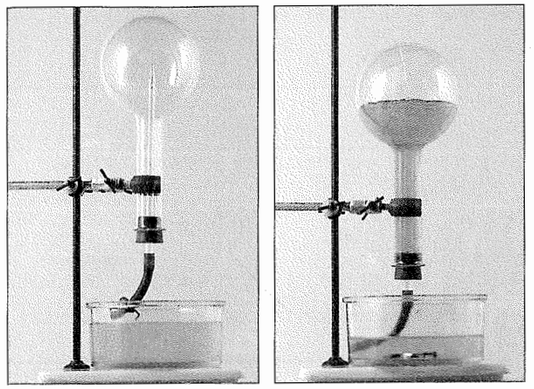
Un ballon est rempli d'hélium. Son volume est $V = 10{,}0$ L, la température $\theta = 20{,}0°$ C et on admet que la pression de l'hélium est égale à la pression atmosphérique qui, au sol, vaut $P_{atm} = 1{,}05$ bar.
a. Calculer la quantité de matière d'hélium dans le ballon en assimilant ce gaz à un gaz parfait.
b. Calculer la masse d'hélium dans le ballon.
Donnée : *masse molaire :* $M_{He} = 4{,}0\ g \cdot mol^{-1}$.
c. On lâche le ballon qui s'élève dans l'air. En admettant que la température reste constante, comment le volume du ballon évolue-t-il ?

Solution annotée d'un élève

a. L'équation d'état des gaz parfaits s'écrit : $PV = nRT$, d'où $n = \frac{PV}{RT}$.
$P = 1{,}05 \times 10^5$ Pa Résultats exacts, mais
$V = (0{,}01)$ m³ donnez quelques plusieurs
$T = (293)$ K d'explication. Attention au
Donc $n = (0{,}43)$ mol nombre de chiffres
b. $m = 0{,}43 \times 4{,}0 = (1{,}72)$ g significatifs
c. Si la température est constante, PV = cte et V = cte. Non car la pression atmosphérique diminue quand on s'élève.

JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

18 ♦♦♦ Un ballon en verre de volume 1,5 L est muni d'un tube de verre traversant son bouchon. Le flacon contient du chlorure d'hydrogène sec, sous la pression normale et à la température de 20 °C.



Grâce à une pince métallique, on empêche le chlorure d'hydrogène de s'échapper. Le chlorure d'hydrogène est un gaz très soluble dans l'eau.
a. Quelle est la quantité de chlorure d'hydrogène enfermé dans le flacon ?
b. On plonge le tube de caoutchouc dans l'eau et on ouvre la pince. Un jet d'eau se forme dans le ballon. Expliquer ce phénomène.

19 ♦♦♦ Le tableau ci-dessous donne les valeurs du produit PV pour une mole de gaz dioxygène à différentes pressions. La première ligne contient les valeurs du produit PV à la température $T_1 = 500$ K et la deuxième ligne à une température T_2 inconnue.

P (bar)	0,20	0,40	0,60	0,80	1,0
$PV \times 10^{-3}$ (SI) à T_1	4,04	3,92	3,79	3,67	3,55
$PV \times 10^{-3}$ (SI) à T_2	5,40	5,82	6,23	6,65	7,06

a. Rechercher la définition du mot *isotherme*.
b. PV est donné dans l'unité SI. Préciser cette unité.
c. Placer, sur un graphe $PV = f(P)$, les points représentatifs de l'état du gaz aux deux températures T_1 et T_2. Extrapoler les valeurs des produits PV à ces deux températures quand la pression tend vers zéro.
d. Comment seraient les deux isothermes dans le cas d'un gaz parfait ?
e. Déterminer le rapport des deux températures T_2/T_1.
f. En déduire la valeur de la température T_2.

EXERCICE À CARACTÈRE EXPÉRIMENTAL

20 ♦♦♦ Réaliser les trois phases de l'expérience suivante :
– boucher l'extrémité d'une pipette avec l'index et plonger l'autre extrémité de la pipette dans de l'eau ;
– retirer l'index ;
– reboucher la pipette avec l'index et retirer la pipette de l'eau.
a. Décrire les observations pour chacune des trois phases et faire un schéma.
b. Expliquer chacune des observations effectuées.

21 ♦♦♦ Un ballon sonde de forme sphérique est gonflé à l'hélium à la pression $1{,}2 \times 10^5$ Pa et à la température de 20 °C. Le ballon a un volume de 3,0 m^3.
a. L'enveloppe du ballon est fine et élastique. La pression intérieure est-elle supérieure ou inférieure à la pression atmosphérique ?
b. Par quel coefficient est multiplié le volume du ballon quand il atteint une altitude où la pression de l'hélium est trois fois plus faible que précédemment et où sa température vaut – 50 °C ?
c. D'après les indications du constructeur, le ballon explose quand son rayon devient supérieur à 1,5 m. Le ballon explose-t-il ou poursuit-il son ascension ?

EXERCICE À CARACTÈRE DOCUMENTAIRE

22 Boyle, Mariotte, Avogadro : les premières idées sur les gaz

Lire ▶ p. 151 ● répondre aux questions

a. Expliquer en quelques lignes en quoi l'idée que Boyle se faisait de la structure d'un gaz est très éloignée du modèle adopté à l'heure actuelle.
b. Traduire la loi de Boyle-Mariotte sous forme d'une expression mathématique en précisant bien ses conditions d'application.
c. Calculer le nombre de moles de dioxygène dans le flacon de 1,0 L de dioxygène ($\theta = 20°$ C ; $P = 1{,}0$ bar ; $R = 8{,}31$ SI).
En déduire le nombre de molécules dans le flacon.
d. Calculer le volume occupé par les molécules de dioxygène (en prenant pour le volume d'une molécule O_2 la valeur $5{,}3 \times 10^{-26}$ dm^3).
e. Comparer le volume occupé par les molécules au volume occupé par le gaz (1,0 L) et conclure.

« CHIMIQUE OU NATUREL » ?

Les essences utilisées en parfumerie sont en général d'origine naturelle. Mais l'homme sait néanmoins synthétiser certaines d'entre elles.

SOMMAIRE

Chapitre 13 **Espèces naturelles, espèces synthétiques** 159

Chapitre 14 **Les techniques d'extraction** 167

Chapitre 15 **Séparation et identification d'espèces chimiques** 177

Chapitre 16 **La synthèse d'espèces chimiques** 187

Les acquis du collège

SAVOIRS

- Il existe des **substances naturelles** et des **substances de synthèse**.
Les produits naturels peuvent être remplacés par des produits de synthèse ; ils sont identiques.
- Les solutions neutres ont un pH égal à 7, les solutions acides un pH inférieur à 7 et les solutions basiques un pH supérieur à 7.
- La **décantation** et la **filtration** permettent de séparer un solide d'un liquide.
- La **distillation** permet de séparer les constituants d'un mélange liquide homogène.
- La **chromatographie** permet de séparer les pigments d'un colorant.
- La matière peut exister naturellement sur Terre sous **trois états physiques** : état solide, état liquide, état gazeux.
La température d'un corps pur demeure constante pendant toute la durée au cours de laquelle s'effectue un changement d'état (fusion ou vaporisation, par exemple).
Les températures de changement d'état caractérisent le corps pur considéré (température de fusion ou température d'ébullition sous la pression normale).

SAVOIR-FAIRE

Expérimentaux

- Le papier-pH sert à reconnaître si une solution est acide ou basique.
- Le sulfate de cuivre anhydre (pratiquement blanc) permet de détecter l'eau ; il bleuit en présence d'eau.
- Le volume d'un liquide peut se mesurer avec une éprouvette graduée.
- On réalise une décantation en laissant reposer le mélange solide-liquide.
- Dans une filtration, le filtre retient les particules solides et laisse passer le liquide.
- La distillation est une ébullition suivie d'une condensation.
- Dans une chromatographie, les constituants du mélange migrent plus ou moins vite sur le papier spécial utilisé.
- Quand on mélange deux liquides non miscibles, ils se séparent en deux phases liquides.

Théoriques

- La carte d'identité d'un corps pur comporte notamment :
– son nom et sa formule chimique
– son état physique dans les conditions usuelles ($\theta \approx 20$ °C ; $P \approx 1{,}0$ bar)
– sa température de fusion et sa température d'ébullition sous la pression normale
– son test de reconnaissance (s'il existe)
– ses propriétés particulières.

CARTE D'IDENTITÉ
Nom : EAU
Formule chimique : H_2O
État physique dans les conditions usuelles : liquide
Température de fusion : 0 °C
Température d'ébullition : 100 °C
Test de reconnaissance :
bleuit le sulfate de cuivre anhydre
ID EAU <<<<<<<<<<<<<<<<<<<

CHAPITRE 13

Espèces naturelles, espèces synthétiques

OBJECTIFS

SAVOIRS

- Savoir que certaines espèces chimiques proviennent de la nature et d'autres de la chimie de synthèse.

SAVOIR-FAIRE

Expérimentaux

- Savoir utiliser ses cinq sens pour une analyse élémentaire d'un produit.

La devanture de cet épicier contient de nombreuses espèces chimiques naturelles et synthétiques.

1 ANALYSER UN PRODUIT NATUREL

1.1. Les premiers « outils » du chimiste

A. Les cinq sens

Fig. 1. Qu'y a-t-il dans une orange?

La nature a doté l'homme de cinq sens : la vue, le goût, le toucher, l'odorat et l'ouïe. Ils permettent d'acquérir les premières informations sur un objet ou un produit (fig. 1).

- La vue indique la couleur, la forme, la structure à notre échelle de l'objet observé.
- Le goût renseigne sur la présence de certaines substances comme le sucre (goût sucré) ou le sel (goût salé).
- Le toucher permet d'explorer les objets par palpation et de repérer des modifications de structure.
- Grâce à l'odorat, on caractérise des gaz à odeur agréable ou mal-odorants.
- L'ouïe peut être utililisée pour mettre en évidence un dégagement gazeux (pétillement).

REMARQUE

Certains produits peuvent s'avérer dangereux pour la santé et doivent être manipulés en respectant strictement les règles de sécurité. **Dans le doute, il faut toujours s'abstenir.**

B. L'observation d'une orange

Après avoir observé l'aspect extérieur d'une orange, on coupe le fruit en deux, puis on le regarde, on le touche, on le sent, on le goûte. Les observations peuvent alors être consignées dans un tableau.

	vue	toucher	goût	odorat	ouïe
est colorée	oui	–	–	–	–
est odorante	–	–	–	oui	–
contient de l'eau	–	–	–	–	–
contient des gaz	non	–	non	non	non
est acide	–	–	oui	–	–
est sucrée	–	–	oui	–	–
est salée	–	–	non	–	–
est grasse	non	non	non	–	–

C. Est-ce suffisant ?

Les sens ne sont pas des capteurs infaillibles et ne suffisent pas à répondre à toutes les questions. Par exemple, après avoir pressé une orange, on constate qu'elle contient un liquide, mais on ne sait pas si elle contient de l'eau.

Pour approfondir la connaissance du produit, il faut faire appel à des tests plus rigoureux. C'est l'un des rôles de la chimie.

CHIMIE ET VIE QUOTIDIENNE

Histoire de l'orange

L'orange est un agrume originaire d'Asie orientale, sur un territoire montagneux réparti entre les contreforts de l'Himalaya et le Sud-Est asiatique.

On retrouve l'orange dans le jardin des Hespérides de la mythologie grecque, la cour des empereurs chinois du 7e siècle, les voyages de Christophe Colomb, la Grande Galerie des Glaces de Versailles...

1.2. Quelques tests chimiques simples

Des tests chimiques simples permettent de vérifier ou de compléter le travail des sens.

A. Tests de l'eau et de l'acidité

expérience

Test de l'eau (fig. 2).
Répandre avec une spatule quelques cristaux de sulfate de cuivre anhydre (de couleur pratiquement blanche) sur la pulpe de l'orange.

Test de l'acidité (fig. 3).
Verser environ 20 mL de jus de l'orange dans un becher et mesurer le pH de la solution à l'aide d'un stylo pH-mètre correctement étalonné.

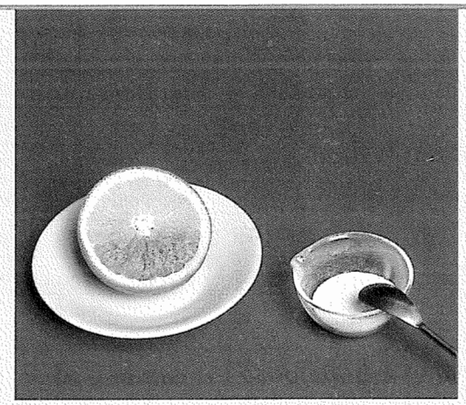


Fig. 2. Les cristaux de sulfate de cuivre anhydre deviennent bleus en présence d'eau.

Fig. 3. Mesure du pH du jus de l'orange.

- **Test de l'eau (fig. 2) :**

Observation ▶ Les cristaux de sulfate de cuivre anhydre prennent la couleur bleue.

Interprétation ▶ L'orange contient de l'eau.

- **Test de l'acidité (fig. 3) :**

Observation ▶ Le stylo pH-mètre affiche la valeur 3,2.

Interprétation ▶ La valeur du pH est inférieure à 7,0 : le jus d'orange est une solution acide.

B. Test de la présence de glucose

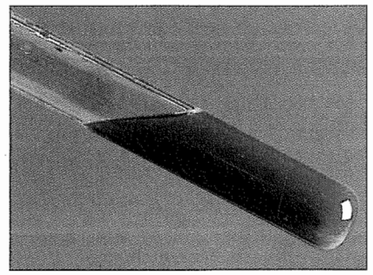


Fig. 4. Le test à la liqueur de Fehling confirme la présence de glucose dans l'orange.

- La liqueur de Fehling est un réactif de couleur bleue. Il apparaît un précipité rouge brique quand elle est chauffée avec une solution contenant du glucose (composé de la famille des sucres).
- Dans un tube à essais, on introduit 5 mL du jus de l'orange et 2 mL de liqueur de Fehling, puis on chauffe le mélange à la flamme d'un bec Bunsen.

Le mélange est initialement bleu, puis il se forme un précipité rouge brique (fig. 4). Le test indique la présence de glucose dans le jus d'orange.

C. Conclusions

Les différents tests effectués montrent que le jus d'orange est une solution aqueuse, est une solution acide et que cette solution contient du glucose.

1.3. Les informations au consommateur

Les étiquettes des produits du commerce apportent des informations complémentaires sur leur composition. L'ensemble des informations collectées permet d'inventorier les diverses substances renfermées.

	orange	sirop de menthe	vinaigre	lessive	jambon
eau	oui	oui	oui	non	oui
acides	oui	non	oui	non	oui
bases	non	non	non	oui	non
colorants	non	oui	non	non	non
sucres	oui	oui	non	non	oui
vitamines	oui	non	non	non	oui
arômes	non	oui	oui	non	non
graisses	non	non	non	non	oui

2 ESPÈCES NATURELLES, ESPÈCES SYNTHÉTIQUES

2.1. L'exemple du caoutchouc

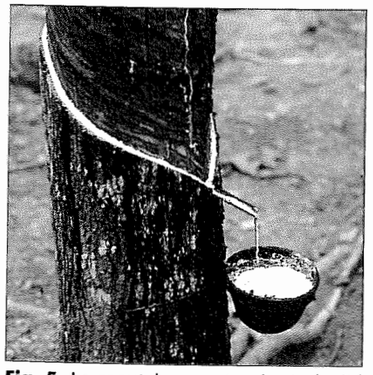


Fig. 5. Le caoutchouc naturel est récolté dans les plantations d'hévéas.

Le **caoutchouc naturel** provient du latex, qui est la sève de l'hévéa (fig. 5). Il était connu des civilisations précolombiennes, mais son usage s'est développé au début du 20e siècle pour la fabrication de pneumatiques d'automobiles.

Très vite, la production de caoutchouc naturel s'est révélée insuffisante à satisfaire les besoins de l'industrie. L'allemand Hofmann déposa, en 1909, le premier brevet pour l'élaboration du caoutchouc synthétique au laboratoire. Depuis, la production de caoutchouc synthétique a largement dépassé celle de caoutchouc naturel (fig. 6).

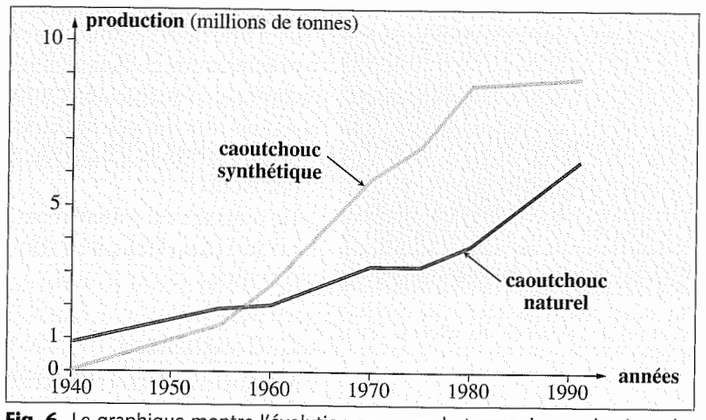


Fig. 6. Le graphique montre l'évolution au cours du temps des productions des caoutchoucs naturel et synthétique.

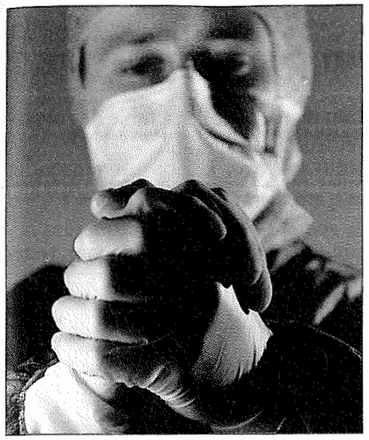


Fig. 7. Ces gants de chirurgien sont-ils en caoutchouc naturel ou en caoutchouc de synthèse ?

2.2. La composition du caoutchouc

A. Naturel ou synthétique ?

Le constituant de base du caoutchouc appartient à la famille des **hydrocarbures,** composés qui renferment des atomes d'hydrogène associés à des atomes de carbone ; plus précisément, le caoutchouc est formé de longues molécules aux propriétés élastiques que l'on appelle **élastomères.**

Il n'existe aucune différence entre un caoutchouc naturel et un caoutchouc synthétique qui proviennent du même élastomère (fig. 7).

Un produit naturel et un produit de synthèse peuvent être chimiquement identiques.

REMARQUE

L'homme ne sait pas forcément synthétiser tous les produits que l'on trouve dans la nature.

B. La gamme des caoutchoucs synthétiques

La gamme des caoutchoucs de synthèse est variée. Elle fournit des matériaux aux propriétés plus spécialisées que le caoutchouc naturel : bonnes qualités mécaniques et élastiques, meilleure résistance aux agents chimiques, bonne tenue à la chaleur et au froid...

Chacun de ces caoutchoucs correspond à un élastomère et à un usage différents : pneus, préservatifs, joints d'étanchéité...

Pour répondre à des besoins précis, l'industrie chimique crée des produits synthétiques qui n'existent pas dans la nature.

L'addition d'autres substances, appelés additifs, permet d'améliorer encore certaines propriétés du caoutchouc. Par exemple, les agents de protection ralentissent le vieillissement.

L'ESSENTIEL

- Les cinq sens (vue, goût, toucher, odorat, ouïe) donnent à l'homme les premières informations sur un produit.
- Des tests chimiques simples permettent de vérifier ou de compléter le travail des sens. *Exemples :* test de l'eau (avec le sulfate de cuivre anhydre), test de l'acidité (avec le papier pH ou un pH-mètre), test de la présence de glucose (avec la liqueur de Fehling).
- Des espèces chimiques identiques sont présentes dans un produit naturel et dans le même produit synthétique.
- L'industrie chimique ne synthétise pas tous les produits naturels. En revanche, pour des raisons techniques ou économiques, elle peut créer des produits qui n'existent pas dans la nature.

Mots-clés

- Cinq sens
- Liqueur de Fehling
- Espèce synthétique
- Tests chimiques
- Espèce naturelle

▶Voir Lexique page 332

EXERCICE RÉSOLU

Utiliser ses sens pour analyser un produit

Énoncé

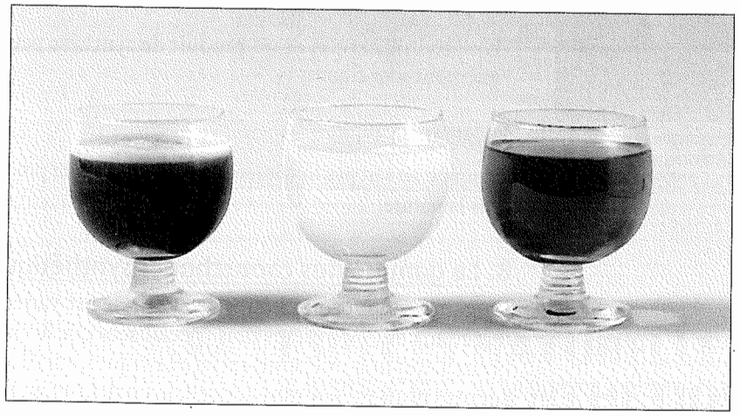
On se propose une première « analyse » de quelques boissons en utilisant simplement ses sens : un soda au cola, un jus de citron et un sirop de menthe.

a. Quels sont les sens susceptibles de fournir des informations intéressantes ?

b. Dresser un tableau regroupant l'ensemble des observations effectuées et leur interprétation.

c. Quels tests simples proposer pour vérifier certaines observations ?

d. Peut-on toujours utiliser le papier-pH pour tester l'acidité ? Sinon, quels appareils utilise-t-on ?



Solution

a. Le toucher et l'ouïe n'apportent aucune information intéressante.
En revanche, la vue, l'odorat et le goût permettent une première analyse.

b. Les observations sont regroupées dans le tableau suivant :

	aspect	odeur	goût
soda ou cola	– couleur marron – bulles : présence de gaz	odeur prononcée : présence d'arômes	– acide – sucré
jus de citron	couleur jaune	peu ou pas d'odeur	– nettement acide – peu sucré
sirop de menthe	couleur verte	pas d'odeur	– très sucré

c. ● On peut tester l'acidité à l'aide de papier-pH ou d'un pH-mètre.
● On peut tester la présence de glucose (composé faisant partie des sucres) en réalisant le test à la liqueur de Fehling.
● On peut tester la présence de dioxyde de carbone dissous par le test à l'eau de chaux.

d. Le test au papier-pH s'effectue en comparant la couleur du papier à celle d'un étalon. Il ne peut pas être utilisé avec une solution trop fortement colorée, comme le soda au cola.
Dans ce cas, il faut employer un pH-mètre ou un stylo pH-mètre.

Commentaires

Un pétillement, lorsqu'il est audible, peut aussi signaler la présence d'un dégagement gazeux.

Il est plus facile de capter une saveur en goûtant de petites quantités, à plusieurs reprises.
En outre, il faut se rincer la bouche à l'eau entre deux produits différents pour ne pas fausser le résultat.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

L'homme possède ... sens. Les informations fournies par les sens peuvent être vérifiées par des ... chimiques. En présence ..., le sulfate de cuivre anhydre ... .
Le test caractéristique de la présence de glucose est la ... de ... .

2 Vrai ou faux ?

a. Les produits naturels ne renferment aucune espèce chimique ..... V F
b. Le pH d'une solution aqueuse renseigne sur l'acidité de cette solution ..... V F
c. Le caoutchouc est un produit naturel que l'homme sait synthétiser ..... V F
d. L'homme sait synthétiser tous les produits naturels ..... V F
e. Quelle que soit la nature d'une solution, on peut mesurer son pH ..... V F

3 QCM

a. Le test de la présence d'eau est réalisé :
- ☐ avec du sulfate de cuivre anhydre ;
- ☐ avec de l'eau de chaux ;
- ☐ par chauffage. (On observe la vapeur d'eau qui se dégage.)

b. Le papier-pH sert :
- ☐ à mesurer l'acidité d'une solution ;
- ☐ à détecter la présence de colorants ;
- ☐ à tester la présence de graisses.

c. Le test à la liqueur de Fehling sert à caractériser la présence de :
- ☐ chlorure de sodium ;
- ☐ glucose ;
- ☐ tous les sucres.

4 Apprendre à rédiger

Faire une phrase pour définir ce qu'est :
– une espèce chimique naturelle
– une espèce chimique synthétique.

5 Savoir-faire expérimental

Le test au dioxyde de carbone s'effectue grâce à l'eau de chaux.
a. Rédiger un court protocole expliquant comment tester la présence de dioxyde de carbone dans une boisson gazeuse du commerce.
b. Qu'observe-t-on quand le test est positif ?

JE M'ENTRAÎNE

Observations et tests

6 ◊ Prendre une pomme.
a. Dresser un tableau pour regrouper l'ensemble des observations tirées de l'usage des cinq sens.
b. Proposer une série de tests pour vérifier les conclusions auxquelles on peut aboutir.

7 ◊ Avec un robot ménager, on prépare un jus de carottes.
a. Quelles observations peut-on faire en utilisant ses cinq sens ?
b. Quels tests peut-on réaliser pour vérifier ces observations ?
c. Conclure en caractérisant le jus de carottes.

8 ◊ On dispose d'une solution diluée d'éthanal (ou acétaldéhyde).
On trempe dans une solution une mouillette de papier filtre et on l'agite. Une odeur de pomme se répand dans la salle.
Que peut-on en conclure sur la composition chimique d'une pomme ?

EXERCICE À CARACTÈRE EXPÉRIMENTAL

9 ◊ Se procurer du sirop de menthe verte et quelques brins de laine écrue.
– Placer la laine et le sirop dans une petite casserole.
– Faire bouillir le tout pendant quelques minutes en faisant attention à ne pas se brûler.
– Retirer la casserole du feu et laisser refroidir la solution. Sortir les brins de laine.
a. Observer les brins de laine et la solution contenue dans la casserole.
b. Quelle conclusion tirer de ces observations ?

10 ◊◊ Les lessives liquides sont des produits du commerce qu'il ne faut ni mettre en contact avec la peau, ni goûter.
a. Quelles observations peut-on faire, sans danger, avec une lessive liquide ?
b. Quels tests peut-on envisager pour vérifier les conclusions tirées de ces observations ?
c. La présence de bulles s'explique par des gaz dissous dans la solution. Quel(s) peu(ven)t être ce(s) gaz ?

Étiquettes de produits

11 ♦♦ L'étiquette photographiée ci-dessous est celle d'une margarine du commerce.

a. Citer les ingrédients qui semblent naturels et ceux qui semblent synthétiques.
b. Qu'est-ce qu'une huile végétale ?
c. Comment pourrait-on définir une huile végétale hydrogénée ? Sachant qu'une huile est liquide et que, par hydrogénation, on forme une graisse, pourquoi fait-on cette opération ?
La margarine est-elle un produit naturel ou de synthèse ?
d. Qu'est-ce qu'un *conservateur* ?
e. Qu'est-ce qu'un *émulsifiant* ?

12 ♦♦ L'étiquette photographiée ci-dessous est celle d'un déboucheur d'évier (Destop®).

a. Quel signifient les adjectifs *corrosif* et *caustique* ?
b. Rechercher la signification des deux pictogrammes figurant sur l'étiquette.
c. Rechercher la formule de l'hydroxyde de sodium (ou soude).
d. Rechercher par quel mécanisme l'hydroxyde de sodium attaque les tissus humains.

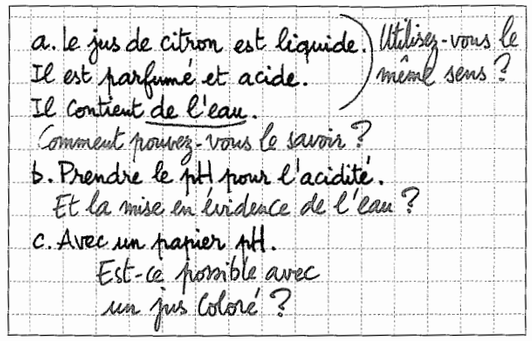
13 Exercice de correction

Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé

On se propose d'effectuer l'analyse d'un jus de citron.
a. En utilisant les sens, quelles observations fait-on ?
b. Quels tests permettent de vérifier et compléter ces observations?
c. Comment mettre en évidence l'acidité du jus ?

Solution annotée d'un élève



JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

14 ♦♦ Les éponges marines sont des squelettes d'animaux marins. Elles sont pêchées en mer puis traitées pour éliminer le calcaire qu'elles contiennent.
Les éponges artificielles sont fabriquées à partir de pâte à bois et formées de cellulose.
a. Avec ces renseignements, peut-on répondre à la question suivante : les éponges marines et les éponges artificielles sont-elles constituées de la même substance chimique ?
b. Pourquoi leur donne-t-on le même nom ?

15 ♦♦♦ Le coefficient d'extension d'un fil mesure le rapport entre l'allongement du fil étiré au maximum et sa longueur lorsqu'il n'est soumis à aucune action.
a. En effectuant une recherche sur Internet ou dans une encyclopédie, trouver le coefficient d'extension du fil d'une toile d'araignée.
b. Rechercher le coefficient d'extension du *Kevlar*, fibre artificielle de haute technologie fabriquée par l'entreprise américaine Dupont de Nemours.
c. Comparer les valeurs.
d. Les chimistes sont parvenus à produire des fibres aux propriétés assez voisines de celles des toiles d'araignée. Quel est l'intérêt d'une telle synthèse ?

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

Quel est le gaz dissous dans les boissons pétillantes du commerce?

Les techniques d'extraction

CHAPITRE 14

OBJECTIFS

SAVOIR-FAIRE

Expérimentaux

- Reconnaître et nommer la verrerie de laboratoire.
- Utiliser une ampoule à décanter, un dispositif de filtration, un appareil de chauffage dans les conditions de sécurité.
- Mettre en œuvre une technique d'extraction.

Théoriques

- Interpréter les informations de l'étiquette d'un flacon (risques, sécurité, paramètres physiques).
- S'informer sur les risques et les consignes de sécurité à respecter lors des manipulations, en particulier des solvants organiques.

Champ de lavande dans le Midi de la France. Des fleurs de lavande, on extrait des huiles essentielles pour la parfumerie.

1 PARFUMS, ARÔMES ET COLORANTS

Fig. 1. Le carmin est un colorant rouge vif extrait de la cochenille (un insecte).

1.1. Une longue histoire

Depuis la plus haute Antiquité, l'homme utilise des colorants, des parfums et des arômes à des fins alimentaires, décoratives ou cosmétiques. Ceux-ci ont d'abord été extraits de produits naturels, d'origine animale ou végétale (fig. 1).

Parmi les substances ainsi extraites, les **huiles essentielles** sont des substances aromatiques volatiles et facilement inflammables.

1.2. Les techniques d'extraction

Les techniques d'extraction sont nombreuses et leur mise en œuvre plus ou moins facile.

- Le **pressage** (ou expression) : cette opération consiste à « faire sortir » un produit en exerçant une pression (fig. 2). Les Égyptiens écrasaient des fleurs pour extraire des arômes ou des parfums ; il en est de même quand on presse une orange pour en extraire le jus.
- La **décoction** : on place des plantes dans de l'eau froide et on porte le tout à ébullition. *Exemples* : décoction d'écorce de noyer servant à la teinture, décoction de queues de cerise…
- L'**infusion** : on laisse tremper des végétaux finement divisés dans de l'eau bouillante de façon à y dissoudre les principes actifs. *Exemples* : thé, tisanes…
- La **macération** : on laisse séjourner, à froid, une substance dans un liquide pour en extraire les constituants solubles. *Exemples* : macération de fruits dans l'alcool, préparation de liqueurs par macération de racines et de feuilles dans l'alcool…
- L'**enfleurage** : on étale des pétales de fleurs sur de la graisse (fig. 3). Celle-ci extrait les parfums et les odeurs de la plante et, une fois saturée, elle est traitée à l'alcool. On distingue l'enfleurage à froid (pour les plantes délicates : jasmin, violette, tubéreuse) de l'enfleurage à chaud (la graisse est chauffée entre 60 et 70 °C).

Fig. 2. Le pressage est une technique d'extraction très ancienne (ici, pressage d'olives pour obtenir de l'huile).

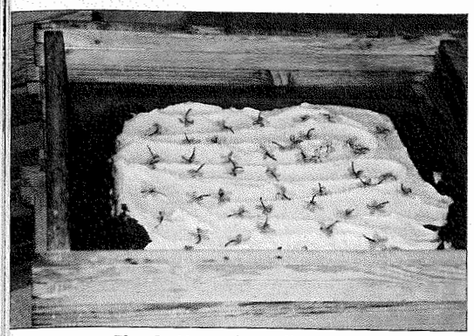


Fig. 3. Une palette d'enfleurage.

REMARQUE

Jusqu'au 19e siècle, les graisses parfumées étaient utilisées telles quelles. Il fallut attendre l'usage courant de l'alcool (éthanol) pour pouvoir extraire les essences des graisses parfumées.

- L'**entraînement à la vapeur** (ou hydrodistillation) : les parfums de la plante sont entraînés par de la vapeur d'eau. Après condensation dans un réfrigérant, on obtient un distillat qui doit ensuite être traité. C'est l'un des procédés d'extraction les plus anciens, d'origine arabe.
- L'**extraction par solvant :** le produit de base (pétales de fleurs, plantes...) est mis en présence d'un solvant dans lequel l'espèce chimique à extraire se met en solution. C'est un procédé récent (19e siècle) car il fait appel à des produits organiques qui n'étaient pas connus auparavant.

Dans la suite, nous allons mettre en œuvre et étudier les deux dernières techniques.

2 L'EXTRACTION PAR SOLVANT

On se propose d'obtenir une solution contenant l'arôme du sucre vanillé (produit manufacturé du commerce). Pour cela, on dissout complètement le contenu d'un sachet de sucre vanillé dans 30 mL d'eau, puis on extrait l'arôme.

expérience

- *Étape 1 :* **dissoudre le contenu d'un sachet de sucre vanillé dans 30 mL d'eau (fig. 4 a).**
- *Étape 2 :* **ajouter 10 mL de dichlorométhane et agiter. Verser la totalité dans une ampoule à décanter et laisser reposer (fig. 4 b).**
- *Étape 3 :* **recueillir la phase organique (phase inférieure) (fig. 4 c). Ajouter du carbonate de potassium anhydre, agiter et laisser reposer.**
- *Étape 4 :* **filtrer et récupérer la solution (fig. 4 d). Sentir.**

Fig. 4a. Dissolution du contenu d'un sachet de sucre vanillé dans l'eau.

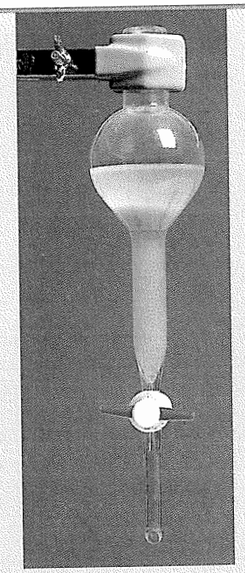


Fig. 4b. La phase supérieure est la phase aqueuse, la phase inférieure est la phase organique.

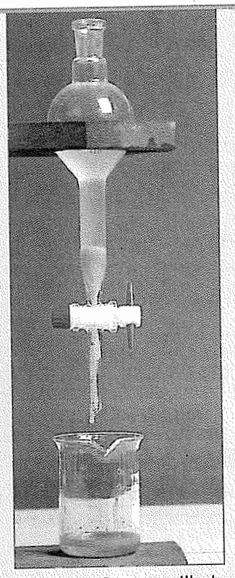


Fig. 4c. On recueille la phase organique (ici, la phase inférieure).

Fig. 4d. La solution filtrée contient l'arôme de vanille.

- **Étape 1** : Le produit de départ est la solution d'eau sucrée.
- **Étape 2** : Le solvant est le dichlorométhane, non miscible à l'eau, dans lequel l'extrait de vanille est très soluble. L'agitation favorise la dissolution dans le solvant. On laisse reposer dans l'ampoule à décanter pour obtenir la séparation des deux phases non miscibles (aqueuse et organique).
- **Étape 3** : On recueille la phase organique (ici, la phase inférieure). Le carbonate de potassium anhydre élimine l'eau qui subsiste après décantation.
- **Étape 4** : Après filtration (fig. 5), on récupère une solution contenant l'arôme du sucre vanillé.

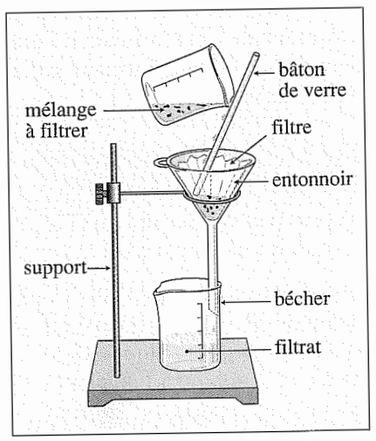


Fig. 5. Le liquide traverse le filtre alors que les particules solides sont arrêtées.

L'extraction par solvant consiste à dissoudre le produit recherché dans un solvant non miscible avec l'eau et à séparer la phase organique de la phase aqueuse.

REMARQUE

Si on met en présence deux liquides non miscibles de densités différentes, celui qui a la densité la plus petite se place au-dessus de l'autre. La densité de l'eau est par définition 1,00; celle du dichlorométhane 1,33.

3 L'ENTRAÎNEMENT À LA VAPEUR

On se propose d'extraire, par entraînement à la vapeur, l'huile essentielle des fleurs de lavande. Cette huile est un mélange dont le principal constituant est l'*acétate de linalyle*.

• **Entraînement à la vapeur** ou hydrodistillation (fig. 6).

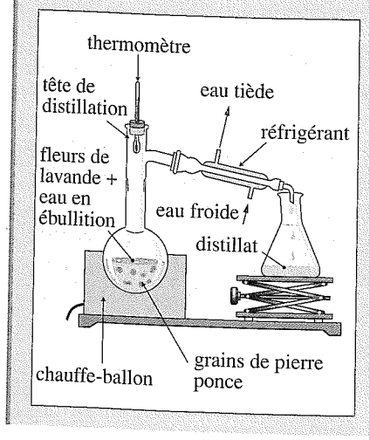
expérience

Construire le montage schématisé ci-dessous.

Introduire une dizaine de grammes de fleurs de lavande et 100 mL d'eau dans le ballon.

Chauffer et porter le mélange à ébullition.

Recueillir le distillat (75 mL environ) dans un becher ou un erlenmeyer.



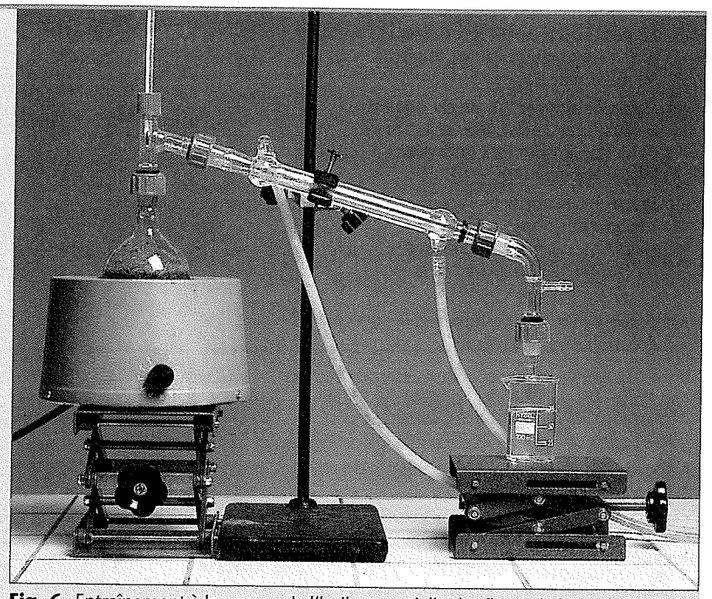


Fig. 6. Entraînement à la vapeur de l'huile essentielle des fleurs de lavande. Le ballon contient des fleurs de lavande et de l'eau. Il est relié à un réfrigérant descendant dont le rôle est de condenser les vapeurs qui y arrivent. Le produit obtenu s'appelle le distillat.

Interprétation ▶ En se vaporisant, l'eau entraîne avec elle les huiles essentielles contenues dans le produit brut. Les vapeurs arrivent dans le réfrigérant où la température est de l'ordre de 15 °C. Elle se condensent, c'est-à-dire qu'elles passent de l'état vapeur à l'état liquide. Dans cet état, elles s'écoulent dans le becher, formant le distillat. Celui-ci présente une forte odeur de lavande.

Dans un entraînement à la vapeur, on fait bouillir un mélange d'eau et du produit à extraire, puis on le condense dans un réfrigérant.

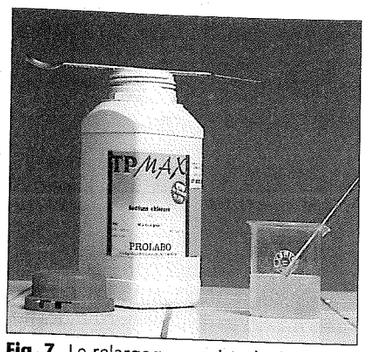


Fig. 7. Le relargage consiste à ajouter du sel au distillat.

• **Relargage** (fig. 7).

Les produits à extraire sont très peu solubles dans l'eau salée. L'opération appelée **relargage** consiste à ajouter du chlorure de sodium au distillat précédent. Après relargage, l'extraction sera plus facile.

Le relargage consiste à rendre des composés organiques moins solubles dans l'eau en ajoutant du chlorure de sodium.

• **Extraction** (fig. 8).

expérience

Étape 1 : verser le distillat dans une ampoule à décanter et ajouter 10 mL de cyclohexane. Agiter en purgeant régulièrement (afin d'évacuer les gaz qui se forment), puis laisser reposer (fig. 8 a).

Étape 2 : évacuer d'abord la phase aqueuse (phase inférieure), puis recueillir la phase organique (phase supérieure) dans un becher sec. Ajouter du carbonate de potassium anhydre, agiter et laisser reposer.

Étape 3 : filtrer et récupérer la solution (fig. 8 b). Sentir.

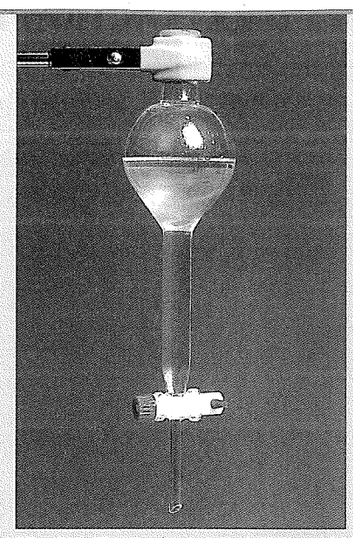


Fig. 8a. Deux phases apparaissent; la phase organique est la phase supérieure.

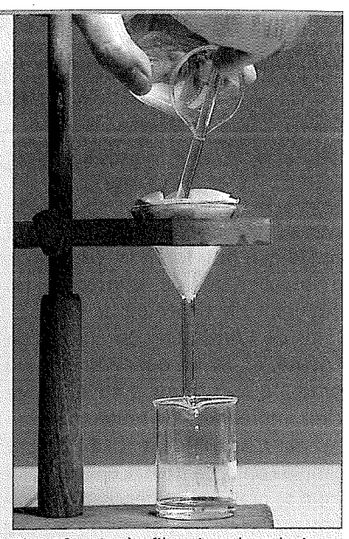


Fig. 8b. Après filtration, la solution obtenue contient l'acétate de linalyle.

• **Étape 1** : on fait une **extraction** par solvant (ici, le cyclohexane, de densité 0,78). En ouvrant régulièrement le robinet, on laisse s'échapper les gaz qui peuvent se former au cours de l'opération.

• **Étapes 2 et 3** : après avoir évacué la phase aqueuse (phase inférieure), on recueille la phase organique (phase supérieure), puis on élimine l'eau restante et on filtre. La solution obtenue contient de l'*acétate de linalyle*.

L'ESSENTIEL

■ On dit qu'on réalise l'**extraction** d'un produit contenu dans un mélange si on parvient à le « faire sortir » de ce mélange. Au cours de l'histoire, de nombreuses techniques ont été utilisées.

■ Dans l'**extraction par solvant**, on utilise un solvant dans lequel le produit à extraire est très soluble.

On met en présence le solvant et le mélange contenant le produit à extraire, ceux-ci étant non miscibles. Le produit passe en solution dans le solvant et on sépare les deux phases dans une **ampoule à décanter**.

■ Dans l'**entraînement à la vapeur**, l'ébullition du mélange d'eau et du produit à extraire crée un courant de vapeurs d'eau et du produit. On condense ce mélange pour obtenir un distillat qui doit ensuite être traité (par exemple, au moyen d'une extraction par solvant).

Mots-clés

- Extraction par solvant
- Ampoule à décanter
- Phase organique
- Entraînement à la vapeur
- Phase aqueuse
- Filtration
- Relargage

▶Voir Lexique page 332

LES TECHNIQUES D'EXTRACTION EN PARFUMERIE

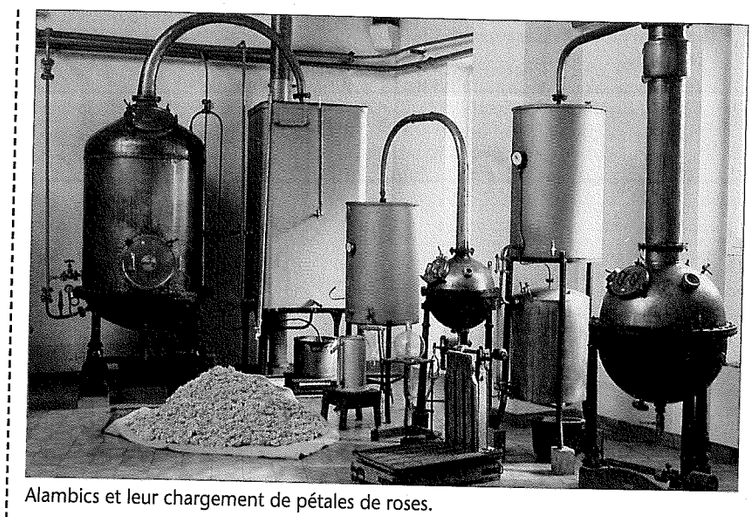
Si de nos jours la synthèse chimique permet d'obtenir des molécules odorantes inédites, l'essentiel de la palette du parfumeur lui est fourni par le monde végétal.

L'enfleurage

Cette technique repose sur la propriété que possèdent les corps gras d'absorber et de conserver les odeurs. La majeure partie des parfums de l'Antiquité, en Orient, en Égypte, en Grèce ou à Rome, a été produite sous forme d'huiles ou de cires imprégnées de senteurs extraites par macération à chaud ou par simple contact à froid. L'enfleurage à froid se pratique en déposant délicatement les fleurs une à une sur des plaques de verre, recouvertes de graisse purifiée, que l'on superpose dans des châssis de bois. On renouvelle chaque jour les fleurs pendant un mois. La graisse est ensuite fondue et traitée pour conduire à une pommade parfumée.

Cette technique de l'enfleurage nécessitant une importante main-d'œuvre n'est plus guère pratiquée qu'avec des fleurs très fragiles comme le jasmin ou la tubéreuse.

Il faut 3 à 4 tonnes de pétales de roses pour produire 1 kg de concrète !



Alambics et leur chargement de pétales de roses.

La distillation

Pratiquée 1 500 ans avant notre ère dans la vallée de l'Indus (en Inde), cette technique est parvenue en Europe vers la fin du 10e siècle grâce aux Arabes.

Elle consiste à chauffer dans un récipient ouvert, appelé **alambic**, la matière végétale à extraire avec de l'eau. La vapeur d'eau se charge des substances odorantes libérées par les cellules végétales dont les parois éclatent sous l'action de la chaleur.

Condensée dans un réfrigérant à la sortie de l'appareil, elle conduit à un liquide hétérogène qui est recueilli dans un **essencier** ou **vase florentin** où s'opère la décantation du distillat. L'**huile essentielle** où sont concentrées les substances odorantes surnage, tandis que la phase aqueuse est recueillie à la partie inférieure. Cette dernière peut contenir des substances odorantes si elles sont hydrosolubles ; elle constitue alors une **eau odorante** ou **eau aromatique** (comme l'eau de rose ou l'eau de fleur d'oranger).

L'extraction par solvant volatil

C'est une méthode plus récente, très efficace et particulièrement bien adaptée aux végétaux fragiles. Elle consiste à traiter la matière première par un solvant organique (comme l'hexane, l'éther de pétrole, le toluène...) dont la circulation finit par extraire la totalité des substances odorantes. L'évaporation du solvant conduit à un résidu nommé **concrète**. Cette dernière, reprise à l'alcool à 95°, conduit après élimination des espèces insolubles par filtration puis évaporation du solvant à l'**absolue**. Ce procédé est notamment utilisé pour la rose, le jasmin, la violette. À partir de 3 à 4 tonnes de pétales de roses cueillies manuellement, on produit 1 kg de concrète qui atteint un prix considérable. De même il faut traiter 1 tonne de pétale de jasmin (soit 1 million de fleurs !) pour obtenir 3 kg de concrète, lesquels conduisent à 1,5 kg d'absolue.

Exploitation ▸ p. 176 ● ex. 19

Extraction par solvant

Énoncé

L'amande amère est caractérisée par un arôme très particulier souvent utilisé en pâtisserie et dans certaines boissons. Le produit naturel a un coût de revient élevé. Pour cette raison, on utilise souvent un produit de synthèse : le benzaldéhyde.

On se propose d'extraire le benzaldéhyde contenu dans du sirop d'orgeat (solution aqueuse). Pour cela, on établit un protocole opératoire en s'aidant des données ci-après.

a. Quel solvant utiliser pour réaliser l'extraction ? Comment procéder ?

b. Comment faire pour récupérer la solution contenant le produit extrait ?

c. Faire un dessin de l'opération en indiquant où se situent les phases aqueuse et organique.

	eau	alcool	éther
densité	1,0	0,80	0,71
solubilité du benzaldéhyde	soluble	très soluble	très soluble
miscibilité à l'eau	–	miscible en toutes proportions	non miscible

POINT MÉTHODE

Choisir un solvant et réaliser une extraction

1. Les conditions suivantes doivent être remplies :
– Le solvant doit être liquide à la température où on réalise l'extraction.
– Il doit être non miscible à la phase qui contient initialement le produit à extraire.
– Le produit à extraire doit être très soluble dans le solvant.

2. Une fois l'opération d'extraction réalisée, l'ampoule à décanter contient deux phases : une phase aqueuse et une phase organique formée du solvant et du produit extrait.

Toujours se poser la question : *Le produit extrait est-il dans la phase supérieure ou dans la phase inférieure ?*

C'est la densité du solvant qui donne la réponse. Si la densité est inférieure à 1 (cas le plus fréquent ; exemple : cyclohexane $d = 0{,}78$), la phase organique est au-dessus de la phase aqueuse et le produit extrait est dans la phase supérieure. Si la densité est supérieure à 1 (cas de quelques solvants ; exemple : dichlorométhane $d = 1{,}33$), la phase organique est en dessous de la phase aqueuse et le produit extrait est dans la phase inférieure.

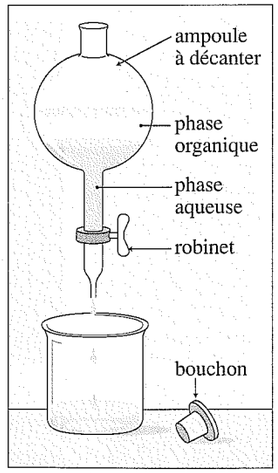
Solution

a. ● Le benzaldéhyde est très soluble dans l'éther et dans l'alcool. De ces deux espèces, seule l'éther est non miscible à l'eau contenue dans le sirop. On utilise donc l'**éther** comme solvant.

● On verse du sirop dans un becher et on rajoute de l'éther. On agite soigneusement avec une tige de verre. Le benzaldéhyde passe dans la phase organique.

b. On verse le contenu du becher dans une ampoule à décanter, on agite et on laisse reposer. La phase organique, moins dense, se place au-dessus.

On élimine la phase aqueuse située au-dessous en la laissant s'écouler. On recueille ensuite la solution éthérée qui contient l'extrait.



Commentaires

Le tableau vous indique qu'on a le choix entre l'alcool et l'éther comme solvant.

$d_{éther} = 0{,}71 < d_{eau} = 1{,}0$. L'éther est moins dense que l'eau.

Pour faire écouler le liquide de l'ampoule, il faut penser à enlever le bouchon.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

Pour faire une décoction, on porte l'eau dans laquelle sont plongés les végétaux à ... .
Le thé se prépare par ... .
Deux méthodes très utilisées pour une extraction sont l'... à la ... et l'extraction par ... .
Lors d'une extraction, l'opération qui consiste à ajouter du sel dans une solution aqueuse s'appelle le ... .

2 Vrai ou faux ?

a. Lors d'une décantation, le liquide le plus dense est au-dessus ..... V F
b. Lors d'un entraînement à la vapeur, l'huile essentielle reste dans le ballon ..... V F
c. Lors d'une extraction par solvant, il faut que le solvant organique soit non miscible à l'eau ..... V F
d. Un entraînement à la vapeur est toujours suivi d'une extraction ..... V F

3 QCM

a. Laisser macérer une plante consiste à réaliser l'opération suivante :
- ☐ la presser pour en « faire sortir » un produit ;
- ☐ la laisser séjourner à froid dans un liquide ;
- ☐ l'étaler sur de la graisse.

b. Parfois, l'enfleurage à chaud est impossible :
- ☐ parce qu'il y a risque d'explosion ;
- ☐ parce que certaines plantes sont trop fragiles ;
- ☐ parce que le procédé est trop lent.

c. On peut réaliser une décantation avec deux liquides différents :
- ☐ s'ils sont non miscibles ;
- ☐ s'ils ont des densités différentes ;
- ☐ s'ils sont non miscibles et de densités différentes.

4 Apprendre à rédiger

Définir les termes suivants : entraînement à la vapeur, distillat, relargage, décantation, phase aqueuse, phase organique.

5 Savoir-faire expérimental

À la cuisine, le saucier a confectionné une vinaigrette avec de l'huile, du vinaigre et du sel.
a. Est-il possible de séparer l'huile du vinaigre (qui a dissous le sel) ?
Comment faire au laboratoire ? à la cuisine ?
b. La première séparation étant effectuée, est-il possible de séparer le sel du vinaigre ?

JE M'ENTRAÎNE

6 ♦ On introduit dans une ampoule à décanter un mélange d'eau et de cyclohexane.
a. Faire un schéma de l'ampoule à décanter contenant les deux phases.
b. Quelle est la phase supérieure ?
c. Pourquoi doit-on enlever le bouchon pour effectuer la coulée ?

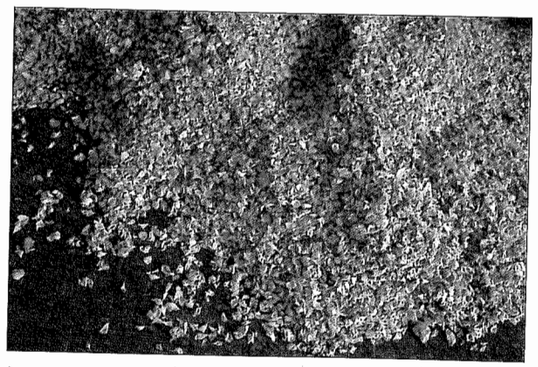
Donnée :
Densité du cyclohexane : d = 0,78.

7 ♦ Dans une ampoule à décanter, on introduit une solution aqueuse et une solution organique. On ajoute du chlorure de sodium avant d'agiter. Pourquoi ? Faire le schéma de l'ampoule.

Donnée :
Densité de la phase organique : d = 0,92.

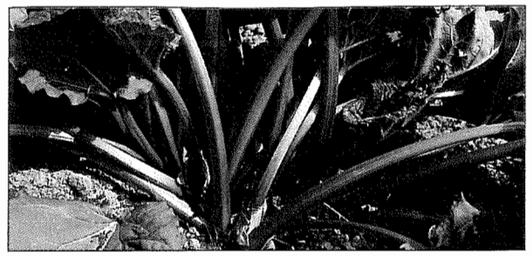
8 ♦♦ L'huile essentielle extraite de l'orange contient du *limonène*. Lors de l'extraction, on utilise le cyclohexane comme solvant.
a. Faire un schéma de l'ampoule à décanter contenant les phases aqueuse et organique.
b. Sachant que la phase organique a une densité proche de $d = 0,84$, expliquer comment procéder pour recueillir la phase contenant le limonène.

9 ♦ L'essence de rose est obtenue par extraction à l'hexane. Après évaporation du solvant, on obtient l'essence concrète. Sa masse représente 0,25 % de la masse des pétales.



À Grasse (Alpes Maritimes), capitale française du parfum, on produit annuellement 800 kg d'essence concrète.
Quelle est la quantité de pétales de roses nécessaire à cette production ?

10 ♦♦ Les racines de rhubarbe contiennent un principe actif : l'*acide chrysophanique* qui permet de teindre les fibres textiles en jaune orangé.



On dispose des produits suivants : l'acétone, le benzène (insoluble dans l'eau) et l'acide acétique (miscible à l'eau). L'acide chrysophanique est soluble dans le benzène, l'acide acétique et l'eau. Il est insoluble dans l'acétone. Quel produit choisir pour faire une extraction par solvant ? Justifier.
Remarque : les trois produits cités sont dangereux et ne doivent être manipulés qu'en respectant les consignes de sécurité.

11 ♦♦ **a.** Faire un schéma annoté d'un montage d'entraînement à la vapeur (hydrodistillation).
b. Quel est le rôle de la vapeur d'eau produite au cours de l'ébullition ?
c. Quel est le rôle du réfrigérant ?

12 ♦♦♦ En recherchant dans une encyclopédie, sur un cédérom ou sur Internet, faire correspondre les huiles essentielles et les végétaux suivants.
Huiles essentielles : géraniol, eugénol, anéthole, indole, limonène, citral.
Végétaux : anis, clous de girofle, verveine, citron, fleur de jasmin, géranium.

13 Exercice de correction

Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé

- *L'eugénol est très peu soluble dans l'eau et très soluble dans l'alcool et dans l'éther.*
- *L'alcool est miscible à l'eau en toutes porportions et l'éther est non miscible à l'eau.*

On a effectué un entraînement à la vapeur pour extraire l'eugénol contenu dans les clous de girofle.
a. Une partie du distillat est traitée par de l'alcool. L'extraction de l'eugénol est-elle possible ? Pourquoi ?
b. Une autre partie du distillat est traitée par de l'éther. L'extraction de l'eugénol est-elle possible ? Pourquoi ?
Quel appareil de chimie faut-il utiliser ?

Solution annotée d'un élève

a. Oui, l'extraction est possible car l'eugénol est très soluble dans l'alcool. Non, car l'alcool est miscible à l'eau.
b. Oui, car l'eugénol est très soluble dans l'éther. Et parce que l'éther n'est pas miscible à l'eau.
Il faut utiliser un (appareil) à décanter.
Vocabulaire ?

JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

14 ♦♦ La menthone est le principe actif d'huiles essentielles extraites de diverses variétés de menthe.
Une préparation préliminaire fournit la solution aqueuse renfermant la menthone.
Cette solution est introduite dans une ampoule à décanter en présence de toluène.
Le tableau ci-dessous fournit quelques données.

	Solubilité dans l'eau	Solubilité dans le toluène	Densité
Toluène	très faible	–	0,87
Menthone	faible	forte	0,89
Eau	–	–	1,0

a. En utilisant les données du tableau, justifier l'usage du toluène.
b. Dans l'ampoule à décanter, où se situe la phase contenant la menthone ?
c. Expliquer comment on doit procéder pour obtenir la phase contenant la menthone.

15 ♦♦ Le principe actif contenu dans l'huile essentielle extraite des clous de girofle par entraînement à la vapeur est à plus de 80 % de l'*eugénol*.
En s'appuyant sur les données du tableau, proposer un protocole d'extraction de l'eugénol.

Données :

	Densité	Solubilité de l'eugénol
Eau	1,00	très peu soluble
Eugénol	1,07	–
Dichlorométhane	1,33	très soluble

EXERCICES À CARACTÈRE EXPÉRIMENTAL

16 ♦♦ On se propose d'extraire les composés odorants contenus dans l'écorce d'orange. Pour cela, on réalise les opérations suivantes.

- On pèle finement quelques oranges et on broie avec un robot ménager les zestes ainsi obtenus.
- On place les zestes dans un erlenmeyer, on y ajoute du cyclohexane et on laisse macérer pendant 30 minutes en agitant de temps en temps.
- On filtre le mélange ; le filtrat contient les composés odorants extraits du zeste d'orange.

a. Quel est le rôle du cyclohexane ? Que se passe-t-il durant la macération ?
b. Faire le schéma de la filtration. Quel est le but de cette opération ?

17 ♦♦♦ Pour extraire l'anéthole de l'anis étoilé, on réalise les opérations suivantes.
1. On broie avec un robot ménager de l'anis étoilé et on place la poudre obtenue dans un erlenmeyer avec du dichlorométhane sous la hotte. On ajoute un barreau aimanté et on agite pendant une demi-heure sur un agitateur magnétique.
Quel est le rôle du dichlorométhane ? À quelle catégorie de «produits» appartient-il ?
2. On filtre le mélange et on récupère le filtrat dans un bécher.
Faire un schéma de la filtration. Quel est le but de cette opération ?
3. On verse le filtrat dans une ampoule à décanter et on ajoute de l'eau ; on agite et on laisse reposer.
a. Comment se nomme cette dernière opération ?
b. La densité du dichlorométhane est $d = 1{,}33$. Situer la phase aqueuse et la phase organique dans l'ampoule à décanter. Faire un schéma.
c. Dans quelle phase se situe l'anéthole, composé organique ? Comment doit-on procéder pour obtenir cette phase ?
4. On ajoute dans la phase organique quelques cristaux de chlorure de calcium anhydre.
Quel est le but de cette opération ?

18 ♦♦♦ **1. Entraînement à la vapeur**
Pour préparer l'huile essentielle de l'écorce d'orange, on pèle des oranges et on broie les zestes obtenus avec un robot ménager. On désire ensuite effectuer l'entraînement à la vapeur (ou hydrodistillation).
Faire le schéma du dispositif à utiliser et nommer les appareils. Où l'huile essentielle apparaît-elle ?

2. Relargage et décantation
a. Le distillat obtenu par entraînement à la vapeur est un liquide trouble : il est formé d'une émulsion de gouttelettes huileuses dans l'eau.
On ajoute dans le distillat du chlorure de sodium solide. Comment s'appelle cette opération ? Quel est son but ?
b. On verse le distillat ainsi traité dans une ampoule à décanter.
– Qu'observe-t-on ? Faire un schéma.
– Où se situe la phase organique ? Pourquoi ?
– Où se trouvent les composants extraits des écorces d'orange ?
– Comment doit-on procéder pour recueillir la phase organique ?

3. Séchage et filtration
On ajoute quelques grains de sulfate de magnésium anhydre dans la phase organique recueillie précédemment afin de la dessécher et on filtre pour obtenir l'huile essentielle.
a. Faire un schéma de la filtration
b. Quel est le but de cette opération ?

EXERCICE À CARACTÈRE DOCUMENTAIRE

19 ♦♦♦ **Les techniques d'extraction en parfumerie**

Lire ▶ p. 172 ● répondre aux questions

a. Dans la technique de l'enfleurage, le contact de la graisse avec la fleur est-il indispensable ?
b. Pourquoi la technique de l'enfleurage est-elle de plus à plus souvent supplantée par celle de l'extraction par solvants volatils ?
c. Représenter un essencier en précisant la nature des phrases après décantation.
d. Quelle différence y a-t-il ente une «concrète» et une «absolue» ? Comment les obtient-on ?

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

Dans un réfrigérateur, on a placé côte à côte une coupelle de beurre et un oignon coupé en deux. Quel est le goût du beurre ? Pourquoi ?

CHAPITRE 15

Séparation et identification d'espèces chimiques

OBJECTIFS

SAVOIRS

- À l'aide d'un tableau de données (températures de changement d'état, solubilités, masses volumiques), à pression atmosphérique et pour une température connue :
  – prévoir l'état physique d'une espèce chimique ;
  – choisir un solvant approprié pour faire une extraction ;
  – prévoir le liquide surnageant dans un système constitué de deux liquides non miscibles.

SAVOIR-FAIRE

Expérimentaux

- Réaliser une chromatographie sur couche mince.

Ces flacons contiennent des essences odorantes extraites de fleurs. Ce sont des mélanges que l'on peut séparer en espèces chimiques pures.

1 LA CHROMATOGRAPHIE

La **chromatographie** est une méthode utilisée pour la séparation d'espèces chimiques.

1.1. Chromatographie sur couche mince (C.C.M.)

A. Une expérience de migration

expérience

- Verser, dans deux bechers identiques, des quantités égales de sirop de menthe dans l'un et d'eau pure dans l'autre.
- Préparer deux bandelettes étroites de papier buvard (fig. 1a).
- Plonger la première bandelette dans le sirop de menthe et la seconde dans l'eau (fig. 1b).

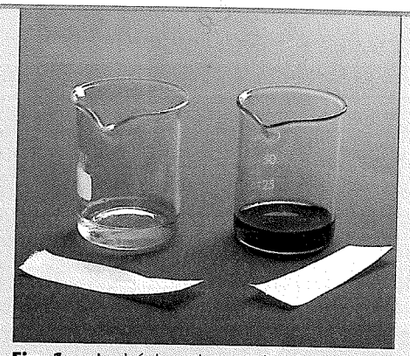


Fig. 1a. Le bécher de gauche contient de l'eau, celui de droite du sirop de menthe.

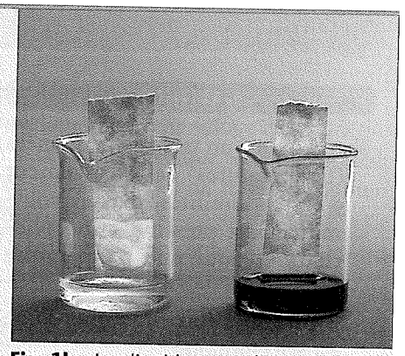


Fig. 1b. Les liquides ne s'élèvent pas à la même vitesse le long du buvard : l'eau s'élève beaucoup plus vite que le sirop de menthe.

Observations ▶ Les deux liquides montent progressivement le long du buvard, mais à des vitesses différentes (fig. 1b).

Interprétation ▶ L'ascension des liquides, ou **migration**, repose sur un phénomène physique appelé **capillarité.** La vitesse de déplacement des liquides dépend de leur nature.

B. Principe de la chromatographie

Le principe de la chromatographie repose sur la propriété mise en évidence dans l'expérience précédente avec le sirop de menthe et l'eau : **plusieurs substances mobiles migrent par rapport à un support fixe à des vitesses différentes.**

On peut par ce moyen simple séparer les constituants d'un mélange, identifier une substance par comparaison à une autre ou vérifier sa pureté.

Il existe plusieurs façons de réaliser une chromatographie. Nous nous intéresserons uniquement cette année à la **chromatographie sur couche mince** (C.C.M.).

C. Mise en œuvre expérimentale

Le mélange à séparer est d'abord déposé sur une **phase fixe.**

Puis, il est entraîné par capillarité par un solvant approprié : la **phase mobile.**

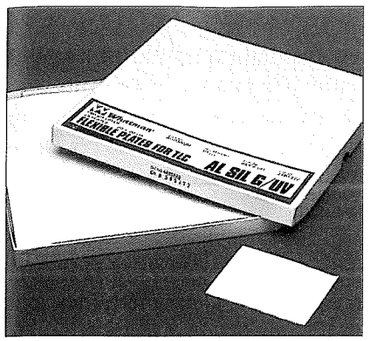


Fig. 2. Le gel de silice, déposé sur une plaque d'aluminium, constitue la phase fixe.

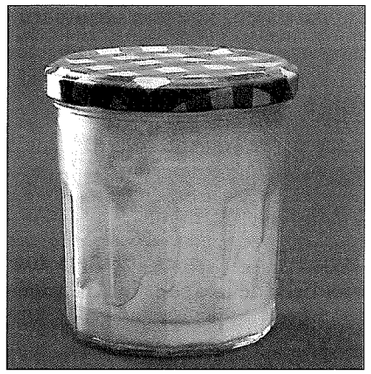


Fig. 3. Préparation de la cuve à élution. Un pot à confiture avec système de fermeture donne de bons résultats.

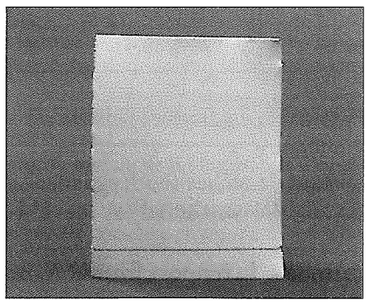


Fig. 4. Le trait horizontal au crayon est la ligne de base.

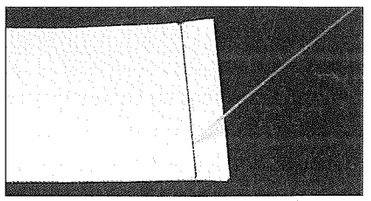


Fig. 5. Les gouttes sont déposées juste au-dessus de la ligne de base en respectant des espacements voisins de 1 cm.

1.2. Phase fixe, phase mobile et séparation du mélange

- On dépose une mince couche de gel de silice sur une plaque d'aluminium (fig. 2). Le gel de silice constitue la **phase fixe,** ou phase stationnaire, sur laquelle le mélange à séparer est disposé.
- La **phase mobile,** ou **éluant**, est un solvant dans lequel les constituants du mélange sont plus ou moins solubles. Elle migre le long de la phase fixe, entraînant avec elle le mélange à séparer.
- La séparation du mélange s'effectue lors de la migration de la phase mobile. Elle s'explique par un double phénomène :

– les constituants du mélange ont des solubilités différentes dans l'éluant ;

– les constituants du mélange sont adsorbés différemment sur le gel de silice (ils ne sont pas « retenus » de la même manière par le gel de silice).

Un constituant du mélange est d'autant plus rapidement entraîné par l'éluant qu'il est plus soluble dans ce dernier et moins adsorbé sur la phase fixe.

1.3. Chromatographie de l'huile essentielle de lavande

On dispose des trois substances suivantes :

– huile essentielle extraite des fleurs de lavande (en solution dans le dichlorométhane) préparée au chapitre 14;

– linalol en solution dans le dichlorométhane ;

– acétate de linalyle en solution dans le dichlorométhane.

Cette dernière substance servira de référence.

A. Préparation de la cuve à élution

L'éluant (ici, le dichlorométhane) est versé dans la cuve à élution sur une hauteur de 7 mm environ.

On ferme hermétiquement la cuve au moyen d'un couvercle et cette cuve doit être saturée par des vapeurs de l'éluant (fig. 3). Pour améliorer la diffusion de celles-ci, on place dans la cuve un morceau de papier filtre imbibé d'éluant. On attend une dizaine de minutes.

B. Préparation de la plaque

On découpe une plaque de dimensions 5 cm × 7 cm.

La plaque doit être manipulée avec précaution pour éviter d'y laisser des traces de doigts.

On trace au crayon un trait horizontal à 1 cm du bord inférieur de la plaque : c'est la **ligne de base** (fig. 4).

C. Dépôt des échantillons

À l'aide de tubes capillaires, on dépose une microgoutte de chacune des trois substances, juste au-dessus de la ligne de base, en respectant un espacement d'environ 1 cm, d'une part, entre chaque goutte et, d'autre part, entre les gouttes et les bords de la plaque (fig. 5). On laisse sécher.

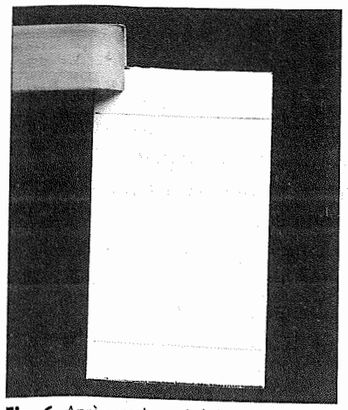


Fig. 6. Après avoir retiré la plaque, on marque au crayon la hauteur atteinte par le solvant.

D. Élution

On place la plaque dans la cuve en s'assurant que l'éluant n'atteint pas les échantillons déposés et on attend la montée de l'éluant.
Quand le front de l'éluant arrive à environ 1 cm du bord supérieur de la plaque, on retire celle-ci délicatement. On repère au crayon le **front du solvant** et on laisse sécher la plaque (fig. 6).

E. Révélation

Si les composants ne sont pas naturellement colorés, il faut faire apparaître les taches qui leur correspondent. Deux méthodes sont possibles : révélation à la lampe aux ultraviolets ou révélation à l'aide d'un produit chimique.
On plonge ici la plaque dans un flacon, par exemple un pot à confiture avec système de fermeture et contenant du sable et du diiode ; on entoure au crayon les taches qui apparaissent : c'est le **chromatogramme** (fig. 7).

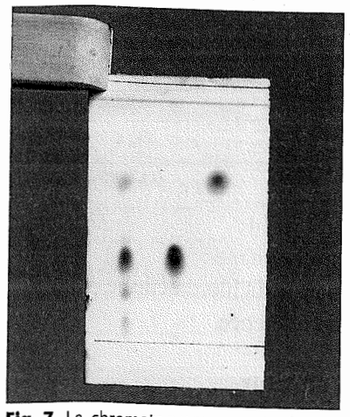


Fig. 7. Le chromatogramme est obtenu après révélation des différentes taches. De gauche à droite : huile essentielle de lavande, linalol et acétate de linalyle.

F. Analyse du chromatogramme

• On mesure la hauteur H parcourue par le solvant et la hauteur h atteinte par chaque tache. L'espèce présente dans une tache est caractérisée par son **rapport frontal** R_f défini par : $R_f = \frac{h}{H}$.

L'analyse du chromatogramme figure 7 fournit les résultats suivants (de gauche à droite : huile essentielle de lavande, linalol et acétate de linalyle) :
– hauteur parcourue par le solvant : $H = 5{,}8$ cm ;
– rapport frontal du linalol et de l'acétate de linalyle :

Substance	h (cm)	R_f
linalol	1,8	0,31
acétate de linalyle	3,6	0,63

• On compare alors les rapports frontaux des diverses substances à identifier avec celui du produit de référence.
Le chromatogramme comporte autant de taches (correspondant à des R_f différents) **que l'échantillon analysé contient d'espèces chimiques différentes.**
Pour une plaque et un éluant déterminés, **le rapport frontal R_f ne dépend que de la nature du corps présent** ; il est indépendant de la présence d'autres corps dans l'échantillon.

Deux corps présentant le même rapport frontal R_f sur la même plaque sont identiques.

• L'huile essentielle extraite de la lavande contient au moins quatre constituants (puisque le chromatogramme montre quatre taches).
Deux de ces taches sont au même niveau que les taches correspondant au linalol ($R_f = 0{,}31$) et à l'acétate de linalyle ($R_f = 0{,}63$). On peut donc en déduire que **l'huile essentielle extraite de la lavande contient du linalol et de l'acétate de linalyle**.

2 CARACTÉRISTIQUES PHYSIQUES

Une espèce chimique (corps pur) est caractérisée par des valeurs déterminées de certaines grandeurs physiques liées à cette espèce.

2.1. Grandeurs physiques utilisées

A. La couleur

En général, la couleur seule ne permet pas d'identifier un corps mais, quelquefois, la couleur bien particulière d'un corps permet de le classer à l'intérieur d'une catégorie précise d'espèces chimiques.

B. Les températures de fusion et d'ébullition

Les températures de changement d'état d'une espèce (température de fusion et température d'ébullition) dépendent de la pression. On doit donc préciser la valeur de la pression sous laquelle le changement d'état s'effectue ; on choisit la pression atmosphérique normale : $1{,}013 \times 10^5$ Pa.

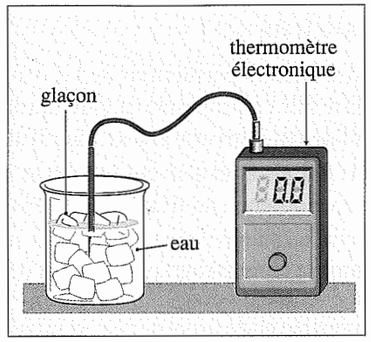


Fig. 8. Mesure de la température de fusion de l'eau : 0,0 °C.

• La **température de fusion** θ_f d'une espèce chimique est la température à laquelle elle passe de l'état solide à l'état liquide sous la pression de $1{,}013 \times 10^5$ Pa. À cette température, les états solide et liquide coexistent (fig. 8).

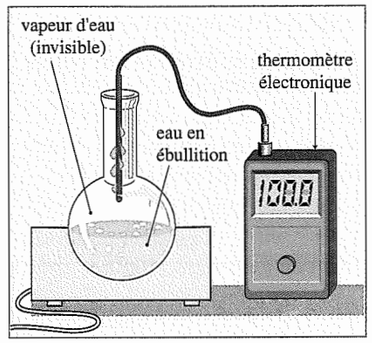


Fig. 9. Mesure de la température d'ébullition de l'eau ; la sonde du thermomètre est placée dans la vapeur surmontant le liquide en ébullition.

• La **température d'ébullition** $\theta_{éb}$ d'une espèce chimique est la température à laquelle elle passe de l'état liquide à l'état vapeur sous la pression de $1{,}013 \times 10^5$ Pa. À cette température, les états liquide et vapeur coexistent (fig. 9).

C. La densité

La densité par rapport à l'eau ou **densité *d* d'une espèce solide ou liquide** est une grandeur s'exprimant sans unité. Elle est égale au rapport de la masse de 1,0 L de l'espèce considérée à la masse de 1,0 L d'eau (dans les mêmes conditions).
Selon que la densité d'une espèce est plus grande ou moins grande que 1, elle est dite plus dense que l'eau ou moins dense que l'eau.

REMARQUE

Dans le cas des gaz, on définit la densité par rapport à l'air : rapport entre la masse de 1,0 L du gaz et la masse de 1,0 L d'air (volumes mesurés dans les mêmes conditions).

D. L'indice de réfraction

L'**indice de réfraction *n*** est une grandeur liée aux propriétés optiques de l'espèce considérée (voir chapitre 4). Par exemple, l'indice de l'eau est $n = 1{,}33$; celui du Plexiglas : $n = 1{,}50$ ...
L'indice d'une espèce chimique liquide se mesure très facilement avec un réfractomètre. Il existe des applications de cette propriété en viticulture : la teneur en sucre d'un jus de raisin se détermine en mesurant son indice de réfraction.

E. La solubilité

On évalue en général la solubilité d'une espèce chimique dans l'eau (cependant, pour les espèces insolubles dans l'eau, d'autres solvants doivent être envisagés).

La **solubilité** s d'une espèce chimique est la masse maximale de cette espèce que l'on peut dissoudre pour obtenir 1,0 L de solution ; elle s'exprime en $\mathbf{g \cdot L^{-1}}$. Par exemple, la solubilité du chlorure de sodium NaCl dans l'eau est, à 20 °C : 360 $g \cdot L^{-1}$.

2.2. Utilisation des caractéristiques physiques

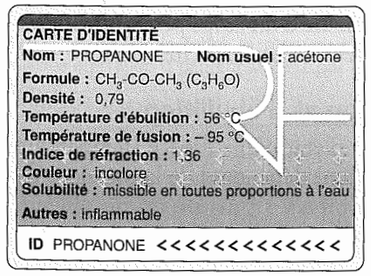


Fig. 10. Carte d'identité de la propanone.

• Les caractéristiques physiques des espèces permettent de les distinguer les unes des autres. Une liste des caractéristiques physiques d'une espèce constitue une **carte d'identité** de cette espèce (fig. 10).

• Le problème que doit résoudre le chimiste est souvent le suivant : comment identifier l'espèce chimique obtenue au terme d'une série d'opérations ?

Dans certains cas, un procédé comme la chromatographie permet de répondre à la question. Il est aussi possible de déterminer les caractéristiques physiques de l'espèce préparée et de procéder par comparaison avec celles d'espèces chimiques connues. L'identité d'un nombre suffisant de caractéristiques physiques permet de conclure en l'identité des deux espèces chimiques.

Grâce à ses caractéristiques physiques, on peut identifier une espèce chimique.

L'ESSENTIEL

■ La **chromatographie sur couche mince** est une méthode de séparation d'espèces chimiques.

Le mélange à séparer est déposé sur la phase fixe : le gel de silice. L'éluant constitue la phase mobile ; il entraîne les divers constituants plus ou moins vite. Un constituant est d'autant plus rapidement entraîné par l'éluant qu'il est plus soluble dans celui-ci et qu'il est moins adsorbé par la phase fixe.

En conséquence, le chromatogramme comporte autant de taches que le mélange contenait d'espèces différentes.

Une espèce chimique est caractérisée, dans une chromatographie déterminée, par une valeur du rapport frontal R_f.

■ Les caractéristiques physiques d'une espèce chimique sont, entre autres : sa couleur, sa température de fusion, sa température d'ébullition, sa densité par rapport à l'eau, son indice de réfraction, sa solubilité dans l'eau...

On peut identifier une espèce chimique produite au cours d'une série d'opérations en déterminant ses caractéristiques physiques et en les comparant à celles d'espèces chimiques connues.

Mots-clés

- **Chromatographie**
- **Phase mobile**
- **Chromatogramme**
- **Caractéristiques physiques**
- **Phase fixe**
- **Éluant**
- **Rapport frontal**

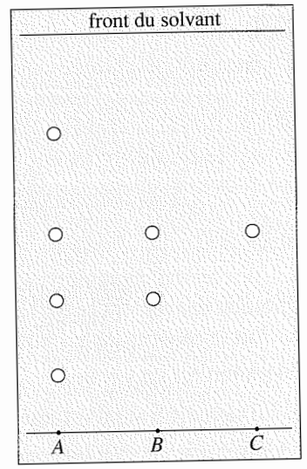
▶**Voir Lexique page 332**

EXERCICE RÉSOLU

Étude d'un chromatogramme

Énoncé

On désire faire l'analyse d'une eau de toilette citronnée. On procède par chromatographie en utilisant trois substances :
– l'eau de toilette ;
– une huile essentielle extraite de l'écorce d'un citron non traité et bien mûr ;
– une espèce chimique pure : le citral.
Le chromatogramme obtenu est représenté ci-contre.
Les échantillons sont repérés par des lettres : A (eau de toilette), B (huile essentielle de citron), C (citral).



a. Quels sont, parmi les produits utilisés, les produits purs ?

b. Existe-t-il des constituants communs à l'eau de toilette et au citron ? Si la réponse est oui, calculer le rapport frontal de ces constituants en utilisant le chromatogramme.

c. Calculer le rapport frontal du citral. Conclure.

POINT MÉTHODE

Analyser un chromatogramme

1. On réalise, en général, la chromatographie sur couche mince de plusieurs échantillons. Repérer avec soin chacun d'eux.

2. Observer la répartition des taches.

◉ Si le chromatogramme ne comporte qu'une seule tache, l'échantillon est une espèce chimique pure.

◉ Si le chromatogramme comporte plusieurs taches, l'échantillon contient plusieurs espèces chimiques (c'est un mélange).

◉ Si deux chromatogrammes comportent une tache à la même hauteur, ils contiennent la même espèce chimique.

3. Calculer les rapports frontaux. La hauteur de migration h d'une espèce et la distance H parcourue par le solvant se mesurent à partir de la ligne de base et vérifient la relation :

$$R_f = \frac{h}{H} \text{ (sans unité).}$$

Solution

a. L'eau de toilette et l'huile essentielle extraite de l'écorce de citron donnent plusieurs taches : ce sont des mélanges.
Le citral ne donne qu'une seule tache : c'est la seule espèce chimique pure.

b. L'eau de toilette et le citron donnent deux taches à la même hauteur de migration. Ces deux produits ont donc deux constituants communs.
Le front du solvant est situé à 6,0 cm de la ligne de base : $H = 6{,}0$ cm.
Les taches communes sont situées à 3,0 cm et 2,0 cm de cette ligne.
Les rapports frontaux valent :

$$R_{f_1} = \frac{3{,}0}{6{,}0} = 0{,}50 \; ; \; R_{f_2} = \frac{2{,}0}{6{,}0} = 0{,}33.$$

c. La tache du citral est située à la même hauteur que la tache du premier constituant commun à l'eau de toilette et au citron.
Il a donc le même rapport frontal : $R_f = 0{,}50$.

Conclusion : L'un des constituants communs à l'eau de toilette et à l'huile essentielle d'écorce de citron est le **citral**.

Commentaires

Suivre les indications du Point-Méthode.

Sur une plaque donnée et avec un éluant donné, le rapport frontal est une grandeur caractéristique de l'espèce considérée. Il faut savoir calculer cette grandeur.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

En chromatographie, la phase mobile est appelée ... . Dans une C.C.M., la phase fixe est constituée d'une plaque d'... recouverte de ... de ... . La ... des substances fournit le chromatogramme. Grâce à celui-ci, on calcule le ... ... de chaque constituant.

2 Vrai ou faux ?

a. Une chromatographie permet la séparation et l'identification des constituants d'un mélange ..... V F

b. Plus le constituant est soluble dans l'éluant, plus sa migration est importante ..... V F

c. Le rapport frontal est une grandeur dont la valeur s'exprime en cm ..... V F

3 QCM

Indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

a. Dans une chromatographie, l'éluant est :
- ☐ la phase mobile ;
- ☐ la phase fixe ;
- ☐ le révélateur.

b. La révélation d'un chromatogramme :
- ☐ peut se faire avec une lampe à ultraviolets ;
- ☐ peut se faire avec des produits chimiques.

c. Un récipient contient deux liquides non miscibles :
- ☐ le plus dense surnage ;
- ☐ le moins dense surnage ;
- ☐ celui qui contient de l'eau surnage.

4 Apprendre à rédiger

a. Dans une chromatographie sur couche mince, expliquer en quelques phrases le rôle de la phase fixe et celui de l'éluant.

b. Qu'observe-t-on si on effectue la chromatographie d'un mélange de plusieurs espèces chimiques ?

5 Savoir-faire expérimental

On dispose de tubes à essais, d'eau distillée, de glace. Imaginer une expérience très simple qui permette de distinguer l'éthanol de l'acide acétique.

Données :

	Éthanol	Acide acétique
Densité	0,80	1,05
Solubilité dans l'eau	très soluble	très soluble
Température de fusion	– 114 °C	16,6 °C

JE M'ENTRAÎNE

Utilisation de données

6 ♦♦ Le benzaldéhyde est la substance à l'origine de l'arôme d'amande amère. Pour l'extraire, on se sert de l'éther comme solvant. Les températures de fusion et d'ébullition (en °C) de ces produits sont données dans le tableau.

	Température de fusion (°C)	Température d'ébullition (°C)
Eau	0	100
Benzaldéhyde	– 56	178
Éther	– 116	35

a. Quel est l'état physique de ces produits à température ambiante ?

b. L'eau, le benzaldéhyde et l'éther sont contenus dans des tubes à essais. Quel est l'état physique de chacun d'eux si on plonge les tubes dans de la glace fondante ?

c. Proposer une méthode pour extraire le benzaldéhyde d'une solution aqueuse. Discuter.

7 ♦♦ On introduit dans une ampoule à décanter de l'eau, du cyclohexane et du limonène, puis on agite et on laisse reposer. Qu'observe-t-on ?

Données :

• *Solubilités :*	Eau	Cyclohexane	Limonène
Eau	–	nulle	faible
Cyclohexane	nulle	–	forte
Limonène	faible	forte	–

• *densités :* cyclohexane : 0,78 ; limonène : 0,84.

8 ♦♦ La menthone existe dans les essences de menthe, mais elle peut aussi être synthétisée.
Le mélange qui, après la réaction, contient la menthone, est un liquide contenant de l'eau que l'on introduit dans une ampoule à décanter avec du toluène. Après agitation, on observe deux phases.

Données :

	Solubilité dans l'eau	Solubilité dans le toluène	Densité
Menthone	peu soluble	très soluble	0,90
Toluène	très peu soluble	–	0,87
Eau	–	très peu soluble	1,0

a. Dans quel solvant se trouve la menthone ?

b. Faire un schéma montrant où sont la phase aqueuse et la phase organique.

c. Comment peut-on séparer la menthone sachant que les réactifs en excès sont dans la phase aqueuse ?

Chromatographie

9 ♦♦ On a réalisé la chromatographie de deux échantillons et d'une référence. L'exploitation du chromatogramme a fourni les résultats suivants :
– front du solvant : $H = 8{,}0$ cm ;
– échantillon A : deux taches situées à 3,0 cm et 4,0 cm de la ligne de base ;
– échantillon B : une tache située à 5,0 cm de la ligne de base ;
– référence (menthol) : $R_f = 0{,}50$.

a. Faire le schéma du chromatogramme.

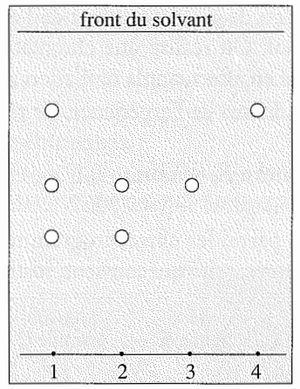
b. La chromatographie a-t-elle mis en évidence des espèces pures ?

c. Les échantillons A et B renferment-ils du menthol ?

10 ♦ La figure ci-dessous représente une plaque de chromatographie après révélation.

a. Identifier les substances pures.

b. Indiquer quels sont les constituants communs à plusieurs échantillons.

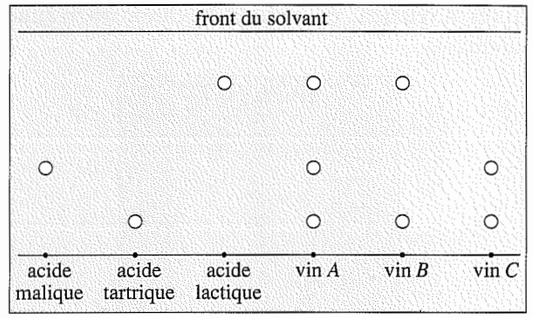


11 Exercice de correction

Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé

On effectue une chromatographie de trois échantillons de vin pour savoir s'ils contiennent de l'acide malique, de l'acide tartrique ou de l'acide lactique. Après révélation, on obtient le chromatogramme ci-après.



a. Que représente le front du solvant ?

b. Quels vins contiennent à la fois :
- de l'acide malique et de l'acide tartrique ?
- de l'acide tartrique et de l'acide lactique ?
- les trois acides ?

c. Qu'est-ce que la révélation du chromatogramme ?

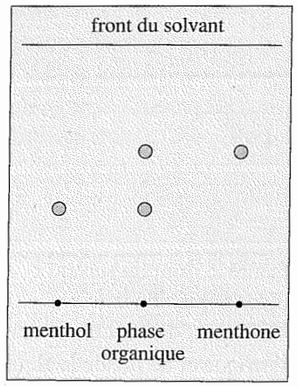
Solution annotée d'un élève

a. Rédaction ! C'est la distance maximale parcourue par le solvant. Le front du solvant n'est pas une distance.
b. le vin A contient les 3 acides, le vin B de l'acide tartrique et de l'acide lactique, le vin C de l'acide tartrique et de l'acide malique. Exact, mais à justifier.
c. La révélation, c'est fait pour trouver la réponse à Rf. Confus ! à revoir.

JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

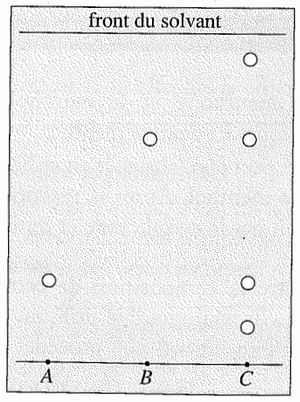
12 ♦♦ La menthone et le menthol sont deux espèces chimiques à odeur de menthe.
La menthone peut être fabriquée en milieu aqueux par oxydation du menthol. Après la réaction, on réalise une extraction par le cyclohexane et on isole la phase organique.
Pour connaître la composition de cette phase, on effectue une chromatographie utilisant le dichlorométhane comme éluant. On procède ensuite à la révélation.
Les taches de référence sont obtenues à partir de menthone et de menthol en solution diluée dans le cyclohexane. Le dépôt central est prélevé dans la phase organique de l'ampoule à décanter.

Après révélation, on obtient le chromatogramme suivant.



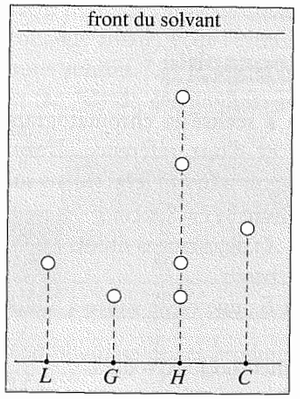
a. Quelles espèces la phase organique contient-elle ? Justifier la réponse.
b. Pourquoi doit-on effectuer une révélation ?
c. Calculer le rapport frontal, dans ces conditions, du menthol et de la menthone.
De quoi dépend cette grandeur ?

13 ♦♦ L'étiquette d'un produit domestique précise que des extraits naturels de lavandin (variété cultivée de lavande) parfument ce produit.
On désire vérifier cette information en réalisant une chromatographie sur couche mince. Trois dépôts de linalol *A*, d'acétate de linalyle *B*, et du produit domestique *C* sont effectués sur une plaque spéciale.
Après passage dans un éluant approprié, la plaque est placée dans des vapeurs de diiode. Le chromatogramme ainsi obtenu est reproduit ci-dessous.



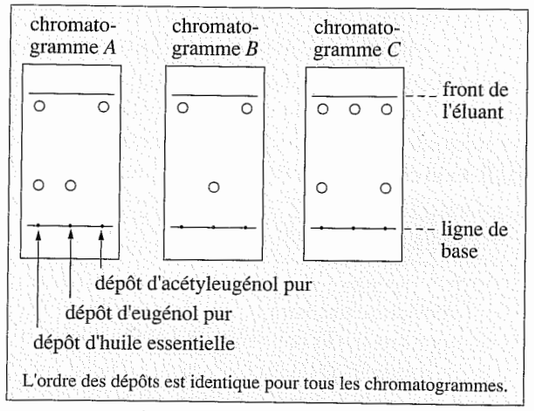
a. Quel est le rôle du diiode ?
b. Le chromatogramme est-il en accord avec l'information de l'étiquette ? Justifier votre réponse.

14 ♦♦♦ On désire vérifier si une huile essentielle (*H*) contient du linalol (*L*), du géraniol (*G*) ou du citral (*C*). On réalise la chromatographie sur couche mince dont le résultat est présenté ci-dessous.



a. Indiquer brièvement comment on a procédé pour obtenir ce chromatogramme.
b. Quels constituants de l'huile essentielle analysée ce chromatogramme permet-il d'identifier ?
c. Quel constituant n'est pas présent dans *H* ?
d. Déterminer le rapport frontal des constituants de l'huile *H*.

15 ♦♦♦ On désire vérifier que l'huile essentielle extraite du clou de girofle contient de l'eugénol et de l'acétyleugénol. On réalise une chromatographie sur couche mince en effectuant la révélation appropriée.
Dans les conditions de l'expérience, les rapports frontaux sont :
• pour l'eugénol : $R_f = 0{,}30$;
• pour l'acétyleugénol : $R_f = 0{,}90$.
Déterminer, parmi les chromatogrammes *A*, *B* et *C* proposés ci-après, celui qui convient. Justifier.



L'ordre des dépôts est identique pour tous les chromatogrammes.

CHAPITRE 16

La synthèse d'espèces chimiques

OBJECTIFS

SAVOIRS

- Savoir ce qu'est une synthèse.

SAVOIR-FAIRE

Théoriques

- Savoir caractériser une espèce chimique.

Expérimentaux

- Suivre un protocole de synthèse en respectant les consignes (sécurité, protection de l'environnement).
- Proposer une méthode expérimentale pour comparer deux espèces chimiques.
- Interpréter, discuter et présenter les résultats d'une analyse comparative.

Sur le site industriel de la Grande Paroisse, à Toulouse, vue extérieure de l'unité de production d'ammoniac.

1 NÉCESSITÉ DE LA CHIMIE DE SYNTHÈSE

1.1. Définition

On dit qu'on fait la synthèse d'une espèce chimique si on prépare cette espèce soit à partir des corps simples qui la constituent, soit à partir de corps composés plus simples qu'elle (dans ce dernier cas, on fait une hémi-synthèse).

EXEMPLE :
On fait la synthèse de l'ammoniac NH_3 par réaction entre les corps simples diazote N_2 et dihydrogène H_2. L'équation de cette réaction s'écrit :

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g)$$

1.2. Pourquoi réaliser des synthèses ?

L'industrie chimique réalise souvent la synthèse d'espèces chimiques que l'on sait extraire de produits naturels.

A. L'exemple de l'alizarine

La garance est une plante dont les racines fournissent l'alizarine, colorant rouge utilisé pendant longtemps pour teindre les pantalons des fantassins et cavaliers de l'armée française (fig. 1).
L'alizarine de synthèse (brevets déposés en 1869) va rapidement faire baisser le prix du produit et entraîner la disparition de l'industrie d'extraction traditionnelle à partir des racines de garance.

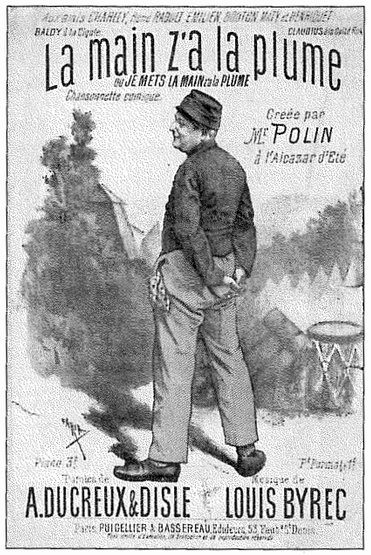


Fig. 1. Fantassin de l'armée française portant le «pantalon garance». Cette couleur le rendait particulièrement vulnérable.

B. Une logique économique

La production industrielle est souvent liée à l'économie, plus précisément au marché et aux profits à y réaliser.
Citons ainsi quelques avantages de la synthèse :
- la synthèse permet souvent d'obtenir l'espèce à moindre coût ;
- l'espèce synthétisée est souvent plus efficace que l'espèce préparée par extraction ;
- si la demande est forte et le produit naturel d'une certaine rareté, la synthèse permet de fabriquer des tonnages importants afin de satisfaire l'ensemble des besoins.

Ce sont principalement les considérations économiques qui conduisent l'industrie chimique à effectuer des synthèses.

REMARQUE

Il existe des procédés permettant d'effectuer la synthèse de carburants d'automobiles (essences synthétiques) ; pourtant, on constate que ces carburants ne sont pas fabriqués par l'industrie chimique. La raison en est très simple : aujourd'hui, les carburants de synthèse coûteraient beaucoup plus cher que les carburants extraits du pétrole.

C. Produits de synthèse courants

Le tableau ci-dessous présente quelques synthèses et la cause de leur mise en œuvre industrielle.

Secteur d'activité	Produit naturel	Cause de la mise en œuvre de la synthèse	Produit de synthèse
Agriculture	Engrais naturels (fumier, lisier…)	Mise en place de l'agriculture intensive : grande demande d'engrais	Engrais chimiques : engrais azotés, engrais phosphatés ou engrais potassiques. Le principal engrais utilisé en France est le nitrate d'ammonium NH_4NO_3 commercialisé sous le nom d'ammonitrate.
Habillement	Fibres textiles naturelles : laine, coton, soie, lin… Fibres artificielles : soie artificielle (ou rayonne) …	Augmentation de la population mondiale et forte demande de vêtements	Fibres textiles synthétiques comme le nylon, le tergal (ou dacron), le rilsan, les polyesters…
Teinture	Colorants d'origine végétale comme l'alizarine (provenant de la garance) ou comme l'indigo (extrait du pastel), servant notamment à la teinture des jeans	Forte demande et nécessité d'obtenir des produits moins onéreux	Alizarine, indigo et colorants obtenus par synthèse
Pharmacie	Produits extraits des plantes comme les extraits d'écorce de saule	Obtention par synthèse de médicaments très efficaces	Médicaments de synthèse comme l'aspirine, le paracétamol…

1.3. Quelques exemples de synthèse

L'industrie chimique réalise de très nombreuses synthèses, aussi bien dans la chimie lourde (produisant annuellement plusieurs centaines de milliers, voire plusieurs millions de tonnes d'une espèce chimique) que dans la chimie fine (produisant en petite quantité des espèces chimiques complexes et à haute valeur ajoutée).

A. Synthèse de l'ammoniac et de l'ammonitrate

- L'ammoniac NH_3 s'obtient par synthèse directe entre le diazote N_2 (extrait de l'air) et le dihydrogène H_2 (préparé à partir du pétrole). La réaction s'effectue sous pression et en présence de fer qui catalyse la réaction (un catalyseur augmente la vitesse d'une réaction et se retrouve inaltéré à la fin de celle-ci).
L'équation s'écrit :

$$\underset{\text{diazote}}{N_2(g)} + 3\ \underset{\text{dihydrogène}}{H_2(g)} \xrightarrow[250\ \text{bars}]{\text{Fe}} \underset{\text{ammoniac}}{2\ NH_3(g)}$$

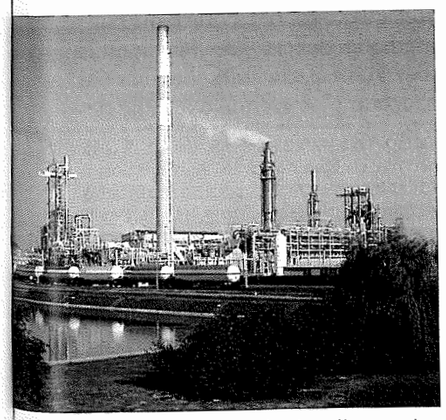


Fig. 2. Unité de production d'ammoniac.

- Par réaction avec l'acide nitrique HNO_3 (fabriqué à partir d'ammoniac), l'ammoniac engendre le nitrate d'ammonium NH_4NO_3, qui est l'engrais le plus utilisé en France (commercialisé sous le nom d'**ammonitrate**).
L'équation s'écrit :

$$\underset{\text{ammoniac}}{NH_3(g)} + \underset{\text{acide nitrique}}{HNO_3(aq)} \longrightarrow \underset{\text{nitrate d'ammonium}}{NH_4NO_3(s)}$$

La production annuelle d'ammoniac en France est de l'ordre de 1,5 millions de tonnes (fig. 2).

B. Synthèse de l'acide sulfurique

L'acide sulfurique H_2SO_4 se prépare, de nos jours, à partir du soufre (issu du gaz naturel du gisement de Lacq). La synthèse se décompose en trois étapes :

• **combustion du soufre dans l'air :**

$$\underset{\text{soufre}}{S(s)} + \underset{\text{dioxygène}}{O_2(g)} \xrightarrow{1000\ °C} \underset{\substack{\text{dioxyde}\\ \text{de soufre}}}{SO_2(g)}$$

• **oxydation du dioxyde en trioxyde de soufre** (procédé de contact en présence du catalyseur pentoxyde de divanadium V_2O_5) :

$$\underset{\substack{\text{dioxyde}\\ \text{de soufre}}}{2\ SO_2(g)} + \underset{\text{dioxygène}}{O_2(g)} \xrightarrow{V_2O_5} \underset{\substack{\text{trioxyde}\\ \text{de soufre}}}{2\ SO_3(g)}$$

• **réaction du trioxyde de soufre avec l'eau** (opération délicate conduisant à des solutions d'acide sulfurique) :

$$\underset{\substack{\text{trioxyde}\\ \text{de soufre}}}{SO_3(g)} + \underset{\text{eau}}{H_2O(\ell)} \longrightarrow \underset{\substack{\text{acide}\\ \text{sulfurique}}}{H_2SO_4(aq)}$$

De nos jours, la production annuelle d'acide sulfurique en France est de l'ordre de 2 millions de tonnes.

L'acide sulfurique est l'un des produits de base de l'industrie chimique, qui symbolise souvent la « puissance » de cette industrie.

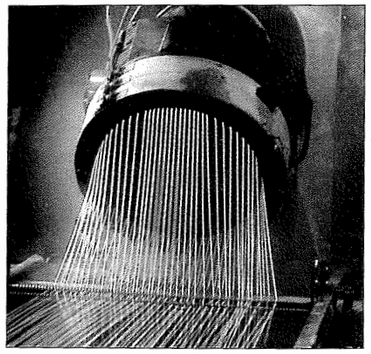


Fig. 3. Préparation industrielle de fils de rilsan.

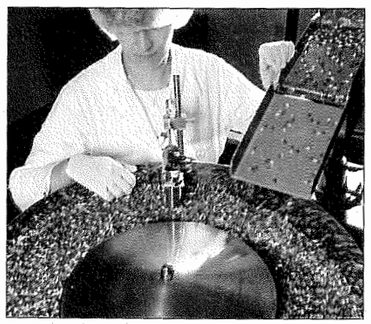


Fig. 4. L'industrie pharmaceutique effectue des synthèses à haute valeur ajoutée.

REMARQUE

L'industrie chimique prépare de nombreux textiles synthétiques comme le nylon, le tergal, le rilsan (fig. 3), les polyesters…

C. Les synthèses de l'industrie pharmaceutique

L'industrie de la chimie fine et l'industrie pharmaceutique (fig. 4) préparent de nombreuses espèces chimiques ; il s'agit le plus souvent d'opérations portant sur de petites quantités (de l'ordre du kilogramme), mettant en œuvre des méthodes délicates et nécessitant la présence de techniciens très qualifiés. Les espèces ainsi obtenues ont donc une valeur commerciale beaucoup plus grande que celle des espèces synthétisées par la chimie lourde.

2 SYNTHÈSE D'UNE ESPÈCE CHIMIQUE

Nous allons réaliser la synthèse d'une espèce chimique utilisée en parfumerie : l'**acétate de linalyle.**

L'acétate de linalyle se forme par réaction entre le linalol et l'anhydride acétique ; l'équation de la réaction s'écrit :

$$\underset{\text{linalol}}{C_{10}H_{18}O} + \underset{\substack{\text{anhydride}\\ \text{acétique}}}{C_4H_6O_3} \longrightarrow \underset{\substack{\text{acétate}\\ \text{de linalyle}}}{C_{12}H_{20}O_2} + \underset{\substack{\text{acide}\\ \text{acétique}}}{C_2H_4O_2}$$

2.1. Préparation de l'acétate de linalyle

expérience

Dans un ballon bien sec, introduire 5 mL de linalol, 10 mL d'anhydride acétique (produit dangereux à manipuler sous la hotte) et quelques grains de pierre ponce (pour régulariser l'ébullition).

Agiter, puis adapter sur le ballon un réfrigérant vertical. Faire couler l'eau dans le réfrigérant (eau entrant à la partie inférieure du réfrigérant et eau tiède sortant à la partie supérieure du réfrigérant).

Avec le chauffe-ballon, porter le mélange à ébullition. Modifier ensuite le chauffage de manière à entretenir l'ébullition sans bouillonnement excessif (fig. 5).

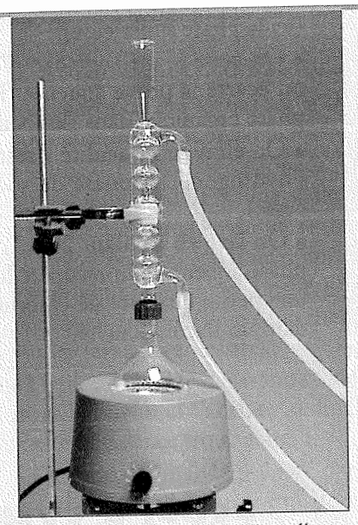


Fig. 5. Chauffage à reflux du mélange de linalol et d'anhydride acétique. La réaction s'effectue à température élevée et sans perte de matière.

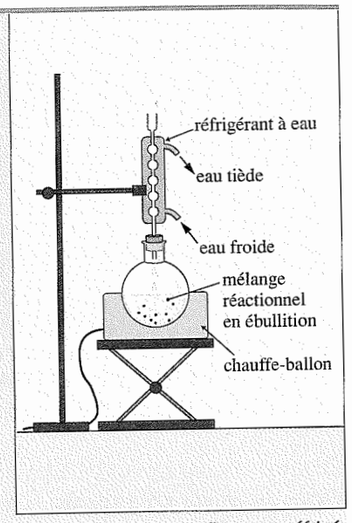


Fig. 6. Chauffage à reflux avec réfrigérant à eau. Le réfrigérant est, dans le montage utilisé pour cette réaction, un réfrigérant à boules.

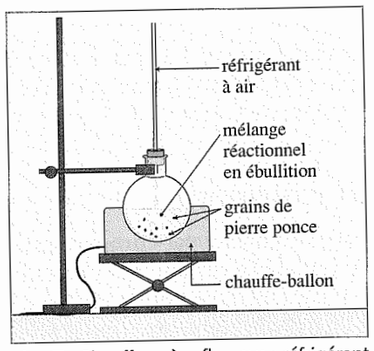


Fig. 7. Chauffage à reflux avec réfrigérant à air. Le réfrigérant est un tube de verre de 60 à 70 cm de long. Les vapeurs sont refroidies par l'air entourant le tube; elles se condensent et font retour dans le ballon.

Observations ▶ Le mélange réactionnel bout. Des gouttes liquides tombent régulièrement du réfrigérant dans le mélange (fig. 5).

Interprétation ▶ Le mélange réactionnel est en ébullition; des vapeurs des réactifs et des produits se forment et s'élèvent dans le réfrigérant. À l'intérieur du réfrigérant la température est de l'ordre de 15 °C, très inférieure à la température d'ébullition des réactifs et produits. Ceux-ci se condensent (c'est-à-dire passent de l'état vapeur à l'état liquide) et font retour dans le ballon (fig. 6). Le chauffage s'effectue donc sans perte de matière.

Si on ne dispose pas d'un réfrigérant à eau, on peut utiliser un réfrigérant à air (fig. 7).

Chauffer à reflux, c'est maintenir un mélange réactionnel à ébullition et condenser les vapeurs qui s'échappent grâce à un réfrigérant ascendant. De cette manière, il n'y a pas de perte de matière.

Grâce au chauffage à reflux, la réaction s'effectue à température élevée ; cela permet de la rendre nettement plus rapide.

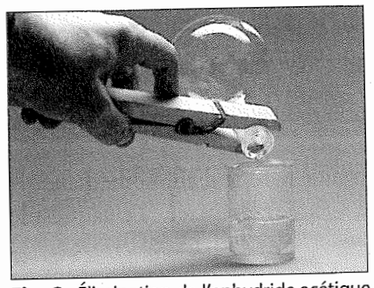


Fig. 8. Élimination de l'anhydride acétique en excès par action de l'eau. On obtient de l'acide acétique.

2.2. Élimination de l'excès d'anhydride acétique

L'anhydride acétique a été utilisé en excès ; il en reste donc lorsque la réaction est terminée. On élimine l'excès par réaction avec l'eau et en refroidissant (fig. 8).

L'anhydride acétique est transformé en acide acétique, miscible à l'eau, qui passe dans la phase aqueuse.

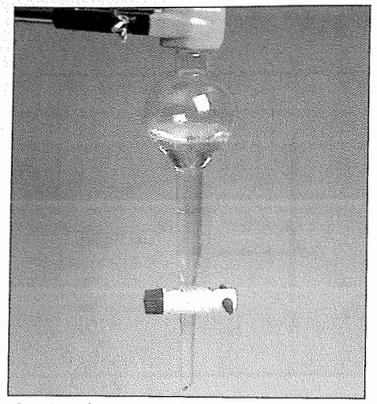


Fig. 9. Séparation de la phase aqueuse et de la phase organique (phase supérieure).

2.3. Extraction de l'acétate de linalyle

L'acétate de linalyle est le constituant principal de la phase organique (ici la phase supérieure).

- On verse le mélange dans l'ampoule à décanter, on laisse reposer, on écarte la phase aqueuse (la phase inférieure) et on conserve la phase organique dans l'ampoule à décanter (fig. 9).
- On élimine l'« acidité » restante en ajoutant, avec précaution, de l'hydrogénocarbonate de sodium (jusqu'à ce que l'effervescence cesse).
- On lave en ajoutant 20 mL d'eau, puis on élimine de nouveau la phase aqueuse. On récupère la phase organique que l'on sèche avec une petite quantité de chlorure de calcium et on la met en réserve dans un flacon bouché.

3 ESPÈCE SYNTHÉTIQUE ET EXTRAIT NATUREL

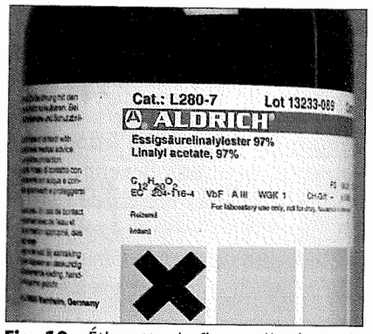


Fig. 10. Étiquette du flacon d'acétate de linalyle du commerce. On lit sur l'étiquette le nom, la formule et le degré de pureté du produit (97 %). Le pictogramme indique qu'il s'agit d'un produit irritant ou nocif.

3.1. Une espèce synthétique : l'acétate de linalyle

L'acétate de linalyle est une espèce chimique vendue, pratiquement pure, dans le commerce (fig. 10). Son odeur laisse à penser que l'acétate de linalyle est responsable de l'odeur de la lavande.

3.2. Chromatographie comparative

Nous disposons de quatre substances à comparer par **chromatographie sur couche mince** : de l'huile essentielle extraite de la lavande (chapitre 14), de l'acétate de linalyle préparé par synthèse (paragraphe précédent), de l'acétate de linalyle du commerce (qui servira de référence) et du linalol.

A. Réalisation de la chromatographie

- Sur une plaque de chromatographie, on effectue, avec des capillaires, quatre dépôts. De gauche à droite, on a :

– dépôt *A* : linalol (en solution dans le dichlorométhane)

– dépôt *B* : acétate de linalyle du commerce (en solution dans le dichlorométhane)

– dépôt *C* : acétate de linalyle synthétisé en classe (en solution dans le dichlorométhane)

– dépôt *D* : huile essentielle de lavande dans le dichlorométhane.

- On place la plaque dans la cuve à élution préparée ; l'éluant est le dichlorométhane.
- Quand l'éluant s'est suffisamment élevé, on sèche la plaque et on l'introduit dans une petite cuve contenant du sable de Fontainebleau et du diiode.

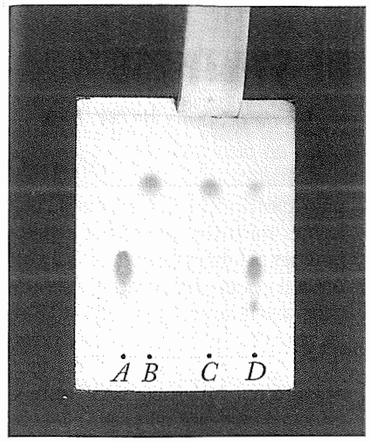


Fig. 11. Le chromatogramme révélé. Les trois taches au même niveau permettent d'affirmer que l'essence de lavande contient de l'acétate de linalyle et que l'espèce synthétisée au paragraphe précédent est de l'acétate de linalyle.

- On effectue ainsi la révélation : des taches brunes apparaissent ; on les cercle avec un crayon noir et on obtient le chromatogramme photographié à la figure 11.

B. Analyse du chromatogramme

La répartition des taches sur le chromatogramme permet d'affirmer, pour chaque dépôt, que :

- le linalol du commerce (dépôt *A*) est une espèce pratiquement pure puisqu'il ne produit qu'une seule tache ;
- l'acétate de linalyle du commerce (dépôt *B*) est une espèce pratiquement pure puisqu'il ne donne qu'une seule tache ;
- le produit obtenu par synthèse (dépôt *C*) est de l'acétate de linalyle pratiquement pur (il ne contient pas de linalol ; celui-ci a été éliminé par les lavages successifs) ;
- l'huile essentielle de lavande (dépôt *D*) contient au moins 3 espèces, dont le linalol et l'acétate de linalyle, puisque le chromatogramme met en évidence trois taches ;
- l'acétate de linalyle préparé par synthèse et celui qui est contenu dans l'essence de lavande constituent la même espèce chimique, identique à l'acétate de linalyle du commerce (les trois taches sont au même niveau).

C. Conclusion

La chromatographie montre que, du point de vue chimique, il y a identité entre l'espèce chimique synthétisée et celle qui est présente dans l'extrait naturel de lavande. Généralisons :

Une espèce chimique de synthèse est identique à la même espèce extraite d'un mélange naturel.

L'ESSENTIEL

■ La **synthèse d'espèces chimiques** est une opération couramment réalisée dans l'industrie chimique. Il est fréquent que la synthèse remplace des procédés d'extraction de l'espèce dans des mélanges naturels. La synthèse permet d'obtenir l'espèce à moindre coût et en grande quantité.

■ La synthèse de l'acétate de linalyle nécessite de **chauffer à reflux** et d'extraire l'espèce désirée.

Le chauffage à reflux est le chauffage à ébullition d'un mélange réactionnel en condensant les vapeurs qui s'en échappent pour qu'elles y fassent retour. Ce procédé permet d'opérer à température élevée et sans perte de matière.

■ On peut souvent montrer par chromatographie qu'une espèce chimique de synthèse est identique à la même espèce chimique provenant d'un extrait naturel.

Mots-clés

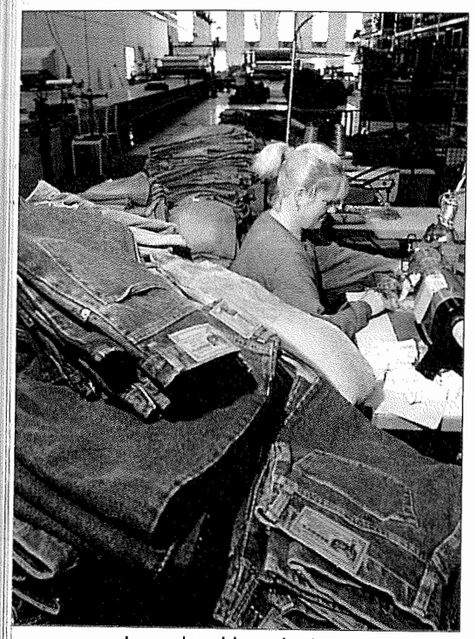
Synthèse **Chauffage à reflux**

▶ Voir Lexique page 332

PRODUITS NATURELS ET PRODUITS DE SYNTHÈSE

Les produits naturels sont à la mode, et pourtant on fabrique de plus en plus de produits de synthèse. Assurément parce que la demande des consommateurs est de plus en plus grande.

Et Baeyer (re)créa l'indigo ...



La couleur bleue des jeans provient de l'indigo.

L'indigo, l'un des plus anciens colorants connus, reste aujourd'hui très employé, la mode des jeans, dans les années 1960, lui ayant donné une nouvelle jeunesse. Son importation en Europe, à partir du XVI[e] siècle, va ruiner des régions entières qui se consacraient à la culture du pastel, dont on tirait différentes nuances de bleu. Toulouse et sa région sont particulièrement touchées. Le commerce de l'indigo, au siècle dernier, était contrôlé par l'Angleterre, qui avait établi aux Indes de nombreuses plantations et indigoteries. Ce ne sera bientôt qu'un souvenir, sous les coups de la BASF, qui, après la synthèse de l'alizarine, va réussir celle de l'indigo. Trois chimistes jouent un rôle clé dans cette découverte, deux universitaires, Baeyer et Karl Heumann (1850-1893) et un industriel, Caro, qui collabore avec Baeyer à partir de 1876. [...]

Entre la prise du premier brevet en 1880 et la commercialisation, il s'est écoulé 17 ans, pendant lesquels la BASF a investi 18 millions de marks-or, une somme supérieure à la valeur du capital de l'entreprise. Cet investissement se révèle profitable : en 1897, l'Angleterre commercialisait 10000 tonnes d'indigo naturel, et l'Allemagne 600 tonnes d'indigo de synthèse. En 1911, les chiffres sont de 870 tonnes de produit naturel et de 22000 tonnes d'indigo artificiel.

Le gouvernement britannique a beau privilégier l'indigo naturel pour les uniformes militaires, on voit se répéter pour les planteurs anglais ce qui s'est produit pour les producteurs de garance en France. Entre 1886 et 1914, 90 pour cent du commerce de l'indigo de l'Inde avec l'Europe s'est évanoui. Aujourd'hui, la Société BASF reste le principal fabricant d'indigo, avec, en 1997, 40 pour cent de la production mondiale, estimée à 17000 tonnes, de quoi teindre 800 millions de paires de jeans.

L'avènement des colorants synthétiques
George Bram et Nguyên Trong Anh
Pour la Science n° spécial, décembre 1999.

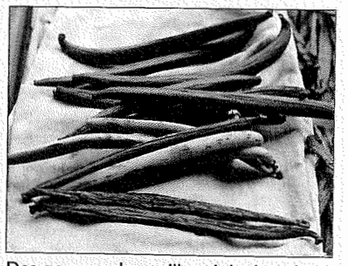
Vanille naturelle, vanille de synthèse ... quelle différence ?

«Il n'y a aucune différence du point de vue de la composition chimique entre la vanille naturelle et la vanille de synthèse. Seul change le procédé pour obtenir ce produit, dont le nom exact est d'ailleurs vanilline. Dans le cas de la vanilline naturelle, la matière première est constituée des gousses du vanillier, une orchidée tropicale originaire d'Amérique centrale. Ce sont d'ailleurs ces gousses que l'on appelle les vanilles. Grâce à une méthode de percolation au cours de laquelle on fait couler un alcool, l'éthanol, sur les gousses parvenues à maturité, on obtient un extrait de vanille naturelle.

Il s'agit généralement d'un liquide constitué à 95 % de vanilline, mais aussi de centaines d'autres molécules lui conférant ses caractéristiques gustatives. Dans le cas de la vanilline de synthèse, on fabrique, grâce à des procédés chimiques, une molécule strictement identique à celle extraite du vanillier. La méthode la plus répandue consiste à mettre en présence deux produits : le galacol, produit dérivé du phénol, et de l'acide glyoxylique. On obtient alors de la vanilline pure sous forme de poudre. [...]

Actuellement, on estime que 12000 tonnes de vanilline sont produites chaque année, essentiellement destinées à l'industrie agroalimentaire, parmi lesquelles seules 40 tonnes sont d'origine végétale. Or, il existe une demande croissante des consommateurs pour les arômes naturels, que la culture actuelle du vanillier ne peut satisfaire.»

Propos de Laurence Lesage-Messen,
Extrait du magazine Eurêka
BAYARD PRESSE – n° 49.



Des gousses de vanille originaires de Polynésie française.

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

Quand on « fabrique » une espèce chimique dans l'industrie, on dit que l'on effectue sa ... .

Dans le chauffage à reflux, on utilise un ... qui condense les ... et renvoie toutes les espèces chimiques dans le ... où s'effectue la transformation.

Grâce à la chromatographie, on peut ... une espèce chimique synthétique et montrer qu'elle est identique à la même espèce ... d'un ... .

2 Vrai ou faux ?

a. Une espèce chimique extraite d'un mélange naturel est une espèce synthétique ..... V F

b. Après une synthèse au laboratoire, on isole l'espèce chimique cherchée grâce à une extraction ..... V F

c. La chromatographie permet de caractériser une espèce chimique de synthèse ..... V F

3 QCM

Indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

a. Dans la synthèse d'une espèce, on effectue un chauffage à reflux :

- ☐ parce que la réaction a lieu entre les vapeurs des réactifs ;
- ☐ pour opérer à température élevée ;
- ☐ pour éviter que des espèces toxiques ou simplement malodorantes ne se répandent dans la salle.

b. À l'aide de la chromatographie, on peut montrer qu'une espèce chimique synthétique est :

- ☐ différente des espèces ayant servi à la préparer ;
- ☐ identique à une espèce chimique du commerce ;
- ☐ identique à une espèce chimique extraite d'un mélange naturel.

4 Apprendre à rédiger

Faire le schéma d'un chauffage à reflux avec réfrigérant à eau et avec réfrigérant à air. Expliquer en quelques phrases le but de ces montages ?

5 Savoir-faire expérimental

On désire montrer que l'huile essentielle extraite des écorces d'orange contient du limonène (espèce chimique pure).

a. Quelle méthode peut-on utiliser ? De quelle espèce chimique commerciale doit-on disposer ?

b. Sans entrer dans les détails, décrire les opérations à réaliser et le document obtenu qui permet de conclure.

JE M'ENTRAÎNE

6 ♦

a. Judith regarde inquiète son montage à reflux. Elle interpelle son professeur :

« Monsieur, c'est bizarre, un liquide tombe dans mon ballon par le réfrigérant. »

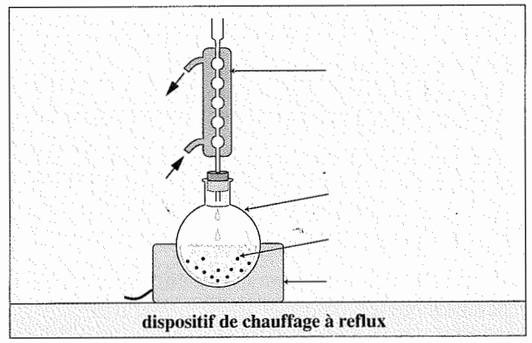
Faut-il partager l'inquiétude de Judith ? Expliquer pourquoi en quelques lignes.

b. Pierre s'étonne que le montage à reflux d'Estelle ne produise pas un brouillard en haut du réfrigérant, comme le sien. « Ton chauffage ne marche pas, augmente-le pour voir », lui conseille-t-il.

Quelle grave erreur commet-il ? Que doit-il faire d'urgence sur son montage ?

7 ♦♦

Dans un ballon, on introduit une solution de soude, une huile alimentaire (tournesol ou colza), de l'éthanol servant de solvant et quelques grains de pierre ponce. On chauffe le mélange à reflux pendant 30 minutes (figure ci-dessous).



dispositif de chauffage à reflux

a. Quels sont les réactifs de la synthèse d'un savon ?

b. Reproduire le schéma et le compléter en nommant les parties du montage et en précisant le sens de circulation de l'eau.

c. Quel est le but du chauffage ?

d. Quel est le rôle du reflux ?

8 ♦♦

a. Se laver les mains au savon de Marseille d'abord dans une bassine d'eau du robinet, puis dans une bassine d'eau salée. Que constate-t-on ?

Dans quelle eau le savon se dissout-il très mal ?

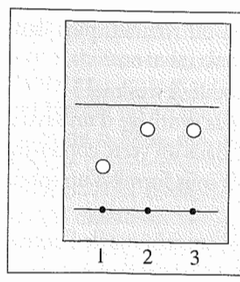
b. À la fin du chauffage, lors de la synthèse d'un savon, on verse le mélange réactionnel dans un verre contenant de l'eau salée. Le savon apparaît sous forme d'un solide moins dense que l'eau.

Expliquer ce qui se passe et faire un schéma de l'opération. Quel est le nom et le but de l'opération ?

9 ♦♦ Le salicylate de méthyle est contenu notamment dans l'écorce de bouleau. Il est commercialisé sous le nom d'essence de Wintergreen et il sert en parfumerie ou comme arôme alimentaire.
a. Proposer une technique permettant d'extraire le salicylate de méthyle de l'écorce.
b. On synthétise en laboratoire le salicylate de méthyle à partir de l'acide salicylique et du méthanol.
Peut-on faire la différence entre les produits purifiés obtenus par synthèse ou par extraction de l'écorce ?
c. Quelle expérience faire pour justifier la réponse à la question précédente ?

10 ♦♦♦ **1.** Pour synthétiser l'essence de Wintergreen utilisée en parfumerie, on introduit dans un ballon de l'acide salicylique, du méthanol et quelques gouttes d'acide sulfurique concentré (catalyseur). On ajoute quelques grains de pierre ponce et on adapte un réfrigérant à eau vertical sur le ballon. On chauffe le mélange à reflux pendant une heure et demie.
a. Faire un schéma décrivant le chauffage à reflux. Nommer les différentes parties du montage.
b. Quel est le rôle du réfrigérant ? Préciser le sens de circulation de l'eau dans le réfrigérant.
c. Quel est le rôle de la pierre ponce ?
d. Pourquoi chauffe-t-on ?
2. Au bout d'une heure, on verse le contenu du ballon dans un becher contenant de l'eau et de la glace. Il se forme deux couches liquides non miscibles. La phase organique a la densité la plus grande.
a. Indiquer sur un schéma comment procéder pour séparer les phases. Nommer la verrerie utilisée.
b. On lave et on sèche la phase organique. Sans autre recours que les sens, qu'est-ce qui permet d'affirmer qu'elle contient l'essence de Wintergreen ?

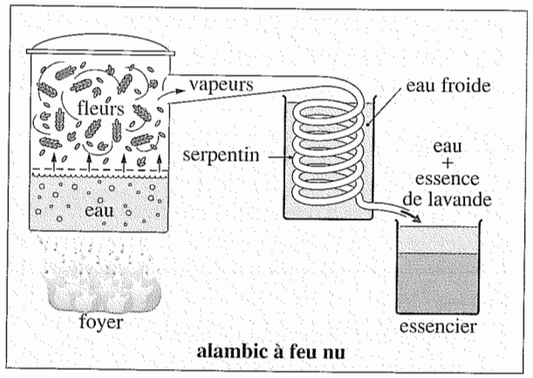
11 ♦♦ Pour connaître la nature et le degré de pureté d'une essence de Wintergreen synthétisée, on réalise une chromatographie sur couche mince en utilisant un éluant approprié. On obtient le chromatogramme ci-dessous.



chromatogramme

a. À quoi correspondent les deux lignes horizontales tracées sur le chromatogramme ?
b. Quel est le rôle de l'éluant ?
c. Quelle conclusion peut-on tirer de ce chromatogramme ?

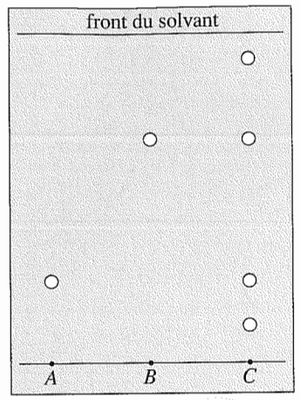
12 ♦♦ L'essence de lavande, très utilisée en parfumerie, provient de la distillation des fleurs de lavande, plante cultivée dans les régions méditerranéennes. Sa densité par rapport à l'eau est voisine de 0,90.
Les anciens « alambics » possédaient des chaudières de petite capacité (200 à 500 L) ; mobiles, ils permettaient d'effectuer des distillations sur les lieux mêmes de la culture de la lavande.
À l'aide du schéma ci-dessous représentant le fonctionnement d'un alambic dit « à feu nu », répondre aux questions suivantes.



alambic à feu nu

a. Quel est le nom de l'opération effectuée dans l'« alambic » ?
b. Quel est le rôle de la vapeur d'eau produite lors du chauffage ?
c. Quel est le rôle du serpentin ? Pourquoi n'est-il pas constitué par un tube rectiligne ?
d. Dans quelle partie de l'essencier se trouve l'essence de lavande ? Justifier la réponse.

13 ♦♦ Pour déterminer la composition (au moins approximativement) d'une essence de lavande du commerce, on procède à une chromatographie sur couche mince.
Trois dépôts sont effectués sur la ligne de base d'une plaque de chromatographie :
• **dépôt *A* :** solution de linalol
• **dépôt *B* :** solution d'acétate de linalyle
• **dépôt *C* :** essence de lavande.
Après passage dans un éluant approprié, la plaque est placée dans des vapeurs de diiode. Le chromatogramme obtenu est reproduit ci-après.



a. Quel est le rôle de l'éluant dans une chromatographie sur couche mince ?
b. Quel est le rôle du diiode ?
c. L'étiquette de l'essence de lavande indique que c'est un mélange liquide complexe de plusieurs dizaines de constituants dont les deux principaux sont le linalol et l'acétate de linalyle.
Le chromatogramme est-il en accord avec les informations de l'étiquette ? Justifier la réponse.

JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

14 ♦♦♦ L'acétate de 3-méthylbutyle est une espèce chimique qui possède une odeur caractéristique de banane ; on le prépare en deux étapes et on le caractérise par chromatographie.

1. Synthèse de l'espèce chimique
Dans un ballon, on introduit du 3-méthylbutan-1-ol, de l'acide acétique, quelques gouttes d'acide sulfurique (catalyseur) et quelques grains de pierre ponce. On chauffe le contenu du ballon à reflux pendant une demi-heure.
a. Faire les schémas d'un chauffage à reflux avec réfrigérant à eau et avec réfrigérant à air.
b. Que se produirait-il si on ne chauffait pas à reflux ?
c. Quel est le rôle de la pierre ponce ?

2. Extraction de l'espèce
On refroidit le ballon et on verse son contenu dans un becher contenant de l'eau froide. On introduit ensuite le mélange dans une ampoule à décanter et on écarte la phase aqueuse qui est la phase inférieure.
a. Faire le schéma de l'ampoule à décanter en précisant la position des deux phases.
b. On recueille la phase organique dans un bécher et on « neutralise » son acidité en ajoutant du carbonate de sodium jusqu'à cessation de l'effervescence. On décante de nouveau en écartant la phase aqueuse.
On lave la phase organique avec une solution saturée de chlorure de sodium et, de nouveau, on décante en écartant la phase aqueuse.
Citer les corps que l'on cherche à éliminer au cours des différents lavages.
Comment se nomme l'opération consistant à laver avec une solution de chlorure de sodium ? Pourquoi la réalise-t-on ?
c. On recueille la phase organique dans laquelle on introduit du sulfate de magnésium anhydre (solide blanc).
Que signifie le terme « anhydre » ? Quel est le but de cette opération ?
On recueille au mieux le liquide surnageant qui a une odeur marquée de banane et on l'analyse par chromatographie.

3. Chromatographie
On réalise une chromatographie sur couche mince avec les trois dépôts suivants :
• **dépôt *A* :** solution de 3-méthylbutan-1-ol
• **dépôt *B* :** l'espèce chimique obtenue après synthèse et extraction
• **dépôt *C* :** solution d'acétate de 3-méthylbutyle (espèce chimique pure du commerce).
a. Décrire rapidement les opérations permettant de réaliser la chromatographie.
b. Quel est le rôle joué par l'éluant dans une chromatographie ?
c. On suppose que l'acide acétique restant s'est éliminé lors de l'ajout de carbonate de sodium ainsi que l'éthanol et le 3-méthylbutan-1-ol lors des différents lavages. Dessiner l'allure du chromatogramme obtenu.
d. Conclure en ce qui concerne l'espèce chimique obtenue après synthèse et extraction.

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

On effectue une extraction. Comment peut-on reconnaître la phase aqueuse, dans une ampoule à décanter, même si on ignore la densité du solvant d'extraction ?

PARTIE 5

CONSTITUTION DE LA MATIÈRE

Les chambres à bulles permettent aux physiciens d'étudier les trajectoires des particules qui constituent la matière.

SOMMAIRE

Chapitre 17 **Le noyau atomique et l'élément chimique** 201

Chapitre 18 **Le cortège électronique** 213

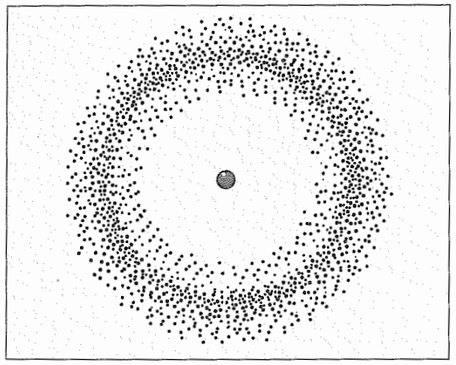
Chapitre 19 **Les édifices chimiques** 221

Chapitre 20 **La classification périodique des éléments** 233

Les acquis du collège

SAVOIRS

- Un **atome** est constitué d'un noyau chargé positivement entouré d'électrons chargés négativement.



Représentation probabiliste de l'atome d'hydrogène : on représente le noyau par une boule et son unique électron par un nuage de points.

- L'atome est électriquement neutre.
- On représente un **atome** par un symbole chimique.

Exemples : le fer est représenté par le symbole Fe, le cuivre par le symbole Cu, le zinc par le symbole Zn, l'aluminium par le symbole Al.

- La formule d'un **ion** permet de donner son nom.

Exemples : Na^+ est l'ion sodium, Cl^- est l'ion chlorure, Fe^{2+} est l'ion fer (II), Cu^{2+} est l'ion cuivre (II), SO_4^{2-} est l'ion sulfate, Al^{3+} est l'ion aluminium...

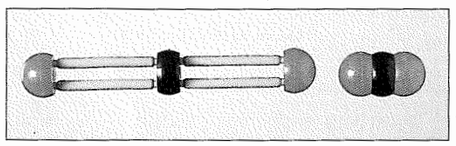
- Une **molécule** est un groupe d'atomes liés entre eux.

Exemples : dihydrogène H_2, dioxygène O_2, diazote N_2, eau H_2O, méthane CH_4, dioxyde de carbone CO_2...

SAVOIR-FAIRE

Expérimentaux

- À partir d'un modèle moléculaire, on peut déterminer la formule d'une molécule et, dans les cas simples, donner son nom.
Exemple : la molécule photographiée ci-dessous comporte un atome de carbone (noir) et deux atomes d'oxygène (rouge) ; sa formule est CO_2.
- À partir de la formule d'une molécule simple, on peut construire son modèle moléculaire.



Théoriques

- Il est possible d'écrire la formule des molécules simples à partir de leur nom.
Exemple : dioxygène O_2.
- Il est possible de décrire les molécules simples à partir de leur formule.
Exemples : molécule H_2O, molécule CO_2.

CHAPITRE 17

Le noyau atomique et l'élément chimique

OBJECTIFS

SAVOIRS

- Connaître la constitution d'un atome.
- Savoir que l'atome est électriquement neutre.
- Savoir que la masse d'un atome est essentiellement concentrée dans son noyau.
- Savoir que le numéro atomique caractérise l'élément.
- Connaître le symbole de quelques éléments.

SAVOIR-FAIRE

Théoriques

- Connaître et savoir utiliser le symbole ${}^{A}_{Z}X$.
- Évaluer la masse d'un atome en faisant la somme de celles de ses protons et de ses neutrons.
- Savoir interpréter une suite de transformations chimiques en terme de conservation d'un élément.

Les coupoles du Kremlin à Moscou sont recouvertes de feuilles d'or ; celles-ci sont constituées d'atomes d'or Au ***disposés en couches serrées, que l'on peut observer au microscope à effet tunnel (voir à droite).***

1 L'ATOME, CONSTITUANT DE LA MATIÈRE

1.1. Un modèle de l'atome

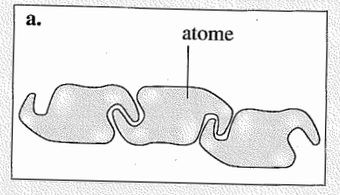
A. Historique de la théorie atomique

document

LES ATOMISTES : DE DÉMOCRITE À RUTHERFORD

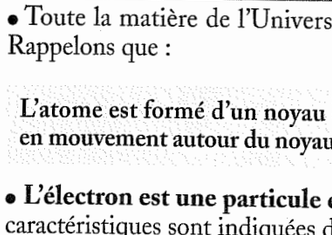
• Les quatre « éléments » en opposition à l'atome
Les philosophes de la Grèce Antique ont été nombreux. Pour la plupart d'entre eux, comme **Aristote** (384-322 av. J.-C.), la matière peut être divisée à l'infini et résulte de la combinaison de **quatre éléments** (l'eau, l'air, le feu et la terre). Mais pour quelques autres, comme **Démocrite** (vers 460-vers 370 av. J.-C.), la matière est constituée de minuscules et invisibles particules : les **atomes** (du grec *atomos* : qu'on ne peut diviser). Leur forme crochue leur permet de se lier (fig. a), assurant ainsi la cohésion des corps.

a.



• Dalton : ébauche d'une théorie
La théorie atomique est restée en complet sommeil pendant environ 22 siècles ! John **Dalton** (1766-1844) la réveille en publiant, en 1803, les premières bases scientifiques de cette théorie et une représentation des atomes (fig. b).

b.

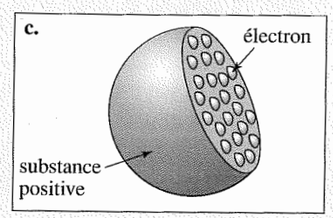


représentations de Dalton

La théorie atomique va s'imposer progressivement au 19e siècle.

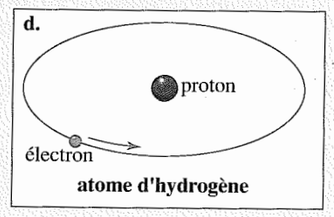
• J. J. Thomson : le « pudding aux électrons »
En 1879, William Crookes montre que l'on peut extraire de la matière des particules chargées négativement et c'est Stoney qui donnera à ces particules le nom d'**électrons** en 1891.
J. J. **Thomson** (1856-1940) imagine, en 1902, un modèle de l'atome : une boule électriquement neutre, remplie d'une substance chargée positivement et d'électrons, comme un pudding est constitué d'une pâte contenant des raisins secs (fig. c).

c.



• E. Rutherford : la structure lacunaire de l'atome
En 1911, Ernest **Rutherford** (1871-1937) démontre expérimentalement la structure de l'atome (fig. d) : un noyau très petit et des électrons en mouvement autour de ce noyau (voir Info-Science, page 207).

d.



atome d'hydrogène

Dans ce cadre, les physiciens étudieront le noyau atomique et le cortège électronique (voir chapitre 18).

B. La structure lacunaire de l'atome

• Toute la matière de l'Univers est constituée à partir des atomes. Rappelons que :

L'atome est formé d'un noyau chargé positivement et d'électrons en mouvement autour du noyau.

• **L'électron est une particule chargée d'électricité négative.** Ses caractéristiques sont indiquées dans le tableau ci-dessous ; sa charge est exprimée en fonction de la **charge élémentaire** e (voir Chimie et Électricité ci-contre) :

$$e = 1{,}60 \times 10^{-19}\ \text{C} \quad \text{(C : coulomb)}$$

Nom	Charge	Masse
électron	$-e$	$m_e \approx 9{,}1 \times 10^{-31}$ kg

CHIMIE ET ÉLECTRICITÉ
La charge élémentaire
La **charge élémentaire,** notée ***e***, est égale à $\mathbf{1{,}60 \times 10^{-19}\ C}$. L'électron porte une charge élémentaire négative $-e$.
La charge élémentaire a longtemps été considérée comme la charge la plus petite que l'on puisse envisager. Toute charge électrique était alors un multiple de la charge élémentaire ($q = ke$ avec $k \in \mathbb{Z}$).
Depuis la découverte des quarks qui portent des charges égales à $\frac{-e}{3}$ ou $\frac{2e}{3}$, la charge élémentaire e porte un nom qui peut apparaître comme caduc.

Ordre de grandeur (pour les plus petits atomes)
$r_n \sim 1$ fm $= 1 \times 10^{-3}$ pm
$r_a \sim 100$ pm

1 pm (picomètre) $= 1 \times 10^{-12}$ m
1 fm (femtomètre) $= 1 \times 10^{-15}$ m

PHYSIQUE ET HISTOIRE
Les nucléons
• En 1919, Ernest Rutherford a donné le nom de **proton** au noyau de l'atome d'hydrogène.
• En 1932, James Chadwick a découvert le **neutron**.
• En 1932, Werner Heisenberg a fait l'hypothèse que les noyaux atomiques sont formés de protons et de neutrons.

• Les ordres de grandeur du rayon du noyau r_n et du rayon de l'atome r_a figurent dans le tableau ci-contre. On constate que **l'atome est environ 100 000 fois « plus gros » que le noyau :** $\frac{r_a}{r_n} \sim 10^5$.

Ainsi, si un atome occupait un volume égal à celui du Stade de France, son noyau serait une tête d'épingle au centre du terrain !
Un atome est formé d'un noyau très petit autour duquel des électrons se déplacent à grande distance : il est donc « constitué essentiellement de vide ». On dit que :

L'atome a une structure lacunaire.

1.2. Le noyau atomique

A. Les nucléons

Les particules présentes dans le noyau atomique sont les **nucléons.** Les nucléons sont les **protons** et les **neutrons.**

• **Le proton est une particule chargée d'électricité positive ;** sa charge électrique est égale à la charge élémentaire : $+e$.

• **Le neutron est une particule électriquement neutre.**

• Un proton et un neutron ont sensiblement la même masse, environ 2 000 fois plus grande que celle d'un électron.

Nom	Charge	Masse
proton	$+e$	$m_p \approx 1{,}67 \times 10^{-27}$ kg
neutron	0	$m_n \approx 1{,}67 \times 10^{-27}$ kg

B. Les nombres *Z* et *A*

• **Le nombre de charge ou numéro atomique Z d'un noyau est le nombre de protons qu'il contient.**
• **Le nombre de nucléons d'un noyau est représenté par la lettre A.**

Le **nombre de neutrons** N dans le noyau vaut donc : $\boldsymbol{N = A - Z}$.
Le noyau d'un atome de symbole chimique X est représenté par :

$^{A}_{Z}\text{X}$

• **Z : nombre de charge ou numéro atomique**
• **A : nombre de nucléons**

EXERCICE RÉSOLU

Composition du noyau d'un atome

Énoncé
On considère le noyau représenté par $^{24}_{12}\text{Mg}$.
Quelle est la composition de ce noyau ?

Solution
Pour ce noyau : $Z = 12$ et $A = 24$.
Il comporte donc **12 protons** et comme $N = A - Z$, $24 - 12 =$ **12 neutrons.**

Exemples d'isotopes	
Isotopes de l'hydrogène	$^{1}_{1}H$; $^{2}_{1}H$ (ou D) ; $^{3}_{1}H$ (ou T)
Isotopes du carbone	$^{12}_{6}C$; $^{13}_{6}C$; $^{14}_{6}C$
Isotopes de l'uranium	$^{235}_{92}U$; $^{238}_{92}U$

- L'isotope $^{2}_{1}H$ de l'hydrogène (deutérium) existe dans l'eau lourde D_2O ; l'isotope $^{3}_{1}H$ (tritium) n'existe pas dans la nature.
- Le carbone 14 ($^{14}_{6}C$) sert à la datation d'objets anciens.
- L'uranium 235 ($^{235}_{92}U$) fournit le «combustible» dans les centrales nucléaires.

C. Les isotopes

Dans un échantillon de cuivre métal, tous les atomes de cuivre ne sont pas identiques. Il existe deux sortes d'atomes de cuivre (contenant tous 29 protons) : ceux dont les noyaux comportent 63 nucléons ($^{63}_{29}Cu$) et ceux dont les noyaux sont formés de 65 nucléons ($^{65}_{29}Cu$).

On dit qu'il existe deux **isotopes** du cuivre; le phénomène correspondant porte le nom d'**isotopie**. Les deux isotopes du cuivre sont caractérisés par le même nombre de protons ($Z = 29$) dans leur noyau mais des nombres de neutrons différents ($N = 34$ ou $N = 36$).

Les atomes isotopes d'un élément sont les ensembles d'atomes caractérisés par le même numéro atomique Z et des nombres de nucléons A différents.

1.3. Propriétés de l'atome

A. Électroneutralité de l'atome

L'atome est un édifice électriquement neutre.

La charge $+Ze$ du noyau (Z protons de charge $+e$) est compensée par la charge $-Ze$ des électrons ; l'atome contient donc Z électrons dans son cortège électronique.

Le nombre de charge ou numéro atomique Z est aussi le nombre des électrons de l'atome.

B. Les ions monoatomiques

Les atomes peuvent gagner ou perdre un ou plusieurs électrons.

Les ions monoatomiques s'obtiennent à partir des atomes par perte ou gain d'un ou de plusieurs électrons.

- Un atome qui perd des électrons acquiert une **charge positive** ; il se forme un ion positif ou **cation.** Par exemple : Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+} ...
- Un atome qui gagne des électrons acquiert une **charge négative ;** on obtient un ion négatif ou **anion.** Par exemple : Cl^-, O^{2-} ...
- La perte ou le gain d'électrons ne concernent pas le noyau qui reste inchangé ; en conséquence, **un atome et l'ion monoatomique correspondant ont le même nombre de protons (Z) dans leur noyau.**

EXERCICE RÉSOLU

Composition d'un ion monoatomique

Énoncé

On considère le noyau symbolisé par $^{79}_{35}Br$ (Br : brome).
Déterminer la composition du noyau et du cortège électronique de l'ion bromure Br^- correspondant à ce noyau.

Solution

L'atome de noyau $^{79}_{35}Br$ comporte, dans son noyau, 35 protons et $79 - 35 = 44$ neutrons. Son cortège électronique est formé de 35 électrons.
L'ion bromure Br^- possède le même noyau (**35 protons** et **44 neutrons**) mais un électron de plus dans son cortège électronique, soit **36 électrons**.

C. Masse d'un atome

L'atome contient autant d'électrons que de protons et la masse d'un électron est environ 2 000 fois plus petite que celle d'un proton. Il en résulte que la masse des électrons est négligeable par rapport à celle du noyau.

La masse d'un atome est pratiquement égale à celle de son noyau.

La masse de l'atome dont le noyau est symbolisé par $^{A}_{Z}X$ vaut pratiquement :

$$m \approx Z \times m_p + (A - Z) \times m_n$$

ou, en prenant pour le proton et le neutron la même masse m_p :

$$m \approx A m_p .$$

2 L'ÉLÉMENT CHIMIQUE

2.1. Qu'est-ce qu'un élément chimique ?

A. L'élément cuivre

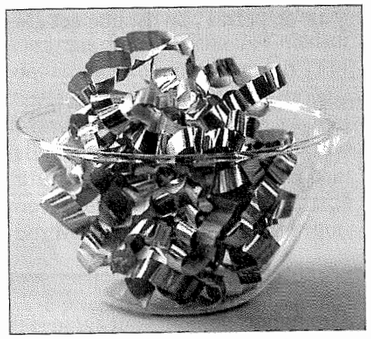


Fig. 1a. L'élément cuivre est présent dans le cuivre métal sous forme d'atomes Cu.

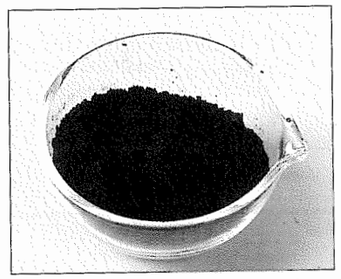


Fig. 1b. L'élément cuivre est présent dans l'oxyde de cuivre (II) noir, de formule CuO, combiné à l'oxygène.

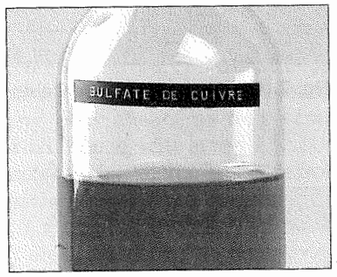


Fig. 1c. L'élément cuivre est présent dans une solution de sulfate de cuivre contenant des ions cuivre (II) Cu^{2+}.

Les espèces chimiques présentées dans les photographies ci-dessus présentent des aspects différents, mais elles contiennent toutes ou bien des atomes de cuivre Cu, ou bien des ions cuivre (II) Cu^{2+}. On dit, en chimie, qu'**elles contiennent l'élément cuivre.**

	Atomes de cuivre de l'isotope		Ions cuivre (II) de l'isotope	
	63	65	63	65
Nombre de protons	29	29	29	29
Nombre de nucléons	63	65	63	65
Nombre d'électrons	29	29	27	27
Symbole	Cu	Cu	Cu^{2+}	Cu^{2+}
Charge	0	0	$+2e$	$+2e$

B. Définition

Raisonnons sur les atomes de cuivre 63 et 65 (isotopes du cuivre) et sur les ions Cu^{2+} correspondants. Le tableau ci-contre nous fournit les informations.
Nous constatons que deux caractéristiques sont communes aux atomes et aux ions considérés : le nombre de protons (29) et le symbole (Cu). La valeur $Z = 29$ est donc associée à l'élément cuivre.

On donne le nom d'élément chimique à l'ensemble des particules (atomes et ions) caractérisées par le même nombre Z de protons dans leur noyau.

hydrogène	H	soufre	S
carbone	C	chlore	Cl
azote	N	fer	Fe
oxygène	O	cuivre	Cu
fluor	F	zinc	Zn
sodium	Na	brome	Br
aluminium	Al	argent	Ag

C. Les éléments chimiques connus

Il existe, au début de l'année 2000, **116 éléments** connus dont 109 ont reçu un nom officiel et un symbole chimique.

Sur la Terre, il existe 89 éléments **naturels**. Au-delà de l'uranium ($Z = 92$), tous les éléments sont **artificiels** ; leurs noyaux ont été formés dans des piles atomiques ou des accélérateurs de particules.

Le tableau ci-contre indique les noms et symboles des éléments les plus courants.

Fig. 2. Cabinet secret d'un alchimiste.

2.2. Conservation des éléments chimiques

• Au Moyen Âge, les alchimistes cherchaient à transformer le plomb en or (fig. 2), c'est-à-dire à transformer un élément chimique en un autre. **Cela est impossible par des méthodes chimiques.**

• Considérons une réaction transformant le cuivre métal en ions cuivre (II) Cu^{2+} (par exemple, réaction du cuivre métal avec l'acide nitrique). Chaque atome Cu qui se transforme engendre un ion Cu^{2+} : le nombre total des noyaux de cuivre (caractérisés par $Z = 29$) reste constant lors de cette transformation.

De manière absolument générale, dans les **transformations chimiques,** les diverses formes d'un élément chimique se transforment les unes dans les autres sans qu'il n'y ait de pertes ; on dit que **cet élément se conserve.**

Il y a conservation des éléments au cours des transformations chimiques.

L'ESSENTIEL

■ L'atome est constitué d'un **noyau positif** qui contient des **protons** (charge $+e = +1{,}6 \times 10^{-19}$ C) et des **neutrons** (électriquement neutres) ; les protons et les neutrons sont des **nucléons.**

Le **nombre de charge** ou **numéro atomique** Z est le nombre de protons du noyau et le nombre de ses nucléons est représenté par A.

Un noyau atomique se représente par ${}^{A}_{Z}X$.

■ Les **électrons** forment le cortège électronique ; ils sont chargés négativement (charge $-e = -1{,}6 \times 10^{-19}$ C) et leur masse est environ 2 000 fois plus petite que celle d'un nucléon. Comme l'atome est **électriquement neutre,** Z est aussi le nombre d'électrons de l'atome.

■ L'atome a une **structure lacunaire** et **sa masse est pratiquement égale à celle de son noyau.**

■ Deux **isotopes** d'un même élément sont caractérisés par une même valeur de Z mais des valeurs différentes de A ; ils contiennent le même nombre de protons, mais des neutrons en nombres différents.

■ Les **ions monoatomiques** se forment lorsqu'un atome perd ou gagne un ou plusieurs électrons. Un cation ou un anion contient le même nombre de protons, dans son noyau, que l'atome dont il est issu.

■ Un **élément chimique** est caractérisé par son numéro atomique Z et son symbole. **Les éléments chimiques se conservent** dans les transformations chimiques.

Mots-clés

- **Charge élémentaire**
- **Nucléon**
- **Neutron**
- **Élément chimique**
- **Structure lacunaire**
- **Proton**
- **Numéro atomique**
- **Conservation**

▶Voir Lexique page 332

LES SECRETS DE L'ATOME

Le philosophe Grec Démocrite croyait l'atome indivisible. Rutherford, 23 siècles plus tard, a mis en évidence la structure véritable de l'atome : un noyau et des électrons. Mais le noyau lui-même peut être « décomposé » en neutrons et protons. Et puis, en 1969, on a trouvé les quarks !

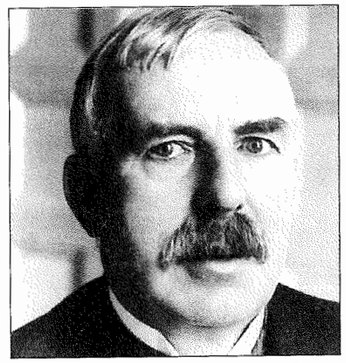
L'expérience de Rutherford

Cette expérience mit en évidence la structure lacunaire de l'atome.

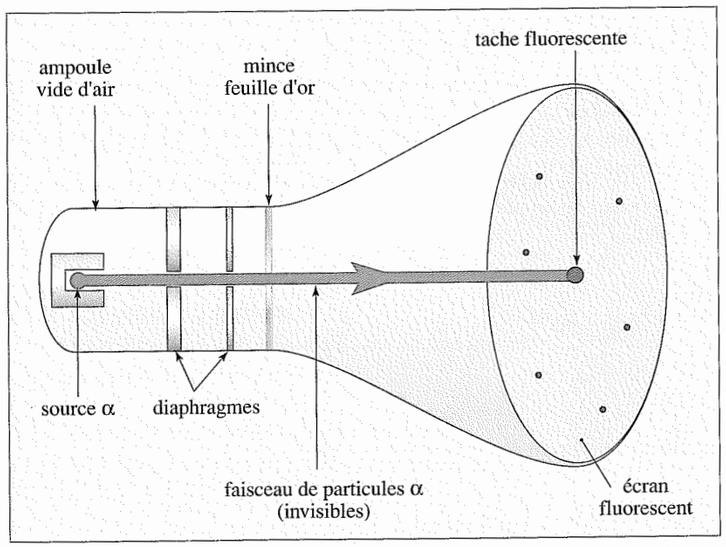
«À ce moment-là [au début du 20e siècle], on soupçonnait déjà que ces atomes n'étaient peut-être pas insécables, après tout. Quelques années auparavant, un membre du Trinity College à Cambridge, J.J. Thompson, avait démontré l'existence d'une particule de matière, appelée électron, qui avait une masse de moins du millième de celle de l'atome le plus léger. [...]

On se rendit compte bientôt que ces électrons devaient venir de l'intérieur des atomes eux-mêmes et, en 1911 finalement, le physicien britannique Ernest Rutherford montra que les atomes de matière ont bien une structure interne : ils sont faits d'un noyau extrêmement petit, chargé positivement, autour duquel tournent un certain nombre d'électrons. Il l'avait déduit en analysant comment les particules α – particules chargées positivement émises par des atomes radioactifs – sont déviées lorsqu'elles entrent en collision avec des atomes».

Une brève histoire du temps
Stephen Hawking © Flammarion



Lord Ernest Rutherford (1871-1937).



Les particules α frappent la feuille d'or (formée d'atomes d'or). On observe une importante tache fluorescente au centre de l'écran : pratiquement toutes les particules α traversent la feuille d'or sans être déviées. Les noyaux d'or sont donc très petits et l'atome d'or a une structure lacunaire. Seules sont déviées les particules α qui passent au voisinage des noyaux d'or (quelques fluorescences hors du centre de l'écran).

Particules élémentaires et quarks

Jusqu'à il y a environ 20 ans, on pensait que les protons et les neutrons étaient des particules «élémentaires», mais les expériences au cours desquelles les protons entraient en collision avec d'autres protons ou des électrons à grande vitesse révélèrent qu'ils étaient eux-mêmes composés de particules plus petites. Ces particules furent appelées quarks par le physicien Murray Gell-Mann de Caltech qui reçut le Prix Nobel en 1969. [...]

Il y a un certain nombre de variétés différentes de quarks : ils possèdent au moins six «saveurs» que nous dénommons *up*, *down*, *strange*, *charm*, *bottom* et *top*. Chaque saveur peut avoir elle-même trois «couleurs» : rouge, verte et bleue. [...] Un proton ou un neutron est fait de trois quarks, chacun d'une couleur.

Un proton contient deux quarks *up* et un quark *down*; un neutron en contient deux *down* et un *up*.

Une brève histoire du temps,
Stephen Hawking © Flammarion

down (bas) charge : $-\frac{e}{3}$ **découvert en 1960**	**up** (haut) charge : $+\frac{2e}{3}$ **découvert en 1960**
strange (étrange) charge : $-\frac{e}{3}$ **découvert en 1947**	**charm** (charme) charge : $+\frac{2e}{3}$ **découvert en 1975**
botton (bas) ou beauty charge : $-\frac{e}{3}$ **découvert en 1981**	**top** (sommet) ou truth charge : $+\frac{2e}{3}$ **découvert en 1994-95**

Dans le tableau ci-dessus, e représente la charge élémentaire :
$e = 1{,}6 \times 10^{-19}$ C

Exploitation ▶p. 212 ● ex. 32

EXERCICE RÉSOLU

Étude d'un atome

Énoncé

On étudie l'atome de chlore dont le noyau est représenté par $^{35}_{17}Cl$.

a. Donner la composition du noyau de cet atome et de son cortège électronique. Justifier.

b. Calculer la masse de ce noyau.

Données :
– *masse du proton :* $m_p = 1{,}673 \times 10^{-27}$ kg ;
– *masse du neutron :* $m_n = 1{,}675 \times 10^{-27}$ kg.

c. Calculer la masse de l'atome de chlore étudié en faisant la même hypothèse que dans le cours.

d. Quelle est la valeur de l'approximation commise sachant que la masse de l'électron est :

$$m_e = 9{,}1 \times 10^{-31} \text{ kg ?}$$

e. Calculer, en coulombs, la charge du noyau et celle du cortège électronique de cet atome.

Donnée :
charge élémentaire : $e = 1{,}60 \times 10^{-19}$ C.

f. Reprendre la question **e.** pour l'ion chlorure Cl^-.

Solution

a. 17 est la valeur du nombre de charge et 35 est le nombre de nucléons.
Le noyau de l'atome comporte donc **17 protons** et 35 – 17 = **18 neutrons**.
Le cortège électronique est formé de **17 électrons** (autant que de protons dans le noyau).

b. La masse du noyau est égale à la somme des masses des protons et des neutrons qu'il contient :

$$m_{noyau} = Z\,m_p + (A - Z)\,m_n = 17 \times 1{,}673 \times 10^{-27} + 18 \times 1{,}675 \times 10^{-27}$$

$$\boldsymbol{m_{noyau} = 5{,}859 \times 10^{-26} \text{ kg.}}$$

c. La masse de l'atome est égale à la masse du noyau si la masse des électrons est négligée :

$$\boldsymbol{m_{atome} = 5{,}859 \times 10^{-26} \text{ kg.}}$$

d. La valeur de l'approximation commise est égale à la masse des 17 électrons du cortège électronique ; soit :

$$17 \times 9{,}1 \times 10^{-31} = \boldsymbol{1{,}5 \times 10^{-29} \text{ kg.}}$$

Remarque :
En tenant compte de la masse du cortège électronique, la masse de l'atome est $5{,}861 \times 10^{-26}$ kg ; avec la précision des données de ce problème, il faudrait donc éviter de faire l'approximation usuelle.

e. ● Charge du noyau de l'atome considéré :

$$+17e = +17 \times 1{,}60 \times 10^{-19} = \boldsymbol{+2{,}72 \times 10^{-18} \text{ C.}}$$

● Charge du cortège électronique de l'atome considéré :

$$\boldsymbol{-17e = -2{,}72 \times 10^{-18} \text{ C.}}$$

f. L'ion chlorure Cl^- a le même noyau que l'atome Cl et un électron supplémentaire dans son cortège électronique.

● Charge du noyau de l'ion considéré :

$$\boldsymbol{+17e = +2{,}72 \times 10^{-18} \text{ C.}}$$

● Charge du cortège électronique de l'ion considéré :

$$\boldsymbol{-18e = -18 \times 1{,}60 \times 10^{-19} = -2{,}88 \times 10^{-18} \text{ C.}}$$

Commentaires

Bien connaître la représentation symbolique d'un noyau : $^{A}_{Z}X$.
L'électroneutralité est une propriété fondamentale de l'atome.

Il faut répondre avec 4 chiffres significatifs, comme les données du problème (17 et 18 sont des valeurs exactes).

La valeur de l'approximation doit comporter 2 chiffres significatifs, comme celle de m_e.

Il faut connaître la signification de la charge élémentaire.

Attention à bien donner le signe des charges.

Rechercher soigneusement la composition de l'ion à partir de celle de l'atome.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

La masse d'un nucléon est environ ... fois plus grande que celle d'un ... . En conséquence, la masse d'un atome est pratiquement égale à celle de son ... .
La charge électrique portée par un proton est égale à la ... ... ; elle vaut ... C (coulomb). La charge portée par un électron vaut ... C (coulomb).

2 Vrai ou faux ?

a. Le noyau d'un atome de lithium contient 3 protons. Le cortège électronique de cet atome est donc formé de 3 électrons ..... V F

b. Les atomes dont les noyaux sont représentés par $^{235}_{92}U$ et $^{238}_{92}U$ sont isotopes ..... V F

c. Les atomes dont les noyaux sont représentés par $^{32}_{14}Si$ (silicium) et $^{32}_{15}P$ (phosphore) sont isotopes ..... V F

d. La masse d'un atome est concentrée principalement dans son noyau ..... V F

e. La masse d'un proton est environ 2000 fois plus petite que celle d'un neutron ..... V F

3 QCM

Indiquer la (ou les) bonnes(s) réponses.

a. Le noyau représenté par $^{28}_{14}Si$ contient :
☐ 14 protons ; ☐ 28 nucléons ; ☐ 14 neutrons.

b. La masse d'un proton est voisine de :
☐ $9{,}1 \times 10^{-31}$ kg ; ☐ $1{,}67 \times 10^{-27}$ kg.

c. Des atomes qui appartiennent au même élément ont le même nombre de :
☐ nucléons ; ☐ protons ; ☐ neutrons.

d. Le noyau d'un atome d'or (symbole Au) comporte 79 protons et 118 neutrons. Sa représentation est :
☐ $^{118}_{79}Au$; ☐ $^{79}_{118}Au$; ☐ $^{197}_{79}Au$.

4 Apprendre à rédiger

En s'appuyant sur un exemple, expliquer en une phrase ce qu'est un élément chimique.

5 Exercice à caractère expérimental

● Une lame de cuivre chauffée dans la flamme d'un bec Bunsen se recouvre d'une pellicule noire.
● En utilisant une cuve à électrolyse contenant une solution d'ions cuivre (II), on observe la formation d'un dépôt métallique.
Dans chaque cas, quel est le corps formé ?
Qu'ont en commun ces deux espèces chimiques ?

JE M'ENTRAÎNE

Composition d'atomes et d'ions

6 ♦ Le carbone naturel est constitué d'atomes dont les noyaux sont représentés par $^{12}_{6}C$ (98,9 %) et $^{13}_{6}C$ (1,1 %).
a. Donner la composition des noyaux de ces atomes.
b. Comment qualifie-t-on ces atomes ?

7 ♦ L'élément aluminium a pour nombre de charge Z = 13.
a. Combien de protons et d'électrons un atome d'aluminium contient-il ?
b. Ces particules appartiennent-elles au noyau de l'atome ?

8 ♦ Donner la composition des atomes dont les noyaux sont représentés par :
$^{56}_{26}Fe$ (fer) ; $^{84}_{36}Kr$ (krypton) ; $^{195}_{78}Pt$ (platine).

9 ♦ Le nombre de nucléons d'un noyau est $A = 127$ et son nombre de charge est $Z = 53$.
a. Combien de nucléons, de neutrons, de protons ce noyau renferme-t-il ?
b. Quel est le nombre d'électrons de l'atome correspondant ?

10 ♦ L'élément sodium est caractérisé par le nombre de charge $Z = 11$. Le noyau d'un atome de sodium contient $N = 12$ neutrons.
a. Calculer le nombre de nucléons du noyau de l'atome de sodium.
b. Donner la composition de cet atome.

11 ♦ Compléter le tableau suivant.

	Nombre d'électrons	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre de nucléons
Atome 1	28			59
Atome 2		17		35
Atome 3		13	14	
Atome 4	92		143	

12 ♦♦ L'atome de calcium, élément de symbole Ca, contient 20 électrons dans son cortège électronique et 20 neutrons dans son noyau.
a. Calculer le nombre de nucléons de cet atome.
b. Comment représente-t-on le noyau de cet atome ?

13 ♦♦♦ Compléter le tableau ci-dessous.

Atome ou ion	Nombre de nucléons	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons
B			6	5
Mg^{2+}	25			10
O^{2-}		8	10	

14 ♦♦♦ On considère les atomes et ions suivants :
- atome : $^{7}_{3}Li$
- ion : Al^{3+} formé à partir de l'atome de noyau $^{27}_{13}Al$
- ion : S^{2-} formé à partir de l'atome de noyau $^{32}_{16}S$

Pour chacun d'eux, donner la composition du noyau et le nombre d'électrons.

15 ♦♦♦ **a.** Le noyau d'un atome de zinc (symbole Zn) contient 64 nucléons et sa charge électrique est égale à $4{,}80 \times 10^{-18}$ C.
Donner la représentation symbolique du noyau de l'atome de zinc.
b. Le noyau d'un atome de nickel (symbole Ni) contient 30 neutrons et sa charge électrique est égale à $4{,}48 \times 10^{-18}$ C.
Donner la représentation symbolique du noyau de l'atome de nickel.

Donnée : *charge élémentaire :* $e = 1{,}60 \times 10^{-19}$ C.

Masse d'atomes ou d'ions

16 ♦ On donne la masse d'un atome de carbone :

$$m = 2{,}0 \times 10^{-23} \text{ g}.$$

Quel est le nombre d'atomes contenus dans une mine de crayon de masse $M = 0{,}50$ g (la mine est supposée en carbone pur) ? Conclure.

17 ♦♦ Un bouton de jeans de masse 4,27 g contient $4{,}00 \times 10^{22}$ atomes de cuivre.
Quelle est la masse d'un atome de cuivre ? Conclure.

18 ♦♦ **a.** Donner la représentation d'un noyau d'hydrogène H et d'un noyau d'uranium U sachant que le premier n'est constitué que d'un proton et que le second comporte 92 protons et 143 neutrons.
b. Calculer la masse m_H d'un atome d'hydrogène et la masse m_U d'un atome d'uranium.
Comparer les masses des deux atomes considérés.

Données : *masses du proton et du neutron :*
$m_p = 1{,}673 \times 10^{-27}$ kg ; $m_n = 1{,}675 \times 10^{-27}$ kg.

19 ♦♦ Calculer la masse d'un atome de brome dont le noyau est représenté par $^{79}_{35}Br$ et la masse de l'ion bromure Br^- correspondant.

Données :
– *masse du proton :* $m_p = 1{,}673 \times 10^{-27}$ kg
– *masse du neutron :* $m_n = 1{,}675 \times 10^{-27}$ kg.

20 ♦♦♦ Un boulon en fer a une masse de 2,6 g. Calculer le nombre d'atomes de fer qu'il contient connaissant :
- le nombre de nucléons de l'atome de fer : $A = 56$
- la masse d'un nucléon : $m_p = m_n = 1{,}67 \times 10^{-27}$ kg.

21 ♦♦♦ Le noyau d'un atome de cuivre est représenté par $^{63}_{29}Cu$.
a. Quelle est la composition de ce noyau ?
b. Calculer la masse de ce noyau.
c. Calculer la masse de l'atome de cuivre en faisant la même hypothèse que dans le cours.
d. Quelle est la valeur de l'approximation effectuée à la question précédente ? Conclure.

Données :
– *masse d'un nucléon :* $m_p = m_n = 1{,}67 \times 10^{-27}$ kg
– *masse de l'électron :* $m_e = 9{,}1 \times 10^{-31}$ kg.

Isotopes

22 ♦ Déterminer la composition des noyaux suivants et trouver les atomes correspondants qui sont des isotopes :

$^{16}_{8}O$; $^{32}_{15}P$; $^{31}_{16}S$; $^{31}_{15}P$; $^{14}_{7}N$; $^{7}_{3}Li$; $^{32}_{16}S$; $^{23}_{11}Na$.

23 ♦♦ **a.** Le numéro atomique du cuivre est $Z = 29$ et son nombre de neutrons varie de 34 à 36.
Écrire sous forme $^{A}_{Z}X$ tous les représentants de cet élément. Comment les appelle-t-on ?
b. Combien d'électrons possèdent les atomes de cet élément chimique ? Justifier la réponse.

24 ♦ On considère les noyaux de fer représentés par $^{54}_{26}Fe$ et $^{56}_{26}Fe$.
a. Comment qualifie-t-on ces noyaux ? Justifier la réponse ?
b. Calculer la masse de chacun des noyaux précédents et conclure.

Données :
masse du proton = masse du neutron $= 1{,}67 \times 10^{-27}$ kg.

Éléments

25 ♦ Les trois affirmations ci-dessous sont exactes.
- Les fils de connexion utilisés dans les montages électriques sont en cuivre.
- De nombreuses statues sont fabriquées en bronze, alliage de cuivre et d'étain.
- Les solutions de sulfate de cuivre sont bleues, couleur des ions Cu^{2+} en solution aqueuse.

Qu'ont en commun les fils de connexion, les statues de bronze et les solutions de sulfate de cuivre ?

26 ♦♦ On donne les pourcentages suivants (en masse) pour la répartition des éléments dans l'Univers et dans le globe terrestre :

Univers (estimation)		Globe terrestre (estimation)	
hydrogène H	75 %	fer Fe	35 %
hélium He	23 %	oxygène O	30 %
oxygène O	0,6 %	silicium Si	15 %
néon Ne	0,3 %	magnésium Mg	13 %
azote N	0,2 %	nickel Ni	2 %
autres éléments	0,9 %	autres éléments	8 %

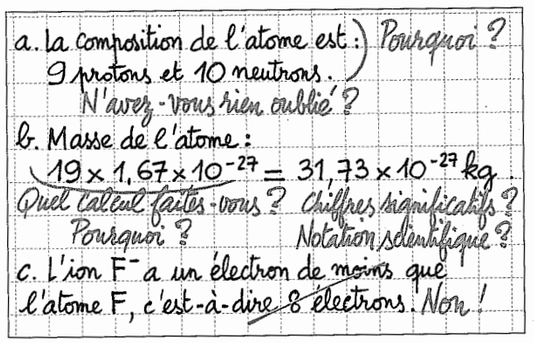
a. Tracer dans chaque cas l'histogramme correspondant aux pourcentages donnés.
b. Les abondances relatives des éléments dans l'Univers et dans le globe terrestre sont-elles les mêmes ?

27 Exercice de correction
Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé
a. Quelle est la composition d'un atome de fluor dont le noyau est représenté par $^{19}_{9}F$?
b. Calculer la masse d'un atome de fluor.
c. Combien d'électrons y a-t-il dans un ion fluorure F^- ?

Donnée : *masse d'un nucléon :* $1{,}67 \times 10^{-27}$ kg.

Solution annotée d'un élève



JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

28 ♦♦♦ La masse volumique d'un objet est le quotient de sa masse m par son volume V :

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \text{(unité SI : kg · m}^{-3}\text{)}.$$

a. Calculer la masse volumique de l'atome d'hydrogène sachant que sa masse est voisine de $1{,}67 \times 10^{-27}$ kg et que son rayon est peu différent de 50 pm.
b. Calculer la masse volumique du noyau d'hydrogène (1 proton) sachant que son rayon est voisin de 1 fm.

Donnée : *volume de la boule de rayon R :*

$$V = \frac{4}{3}\pi R^3.$$

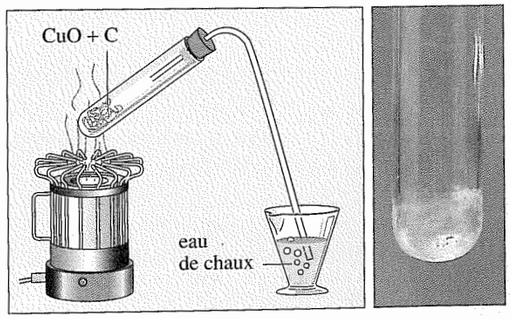
c. Comparer les valeurs numériques trouvées à la masse volumique moyenne de la Terre :

$$\rho \approx 5{,}5 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

EXERCICES À CARACTÈRE EXPÉRIMENTAL

29 ♦♦♦ **L'élément chimique cuivre**

L'oxyde de cuivre (II) est un composé ionique. Dans ce composé, l'ion oxygène contient 10 électrons.
1. On chauffe un morceau de cuivre dans le dioxygène de l'air. On observe un dépôt noir d'oxyde de cuivre (II) à la surface du métal.
a. Quelle est la charge de l'ion oxygène, sachant que le noyau de l'atome d'oxygène est représenté par $^{16}_{8}O$?
b. Écrire la formule de l'ion cuivre (II).
c. En déduire la formule de l'oxyde de cuivre (II).
2. On récupère l'oxyde de cuivre formé, et on réalise l'expérience suivante.
Un mélange d'oxyde de cuivre et de carbone en poudre est chauffé dans un tube à essais muni d'un tube à dégagement. Le tube à dégagement plonge dans un verre à pied rempli d'eau de chaux (voir schéma ci-dessous).

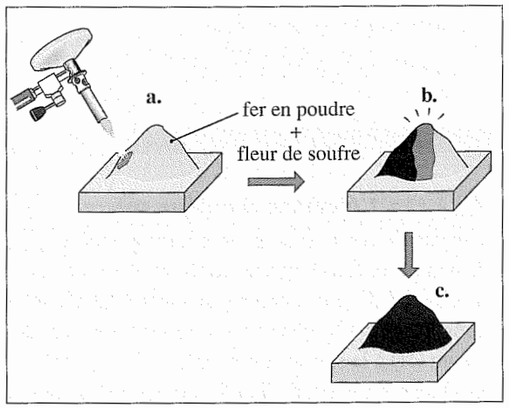


On fait les deux observations suivantes;
- un dépôt rouge se forme sur les parois du tube (voir photographie ci-avant) ;
- l'eau de chaux se trouble.

Pour la réaction se produisant dans le tube à essais, quels sont les réactifs ? les produits mis en évidence ?
3. En utilisant les résultats précédents, indiquer les espèces chimiques qui contiennent l'élément cuivre, celles qui contiennent l'élément oxygène et celles qui contiennent l'élément carbone (faire un tableau).

30 ♦♦♦ Les éléments chimiques fer et soufre

1. Le fer en poudre et la *fleur de soufre* (soufre en poudre) réagissent vivement lorsqu'on chauffe fortement le mélange en un point. Il se forme du sulfure de fer, de formule FeS.



Quelle différence fondamentale y a-t-il entre le mélange initial et le produit de la réaction ?

2. On prélève un fragment de sulfure de fer et on l'introduit dans un tube à essais contenant de l'acide chlorhydrique. Il se produit un dégagement gazeux de sulfure d'hydrogène d'odeur d'œuf pourri, tandis que le liquide prend une couleur jaune verdâtre caractéristique des ions fer (II) Fe^{2+}.
a. Faire un schéma de l'expérience.
b. Rechercher la formule du sulfure d'hydrogène.
c. Quels sont les réactifs? Quels sont les produits ?
3. Une fois le dégagement gazeux terminé, on fait deux parts de la solution contenue dans le tube à essais. Dans la première part, on ajoute avec précaution une solution d'hydroxyde de sodium (soude) ; on voit apparaître un précipité vert foncé d'hydroxyde de fer (II), de formule $Fe(OH)_2$.
a. Dans quelles espèces chimiques a-t-on trouvé successivement l'élément fer dans les transformations précédentes ?
b. Même question pour l'élément soufre.
4. La deuxième part de solution est introduite dans un becher et on y plonge une lame de zinc bien décapée. La partie immergée de la plaque se recouvre d'un dépôt métallique constitué de fer.
a. Quelle a été l'évolution de l'élément fer au cours des transformations décrites ?
b. Comment interpréter la conservation de l'élément fer au cours de ces transformations ?
c. Comment faudrait-il modifier le processus opératoire pour démontrer expérimentalement la conservation de l'élément fer ?

EXERCICES À CARACTÈRE DOCUMENTAIRE

31 ♦♦♦ L'expérience de Rutherford

Lire ▶ p. 207 ● répondre aux questions

a. Pourquoi la plupart des particules α (noyaux de l'atome d'hélium) traversent-elle la feuille d'or sans déviation (faire un schéma explicatif) ?
b. Quelles sont les particules α qui sont déviées ?
c. Pourquoi les électrons des atomes d'or n'ont ils pratiquement aucune influence sur le mouvement des particules α ?

32 ♦♦♦ Particules élémentaires et quarks

Lire ▶ p. 207 ● répondre aux questions

a. Que pensez-vous de l'expression *particule élémentaire* utilisée à propos des protons et neutrons ?
b. Que pensez-vous de l'expression *charge élémentaire* utilisée pour qualifier la charge d'un proton ou d'un électron (en valeur absolue) ?

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

On entend dans les messages publicitaires que «*le fluor protège des caries dentaires*» ; on lit dans un article scientifique que «*le fluor est un corps très réactif réagissant avec presque tous les éléments de manière très vive, voire explosive*».
Comment expliquer cette apparente contradiction ?

CHAPITRE 18

Le cortège électronique

OBJECTIFS

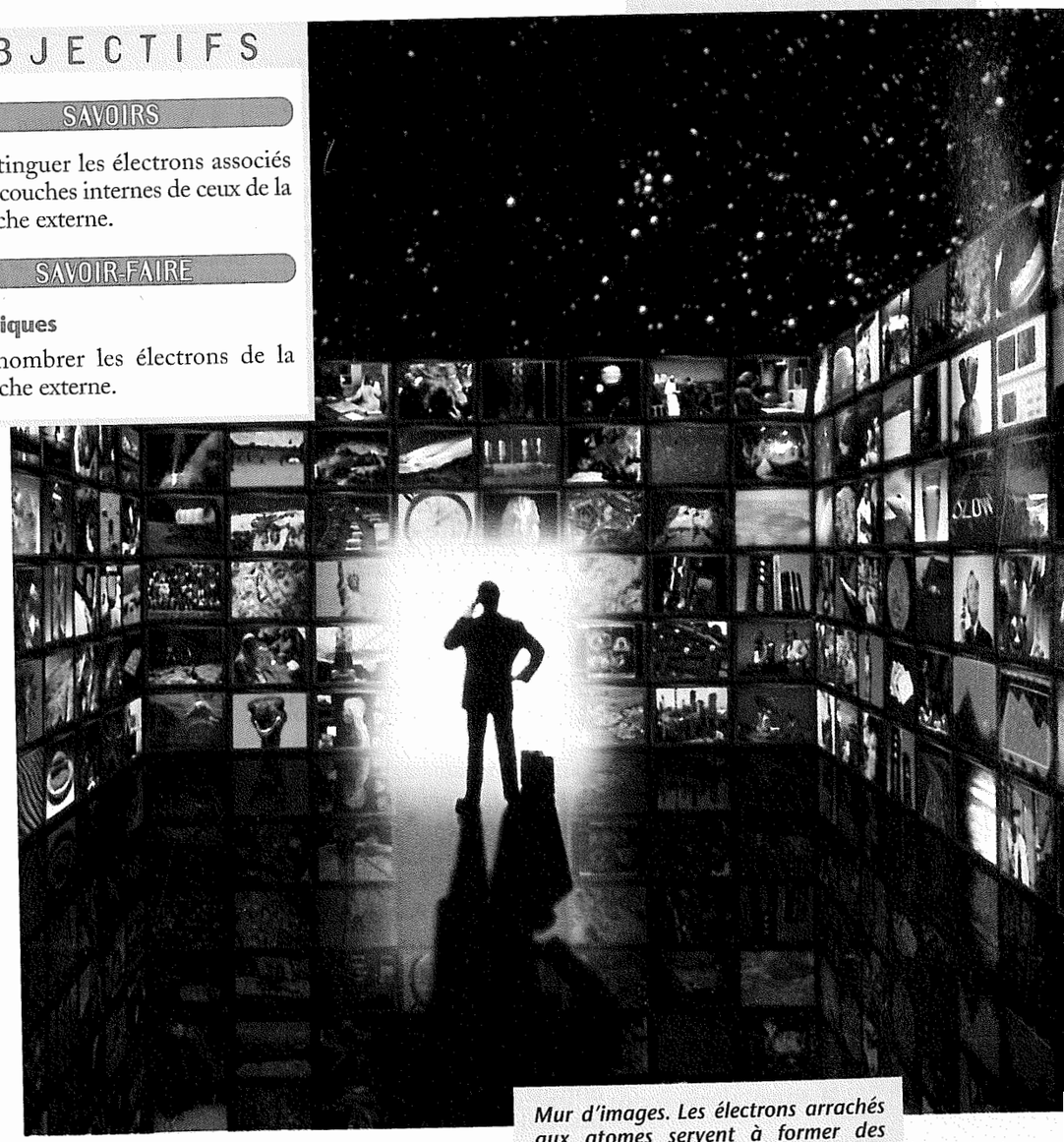
SAVOIRS

- Distinguer les électrons associés aux couches internes de ceux de la couche externe.

SAVOIR-FAIRE

Théoriques

- Dénombrer les électrons de la couche externe.



Mur d'images. Les électrons arrachés aux atomes servent à former des images sur des écrans de télévision.

1 LES ÉLECTRONS DANS L'ATOME

1.1. Aperçu historique

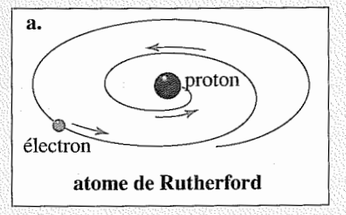
document

LES MODÈLES SUCCESSIFS DU CORTÈGE ÉLECTRONIQUE

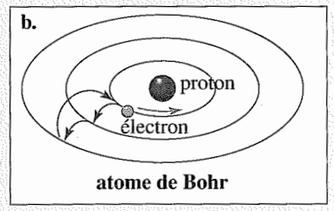
• Le modèle planétaire
Si l'on excepte J.J. Thomson et son « pudding aux électrons », Ernest **Rutherford** (1871-1937) est le premier à proposer un modèle du cortège électronique de l'atome. Pour lui, les électrons étaient en rotation rapide autour du noyau sur des orbites circulaires (fig. a). Malheureusement, ce modèle, basé sur la Mécanique classique, ne pouvait avoir d'existence durable, les électrons étant rapidement captés par le noyau.

• L'atome de Bohr
La théorie de Niels **Bohr** (1885-1962) fait appel à la Mécanique quantique développée au début du 20e siècle. Elle aboutit à des trajectoires électroniques circulaires (fig. b) sur lesquelles l'électron se trouve dans un « état stationnaire » ; l'électron peut passer d'un « état stationnaire » à un autre. C'est sur l'orbite de plus petit rayon que l'électron est le plus fortement « lié » au noyau.
Ce modèle a permis, par exemple, d'expliquer certains résultats expérimentaux jusqu'alors inexpliqués, comme les spectres de raies émis par les éléments.

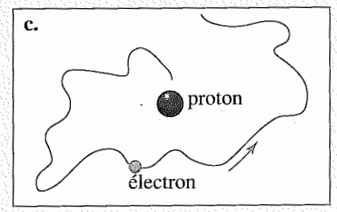
• La probabilité de présence
En 1925, Erwin **Schrödinger** (1887-1961) appliqua les principes de la Mécanique ondulatoire à l'atome. Dans cette théorie, la notion de trajectoire disparaît ; l'électron peut se trouver « n'importe où » (fig. c) et sa « localisation » dans l'espace est évaluée par sa **probabilité de présence** dans une région déterminée.



atome de Rutherford



atome de Bohr



De nos jours, il est difficile de se représenter simplement un atome ; il est étudié, dans un cadre mathématique, à l'aide de modèles abstraits et de fonctions complexes analysées par les ordinateurs.

1.2. Où sont les électrons de l'atome ?

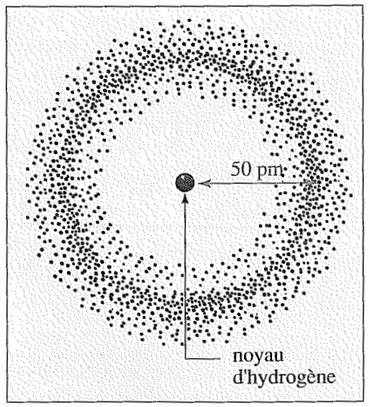


Fig. 1. Représentation de la probabilité de présence de l'électron d'un atome d'hydrogène par une densité de points. Cette probabilité est maximale à environ 50 pm du noyau.

A. Probabilité de présence d'un électron

Il n'est pas possible de localiser un électron sur une trajectoire ; on peut seulement évaluer sa **probabilité de présence** en un point de l'espace. Pour l'atome d'hydrogène, par exemple, sur le schéma de la figure 1, un point représente une position de l'électron à une date donnée. L'électron a d'autant plus de chances de se trouver dans un domaine que la densité des points y est plus grande.

On voit donc que, pour l'atome d'hydrogène dans son état de stabilité (état fondamental), l'électron se situe, en moyenne, à une distance voisine de 50 pm du noyau ; on dit qu'il est alors sur la **couche *K*.** Dans d'autres conditions, l'électron se trouve, en moyenne à une distance de 200 pm de noyau ; on dit qu'il est sur la **couche *L*.**

B. Les électrons ne sont pas également liés au noyau

Nous nous intéressons maintenant aux atomes qui comportent plusieurs électrons. Il est possible d'arracher un électron à un atome ; cela se produit lors de certaines collisions avec des particules.

Mais les électrons d'un atome ne sont pas tous également liés au noyau. Ceux qui sont proches du noyau sont fortement liés et il est difficile de les arracher. Ceux qui sont éloignés du noyau sont peu liés, et il est facile de les arracher.

2 RÉPARTITION DES ÉLECTRONS D'UN ATOME

Un atome de l'élément de numéro atomique Z comporte **Z électrons** constituant son cortège électronique.

2.1. Les couches électroniques

On dit que deux électrons d'un atome appartiennent à une même **couche électronique** si :
– ils se situent, en moyenne, à une même distance du noyau ;
– ou encore, ils sont également liés au noyau.

• Les électrons d'un atome se répartissent dans des couches électroniques.
• Chaque couche électronique est représentée par une lettre ; pour les atomes des éléments tels que $1 \leqslant Z \leqslant 18$, les couches électroniques qui peuvent être occupées sont les couches *K*, *L* et *M*.

Les électrons de la première couche (K) sont les plus proches du noyau et les plus liés à lui. La dernière couche qui contient des électrons porte le nom de **couche externe** ; elle contient les électrons les moins liés au noyau, appelés **électrons périphériques.**

2.2. Les règles de remplissage des couches électroniques

Les deux règles suivantes, qui seront admises, permettent de déterminer la **répartition des électrons** d'un atome, c'est-à-dire le nombre d'électrons dans chaque couche électronique.

A. Première règle

Une couche électronique ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons.

En Seconde, l'étude se limite aux atomes des éléments tels que $Z \leqslant 18$. **Le nombre maximum d'électrons dans les couches est :**

2 électrons dans la couche *K*
8 électrons dans la couche *L*
8 électrons dans la couche *M*.

Une couche électronique contenant le nombre maximum d'électrons qu'elle peut recevoir porte le nom de **couche saturée.**

POINT HISTOIRE

WOLFGANG PAULI (1900-1958)
Physicien suisse, né à Vienne (1900-1958), il est célèbre pour ses travaux sur la répartition des électrons d'un atome. La règle selon laquelle une couche électronique ne peut comporter qu'un nombre limité d'électrons résulte du *principe d'exclusion de Pauli*. Il reçut le Prix Nobel de Physique en 1945.

B. Deuxième règle

Les électrons de l'atome remplissent progressivement les couches électroniques. Ils se placent d'abord dans la couche *K* puis, quand celle-ci est saturée à 2 électrons, ils remplissent la couche *L*. Quand la couche *L* est saturée à 8 électrons, ils remplissent la couche *M*.

2.3. La répartition des électrons

On écrit la répartition des électrons d'un atome ou d'un ion (ou répartition électronique) en plaçant la lettre désignant la couche entre parenthèses et en indiquant, en exposant, le nombre d'électrons de la couche ; par exemple, $(K)^2\,(L)^6$ signifie qu'il y a 2 électrons dans la couche K et 6 électrons dans la couche L.

La dernière couche écrite dans cette répartition est la **couche externe** ; ce sont les électrons de cette couche qui déterminent la construction des édifices chimiques (chapitre 19).

EXERCICE RÉSOLU

Répartition électronique de l'atome de soufre

Énoncé

Le numéro atomique de l'élément soufre S est :

$Z = 16$.

a. Écrire la répartition des électrons de l'atome de soufre.

b. Combien d'électrons l'atome de soufre a-t-il dans sa couche externe ?

c. Cette répartition est-elle la même pour tous les atomes isotopes du soufre ?

Solution

a. Le soufre a pour numéro atomique $Z = 16$; son noyau comporte 16 protons et il est entouré d'un cortège électronique de **16 électrons.** On les répartit : 2 dans la couche K (qui est alors saturée), 8 dans la couche L (saturée) et $16 - (2 + 8) = 6$ dans la couche M (non saturée). D'où la répartition des électrons de l'atome de soufre :

$(K)^2\,(L)^8\,(M)^6$.

b. La couche externe est la couche M ; elle comporte **6 électrons**.

c. Tous les atomes isotopes du soufre ont le même numéro atomique Z (mais des nombres de nucléons différents) ; ils ont donc le même nombre d'électrons dans leur cortège électronique et, par conséquent, la **même répartition électronique**.

L'ESSENTIEL

■ Le **cortège électronique** de l'atome de l'élément de nombre de charge ou numéro atomique Z est constitué de Z électrons.

■ Les Z électrons d'un atome se répartissent dans des **couches électroniques** désignées par les lettres K, L et M.

Une couche ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons. Le **nombre maximum d'électrons** est **2** dans la **couche K**, **8** dans la **couche L** et **8** dans la **couche M** (pour les éléments tels que $Z \leqslant 18$).

Les électrons se placent d'abord dans la couche K; puis, lorsque celle-ci est **saturée**, dans la couche L; puis, quand la couche L est saturée, dans la couche M.

■ Les règles de remplissage permettent d'établir la **répartition des électrons** d'un atome ; celle-ci indique le nombre d'électrons dans les différentes couches. Par exemple, pour l'azote ($Z = 7$), la répartition électronique de l'atome N est $(K)^2\,(L)^5$.

En chimie, la couche électronique importante est la **couche externe.**

Mots-clés

- Couche électronique
- Couche externe
- Répartition des électrons
- Couche saturée

▶Voir Lexique page 332

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

Les électrons d'un atome se répartissent dans des ... ... ; celles-ci sont désignées par les lettres : ..., ... et ... .
Les électrons se répartissent d'abord dans la couche ... ; puis, quand celle-ci est ... (à 2 électrons), dans la couche ... ; puis, lorsque celle-ci est ... (à ... électrons), dans la couche ... .

2 Vrai ou faux ?

a. L'atome de soufre a 16 électrons. Sa répartition électronique est : $(K)^2\,(L)^8\,(M)^5$ ..... V F

b. Pour les atomes des éléments tels que $Z \leqslant 18$, la couche L est saturée lorsqu'elle comporte 8 électrons ..... V F

c. Deux atomes qui ont le même nombre d'électrons dans leur couche externe ont la même répartition électronique ..... V F

3 QCM

a. L'atome dont la répartition des électrons est $(K)^2\,(L)^5$ possède, dans son cortège électronique :

☐ 5 électrons ; ☐ 7 électrons.

b. Le noyau d'un atome contient 8 protons. La répartition des électrons pour cet atome est :

☐ $(K)^2\,(L)^6$; ☐ $(K)^2\,(L)^8$.

c. L'atome de sodium Na ($Z = 11$ pour l'élément sodium) possède, dans sa couche externe :

☐ 1 électron ; ☐ 9 électrons.

4 Apprendre à rédiger

- Expliquer en deux phrases le mode de remplissage des couches électroniques d'un atome.
- Qu'est-ce que la couche externe ? Quelle est son importance en chimie ?

5 Exercice à caractère expérimental

Le sodium métal Na brûle dans le dichlore Cl_2. On obtient un composé blanc : le chlorure de sodium NaCl (le sel de cuisine), formé d'ions sodium Na^+ et d'ions chlorure Cl^-.

a. Le numéro atomique du sodium est $Z = 11$.
Écrire la répartition des électrons d'un atome de sodium, puis d'un ion sodium.
Comment la couche externe s'est-elle transformée ?

b. Le nombre de charge du chlore est $Z = 17$.
Mêmes questions que précédemment pour l'atome de chlore et l'ion chlorure.

JE M'ENTRAÎNE

Répartition des électrons

6 ♦ **a.** Quelle est la répartition des électrons de l'atome de lithium Li ?

b. Même question pour l'atome de fluor F.

Données : *numéro atomique des éléments :*
lithium : $Z = 3$; fluor : $Z = 9$.

7 ♦ Un atome possède 5 électrons dans son cortège électronique.

a. Quelle est la répartition des électrons de cet atome ?

b. Combien d'électrons possède-t-il dans sa couche externe ?

8 ♦♦ La répartition des électrons d'un atome est :

$(K)^2\,(L)^8\,(M)^3$.

a. Combien d'électrons périphériques cet atome possède-t-il ?

b. Combien vaut son numéro atomique ?

c. Donner la représentation symbolique de son noyau sachant que l'élément correspondant est l'aluminium et que son noyau comporte 14 neutrons.

9 ♦♦ Établir la répartition des électrons des atomes suivants :

He ($Z = 2$) ; C ($Z = 6$) ; P ($Z = 15$).

10 ♦♦ Parmi les atomes dont les noyaux sont représentés par :

$^{7}_{3}Li$, $^{12}_{6}C$, $^{14}_{7}N$, $^{24}_{12}Mg$, $^{32}_{16}S$, $^{40}_{18}Ar$,

déterminer ceux qui ont pour répartition électronique :

$(K)^2\,(L)^5$; $(K)^2\,(L)^8\,(M)^2$; $(K)^2\,(L)^8\,(M)^8$.

Couche externe

11 ♦ On donne la répartition électronique de l'atome de silicium Si : $(K)^2\,(L)^8\,(M)^4$.

a. Combien d'électrons l'atome de silicium a-t-il dans sa couche externe ?

b. Quel est le numéro atomique du silicium ?

12 ♦♦ Les nombres de charge du néon et de l'argon valent : Ne : $Z = 10$; Ar : $Z = 18$.

a. Établir la répartition des électrons des atomes de néon et d'argon.

b. Quelle est la propriété commune à ces deux répartitions ?

13 ♦♦ Le nombre de charge de l'élément sodium Na est $Z = 11$.

a. Quelle est la répartition des électrons d'un atome de sodium ?

b. Combien d'électrons existe-t-il dans la couche externe d'un ion sodium Na^+?

14 ♦♦ Le numéro atomique du fluor F est $Z = 9$.

a. Quelle est la répartition des électrons d'un atome de fluor ?

b. Combien d'électrons périphériques un ion fluor F^- possède-t-il ?

15 ♦♦ On donne les numéros atomiques des éléments azote et phosphore :

$N : Z = 7$; $P : Z = 15$.

a. Établir la répartition des électrons d'un atome d'azote et d'un atome de phosphore.

b. Combien d'électrons ces atomes ont-ils dans leur couche externe ?

16 Exercice de correction

Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé

a. Soit l'atome d'argon Ar caractérisé par les nombres $Z = 18$ et $A = 40$.

Donner la répartition des électrons de cet atome.

b. Le nombre de charge du chlore Cl est $Z = 17$.

Donner la répartition des électrons de l'ion chlorure Cl^-.

c. Comparer les deux répartitions électroniques trouvées précédemment.

Solution annotée d'un élève

trop imprécis

a. La répartition des électrons de l'argon est :

$(K)^2(L)^8(M)^8$ Expliquez votre démarche : que signifient $Z = 18$ et $A = 40$?

b. Pour l'ion chlorure Cl^-, ~~$Z = 17 + 1 = 18$~~

Non ! Que représente Z ?

la répartition des électrons est :

$(K)^2(L)^8(M)^8$

c. C'est pareil. Rédaction insuffisante !

JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

17 ♦♦♦ Le numéro atomique de l'élément oxygène O est $Z = 8$.

a. Écrire la répartition des électrons d'un atome d'oxygène. Combien d'électrons périphériques cet atome possède-t-il ?

b. Parmi les éléments de numéro atomique $Z \leqslant 18$, écrire la répartition électronique de l'atome qui possède le même nombre d'électrons périphériques que l'atome d'oxygène.

18 ♦♦♦ Le nombre de charge du sodium Na est : $Z = 11$; celui du magnésium Mg : $Z = 12$.

a. En expliquant le processus, établir la répartition des électrons pour les atomes de sodium et de magnésium.

b. Établir la répartition électronique des ions sodium Na^+ et magnésium Mg^{2+}.

Comparer ces deux répartitions.

c. Rechercher quel est l'atome qui a la même répartition électronique que les ions Na^+ et Mg^{2+}.

d. Rechercher quel est l'anion qui a la même répartition électronique que les ions Na^+ et Mg^{2+}.

EXERCICE À CARACTÈRE DOCUMENTAIRE

19 ♦♦ **Voyage avec un physicien nucléaire**

Lire ▶ p. 217 ● répondre aux questions

a. Qu'est-ce que l'« atome de charbon » mentionné par Georges Charpak ?

b. Que représente le « nuage d'électricité très mince » dont parle l'auteur ? Cette image est-elle pertinente ?

c. Quels sont les nombres 250 et 92 associés à l'uranium dans le texte ? Quel est celui qui caractérise l'élément uranium ?

d. Décrire en quelques phrases la structure de la matière.

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

Existe-t-il plusieurs espèces chimiques qui ont la même répartition électronique ?

CHAPITRE 19

Les édifices chimiques

OBJECTIFS

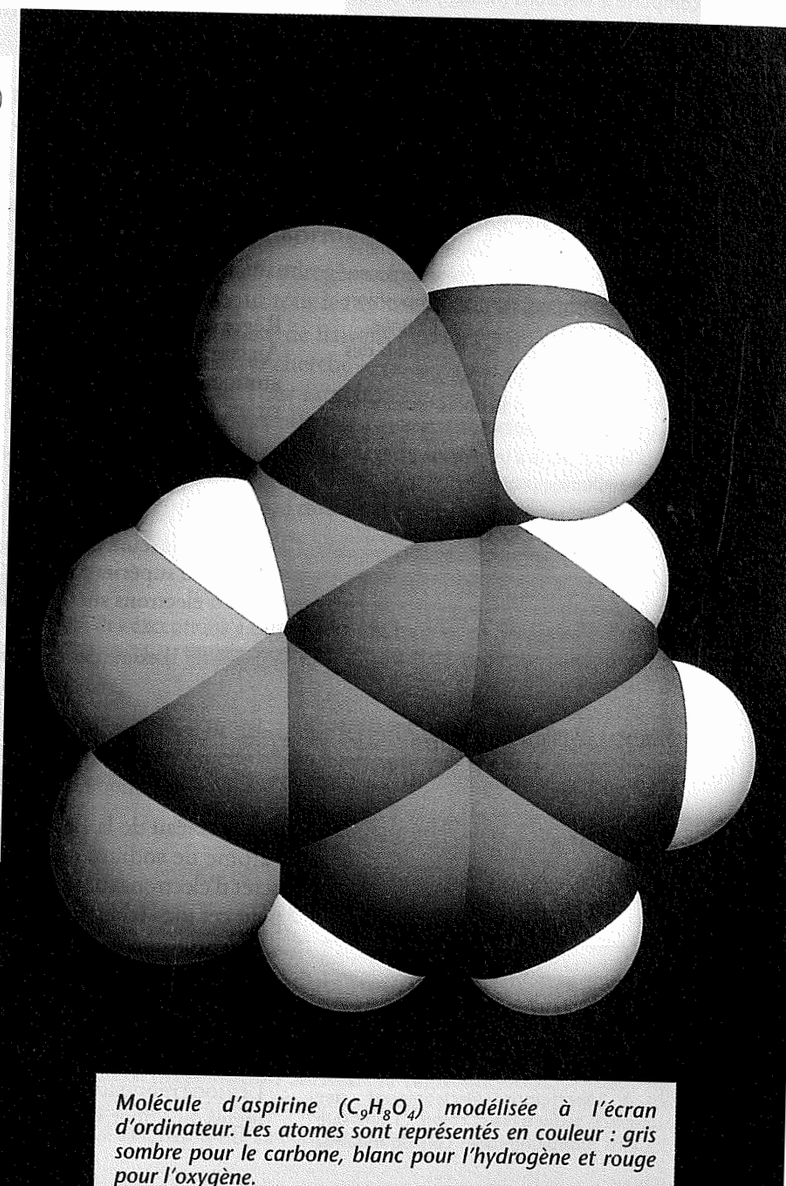
SAVOIRS

- Connaître les règles du « duet » et de l'octet.
- Rendre compte de la géométrie des molécules CH_4, NH_3, H_2O en se basant sur la répulsion électronique des doublets liants et non liants.

SAVOIR-FAIRE

Théoriques

- Savoir appliquer les règles du " duet " et de l'octet pour rendre compte des charges des ions monoatomiques qui existent dans la nature.
- Donner la représentation de Lewis de quelques molécules simples.
- Représenter des formules développées et semi-développées compatibles avec les règles du " duet " et de l'octet de quelques molécules simples.



Molécule d'aspirine ($C_9H_8O_4$) modélisée à l'écran d'ordinateur. Les atomes sont représentés en couleur : gris sombre pour le carbone, blanc pour l'hydrogène et rouge pour l'oxygène.

1 LES RÈGLES DU « DUET » ET DE L'OCTET

1.1. Stabilité chimique des gaz nobles

Les gaz nobles sont les éléments chimiques hélium He, néon Ne, argon Ar, krypton Kr, xénon Xe et radon Rn. Ces éléments existent à l'état d'atomes et, sauf dans des conditions exceptionnelles, ils ne se combinent pas avec les autres éléments. On dit que les atomes des gaz nobles sont **chimiquement stables** ou qu'ils présentent une **grande inertie chimique.**

La stabilité chimique est directement liée au nombre d'électrons de leur couche externe (fig. 1). Celle-ci compte 2 électrons (un « duet ») pour l'hélium et 8 électrons (un **octet**) pour les autres cas.

hélium He ($Z = 2$)	néon Ne ($Z = 10$)	argon Ar ($Z = 18$)
$(K)^2$	$(K)^2(L)^8$	$(K)^2(L)^8(M)^8$

Fig. 1. Répartition électronique des trois premiers gaz nobles : leur couche externe comporte 2 électrons (hélium) ou 8 électrons (néon et argon).

CHIMIE ET VIE QUOTIDIENNE

Les gaz nobles

- L'hélium, très peu dense, est utilisé pour gonfler les ballons météorologiques. Il entre également dans la composition des mélanges gazeux pour la plongée.
- Le néon permet de fabriquer des enseignes et des tubes lumineux.
- L'argon constitue l'atmosphère inerte des lampes à incandescence (le filament de la lampe, porté à température très élevée, ne « brûle » pas).
- Le radon est utilisé en médecine pour le traitement de certains cancers.

1.2. Vers une plus grande stabilité chimique

Les atomes des autres éléments ne sont pas dans cet état de stabilité. Ils s'assemblent en molécules ou donnent des ions pour former des entités chimiques plus stables. Leur évolution s'effectue alors de manière à acquérir la couche externe d'un atome de gaz noble.

Règle du « duet » :
Au cours de leurs transformations chimiques, les atomes de numéro atomique inférieur ou égal à 4 ($Z \leqslant 4$) évoluent de manière à acquérir un « duet » d'électrons.

La règle du « duet » s'applique en particulier à l'atome d'hydrogène.

Règle de l'octet :
Au cours de leurs transformations chimiques, les atomes de numéro atomique supérieur à 4 ($Z > 4$) évoluent de manière à acquérir un octet d'électrons sur leur couche externe.

REMARQUE Il existe des exceptions à la règle de l'octet non traitées ici.

1.3. Application aux ions monoatomiques stables

- Le tableau de la figure 2 montre les répartitions électroniques de l'atome de sodium et de l'ion sodium Na^+. Celui-ci comporte un octet d'électrons sur sa couche externe. La règle de l'octet est satisfaite pour cet ion stable.
- Le tableau montre aussi les répartitions électroniques de l'atome de chlore et de l'ion chlorure Cl^-. Celui-ci comporte un octet d'électrons sur sa couche externe. La règle de l'octet est satisfaite pour cet ion stable.

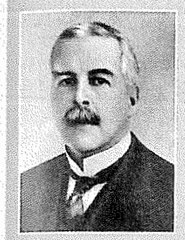
Les ions monoatomiques stables existant dans la nature vérifient les règles du « duet » ou de l'octet.

atome Na ($Z = 11$)	ion Na^+
$(K)^2(L)^8(M)^1$	$(K)^2(L)^8$
atome Cl ($Z = 17$)	ion Cl^-
$(K)^2(L)^8(M)^7$	$(K)^2(L)^8(M)^8$

Fig. 2. Répartitions électroniques des atomes de sodium Na et chlore Cl ainsi que des ions monoatomiques correspondants.

2 LA FORMATION DES MOLÉCULES

POINT HISTOIRE



GILBERT LEWIS (1875-1946)
Chimiste américain, Lewis a proposé, en 1916, le modèle de la **liaison covalente** et la **règle de l'octet**. Fondées sur l'intuition, ses hypothèses n'avaient, au départ, aucun support théorique. Elles ont été confirmées par leurs conséquences et, plus tard, par les développements de la chimie théorique.

2.1. Les liaisons covalentes

A. Définition

La molécule d'eau H_2O, constituée d'un atome d'oxygène et de deux atomes d'hydrogène, est une entité stable. Cette stabilité est due à des **liaisons chimiques** entre l'atome d'oxygène et chaque atome d'hydrogène. Ces liaisons s'établissent grâce aux électrons de la couche externe des atomes et portent le nom de **liaisons covalentes.**

Une liaison covalente entre deux atomes correspond à la mise en commun de deux électrons de leurs couches externes pour former un doublet d'électrons appelé doublet liant.

Comme il assure la liaison entre deux atomes, **un doublet liant est considéré comme appartenant entièrement à chacun des atomes liés.**

B. Liaisons covalentes formées par un atome

La règle du « duet » pour l'hydrogène et celle de l'octet pour les autres atomes sont vérifiées pour tous les atomes d'une molécule.

Pour déterminer le nombre de liaisons covalentes qu'un atome peut habituellement former, on cherche le nombre p d'électrons présents dans sa couche externe. Pour saturer cette couche, **l'atome acquiert $(8 - p)$ électrons en formant $(8 - p)$ liaisons covalentes.**

Le nombre de liaisons covalentes que peut former un atome est égal au nombre d'électrons qu'il doit acquérir pour saturer sa couche externe à un octet d'électrons.

REMARQUES

- Il existe des exceptions à cette règle non traitées en Seconde.
- L'atome d'hydrogène acquiert un « duet » d'électrons en formant **1 liaison covalente.**

Le tableau ci-contre donne, pour les principaux atomes, le nombre d'électrons dans la couche externe et le nombre de liaisons qu'il peut habituellement former.

atome	couche externe	liaisons covalentes
hydrogène H	1	1
chlore Cl	7	1
oxygène O	6	2
azote N	5	3
carbone C	4	4

Fig. 3. Nombre de liaisons covalentes que peuvent habituellement former quelques atomes.

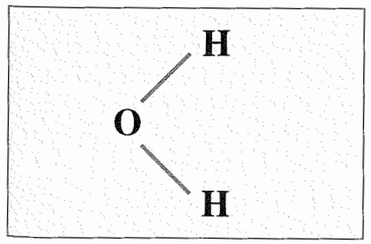


Fig. 4. Il y a deux liaisons covalentes O — H dans la molécule d'eau.

2.2. Représentation de Lewis des molécules

A. Doublets liants et doublets non liants

Un doublet liant est représenté par un tiret entre les deux atomes liés. Plaçons les deux liaisons covalentes O—H de la molécule d'eau (fig. 4). Cette représentation satisfait la règle du « duet » pour les atomes d'hydrogène, mais pas celle de l'octet pour l'atome d'oxygène (seulement 4 électrons sur sa couche externe).

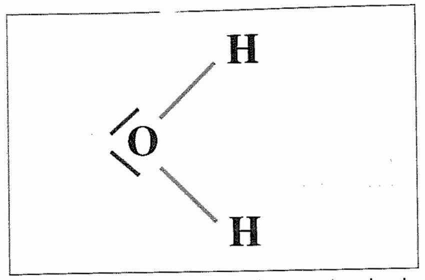


Fig. 5. Représentation de Lewis de la molécule d'eau. On a placé deux doublets non liants sur l'atome d'oxygène pour satisfaire la règle de l'octet.

Pour compléter la couche externe de l'atome d'oxygène, on ajoute deux doublets qui lui appartiennent en propre et qui portent le nom de **doublets non liants** (fig. 5). On obtient ainsi la **représentation de** Lewis de la molécule d'eau.

- **La représentation de Lewis d'une molécule met en évidence les doublets liants entre les atomes (liaisons covalentes) et les doublets non liants portés par certains d'entre eux (s'il en existe).**
- **Dans une représentation de Lewis, la règle du « duet » est satisfaite pour les atomes d'hydrogène et celle de l'octet pour tous les autres atomes.**

B. Comment établir une représentation de Lewis

- On détermine le **nombre n de doublets à répartir** dans la molécule (doublets liants et doublets non liants). Pour cela, on dénombre les p électrons de la couche externe de chacun des atomes de la molécule, puis on fait la somme de ces nombres et on divise le total obtenu par 2.
- On détermine le **nombre de liaisons covalentes que forme habituellement chaque atome** de la molécule : 1 pour l'hydrogène, $(8 - p)$ pour les autres atomes. On ne gardera cette année que les représentations de Lewis qui respectent ces nombres.
- On répartit les n doublets entre les atomes (doublets liants) et autour de certains d'entre eux (doublets non liants) afin de satisfaire les **règles du « duet »** pour l'hydrogène **et de l'octet** pour les autres atomes.

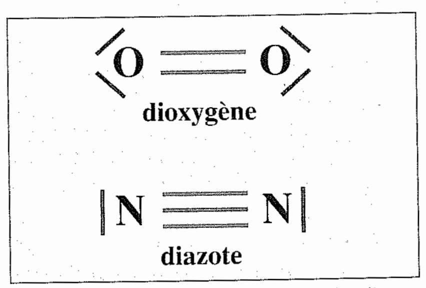


Fig. 6. Représentation de Lewis du dioxygène (liaison double) et du diazote (liaison triple).

REMARQUE

Entre deux atomes liés, il existe le plus souvent un seul doublet liant : c'est une **liaison simple**. S'il existe deux doublets liants, on a une **liaison double** (par exemple, dans le dioxygène O_2) ; s'il existe trois doublets liants, on a une **liaison triple** (par exemple, dans le diazote N_2) (fig. 6).

EXERCICE RÉSOLU

Représentation de Lewis

Énoncé

Établir la représentation de Lewis de la molécule d'ammoniac NH_3 connaissant les numéros atomiques des éléments hydrogène ($Z = 1$) et azote ($Z = 7$).

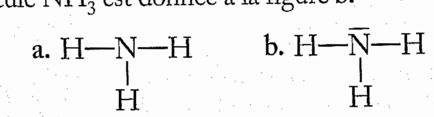
Solution

- Pour déterminer le nombre de doublets à répartir, écrivons les structures électroniques des atomes d'hydrogène et d'azote.

H $(Z = 1) : (K)^1$, soit 1 électron sur la couche externe.
N $(Z = 7) : (K)^2(L)^5$, soit 5 électrons périphériques.

Au total : $n = \frac{(3 \times 1 + 5)}{2} = \frac{8}{2} = 4$ doublets.

- Chaque atome d'hydrogène forme 1 liaison covalente. L'atome d'azote forme $8 - 5 = 3$ liaisons covalentes.
- Il y a 4 doublets à répartir. On place d'abord 3 doublets liants pour 3 liaisons covalentes N—H (figure a). La règle du « duet » est satisfaite pour chacun des atomes d'hydrogène, mais la règle de l'octet n'est pas satisfaite pour l'atome d'azote (6 électrons). Elle est satisfaite si on place le dernier doublet sur cet atome (doublet non liant). La représentation de Lewis de la molécule NH_3 est donnée à la figure **b**.



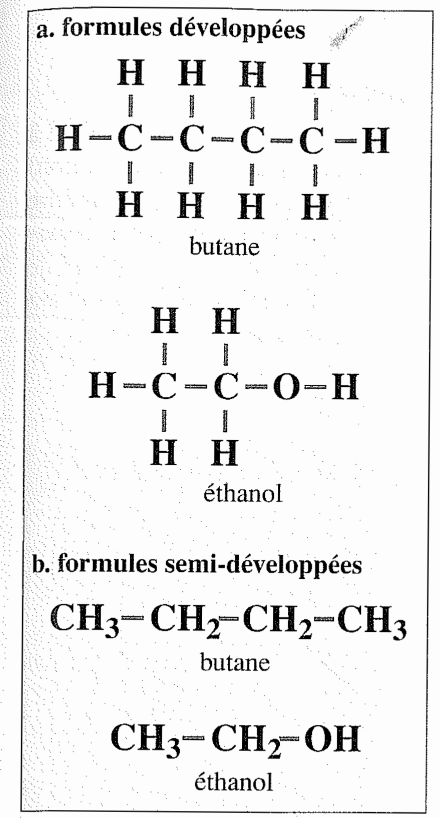


Fig. 7. Formules développées et semi-développées du butane et de l'éthanol.

2.3. Notion d'isomérie

A. Formules développées et semi-développées

- La **formule brute** d'un composé moléculaire indique la nature et le nombre des atomes présents dans une molécule de ce composé.

Par exemple la formule brute du butane (gaz utilisé pour le chauffage domestique) est C_4H_{10} et celle de l'éthanol (l'alcool contenu dans les boissons alcoolisées) est C_2H_6O.

- Très souvent, la formule brute ne suffit pas pour prévoir et comprendre les transformations du composé ; pour cette raison, on préfère représenter les composés moléculaires par leur formule développée plane ou **formule développée**. Celle-ci indique, dans un plan, les atomes présents dans la molécule et l'ordre dans lequel ils sont liés entre eux (fig. 7a).

On peut obtenir la formule développée de la molécule en faisant disparaître de sa représentation de Lewis les doublets non liants. La formule développée ne représente pas la géométrie véritable de la molécule.

- Pour simplifier les formules développées, on écrit globalement certains **groupes d'atomes**, notamment en groupant les atomes d'hydrogène. On obtient ainsi la **formule semi-développée** (fig. 7b).

B. Isomérie et isomères

L'isomérie est fréquente dans la chimie des composés du carbone.

Des isomères sont des composés qui ont la même formule brute, mais dont les molécules sont différentes.

Cette année, on considèrera que des molécules sont différentes si leurs formules semi-développées sont différentes, c'est-à-dire si l'enchaînement des atomes est différent. Les isomères n'ont pas les mêmes propriétés physiques et chimiques.

EXEMPLES :

L'éthanol et l'oxyde de diméthyle d'une part (fig. 8), le butane et le méthylpropane d'autre part (fig. 9), ont la même formule brute, mais dans leurs formules semi-développées, l'enchaînement des atomes est différent : ce sont des **isomères.**

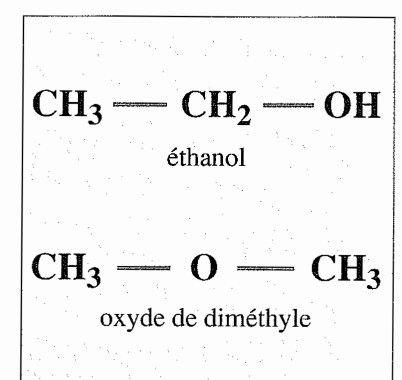


Fig. 8. L'éthanol et l'oxyde de diméthyle sont des isomères.

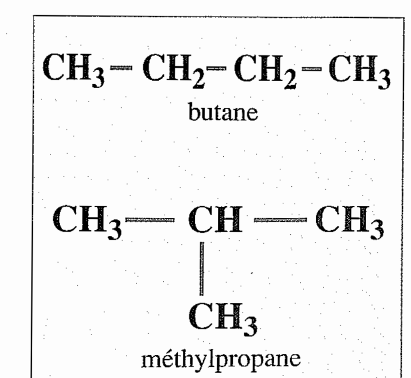


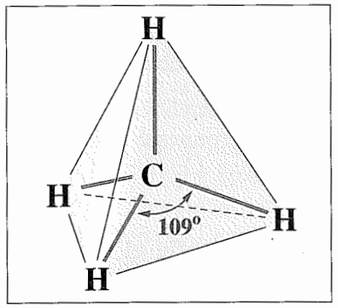
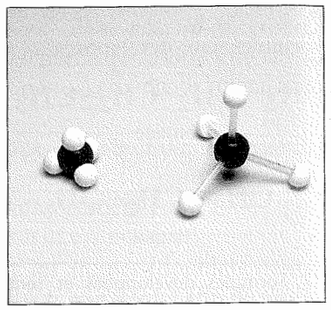
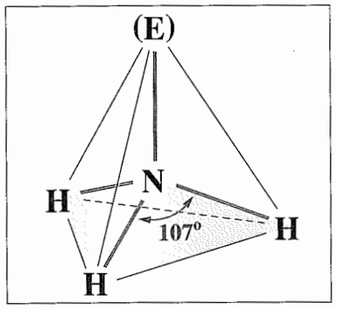
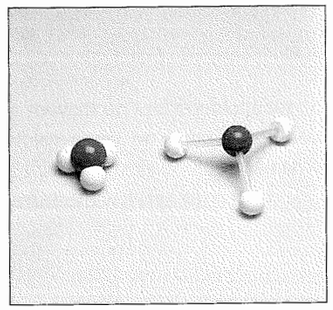
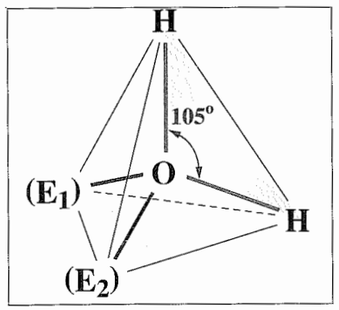
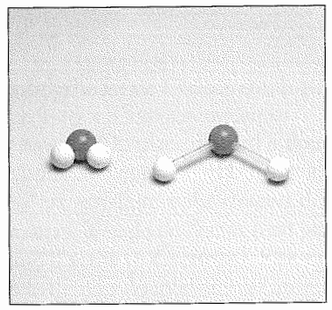
Fig. 9. L'isomérie résulte de l'existence de deux chaînes carbonées différentes.

2.4. Géométrie de quelques molécules

A. Disposition spatiale des doublets

De nombreuses molécules sont constituées d'un atome central lié à d'autres atomes par des liaisons simples. Les doublets (liants ou non) de l'atome central, chargés négativement, se repoussent. La géométrie de la molécule correspond à la disposition spatiale qui **éloigne au maximum les doublets deux à deux.** Dans le cas où l'atome est entouré de 4 doublets, il se trouve au centre d'un **tétraèdre** et les doublets suivant les 4 directions joignant le centre du tétraèdre à ses sommets.

B. Application à quelques molécules

Molécule	Géométrie	Modèles moléculaires
Le **méthane,** de formule CH_4, est le constituant principal du gaz de ville utilisé pour le chauffage domestique. Sa représentation de Lewis fait apparaître 4 doublets liants C—H ; les 4 liaisons se disposent suivant les 4 directions caractéristiques d'un tétraèdre régulier. En conséquence, la molécule de méthane a une **structure tétraédrique.**		
L'**ammoniac,** de formule NH_3, est un produit industriel. Il est principalement utilisé pour fabriquer des engrais. Sa représentation de Lewis met en évidence 3 doublets liants N—H et un doublet non liant (E) sur l'atome d'azote. Les 3 liaisons N—H et la direction N—(E) se disposent suivant les 4 directions caractéristiques du tétraèdre. En conséquence, la molécule d'ammoniac a une **structure pyramidale.**		
L'**eau,** de formule H_2O, est partout présente dans notre environnement; c'est grâce à elle que la vie est possible sur la Terre. Sa représentation de Lewis met en évidence 2 doublets liants O—H et deux doublets non liants (E_1) et (E_2) sur l'atome d'oxygène. Les 2 liaisons O—H et les 2 directions O—(E_1) et O—(E_2) se disposent suivant les directions caractéristiques du tétraèdre. En conséquence, **la molécule d'eau est coudée.**		

La théorie de la répulsion minimale des doublets permet de rendre compte de la géométrie des molécules de méthane (tétraédrique), d'ammoniac (pyramidale) et d'eau (coudée).

C. La représentation de Cram

La représentation de Cram permet de représenter simplement la géométrie de quelques molécules. La figure 10a indique les conventions. On représente ainsi les molécules de méthane (fig. 10b) et d'ammoniac (fig. 10c).

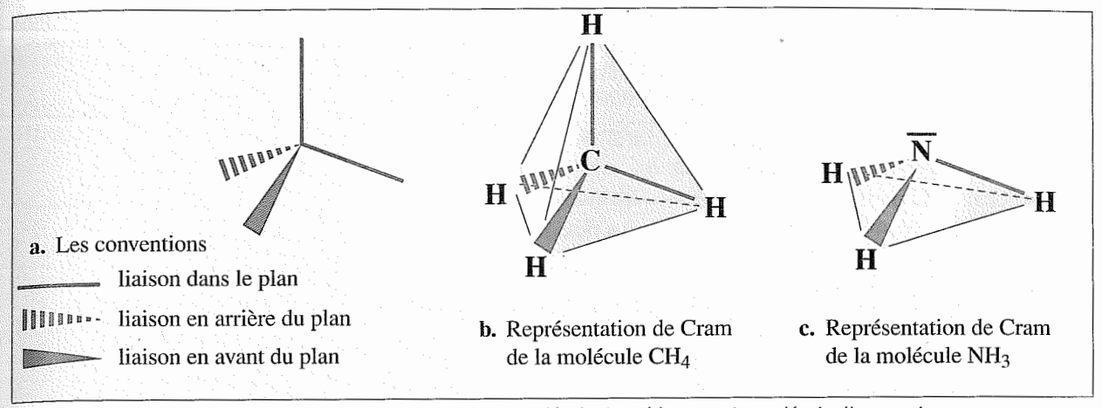


Fig. 10. Représentation de Cram : **a.** Les conventions; **b.** La molécule de méthane; **c.** La molécule d'ammoniac.

L'ESSENTIEL

■ Les atomes des gaz nobles sont chimiquement stables. Cette propriété est liée au nombre d'électrons sur leur couche externe.

Les autres atomes évoluent chimiquement de manière à acquérir la couche externe d'un atome de gaz noble : un « duet » d'électrons si $Z \leqslant 4$ (règle du « **duet** »), un octet d'électrons si $Z > 4$ (règle de l'« **octet** »).

Les règles du « duet » et de l'octet sont satisfaites dans les ions monoatomiques stables.

■ Une **liaison covalente** entre deux atomes résulte de la mise en commun de deux électrons de leurs couches externes de manière à constituer un **doublet liant.**

Un doublet liant appartient entièrement à chacun des deux atomes liés. En revanche, un **doublet non liant** appartient uniquement à l'atome qui le porte.

Dans la **représentation de Lewis d'une molécule,** les règles du « duet » et de l'octet sont satisfaites pour chacun des atomes.

■ Une molécule peut être représentée par sa **formule brute,** sa **formule développée,** ou sa **formule semi-développée.** Deux composés ayant la même formule brute, mais des formules semi-développées différentes, sont des **isomères.**

■ La géométrie d'une molécule correspond à une répulsion minimale des doublets (liants et non liants) qu'elle contient, c'est-à-dire à un éloignement maximal de ces doublets. Dans le cas le plus simple, un atome central se place au centre d'un **tétraèdre** et les doublets suivant les 4 directions joignant le centre du tétraèdre à ses 4 sommets.

En conséquence, la molécule de **méthane** est **tétraédrique,** la molécule d'**ammoniac** est **pyramidale** et la molécule d'**eau** est **coudée.**

La **représentation de Cram** est utilisée pour certaines molécules. Les conventions correspondantes sont rappelées à la figure 10 ci-dessus.

Mots-clés

- **octet**
- **doublet liant**
- **formule brute**
- **isomère**
- **liaison covalente**
- **doublet non liant**
- **formule développée**
- **tétraèdre**

▶Voir Lexique page 332

LES GAZ NOBLES, OU GAZ «RARES»

Les gaz nobles sont aussi appelés gaz « rares », car ils sont très peu abondants sur la Terre. L'hélium a ainsi été mis en évidence dans le Soleil avant d'être découvert sur notre planète.

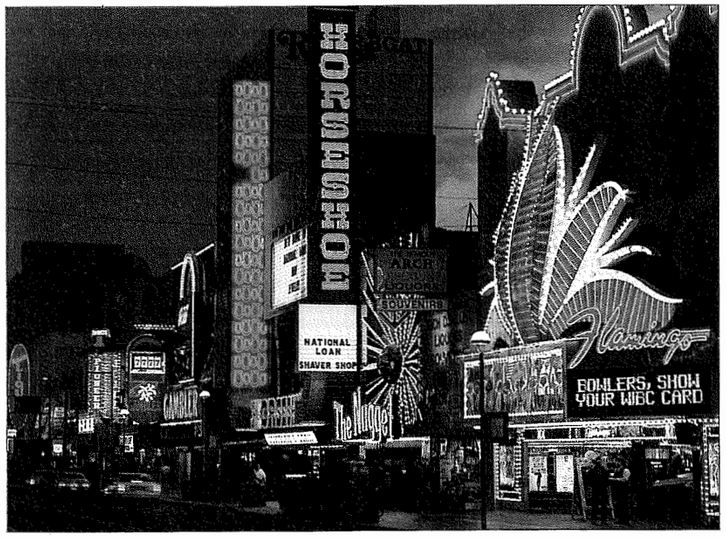
L'hélium, du Soleil à la Terre

Pendant l'éclipse du 18 août 1868 en Inde, deux astronomes, Janssen et Lockyer, observent dans le spectre solaire une raie jaune ne correspondant à aucun élément connu alors sur Terre. Ils concluent que cette raie est émise par un élément nouveau, appelé hélium (du grec *hélios*, signifiant «soleil»).
Ce n'est que 27 ans plus tard, en 1895, que Ramsay découvre l'hélium sur Terre dans un minerai uranifère. La même année, Kayser met en évidence la présence de l'hélium dans l'air à l'état de traces (5,3 cm^3 d'hélium dans 1 m^3 d'air).
Produit par la désintégration de certains éléments radioactifs, l'hélium s'accumule dans des poches de gaz. Il existe ainsi des gisements d'hélium au Texas, au Canada, en Russie… On extrait l'hélium à l'état gazeux en liquéfiant les autres constituants du mélange naturel.
L'hélium est le plus léger des gaz après le dihydrogène, et en outre, il est ininflammable. Il est donc utilisé pour gonfler les aérostats, ballons météorologiques et dirigeables.

La découverte des gaz nobles

William Ramsay (1852-1916) et Lord Raygleigh (1842-1919) sont les principaux découvreurs des gaz nobles. L'argon a été mis en évidence dans l'atmosphère terrestre en 1894 ; le krypton, le xénon et le néon en 1898. Le radon a été découvert en 1900 dans les produits de désintégration du radium.
Les tubes à décharge (par exemple, les tubes au néon) contenant des gaz nobles sous faible pression sont utilisés pour réaliser des enseignes lumineuses. La couleur de la lumière dépend de la nature du gaz présent : rose pour l'hélium, rouge-orange pour le néon, bleu-vert pour l'argon et le xénon, bleu pâle pour le krypton.

À Las Vegas, les enseignes lumineuses des hotels et des casinos brillent toute la nuit pour le bonheur des touristes.



Le premier tour du monde en ballon sans escale a été réalisé en 1999.

Le tour du monde en ballon

Le premier tour du monde en ballon sans escale a été réalisé par les aéronautes Bertrand Piccard et Brian Jones le 20 mars 1999 après environ 18 jours de vol. Le ballon dénommé Breitling Orbiter 3, haut de plus de 55 mètres, utilisait deux modes de sustentation : d'une part, un ballon et un ballonnet d'hélium, et d'autre part, une enveloppe alimentée en air chaud par des brûleurs à propane (comme dans les montgolfières).

Exploitation ▸p. 232 ● ex. 26

Rechercher des isomères

Énoncé

Soit la molécule de formuel brute C_2H_6O.

a. Quel est le nombre de doublets à répartir sur cette molécule pour établir sa représentation de Lewis?

Données : *numéro atomique des éléments :*
- hydrogène H : $Z = 1$;
- carbone C : $Z = 6$;
- oxygène O : $Z = 8$.

b. Proposer une représentation de Lewis et une formule semi-développé de la molécule en supposant la chaîne d'atomes : C—C—O.

c. Reprendre la question précédente en supposant la chaîne d'atomes : C—O—C.

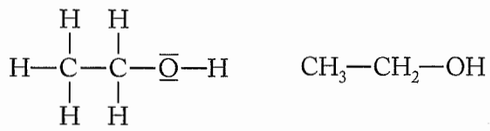
d. Que peut-on dire concernant les molécules associées aux deux formules semi-développées obtenues? Justifier la réponse?

Solution

a. Écrivons les structures électroniques des atomes présents dans la molécule et les nombres d'électrons de leurs couches externes.
H ($Z = 1$) : $(K)^1$, soit 1 électron périphérique.
C ($Z = 6$) : $(K)^2(L)^4$, soit 4 électrons périphériques.
O ($Z = 8$) : $(K)^2(L)^6$, soit 6 électrons périphériques.
Le nombre de doublets à répartir est donc :

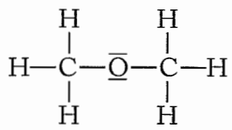
$$n = \frac{2 \times 4 + 6 \times 1 + 6}{2}\text{; d'où : } n = 10 \text{ doublets.}$$

b. ● Chaque atome d'hydrogène forme 1 liaison covalente, chaque atome de carbone 8 - 4 = 4 liaisons covalentes et l'atome d'oxygène 8 – 6 = 2 liaisons covalentes.
● Pour l'enchaînement C—C—O mettant en œuvre 2 doublets liants, il reste à former 6 liaisons covalentes avec les atomes d'hydrogène grâce à 6 doublets liants. Les 2 doublets restants sont placés sur l'atome d'oxygène sous forme de 2 doublets non liants.



représentation de Lewis — formule semi-développée : $CH_3—CH_2—OH$

c. On procède de la même manière pour l'enchaînement C—O—C (2 doublets liants). On forme 6 liaisons covalentes C—H (6 doublets liants) et on place les 2 doublets restants sur l'atome d'oxygène sous forme de 2 doublets non liants.



représentation de Lewis — formule semi-développée : $CH_3—O—CH_3$

d. Les molécules obtenues ont la même formule brute C_2H_6O, mais des formules semi-développées différentes : elles sont **isomères**.

Commentaires

Procéder de manière systématique pour éviter les erreurs! Ici une erreur au départ empêche d'aboutir pour tout l'exercice.

Tenir compte des coefficients des atomes dans la formule.

Pour chaque atome, tenir compte du nombre de liaisons covalentes qu'il forme dans la molécule.

Dans la représentation de Lewis, vérifier que la règle du «duet» est satisfaite pour les atomes H et que celle de l'octet est satisfaite pour les atomes C et O.

Vérifier systématiquement les règles du «duet» et de l'octet.

Comprendre l'intérêt des formules semi-développées. L'isomérie est une notion très importante.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

Dans une molécule, la liaison entre deux atomes est une liaison … . Elle résulte de la mise en commun de deux … de la couche … des atomes pour former un … … . En outre, il existe sur certains atomes de la molécule des … … … . La règle du … pour l'hydrogène et celle de … pour les autres atomes sont satisfaites pour … les atomes de la molécule.

2 Vrai ou faux ?

1. Les représentations de Lewis des molécules suivantes sont correctes.

a. H—P̄(—H)—H ..... V F **b.** Cl—P(—Cl)—Cl ..... V F

c. H—C≡N ..... V F

2. Les molécules de méthane et d'ammoniac ont toutes les deux une géométrie tétraèdrique ..... V F

3 QCM

Indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

a. Les structures électroniques des atomes d'hydrogène et d'azote sont : $(K)^1$ et $(K)^2(L)^5$. Le nombre de doublets à répartir sur la molécule d'ammoniac NH_3 est :
☐ 3; ☐ 4; ☐ 5; ☐ 6.

b. La molécule d'ammoniac NH_3 a une géométrie :
☐ tétraèdrique; ☐ pyramidale.

c. La molécule d'eau a une géométrie :
☐ plane; ☐ linéaire; ☐ coudée.

d. Deux molécules isomères ont :
☐ des formules brutes différentes ;
☐ des formules semi-développées différentes.

4 Apprendre à rédiger

a. Énoncer les règles du « duet » et de l'octet en une phrase écrite.

b. La formule développée plane rend-elle compte de la géométrie véritable d'une molécule ? Justifier la réponse.

5 Exercice à caractère expérimental

On dispose d'une "boîte de modèles moléculaires".

a. Choisir une boule noire (atome de carbone) pour construire le modèle moléculaire du méthane. Comment sont disposés les trous de cette boule ? Pourquoi ?

b. Pour construire le modèle moléculaire de l'éthane C_2H_6, faut-il utiliser le même type de boules ? Pourquoi ?

JE M'ENTRAÎNE

Ions monoatomiques

6 ♦ **a.** Écrire la répartition des électrons de l'atome de fluor F ($Z = 9$).

La règle de l'octet est-elle satisfaite ? Conclure.

b. Écrire la répartition des électrons de l'ion fluorure F^-. La règle de l'octet est-elle satisfaite ? Conclure.

7 ♦ **a.** Écrire la répartition électronique de l'atome de lithium Li ($Z = 3$).

Que peut-on dire de cette structure ?

b. Écrire la répartition électronique de l'ion lithium Li^+. Que peut-on dire de cette structure ?

8 ♦ **a.** Écrire la répartition électronique des atomes de magnésium ($Z = 12$) et d'oxygène ($Z = 8$).

b. Quels ions stables les atomes de magnésium et d'oxygène peuvent-ils engendrer ? Justifier la réponse.

c. Écrire la répartition électronique de ces ions.

9 ♦ **a.** Quels ions stables les atomes dont les noyaux sont représentés ci-dessous peuvent-ils former ? Justifier la réponse.

$^{9}_{4}Be$; $^{24}_{12}Mg$; $^{16}_{8}O$; $^{19}_{9}F$?

b. Écrire la répartition électronique de chacun de ces ions monoatomiques.

10 ♦♦ Le numéro atomique du soufre S est $Z = 16$.

a. Écrire la répartition électronique de l'atome de soufre.

b. À quel ion stable l'atome de soufre peut-il donner naissance ? Justifier la réponse.

11 ♦♦ La répartition électronique de l'ion aluminium Al^{3+} est : $(K)^2(L)^8$.

a. Cet ion est-il stable ? Pourquoi ?

b. En déduire la répartition électronique de l'atome d'aluminium et le numéro atomique de l'aluminium.

Molécules

12 ♦ **a.** Quels sont les noms des atomes présents dans les molécules suivantes :

H_2S; PH_3; $SiCl_4$; $CHCl_3$; $AlCl_3$?

b. Donner le nom et le nombre des atomes présents dans les molécules suivantes :

CH_2Cl_2; $C(CH_3)_3Cl$; $C(CH_2Cl)_3Cl$; CH_3CONH_2.

En déduire la formule brute de ces molécules.

13 ♦ Compléter le tableau suivant :

Nom	Formule	Représentation de Lewis	Géométrie
méthane			
	NH_3		
		H—Ō—H	

14 ♦♦ Pour chacune des molécules suivantes :
– calculer le nombre de doublets à répartir dans leur représentation de Lewis ;
– placer ces doublets (liants et non liants) pour établir la représentation de Lewis.

- dihydrogène : H_2
- dichlore : Cl_2
- diazote : N_2
- dioxygène : O_2
- sulfure d'hydrogène : H_2S
- éthylène : C_2H_4
- dioxyde de carbone : CO_2
- monochlorométhane : CH_3Cl
- chlorure d'hydrogène : HCl

Données : *numéros atomiques des éléments :*
H : $Z = 1$; C : $Z = 6$; N : $Z = 7$;
O : $Z = 8$; S : $Z = 16$; Cl : $Z = 17$.

15 ♦♦ **a.** On donne les numéros atomiques des éléments : H : $Z = 1$; C : $Z = 6$; Cl : $Z = 17$.

En déduire la répartition électronique des atomes d'hydrogène, de carbone et de chlore.

b. Déterminer le nombre de doublets à répartir dans les représentations de Lewis des molécules :

- d'éthane : C_2H_6
- de dichloroéthane : $C_2H_4Cl_2$.

c. Donner la représentation de Lewis de l'éthane. En déduire sa formule semi-développée.

d. Est-il possible de proposer deux ou plusieurs représentations de Lewis du dichloroéthane ?

Combien d'isomères ce composé comporte-t-il ? Écrire les formules semi-développées de ces isomères.

16 ♦♦ Établir la représentation de Lewis des molécules suivantes :

- phosphure d'hydrogène : PH_3.
- trichlorométhane : $CHCl_3$.
- acétylène : C_2H_2.
- trichloroéthylène : C_2HCl_3.

Données : *numéros atomiques des éléments :*
H : $Z = 1$; C : $Z = 6$; P : $Z = 15$; Cl : $Z = 17$.

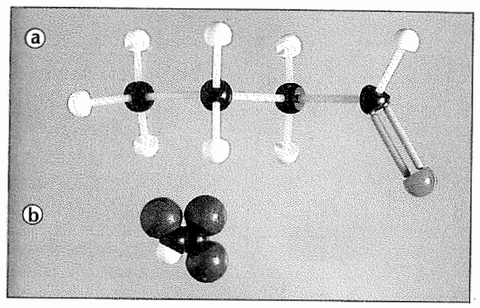
17 ♦♦ La formule brute du monochloroéthane est C_2H_5Cl.

a. Écrire la répartition électronique de l'atome de chlore ($Z = 17$). Combien de liaisons covalentes un atome de chlore peut-il former ?

b. Établir la représentation de Lewis de la molécule de monochloroéthane. (On donne : H : $Z = 1$; C : $Z = 6$.)

c. Écrire sa formule semi-développée. Existe-t-il des isomères ?

18 ♦♦ Voici les modèles moléculaires de deux molécules : a : butanal ; b : trichloroéthylène.



Écrire pour ces deux molécules leur formule semi-développée, puis leur représentation de Lewis.

19 ♦♦ En utilisant la représentation de Cram, préciser la géométrie des molécules de :

- tétrachlorométhane : CCl_4
- trichlorométhane : $CHCl_3$
- éthane : C_2H_6.

Y a-t-il des isomères pour ces composés ?

Données : *numéros atomiques des éléments :*
H : $Z = 1$; C : $Z = 6$; Cl : $Z = 17$.

20 ♦♦ On donne les numéros atomiques des éléments : hydrogène H ($Z = 1$), néon Ne ($Z = 10$), sodium Na ($Z = 11$), soufre S ($Z = 16$).

a. Écrire la répartition électronique de l'atome de chacun de ces éléments.

b. Parmi ces atomes, quels sont ceux qui peuvent former des ions stables ?

Justifier la réponse.

c. Écrire la formule de chacun de ces ions et sa répartition électronique.

d. Les atomes d'hydrogène et de soufre peuvent-ils former des liaisons covalentes ?

Justifier la réponse.

e. Donner la représentation de Lewis et la formule de la molécule formée d'atomes de soufre et d'hydrogène.

21 Exercice de correction

Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé

Le numéro atomique de l'hydrogène est $Z = 1$ et celui de l'azote $Z = 7$.

a. Établir la représentation de Lewis de la molécule d'ammoniac NH_3.

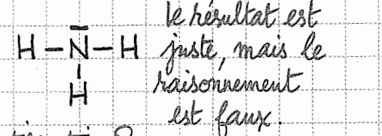
b. Existe-t-il un ou plusieurs doublets non liants dans la molécule ?

Solution annotée d'un élève

Non !

1. Il y a $n = \frac{7+1}{2} = 4$ doublets à répartir.
(car $Z = 7$ pour l'azote et $Z = 1$ pour l'hydrogène)

La représentation de Lewis est :



Le résultat est juste, mais le raisonnement est faux.

2. Oui. Justification ?

JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

22 ♦♦ **a.** Quels noms donne-t-on aux doublets d'électrons figurant dans la représentation de Lewis d'une molécule ?

b. Mettre en évidence ces doublets dans le cas de la molécule de fluorure d'hydrogène HF.

c. Les molécules suivantes ont-elles des doublets non liants dans leur représentation de Lewis :

méthane ; ammoniac ; monochlorométhane CH_3Cl ?

23 ♦♦ **a.** Écrire la répartition électronique des atomes d'hydrogène H, de carbone C et d'azote N.

b. Établir la représentation de Lewis de la molécule d'ammoniac. Préciser, dans cette représentation, quels sont les doublets liants et les doublets non liants.
Quelle est la géométrie de la molécule d'ammoniac ?

c. Établir la représentation de Lewis de la molécule de cyanure d'hydrogène, de formule brute HCN.

d. Établir la représentation de Lewis de la molécule d'hydrazine, de formule N_2H_4.

24 ♦♦♦ **1.** Soit la molécule de formule brute C_2H_7N.

a. Proposer une représentation de Lewis et une formule semi-développée de cette molécule en supposant l'enchaînement d'atomes C—C—N.

b. Mêmes questions en supposant l'enchaînement d'atomes C—N—C.

c. Conclure.

2. Montrer qu'il existe deux isomères de la molécule de formule brute C_4H_{10}.

3. Quelle différence existe-t-il entre les isoméries des deux questions précédentes ?

25 ♦♦♦ **a.** Établir la représentation de Lewis de la molécule de sulfure d'hydrogène H_2S.

b. Rechercher la disposition spatiale qui réalise l'éloignement maximal des doublets et en déduire la géométrie de la molécule H_2S.

c. Peut-on représenter la molécule H_2S en utilisant la représentation de Cram ?

EXERCICE À CARACTÈRE DOCUMENTAIRE

26 ♦♦ **L'hélium, du Soleil à la Terre**

Lire ▶ p. 228 ● répondre aux questions

a. Quelles sont les deux propriétés fondamentales de l'hélium ? Quelle utilisation pratique de ce gaz en résulte-t-il ?

b. Le dihydrogène a été utilisé au début du siècle pour gonfler les ballons dirigeables. Quel est son principal avantage ? son principal inconvénient ?
Y a-t-il eu un événement tragique en rapport avec cet inconvénient ? Lequel ?

c. Sous quelle forme les gaz nobles existent-ils dans l'atmosphère terrestre ? Justifier la réponse.

d. Pourquoi ces gaz ont-ils été dénommés gaz «nobles» ?

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

Pourquoi les gaz nobles ont-ils été découverts assez tardivement par les chimistes en comparaison à d'autres éléments ?

CHAPITRE 20

La classification périodique des éléments

OBJECTIFS

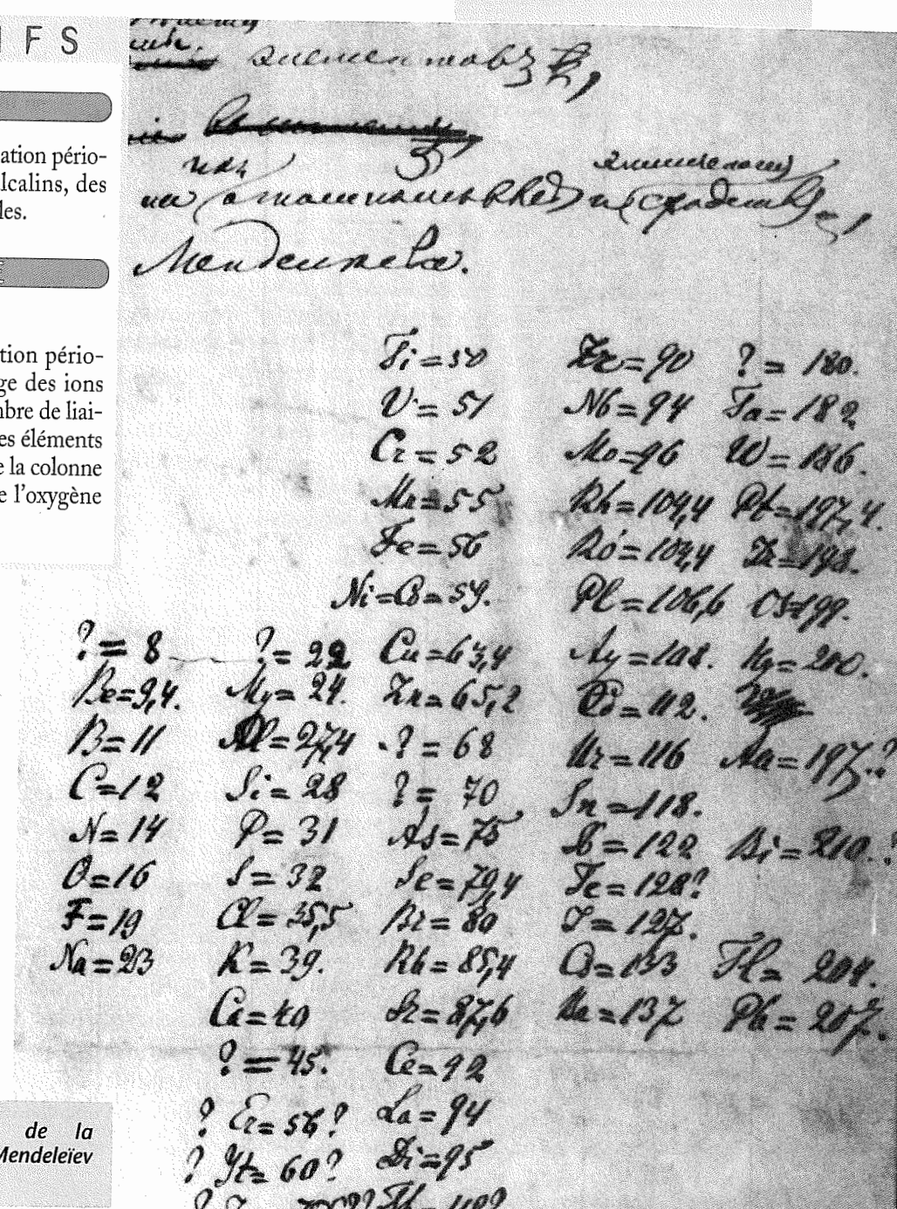
SAVOIRS

- Localiser, dans la classification périodique, les familles des alcalins, des halogènes et des gaz nobles.

SAVOIR-FAIRE

Théoriques

- En utilisant la classification périodique, retrouver la charge des ions monoatomiques et le nombre de liaisons que peuvent établir les éléments de chacune des familles de la colonne du carbone, de l'azote, de l'oxygène et du fluor.



Ci-contre, un manuscrit de la classification périodique de Mendeleïev datant du 19e siècle.

1 LA CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

1.1. Le tableau de Mendeleïev

document

Avant 1869, plusieurs tentatives ont déjà eu lieu pour classer de manière rationnelle les éléments chimiques. Aucune cependant ne s'est avérée pleinement satisfaisante. Dans son tableau (page 233), Mendeleïev utilise les développements les plus récents de la chimie à son époque :

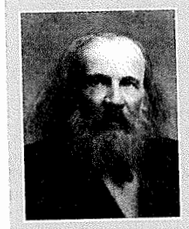
– les éléments sont classés par masses molaires «atomiques» croissantes (masse d'un nombre déterminé très grand d'atomes de l'élément dans un échantillon naturel) ;

– les éléments ayant des propriétés chimiques semblables sont placés suivant des lignes.

La publication du tableau a initialement peu d'écho, même dans les milieux scientifiques spécialisés.

Mais Mendeleïev a laissé des « blancs » à combler ; il a ainsi prévu, à droite de l'aluminium, l'existence d'un élément dénommé « ekaaluminium » (« semblable à l'aluminium ») et à droite du silicium l'existence d'un élément dénommé « ekasilicium » (« semblable au silicium »). Ces éléments manquants sont découverts, avec les propriétés annoncées par Mendeleïev, le premier en 1875 par le français Lecoq de Boisbaudran (qui l'appelle gallium Ga), le second en 1886 par l'allemand Winckler (qui l'appelle germanium Ge). Par suite, le tableau de Mendeleïev est universellement admis et joue un rôle fondamental dans l'organisation et l'évolution des connaissances.

POINT HISTOIRE



Mendeleïev (1834-1907)

Dimitri Mendeleïev naît à Tobolsk (Sibérie) en 1834 et étudie à Saint-Pétersbourg. Très jeune, il se passionne pour la chimie. À l'âge de 25 ans, il vient travailler à Heidelberg avec d'éminents scientifiques, comme Robert Bunsen (1811-1899) et Gustav Kirchhoff (1824-1887). En 1867, il est nommé professeur de Chimie minérale à l'Université de Saint-Pétersbourg. Il publie ses *Principes de Chimie* et travaille à sa classification, présentée en 1869 et dénommée *tableau de Mendeleïev*.

Au cours des années, le tableau initial s'est progressivement complété par la découverte de nouveaux éléments, prévus ou non par Mendeleïev (par exemple, les gaz nobles), et on a rectifié les erreurs (par exemple, la place de l'uranium dont la masse molaire était complètement fausse : 116 au lieu de 238 !).

Les améliorations du modèle de l'atome engendrent aussi un changement important : le numéro atomique Z d'un élément, défini en 1914, remplace la masse atomique comme critère de classement.

1.2. La classification périodique moderne

La classification périodique complète, comportant les **116 éléments connus** au début de l'année 2000, figure dans le rabat de couverture.

Chaque élément, noté ${}^{A}_{Z}\mathrm{X}$, est représenté par son symbole chimique X, son numéro atomique Z et le nombre de nucléons A de son isotope le plus abondant dans le mélange naturel.

• La classification moderne est constituée de **18 colonnes** et de **7 lignes** (ou périodes).

Dans la classification périodique, les éléments sont rangés par numéros atomiques Z croissants.

Chaque case de la classification correspond à un élément (${}_{Z}\mathrm{X}$). Tous les isotopes d'un élément se placent dans la même case.

La classification comporte des cases vides : 16 dans la première ligne et 10 dans les deuxième et troisième lignes.

La figure 1 ci-après présente une classification simplifiée des 18 premiers éléments.

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

Fig. 1. Classification périodique simplifiée des 18 premiers éléments. Sous chaque symbole est écrite la répartition des électrons des atomes correspondants.

• **La classification périodique traduit le remplissage progressif des couches électroniques des atomes.**

Par exemple, dans la première période (hydrogène et hélium), c'est la couche K qui se remplit ; puis dans la deuxième période (du lithium au néon), c'est la couche L ; enfin dans la troisième période (du sodium à l'argon), c'est la couche M.

En outre, on constate en examinant les répartitions électroniques que les atomes appartenant à la colonne n de la classification périodique simplifiée ont tous n électrons dans leur couche externe.

D'une manière générale, dans la classification périodique complète :

– Dans une même ligne, les atomes des éléments ont le même nombre de couches électroniques occupées.
– Dans une même colonne, les atomes des éléments ont le même nombre d'électrons dans leur couche externe.

REMARQUE

Le tableau de Mendeleïev (page 233) donne les éléments lithium («Li = 7»), sodium («Na = 23»), potassium («K = 39»), rubidium («Rb = 85,4») et césium («Cs = 133») dans une **ligne**. Or, ces éléments appartiennent à la première **colonne** de la classification périodique. Entre le tableau de Mendeleïev et la classification moderne, il y a donc inversion des lignes et des colonnes.

EXERCICE RÉSOLU

Place d'un élément dans la classification

Énoncé

Où se situe, dans la classification périodique simplifiée, l'élément de numéro atomique $Z = 14$?
Répondre sans regarder la classification.

Solution

■ L'atome correspondant à cet élément a 14 électrons.
Sa répartition électronique est : $(K)^2\,(L)^8\,(M)^4$.

L'élément considéré est donc :
• dans la **3e ligne** puisque trois couches (K, L, M) contiennent des électrons ;
• dans la **4e colonne** puisque la dernière couche est représentée par $(M)^4$: 4 électrons dans la couche M.
■ Il est aisé de vérifier cette place dans la classification simplifiée de la figure 1 ; l'élément considéré est le silicium Si.

2 UTILISATION DE LA CLASSIFICATION PÉRIODIQUE

2.1. Les familles chimiques

A. Mise en évidence

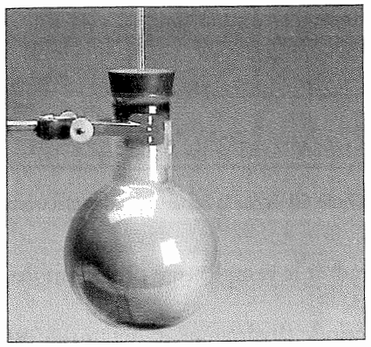


Fig. 2. Réaction entre le dichlore et l'aluminium. Le ballon contient du dichlore (gaz) et de l'aluminium en poudre. Quand on chauffe, l'aluminium réagit vivement avec le dichlore. On obtient du trichlorure d'aluminium $AlCl_3$.

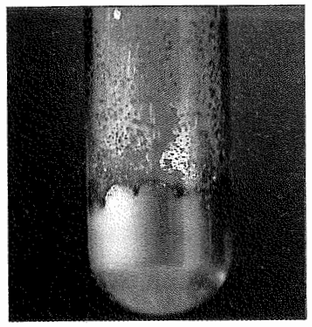


Fig. 3. Réaction entre le dibrome et l'aluminium. On laisse tomber quelques gouttes de dibrome liquide Br_2 sur de l'aluminium en poudre ; on observe alors de vives incandescences. Il y a formation de tribromure d'aluminium $AlBr_3$.

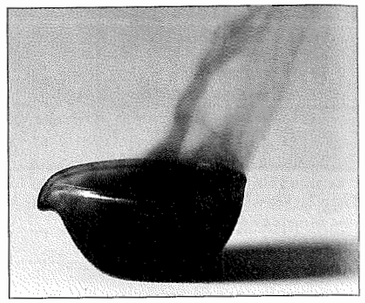


Fig. 4. Réaction entre le diiode et l'aluminium. On mélange du diiode I_2 (pilé dans un mortier) et de l'aluminium en poudre. La réaction se déclenche quand on ajoute quelques gouttes d'eau (catalyseur) ; elle forme du triiodure d'aluminium AlI_3. Le dégagement de chaleur provoque l'apparition d'un nuage violet de diiode.

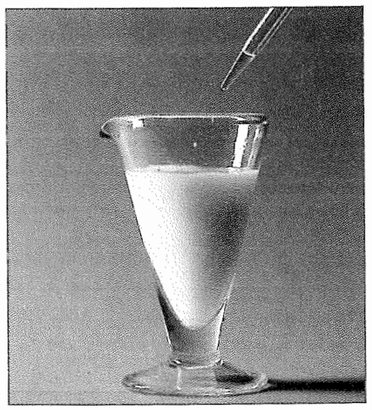


Fig. 5. Précipité de chlorure d'argent AgCl.

- L'expérience montre que les dihalogènes Cl_2, Br_2 et I_2 réagissent vivement avec l'aluminium métal (figures 2, 3 et 4) pour former les trihalogènures d'aluminium $AlCl_3$, $AlBr_3$ et AlI_3.
- Par ailleurs, les ions chlorure Cl^-, bromure Br^- et iodure I^- précipitent en présence d'ions argent Ag^+ ; on obtient des halogènures insolubles de formules : AgCl, AgBr, AgI (fig. 5).

On constate donc que les éléments chlore Cl, brome Br et iode I ont des propriétés chimiques semblables. Or ils appartiennent à la même colonne de la classification. Cette observation est générale.

Les éléments d'une colonne de la classification périodique ont des propriétés chimiques semblables. Ils forment une famille chimique.

REMARQUE

Ce résultat n'a rien d'étonnant, car Mendeleïev avait conçu son tableau de façon à mettre en évidence les éléments ayant des propriétés chimiques semblables. C'est pour cette raison qu'il avait laissé des blancs.

B. Propriétés chimiques et répartition électronique

Les atomes des éléments d'une même colonne ont le même nombre d'électrons dans leur couche externe et ils ont des propriétés chimiques semblables. Ce sont donc les électrons de la couche externe qui interviennent dans les réactions chimiques. C'est une règle fondamentale.

Les propriétés chimiques des éléments sont dues aux électrons de la couche externe de leur atomes.

Z	Élément	Répartition électronique
3	lithium Li	$(K)^2(L)^1$
11	sodium Na	$(K)^2(L)^8(M)^1$

Fig. 6. Répartition électronique des atomes des deux premiers alcalins.

Z	Élément	Répartition électronique
9	fluor F	$(K)^2(L)^7$
17	chlore Cl	$(K)^2(L)^8(M)^7$

Fig. 7. Répartition électronique des atomes des deux premiers halogènes.

Z	Élément	Répartition électronique
2	hélium He	$(K)^2$
10	néon Ne	$(K)^2(L)^8$
18	argon Ar	$(K)^2(L)^8(M)^8$

Fig. 8. Répartition électronique des atomes des trois premiers gaz nobles.

C. Étude de trois familles

- La famille des **alcalins** est celle de la **première colonne** : lithium Li, sodium Na, potassium K, rubidium Rb, césium Cs. À noter que l'hydrogène H ne fait pas partie de cette famille.

La couche externe des atomes alcalins comporte 1 électron (fig. 6).

- La famille des **halogènes** est celle de la **colonne 17** : fluor F, chlore Cl, brome Br, iode I. La couche externe des atomes des halogènes comporte 7 électrons (fig. 7).
- Les **gaz nobles**, caractérisés par une grande inertie chimique, constituent la famille de la **colonne 18** : hélium He, néon Ne, argon Ar, krypton Kr, xénon Xe. La couche externe de l'atome d'hélium comporte 2 électrons (couche *K* saturée), celle des autres atomes de gaz nobles comporte 8 électrons (fig. 8).

2.2. Formule des molécules

La **formule d'une molécule** dépend du nombre de liaisons covalentes que les atomes qui la constituent peuvent former. Pour chaque atome, ce nombre est habituellement égal au nombre d'électrons qu'il doit acquérir pour satisfaire la règle de l'octet (voir chapitre 19).

Les propriétés de la classification périodique nous donnent immédiatement le nombre d'électrons dans la couche externe de l'atome d'un élément, même si on ne sait pas écrire sa répartition électronique complète.

Applications

- Les atomes des éléments de la **quatrième colonne** de la classification simplifiée ou **colonne du carbone** (carbone C, silicium Si...) ont 4 électrons dans leur couche externe et peuvent former 4 liaisons covalentes. On peut citer les molécules : CH_4, C_2H_6..., SiH_4, $SiCl_4$...
- Les atomes des éléments de la **cinquième colonne** de la classification simplifiée ou **colonne de l'azote** (azote N, phosphore P...) peuvent établir 3 liaisons covalentes. Exemples : NH_3, PH_3, PCl_3...
- Les atomes des éléments de la **sixième colonne** de la classification simplifiée ou **colonne de l'oxygène** (oxygène O, soufre S...) peuvent former 2 liaisons covalentes. Exemples : H_2O, H_2S...
- Les atomes des éléments de la **septième colonne** de la classification simplifiée ou **colonne des halogènes** (F, Cl, Br, I) peuvent établir 1 liaison covalente. Exemples : HF, HCl, HBr, HI...

EXERCICE RÉSOLU

Trouver la formule d'une molécule

Énoncé

Établir la formule de la molécule formée d'un atome d'étain Sn et d'atomes de chlore Cl.

Solution

L'élément chlore se situe dans la colonne des halogènes : son atome a 7 électrons sur sa couche externe.

L'élément étain est dans la colonne du carbone : son atome a 4 électrons sur sa couche externe.

Un atome d'étain sature sa couche externe en formant $8 - 4 = 4$ liaisons covalentes et un atome de chlore en établissant $8 - 7 = 1$ liaison covalente.

Un atome Sn peut donc se lier à 4 atomes Cl ; la molécule ainsi formée a pour formule $SnCl_4$.

2.3. Formule des ions monoatomiques

Un atome peut se transformer en un ion monoatomique en perdant ou en gagnant un ou plusieurs électrons de manière à satisfaire les règles du « duet » ou de l'octet.

La position d'un élément dans la classification périodique donne immédiatement le nombre d'électrons dans la couche externe de l'atome correspondant.

Applications

- Les atomes des éléments de la **première colonne** (alcalins Li, Na, K, Rb, Cs) et de la **deuxième colonne** (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) ont un petit nombre d'électrons sur leur couche externe. Ils ont donc tendance à les perdre pour acquérir la répartition électronique du gaz noble qui les précède dans la classification. Ils forment des **cations stables**, par exemple Na^+ et Mg^{2+}.

Les cations des atomes de la première colonne portent une charge élémentaire positive, ceux de la deuxième colonne en portent deux.

- Les atomes des éléments de la **colonne des halogènes** (F, Cl, Br, I) et de quelques éléments des colonnes situées à droite dans la classification périodique ont, dans leur couche externe, un nombre d'électrons voisin de 8. Ils ont tendance à gagner des électrons pour acquérir la répartition électronique du gaz noble qui les suit dans la classification. Ils forment des **anions stables,** par exemple Cl^- et S^{2-}.

Les anions des atomes de la colonne des halogènes portent une charge élémentaire négative.

Fig. 9. Extraction du sel à Guérande. Les marais salants contiennent les ions Na^+ et Cl^- en solution.

L'ESSENTIEL

■ Le tableau de Mendeleïev, présenté pour la première fois en 1869, avait pour principal objectif de mettre en évidence des éléments ayant des propriétés chimiques semblables.

■ Dans la classification périodique moderne, **les éléments sont classés par numéros atomiques (*Z*) croissants.**

La classification périodique traduit le remplissage progressif des couches électroniques des atomes des éléments.

■ **Dans une colonne de la classification :**

- **les atomes des éléments ont le même nombre d'électrons dans leur couche externe ;**
- **les éléments ont des propriétés chimiques semblables** et constituent une **famille chimique**.

La première colonne est celle de la famille des alcalins, l'avant-dernière colonne celle de la famille des halogènes et la dernière colonne celle de la famille des gaz nobles.

Ces deux constatations permettent d'affirmer que les propriétés chimiques sont dues **au nombre d'électrons de la couche externe.**

■ La position d'un élément dans la classification permet de trouver immédiatement, pour les atomes correspondants :

- le nombre de liaisons covalentes qu'il peut former ;
- la formule de l'ion monoatomique qu'il peut engendrer.

Mots-clés

Tableau de Mendeleïev · **Classification périodique** · **Alcalin** · **Halogène** · **Gaz noble**

▶Voir Lexique page 332

LA GESTATION DE L'UNIVERS

Comment les atomes, puis les molécules... se sont-ils formés dans les premières secondes, les premières minutes, les premiers millions d'années où notre Univers a pris naissance ?

Les noyaux émergent de l'océan de chaleur

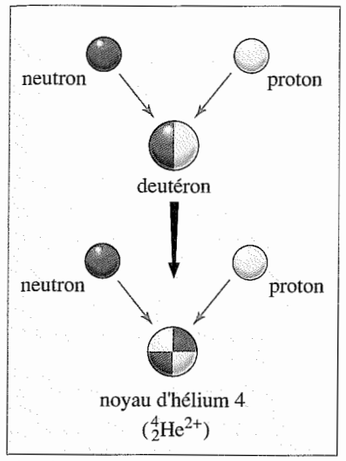


Fig. 1. Du neutron et du proton au deutéron, puis au noyau d'hélium4.

À la première seconde après le Big Bang, l'Univers est une «grande purée» composée de cinq particules élémentaires : protons, neutrons, électrons, photons, neutrinos. La température et l'agitation dans cette «purée» sont si grands qu'aucune association durable de particules ne peut se créer.

Quand l'horloge cosmique affiche 1 seconde, la température a déjà beaucoup baissé; elle est descendue à environ 1 milliard de degrés! De nouvelles structures peuvent se former : des deutérons (noyaux d'hydrogène lourd; association d'un proton et d'un neutron), puis des noyaux d'hélium lorsque des deutérons captent un neutron et un proton ...

Cette période dure quelques minutes et porte le nom de *nucléosynthèse primordiale*. Au delà, la température est trop basse pour que d'autres noyaux puissent apparaître; l'Univers est formé principalement de noyaux d'hélium 4 et de quelques noyaux légers d'hélium 3, de deutérium et de lithium 7.

Atomes et molécules apparaissent à leur tour

L'état précédent s'étend sur 1 million d'années, durée nécessaire au refroidissement de l'Univers de 1 milliard de degrés à quelques milliers de degrés. Il est maintenant possible que des associations stables se créent. Des atomes apparaissent : atomes d'hydrogène quand un proton capte un électron; atomes d'hélium quand un noyau d'hélium 4 s'entoure de deux électrons.

Et désormais, deux atomes d'hydrogène peuvent se lier pour engendrer une molécule de dihydrogène : les premières molécules apparaissent.

La naissance du carbone et des atomes

Puis les étoiles se forment, et dans leur cœur où la température a «furieusement» monté (cent millions de degrés), un édifice stable peut se former par «fusion» de 3 noyaux d'hélium : un noyau de carbone.

Deux noyaux de carbone peuvent «fusionner» et la température s'élève encore. D'autres atomes apparaissent, principalement des atomes de néon, sodium, magnésium, aluminium, silicium ainsi que de phosphore et de soufre. Puis, d'autres « fusions » s'effectuent alors que la température s'élève progressivement. En quelques milliers d'années, l'étoile fabrique des noyaux, du silicium jusqu'aux métaux : fer, nickel, cuivre, zinc ...

Puis, à 5 milliards de degrés, l'étoile explose en une supernova brillante comme 100 millions de soleils. Et les noyaux formés se répandent dans l'espace ...

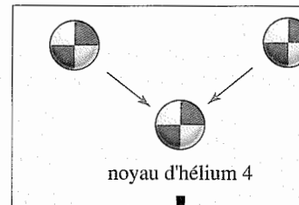
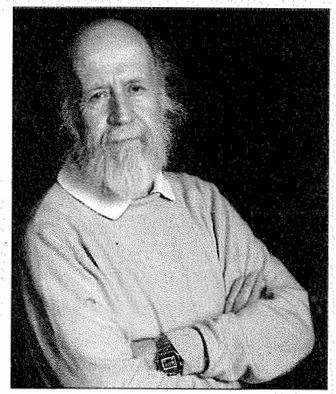


Fig. 2. Trois noyaux d'hélium 4 fusionnent en un noyau de carbone.



Hubert Reeves.

Hubert Reeves est né en 1932 à Montréal (Québec).

Astrophysicien, il contribue avec d'autres à expliquer la synthèse des éléments dans l'Univers et enseigne la cosmologie en France et au Québec.

Dans nombre de ses ouvrages de vulgarisation, il raconte l'histoire de l'Univers depuis le Big Bang jusqu'à nos jours. Avec un remarquable sens de la pédagogie, il nous montre comment notre Univers s'est constitué, et comment il va disparaître... dans plusieurs fois 10^{32} années.

Exploitation ▶ **p. 243** ● **ex. 29**

EXERCICE RÉSOLU

Ion ou molécule formés par un atome

Énoncé

1. Rechercher l'élément césium Cs dans la classification périodique des éléments.

a. Dans quelle colonne cet élément est-il situé ? À quelle famille chimique appartient-il ?

b. Combien d'électrons un atome de césium a-t-il dans sa couche externe ?

c. Quel ion monoatomique stable un atome de césium peut-il former ? Justifier la réponse.

2. Rechercher l'élément iode I dans la classification périodique.

a. À quelle colonne cet élément appartient-il ? Quel est le nom de la famille d'éléments correspondante ?

b. Combien d'électrons un atome d'iode a-t-il dans sa couche externe ?

c. Combien de liaisons covalentes un atome d'iode peut-il former ?

d. En déduire la formule de la molécule contenant un atome d'azote ($Z = 7$) et des atomes d'iode.

POINT MÉTHODE

Utiliser la classification périodique des éléments ($Z > 18$)

Déterminer l'ion monoatomique stable que peut former un atome.

1. Repérer, dans la classification périodique, la position de l'élément correspondant à cet atome.
2. Déduire de la colonne dans laquelle il se trouve le nombre p d'électrons dans sa couche externe.
3. Pour satisfaire la règle de l'octet :
- un atome **des éléments des 2 premières colonnes** perd ces p électrons et forme un ion positif de charge $+p$.
- un atome **des éléments situés à droite** dans la classification capte $(8 - p)$ électrons et forme un ion négatif de charge $-(8 - p)$.

Trouver le nombre de liaisons covalentes qu'un atome peut établir.

1. Repérer, dans la classification périodique, la position de l'élément correspondant à cet atome.
2. Déduire de la colonne dans laquelle il se trouve, le nombre p d'électrons dans sa couche externe.
3. Si l'atome a tendance à former des liaisons covalentes, il le fait de manière à satisfaire la règle de l'octet. Il forme $(8 - p)$ **liaisons covalentes** pour acquérir un octet d'électrons périphériques.

NB : pour trouver p, on peut aussi écrire la répartition électronique de l'atome d'un élément situé dans la **même colonne**, mais dans la 2e ou la 3e ligne.

Solution

1. a. On trouve l'élément césium dans la **1re colonne** et la 6e période.
Le césium appartient à la famille des **alcalins**.

b. Comme tous les atomes des alcalins, l'atome de césium a **un électron** dans sa couche externe.

c. L'atome de césium peut acquérir une couche externe à un octet d'électrons (comme le xénon Xe) en perdant l'unique électron de sa couche externe. Il forme alors l'**ion césium Cs^+**.

2. a. On trouve l'élément iode dans la **17e colonne** et la 5e période.
L'iode appartient à la famille des **halogènes**.

b. Comme tous les atomes des halogènes, l'atome d'iode a **7 électrons** dans sa couche externe.

c. En formant $8 - 7 = 1$ **liaison covalente**, un atome d'iode acquiert un octet d'électrons périphériques.

d. La répartition électronique de l'azote ($Z = 7$) est $(K)^2\ (L)^5$. Un atome d'azote peut donc établir $8 - 5 = 3$ liaisons covalentes ; chacune de les liaisons s'établissant avec un atome d'iode, on obtient la **molécule NI_3** (triiodure d'azote).

Commentaires

Cette propriété se retrouve en considérant le sodium Na ($Z = 11$), dont la répartition électronique est : $(K)^2(L)^8(M)^1$.

Cette propriété se retrouve en considérant le chlore Cl ($Z = 17$) dont on sait établir la répartition électronique : $(K)^2(L)^8(M)^7$.

La formule de la molécule cherchée se déduit du nombre de liaisons que les différents atomes peuvent former.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

Dans la classification périodique, les éléments sont classés par ... ... croissants. Dans une colonne, les atomes des éléments ont le ... nombre d'électrons dans leur ... ... et ils ont des propriétés chimiques ... ; ils forment une ... .

2 Vrai ou faux ?

1. a. Les éléments de la colonne 17 de la classification périodique sont les gaz nobles ..... V F

b. Les atomes de ces éléments ont 7 électrons dans leur couche externe ..... V F

c. Selon la règle de l'octet, ces éléments n'ont aucune tendance à former des molécules ou des ions dans les conditions usuelles ..... V F

2. Tous les isotopes d'un élément se placent dans une même case de la classification périodique ..... V F

3 QCM

Indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

a. Dans la classification périodique, deux éléments ayant des propriétés chimiques semblables sont placés dans une même :

☐ ligne ; ☐ colonne ; ☐ période.

b. La répartition électronique de l'atome d'aluminium est $(K)^2(L)^8(M)^3$. Dans la classification périodique simplifiée, l'élément aluminium se situe dans la :

☐ 2e ligne ; ☐ 3e colonne ;
☐ 3e ligne ; ☐ 5e colonne.

c. L'étain est dans la colonne du carbone ($Z = 6$). Le nombre de liaisons covalentes que peut former l'atome d'étain est égal à :

☐ 4 ; ☐ 5 ; ☐ 6.

4 Apprendre à rédiger

Préciser, en quelques phrases simples, l'importance en chimie du rôle joué par les électrons de la couche externe d'un atome.

5 Exercice à caractère expérimental

Observer les expériences photographiées aux figures 2, 3 et 4 du cours.

a. Sous quelle forme physique le dichlore Cl_2 réagit-il avec l'aluminium (fig. 2). Connaissez-vous sa couleur ?

b. À la figure 3, sous quelle forme physique réagit le dibrome Br_2 ? Quelle est sa couleur ?

c. Le diiode I_2 est solide à température ordinaire. Sous quelle forme physique apparaît-il à la figure 4 ?

JE M'ENTRAÎNE

La classification périodique

6 ♦ Chercher, dans la classification périodique, le symbole des éléments suivants : mercure, sodium, potassium, tungstène, étain.
En utilisant un dictionnaire ou une encyclopédie, préciser l'origine de ces symboles.

7 ♦ Rechercher, dans la classification périodique, les symboles des éléments or et antimoine. Quels sont les numéros atomiques de l'or et de l'antimoine ?

8 ♦ L'azote a pour numéro atomique $Z = 7$.

a. Quel est le numéro atomique de l'élément qui le précède dans la classification périodique ? Quel est son nom ?

b. Quel est le numéro atomique de l'élément qui le suit dans la classification ? Quel est son nom ?

c. Quel est le numéro atomique de l'élément situé au-dessous dans la classification ? Quel est son nom ?

9 ♦ Un atome possède 2 électrons dans sa dernière couche. Dans quelle colonne l'élément qui lui correspond se trouve-t-il ?

10 ♦♦ Quelle est la répartition électronique de l'atome de numéro atomique $Z = 9$?
À quelle ligne de la classification périodique simplifiée l'élément correspondant appartient-il ? À quelle colonne de cette même classification appartient-il ?

11 ♦♦ La répartition électronique d'un atome est :
$(K)^2(L)^8(M)^3$.

a. Quelle est la place de l'élément correspondant dans la classification périodique simplifiée ?

b. Quel est son numéro atomique ? Quel est son nom ?

12 ♦♦ Un élément chimique est placé dans la troisième ligne et la sixième colonne de la classification périodique simplifiée.

a. En déduire la répartition électronique de l'atome correspondant.

b. Quel est son numéro atomique ? Quel est son nom ?

13 ♦♦ La répartition électronique d'un atome est :
$(K)^2(L)^8(M)^6$.
Où se trouve l'élément correspondant dans la classification périodique simplifiée ? Identifier cet atome.

14 ♦♦ La dernière couche électronique d'un atome est représenté par $(M)^5$. Dans quelle ligne et dans quelle colonne de la classification périodique simplifiée l'élément correspondant à cet atome se trouve-t-il ? Quel est son numéro atomique ?
Identifier cet atome.

15 ♦♦ L'atome de bore *B* a 5 protons et 6 neutrons.
a. Combien a-t-il d'électrons ? Justifier la réponse.
b. Donner sa répartition électronique.
c. En déduire, en la justifiant, la place de cet élément dans la classification périodique simplifiée.

16 ♦♦ **Répondre par vrai ou faux**
a. Un atome qui a deux électrons dans sa dernière couche est situé dans la deuxième colonne de la classification périodique.
b. Un atome dont la dernière couche correspond à la lettre *L* se trouve dans la troisième ligne de la classification périodique.
c. L'atome dont la répartition électronique est $(K)^2(L)^8(M)^5$ se trouve dans la troisième colonne et dans la cinquième ligne de la classification simplifiée.
d. Un atome de numéro atomique $Z = 13$ se trouve dans la troisième colonne de la classification simplifiée.

Utiliser la classification périodique

17 ♦♦ **a.** La répartition électronique d'un atome est : $(K)^2(L)^5$. Quel est son numéro atomique ?
Identifier cet atome.
b. Le bismuth, de numéro atomique $Z = 83$, se trouve dans la même colonne. En déduire le nombre d'électrons dans couche externe du bismuth.

18 ♦♦ L'élément potassium K fait partie de la première colonne de la classification périodique.
a. À quelle famille appartient-il ? Combien son atome possède-t-il d'électrons périphériques ?
b. Quel ion stable son atome peut-il former ?
c. Quel ion stable un atome de rubidium Rb peut-il former ? Justifier la réponse.

19 ♦♦ On donne les numéros atomiques de l'hydrogène H : $Z = 1$ et du chlore Cl : $Z = 17$.
a. Établir la représentation de Lewis des molécules de dichlore Cl_2 et de chlorure d'hydrogène HCl.
b. Rechercher le brome Br dans la classification périodique. En déduire la représentation de Lewis des molécules de dibrome Br_2 et de bromure d'hydrogène HBr.

20 ♦♦♦ **a.** Quel ion stable l'atome de magnésium Mg ($Z = 12$) peut-il former ?
b. Quel ion stable l'atome d'oxygène *O* ($Z = 8$) peut-il former ?
c. Écrire la formule de l'oxyde de magnésium sachant que ce composé est constitué des deux ions stables déterminés ci-dessus et qu'il est électriquement neutre.
d. Quelles sont les formules de l'oxyde de calcium et de l'oxyde de baryum ?

21 ♦♦♦ **a.** Quelle est la formule de la molécule formée des atomes des éléments silicium Si et fluor F ? Justifier la réponse et donner la représentation de Lewis de cette molécule.
b. Mêmes questions pour la molécule formée des atomes des éléments phosphore P et hydrogène H.

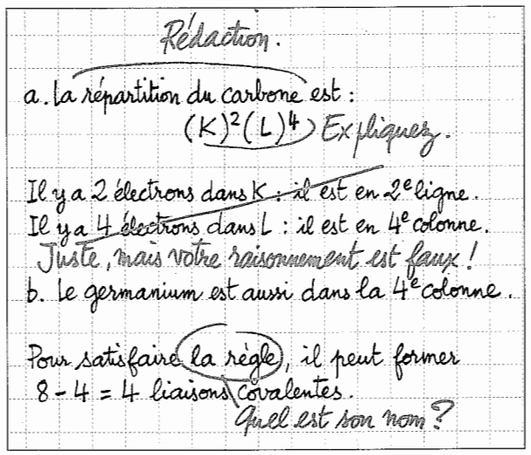
22 ♦♦♦ Classer par familles (alcalins, halogènes ou gaz nobles) les atomes dont les caractéristiques sont les suivantes :

^4_2X ;	$Z = 11$;	I ;	$(K)^2(L)^7$;
^7_3X ;	$Z = 17$;	Ar ;	$(K)^2(L)^8$.

23 **Exercice de correction**
Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé
Le carbone a pour numéro atomique $Z = 6$.
a. Quelle est la place de cet élément dans la classification simplifiée ?
b. Combien de liaisons covalentes un atome de germanium, dans la même colonne que le carbone, peut-il former ?

Solution annotée d'un élève



JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

24 ♦♦ **a.** L'élément chlore a pour numéro atomique $Z = 17$. Combien de liaisons covalentes un atome de chlore peut-il établir ?
b. L'élément phosphore a pour numéro atomique $Z = 15$. Combien de liaisons covalentes un atome de phosphore peut-il établir ?
c. En déduire la formule du composé qui contient un atome de phosphore et des atomes de chlore.
d. En déduire la formule du composé qui contient un atome d'azote N et des atomes de chlore.
e. En déduire la formule du composé qui contient un atome de phosphore et des atomes de brome Br.

25 ♦♦♦ On donne la valeur du numéro atomique *Z* pour l'azote N : $Z = 7$ et pour le phosphore P : $Z = 15$.
a. Donner la structure électronique des atomes d'azote et de phosphore.
b. Combien les atomes d'azote et de phosphore ont-ils d'électrons dans leur couche externe ?
c. Comment se situent les éléments azote et phosphore dans la classification périodique ? Vérifier ce résultat sur la classification du rabat de couverture.
d. Que peut-on dire des propriétés chimiques de l'azote et du phosphore ?
e. Combien de liaisons covalentes un atome d'azote et un atome de phosphore peuvent-ils former ?
f. Quelle est la formule de la molécule qui contient des atomes de phosphore et d'hydrogène ?
Quelle est sa géométrie ?

26 ♦♦♦ En chimie minérale, on donne parfois le nom d'hydrure à des composés contenant l'élément hydrogène et un autre élément. Ainsi, l'eau peut être considérée comme l'hydrure d'oxygène et l'ammoniac comme l'hydrure d'azote.
a. Quelles sont les formules de l'hydrure de soufre (S), de l'hydrure de sélénium (Se) et de l'hydrure de tellure (Te) ? Justifier la réponse.
Quel est le nom usuel de l'hydrure de soufre ?
b. Quelles sont les formules de l'hydrure de phosphore (P) et de l'hydrure d'arsenic (As) ? Justifier la réponse.
c. Le silane est le composé le plus simple contenant de l'hydrogène et du silicium Si. Quelle est sa formule ? Justifier la réponse.
d. Quelle est la géométrie des molécules considérées dans les questions précédentes ?

27 ♦♦♦ Le numéro atomique de l'élément brome Br est Z= 35.
a. À quelle famille cet élément appartient-il ?
b. Combien d'électrons la couche externe de l'atome de brome contient-elle ? Justifier.
c. Quel ion stable l'atome de brome peut-il former ? Quel gaz noble a la même répartition électronique ?
d. Combien de liaisons covalentes un atome de brome peut-il établir ? Justifier.
e. En déduire la formule des molécules contenant des atomes de brome et d'hydrogène, de brome et d'azote, de brome et de phosphore.
f. Écrire la représentation de Lewis des deux dernières molécules. Quelle est leur géométrie ?

28 ♦♦♦ On peut définir le rayon de l'atome ou **rayon atomique** comme le rayon de la sphère dont le centre est le noyau et qui s'appuie sur la position moyenne des électrons de la couche externe. Les résultats suivants découlent de mesures.
– En allant de gauche à droite dans une ligne de la classification périodique, le rayon atomique diminue.
– En allant de haut en bas dans une colonne de la classification périodique, le rayon atomique augmente.
Sachant que des charges électriques positives et négatives s'attirent, peut-on justifier ces deux résultats ?

EXERCICE À CARACTÈRE DOCUMENTAIRE

29 ♦♦♦ **La gestation de l'Univers**

Lire ▶ p. 239 ● répondre aux questions

a. Quelle signification donner à l'expression *nucléosynthèse primordiale* ? Le texte met-il en évidence une autre nucléosynthèse ?
b. D'après le texte, quelle relation établir entre la température d'un milieu et la stabilité des édifices chimiques présents ?
c. Peut-on parler de conservation au cours de la transformation de 3 noyaux d'hélium en 1 noyau de carbone ?

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

À la température ordinaire, le dichlore est un gaz, le dibrome un liquide et le diiode un solide. Est-ce contradictoire avec l'appartenance des éléments chlore, brome et iode à la même famille ?

PARTIE 6

TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE

La fermentation du raisin pour obtenir du vin est une des plus anciennes transformations chimiques utilisées par l'homme.

SOMMAIRE

Chapitre 21 **La mole et les grandeurs molaires** 247

Chapitre 22 **Solutions et concentration molaire** 257

Chapitre 23 **La réaction chimique** 267

Chapitre 24 **Bilan de matière. Initiation à l'avancement** 277

Les acquis du collège

SAVOIRS

- L'eau est un **solvant** pour le sucre. Quand on dissout du sucre dans l'eau, on obtient une **solution aqueuse** sucrée. Le sucre est le **soluté**. Au cours de la dissolution, la masse totale reste inchangée.
- Une solution aqueuse sucrée est **saturée** quand elle ne peut plus dissoudre de sucre.
- La **concentration massique** d'une solution est la masse de soluté dissoute dans 1,0 L de solution (unité : $g \cdot L^{-1}$).
- Dans une réaction chimique, les **réactifs** sont les corps qui disparaissent et les **produits** les corps qui apparaissent.
- Lors d'une **réaction chimique,** il y a :
  – conservation de la masse
  – conservation des atomes
  – conservation de la charge électrique.
- La combustion des matériaux organiques (ici, du papier) est une réaction chimique.

SAVOIR-FAIRE

Expérimentaux

- On réalise une dissolution en introduisant un corps (soluté) dans l'eau (solvant).
- La présence d'un ion dans une solution aqueuse se reconnaît grâce à un test de reconnaissance.
  Exemple : Cu^{2+} est caractérisé par un précipité bleu en présence de soude.
- Une molécule est mise en évidence par un test de reconnaissance.
  Exemples : CO_2 trouble l'eau de chaux ; l'eau fait bleuir le sulfate de cuivre anhydre blanc.
- On mesure une masse avec une balance électronique.

Théoriques

- Pour réaliser une solution, il faut mettre un soluté en solution dans un solvant.
- Fondre un solide et mettre ce solide en solution dans l'eau sont des opérations fondamentalement différentes et qu'il ne faut pas confondre.
- Pour équilibrer une équation-bilan, il faut :
  – déterminer les réactifs et les produits
  – écrire la conservation de tous les atomes
  – vérifier la conservation de la charge électrique (si des ions sont mis en jeu).

CHAPITRE 21

La mole et les grandeurs molaires

OBJECTIFS

SAVOIR-FAIRE

Théoriques

- Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses atomiques.
- Déterminer une quantité de matière (exprimée en mol) connaissant la masse d'un solide ou le volume d'un liquide ou d'un gaz.

Comment faire pour exprimer le nombre de flamands roses présents autour du lac Bogoria au Kenya ?

1 LA MOLE D'UNE ESPÈCE CHIMIQUE

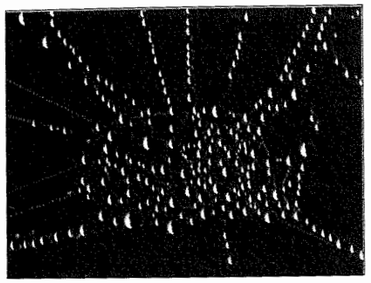


Fig. 1. Chaque goutte de rosée contient environ 10 mille milliards de molécules d'eau ! Cette quantité pourra s'exprimer en moles.

1.1. La mole, unité de quantité de matière

Les masses d'un atome, d'une molécule ou d'un ion sont très petites : de l'ordre de 10^{-26} g. En conséquence, les réactions chimiques effectuées au laboratoire ou dans l'industrie mettent toujours en jeu un très grand nombre de ces entités chimiques.

Les chimistes ont donc défini une unité pour exprimer facilement les nombres d'atomes, de molécules ou d'ions intervenant à l'échelle humaine (fig. 1). Cette unité, qui permet de passer du niveau microscopique au niveau macroscopique, est la **mole** (symbole : **mol**). En chimie, la mole est l'**unité de quantité de matière.**

1.2. Définition de la mole

La **mole** est la réunion d'un **nombre déterminé** et très grand d'individus chimiques tous identiques.

Une quantité de matière de référence a été choisie ; elle est donnée par le Journal Officiel du 23 décembre 1975.

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12,00 g de carbone 12 .

Fig. 2. Cet échantillon de cuivre contient un certain nombre de moles d'atomes de cuivre.

L'expression « entité élémentaire » désigne les **atomes** ou les **molécules** ou les **ions**... On parle ainsi, par exemple, de :

- la mole d'atomes de cuivre (fig. 2) ;
- la mole de molécules de dioxygène O_2 ;
- la mole d'ions sodium Na^+ ...

1.3. La constante d'Avogadro

- Les mesures récentes indiquent qu'il y a $6{,}022\,137 \times 10^{23}$ atomes de carbone dans 12,00 g de carbone 12. On arrondit cette valeur à $\mathbf{6{,}02 \times 10^{23}}$.
- On définit la **constante d'Avogadro**, notée N_A, comme le nombre d'entités élémentaires contenues dans 1 mole. Elle vaut donc numériquement $6{,}02 \times 10^{23}$ et s'exprime dans l'unité mol^{-1}.

$$\mathbf{N_A = 6{,}02 \times 10^{23}\ mol^{-1}}$$

- Considérons un échantillon de matière contenant N entités élémentaires. Il y a proportionnalité entre le nombre N d'entités élémentaires et la quantité de matière n de cette entité. Par définition de la constante d'Avogadro, cette relation s'écrit :

$$\underset{\text{(sans unité)}}{N} = \underset{(\text{mol}^{-1})}{N_A} \times \underset{\text{(mol)}}{n}$$

2 LES MASSES MOLAIRES

POINT HISTOIRE

AMEDEO AVOGADRO
Physicien et chimiste italien, **Avogadro** (1776-1856) est né et mort à Turin. En Physique, il s'est principalement intéressé à l'électricité, suite à la découverte de la pile électrique par Volta en 1800. Sa contribution fondamentale à la chimie concerne l'étude des gaz avec la loi d'Avogadro-Ampère. L'expression *constante d'Avogadro* rend hommage à ses travaux.

Masse molaire « atomiques » approchées ($g \cdot mol^{-1}$)	
hydrogène H	1,0
carbone C	12,0
azote N	14,0
oxygène O	16,0
sodium Na	23,0
aluminium Al	27,0
phosphore P	31,0
soufre S	32,1
chlore Cl	35,5
fer Fe	55,8
cuivre Cu	63,5
argent Ag	107,9

2.1. Définition générale

La masse molaire d'une espèce chimique est la masse d'une mole d'entités de cette espèce.

On symbolise la masse molaire par M. Conventionnellement, en chimie, on donne les masses en grammes ; la masse molaire s'exprime donc en $\mathbf{g \cdot mol^{-1}}$.

2.2. Détermination des masses molaires

A. Masse molaire atomique

- **La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes tous identiques de l'espèce considérée.**
- La grandeur qui intervient pratiquement en chimie est la **masse molaire « atomique » de l'élément.** C'est la masse d'une mole d'atomes de cet élément correspondant au mélange naturel, c'est-à-dire en tenant compte des proportions naturelles de ses isotopes.

Le tableau ci-contre indique les masses molaires « atomiques » arrondies des principaux éléments ; les autres figurent dans la classification périodique du rabat de couverture. On écrit par exemple :

$$M_C = 12{,}0\ g \cdot mol^{-1}\ ;\ M_{Cu} = 63{,}5\ g \cdot mol^{-1}.$$

B. Masse molaire moléculaire

- **La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules de l'espèce considérée.**
- **La masse molaire moléculaire s'obtient en faisant la somme des masses molaires « atomiques » des atomes qui constituent la molécule** (en considérant les coefficients dans la formule de la molécule). On écrit par exemple :

$$M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 12 \times M_C + 22 \times M_H + 11 \times M_O$$
$$= 12 \times 12{,}0 + 22 \times 1{,}0 + 11 \times 16{,}0 = 342{,}0\ g \cdot mol^{-1}.$$

2.3. Masse et quantité de matière

Quelle quantité de matière n (en mol) est contenue dans un échantillon de masse m (en g) d'une espèce chimique de masse molaire M (en $g \cdot mol^{-1}$) ? L'espèce chimique considérée peut être quelconque : atome, molécule ou ion.

Une mole de l'espèce a une masse égale à M ; la masse de n moles est donc : $m = n \times M$. Cette relation peut s'écrire :

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

La quantité de matière n (en mol) d'un échantillon s'obtient en divisant la masse m de l'échantillon par la masse molaire M de l'espèce chimique qui le constitue.

EXERCICE RÉSOLU

Masse et quantité de matière

Énoncé

a. Calculer la quantité de matière contenue dans 28,0 g de fer métal.

b. Calculer la masse de 0,500 mol de dioxyde de soufre SO_2.

Solution

a. Le fer métal est constitué d'atomes de fer :

$$n_{Fe} = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}}$$

$M_{Fe} = 55{,}8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $n_{Fe} = \dfrac{28{,}0}{55{,}8} = \mathbf{0{,}502 \text{ mol}}$.

La quantité de matière contenue dans 28,0 g de fer métal est 0,502 mol (d'atomes de fer).

b. La masse de dioxyde de soufre est donnée par la relation :

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

$M_{SO_2} = 32{,}0 + 2 \times 16{,}0 = 64{,}0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;

$\boldsymbol{m_{SO_2}} = 0{,}500 \times 64{,}0 = \mathbf{32{,}0 \text{ g}}$.

3 LE VOLUME MOLAIRE

3.1. Définition du volume molaire

Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par une mole de ce gaz dans des conditions données.

Nous représentons le volume molaire par V_m ; en chimie, le volume molaire s'exprime en litres par mole, soit $\mathbf{L \cdot mol^{-1}}$.

3.2. De quoi dépend le volume molaire ?

- Le volume molaire ne dépend pas de la nature du gaz considéré : **dans les mêmes conditions, tous les gaz ont le même volume molaire.**
- Comme tous les volumes gazeux, **le volume molaire dépend de la température et de la pression.**

Il augmente quand la température augmente et il diminue quand la pression augmente. Le tableau ci-contre donne, à titre purement documentaire, quelques valeurs du volume molaire sous la pression normale ($1{,}013 \times 10^5$ Pa) et à diverses températures.

- Dans les conditions usuelles ($P \approx 1$ bar ; $\theta \approx 20$ °C), le volume molaire est de l'ordre de 24 $L \cdot mol^{-1}$.

Température	Volume molaire V_m ($L \cdot mol^{-1}$)
0 °C	22,4
20 °C	24,0
100 °C	30,6
500 °C	63,4
1 000 °C	104

3.3. Volume et quantité de matière

Quelle quantité de matière n (en mol) est contenue dans un échantillon de volume V (en L) d'une espèce chimique gazeuse de volume molaire V_m (en $L \cdot mol^{-1}$) ?

Les volumes V et V_m sont mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression.

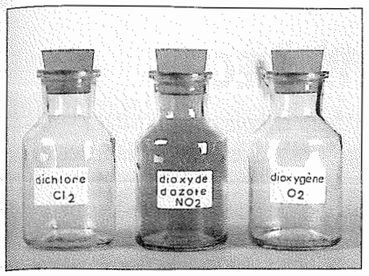


Fig. 3. Ces trois flacons de même volume (1,0 L) contiennent la même quantité de dichlore Cl_2, de dioxyde d'azote NO_2 et de dioxygène O_2.

Une mole de l'espèce a un volume égal à V_m ; le volume de n moles est donc : $V = n \times V_m$. Cette relation peut s'écrire :

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

On obtient la quantité de matière n d'une espèce chimique gazeuse en divisant son volume V par le volume molaire V_m (mesuré dans les mêmes conditions).

On notera bien que **cette formule ne s'applique que dans le cas d'espèces chimiques gazeuses.**

CONSÉQUENCE :

Comme le volume molaire ne dépend pas de la nature du gaz, des volumes égaux de gaz différents (mesurés dans les mêmes conditions) contiennent la même quantité de matière (fig. 3).

EXERCICE RÉSOLU

Volume et quantité de matière

Énoncé

On considère le flacon de dichlore de 1,0 L de la figure 3. Il a été rempli dans des conditions telles que le volume molaire vaut 24 $L \cdot mol^{-1}$.

Calculer la quantité de dichlore dans le flacon.

Solution

On vérifie que les volumes V et V_m sont mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression (et sont exprimées avec la même unité). On a alors :

$$n_{Cl_2} = \frac{V}{V_m} \text{ ; d'où : } \boldsymbol{n_{Cl_2}} = \frac{1{,}0}{24} = \mathbf{4{,}2 \times 10^{-2} \text{ mol}}.$$

L'ESSENTIEL

■ La **mole** (mol) est l'unité de **quantité de matière.**

Une mole d'une espèce chimique contient N_A entités chimiques de cette espèce : N_A est la **constante d'Avogadro.** Elle vaut :

$$N_A = 6{,}02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}.$$

■ La **masse molaire** d'une espèce est la masse d'une mole d'entités de cette espèce.

La **masse molaire «atomique»** est la masse d'une mole «naturelle» d'atomes de l'espèce considérée.

La **masse molaire moléculaire** est la masse d'une mole de molécules de l'espèce considérée ; elle se calcule en faisant la somme des masses molaires atomiques des atomes constituant la molécule (en tenant compte des coefficients).

■ La **quantité de matière** n (en mol) d'une espèce de masse molaire M contenue dans un échantillon de masse m est égale à :

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

■ Le **volume molaire** d'un gaz est le volume occupé par une mole de ce gaz (unité : $L \cdot mol^{-1}$). Il ne dépend pas de la nature du gaz, mais il dépend des conditions (température et pression).

■ Un volume V de gaz contient la quantité de matière n telle que :

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

V et V_m étant mesurés dans les mêmes conditions.

Mots-clés

quantité de matière · **mole** · **constante d'Avogadro** · **masse molaire** · **volume molaire**

▶ **Voir Lexique page 332**

LES PROGRÈS DE LA CHIMIE AU 19e SIÈCLE

Qui a déterminé la formule des molécules ? Comment a été inventée la chimie quantitative ? C'est le travail de nombreux chimistes pendant un siècle (de la fin du 18e siècle à la fin du 19e siècle) qui a permis d'établir tous ces résultats.

Vers les Lumières

Ce chaudron en or remonte à l'âge de bronze. Il est daté du 8e au 4e s av. J.-C.

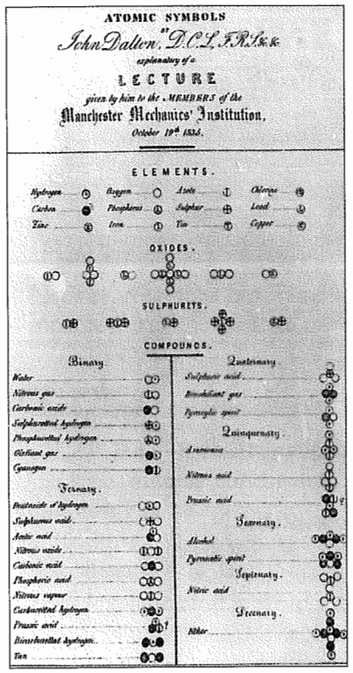
Au début du 18e siècle, de nombreux éléments sont connus : des métaux – comme l'or et l'argent (monnaies), le fer (armes et outils), le cuivre, le zinc, le mercure – et des non-métaux – comme le carbone, le soufre et le phosphore. Le 18e siècle voit l'essor de la chimie expérimentale et la découverte de nombreux gaz : le dihydrogène (par Cavendish en 1766), le dioxygène (par Scheele et Priestley en 1774), le diazote (par Cavendish et Lavoisier en 1786), le dichlore (par Scheele en 1774)...
Lavoisier, dans son *Traité élémentaire de Chymie* (1789) essaie d'ordonner les connaissances, mais celles-ci sont encore trop limitées.

Dalton relance la théorie atomique

Les idées fondamentales de John **Dalton** (1766-1844) relancent la théorie atomique :
– la matière, et en particulier les corps simples (corps qui ne contiennent qu'un seul élément), est formée d'atomes indivisibles;
– pour former un corps composé (corps qui contient 2 ou plusieurs éléments), un atome d'un élément s'unit à un atome d'un autre élément (ou à un petit nombre de ces atomes).
Ainsi, la formation de l'eau à partir d'« hydrogène » et d'« oxygène » s'écrit-elle, pour Dalton, en utilisant les notations actuelles :

H + O → HO

hydrogène oxygène eau



Pour Dalton, la molécule d'eau (*water*) est constituée d'un atome d'hydrogène et d'un atome d'oxygène.

Avogadro distingue atomes et molécules

Les travaux d'Amedeo **Avogadro** (1776-1856), confirmés par André-Marie **Ampère** (1775-1836), conduisent à énoncer, en 1811, l'**hypothèse d'Avogadro-Ampère** : *des volumes égaux de différents gaz (volumes mesurés à la même pression et à la même température) contiennent le même nombre de molécules.*
Selon la théorie de Dalton, l'« hydrogène » et l'« oxygène » devraient donc réagir à volumes égaux, alors qu'ils réagissent en réalité à raison de 2 volumes d'« hydrogène » pour 1 volume d'« oxygène ».
Avogadro lève cette contradiction en distinguant l'**atome** (par exemple, H ou O) de la **molécule** (par exemple, H_2 ou O_2) et en montrant que les corps simples gazeux sont, en général, diatomiques (H_2, O_2, Cl_2, N_2...).
On doit donc écrire la formation de l'eau, selon Avogadro, par :

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

(2 volumes de dihydrogène réagissent avec 1 volume de dioxygène).

Cannizzaro détermine les masses molaires « atomiques »

Stanislao **Cannizzaro** (1826-1910), reprenant les idées d'Avogadro, effectue un énorme travail : il détermine les masses molaires « atomiques » (en prenant pour référence $M_O = 16\ g \cdot mol^{-1}$), il établit la formule des corps composés connus à l'époque et il effectue la première mesure du volume molaire.
Approuvés par le Congrès international de chimie de Karlsruhe en 1860, les résultats de Cannizzaro sont répandus et développés par **Meyer**, **Berzélius**, **Berthellot**... La chimie moderne peut prendre son essor, au moment où Dimitri Mendeleïev présente son tableau périodique (1871).

Exploitation ▸ p. 256 ● ex. 30

Calcul de quantités de matière

Énoncé

a. Le carat est une unité de masse utilisée en joaillerie. Il vaut 0,20 g.
Le diamant est constitué d'atomes de carbone.
Quelle quantité de carbone (en mol) y a-t-il dans un diamant de 6,0 carats ?
b. Un ballon de baudruche de volume $V = 8{,}0$ L est rempli de dihydrogène H_2 dans les conditions où le volume molaire est égal à $24\ L \cdot mol^{-1}$.
Quelle quantité de dihydrogène (en mol) est contenue dans le ballon ?
En déduire la masse de ce gaz.

c. Une huile alimentaire a pour masse volumique $\rho = 0{,}90\ g \cdot mL^{-1}$. Elle est constituée d'oléine, espèce chimique de masse molaire $M = 884\ g \cdot mol^{-1}$.
Calculer la quantité d'oléine (en mol) contenue dans un prélèvement de volume $v = 11{,}0$ mL de cette huile alimentaire.

MÉTHODE

Calculer des quantités de matière

1. On connaît la masse m d'un solide, d'un liquide ou d'un gaz.
On calcule la masse molaire M de l'espèce chimique considérée.
On obtient la quantité de matière n par :

$$n = \frac{m}{M} \quad (m \text{ en g et } M \text{ en } g \cdot mol^{-1}).$$

2. On connaît le volume V d'un gaz.
Soit V_m le volume molaire mesuré dans les mêmes conditions. On obtient la quantité de matière n par :

$$n = \frac{V}{V_m} \quad (V \text{ en L et } V_m \text{ en } L \cdot mol^{-1}).$$

3. On connaît le volume v d'un liquide et sa masse volumique ρ.
La masse volumique ρ est le quotient de la masse m d'un échantillon par son volume v :

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

On en déduit la masse de l'échantillon :

$$m = \rho v$$

(m en g si ρ en $g \cdot mL^{-1}$ et v en mL).
(m en kg si ρ en $kg \cdot L^{-1}$ et v en L)...
Puis on calcule n par la formule $n = \frac{m}{M}$ (cf. 1.).

Solution

a. On écrit les valeurs de la masse et de la masse molaire « atomique » du carbone :

$$m_C = 6{,}0 \times 0{,}20 = 1{,}2\ g\ ;\ M_C = 12{,}0\ g \cdot mol^{-1}.$$

La quantité de matière vaut alors :

$$n_C = \frac{m_C}{M_C} = \frac{1{,}2}{12{,}0} = \mathbf{0{,}10\ mol}.$$

b. La quantité de gaz dihydrogène est :

$$n_{H_2} = \frac{V}{V_m} = \frac{8{,}0}{24} = \mathbf{0{,}33\ mol}.$$

La masse molaire de dihydrogène est :

$$M_{H_2} = 2 \times 1{,}0 = 2{,}0\ g \cdot mol^{-1}.$$

La masse de dihydrogène dans le ballon est alors :

$$m_{H_2} = n_{H_2} \times M_{H_2} = 0{,}33 \times 2{,}0 = \mathbf{0{,}66\ g}.$$

c. La masse d'huile prélevée vaut :

$$m = \rho v = 0{,}90 \times 11{,}0 = 9{,}9\ g.$$

L'espèce chimique contenue dans l'huile est l'oléine de masse molaire $M = 884\ g \cdot mol^{-1}$. Donc :

$$n_{oléine} = \frac{m}{M} = \frac{9{,}9}{884} = \mathbf{1{,}1 \times 10^{-2}\ mol}.$$

Commentaires

Se reporter à la classification périodique pour la valeur de la masse molaire « atomique ».

Le résultat comporte 2 chiffres significatifs (comme m_C).

Garder 2 chiffres significatifs.

Se reporter à la classification périodique pour la masse molaire « atomique ». Attention : il s'agit ici de dihydrogène H_2.

Le résultat comporte 2 chiffres significatifs (comme ρ).
Les unités sont cohérentes : v en mL et ρ en $g \cdot mL^{-1}$.

Garder 2 chiffres significatifs.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

La ... est l'unité de quantité de matière. Une mole de molécules d'une espèce déterminée renferme ... molécules de cette espèce. N_A est la ... ..., exprimée en ... .
La masse molaire moléculaire d'une espèce est la masse d'une ... de ... de cette espèce. Elle s'exprime en ... .

2 Vrai ou faux ?

a. Il y a moins d'électrons dans une mole d'électrons que de protons dans une mole de protons ..... V F

b. Il y a $6{,}02 \times 10^{23}$ atomes d'hydrogène dans un échantillon de 1,0 g ..... V F

c. Il y a une mole de matière dans un échantillon de 18,0 g d'eau ..... V F

d. Il y a la même quantité de matière dans 0,50 mol de molécules d'eau que dans 0,50 mol de molécules d'ammoniac ..... V F

e. 0,10 mol de dioxygène et 0,10 mol de dioxyde de carbone occupent le même volume à l'état gazeux dans les même conditions ..... V F

3 QCM

a. L'écriture correcte pour désigner la masse molaire M_O de l'oxygène est :
☐ 16,0 g ; ☐ 16,0 mol^{-1} ; ☐ 16,0 $g \cdot mol^{-1}$.

b. La masse molaire moléculaire du saccharose, de formule $C_{12}H_{22}O_{11}$, est :
☐ 45 ; ☐ 342 ; ☐ 182 $g \cdot mol^{-1}$.

c. La masse de 0,35 mol d'un composé moléculaire est 15,4 g. Sa masse molaire moléculaire vaut :
☐ 227 $g \cdot mol^{-1}$; ☐ 44 $g \cdot mol^{-1}$.

d. Un composé moléculaire a pour masse molaire moléculaire 64 $g \cdot mol^{-1}$. Il peut avoir pour formule :
☐ SO_2 ; ☐ CO_2 ; ☐ $C_{12}H_{22}O_{11}$.

4 Apprendre à rédiger

a. Quelle raison fondamentale conduit, en chimie, à définir les quantités de matière ?

b. Pourquoi la constante d'Avogadro représente-t-elle un nombre aussi grand ?

5 Exercice à caractère expérimental

Pour former du sulfure de fer FeS, le soufre et le fer réagissent **mole à mole.**
Quelle masse de fer faut-il mélanger à 1,6 g de soufre pour que ces deux espèces réagissent dans les conditions précisées ci-dessus ?

JE M'ENTRAÎNE

- *Les valeurs des masses molaires « atomiques » nécessaires à la résolution des exercices seront prises dans la classification périodique ou dans le tableau figurant sur le rabat de couverture.*
- *Le volume molaire dans les conditions usuelles de travail au laboratoire (1 bar ; environ 25 °C) sera pris égal à* **25 L · mol^{-1}.**

Constante d'Avogadro

6 ♦ Calculer la charge et la masse d'une mole d'électrons. Préciser les unités.

Données :
- *charge élémentaire* : $e = 1{,}60 \times 10^{-19}$ C ;
- *masse de l'électron* : $m_e = 9{,}1 \times 10^{-31}$ kg.

7 ♦ La masse moyenne d'un footballeur est prise égale à 75 kg.

a. Définir une mole de footballeurs. Cette notion a-t-elle un intérêt ?

b. Quelle est la masse d'une mole de footballeurs ? La comparer à la masse de la Terre ($M_T = 6{,}0 \times 10^{24}$ kg) et à la masse du Soleil ($M_S = 2{,}0 \times 10^{30}$ kg).

8 ♦ **a.** Quelle est la masse moyenne d'un atome de plomb ?

b. Quelle est la masse moyenne d'une molécule d'eau ?

9 ♦ **a.** Calculer la masse d'un milliard de milliards d'atomes de fer.

b. Quelle est la masse d'une quantité égale d'atomes d'aluminium ?

Masses molaires

10 ♦ Quelles sont les masses molaires :
- du mercure, de l'or, de l'uranium ;
- de l'ammoniac, du méthane, de l'éthylène (C_2H_4) ?

11 ♦ Calculer la masse molaire « atomique » de l'argent Ag sachant qu'il y a 5,0 mol dans 540 g d'argent.

12 ♦ Calculer la masse molaire moléculaire :
- de l'acide ascorbique (vitamine C) $C_6H_8O_6$;
- de la caféine $C_4H_{10}O_2N_4$.

Masse et quantité de matière

13 ♦ Calculer les quantités de matière contenues :
- dans 36 g fer ;
- dans 36 g de carbone ;
- dans 36 g d'eau.

14 ♦ Calculer les quantités de matière contenues dans les échantillons suivants :
- 5,0 g de dioxyde de carbone ;
- 1,0 kg d'eau ;
- $5{,}0 \times 10^{-3}$ kg d'acide nitrique HNO_3.

15 ♦♦ Calculer la masse :
- de $2{,}0 \times 10^{-2}$ mol d'eau ;
- de $1{,}0 \times 10^{-3}$ mol d'ammoniac.

16 ♦♦ Quelle masse faut-il peser pour obtenir :
- 0,10 mol de dihydrogène ?
- 0,15 mol de chlorure d'hydrogène HCl ?
- $2{,}0 \times 10^{-3}$ mol de diazote N_2 ?

17 ♦♦ Le sucre est constitué de saccharose, de formule $C_{12}H_{22}O_{11}$. On propose, pour le même prix, un sac de 60 kg de sucre ou 200 moles de saccharose. Quelle est le meilleur choix économique ?

Volume et quantité de matière

18 ♦ Dans certaines conditions expérimentales, 12 L de gaz butane contiennent 0,50 mol de butane. Dans les mêmes conditions expérimentales, quel est le volume occupé par 0,50 mol de gaz propane ?

19 ♦ Calculer les quantités de matière contenues dans les volumes gazeux suivants :
a. 1,0 L de dichlore Cl_2 ;
b. 0,25 L d'argon Ar ;
c. 3,0 L de sulfure de dihydrogène H_2S ;
d. 30 cm^3 de dioxyde de soufre SO_2 ;
e. 10 mL de diazote N_2.

20 ♦ Calculer le volume occupé par les quantités de matière des gaz suivants :
a. 1,2 mol d'ammoniac NH_3 ;
b. $5{,}2 \times 10^{-2}$ mol de méthane CH_4 ;
c. 0,60 mol de dioxygène O_2 ;
d. 0,20 mol de dichlore Cl_2.

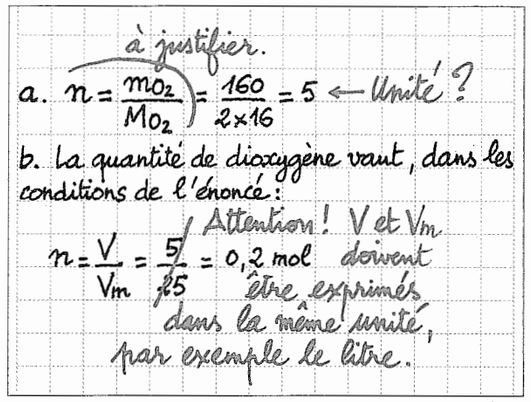
21 Exercice de correction

Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé

a. Quelle est la quantité de matière contenue dans 160 g de dioxygène ? On donne : $M_O = 16$ g · mol^{-1}.
b. Quelle est la quantité de matière contenue dans 5,0 m^3 de dioxygène (volume mesuré dans les conditions du laboratoire) ? On donne : $V_m = 25$ L · mol^{-1}.

Solution annotée d'un élève



JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

22 ♦♦ Le chlore naturel est constitué des isotopes :
- $^{35}_{17}Cl$: 75,77 % ; $M = 34{,}969$ g · mol^{-1} ;
- $^{37}_{17}Cl$: 24,23 % ; $M = 36{,}966$ g · mol^{-1}.

On considère une quantité de matière de 100 moles d'atomes de chlore naturel.
a. Quelles quantités d'atomes de chlore 35 et de chlore 37 contient-elle ?
b. Quelle est sa masse ?
c. Calculer la masse molaire « atomique » de l'élément chlore et comparer la valeur trouvée à celle qui figure dans la classification périodique (rabat de couverture).

23 ♦♦♦ Calculer la masse molaire « atomique » de l'élément nickel connaissant sa composition isotopique :
- $^{58}_{28}Ni$: 68,3 % ; $M = 57{,}935$ g · mol^{-1} ;
- $^{60}_{28}Ni$: 26,1 % ; $M = 59{,}930$ g · mol^{-1} ;
- $^{61}_{28}Ni$: 1,13 % ; $M = 60{,}931$ g · mol^{-1} ;
- $^{62}_{28}Ni$: 3,59 % ; $M = 61{,}928$ g · mol^{-1} ;
- $^{64}_{28}Ni$: 0,910 % ; $M = 63{,}928$ g · mol^{-1}.

Comparer cette valeur à celle qui figure dans la classification périodique (rabat de la couverture).

24 ♦♦ On veut comparer deux échantillons de même masse, l'un de cuivre, l'autre d'aluminium. La quantité de matière contenue dans l'échantillon de cuivre est 0,40 mol.
a. Quelle est la masse de l'échantillon de cuivre ?
b. Quelle est la quantité de matière contenue dans l'échantillon d'aluminium ?

25 ♦♦ **a.** L'aspirine (ou acide acétylsalicylique) a pour formule $C_9H_8O_4$.
Calculer la quantité d'aspirine (en mol) contenue dans un comprimé d'aspirine simple de masse 500 mg.
b. La formule du cholestérol est $C_{27}H_{46}O$.
Le résultat d'une analyse sanguine est :
cholestérol : 6,50 mmol dans un litre de sang.
Exprimer ce résultat d'analyse en $g \cdot L^{-1}$. Le taux normal de cholestérol sanguin est compris entre 1,40 et 2,20 $g \cdot L^{-1}$; l'analyse révèle-t-elle un excès ?

26 ♦♦ On dispose au laboratoire d'un certain nombre d'échantillons d'espèces chimiques pures dont les masses sont rassemblées dans le tableau ci-dessous.

Espèce chimique contenue dans l'échantillon	Masse (en g)
méthane $CH_4(g)$	2,00
eau $H_2O(l)$	5,00
ammoniac $NH_3(g)$	1,50
poudre de fer $Fe(s)$	8,20
dihydrogène $H_2(g)$	0,30

a. Déterminer la quantité de matière contenue dans chacun des échantillons.
b. Déterminer, quand c'est possible, le volume occupé par chaque échantillon.
c. Quand le calcul du volume n'est pas possible, expliquer pourquoi.

Liquides : masse volumique et quantité de matière

27 ♦♦♦ **a.** On donne les masses volumiques :
- de l'acide sulfurique (H_2SO_4) : 1,8 $g \cdot mL^{-1}$;
- de l'acide nitrique (HNO_3) : 1,5 $g \cdot mL^{-1}$;
- du benzène (C_6H_6) : 0,88 $g \cdot mL^{-1}$.

a. Quelle quantité de matière y a-t-il dans 3,0 cm^3 de chacun de ces trois liquides ?
b. Quel est le volume occupé par 1,0 mol de benzène ; par 0,8 mol d'acide sulfurique ?

28 ♦♦♦ L'éthanol pur est un liquide de masse volumique 0,79 $g \cdot cm^{-3}$. Sa formule est C_2H_6O.
a. Quel volume occupe une mole d'éthanol pur ?
b. Un litre d'alcool à 90° contient 900 cm^3 d'éthanol pur et de l'eau pure.
Quel est le volume d'un alcool à 90° contenant 1,0 mol d'éthanol ?

29 ♦♦♦ **Les boissons au coca**
L'acidité des boissons au coca est due en partie à l'acide phosphorique H_3PO_4 dont le code alimentaire européen est E338. On a mesuré qu'un litre d'une de ces boissons contient 5,0 mmol d'acide phosphorique (1 mmol = 1 millimole = 10^{-3} mol). De plus, la législation limite à 0,60 $g \cdot L^{-1}$ la teneur maximale de ces boissons en acide phosphorique.
Cette boisson est-elle conforme à la législation ?

EXERCICE À CARACTÈRE DOCUMENTAIRE

30 ♦♦♦ **Les progrès de la chimie au 19e siècle**

Lire ▶ p. 252 ● répondre aux questions

a. Quelle erreur Dalton a-t-il commise à propos des corps simples ?
b. Quelle conséquence en résulte-t-il pour la formule des molécules ?
c. Le volume molaire d'un gaz (dans des conditions déterminées de température et de pression) dépend-il de la nature du gaz ? En conséquence, que peut-on dire, avec les connaissances actuelles, de l'hypothèse d'Avogadro-Ampère ?
d. À notre époque, le chimiste qui synthétise une molécule dispose d'appareils qui lui fournissent sa formule, sa géométrie, ses caractéristiques… Quel sentiment peut-on éprouver pour les chimistes du 19e siècle qui ont établi les bases théoriques de la chimie ?

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

Dans un livre de chimie de 1957, on trouve pour valeur de la masse molaire « atomique » du platine : 195,23 $g \cdot mol^{-1}$, et dans une table de données moderne : 198,08 $g \cdot mol^{-1}$. Comment expliquer cette différence ?

CHAPITRE 22

Solutions et concentration molaire

OBJECTIFS

SAVOIRS

- Savoir qu'une solution peut contenir des molécules ou des ions.
- Connaître l'expression de la concentration molaire d'une espèce moléculaire dissoute et savoir l'utiliser.

SAVOIR-FAIRE

Expérimentaux

- Prélever une quantité de matière d'une espèce chimique donnée en utilisant une balance, une éprouvette graduée ou une burette graduée.
- Réaliser la dissolution d'une espèce moléculaire.
- Réaliser la dilution d'une solution.
- Utiliser une balance et la verrerie de base qui permet de préparer une solution de concentration donnée.

Sur l'île de Java, en Indonésie, le lac de cratère du volcan Kawah Idjen est une solution aqueuse d'acide. Les gaz rejetés par le volcan se dissolvent dans l'eau du lac.

1 QU'EST-CE QU'UNE SOLUTION ?

1.1. Réalisation de quelques solutions

expérience

Dissoudre :

- **du sucre (constitué de saccharose) dans le café (fig. 1) ;**
- **du diiode dans une solution aqueuse d'iodure de potassium (fig. 2) ;**
- **du sulfate de cuivre dans l'eau (fig. 3).**

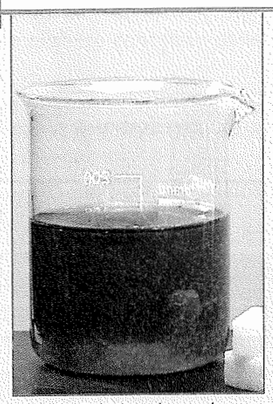


Fig. 1. Solution de saccharose dans le café.

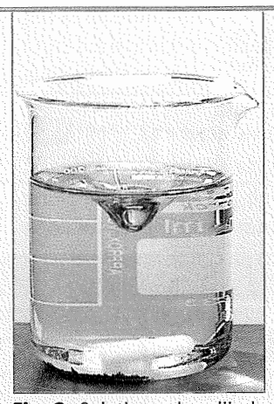


Fig. 2. Solution de diiode dans l'iodure de potassium.

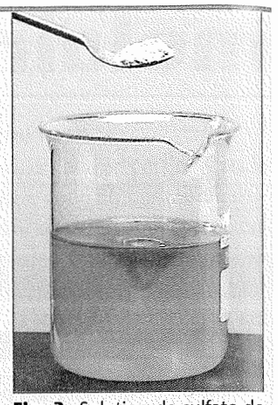


Fig. 3. Solution de sulfate de cuivre dans l'eau.

Observations ▶ Les trois solides « disparaissent » et on obtient une **solution** éventuellement colorée (par exemple, si le corps mis en solution était lui-même coloré).

Interprétation ▶ La mise en solution, ou dissolution, disperse uniformément les espèces chimiques formant le corps mis en solution.

Une solution est un liquide homogène contenant plusieurs constituants différents.

- Un liquide **homogène** a, dans toutes ses parties, le même aspect (par exemple, la même couleur) et la même composition (par exemple, deux volumes égaux contiennent la même quantité de matière de chacune des espèces chimiques présentes).
- Le plus souvent, une solution est formée de deux constituants dont l'un existe en quantité beaucoup plus grande que l'autre. Le constituant majoritaire porte le nom de **solvant** et le constituant minoritaire est le **soluté**. On dit que la solution a été réalisée en mettant le soluté en solution dans le solvant. Si le solvant est l'eau, la solution porte le nom de **solution aqueuse**.

1.2. Que contient une solution ?

Le corps mis en solution peut être constitué de molécules (solide moléculaire, liquide ou gaz) ou d'ions (solide ionique).

- **Le soluté est ionique** : ses ions se dispersent. La solution obtenue est formée d'ions parmi des molécules d'eau.

Exemple :
La solution de sulfate de cuivre (fig. 3) contient les ions cuivre (II) Cu^{2+} et sulfate SO_4^{2-}.

- **Le soluté est moléculaire :**

– si le soluté ne réagit pas avec l'eau, la solution est constituée de molécules du soluté dispersées dans l'eau.

Exemples :
La solution de saccharose (fig. 1) contient des molécules de saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$, celle de diiode (fig. 2) contient des molécules de diiode I_2.

– si le soluté réagit avec l'eau pour engendrer des ions, la solution obtenue est formée d'ions dispersés parmi des molécules d'eau, et éventuellement de molécules du soluté n'ayant pas réagi.

Une solution peut contenir des molécules ou des ions.

2 NOTION DE CONCENTRATION MOLAIRE

2.1. Dissolution d'une espèce moléculaire

- Le diiode est un solide moléculaire : il est constitué de molécules I_2 liées entre elles de façon à former une structure ordonnée appelée cristal. La mise en solution brise ces liaisons et « libère » les molécules I_2 qui se dispersent parmi les molécules d'eau.
- Au laboratoire, il peut être utile de fabriquer une solution contenant une quantité déterminée de diiode (par exemple : 0,020 mol dans 1,0 litre de solution). La figure 4 ci-dessous montre quelles sont les manipulations à effectuer pour réaliser cette solution en pratique.

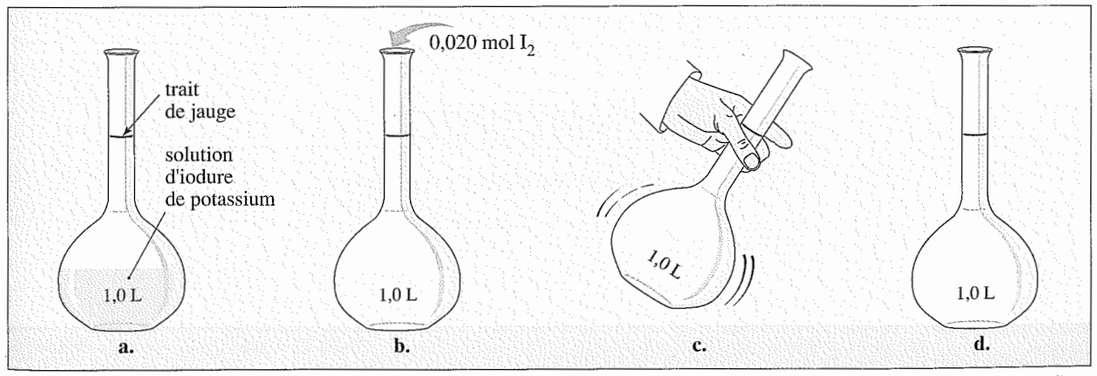


Fig. 4. Réalisation pratique d'une solution contenant 0,020 mol de diiode I_2 par litre.
a. Dans la fiole jaugée de 1,0 L, on introduit environ 0,5 L de solvant (solution aqueuse d'iodure de potassium).
b. On ajoute 0,020 mol de diiode I_2 (soit 5,1 g) et on agite jusqu'à dissolution.
c. On agite la fiole jusqu'à dissolution complète du diiode.
d. On ajuste le volume au trait de jauge en ajoutant du solvant. Après homogénéisation, la solution est prête à l'emploi.

2.2. Concentration molaire d'une espèce dissoute

A. Définition

La concentration molaire d'une espèce chimique dissoute dans une solution est numériquement égale à la quantité de matière de cette espèce présente dans 1,0 L de la solution.

• La concentration molaire de l'espèce A se représente par [A] et s'exprime en mol · L^{-1} car en chimie, l'unité usuelle de volume est le litre (ou dm^3).

EXEMPLE :
Dans la solution de diiode de la figure 4, le diiode ne réagit pas avec l'eau et sa concentration molaire vaut :

$$[I_2] = 0{,}020 \text{ mol} \cdot L^{-1}.$$

• Si l'on note n_A la quantité de matière de l'espèce A dans un volume V de solution, sa concentration molaire vaut :

$$[A] = \frac{n_A}{V}$$ **[A] est en mol · L^{-1} si n_A est en moles et V en litres.**

B. Quantité de matière d'une espèce dans une solution

Quelle est la quantité de matière n_A de l'espèce A dans un volume V d'une solution où sa concentration molaire est [A] ?

Par définition, on a $[A] = \frac{n_A}{V}$, d'où :

$$n_A = [A] \times V.$$

La quantité de matière n_A (en mol) s'obtient en multipliant la concentration molaire de A (en mol · L^{-1}) par le volume de la solution (en litres).

1 mL = 1 cm^3 = 10^{-3} L.

EXERCICE RÉSOLU

Concentration et quantité de matière

Énoncé
Dans une solution, la concentration du diiode I_2 est égale à 0,050 mol · L^{-1}.
a. Exprimer cette donnée sous forme d'une égalité et expliquer sa signification.
b. Calculer la quantité de diiode (en moles) dans un prélèvement de 150 mL de cette solution.

Solution
a. La concentration du diiode dans la solution se représente par $[I_2]$ et l'égalité est : **$[I_2] = 0{,}050$ mol · L^{-1}.**
Elle signifie que 1,0 L de la solution contient 0,050 mole de molécules I_2.

b. Appliquons la formule donnant la quantité de matière n_{I_2} dans le volume V de la solution :

$n_{I_2} = [I_2] \times V$; V en litres car $[I_2]$ est en mol · L^{-1}.

Application numérique :

$V = 150$ mL $= 0{,}150$ L.

$n_{I_2} = 0{,}050 \times 0{,}150 = \mathbf{7{,}5 \times 10^{-3}}$ **mol = 7,5 mmol.**

3 DILUTION D'UNE SOLUTION

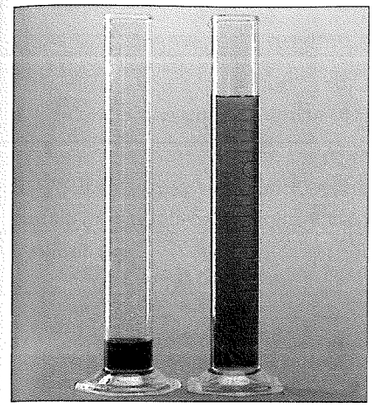


Fig. 5. Dilution d'une solution de diiode au dixième (de 0,020 mol · L^{-1} à 0,0020 mol · L^{-1}).

3.1. Principe de la dilution

A. Exemple de dilution

L'éprouvette à pied de la figure 5 (à gauche) contient 25 mL de la solution de diiode où la concentration molaire de cette espèce est :

$$[I_2] = 0{,}020 \text{ mol} \cdot L^{-1}.$$

Complétons le volume à 250 mL en ajoutant de l'eau distillée (fig. 5, à droite). Nous obtenons une solution où la concentration molaire de diiode est inférieure à la précédente. Elle vaut 0,0020 mol · L^{-1} car la quantité de diiode est la même alors que le volume de la solution a été multiplié par 10. On dit que l'**on a dilué la solution initiale.**

Diluer une solution, c'est, en ajoutant du solvant, constituer une nouvelle solution moins concentrée que la solution initiale.

B. Calcul de la nouvelle concentration

Soit A l'espèce présente dans la solution. **La quantité de matière n_A de cette espèce est la même dans la solution initiale et dans la solution diluée** (il n'y a ni gain, ni perte de matière).
Notons $[A]_1$ la concentration molaire de A dans la solution initiale et V_1 le volume de cette solution. Après dilution, le volume de la nouvelle solution est V_2 et la concentration molaire de A dans cette solution est $[A]_2$. La conservation de l'espèce A s'écrit :

$$n_{A_1} = n_{A_2} \text{ ; soit : } [A]_1 \times V_1 = [A]_2 \times V_2$$

3.2. Réalisation pratique d'une dilution

• La dilution nécessite d'effectuer des mesures précises de volumes. On utilise pour ces opérations une burette graduée (fig. 6), ou une pipette graduée ou jaugée (fig. 7), ou une fiole jaugée (fig. 8).

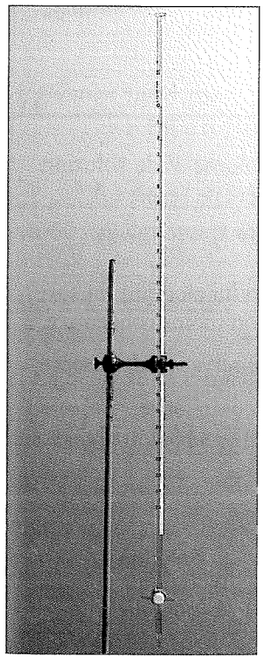


Fig. 6. Burette graduée de 25 mL fixée à un support.

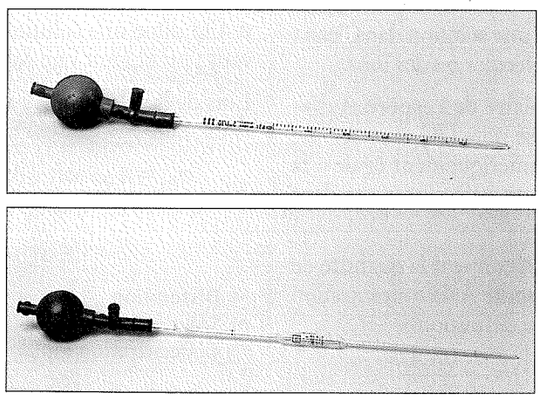


Fig. 7. En haut, pipette graduée de 5 mL avec une poire à pipeter. En bas, pipette jaugée 10 mL avec une poire à pipeter.

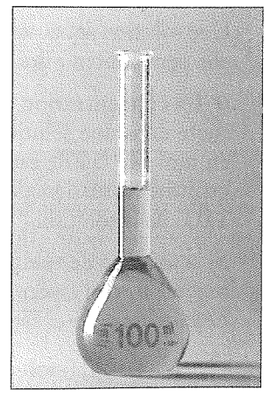


Fig. 8. Fiole jaugée de 100 mL (observer le trait de jauge).

• La figure 10 montre, par exemple, comment réaliser une dilution au dixième : obtention d'une solution où la concentration de l'espèce A est $[A]_2 = \dfrac{[A]_1}{10}$ à partir d'une solution où elle vaut $[A]_1$.

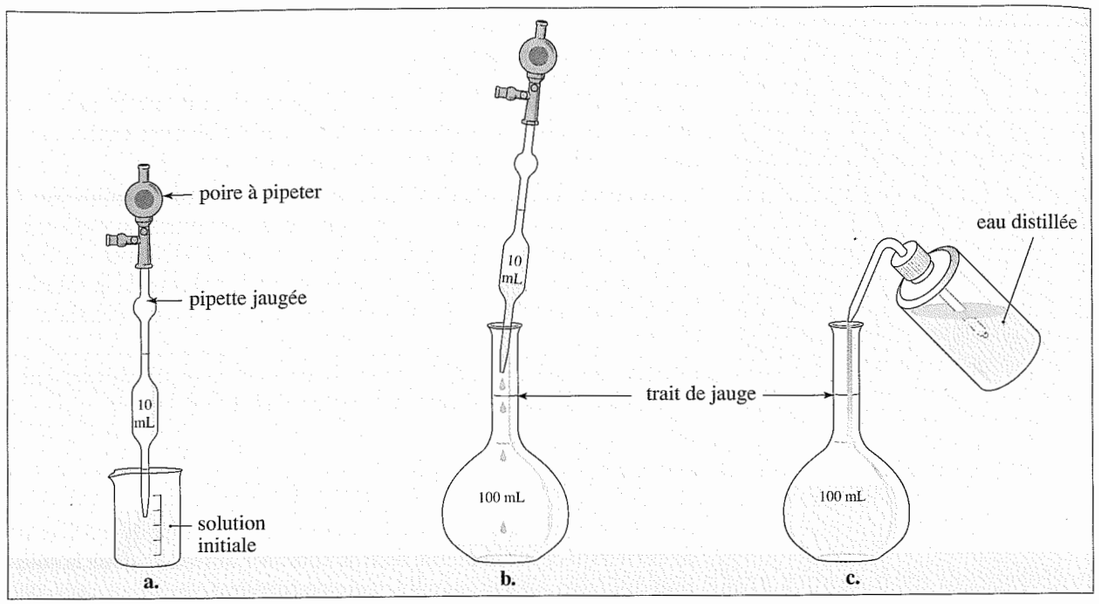


Fig. 10 Dilution d'une solution au dixième :
a. On prélève 10 mL de la solution initiale où la concentration de l'espèce considérée est $[A]_1$.
b. On introduit le prélèvement dans une fiole jaugée de 100 mL.
c. On complète le volume dans le fiole jaugée jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée et on homogénéise.

L'ESSENTIEL

■ On obtient une **solution** en dissolvant un **soluté** dans un **solvant**.

Une solution aqueuse est une solution dans l'eau ; elle peut contenir des molécules ou des ions.

■ La **concentration molaire** de l'**espèce A** dissoute dans une solution se note [A] et s'exprime en mol · L^{-1}. Elle est numériquement égale à la quantité de matière de cette espèce présente dans 1,0 L de la solution.

Si la solution de volume V contient la quantité de matière n_A de l'espèce dissoute A, la concentration molaire de celle-ci est, par définition :

$$[A]\ (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) = \frac{n_A\ (\text{mol})}{V\ (\text{litres})}$$

D'après la définition, le volume V de solution contient la quantité de matière de l'espèce A :

$$n_A\ (\text{mol}) = [A]\ (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) \times V\ (\text{litres}).$$

■ On dilue une solution en lui ajoutant du solvant ; on obtient une solution moins concentrée.

Lors de la **dilution**, il y a conservation de l'espèce A dissoute :

$$n_{A_1} = n_{A_2} \text{ soit } [A]_1 \times V_1 = [A]_2 \times V_2$$

Mots-clés

- **Dissolution**
- **Solvant**
- **Concentration molaire**
- **Solution**
- **Soluté**
- **Dilution**

▶Voir Lexique page 332

EXERCICE RÉSOLU

Concentration molaire d'une solution. Dilution

Énoncé

Dans un jus sucré, la concentration du saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ est égale à 0,250 mol · L^{-1}.

a. Calculer la quantité de saccharose (en moles) contenu dans un prélèvement de 100 mL de ce jus.

b. Quelle masse de saccharose pourrait-on recueillir en éliminant la totalité du solvant présent dans ce prélèvement ? On donne la masse molaire moléculaire du saccharose : $M = 342$ g · mol^{-1}.

c. Avec une pipette jaugée, on prélève 20,0 mL du jus sucré que l'on introduit dans une fiole jaugée de 250 mL. On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et on homogénéise la solution.

Calculer la concentration du saccharose dans la solution obtenue.

POINT MÉTHODE

Utiliser l'expression de la concentration molaire

1. Solution contenant l'espèce chimique A.

- Calcul de la concentration molaire [A] :

$$[A]\ (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) = \frac{n_A\ (\text{mol})}{V\ (\text{L})}$$

- Calcul de la quantité de matière n_A :

$$n_A\ (\text{mol}) = [A]\ (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) \times V\ (\text{L}).$$

2. Dilution de la solution précédente.

La quantité de matière n_A se conserve dans l'opération de dilution. Si $[A]_1$ et V_1 sont la concentration de A et le volume de la solution initiale, $[A]_2$ et V_2 les valeurs de ces grandeurs pour la solution diluée, la conservation de l'espèce s'écrit :

$$n_{A_1} = n_{A_2} ;\ \text{soit :}\ [A]_1 \times V_1 = [A]_2 \times V_2$$

Solution

a. Symbolisons le saccharose par S.

Par définition : $[S] = \dfrac{n_S}{V}$; d'où :

$$n_S = [S] \times V$$

Application numérique :

$[S] = 0{,}250$ mol · L^{-1} ; $V = 100$ mL $= 0{,}100$ L.

$$n_S = 0{,}250 \times 0{,}100 = \mathbf{0{,}0250\ mol.}$$

b. La masse du saccharose obtenu par « élimination » du solvant est celle de 0,0250 mol de ce composé, soit :

$$m_S = n_S \times M$$

Application numérique :

$$m_S = 0{,}0250 \times 342 = \mathbf{8{,}55\ g.}$$

c. La quantité de saccharose présente dans le prélèvement effectué avec la **pipette jaugée** (solution notée 1) se retrouve dans la solution diluée contenue dans la **fiole jaugée** (solution notée 2).

On a : $n_{S_1} = n_{S_2}$; soit : $[S]_1 \times V_1 = [S]_2 \times V_2$

d'où : $[S]_2 = [S]_1 \times \dfrac{V_1}{V_2}$

Application numérique :

$[S]_1 = 0{,}250$ mol · L^{-1} ; $V_1 = 20{,}0$ mL ; $V_2 = 250$ mL.

$$[S]_2 = 0{,}250 \times \frac{20{,}0}{250} = \mathbf{0{,}0200\ mol \cdot L^{-1}.}$$

Commentaires

Attention : V doit être exprimé en litres (L) avec 1 mL $= 10^{-3}$ L.

Le résultat comporte 3 chiffres significatifs (les zéros situés « avant » ne comptent pas comme des chiffres significatifs).

Il faut savoir écrire la conservation de l'espèce en solution lors d'une dilution.

On peut exprimer V_1 et V_2 tous les deux en mL, car ils interviennent dans un rapport.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

L'eau sucrée est une … de saccharose dans l'eau ; elle contient des … de saccharose.
Une solution peut contenir des … ou des … .
La concentration molaire d'une espèce dans une solution s'exprime en … ; elle est égale à la quantité de matière de cette espèce dans … … de la solution.

2 Vrai ou faux ?

a. En chimie, les concentrations molaires s'expriment en $mol \cdot L^{-1}$ ..... V | F

b. La concentration molaire d'une espèce dans une solution est égale à la quantité de matière de cette espèce dissoute dans 1 litre de solution ..... V | F

3 QCM

a. La formule donnant la quantité de matière de l'espèce A dans le volume V de solution est :

☐ $n_A = [A] \times V$; ☐ $n_A = \dfrac{[A]}{V}$; ☐ $n_A = \dfrac{V}{[A]}$

b. Quand on dilue une solution, celle-ci devient :
☐ plus concentrée ; ☐ moins concentrée ;
☐ plus ou moins concentrée selon le soluté.

c. La masse molaire moléculaire du saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ vaut $342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Dans 1 L d'une solution où $[C_{12}H_{22}O_{11}] = 0{,}10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, la masse de saccharose est :

☐ 0,342 g ; ☐ 34,2 g ; ☐ 3 420 g.

4 Apprendre à rédiger

a. Expliquer en une phrase ce qu'est la concentration molaire d'une espèce chimique dans une solution.
b. Décrire en une phrase l'opération de dilution d'une solution. Dans quel but la réalise-t-on ?

5 Savoir-faire expérimental

On désire fabriquer 250 mL d'une solution de diiode dans une solution d'iodure de potassium de manière à ce que la concentration molaire du diiode soit égale à $0{,}010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
La masse molaire du diiode vaut $M_{I_2} = 254 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et les molécules I_2 se mettent en solution sans réagir avec le solvant.
a. Quelle masse de diiode solide I_2 faut-il mettre en solution ?
b. Décrire l'opération sachant que l'on dispose d'une fiole jaugée de 250 mL et d'une balance.

JE M'ENTRAÎNE

Concentration d'une solution

6 ♦ Le sucre ordinaire est constitué de saccharose, molécule de formule $C_{12}H_{22}O_{11}$ et de masse molaire moléculaire $M = 342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Ce composé ne réagit ni avec l'eau, ni avec les constituants du café.
On ajoute un morceau de sucre de 6,0 g dans un bol de café. Calculer la concentration du saccharose dans la boisson obtenue dont le volume est 180 mL.

7 ♦♦ On constitue une solution de diiode I_2 en dissolvant une masse $m = 0{,}254$ g de ce corps dans 250 mL d'une solution aqueuse d'iodure de potassium.
Calculer la concentration du diiode dans cette solution en supposant qu'il ne réagisse pas avec les autres constituants de la solution.

Donnée : *masse molaire « atomique » de l'iode* :
$M_I = 126{,}9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

8 ♦♦♦ Le dioxyde de soufre SO_2 est un gaz. On suppose qu'il ne réagit pas avec l'eau.
On fabrique 2,0 L d'une solution aqueuse de dioxyde de soufre en dissolvant 30 L de dioxyde de soufre gazeux dans l'eau. Calculer la concentration du dioxyde de soufre dans la solution obtenue sachant que, dans les conditions de la dissolution, le volume molaire est égal à $25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Quantité de matière dissoute

9 ♦ La concentration molaire du saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ dans une solution sucrée est égale à $2{,}5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
a. Calculer la quantité de saccharose (en mol) dans 150 mL de cette solution.
b. Quel volume de solution sucrée faut-il prélever pour disposer de 0,30 mol de saccharose ?

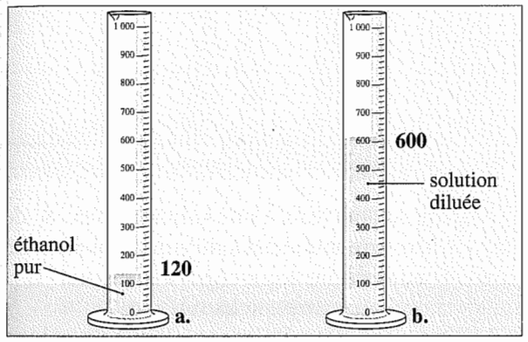
10 ♦ Dans une solution aqueuse d'éthanol C_2H_6O (l'alcool ordinaire), la concentration molaire de l'éthanol est égale à $1{,}5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
a. Traduire ce résultat sous forme d'une égalité.
b. Calculer la quantité d'éthanol contenue dans un prélèvement de 300 mL de la solution.
c. En déduire la masse d'éthanol contenue dans ce prélèvement (rechercher pour cela les valeurs des masses molaires « atomiques » nécessaires).

11 ♦♦ Le méthane CH_4 est un gaz très peu soluble dans l'eau. On dispose d'une solution où la concentration du méthane est $1{,}0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
a. Calculer la quantité et la masse du méthane présent dans un prélèvement de 200 mL de cette solution.
b. Si l'on pouvait « chasser » tout le méthane contenu dans ce prélèvement, quel volume gazeux obtiendrait-on dans les conditions où le volume molaire est égal à $25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$?

Donnée : $M_{CH_4} = 16{,}0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Dissolution et dilution

12 ♦♦ Pour constituer une solution d'éthanol dans l'eau, on utilise une éprouvette à pied de 1000 mL.



On verse d'abord dans l'éprouvette de l'éthanol pur, liquide de masse volumique $0{,}79 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$, jusqu'à la graduation 120 mL (fig. a).
On ajoute ensuite de l'eau distillée en agitant jusqu'à la graduation 600 mL (fig. b).
En supposant que l'éthanol ne réagisse pas avec l'eau, calculer sa concentration dans la solution obtenue. On donne la formule de l'éthanol : C_2H_6O.

13 ♦♦♦ L'éthane-1,2-diol (ou éthylène glycol) est un liquide ayant des propriétés d'antigel. On peut l'utiliser en hiver pour empêcher le liquide de refroidissement des moteurs automobiles de geler.
Un automobiliste, au début de l'hiver, ajoute 2,0 L d'éthane-1,2-diol dans l'eau de son radiateur. Le volume total du liquide de refroidissement étant de 20 L, calculer la concentration de l'éthane-1,2-diol dans la solution obtenue.

Données :
- *formule de l'éthane-1,2-diol* : $C_2H_6O_2$
- *masse volumique de l'éthane-1,2-diol* : $1{,}1 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$.

14 ♦♦ Dans une solution aqueuse, la concentration de l'acide acétique CH_3COOH (principe actif du vinaigre) est égale à $0{,}20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On suppose que, dans les conditions considérées, l'acide acétique ne réagit pas avec l'eau.
a. Avec une pipette graduée, on effectue un prélèvement de 20,0 mL de cette solution que l'on introduit dans une fiole jaugée de 250 mL.
Calculer la nouvelle valeur de la concentration de l'acide acétique quand on a rempli la fiole jaugée jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.
b. Même question si on réalise les mêmes opérations avec une fiole jaugée de 1,0 L.

15 ♦♦♦ Au laboratoire, on dispose d'une éprouvette graduée de 1,0 L et d'une solution de saccharose. Dans cette solution la concentration du saccharose est égale à $0{,}20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
a. On introduit 50 mL de la solution de saccharose dans l'éprouvette graduée. On désire confectionner une solution, en ajoutant de l'eau distillée, où la concentration du saccharose soit $0{,}050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
Jusqu'à quelle graduation faudra-t-il ajouter l'eau distillée dans l'éprouvette ?
b. On souhaite maintenant pouvoir disposer de 500 mL d'une solution de saccharose où la concentration de ce composé soit $0{,}050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. .
Quel volume de la solution initiale faut-il introduire dans l'éprouvette graduée avant de compléter le volume à 500 mL avec de l'eau distillée ?

16 ♦♦♦ On désire préparer 250 mL d'une solution où la concentration du diiode I_2 soit :

$$1{,}0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

à partir d'une solution mère où la concentration du diiode vaut $2{,}0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
Le matériel dont on dispose est une fiole jaugée de 250 mL, une pipette jaugée de 10,0 mL, une pipette graduée de 5,0 mL et une poire à pipeter.
a. Quel volume de la solution mère faut-il placer dans la fiole jaugée pour obtenir la solution désirée après avoir complété le volume jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée ?
b. Comment doit-on opérer pour effectuer le prélèvement nécessaire de solution mère ?
c. Au cours du prélèvement, on verse malencontreusement 0,50 mL de solution mère en plus de la quantité qui est nécessaire.
Quelle est la concentration du diiode dans la solution obtenue si on complète le volume comme précédemment ?

EXERCICES

JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

17 ♦♦ Dans l'Océan Atlantique, la concentration des ions sodium Na^+ est 0,48 mol · L^{-1}.

a. Calculer la quantité d'ions Na^+ dans une piscine alimentée par l'eau de l'océan et dont les dimensions sont : longueur 50 m ; largeur 12 m ; profondeur : 3,0 m.

b. On vide 9/10 de la piscine et on remplit le volume libéré avec de l'eau douce.

Calculer la nouvelle quantité d'ions Na^+ dans la piscine ainsi que leur concentration.

18 ♦♦♦ **a.** Le glucose (sucre « glace »), de formule $C_6H_{12}O_6$, est soluble dans l'eau.

Sachant que le glucose ne réagit pas avec l'eau, calculer sa concentration dans la solution aqueuse obtenue en dissolvant 3,9 g de ce composé et en complétant le volume à 200 mL. On cherchera les valeurs des masses molaires « atomiques » nécessaires.

b. On mélange 100 mL de la solution précédente avec 150 mL d'une seconde solution de glucose où la concentration de ce composé est de 2,0 mol · L^{-1} ; on obtient une solution de volume 250 mL.

Calculer la concentration du glucose dans cette solution.

19 ♦♦♦ Le degré alcoolique d'un vin est égal à 12°. Cette indication signifie que 100 L de ce vin contiennent 12 L d'éthanol C_2H_6O pur.

a. Calculer la quantité d'éthanol (en mol) dans un verre de vin de volume 150 mL.

b. Calculer la concentration molaire de l'éthanol dans le vin.

Données :

- *Masse volumique de l'éthanol* : $\rho = 0{,}79$ kg · L^{-1}
- *Masses molaires « atomiques »* :

$M_H = 1{,}0$ g · mol^{-1} ; $M_C = 12{,}0$ g · mol^{-1} ; $M_O = 16{,}0$ g · mol^{-1}.

20 ♦♦ Un vinaigre peut être considéré comme une solution aqueuse d'acide éthanoïque (ou acide acétique) de formule $C_2H_4O_2$ (masse molaire moléculaire : $M = 60$ g · mol^{-1}).

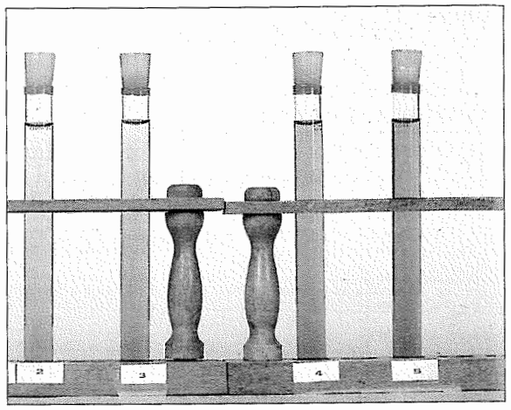
Le degré d'acidité d'un vinaigre exprime la masse, en grammes, d'acide éthanoïque pur contenu dans 100 g du vinaigre.

L'étiquette d'un litre de vinaigre du commerce indique 6,0 degrés. Calculer la concentration de l'acide éthanoïque dans ce vinaigre sachant que sa masse volumique est égale à 1,0 g · mL^{-1}.

EXERCICE À CARACTÈRE EXPÉRIMENTAL

21 ♦♦♦ **Échelle de teintes**

On se propose de constituer des tubes témoin contenant des solutions de diiode de concentrations connues dans le but d'établir une échelle de teintes (voir la photographie ci-dessous). Cette échelle permet ensuite d'évaluer, d'après sa couleur, la concentration inconnue d'une solution.



On dispose pour cela d'une solution mère S_1 de diiode dans une solution d'iodure de potassium. La concentration du diiode y est égale à 0,010 mol · L^{-1}.

On prépare successivement les solutions :

- solution S_2 : 200 mL de la solution S_1 étendus à 1,0 L dans une fiole jaugée ;
- solution S_3 : 300 mL de la solution S_1 étendus à 1,0 L dans une fiole jaugée ;
- solution S_4 : 100 mL de la solution S_1 + 150 mL d'eau distillée ;
- solution S_5 : 100 mL de la solution S_1 + 100 mL d'eau distillée.

Calculer la concentration du diiode dans chacune des solutions ainsi préparées.

En quelle unité leur concentration est-elle indiquée sur la photographie ci-dessus ?

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

Pour fabriquer les produits homéopathiques, on dilue un très grand nombre de fois une solution contenant une substance active (jusqu'à 30 dilutions consécutives). Quel est le principal argument avancé par les adversaires de cette technique ?

CHAPITRE 23

La réaction chimique

OBJECTIFS

SAVOIRS

- Savoir utiliser précisément le vocabulaire : transformation, réaction, équation.

SAVOIR-FAIRE

Théoriques

- Savoir décrire l'état d'un système.
- Savoir écrire l'équation de la réaction chimique avec les nombres stœchiométriques corrects.

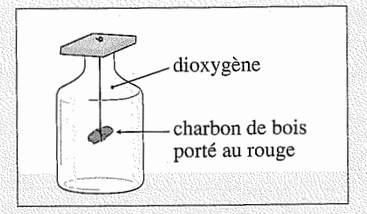
Tous les ans, des incendies de forêt se déclarent pendant l'été par imprudence. Comment modéliser la transformation chimique qui s'effectue ?

1 LES TRANSFORMATIONS CHIMIQUES

1.1. Étude d'un exemple

expérience

- Porter un morceau de charbon de bois au rouge en le plaçant dans la partie chaude de la flamme d'un bec Bunsen (fig. 1a).
- Introduire le charbon de bois enflammé dans le flacon contenant le dioxygène (fig. 1b).



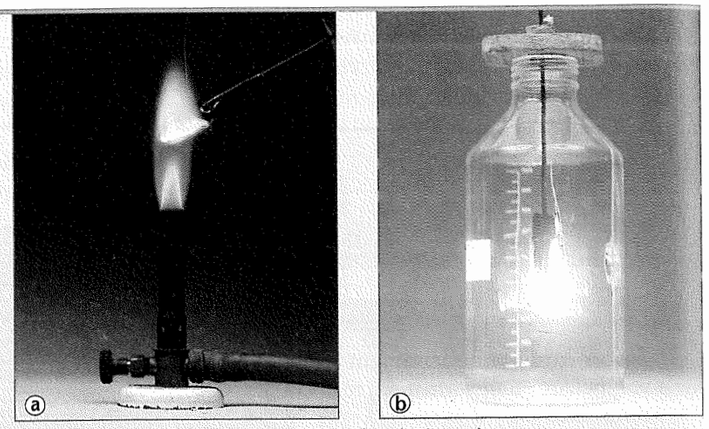


Fig. 1. Combustion du charbon de bois dans le dioxygène.

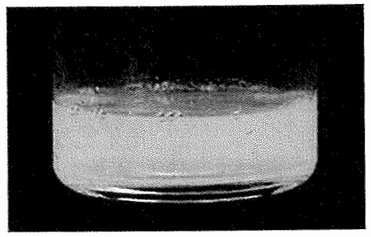


Fig. 2. L'eau de chaux se trouble.

Observations ▶ Le charbon de bois brûle vivement dans le dioxygène. Lorsque la combustion cesse, le morceau de charbon de bois n'a pas entièrement brûlé.
Le gaz formé au cours de la combustion trouble l'eau de chaux (fig. 2).
La combustion est une **transformation chimique**. Pour le chimiste, cette transformation doit être décrite avec rigueur.

1.2. Système et transformation chimiques

- Le **système chimique** ou **système** (tout court) est l'ensemble des espèces chimiques auxquelles on s'intéresse.
- Un **état du système** est caractérisé, d'une part, par les grandeurs physiques température et pression et, d'autre part, par la nature, l'état [solide : (s), liquide : (ℓ), gazeux : (g) ou en solution aqueuse : (aq)], et la quantité de matière des espèces chimiques qui le constituent.
- Un système chimique peut évoluer et subir une transformation chimique qui modifie son état. Avant la transformation chimique, le système est dans un état dénommé **état initial** (E.I.) ; après la transformation, il se trouve dans un autre état appelé **état final** (E.F.).

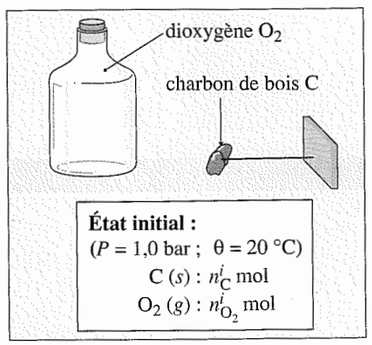


Fig. 3. L'état initial du système.

1.3. De l'état initial à l'état final

A. L'état initial

Dans l'exemple précédent, le **système chimique** est initialement constitué du morceau de charbon de bois (carbone C pratiquement pur à l'état solide) et du dioxygène contenu dans le flacon (molécules O_2 sous forme de gaz).
On peut déterminer la quantité initiale de carbone n^i_C à partir de sa masse m_C et celle de dioxygène $n^i_{O_2}$ à partir du volume V du flacon.

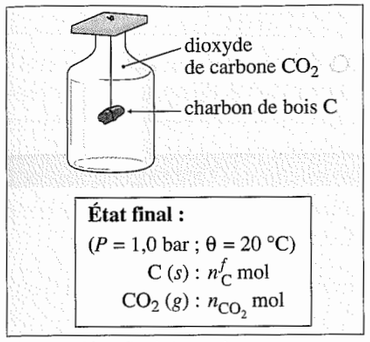


Fig. 4. L'état final du système.

Les deux espèces chimiques C et O_2 sont soumises à une pression égale à la pression atmosphérique (par exemple, 1,0 bar) et elles sont à la température de la salle de classe (par exemple, 20 °C).
On représente l'**état initial** du système par le tableau de la figure 3.

B. L'état final

Le morceau de charbon n'a pas entièrement brûlé. En revanche, la combustion s'est arrêtée quand le dioxygène du flacon a été entièrement consommé ; il n'en reste donc plus.
Le test complémentaire à l'eau de chaux montre la formation de dioxyde de carbone CO_2.
On peut déterminer la quantité de carbone restant n^f_C à partir de sa masse m'_C ; la quantité de dioxyde de carbone formé est notée n_{CO_2}.
On attend quelques minutes pour que la température du système s'abaisse et qu'elle reprenne la valeur initiale 20 °C ; la pression finale est égale à 1,0 bar.
L'**état final** du système est représenté par le tableau de la figure 4.

C. La transformation chimique

- Le passage du système de son état initial à son état final est la **transformation chimique**. On la symbolise par une flèche allant de l'état initial à l'état final.

E.I. :		E.F. :
(P = 1,0 bar ; θ = 20 °C) C(s) : n^i_C mol $O_2(g)$: $n^i_{O_2}$ mol	transformation chimique →	(P = 1,0 bar ; θ = 20 °C) C(s) : n^f_C mol $CO_2(g)$: n_{CO_2} mol

- Nous n'étudions cette année que des transformations qui cessent parce que l'un des réactifs a été entièrement consommé. Ce réactif porte le nom de **réactif limitant** ; dans l'exemple ci-dessus, le dioxygène est le réactif limitant.

EXERCICE RÉSOLU

Transformation d'un système

Énoncé

Au laboratoire, un flacon est rempli avec un mélange gazeux anhydre de dioxygène O_2 et de dihydrogène H_2 sous une pression de 1,0 bar et à la température de 20° C.
On débouche le flacon en approchant son ouverture de la flamme d'une allumette. Une explosion se fait alors entendre.
On rebouche le flacon ; on peut voir de fines gouttelettes à l'intérieur.
Quelques grains de sulfate de cuivre anhydre introduits dans le flacon bleuissent.
a. Comment sait-on que le mélange gazeux subit une transformation ?
b. Peut-on déterminer le réactif limitant avec les renseignements fournis ?
c. Représenter la transformation chimique (l'état final est pris dans les mêmes conditions de pression et de température que l'état initial).

Solution

a. On sait que le mélange gazeux subit une transformation car on entend une explosion.
b. Aucun renseignement ne permet de déterminer le réactif limitant. Il peut rester soit du dihydrogène, soit du dioxygène.
c. Le sulfate de cuivre anhydre bleuit : il s'est formé de l'eau.

E.I. :		E.F. :
(P = 1,0 bar ; θ = 20 °C) $H_2(g)$: n_{H_2} $O_2(g)$: n_{O_2}	transformation chimique →	(P = 1,0 bar ; θ = 20 °C) $H_2O(\ell)$: n_{H_2O} $H_2(g)$: n_{H_2} ou $O_2(g)$: n_{O_2}

2 LA RÉACTION CHIMIQUE ET SON ÉQUATION

2.1. Le modèle de la réaction chimique

• La formation de molécules de dioxyde de carbone $CO_2(g)$ nécessite la transformation d'espèces carbone $C(s)$ et dioxygène $O_2(g)$ présentes dans l'état initial (voir **1.1**). On dit qu'une **réaction chimique** s'effectue entre le carbone et le dioxygène pour produire du dioxyde de carbone.

• De même, il se produit une **réaction chimique** entre le dihydrogène $H_2(g)$ et le dioxygène $O_2(g)$ pour former de l'eau $H_2O(\ell)$.

La réaction chimique modélise la transformation chimique subie par un système chimique.

2.2. L'équation d'une réaction

A. L'équation représente symboliquement la réaction

Pour représenter simplement une réaction chimique, on écrit une équation chimique ou **équation** de la réaction. Les espèces chimiques y sont représentées par leurs formules (en précisant, en outre, leur état).

• Les espèces chimiques qui entrent en réaction sont les **réactifs**. Ils sont écrits dans le membre de gauche de l'équation.

• Les espèces chimiques qui sont formées par la réaction portent le nom de **produits** ; on les écrit dans le membre de droite.

• Entre les réactifs et les produits, on place une **flèche** qui indique dans quel sens le système chimique évolue.

L'équation est l'écriture symbolique d'une réaction chimique.

EXEMPLES :
• $\ldots C(s) + \ldots O_2(g) \rightarrow \ldots CO_2(g)$
• $\ldots H_2(g) + \ldots O_2(g) \rightarrow \ldots H_2O(g)$

REMARQUE

Il peut exister dans le système des espèces chimiques présentes sans réagir. Elles n'interviennent pas dans l'écriture de l'équation.

B. Ajustement des nombres stœchiométriques

Nous avons vu, dans le chapitre 17, que **les éléments se conservent au cours des transformations chimiques.**

Cette loi doit être vérifiée dans les équations. Cela nécessite d'affecter des nombres à chaque terme de l'équation, appelés nombres stœchiométriques, dont les valeurs doivent être cohérentes. On dit qu'on effectue alors **l'ajustement des nombres stœchiométriques.**

Ajuster les nombres stœchiométriques d'une équation, c'est choisir ces nombres de manière à traduire la conservation de tous les éléments mis en œuvre.

EXEMPLES :
• $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$
• $2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(\ell)$

REMARQUES

• Si l'équation met en jeu des ions, l'ajustement des nombres stœchiométriques nécessite aussi de réaliser la conservation de la charge électrique.
• Par convention, on n'écrit pas le nombre stœchiométrique 1.

EXERCICE RÉSOLU

Écrire une équation chimique

Énoncé

On fait réagir de l'aluminium en poudre avec de la *fleur de soufre* (soufre en poudre) ; il se forme du sulfure d'aluminium Al_2S_3 à l'état solide.
Écrire l'équation de cette réaction chimique.

Solution

■ Les réactifs sont l'aluminium Al à l'état solide et le soufre S également à l'état solide.

■ D'après l'énoncé, le seul produit est le sulfure d'aluminium Al_2S_3 à l'état solide.

■ La conservation de l'élément aluminium conduit au nombre stœchiométrique **2** pour le réactif Al ($2\ Al \rightarrow Al_2S_3$) et celle de l'élément soufre au nombre stœchiométrique **3** pour le réactif S ($3\ S \rightarrow Al_2S_3$).

■ L'équation de la réaction s'écrit donc :

$$2\ Al(s) + 3\ S(s) \rightarrow Al_2S_3(s)$$

2.3. Les correspondances en moles

Lorsque les conditions sont réalisées, deux réactifs réagissent quelles que soient les quantités de matière de ces réactifs mises en présence. L'équation d'une réaction chimique indique cependant les proportions (en moles) dans lesquelles les réactifs réagissent, ainsi que les proportions entre les quantités de matière des réactifs consommés et les quantités de matière des produits formés.

Ainsi, revenons aux exemples précédents :

• L'équation $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ montre que, lorsque 1 mole de carbone est consommée, elle réagit avec 1 mole de dioxygène et elle donne naissance à 1 mole de dioxyde de carbone.

• L'équation $2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(\ell)$ montre que 0,10 mol O_2 réagissent avec 0,20 mol H_2 pour former 0,20 mol d'eau.

Grâce à l'équation d'une réaction avec ses nombres stœchiométriques correctement ajustés, on peut faire des correspondances en moles.

L'ESSENTIEL

■ L'état d'un système est caractérisé par sa pression, sa température et sa composition (nature, état physique et quantité de matière des différentes espèces chimiques qu'il contient).
Lorsqu'une **transformation chimique** s'effectue, un système chimique passe d'un **état initial** à un **état final.**

■ La **réaction chimique** est la modélisation de la transformation chimique considérée. Elle indique la nature des **réactifs** (espèces chimiques entrant en réaction) et des **produits** (espèces chimiques produites par la réaction) ainsi que les proportions, en quantités de matière, dans lesquelles ils interviennent.

■ L'**équation** est l'écriture symbolique de la réaction. La conservation des éléments et de la charge se traduit par l'ajustement de ses nombres stœchiométriques.

■ Grâce à l'équation, on peut faire des **correspondances en moles** et, par exemple, déterminer la quantité d'un produit formé.

Mots-clés

- **État initial d'un système**
- **État final d'un système**
- **Transformation chimique**
- **Réaction chimique**
- **Équation d'une réaction**
- **Ajustement des nombres stœchiométriques**

▶Voir Lexique page 332

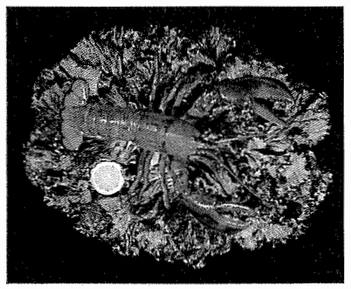
QUAND LA CHIMIE DEVIENT CULINAIRE !

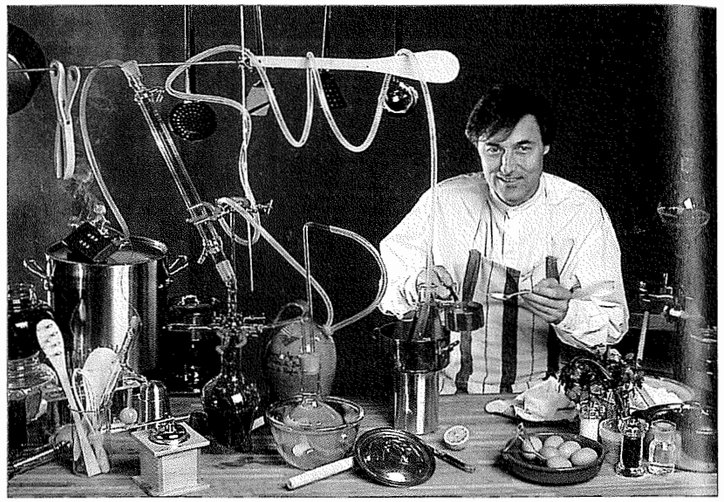
D'où proviennent la couleur ou le goût de nos «petits plats» ?
Bien souvent, de transformations chimiques liées à leur cuisson ! Ainsi, cuisine et chimie font bon ménage, réservant parfois à notre curiosité de bien étranges phénomènes.

Couleurs et arômes développés par la cuisson

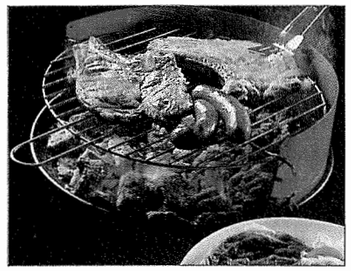
La cuisson des aliments a pour but de les rendre plus facilement assimilables et de leur donner du goût. Le premier objectif est atteint à la suite de réactions de dégradation survenant sous l'action de la chaleur, la réalisation du second est liée à la formation de composés aromatiques, souvent volatils, mais qui demeurent emprisonnés dans le produit fraîchement cuisiné. La cuisson s'accompagne généralement d'un changement de coloration qui peut être spectaculaire, comme dans le cas du homard. La carapace de ce crustacé, bleu noir chez l'animal vivant, devient rouge écarlate après cuisson. Cette dernière couleur (tout comme celle des crevettes ou du saumon) est celle de l'astaxanthine. Elle n'apparaît pas chez le crustacé vivant car la molécule est combinée à une protéine qui lui donne une coloration noirâtre. Lorsqu'on ébouillante les homards, les chaînes de la protéine se déroulent et libèrent la molécule d'astaxanthine : le homard devient rouge.
Quand aux composés aromatiques qui donnent sa saveur à la viande rôtie, ils sont principalement engendrés par la réaction de Maillard. Ils s'agit en fait d'une suite de transformations complexes faisant intervenir des sucres et des acides aminés constituant des protéines. La réaction de Maillard, qui contribue également au goût de la croûte de pain, de la bière, du chocolat... conduit aussi à la formation de composés bruns nommés mélanoïdines qui colorent les aliments rôtis ou torréfiés.

En ébouillantant le homard, on libère l'astaxanthine de couleur rouge.





Hervé This aux fourneaux : cuisinier ou chimiste ?



Les arômes à l'origine de la saveur de la viande et du brunissement laissé par le grill résultent de la réaction de Maillard.

L'œuf au vinaigre

Hervé This est un brillant chimiste, rédacteur en chef de *Pour la Science* et producteur d'émissions télévisées consacrées à l'interprétation, en termes chimiques, de la cuisine.
QUESTION – Que proposer comme expériences de cuisine ou comme recettes de chimie amusantes ?
Hervé THIS – *Commencez, dès le début des vacances, par plonger dans un bol un œuf entier, dans sa coquille, couvert de vinaigre d'alcool blanc (vinaigre cristal). [...] Immédiatement, l'œuf se couvre de petites bulles et blanchit. Laissez maintenant passer une nuit : le carbonate est attaqué, mais l'œuf conserve sa forme. Prudemment, touchez-le : l'acide du vinaigre en a fait coaguler la surface. Un second jour, puis un troisième, et on voit l'œuf grossir par « osmose » : l'eau du vinaigre migre vers l'intérieur de l'œuf et le fait gonfler. Si vous attendez ainsi pendant quelques mois, vous obtenez finalement un œuf au vinaigre, de volume double ou triple d'un œuf normal, parfaitement conservé, à l'instar de cornichons au vinaigre.*

Propos recueillis par Jean-Michel Bader
(Le Figaro, 25/12/99)

Exploitation ▸ p. 276 ● ex. 22

Écrire et utiliser l'équation d'une réaction

Enoncé

Un flacon contient les quantités de matière des gaz suivants (exprimées en millimoles : 1 mmol = 10^{-3} mol) ;
- 6,0 millimoles de dihydrogène H_2 ;
- 35 millimoles du mélange gazeux constituant l'air.

Le mélange ainsi constitué est parfaitement anhydre ; il est initialement à la pression atmosphérique (1,0 bar) et à la température de 25 °C.

a. Représenter l'état initial du mélange gazeux qui constitue le système chimique étudié.

Donnée :
La composition de l'air (en moles) est :
dioxygène O_2 : 20 % ; diazote N_2 : 80 %.

b. On ouvre le flacon et on approche une flamme de son ouverture. Une explosion se produit et on met en évidence la formation d'eau H_2O.
Représenter l'état final du système sans chercher à déterminer les quantités de matière de ses différents constituants.

c. Quelle est la réaction qui s'est produite ? (On supposera que le diazote ne prend pas part à la réaction.)
Écrire son équation.

d. En raisonnant sur le dihydrogène, déterminer la quantité d'eau formée.
Quel est le réactif entièrement consommé au cours de cette transformation ?

Solution

a. Les 35 millimoles du mélange constituant l'air contiennent :
- $35 \times 0{,}20 = 7{,}0$ mmol de dioxygène
- $35 \times 0{,}80 = 28$ mmol de diazote.

Le système contient, en outre, 6,0 mmol de dihydrogène. L'**état initial** est représenté ci-contre.

E.I.
($P = 1{,}0$ bar ; $\theta = 25$ °C)
$O_2(g)$: 7,0 mmol
$N_2(g)$: 28 mmol
$H_2(g)$: 6,0 mmol

b. Le système dans son état final contient de l'eau et, *a priori*, les 3 gaz initialement présents.
Si l'on suppose que la pression est toujours 1,0 bar et que l'on a attendu que la température retrouve sa valeur initiale, on a l'**état final** représenté ci-contre.

E.F.
($P = 1{,}0$ bar ; $\theta = 25$ °C)
$O_2(g)$: $n^f_{O_2}$ mmol
$N_2(g)$: $n^f_{N_2}$ mmol
$H_2(g)$: $n^f_{H_2}$ mmol
$H_2O(\ell)$: n_{H_2O} mmol

Il n'est pas possible avant d'écrire l'équation de savoir si un ou plusieurs gaz ont éventuellement disparu à la fin de la transformation.

c. Le diazote ne participe pas à la réaction ; celle-ci met donc en jeu le dihydrogène et le dioxygène. La réaction qui s'est produite est la combustion du dihydrogène avec le dioxygène ; elle engendre de l'eau.
L'ajustement des nombres stœchiométriques s'effectue à raison de 2 moles de dihydrogène H_2 pour 1 mole de dioxygène O_2. L'équation s'écrit :

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,H_2O(\ell)$$

Ne pas confondre **réaction** et **équation** ; ce sont deux notions à savoir distinguer.

d. Les nombres stœchiométriques de l'équation indiquent que les 6,0 mmol de dihydrogène H_2 réagissent avec 3,0 millimoles de dioxygène O_2 pour produire **6,0 millimoles d'eau**.

La totalité du dihydrogène a donc réagi ; le réactif entièrement consommé est le **dihydrogène H_2**. C'est le réactif limitant.

Ce sont les nombres stœchiométriques de l'équation qui permettent la correspondance en moles. On peut aussi raisonner sur le dioxygène. Si les 7,0 mmol O_2 réagissaient, elles consommeraient 14,0 mmol H_2. Or le mélange n'en contient que 6,0 mmol ; il reste donc du dioxygène.

Commentaires

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

Une transformation chimique fait passer un ... d'un état ... à un état ... .
La transformation est modélisée par une ... chimique, elle-même symbolisée par une ... .
L'ajustement des ... ... de l'équation traduit la conservation des ... et de la charge électrique.

2 Vrai ou faux ?

a. Dans $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2HCl(g)$, les nombres stœchiométriques sont correctement ajustés ..... V F

b. L'équation $2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(\ell)$ montre qu'il faut faire réagir une quantité de dihydrogène deux fois plus grande qu'une quantité de dioxygène pour obtenir de l'eau ..... V F

c. $4\ Fe(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s)$ indique que 4 moles de fer réagissent avec 3 moles de dioxygène pour former 2 moles d'oxyde de fer ..... V F

d. $2\ Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ MgO(s)$ permet de prévoir que 0,1 mol Mg réagit avec 0,2 mol O_2 ..... V F

3 QCM

On fait brûler de l'aluminium dans le dioxygène ; on obtient de l'oxyde d'aluminium (alumine). L'équation de la réaction s'écrit :

$$4\ Al(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ Al_2O_3(s)$$

a. Pour obtenir 1 mole d'oxyde d'aluminium, il faut faire réagir :

☐ 1 mole ; ☐ 2 moles d'aluminium.

b. La quantité de dioxygène qui réagit avec 1 mole d'aluminium est :

☐ 1,5 mol ; ☐ 0,75 mol ; ☐ 1,0 mol.

4 Apprendre à rédiger

En une phrase, expliquer comment s'effectue l'ajustement des nombres stœchiométriques lors de l'écriture d'une équation.

5 Exercice à caractère expérimental

On fait réagir de l'aluminium et du soufre selon une réaction d'équation :

$$2\ Al(s) + 3\ S(s) \rightarrow Al_2S_3(s)$$

On donne : $M_{Al} = 27\ g \cdot mol^{-1}$ et $M_S \approx 32\ g \cdot mol^{-1}$.

a. Quelle masse de soufre faut-il mettre en présence de 5,4 g d'aluminium pour que les réactifs soient entièrement consommés ?

b. Quel est, dans ces conditions particulières, l'état final du système ?

• *À défaut d'indications particulières, on considérera que l'état initial d'un système sera pris dans les conditions :*

$P = 1{,}0$ bar ; $\theta = 20°$ C.

• *Dans la représentation de l'état final, on ne demandera pas de donner les valeurs numériques des quantités de matières des espèces chimiques présentes.*

JE M'ENTRAÎNE

États d'un système

6 ♦ Sur une brique, on dispose un mélange de limaille de fer et de *fleur de soufre* (soufre en poudre).
On enflamme le mélange à l'une de ses extrémités ; une vive incandescence se propage sur l'ensemble du mélange.
Lorsque la transformation est terminée, on constate qu'elle a engendré du sulfure de fer FeS, qu'il reste du fer et que le soufre a été entièrement consommé.
a. Quel système doit-on considérer ?
b. Quel est son état initial ?
c. Quel est son état final ?
d. Quelle réaction s'est produite ?
e. Représenter la transformation chimique en précisant le réactif limitant.

7 ♦ Un fil de fer, accroché à un bouchon, est porté au rouge dans la flamme d'un bec Bunsen. Il est introduit rapidement dans un flacon rempli de dichlore Cl_2. Il se forme dans le flacon des fumées rousses constituées de chlorure de fer (III) $FeCl_3$.
Lorsque la transformation est achevée, on constate que le fer n'a pas totalement réagi.
a. Quel système doit-on considérer ?
b. Quels sont ses états initial et final ?
c. Quelle réaction s'est produite ?
d. Représenter la transformation chimique en précisant le réactif limitant.

8 ♦♦ On prélève, dans un congélateur à la température de – 18 °C, des glaçons dont la masse est de 110 g ; ces glaçons forment le système étudié.
a. Décrire l'état initial du système.
b. Les glaçons sont abandonnés dans un bol et, au bout d'environ 1 h, la moitié (en masse) des glaçons a fondu. Décrire l'état du système dans ces conditions.
c. La transformation qui s'est effectuée est-elle une transformation chimique ?

Équation d'une réaction

9 ♦♦ Écrire, pour chaque réaction, l'équation avec des nombres stœchiométriques correctement ajustés.
a. La combustion incomplète de l'éthane C_2H_6 gazeux dans le dioxygène produit du carbone et de l'eau.
b. L'eau oxygénée H_2O_2, en solution aqueuse, se décompose en eau et dioxygène.
c. Le chauffage du carbonate de calcium $CaCO_3$ solide forme de l'oxyde de calcium CaO solide et du dioxyde de carbone.
d. Le dihydrogène brûle dans le dichlore en formant du chlorure d'hydrogène (composé gazeux).
e. On place un clou en fer dans une solution contenant des ions cuivre (II) Cu^{2+}. On observe un dépôt de cuivre métal et la formation d'ions fer (II) Fe^{2+}.
f. La formation d'eau provient de la réaction du dihydrogène avec le dioxygène.

10 ♦♦ Ajuster les nombres stœchiométriques des équations suivantes.
a. $NH_3\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow NO\ (g) + H_2O\ (\ell)$
b. $CO\ (g) + Fe_3O_4\ (s) \rightarrow CO_2\ (g) + Fe\ (\ell)$
c. $H_2S\ (g) + SO_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (\ell) + S\ (s)$
d. $KClO_3\ (s) \rightarrow KCl\ (s) + O_2\ (g)$
e. $CH_4\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + H_2O\ (\ell)$

11 ♦♦ Si nécessaire, ajuster les nombres stœchiométriques des équations suivantes.
a. $Ag^+(aq) + PO_4^{3-}(aq) \rightarrow Ag_3PO_4\ (s)$
b. $Zn\ (s) + Cu^{2+}\ (aq) \rightarrow Zn^{2+}\ (aq) + Cu\ (s)$
c. $Cu\ (s) + Ag^+\ (aq) \rightarrow Cu^{2+}\ (aq) + Ag\ (s)$

Correspondances en moles

12 ♦ Le dihydrogène réagit avec le dioxygène pour former de l'eau.
a. Écrire l'équation de cette réaction avec des nombres stœchiométriques correctement ajustés.
b. On fait réagir 0,10 mol de dioxygène avec 0,50 mol de dihydrogène. Calculer la quantité de dihydrogène (en mol) consommée. Quel est le réactif limitant ?
c. Quelle est la quantité d'eau (en mol) que l'on obtient dans ces conditions ?

13 ♦ Le dihydrogène forme avec le dichlore du chlorure d'hydrogène HCl (composé gazeux).
a. Écrire l'équation de cette réaction avec des nombres stœchiométriques correctement ajustés.
b. Quelle quantité de dichlore (en mol) faut-il faire réagir pour obtenir 3,0 mol de chlorure d'hydrogène ?

14 ♦ Le fer brûle dans le dioxygène de l'air ; on obtient par cette combustion de l'oxyde magnétique Fe_3O_4 (composé solide).
a. Écrire l'équation de cette réaction avec des nombres stœchiométriques correctement ajustés.
b. Quelle quantité de fer (en mol) faut-il faire réagir avec le dioxygène pour obtenir 0,20 mol d'oxyde magnétique ?
c. Quelle est la quantité de dioxygène (en mol) utilisée dans cette combustion ?

15 ♦♦ Le propane C_3H_8 et le butane C_4H_{10} sont des hydrocarbures gazeux. La combustion complète de ces deux hydrocarbures dans le dioxygène de l'air produit du dioxyde de carbone et de l'eau.
a. Écrire l'équation de ces réactions avec des nombres stœchiométriques correctement ajustés.
b. Quel est le volume de dioxygène utilisé pour la combustion complète de 1,0 L de propane ?
Même question pour la combustion complète de 1,0 L de butane.
c. Quel est le volume de dioxyde de carbone formé par les deux combustions précédentes ?

Donnée :
Tous les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions.

16 Exercice de correction

Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé
Le monoxyde de carbone CO brûle dans le dioxygène de l'air et cette combustion engendre du dioxyde de carbone.
a. Écrire l'équation de la réaction avec des nombres stœchiométriques correctement ajustés.
b. On fait brûler 10 moles de monoxyde de carbone. Écrire les correspondances en moles des quantités de réactifs réagissant et des produits formés.

Solution annotée d'un élève

Non, c'est du dioxygène
a. $CO + \emptyset \rightarrow CO_2$
L'équation est fausse.
b. Selon l'équation, 10 moles de dioxyde de carbone (plus) 10 moles de dioxygène font 20 moles
Raisonnement incorrect.
Cette addition a-t-elle un sens ?

EXERCICES

JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

17 ♦♦ L'oxyde de magnésium MgO se forme par combustion d'un ruban de magnésium.

a. Écrire l'équation de la réaction avec les nombres stœchiométriques correctement ajustés.

b. Écrire la relation entre les quantités de matière n_{O_2} et n_{Mg} qui entrent en réaction.

c. On fait réagir 5,0 grammes de magnésium et 3,0 grammes de dioxygène. Quel est le réactif limitant ?

Données : $M_{Mg} = 24{,}3\ g \cdot mol^{-1}$; $M_O = 16{,}0\ g \cdot mol^{-1}$.

18 ♦♦ L'aluminium en poudre réagit avec le *soufre en fleur* (soufre en poudre) pour former du sulfure d'aluminium Al_2S_3.

a. Écrire l'équation de la réaction chimique.

b. Calculer la masse de soufre nécessaire pour obtenir 50,0 grammes de sulfure d'aluminium, en présence d'un excès d'aluminium.

Données : $M_{Al} = 27{,}0\ g \cdot mol^{-1}$; $M_S = 32{,}1\ g \cdot mol^{-1}$.

19 ♦♦ L'éthanol, de formule C_2H_6O, brûle dans le dioxygène de l'air en produisant du dioxyde de carbone et de l'eau.

a. Écrire l'équation de la réaction.

b. Quelle masse de dioxygène est utilisée pour brûler complètement 92 grammes d'éthanol ?

c. L'air étant un mélange de dioxygène et de diazote (dans les proportions d'une mole de dioxygène pour quatre moles de diazote), calculer la masse d'air utilisée pour la combustion des 92 grammes d'éthanol.

Données : $M_H = 1{,}0\ g \cdot mol^{-1}$; $M_C = 12{,}0\ g \cdot mol^{-1}$; $M_N = 14{,}0\ g \cdot mol^{-1}$; $M_O = 16{,}0\ g \cdot mol^{-1}$.

20 ♦♦♦ Dans une soucoupe, on place 0,46 g d'alcool absolu (éthanol C_2H_6O pur).

On enflamme ce liquide qui brûle dans l'air avec une flamme pâle, donnant naissance à du dioxyde de carbone CO_2 et à de la vapeur d'eau.

a. Pour étudier la combustion de l'éthanol, quel système doit-on considérer ?

b. Représenter son état initial.

c. Quelle réaction s'effectue ? Écrire son équation avec des nombres stœchiométriques correctement ajustés.

d. Calculer la masse du dioxyde de carbone et de l'eau formés lors de la combustion.

Données : *masses molaires « atomiques »* (en $g \cdot mol^{-1}$) :
$M_H = 1{,}0$; $M_C = 12{,}0$; $M_O = 16{,}0$.

21 ♦♦♦ Dans un four à chaux, on introduit 5,61 tonnes de calcaire supposé formé de carbonate de calcium $CaCO_3$ pur.

Le calcaire est chauffé aux alentours de 1 000 °C pendant plusieurs heures ; au cours de cette opération, du dioxyde de carbone se dégage ; lorsque l'opération est terminée, il reste dans le four de la chaux CaO (chaux vive) à l'état solide.

a. On s'intéresse à la transformation du calcaire. Quel système doit-on considérer ?

b. Quel est son état initial ?

c. Quelle est la réaction qui s'effectue ? Écrire son équation avec des nombres stœchiométriques correctement ajustés.

d. Déterminer la masse de chacun des produits formés au terme de la transformation.

Données : *masses molaires « atomiques »* (en $g \cdot mol^{-1}$) :
$M_C = 12{,}0$; $M_O = 16{,}0$; $M_{Ca} = 40{,}1$.

EXERCICE À CARACTÈRE DOCUMENTAIRE

22 ♦♦♦ **Quand la chimie devient culinaire !**

Lire ▶ p. 272 ● répondre aux questions

a. Sachant que la coquille de l'œuf est constituée de carbonate de calcium $CaCO_3$ et que le vinaigre contient des ions H^+, quel gaz se dégage quand on met l'œuf et le vinaigre en présence ?

b. Écrire l'équation de la réaction.

c. L'indication « vinaigre à 6° » signifie que 10 mL de ce vinaigre contiennent 0,010 mol d'ion H^+. En faisant preuve d'imagination, peut-on déterminer l'état initial du système chimique considéré ?

d. Quel est le réactif limitant ? Justifier la réponse. Quel est l'état final du système ?

e. L'expérience décrite met en évidence un nouveau paramètre concernant les transformations chimiques. Quel est-il ?

L'ÉNIGME DU CHAPITRE

Pourquoi, lorsqu'un incendie se déclare dans une pièce, faut-il jeter une couverture sur le feu pour l'éteindre et surtout ne pas ouvrir la fenêtre ?

CHAPITRE 24

Bilan de matière Initiation à l'avancement

OBJECTIFS

SAVOIRS

- Connaître la définition du réactif limitant.

SAVOIR-FAIRE

Théoriques

- Savoir écrire les quantités de matière des réactifs et produits en fonction de l'avancement x.
- Savoir déterminer l'avancement maximal d'une transformation.
- Savoir effectuer un bilan de matière et déterminer le réatif limitant.

Préparation des réactifs avant transformation dans un réacteur de l'industrie pharmaceutique.

1 AVANCEMENT ET BILAN DE MATIÈRE

1.1. Expérience

Étudions, sous la pression atmosphérique 1,0 bar et à 20 °C, la réaction entre l'hydrogénocarbonate de sodium $NaHCO_3$ et l'acide acétique contenu dans un vinaigre représenté par la formule HA.

expérience

- **Placer, dans une bouteille plastique, 80 mL de vinaigre à 6° (le vinaigre est une solution aqueuse d'acide acétique).**
- **Introduire dans un ballon de baudruche 5,04 g d'hydrogénocarbonate de sodium solide.**
- **Faire tomber l'hydrogénocarbonate de sodium dans le vinaigre.**

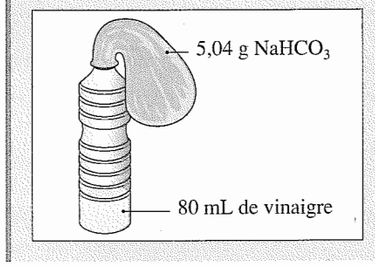


Fig. 1a. L'effervescence met en évidence un dégagement gazeux.

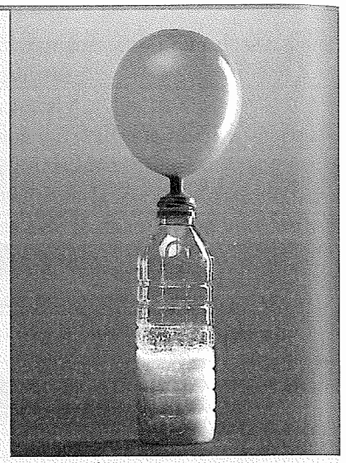


Fig. 1b. À la fin de la transformation, le ballon est gonflé.

Observations ▶ Lorsque l'hydrogénocarbonate de sodium tombe dans le vinaigre, il se produit une effervescence (fig. 1a). Le ballon se gonfle du fait de la formation d'un gaz (fig. 1b). À la fin de la transformation, le solide a entièrement disparu.
Des tests complémentaires montrent que le gaz recueilli dans le ballon trouble l'eau de chaux et que le pH de la solution est inférieur à 7.

Interprétation ▶ Il reste de l'acide acétique en solution. Le réactif limitant est l'hydrogénocarbonate de sodium. Le gaz formé est du dioxyde de carbone.
La réaction entre l'hydrogénocarbonate de sodium et l'acide acétique produit du dioxyde de carbone CO_2, de l'acétate de sodium (représenté par NaA) et de l'eau.
L'équation s'écrit :

$$NaHCO_3(s) + HA(aq) \rightarrow CO_2(g) + NaA(aq) + H_2O(\ell).$$

1.2. Étude quantitative

A. L'état initial

Les quantités de matière des réactifs mis en œuvre sont :

- $\frac{5,04}{84} = 0,060$ mol d'hydrogénocarbonate de sodium ($84\ g \cdot mol^{-1}$ est la valeur de sa masse molaire) ;
- 0,080 mol d'acide acétique (10 mL du vinaigre à 6° contiennent 0,010 mol d'acide acétique).

Commençons à dresser le tableau qui sera progressivement complété.

Équation	$NaHCO_3(s) + HA(aq) \rightarrow CO_2(g) + NaA(aq) + H_2O(\ell)$				
État initial (mol)	0,060	0,080	0	0	–

Aucune valeur n'est indiquée pour l'eau car, comme on opère en solution aqueuse, l'eau est le solvant ; la quantité d'eau est grande et n'a pas beaucoup d'intérêt.

B. Au cours de la transformation

Lorsque la transformation s'effectue, on dit que la réaction « avance ». Notons x la quantité de dioxyde de carbone CO_2 produite par la réaction.
L'équation et les nombres stœchiométriques indiquent que s'il s'est formé x mol CO_2 :
– il s'est également formé x mol NaA ;
– il a été consommé x mol $NaHCO_3$ et la quantité d'hydrogénocarbonate de sodium présent est $(0,060 - x)$ mol ;
– il a été consommé x mol HA et la quantité d'acide acétique présent est $(0,080 - x)$ mol.

Équation	$NaHCO_3(s) + HA(aq) \rightarrow CO_2(g) + NaA(aq) + H_2O(\ell)$				
État initial (mol)	0,060	0,080	0	0	–
Au cours de la transformation (mol)	$0,060 - x$	$0,080 - x$	x	x	–

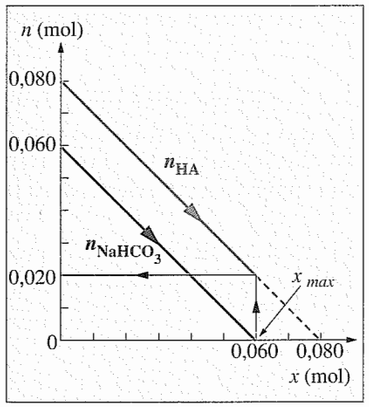


Fig. 2. Courbe représentant les variations de : $n_{NaHCO_3} = 0,060 - x = f(x)$ et : $n_{HA} = 0,080 - x = g(x)$.
La flèche indique le sens de l'évolution de la transformation (x croissant).
Les quantités de matière sont positives ou nulles ; la représentation n'a donc un sens que jusqu'à l'intersection de la droite $n_{NaHCO_3} = f(x)$ avec l'axe horizontal.
À cette intersection : $x = x_{max} = 0,060$ mol.
Pour $x = x_{max}$, on détermine graphiquement la quantité d'acide acétique restant (0,020 mol).

C. L'état final et le bilan de matière

- Lorsque la transformation s'effectue, x croît de zéro à une valeur maximale x_{max} correspondant à l'achèvement de la réaction, c'est-à-dire à la disparition du réactif limitant.

On détermine la valeur de x_{max} en écrivant qu'à la fin de la transformation, les quantités des réactifs présents sont positives ou nulles :

$$n_{NaHCO_3} = 0,060 - x \geqslant 0 \quad \Rightarrow \quad x \leqslant 0,060 \text{ mol.}$$

$$n_{HA} = 0,080 - x \geqslant 0 \quad \Rightarrow \quad x \leqslant 0,080 \text{ mol.}$$

Ces deux inéquations sont satisfaites pour $x \leqslant 0,060$ mol; donc :

$$\boldsymbol{x_{max} = 0,060 \text{ mol}}.$$

La valeur de x_{max} peut également être déterminée grâce à la représentation graphique des variations de $n_{NaHCO_3} = 0,060 - x = f(x)$ et de $n_{HA} = 0,080 - x = g(x)$, comme le montre la figure 2.
On a donc, dans l'état final :

$$n_{NaHCO_3} = 0,060 - 0,060 = 0 \text{ mol;}$$

$$n_{HA} = 0,080 - 0,060 = 0,020 \text{ mol;}$$

$$n_{CO_2} = n_{NaA} = 0,060 \text{ mol.}$$

On retrouve bien par le calcul le fait que l'hydrogénocarbonate de sodium est le réactif limitant.

• On en déduit le tableau complet indiquant le **bilan de matière** de la transformation effectuée.

Équation	$NaHCO_3(s) + HA(aq) \rightarrow CO_2(g) + NaA(aq) + H_2O(\ell)$				
État initial (mol)	0,060	0,080	0	0	–
Au cours de la transformation (mol)	$0,060 - x$	$0,080 - x$	x	x	–
État final (mol)	0	0,020	0,060	0,060	–

Le bilan de matière peut aussi être représenté par :

E.I. :
(P = 1,0 bar ; θ = 20 °C)
$NaHCO_3(g)$: 0,060 mol
$HA(aq)$: 0,080 mol
$H_2O(\ell)$: beaucoup

transformation chimique →

E.F. :
(P = 1,0 bar ; θ = 20 °C)
$HA(aq)$: 0,020 mol
$CO_2(g)$: 0,060 mol
$NaA(aq)$: 0,060 mol
$H_2O(\ell)$: beaucoup

1.3. Notion d'avancement

Pour déterminer l'état final d'une transformation, on utilise un nouvel outil : l'**avancement** x au cours de la transformation.

A. Avancement au cours d'une transformation

Pour caractériser l'état d'un système chimique au cours d'une transformation, on utilise une grandeur x, exprimée en moles, appelée avancement.

À l'aide de cette grandeur et des nombres stœchiométriques de la réaction, on exprime, comme dans l'expérience précédente, les quantités de matière des produits formés et des réactifs consommés ; on en déduit les quantités de matière des réactifs encore présents dans le milieu réactionnel.

On établit alors un tableau indiquant les quantités des réactifs et produits dans l'état initial et au cours de la transformation. Cela conduit à l'**avancement maximal** x_{max} et à l'état final.

B. Avancement maximal et état final

L'avancement maximal x_{max} s'obtient en écrivant que les quantités des réactifs restent positives ou nulles ; il permet de déterminer l'état final de la transformation.

• En général, la réaction s'arrête quand l'un des réactifs a été entièrement consommé. Le **réactif limitant** est alors celui dont la quantité s'annule quand l'avancement est maximal.

• Dans quelques cas particuliers, tous les réactifs sont entièrement consommés à la fin de la transformation. On dit qu'initialement, ils étaient mis en œuvre dans les **proportions stœchiométriques.**

2 UTILISATION DE LA GRANDEUR AVANCEMENT

Considérons la réaction entre 0,030 mol de dihydrogène et 0,010 mol de dioxygène (synthèse de l'eau) sous la pression P = 1,0 bar et à la température θ = 25 °C.
L'équation de cette réaction est :

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,H_2O(\ell)$$

2.1. L'état intitial

L'**état initial** est représenté ci-dessous :

Équation	$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(\ell)$		
État initial (mol)	0,030	0,010	0

2.2. Au cours de la transformation

Soit x l'avancement au cours de la transformation et, en tenant compte du nombre stœchiométrique de l'eau, soit $2x$ la quantité d'eau formée en moles. D'après les nombres stœchiométriques de l'équation :
– quand il s'est formé $2x$ mol H_2O, il a été consommé $2x$ mol H_2 et la quantité de dihydrogène présent est $(0,030 - 2x)$ mol ;
– quand il s'est formé $2x$ mol H_2O, il a été consommé x mol O_2 et la quantité de dioxygène présent est $(0,010 - x)$ mol.
On en déduit la troisième ligne du tableau.

Équation	$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(\ell)$		
État initial (mol)	0,030	0,010	0
Au cours de la transformation (mol)	$0,030 - 2x$	$0,010 - x$	$2x$

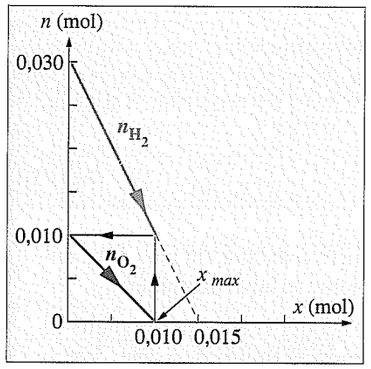


Fig. 3. Courbes représentant les variations de : $n_{H_2} = 0,030 - 2x = f(x)$
et : $n_{O_2} = 0,010 - x = g(x)$.
Lorsque x évolue à partir de 0, sa valeur maximale est atteinte quand la droite $n_{O_2} = g(x)$ coupe l'axe horizontal : $x_{max} = 0,010$ mol.
De manière générale, x_{max} s'obtient en considérant les intersections des droites avec l'axe horizontal et en choisissant celle qui a l'abscisse la plus petite.

2.3. L'état final et le bilan de matière

• Pour déterminer l'**état final,** écrivons que les quantités des réactifs sont positives ou nulles :

$$n_{H_2} = 0,030 - 2x \geqslant 0 \Rightarrow 2x \leqslant 0,030 \Rightarrow x \leqslant 0,015 \text{ mol.}$$
$$n_{O_2} = 0,010 - x \geqslant 0 \Rightarrow x \leqslant 0,010 \text{ mol.}$$

Ces deux inéquations sont satisfaites pour $x \leqslant 0,010$ mol. D'où :

$$\boldsymbol{x_{max} = 0,010 \text{ mol.}}$$

La valeur de x_{max} peut également être déterminée grâce à la représentation graphique des variations de $n_{H_2} = 0,030 - 2x = f(x)$ et de $n_{O_2} = 0,010 - x = g(x)$ comme le montre la figure 3.
On calcule, dans l'**état final :**

$$n_{H_2} = 0,030 - 2x_{max} = 0,030 - 2 \times 0,010 = 0,010 \text{ mol ;}$$
$$n_{O_2} = 0,010 - x_{max} = 0 \text{ mol ;}$$
$$n_{H_2O} = 2x_{max} = 0,020 \text{ mol.}$$

Le dioxygène est le **réactif limitant.**

• Le tableau ci-dessous représente le **bilan de matière** de la transformation.

Équation	$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(\ell)$		
État initial (mol)	0,030	0,010	0
Au cours de la transformation (mol)	$0,030 - 2x$	$0,010 - x$	$2x$
État final (mol)	0,010	0	0,020

On peut également représenter le bilan de matière

E.I. :
($P = 1,0$ bar ; $\theta = 25$ °C)
$H_2(g)$: 0,030 mol
$O_2(g)$: 0,010 mol

transformation chimique →

E.F. :
($P = 1,0$ bar ; $\theta = 25$ °C)
$H_2(g)$: 0,010 mol
$H_2O(\ell)$: 0,020 mol

EXERCICE RÉSOLU

Calculer l'avancement maximal

Énoncé

Le fer brûle dans le dioxygène selon la réaction d'équation (la deuxième ligne indique l'état initial) :

$$3\,Fe(s) + 2\,O_2(g) \rightarrow Fe_3O_4(s)$$

E.I. 0,200 mol 0,050 mol 0

a. Quel est le réactif limitant ?

b. Déterminer les quantités de matière des produits présents dans l'état final.

Solution

a. Soit x l'avancement, x étant également la quantité de matière d'oxyde Fe_3O_4 formé. Les quantités de matière des réactifs sont (en mol) :

$$n_{Fe} = 0,200 - 3x ; \quad n_{O_2} = 0,050 - 2x.$$

Ces quantités sont positives ou nulles :

$$n_{Fe} \geqslant 0 \Rightarrow x \leqslant 0,067 \text{ mol};$$
$$n_{O_2} \geqslant 0 \Rightarrow x \leqslant 0,025 \text{ mol}.$$

Les inéquations sont satisfaites pour $x \leqslant 0,025$ mol.

D'où : $x_{max} = 0,025$ mol.

Pour $x = x_{max}$: $n_{O_2} = 0$ mol. **Le réactif limitant est le dioxygène O_2.**

b. Dans l'état final, on a :

- $n_{O_2} = \mathbf{0}$ **mol**
- $n_{Fe} = 0,200 - 3 \times 0,025 =$ **0,125 mol**
- $n_{Fe_3O_4} =$ **0,025 mol**.

L'ESSENTIEL

■ La grandeur **avancement x** permet de calculer les quantités de matière des réactifs et produits présents dans le système au cours de la transformation.

■ L'avancement x varie, au cours de la transformation, de 0 (dans l'état initial) à sa valeur maximale x_{max} (dans l'état final). On calcule la valeur de x_{max} en écrivant que, dans l'état final, les quantités de matière des réactifs sont positives ou nulles.

Grâce à l'avancement maximal, on peut déterminer l'état final et écrire le bilan de matière.

■ Pour une réaction qui s'arrête par manque de l'un des réactifs, le **réactif limitant** est celui dont la quantité de matière s'annule quand l'avancement est maximal ($x = x_{max}$).

Mots-clés

- Avancement
- Réactif limitant
- Avancement maximal
- Bilan de matière

▶Voir Lexique page 332

EXERCICE RÉSOLU

Utiliser l'avancement x

Énoncé

Dans un flacon en matière plastique, on a introduit 0,0040 mol de méthane CH_4 et 0,036 mol du mélange de dioxygène O_2 et de diazote N_2 constituant l'air. L'ensemble est à la température de 20° C et sous la pression de 1,0 bar.

a. Déterminer l'état initial du système constitué par le mélange gazeux contenu dans le flacon.

Donnée : *composition de l'air (en mol) :* dioxygène : 20 % ; diazote : 80 %.

b. On approche l'ouverture du flacon d'une flamme. Le méthane brûle avec le dioxygène et la réaction produit du dioxyde de carbone et de l'eau (la combustion est complète). Écrire l'équation de la réaction.

c. Décrire l'état du système au cours de la transformation en prenant l'avancement x égal à la quantité de dioxyde de carbone formé.

d. Calculer l'avancement maximal et déterminer l'état final du système. Quel est le réactif limitant ?

Solution

a. Le mélange constituant l'air contient :
- $0,036 \times 0,20 = 7,2 \times 10^{-3}$ mol O_2
- $0,036 \times 0,80 = 2,9 \times 10^{-2}$ mol N_2

D'où l'**état initial** représenté ci-contre.

E.I.
($P = 1,0$ bar ; $\theta = 20$ °C)
$CH_4(g)$: $4,0 \times 10^{-3}$ mol
$O_2(g)$: $7,2 \times 10^{-3}$ mol
$N_2(g)$: $2,9 \times 10^{-2}$ mol

Commentaires

Les quantités de diazote et de dioxygène doivent être exprimées avec 2 chiffres significatifs.

b. Les réactifs sont $CH_4(g)$ et $O_2(g)$ et les produits $CO_2(g)$ et $H_2O(\ell)$.

$$\ldots CH_4 + \ldots O_2 \rightarrow \ldots CO_2 + \ldots H_2O$$

On écrit la conservation du carbone ($1CH_4 \rightarrow 1CO_2$), celle de l'hydrogène ($1CH_4 \rightarrow 2H_2O$) et, enfin, celle de l'oxygène (4 mol O à droite → 2 mol O_2).

$$\mathbf{CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(\ell).}$$

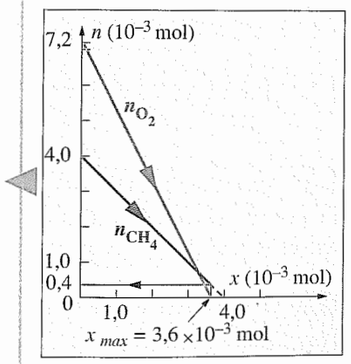
La lecture de l'énoncé montre que le diazote ne participe pas à la réaction chimique.

c. S'il s'est formé x mol CO_2, il est apparu $2x$ mol H_2O et il a été consommé x mol CH_4 (nouvelle quantité : $4,0 \times 10^{-3} - x$) et $2x$ mol O_2 (nouvelle quantité : $7,2 \times 10^{-3} - 2x$). D'où le tableau :

Équation	$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(\ell)$				espèce inerte : N_2
E.I. (mol)	$4,0 \times 10^{-3}$	$7,2 \times 10^{-3}$	0	0	$2,9 \times 10^{-2}$
Au cours ...	$4,0 \times 10^{-3} - x$	$7,2 \times 10^{-3} - 2x$	x	x	$2,9 \times 10^{-2}$
E. F. (mol)	...	...	...	...	$2,9 \times 10^{-2}$

Cette correspondance en moles doit être faite soigneusement. On obtient les quantités des réactifs en prenant la quantité initiale et en retranchant ce qui a été consommé.

Graphiquement :



d. Déterminons l'avancement maximal en écrivant :
- $n_{CH_4} = 4,0 \times 10^{-3} - x \geqslant 0 \Rightarrow x \leqslant 4,0 \times 10^{-3}$ mol ;
- $n_{O_2} = 7,2 \times 10^{-3} - 2x \geqslant 0 \Rightarrow x \leqslant 3,6 \times 10^{-3}$ mol.

Ces deux inéquations sont satisfaites si :

$$x \leqslant 3,6 \times 10^{-3} \text{ mol} \Rightarrow \mathbf{x_{max} = 3,6 \times 10^{-3} mol.}$$

On calcule alors les quantités des réactifs et des produits et on complète la dernière ligne du tableau.

D'où l'**état final** (ci-contre).

Le réactif limitant est le **dioxygène** qui a été totalement consommé.

E.F.
($P = 1,0$ bar ; $\theta = 20$ °C)
$CH_4(g)$: $4,0 \times 10^{-4}$ mol
$CO_2(g)$: $3,6 \times 10^{-3}$ mol
$H_2O(\ell)$: $7,2 \times 10^{-3}$ mol
$N_2(g)$: $2,9 \times 10^{-2}$ mol

Ne pas oublier le diazote dans la description de l'état final.

EXERCICES

JE VÉRIFIE MES CONNAISSANCES

1 Trouver les mots manquants

Dans l'état initial, l'avancement a une valeur ... ; il est ... lorsque la transformation est achevée.
C'est l'avancement ... qui permet de déterminer l'état final de la transformation.
Le réactif limitant est celui qui est totalement ... à la fin de la réaction.

2 Vrai ou faux ?

Soit l'équation ci-dessous avec les quantités de matière initiale des réactifs :

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,H_2O(\ell)$$

E.I. : 2,0 mol 2,0 mol

a. Les nombres stœchiométriques sont correctement ajustés dans l'équation ..... V F

b. Le réactif limitant est le dioxygène ..... V F

c. À la fin de cette transformation, il s'est formé la quantité de matière 2,0 mol d'eau ..... V F

3 QCM

Soit l'équation de la réaction de synthèse du sulfure d'aluminium avec les quantités initiales des réactifs :

$$2\,Al(s) + 3\,S(s) \rightarrow Al_2S_3(s)$$

E.I. : 2,0 mol 3,0 mol

L'avancement x au cours de la transformation est égal à la quantité de sulfure d'aluminium formé.

a. La quantité d'aluminium consommé est :
☐ $2x$; ☐ x ; ☐ $2{,}0 - x$.

b. La quantité d'aluminium restant est :
☐ $3{,}0 - 2x$; ☐ $2{,}0 - 2x$; ☐ $2{,}0 - x$.

c. La quantité de soufre consommé est :
☐ $2x$; ☐ $3x$; ☐ 3,0 mol.

d. La quantité de soufre restant est :
☐ $3x$; ☐ $3{,}0 - 2x$; ☐ $3{,}0 - 3x$.

4 Apprendre à rédiger

En une phrase, définir le réactif limitant d'une réaction. Est-ce le réactif en excès ou en défaut ?

5 Savoir-faire expérimental

Pour former du sulfure de fer FeS par réaction entre le fer et le soufre, on a réalisé un mélange contenant 11,2 g de poudre de fer.
Quelle masse de soufre doit-on peser pour que le fer soit le réactif limitant ?
On prendra : $M_{Fe} = 56$ g · mol^{-1} et $M_S = 32$ g · mol^{-1}.

Les masse molaires « atomiques » nécessaires à la résolution des exercices seront recherchées dans le tableau du rabat de couverture.

JE M'ENTRAÎNE

Utilisation de l'avancement x

6 ♦♦ 0,50 mole de carbone C enflammé brûle vivement dans 2,0 moles de dioxygène. La combustion engendre un gaz qui trouble l'eau de chaux.
a. Écrire l'équation de la réaction avec les nombres stœchiométriques correctement ajustés.
b. L'avancement x au cours de la transformation étant égal à la quantité du gaz formé (en mol), déterminer dans ces conditions, en fonction de x :
- la quantité n_C de carbone présent ;
- la quantité n_{O_2} de dioxygène présent.

c. Représenter l'état initial du système et l'état au cours de la transformation.

7 ♦♦ Le sodium réagit avec le dichlore ; on obtient du chlorure de sodium NaCl (composé solide).
a. Écrire l'équation de la réaction avec les nombres stœchiométriques correctement ajustés.
b. On fait réagir 0,50 mol de dichlore et 0,10 mol de sodium. On note $2x$ la quantité de chlorure de sodium formé (x étant l'avancement).
Déterminer, en fonction de x :
- la quantité n_{Na} de sodium présent ;
- la quantité n_{Cl_2} de dichlore présent.

c. Représenter l'état initial du système et l'état au cours de la transformation.

8 ♦♦ Le dihydrogène H_2 et le dichlore Cl_2 réagissent pour former du chlorure d'hydrogène HCl (composé gazeux).
a. Écrire l'équation de la réaction avec les nombres stœchiométriques correctement ajustés.
b. Les quantités initiales des réactifs sont 1,5 mol pour chacun d'eux.
On note $2x$ la quantité de chlorure d'hydrogène formé (x étant l'avancement au cours de la transformation).
Déterminer, en fonction de x :
- les quantités de dihydrogène et de dichlore qui ont alors été consommées ;
- les quantités n_{H_2} et n_{Cl_2} de dihydrogène et de dichlore présents.

c. Dresser le tableau décrivant l'état initial et l'état correspondant à l'avancement x.

Bilan de matière

9 ♦♦ On réalise la synthèse de l'eau en faisant réagir 0,050 mol de dihydrogène avec 0,040 mol de dioxygène.
Dresser le tableau du bilan de matière de la transformation en expliquant la démarche.

10 ♦♦ Sur une brique, on place un mélange de poudre de fer (m_{Fe} = 2,79 g) et de *fleur de soufre* (m_S = 1,61 g).
On chauffe vivement le mélange à l'une de ses extrémités ; une vive incandescence se propage le long du mélange et, après refroidissement, on constate qu'il s'est formé du sulfure de fer FeS (composé solide).
a. Écrire l'équation de la réaction.
b. L'avancement x étant égal à la quantité de sulfure de fer formé, dresser le tableau décrivant l'état initial et l'état du système au cours de la transformation.
c. Déterminer l'avancement maximal x_{max} et compléter le tableau en y faisant figurer l'état final.
d. Le mélange initial était-il particulier ?

11 ♦♦ On effectue la synthèse de l'ammoniac NH_3 en faisant réagir le diazote et le dihydrogène.
Les quantités initiales de ces deux gaz sont : 2,0 moles de diazote et 5,0 moles de dihydrogène.
a. Écrire l'équation de la réaction avec des nombres stœchiométriques correctement ajustés.
b. On note $2x$ la quantité d'ammoniac formé (x étant l'avancement).
Dresser le tableau décrivant l'état initial et l'état du système au cours de la transformation.
c. Déterminer l'avancement maximal x_{max} en faisant l'hypothèse que l'un, au moins, des deux réactifs disparaît complètement.
d. Compléter le tableau en y faisant figurer l'état final.

12 Exercice de correction

Lire l'énoncé, puis la solution annotée d'un élève. Rédiger une correction détaillée de l'exercice.

Énoncé

La combustion complète du propane C_3H_8 (composé gazeux) dans le dioxygène produit du dioxyde de carbone et de l'eau.
a. Écrire l'équation de cette réaction avec des nombres stœchiométriques correctement ajustés.
b. On fait réagir 5,50 g de propane avec 16,0 g de dioxygène.
– Quel est le réactif limitant ?
– Quelle quantité (en mol) de dioxyde de carbone se forme-t-il ?

Données : $M_{C_3H_8} = 44{,}0$ g · mol^{-1} ; $M_O = 16{,}0$ g · mol^{-1}.

Solution annotée d'un élève

a. Équation de la réaction : Exact, mais indiquez l'état physique des espèces chimiques
$C_3H_8 + 5\,O_2 \rightarrow 3\,CO_2 + 4\,H_2O$

b. Les quantités de matière sont : peu précis

$n_{C_3H_8} = \frac{5,50}{44,0} = 0,125$ mol

$n_{O_2} = \frac{16,0}{32} = 0,500$ mol Faux ! revoir le cours.

le réactif limitant est le propane car il y a moins de moles au début. Expliquez

la quantité de dioxyde de carbone formé est :

$n_{CO_2} = 3 \times 0,125 = 0,375$ mol. non.

JE PRATIQUE UNE DÉMARCHE SCIENTIFIQUE

13 ♦♦♦ Un ruban de magnésium de masse m = 6,075 g est enflammé et porté immédiatement dans un flacon de dioxygène de volume V = 1,20 L. Il brûle très rapidement et très vivement et il se forme une poudre blanche constituée d'oxyde de magnésium (magnésie) de formule MgO.
a. Écrire l'équation de la réaction avec des nombres stœchiométriques correctement ajustés.
b. Quel système chimique faut-il considérer pour étudier la combustion du magnésium ? Déterminer son état initial.
c. Choisir la grandeur avancement x qui permet de déterminer simplement l'état du système au cours de la transformation.
d. Dresser le tableau comportant les lignes *État initial* et *Au cours de la transformation.*
e. Déterminer l'avancement maximal x_{max} et représenter l'état final du système dans la ligne du tableau *État final.*
f. Quel était le réactif limitant ?

Donnée : *volume molaire* (P = 1,0 bar ; θ = 20 °C) :
$V_m = 24{,}0$ L · mol^{-1}.

14 ♦♦♦ On introduit un fil de fer de masse 11,2 g porté au rouge dans un flacon de dichlore de volume $V = 1{,}20$ L. Le flacon s'emplit de fumées rousses de chlorure de fer (III) $FeCl_3$ (composé solide).

a. Écrire l'équation de la réaction avec des nombres stœchiométriques correctement ajustés.

b. Le système étant l'ensemble constitué par le fer et le dichlore, déterminer son état initial et compléter la deuxième ligne du tableau qui permet d'étudier la transformation.

c. Choisir la grandeur avancement x permettant de déterminer l'état du système au cours de la transformation. Compléter alors la troisième ligne du tableau.

d. Déterminer la valeur de l'avancement maximal x_{max}. Quel est le réactif limitant ?

Calculer la quantité du réactif restant et celle du produit formé.

e. Compléter la quatrième ligne du tableau.

Donnée : *volume molaire* ($P = 1{,}0$ bar; $\theta = 20$ °C):

$$V_m = 24{,}0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

15 ♦♦♦ Sur une brique réfractaire, on place un mélange de poudre d'aluminium et de *fleur de soufre* (soufre en poudre). Ce mélange est formé de 5,4 g de chacune de ces espèces.

On chauffe fortement ce mélange avec un bec Bunsen à l'une de ses extrémités et on observe une vive combustion qui se propage sur tout le mélange.

Après refroidissement, on constate qu'il s'est formé du sulfure d'aluminium Al_2S_3 (composé solide).

a. Écrire l'équation de la réaction avec des nombres stœchiométriques correctement ajustés.

b. Choisir la grandeur avancement x permettant de déterminer l'état du système au cours de la transformation. Dresser le tableau permettant d'étudier la transformation (écrire les valeurs numériques avec 2 chiffres significatifs).

c. Tracer les courbes représentant les variations des quantités de matière d'aluminium n_{Al} et de soufre n_S en fonction de x au cours de la transformation.

En déduire l'avancement maximal x_{max} et compléter le tableau en y faisant figurer l'état final.

16 ♦♦♦ Dans un réacteur industriel, on introduit 200 L de dihydrogène et 200 L de dioxygène (ces volumes étant mesurés sous la pression atmosphérique 1,0 bar et à la température $\theta = 25$ °C).

Avec une étincelle, on déclenche la réaction qui engendre de l'eau, puis on ouvre le réacteur et on attend que la température revienne à sa valeur initiale.

a. Écrire l'équation de la réaction.

b. En posant la quantité d'eau formée au cours de la transformation égale à $2x$ mol, dresser le tableau permettant d'étudier la transformation.

c. Tracer les courbes représentant les variations des quantités de matière de dihydrogène n_{H_2} et de dioxygène n_{O_2} en fonction de x.

d. En déduire l'avancement maximal et compléter le tableau.

Donnée : *volume molaire* ($P = 1{,}0$ bar ; $\theta = 25$ °C) :

$$V_m = 25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

17 ♦♦♦ Dans un réacteur industriel, on introduit 20 moles de dihydrogène et 20 moles du mélange constituant l'air (l'air est composé de dioxygène et de diazote dont les proportions, en moles, sont 20 % de dioxygène et 80 % de diazote).

Avec une étincelle, on déclenche la combustion du dihydrogène qui produit de l'eau, le diazote étant chimiquement inerte dans les conditions considérées.

a. Quel est le volume du réacteur si la valeur du volume molaire est de 25 L · mol^{-1} ?

b. Dresser le tableau permettant d'étudier la transformation (prévoir une colonne pour inscrire la quantité de matière de l'espèce chimiquement inerte).

c. Déterminer l'état final de la transformation.

18 ♦♦♦ Dans un ballon de baudruche, on a introduit 1,0 L de propane C_3H_8 et 10 L de dioxygène, ces volumes étant mesurés dans les conditions où le volume molaire est égal à 25 L · mol^{-1}.

On approche la flamme d'un briquet du ballon de baudruche ; il se produit une explosion résultant de la combustion du propane et qui donne naissance à du dioxyde de carbone et à de l'eau liquide.

a. Écrire l'équation de la réaction avec des nombres stœchiométriques correctement ajustés.

b. Quelle grandeur x peut-on choisir pour exprimer simplement les quantités de matière des produits et réactifs au cours de la transformation ?

c. Dresser le tableau permettant d'étudier la transformation.

d. Déterminer son état final.

e. Reprendre les questions précédentes pour un ballon de baudruche contenant 1,0 L de butane C_4H_{10} et 10 L de dioxygène (les produits de la réaction sont les mêmes qu'avec le propane).

THÈMES D'ÉTUDE

THÈMES COMMUNS CHIMIE ET PHYSIQUE	
Physique, Chimie et art	288-289
L'air	290-291
L'eau	292-293

THÈMES « CHIMIE »	
Le sucre, les sucres	294-295
L'aspirine	296-297
L'eau de Javel	298-299
Les boissons aux fruits	300-301
Pigments et colorants	302-303

THÈMES « PHYSIQUE »	
Les capteurs	304-305
Les phénomènes optiques	306-307
Les cadrans solaires	308-309
Le système solaire	310-311
La poussée d'Archimède	312-313

PHYSIQUE, CHIMIE ET ART

Quand la science vient au secours de l'amateur d'art.

Le Scribe accroupi

Le scribe accroupi découvert à Saqqarah est certainement la plus célèbre des antiquités égyptiennes conservées au musée du Louvre. Il fascine par l'intensité et le réalisme de son regard qui donne une parfaite illusion de vie.
L'analyse par l'accélérateur de particules AGLAE a permis d'en comprendre le mystère : l'artiste qui a réalisé cette œuvre possédait une parfaite connaissance de l'anatomie de l'œil humain, qu'il a reproduit dans ses moindres détails.

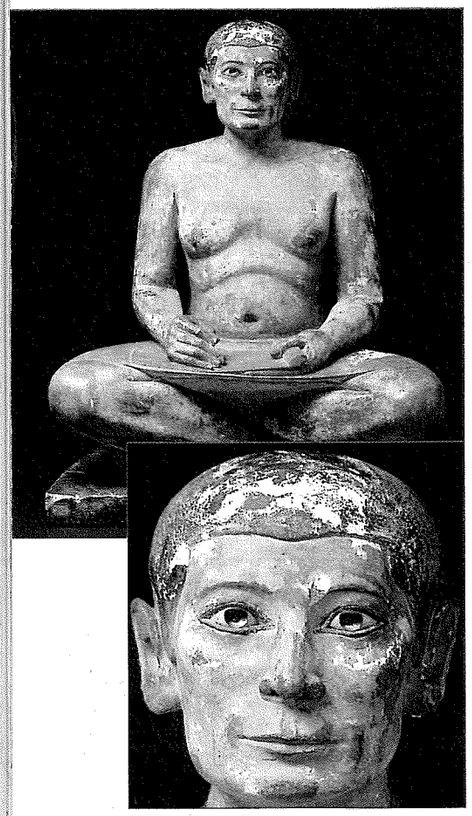


Fig. 1. Lequel examine l'autre ? Est-ce l'amateur d'art qui scrute l'œil du Scribe accroupi pour en percer le mystère, ou est-ce le Scribe de Saqqarah qui nargue sereinement son examinateur de son regard fascinant ?

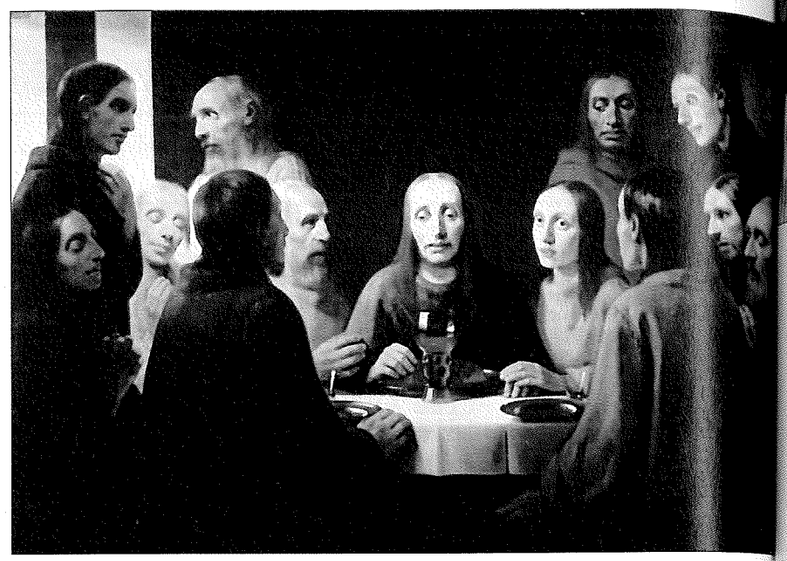


Fig. 2. La Cène réalisée par Van Meegeren, le plus célèbre des faussaires de Vermeer. Quel est le personnage dont la tête reproduit celle de la *Jeune Fille à la perle* figurant en médaillon ?

Sour l'effet du bombardement de protons, l'œil du Scribe émet des rayons X dont la longueur d'onde est caractéristique du quartz (cristal de roche). Ce cristal taillé en forme de cône constitue la cornée et l'iris de l'œil et est enchâssé dans un bloc de magnésite figurant le blanc de l'œil. La cornée est polie afin de reproduire le plus fidèlement possible la courbure de l'œil humain et de réfléchir la lumière. La coloration de l'iris est obtenue grâce à un dépolissage du cristal de roche par des stries radiales recouvertes d'une mince couche de matière organique absorbant la lumière. Pour simuler la pupille, le cristal de roche a été perforé de manière légèrement décentrée pour mieux figurer le regard humain. De même, le décentrage de l'iris dans l'amande de l'œil et des touches de polissage bien ajustées dans le blanc de l'œil contribuent à donner une impression de vie intérieure à ce personnage célèbre.
La radiographie aux rayons X rend compte du trait de maquillage cerclant l'œil du Scribe : il s'agit d'un cercle de cuivre enchassé dans l'orbite.

La déesse Ishtar

En 1995, un gemmologue crut reconnaître l'éclat du rubis dans le regard de la déesse babylonienne de l'amour Ishtar. Le faisceau de protons de l'accélérateur de particules AGLAE sonda l'œil de la déesse sur une épaisseur de 0,01 mm. L'émission de rayons X résultante révéla la présence à 99 % d'alumine Al_2O_3, composé caractéristique du rubis, dont la coloration rose provient d'impuretés de chrome (0,12 %) auxquelles s'ajoutent des éléments trace (gallium, titane, vanadium, fer). Ces derniers permirent, grâce à leur concentration, de localiser le gisement d'origine (Birmanie ou Sri-Lanka), attestant un commerce de pierres précieuses entre la Mésopotamie et l'Asie du Sud-Est dès le 2e siècle avant notre ère.

Les faux Vermeer de Van Meegeren

En 1937, apparaît à Rotterdam une œuvre intitulée « Christ à Emmaüs » et signée « IV Meer » soit Johannes Van der Meer, c'est-à-dire « Vermeer », le grand maître du 17e siècle. L'œuvre est reconnue par les spécialistes de l'époque comme un authentique Vermeer. En 1941, Van Meegeren vend à un riche amateur d'Amsterdam un tableau de même facture représentant « La Cène ».
En 1945, on découvre en Autriche un Vermeer vendu à Goering par Van Meegeren après l'invasion nazie des Pays-Bas. Lors de son procès en 1947, pour écarter tout soupçon de collaboration, Van Meegeren dévoile sa supercherie et reconnaît avoir réalisé 14 falsifications semblables. Mais les juges et les propriétaires des tableaux restent incrédules.
Il faut l'obstination du directeur de l'Institut royal du Patrimoine artistique de Bruxelles, qui demande à Van Meegeren d'exécuter en prison un faux Vermeer, « Jésus prêchant au temple », pour les convaincre. Ce conservateur avait démontré l'anachronisme de certains pigments des toiles attribuées à Vermeer et avait fait réaliser une datation de l'un de ces tableaux par analyse de la composition isotopique en ^{204}Pb et ^{206}Pb qui confirmait une date d'exécution récente.

Les indiscrétions des radiographies

Outre les repentis corrigés par l'artiste lui-même durant l'exécution de son œuvre, les radiographies aux rayons X permettent de déceler :

- **les « repeints de pudeur »**

Exemple : celui qui voilait la nudité de l'enfant dans la représentation de la Sainte Famille avec Sainte Anne et le petit Saint Jean par Bronzino ; ce repeint a été éliminé lors de la restauration du tableau.

- **la réutilisation d'un tableau antérieur**

– Cette réutilisation paraît légitime si elle est effectuée par le peintre lui-même ; elle jette alors un éclairage sur un aspect de la personnalité ou de la vie de l'artiste.
Exemple : « L'homme blessé » de Courbet, qui est bien solitaire, fut repeint sur une première version où une femme pose la tête sur son épaule.
– Elle devient discutable quand un artiste utilise une toile dont lui a fait don un peintre célèbre.
Exemple : « L'Atelier de la rue de La Condamine » fut exécuté par Bazille sur un nu que l'on suppose de Renoir, ami du peintre.
– Elle devient répréhensible quand l'artiste subtilise une toile dans les réserves d'une collection à l'insu de ses propriétaires, comme le fit Picasso pour peindre son « Gobeur d'oursins » sur un tableau représentant l'honorable président fondateur de la société du musée d'Antibes, qui accueillait le peintre catalan en 1946.

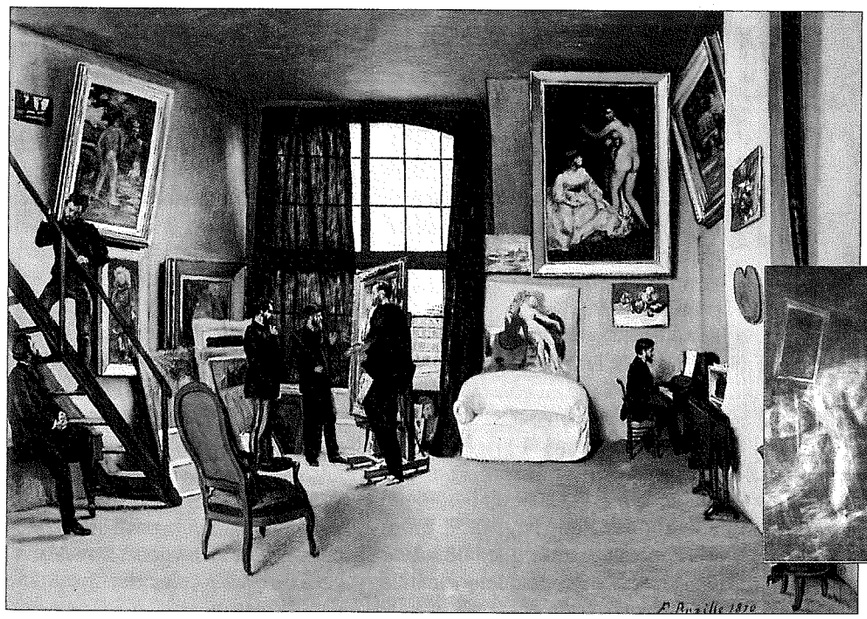


Fig. 3. « L'atelier de Bazille, 9 rue de la Condamine à Paris ». Un tableau peut en cacher un autre ou les indiscrétions des rayons X. L'analyse du tableau a révélé sous la peinture la présence d'un nu attribué à Renoir.

L'AIR

L'air est indispensable à la vie des êtres développés sur Terre. Il nous est tellement familier qu'on oublie qu'il est partout présent. Pourtant, il y a bien des choses à en dire !

Histoire de l'air

L'histoire de l'air est une aventure européenne. En voici les principales étapes.

• 322 av. J.-C., en Grèce
Aristote (384-322 av. J.-C., philosophe) a imposé pour longtemps sa vision du monde : la région centrale de l'Univers est composée de quatre éléments : terre, air, feu et eau. Ils se combinent pour former la diversité du monde, dont la Terre est le centre. Le reste de l'univers est occupé par l'éther.
Pour Aristote, l'air est un élément simple donc indécomposable. Le vide ne peut pas exister : « la nature a horreur du vide ».
Rien ne vient perturber les certitudes aristotéliciennes (érigées en dogmes) pendant presque 2 000 ans, jusqu'à ce que...

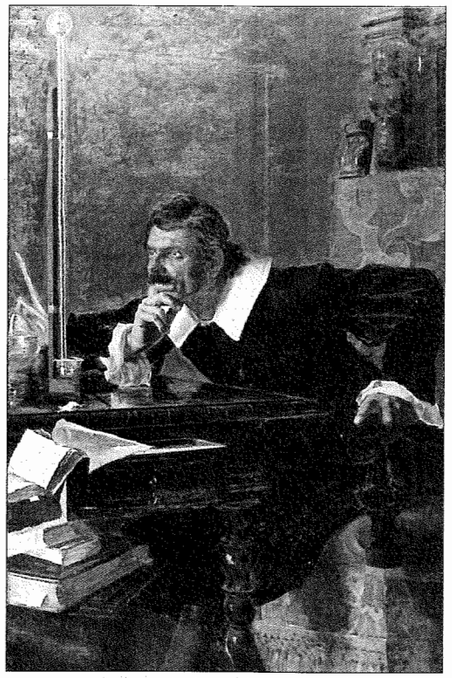


Fig. 1. Expérience de Toricelli. Torricelli remplit de mercure un tube de verre long de 1,30 m, le bouche avec son doigt et le renverse dans un récipient contenant du mercure. Il observe alors qu'une partie du mercure demeure dans le tube. Il conclut que :
– La partie supérieure est vide, aucun gaz n'ayant pu pénétrer dans le tube renversé ; cette idée de l'existence du vide s'oppose aux idées d'Aristote.
– Le poids de la colonne de mercure est équilibré par la force exercée par l'air ; on peut donc définir et calculer la pression atmosphérique.

• 1638 à Florence (Italie)
Les fontainiers de Florence constatent qu'il n'est pas possible d'élever le niveau de l'eau dans les canalisations de plus de dix mètres, quelle que soit la puissance de la pompe aspirante qu'ils utilisent. Il soumettent leur problème à Galilée (1564-1642, physicien et astronome), mais c'est Torricelli (1608-1647), secrétaire de Galilée, qui apporte la solution. Son expérience est fameuse, car elle montre que l'air n'est pas illimité dans l'espace, et que l'on peut faire le vide.
À partir de cette date, les expériences sur la pression atmosphérique vont se multiplier partout en Europe... Les idées d'Aristote chancellent...

• 1648 à Paris
Blaise Pascal (1623-1662, mathématicien, physicien, théologien et philosophe), partisan de Torricelli, vérifie une conséquence de l'existence de la pression : quand on s'élève en altitude, la hauteur de la couche atmosphérique diminue, donc la pression doit diminuer.
Il monte avec un baromètre de Torricelli sur la Tour Saint Jacques de la Bucherie à Paris ; il constate effectivement que la hauteur de la colonne de mercure diminue.
Il écrit à son beau-frère M. Perrier, le priant de monter avec un baromètre au sommet du Puy de Dôme ; M. Perrier constate que la hauteur de la colonne de mercure a diminué de 8 cm.
Pascal balaie définitivement la notion « d'horreur du vide » dans un texte célèbre :
« ... tous les effets que l'on a attribué à cette horreur du vide procèdent de la pesanteur et la pression de l'air ; qu'elle en est la seule et véritable cause et que, manque de la connaître, on avait inventé exprès cette horreur imaginaire du vide, pour en rendre raison. »
Extrait du récit de la grande expérience de l'équilibre des liqueurs (1648).

• 1654 à Magdebourg (Allemagne)
Otto von Guericke (1602-1686) construit la première pompe à air. Il réalise une expérience restée célèbre.
Pendant la période suivante, on améliore les pompes à air, on construit des baromètres plus commodes à observer et à transporter.
Le dogme aristotélicien de « l'horreur du vide » est tombé ; celui de l'air comme élément simple résiste... encore un siècle !

• 1716 à Halle (Allemagne)
Georg Ernst Stahl (1660-1734, chimiste et médecin) étudie la combustion et l'oxydation. Il constate que ces processus sont analogues.

• 1772 à Londres
Daniel Rutherford (physicien) isole le diazote.

• 1774 à Londres
Joseph Priestley (1733-1804, chimiste et théologien) isole de nombreux gaz dont le dioxygène. Mais il ne se rend pas compte de l'importance de sa découverte !
C'est Lavoisier qui, le premier, analyse la composition de l'air pur, auquel il donne le nom d'« oxygène ».

• 1779 à Paris
Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794, chimiste) démontre que le processus de combustion implique la présence de dioxygène. Il met aussi en évidence le rôle du dioxygène dans la respiration.

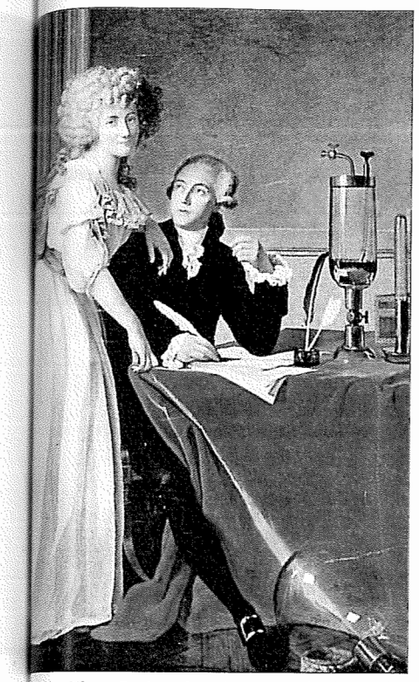


Fig. 2. Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794) en compagnie de son épouse dans son laboratoire.

Lavoisier : « Il paraîtrait prouvé (...) que l'air que nous respirons ne contient qu'un quart de véritable air, que ce véritable air est mêlé, dans notre atmosphère, à trois ou quatre parties d'un air nuisible, d'une espèce de mofette. »
Mofette : gaz impropre à la respiration.
Lavoisier étudie aussi la composition de l'eau, dont il appelle les composants « oxygène » et « hydrogène ».
Grâce à Lavoisier, le dogme de l'air comme l'un des quatre « éléments simples » doit être abandonné. Avec lui naît la chimie moderne, fondée sur la mesure, l'analyse et la synthèse. La balance est l'instrument principal au laboratoire. Mais l'aventure continue...

• 1894 à Londres
Sir William Ramsay (1852-1916) découvre que l'air contient de l'Argon. En 1898, il découvre également le néon, le krypton et le xénon.
De nos jours, les techniques d'analyse de l'air sont très fines. Elles permettent une bonne connaissance de la composition de l'air à toute altitude.

Le modèle en couches de l'atmosphère

Au début du 20e siècle, l'atmosphère terrestre a été modélisé en couches superposées, qui correspondent à des domaines de températures différents.

1. De 0 à 10 km : la troposphère
La température diminue régulièrement (de manière affine) de 6 °C environ par kilomètre.
– Pression : de 1,0 bar au sol, elle diminue jusqu'à 0,2 bar.
– Masse : elle contient 80 % de la masse totale des gaz de l'atmosphère et 99 % de la totalité de la vapeur d'eau.
– Volume : 20 % du volume de l'atmosphère terrestre.
C'est dans la troposphère que se manifestent les phénomènes météorologiques.

2. De 10 à 50 km : la stratosphère
La limite entre la troposphère et la stratosphère est appelée tropopause. L'augmentation de la température est due à l'absorption des rayons ultraviolets de la lumière du Soleil par une couche d'ozone située en haut de la stratosphère. La couche d'ozone est très ténue : environ 1 molécule pour 106 molécules de dioxygène.
– Pression : 100 Pa environ à 50 km.
– Masse : elle contient 20 % de la masse totale des gaz de l'atmosphère.
Il n'y a pratiquement pas de nuages.

3. De 50 à 80 km : la mésosphère
– Pression : résiduelle ; la concentration molaire est très faible.
– Masse : moins de 0,01 % de la masse totale de l'atmosphère.
Il y a peu de dioxygène, mais suffisament pour brûler la plupart des météorites (étoiles filantes) et les satellites dont l'orbite est trop basse. L'interaction des rayons solaires avec les molécules provoque une forte ionisation du dioxygène et libère un grand nombre d'électrons.

4. De 80 à 1 000 km : l'ionosphère
C'est une zone de forte densité en ions et électrons, d'où son nom.
La couche d'ions est un miroir pour certaines ondes électromagnétiques issues de la surface terrestre ; cela permet la transmission des ondes jusqu'à des régions que la rotondité de la Terre ne permettrait pas d'atteindre directement.
Au-delà de l'ionosphère, c'est le domaine de la magnétosphère.

La composition de l'air

Nous présentons les « cartes d'identité » des 3 principaux gaz constituant l'atmosphère.

CARTE D'IDENTITÉ
O
Nom : OXYGÈNE (du grec *oxys* : « qui engendre les acides »)
Prénom : gaz incolore, inodore, très largement soluble dans l'eau (vie aquatique)
Structure électronique : $(K)^2(L)^6$
Numéro atomique : 8 **Masse atomique :** 16
Signes particuliers :
S'unit très facilement avec la plupart des autres éléments à chaud, avec élévation de température et production de lumière (combustions)
Autres : élément le plus abondant sur Terre (49,2 %)
ID < < < Découvert en 1774 par Priestley < <

Fig. 3. L'élément oxygène.

CARTE D'IDENTITÉ
N
Nom : AZOTE (du grec *dzoe* : « vie »)
Prénom : gaz incolore, inodore, 78 % de notre atmosphère
Structure électronique : $(K)^2(L)^5$
Numéro atomique : 7 **Masse atomique :** 14
Signes particuliers :
Le diazote est chimiquement inactif à 20 °C. Il donne avec le dihydrogène l'ammoniac NH_3. Avec le dioxygène, on obtient dans l'arc électrique le monoxyde d'azote NO.
Autres : 0,03 % sur Terre
ID < < Découvert en 1772 par Rutherford < <

Fig. 4. L'élément azote.

CARTE D'IDENTITÉ
Ar
Nom : ARGON (du grec *argon* : « inactif »)
Prénom : gaz incolore, inodore,
Structure électronique : $(K)^2(L)^8(M)^8$
Numéro atomique : 18 **Masse atomique :** 40
Signes particuliers :
L'argon est chimiquement très inerte. Son existence n'a été révélée que grâce aux spectres atomiques.
Autres : Abondance terrestre : 0,93 %, dans l'air.
ID < < Découvert en 1894 par Stratt et Ramsay < <

Fig. 5. L'élément argon.

L'EAU DANS LA NATURE

La neige, la glace, la grêle, le givre, la rosée, les nuages… L'eau, si familière et importante pour nous, est présente en grandes quantités sur Terre et rend la vie possible.

Les différentes formes de l'eau

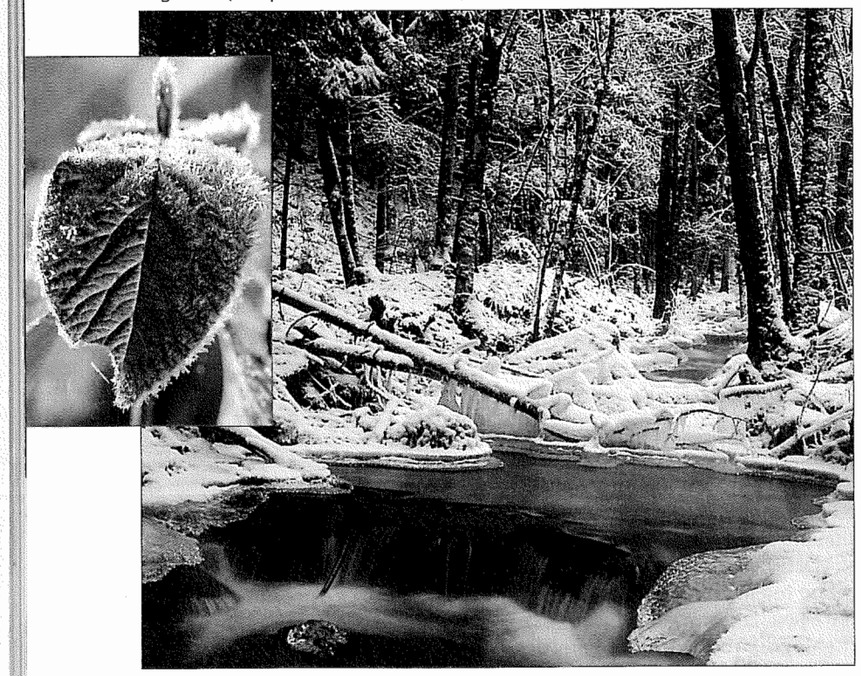
L'eau se rencontre dans la nature sous ses trois états physiques.

• **L'état solide.** C'est l'état sous lequel se trouve l'eau libre (pour $\theta \leqslant 0$ °C) dans les calottes polaires, les glaciers, la glace, la neige, le givre ou la grêle. C'est l'état aussi de l'eau combinée dans certains minéraux comme le gypse ($CaSO_4$, $2H_2O$).

• **L'état liquide.** C'est l'état le plus courant à la surface du globe : eau salée à 35 ‰ en moyenne dans les mers et océans, eau douce dans les fleuves, rivières et lacs, eau de pluie, brouillard, nuages, buée. C'est sous l'état liquide que l'on rencontre aussi l'eau au sein de la matière vivante (70 % de la masse du corps humain, 50 à 75 % de la masse des végétaux).

• **L'état gazeux.** C'est le cas de la vapeur d'eau atmosphérique provenant de l'évaporation des végétaux et des océans.

Fig. 1. L'eau se rencontre dans la nature sous ses trois états physiques : solide, liquide et gazeux (la vapeur d'eau est invisible).



Le cycle de l'eau dans la biosphère

Élément essentiel de la biosphère, l'eau obéit à un cycle gouverné par le Soleil, la gravité et l'activité des êtres vivants.

• **L'évaporation**

Provoquée par la chaleur du rayonnement solaire, elle met en jeu 500000 km³ d'eau par an dont 85 % au niveau des océans et 15 % au niveau des terres émergées (transpiration des végétaux).

La vapeur d'eau formée s'élève (densité < 1) se refroidit et se condense en nuages. Les nuages peuvent s'évaporer ou donner des précipitations (pluie, neige, grêle).

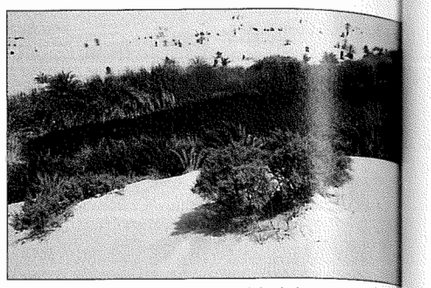


Fig. 2. L'eau est indispensable à la vie. Dans les déserts, la vie se concentre autour des points d'eau, s'exprimant de manière luxuriante dans les oasis.

• **Les précipitations**

Les terres émergées reçoivent 110000 km³ d'eau par an dont 40000 km³ proviennent des évaporations maritimes.

L'eau ainsi apportée peut être absorbée par les plantes, s'évaporer, s'infiltrer (nappes phréatiques) ou ruisseler et former des cours d'eau ramenant l'eau à la mer.

Le ruissellement diminue progressivement pour atteindre 40000 km³ par an au niveau des estuaires.

• **Les prélèvements de l'homme**

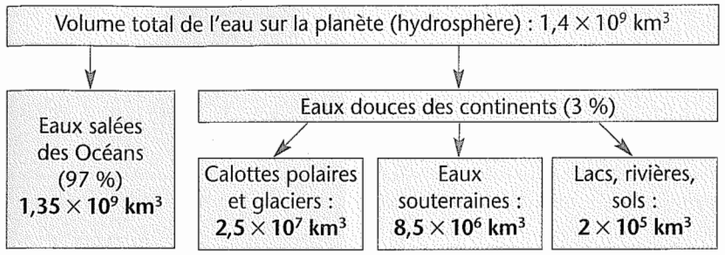
L'homme prélève 9000 km³ par an dans les nappes phréatiques et les rivières pour son alimentation en eau potable, les activités industrielles et l'irrigation.

Par exemple, sur les 440 km³ d'eau que reçoit annuellement la France, 37 km³ sont prélevés pour les usages suivants :

– refroidissement des centrales électriques (64 %) ;
– collectivités (16%) ;
– industrie (11 %) ;
– agriculture (9 %).

Stocks, répartition et renouvellement des eaux du globe

L'eau douce est une ressource abondante, mais très inégalement répartie.



Les temps de renouvellement sont de 10000 ans pour les calottes polaires et glaciers, de 3000 ans pour les océans, de 300 ans pour les nappes phréatiques de surface, de 6 ans pour les lacs et rivières et de 3 mois pour l'atmosphère.

L'eau, milieu de vie

• **L'auto-épuration de l'eau**

L'eau, indispensable au métabolisme cellulaire de tout être vivant, constitue des écosystèmes très variés (lacs, rivières, océans ...) au sein desquels la teneur en dioxygène dissous joue un grand rôle.

On distingue 3 catégories d'êtres vivants liés entre eux par une relation du type « proie – prédateur ».

– **Les producteurs** comme les algues (et les végétaux aquatiques en général). Utilisant des ions minéraux (nitrates, phosphates, carbonates), des gaz dissous (O_2, CO_2), de l'eau et la lumière solaire, ils élaborent de la matière organique en assimilant le carbone minéral et en rejetant du dioxygène. Ils oxygènent l'eau durant la journée.

– Les **consommateurs** primaires et secondaires. Ce sont les mollusques, les vers, les larves et les insectes qui se nourrissent d'algues ou de végétaux (de même que le zooplancton consommant le phytoplancton). Ils constituent la nourriture des consommateurs secondaires que sont les vertébrés omnivores et carnivores comme les poissons, eux-mêmes la proie des oiseaux et mammifères piscivores.

– Les **décomposeurs**. Ce sont les bactéries et les champignons qui décomposent la matière organique restituées par les producteurs et les consommateurs. Ce processus reconstitue le stock de matières minérales du milieu et assure l'auto-épuration de l'eau.

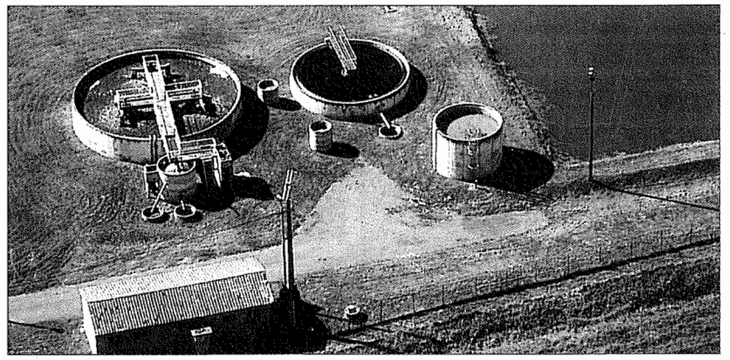


Fig. 4. Une station d'épuration. Après décantation des matières en suspension, les eaux usées subissent un traitement au chlore pour éliminer les bactéries avant rejet. Dans les installations de retraitement plus sophistiquées, les eaux subissent un traitement secondaire où l'on reproduit le processus naturel d'auto-épuration (brassage en présence de bactéries décomposant les matières organiques).

• **La dégradation due à la pollution. L'accumulation de matières organiques** développe l'activité des bactéries qui les dégradent en consommant du dioxygène. Elle se traduit donc par une chute de l'oxygénation qui peut être fatale pour les espèces exigeantes comme les salmonidés.

Fig. 3. L'eutrophisation des lacs et rivières résulte de la prolifération de végétaux aquatiques due à un excès de nitrates et de phosphates. Leur décomposition entraîne l'asphyxie de toute vie animale.

La pollution par les nitrates et les phosphates entraîne la prolifération des végétaux aquatiques (algues, phytoplancton), ce qui contribue à saturer l'eau en dioxygène. Mais le développement de ces végétaux, ainsi que la présence de matières en suspension, font écran aux rayons solaires qui n'atteignent plus les zones plus profondes. Les algues situées en profondeur meurent et se décomposent en consommant tout le dioxygène disponible. Les poissons et les crustacés ne peuvent plus survivre. C'est le phénomène d'**eutrophisation**.

La pollution par les matières toxiques est due aux métaux lourds, aux cyanures ... d'origine industrielle ainsi qu'aux pesticides (herbicides, insecticides ...) d'origine agricole.

• **La lutte contre la pollution**

Elle se fait en imposant des normes aux rejets des eaux usées et en assainissant ces dernières dans des stations d'épuration.

LE SUCRE, LES SUCRES

La famille des glucides

Le sucre appartient à la famille des glucides qui, avec les lipides et les protéines, constituent les trois nutriments de notre alimentation.
Les glucides dérivent de l'association d'unités élémentaires dont les plus fréquentes sont le **glucose**, le **fructose** et le **galactose**, composés isomères de formule $C_6H_{12}O_6$ appartenant au groupe des **monosaccharides.**
Ces unités élémentaires peuvent s'associer par deux (avec perte d'eau) pour former des **disaccharides** comme le **maltose**, le **saccharose**, le **lactose,** de formule $C_{12}H_{22}O_{11}$.
Les monosaccharides et les disaccharides sont solubles dans l'eau et ont une saveur sucrée : on les désigne par le terme général de **sucres** (avec un *s*) ou glucides simples, alors que le **sucre** désigne le **saccharose**.
Il existe des glucides plus complexes résultant de la condensation d'un très grand nombre de motifs glucose comme l'**amidon** ou la **cellulose**. Répondant à la formule $(C_6H_{10}O_5)_n$, ils ne sont pas solubles dans l'eau et n'ont pas la saveur sucrée.

Origine des glucides

Ils sont élaborés par les plantes vertes à partir du dioxyde de carbone atmosphérique et de l'eau puisée par leurs racines, grâce à l'énergie lumineuse captée par la chlorophylle au cours du processus de **photosynthèse.** On peut schématiser ainsi la formation de glucose ou de fructose :

$$6\,CO_2\,(g) + 6\,H_2O(\ell) \xrightarrow{\text{photosynthèse}} C_6H_{12}O_6\,(aq) + 6\,O_2\,(g)$$

Le saccharose résultant de leur condensation peut être stocké dans des organes de réserve (racine de la betterave, tige de la canne à sucre). D'autres plantes stockent les glucides résultant d'une polycondensation du glucose sous forme de grains d'amidon (plantes amylacées : céréales, légumineuses, tubercules...)

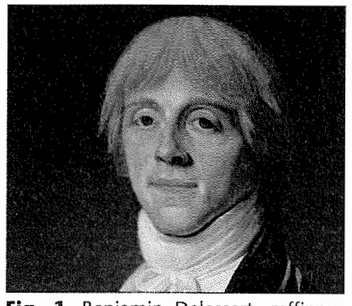


Fig. 1. Benjamin Delessert, raffineur impérial reçut la légion d'honneur pour avoir présenté à l'Empereur les premiers pains de sucre de betterave en 1812.

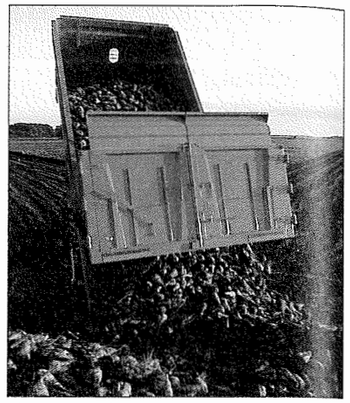


Fig. 2. La betterave à sucre contient environ 18 % de sucre et se cultive dans les régions tempérées. C'est le blocus continental qui a engendré la culture de la betterave à sucre. Privée de l'approvisionnement des colonies d'Amérique, la France, encouragée par l'empereur Napoléon 1er, se lança dans la culture de la betterave sucrière à partir de laquelle Benjamin Delessert réussit le premier à extraire industriellement le sucre en 1812.

Fig. 3. La canne à sucre renferme 14 % de sucre au niveau de sa tige et se cultive dans les régions tropicales ou subtropicales. Elle est issue du « roseau sucré » poussant à l'état sauvage en Nouvelle-Guinée et dont la culture fut longtemps limitée à l'Asie du Sud-Est avant d'être diffusée par les Arabes au 7e siècle puis par les Croisés au 12e siècle et enfin par les Espagnols et les Portugais au 15e siècle.
Après l'avoir acclimatée à Madère et aux Canaries, ces derniers l'introduiront à Saint-Domingue en 1493, berceau de la production sucrière du Nouveau Monde. De là, elle gagnera le Mexique (1519), le Pérou (1533) et le Brésil (1520). Ce n'est qu'à partir du 17e siècle que les Français développent la culture de la canne à sucre aux Antilles, avant de l'introduire en Louisiane en 1751.

Où rencontre-t-on les sucres ?

Sucre	Obtention	Source
glucose $CH_2OH—(CHOH)_4—CHO$	hydrolyse complète de l'amidon	fruits, miel, boissons, caramel
fructose $CH_2OH—(CHOH)_3—CO—CH_2OH$	hydrolyse du saccharose	fruits, miel, sirops, boissons pour sportifs, glaces
saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ (glucose + fructose – H_2O)	betterave sucrière, canne à sucre	le sucre, confitures, chocolat, bonbons, céréales du petit déjeuner, desserts, boissons
lactose $C_{12}H_{22}O_{11}$ (galactose + glucose – H_2O	lait des mammifères	lait, yaourt, fromage blanc, desserts lactés
sucre inverti mélange équimolaire de glucose et de fructose	hydrolyse du saccharose	biscuits, pain d'épices, fruits au sirop
sirop de glucose mélange de glucose, de maltose et de glucides complexes	hydrolyse partielle de l'amidon	confiseries, glaces, patisseries
isoglucose sirop de glucose enrichi en fructose	transformation du sirop de glucose	boissons, céréales du petit déjeuner

Importance biologique du glucose

Le glucose joue un rôle important en biologie animale. Le plasma sanguin en contient environ 1 g pour mille. Il est directement assimilable par l'organisme et est le terme de la digestion des sucres ou de l'amidon réalisée par les diastases. Son oxydation dans l'organisme fournit l'énergie des processus métaboliques cellulaires ; elle est à la base du travail musculaire et de l'activité cérébrale. Véhiculé par le sang, **le glucose sert de carburant** aux divers tissus. Les transformations subies par le glucose sont complexes mais leur bilan énergétique est le même que celui de la réaction de combustion (réaction inverse de la photosynthèse) :

$$C_6H_{12}O_6\,(aq) + 6\,O_2(g) \rightarrow 6\,CO_2(g) + 6\,H_2O(\ell)$$

Le glucose excédentaire est stocké au niveau du foie et dans les muscles sous forme de **glycogène.** Le glycogène est un produit de condensation du glucose, comme l'amidon, mais dont les chaînes sont plus courtes et comportent des ramifications. Il est hydrolysé en glucose en fonction des besoins de l'organisme. La fonction glycogénique du foie maintient la stabilité du taux de glucose dans le sang ou glycémie.
Celle-ci est comprise entre 0,81 g · L^{-1} et 1,10 g · L^{-1} à jeun et peut s'élever jusqu'à 1,40 g · L^{-1}. Un excès de glucose dans le sang déclenche une sécrétion d'insuline pancréatique qui abaisse la glycémie.

Fig. 5. Pour soutenir son effort durant toute la course, ce triathlète a pris soin de se nourrir la veille de **« sucres lents »** en consommant des pâtes alimentaires, du riz ou des pommes de terre. On qualifie ainsi les aliments à base d'amidon dont l'absorption par l'organisme est relativement lente, contrairement à celle des glucides simples qualifiés de **« sucres rapides »**.

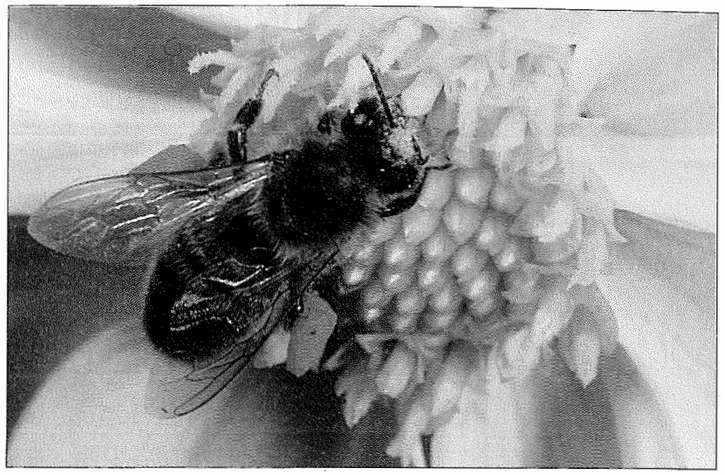


Fig. 4. Le fructose et le glucose présents dans le miel proviennent de l'hydrolyse du saccharose contenu dans le nectar des fleurs, que les abeilles réalisent grâce aux enzymes contenues dans leur jabot.

L'antigel de la grenouille

La grenouille hiberne dans la vase du fond des mares ; il lui arrive parfois d'être prise par la glace. Après la fonte de celle-ci, la grenouille sort de sa torpeur au bout de quelques heures.
L'antigel utilisé par la grenouille est le **glucose**.
En hydrolysant une partie des réserves de glycogène accumulées dans son foie à la belle saison, l'animal peut accroître la concentration du glucose dans son système circulatoire jusqu'à 40 g · L^{-1}. Ceci protège les tissus contre les risques de gel (du fait de l'abaissement du point de congélation de la solution). Au printemps, l'excès de glucose est reconverti en glycogène, à nouveau stocké dans le foie.

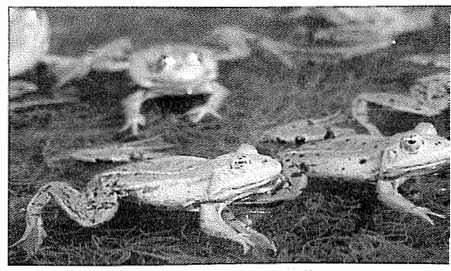


Fig. 6. C'est en accroissant sa glycémie jusqu'à 40 g par litre que la grenouille résiste au gel.

① HISTOIRE D'UN MÉDICAMENT : L'ASPIRINE

L'origine de l'aspirine

Fig. 1. L'aspirine tire son nom de la reine des prés *(spirea ulmaria)* à partir de laquelle fut isolé l'acide salicylique (Spirsäure en allemand) par K. J. Löwig à Berlin en 1835.

L'origine de l'aspirine remonte à l'Antiquité. Les Sumériens utilisaient les feuilles de **saule** comme remède anti-douleur et Hippocrate, au IV^e^ siècle av. J.-C., préconisait des décoctions d'écorce de saule pour lutter contre la fièvre. Cette utilisation empirique s'est poursuivie au cours des siècles jusqu'à ce que l'on puisse extraire et identifier les principes actifs responsables de ces propriétés : des **dérivés salicylés** présents également dans d'autres plantes, comme la **reine des prés** à partir de laquelle on isola, en 1835, l'**acide salicylique**. Le chimiste allemand Kolbe synthétisa l'acide salicylique dont la production industrielle démarra en 1874. En 1876, on découvrit que le salicylate de sodium était actif contre le rhumatisme articulaire aigu, mais son goût trop amer et son action irritante pour l'estomac limitaient son usage.

L'idée de Felix Hoffmann

C'est **Felix Hoffmann** qui eut l'idée, en 1898, de le remplacer par le dérivé acétylé de l'acide salicylique (lequel avait déjà été préparé en 1853 par le chimiste français Gerhardt à Strasbourg). L'activité analgésique de l'acide salicylique se trouve considérablement renforcée dans l'**acide acétylsalicylique** que la société allemande **Bayer** commercialisa en 1899 sous le nom d'**Aspirine** (**A** pour *acétyl*, **spir** pour *spirée*, nom de la reine des prés, et **ine**, terminaison courante de substances extraites du règne végétal comme morphine, cocaïne, digitaline...).

Fig. 3. Felix Hoffmann (1867-1946) : le découvreur de l'aspirine. C'est pour soulager les douleurs de son père souffrant de rhumatisme articulaire que ce chimiste de la firme Bayer entreprit ses recherches sur l'acide salicylique.

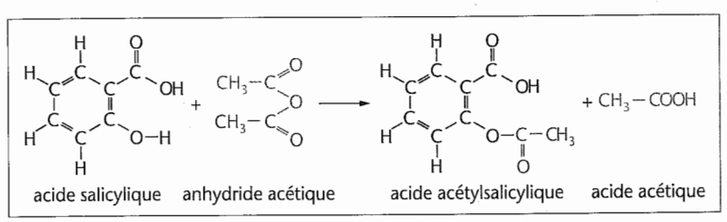


Fig. 2. Synthèse de l'aspirine par acétylation de l'acide salicylique.

② LES DIVERSES FORMES DE L'ASPIRINE ET SON ABSORPTION

L'absorption

L'aspirine administrée par voie orale peut être absorbée :

– soit au niveau de la muqueuse gastrique (estomac, où pH ≈ 1) sous forme de molécules d'acide acétylsalicylique HA ;

– soit au niveau de la paroi intestinale (pH ≈ 8 dans le duodénum) sous forme d'ions acétylsalicylate A^-.

Passée dans le sang, elle parvient dans tout l'organisme ; cela explique son efficacité sur les douleurs les plus diverses.

Le facteur limitant l'emploi de l'aspirine est sa **toxicité gastrique** : irritant la muqueuse gastrique, elle provoque souvent des saignements et, à dose élevée, des hémorragies peuvent en résulter. Ces irritations sont favorisées si l'acide acétylsalicylique séjourne longtemps au contact de la muqueuse gastrique. Pour réduire ces effets indésirables, on a recours à diverses formulations du médicament.

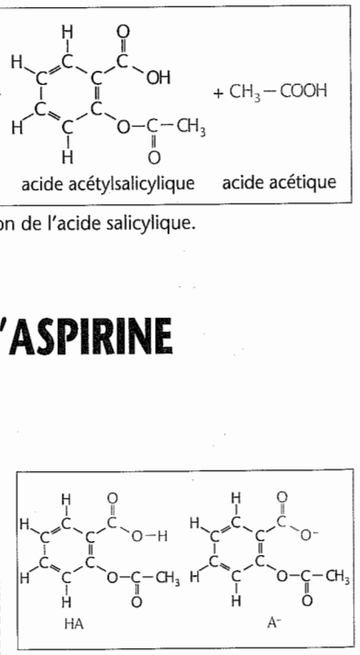


Fig. 4. Les deux formes sous lesquelles l'aspirine peut être absorbée par l'organisme humain : molécules HA (au niveau de l'estomac) ou ions A^- (au niveau de l'intestin).

Les diverses formulations de l'aspirine

• **Le comprimé d'aspirine simple** (exemple : aspirine du Rhône).
Il est constitué de particules d'acide acétylsalicylique de taille relativement importante, agglomérées par un excipient, l'amidon. Placé dans l'eau, il conduit à une suspension buvable, de consistance désagréable, de la forme HA très peu soluble. Au niveau de la paroi stomacale, ces grosses particules ne sont absorbées que très lentement par le système sanguin. Il en résulte une action corrosive et douloureuse vis-à-vis de la muqueuse gastrique pouvant aller jusqu'au saignement.

• **Les « sels » solubles d'aspirine** (exemple : Catalgine)
Le médicament est constitué d'acétylsalicylate de sodium NaA qui est soluble dans l'eau. La solution, plus facile à ingérer, contient des ions sodium Na^+ et des ions acétylsalicylate A^-. Dans l'estomac (pH acide), ces derniers sont transformés en molécules HA qui précipitent. Mais le précipité est formé de grains très fins dont l'absorption est plus rapide. Le temps de séjour au niveau de la muqueuse gastrique est ainsi diminué, ce qui réduit les effets indésirables.

Remarque. Pour les patients devant suivre un régime hyposodé (pauvre en ions sodium), il existe d'autres formes solubles comme l'Aspégic constitué d'acétylsalicylate de lysine que l'on peut représenter par :

$$A^- + R{-}NH_3^+.$$

• **L'aspirine tamponnée effervescente** (Aspirine UPSA)
Le comprimé est un agglomérat de particules d'acide acétylsalicylique et d'hydrogénocarbonate de sodium Na^+, HCO^{3-} (auquel est souvent associé un acide plus soluble comme l'acide citrique). Inertes en milieu anhydre (exempt d'eau), ces deux espèces réagissent en solution aqueuse selon :

$$HA(aq) + HCO_3^-(aq) \rightarrow CO_2(g) + H_2O + A^-(aq)$$

L'élimination du dioxyde de carbone, gaz peu soluble, sous forme de bulles crée l'effervescence qui participe à la désagrégation du comprimé et facilite sa mise en solution. Le principe actif est alors à l'état d'ion acétylsalicylate A^-. On obtient une solution de pH voisin de 6. Parvenus en milieu stomacal (de pH ≈ 1), les ions A^- sont transformés en molécules HA qui précipitent à l'état de particules microscopiques qui sont, là encore, rapidement absorbées par la muqueuse gastrique.

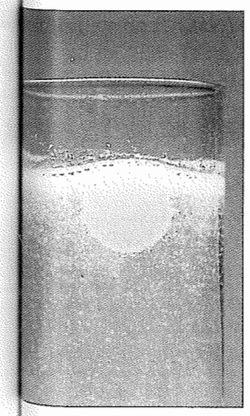
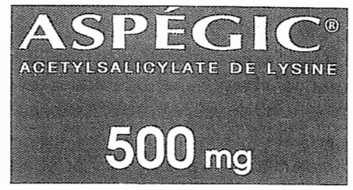
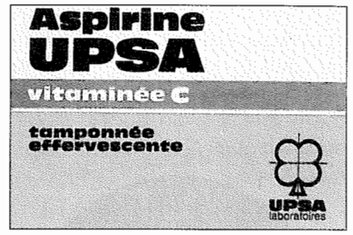
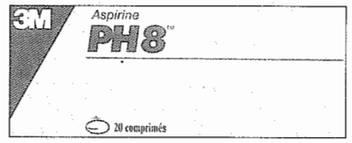


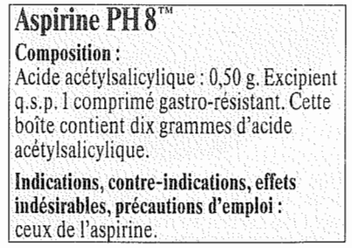
Fig. 5. L'effervescence est un procédé permettant de rendre le médicament soluble et, donc, mieux assimilable et plus rapidement efficace dans l'organisme.

• **L'aspirine retard** (exemple : Aspirine pH 8).
Il s'agit de comprimés dragéifiés enrobés d'un produit gastrorésistant. Ils traversent l'estomac sans être absorbés. L'absorption se fait au niveau de l'intestin, notamment du duodénum (pH ≈ 8) où l'enrobage est détruit par des enzymes. L'absorption est alors relativement lente, étalée sur plusieurs heures.
Cette formulation convient tout particulièrement pour traiter les affections chroniques.









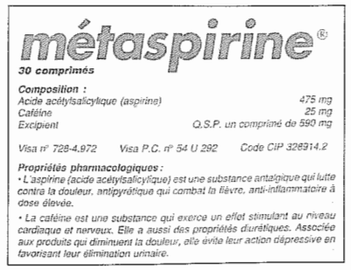


Fig. 6. Différentes présentations de l'aspirine. En quoi diffèrent-elles ? Quel est l'intérêt de ces diverses formulations ?

1 HISTOIRE D'UN DÉSINFECTANT : L'EAU DE JAVEL

Historique

L'eau de Javel doit son nom à un ancien village devenu aujourd'hui un quartier de Paris. C'est à Javel que l'on fabriqua ce produit décolorant et désinfectant dont la préparation venait d'être mise au point par Berthollet en 1785. L'eau de Javel connut un essor important car elle permit le blanchiment des toiles textiles en quelques heures, alors qu'auparavant l'opération exigeait plusieurs mois d'exposition à l'air et au soleil dans des prés. Son utilisation intensive, liée à la mise au point de nouveaux métiers à tisser et à filer, ainsi qu'à l'emploi du coton, fut à la base du développement de l'industrie textile à la fin du 18e siècle, notamment en Angleterre.

Fig. 1. Claude Louis Berthollet mit au point, en 1785, un procédé de blanchiment des textiles au moyen d'un produit qui, fabriqué dans la manufacture située Quai de Javel à Paris, se répandra dans le commerce sous le nom d'eau de Javel.

Fig. 2. Le pouvoir désinfectant de l'eau de Javel est utilisé pour assainir l'eau des piscines.

La préparation de l'eau de Javel

• L'eau de Javel se prépare par action du dichlore Cl_2 sur une solution d'hydroxyde de sodium NaOH ou soude.
Cette dernière est formée d'ions HO^- et Na^+ en solution dans l'eau.
La réaction peut être schématisée par l'équation :

$$Cl_2(g) + 2(Na^+ + HO^-)(aq) \rightarrow \underset{\text{chlorure de sodium}}{(Na^+ + Cl^-)(aq)} + \underset{\text{hypochlorite de sodium}}{(Na^+ + ClO^-)(aq)}$$

On peut donc considérer l'eau de Javel comme un **mélange équimolaire de chlorure de sodium (NaCl) et d'hypochlorite de sodium (NaClO) en solution dans l'eau.**
Compte tenu du fait que les ions sodium ne subissent pas de transformation, l'équation traduisant la préparation de l'eau de Javel se simplifie pour conduire à :

$$Cl_2(g) + 2\,HO^-(aq) \rightarrow \underset{\text{ion chlorure}}{Cl^-\,(aq)} + \underset{\text{ion hypochlorite}}{ClO^-(aq)} + H_2O(\ell)$$

C'est à l'ion hypochlorite que l'eau de Javel doit ses propriétés désinfectantes et décolorantes. On dit encore que **le principe actif de l'eau de Javel est l'ion hypochlorite ClO^-.**

• L'eau de Javel peut également être préparée par **électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de sodium.** L'électrolyse est la décomposition sous l'action d'un courant électrique d'un composé ionique ou de sa solution. Cette électrolyse conduit à du dichlore qui apparaît à l'électrode reliée au pôle + du générateur (l'anode) et à de la soude à l'autre électrode (cathode) accompagnée d'un dégagement de dihydrogène. La réaction du dichlore et de la soude conduit alors à de l'eau de Javel. Ce procédé appliquée à l'eau de mer permet d'obtenir une « eau de Javel naturelle » utilisée à la désinfection des plages.

2 USAGES ET PRÉCAUTIONS D'EMPLOI

Usages

L'eau de Javel est un produit domestique courant utilisé principalement pour ses **propriétés désinfectantes et décolorantes.**

• Elle possède des propriétés bactéricides, fongicides, virucides et sporicides. C'est ainsi qu'en un quart d'heure, une solution à 2 % tue toutes les bactéries et une solution à 10 % tous les virus (en particulier l'eau de Javel permet de désinfecter le matériel contaminé par le virus du sida).

En pharmacie, l'eau de Javel entre dans la composition d'**antiseptiques** comme la liqueur de Labarraque et la liqueur de Dakin. Rappelons pour mémoire qu'un antiseptique peut s'appliquer sur la peau ou les muqueuses tandis qu'un désinfectant s'applique au matériel.
L'eau de Javel est utilisée dans le **traitement de l'eau potable;** après traitement, une faible dose résiduelle d'eau de Javel inhibe le développement des bactéries dans le réseau de distribution et garantit une bonne qualité de l'eau pour la consommation humaine.

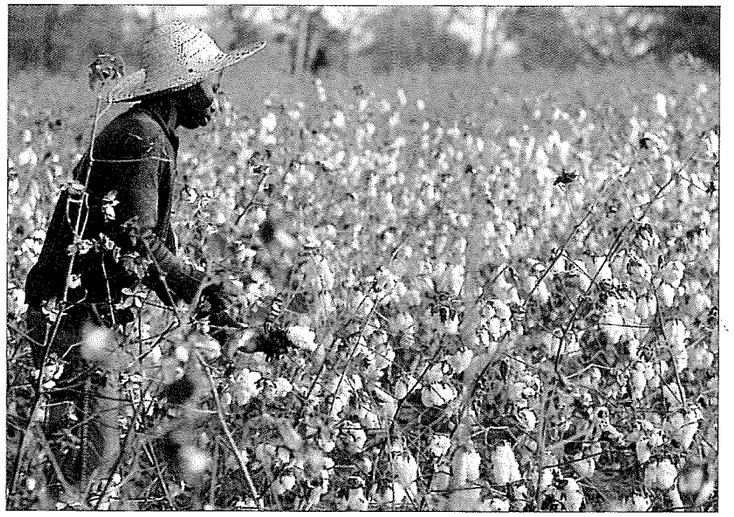


Fig. 3. C'est le blanchiment à bon marché, grâce à l'eau de Javel, qui a permis l'essor du coton dans l'industrie textile.

Fig. 4. L'eau de Dakin est un antiseptique à base d'hypochlorite de sodium et de permanganate de potassium.

• Son pouvoir décolorant a fait utiliser l'eau de Javel comme agent de blanchiment dans l'**industrie textile** ou dans la fabrication de la **pâte à papier**. Dans ces domaines, elle tend à être supplantée par des techniques moins polluantes utilisant notamment l'eau oxygénée.

Précautions d'emploi

• Considérons l'action de l'acide chlorhydrique sur l'eau de Javel. Cet acide est une solution d'ions H^+ et Cl^-

Fig. 5. Il ne faut jamais mélanger l'eau de Javel à un détartrant acide car on court le risque d'un dégagement de dichlore, gaz extrêmement toxique.

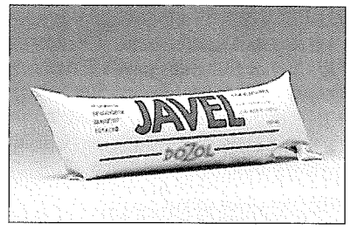


Fig. 6. L'eau de Javel doit être manipulée avec précautions, surtout si elle est concentrée comme dans un berlingot.

qui réagissent avec l'ion hypochlorite selon la réaction d'équation :

$$\underset{\text{acide chlorhydrique}}{2(H^+ + Cl^-)\,(aq)} + \underset{\text{ion hypochlorite}}{ClO^-(aq)} \rightarrow \underset{\text{dichlore}}{Cl_2(g)} + Cl^-\,(aq) + H_2O(\ell)$$

Cette transformation conduit à un dégagement de dichlore, gaz de couleur jaune-vert, extrêmement toxique et dont l'inhalation peut être mortelle.
C'est donc une transformation qu'il faut à tout prix éviter lors de l'usage domestique de l'eau de Javel. Or, très souvent, les détartrants contiennent de l'acide chlorhydrique.
Il ne faut jamais mélanger de l'eau de Javel et un détartrant acide.

• L'eau de Javel est une solution **caustique** qui attaque la peau et les muqueuses. Elle doit donc être manipulée avec précautions (port de gants et de lunettes de protection) lorsqu'elle est concentrée (cas des berlingots d'extrait de Javel).

1 LES DIFFÉRENTS TYPES DE BOISSONS AUX FRUITS

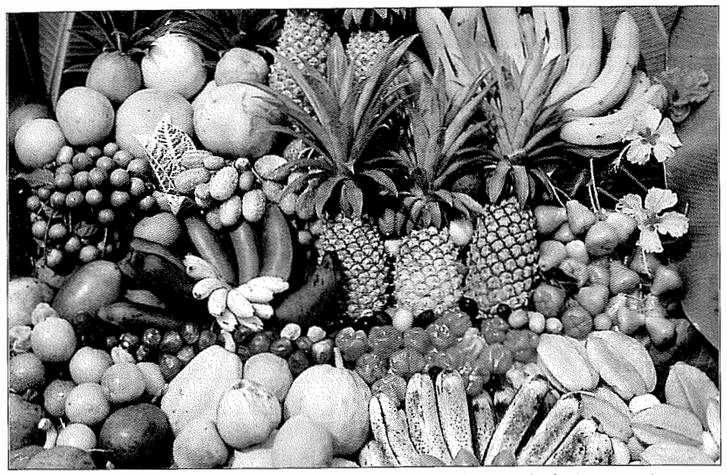


Fig. 1. Les fruits des pays exotiques conduisent à des jus de fruits « pur jus » par simple pression.

1. Les jus de fruits

Produits naturels résultant de la pression de fruits, ils ne contiennent **pas d'additifs**.
– Provenance : fruits des pays tempérés (raisin, pomme, tomate) ou des pays exotiques (orange, ananas, pamplemousse, fruit de la passion, mangue).
– Deux catégories : les « purs jus » ou « 100 % jus de fruit » ne comportant aucune addition d'eau, et les « jus à base de concentré » reconstitués par addition d'eau à un concentré obtenu par évaporation.

2. Les nectars de fruits

Ils sont obtenus par addition d'eau et de sucre à des jus trop pulpeux (abricot, pêche, poire) ou trop acides (cassis, groseille, framboise) pour être consommés directement.
– Teneur en fruit : de 25 à 50 %.
– Additifs autorisés : acide citrique (acidifiant) et acide ascorbique (antioxygène).
– Additifs interdits : conservateurs ou colorants.

3. Les sirops

Ce sont des solutions aqueuses concentrées (au moins 50 % en masse) de sucres glucidiques, aromatisées par des jus de fruits ou des extraits végétaux.
– Additifs autorisés : arômes, acides, colorants alimentaires.

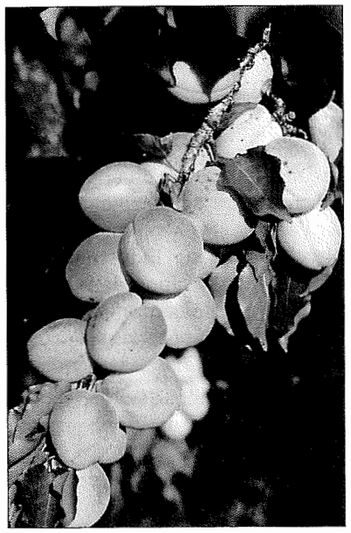


Fig. 2. Le jus de l'abricot, trop pulpeux pour être consommé directement, est converti en nectar.

– Appellation « sirop de fruit » pour une teneur minimale de 10 % en jus de fruits (ramenée à 7 % pour les jus d'agrumes).
– Exemples : sirop de grenadine (aromatisé aux jus de fruits rouges et à la vanille), sirop d'orgeat (extraits d'amandes), sirop de menthe ou d'anis (extraits végétaux).

4. Les boissons rafraîchissantes

Le plus souvent rendues gazeuses par adjonction de dioxyde de carbone, les boissons rafraîchissantes sont préparées à partir d'eau, de jus de fruits et/ou d'extraits végétaux. Outre des sucres, des acidifiants et des antioxygènes, elles peuvent contenir des conservateurs, des stabilisants ou des édulcorants.

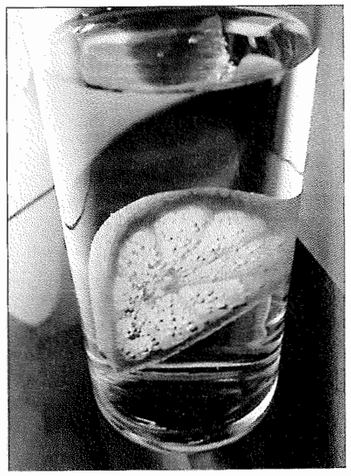


Fig. 3. Les sodas doivent leur qualité pétillante au dioxyde de carbone dissous qu'ils contiennent.

• **Les boissons aux fruits**
Elles doivent contenir au moins 10 % de jus de fruits (en volume).
Elles bénéficient de l'appellation **soda** si leur teneur en dioxyde de carbone dissous est supérieure à 4,7 g · L^{-1} (pH < 3). Les sodas les plus courants sur le marché sont les sodas à l'orange.

• **Les boissons aux extraits de fruits**
Préparées à partir d'extraits naturels de plantes ou de fruits, elles peuvent parfois contenir des jus de fruits (entre 3 et 7,5 %). La plupart sont des boissons gazeuses.
La consommation de **limonade** (boisson gazéifiée aromatisée aux extraits de citrons) est en régression alors que celle des **colas** (à base d'extraits de la noix de cola) représente 60 % du marché.

Dans cette catégorie se rangent également les **tonics** (à base d'extraits de quinquina), les **bitters** (gentiane), les **limes** (citrons verts) et les **boissons au thé**.
Récemment sont apparues sur le marché les boissons gazeuses **« light »** dont la saveur sucrée est due à des édulcorants comme l'aspartame. Le consommateur américain absorbe en moyenne 160 L par an de ces **« soft drinks »**.

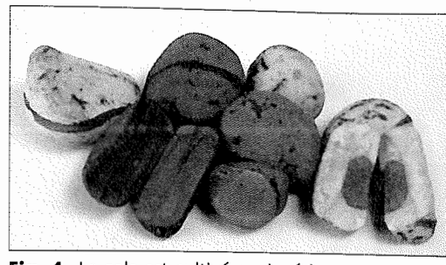


Fig. 4. Le cola est cultivé en Amérique du Sud pour ses graines dont les extraits, riches en caféine, confèrent des vertus stimulantes aux boissons au cola.

2 ADDITIFS ET ARÔMES

Les additifs alimentaires

• **Définition et classification**
Un additif est une substance qui n'est pas un constituant normal d'un aliment ou d'une boisson et qui a été ajoutée intentionnellement, à une concentration massique inférieure à 1 %, dans un but technologique (conservateurs, antioxydants...), organoleptique (arômes, édulcorants, colorants...) ou nutritionnel (vitamines, sels minéraux...).
Dans le cadre européen, les additifs sont classés par catégorie avec un code commençant par la lettre E suivi d'un nombre à 3 chiffres dont le premier est 1 pour les colorants, 2 pour les conservateurs, 3 pour les antioxygènes...
Leur usage est réglementé par l'arrêté ministériel du 2 octobre 1997.

• **Les colorants alimentaires**
Destinés à ajouter ou redonner de la couleur aux denrées alimentaires, ils peuvent être préparés à partir de denrées alimentaires ou à partir d'autres matériaux naturels par extraction physique ou chimique.
Les colorants les plus utilisés dans les boissons aux fruits sont :
– la tartrazine : E 102 (jaune)
– le jaune quinoléine : E 104
– le jaune orange : E 110
– l'azorubine ou carmoisine : E 122 (rouge)
– le ponceau 4 R ou rouge cochenille A : E 124
– le bleu patenté V : E 131.

Fig. 5. Le colorant de cette boisson à la menthe est-il indispensable pour conférer une sensation de fraîcheur ? Quels colorants a-t-on utilisé pour obtenir la couleur verte ?

L'innocuité de ces colorants n'étant pas totalement démontrée (risque de pouvoir allergisant ou d'activité cancérigène), la tendance est de remplacer ces colorants par d'autres produits naturels comme le β-carotène, par exemple.

• **Les conservateurs**
Destinés à prolonger la durée de conservation des aliments en les protégeant des altérations dues aux microorganismes. *Exemple* : le benzoate de sodium (E 211).

• **Les antioxygènes**
Protègent les denrées alimentaires des altérations dues à l'oxydation par le dioxygène atmosphérique.
Exemples : acide ascorbique ou vitamine C (E 300), acide citrique (E 330), acide phosphorique (E 338). Ces deux derniers jouent également le rôle d'acidifiant pour la limonade et les boissons au cola.

• **Les édulcorants**
Additifs (différents des sucres naturels) destinés à donner une saveur sucrée aux denrées alimentaires, les édulcorants les plus utilisés dans les boissons aux fruits sont l'aspartame, l'acésulfame et la saccharine (édulcorants intenses).

Les arômes

Bénéficiant d'une législation qui leur est propre, ils sont responsables de la saveur des aliments ou des boissons. On distingue les arômes **naturels** (présents dans les fruits ou les extraits végétaux), des arômes **produits par synthèse** (identiques aux produits naturels).
Exemples : le limonène (zeste de citron ou d'orange), le menthol (menthe poivrée).
Les arômes sont qualifiés d'**artificiels** s'ils n'ont pas été identifiés dans un produit naturel destiné à la consommation humaine.

1 HISTORIQUE DES PIGMENTS ET COLORANTS

L'époque artisanale

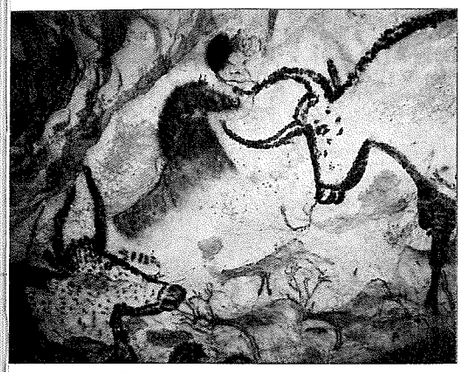


Fig. 1. Un chef d'œuvre de l'art pariétal : la grotte de Lascaux, en Dordogne (– 15 000 ans). Les pigments utilisés étaient à base d'hématite (oxyde de fer) pour le rouge et d'oxyde de manganèse pour le noir.

• **Les pigments d'origine minérale**
Les premières matières colorantes employées par l'homme sont d'origine minérale : des argiles colorées par des oxydes métalliques ont été utilisées pour la décoration des grottes préhistoriques (Lascaux, Altamira : 12000 av. J.-C.).
Du fait de la facilité de leur préparation par simple broyage, les pigments minéraux sont utilisés très tôt dans l'histoire de l'humanité. Les Chinois utilisaient déjà le cinabre (sulfure de mercure HgS) 3000 ans av. J.-C. pour préparer le rouge vermillon.
De la céruse ($Pb(OH)_2$, 2 $PbCO_3$), du minium (oxyde de plomb Pb_3O_4), du vert de gris (hydrocarbonate basique de cuivre), de l'ocre de fer, du cinabre sont ajoutés à l'argile des poteries en Mésopotamie et en Égypte.

• **Les colorants organiques**
Les teintures d'origine végétale comme la garance ou l'indigo sont utilisées dès 3000 av. J.-C. en Chine et vers 2000 av. J.-C. en Inde, ainsi qu'en Égypte, comme en témoignent les bandelettes des momies retrouvées dans les tombes des pharaons. Jusqu'à la fin du 19e siècle, la teinture des tissus a été réalisée à l'aide de colorants d'origine végétale. L'indigo était extrait de l'indigotier ou de l'isatis ; l'alizarine extraite des racines de garance servait à teindre la laine ou le coton en rouge vif et la lutéoline tirée de la gaude était employée pour les teintures jaunes.
Certains colorants ont une origine animale comme la pourpre de Tyr (extraite d'un mollusque de la Méditerranée, le Murex, elle était connue des Phéniciens) ou le rouge écarlate tiré d'une cochenille du Mexique (*Coccus cacti*, insecte).

Fig. 2. « Le Fifre » d'Édouard Manet (1832-1883). Jusqu'en 1915, la teinture des uniformes de l'armée faisait appel aux colorants naturels comme l'indigo (bleu) et la garance (rouge).

L'ère industrielle : les colorants synthétiques

À partir du milieu du 19e siècle, les développements de la chimie vont permettre de fabriquer de nombreuses familles de colorants de synthèse imitant souvent la structure de colorants naturels, progressivement supplantés.
Le premier colorant de synthèse fut préparé par le chimiste anglais Perkin en 1856. À partir de l'aniline (C_6H_5—NH_2), il obtint la **mauvéine** permettant de teindre la soie en violet. En 1859, le chimiste français Verguin réalisa la synthèse de la fuschine (ou rouge magenta), point de départ d'une nouvelle famille de colorants, à partir de la toluidine de formule CH_3—C_6H_4—NH_2.
Ces colorants furent nommés **colorants d'aniline** ou **colorants des goudrons de houille** (d'où l'on tirait alors l'aniline ou la toluidine). Ces colorants peu stables à la lumière seront rapidement supplantés par les colorants azoïques découverts en Grande Bretagne vers 1860.
Mais c'est l'industrie allemande, avec la firme BASF qui porta un coup fatal aux colorants d'origine naturelle en réalisant la synthèse de l'**alizarine** en 1868 puis de l'**indigo** (par Baeyer en 1880), ce qui ruina les producteurs de garance du Languedoc (ils se reconvertirent dans la viticulture).
De même, les pigments utilisés dans les peintures sont de nos jours préparés industriellement.

2 LES COLORANTS ALIMENTAIRES

Leur rôle

Bien que l'usage des colorants alimentaires ne s'impose pas sur le plan nutritionnel, ils sont utilisés (parfois de façon trompeuse) pour rendre plus attrayants les aliments et les boissons.
Toutefois, certains peuvent présenter un intérêt supplémentaire, comme les caroténoïdes (E 160), utilisés pour colorer beurre et margarine, qui sont transformés par l'organisme en vitamine A_1 (laquelle intervient dans le mécanisme de la vision).

Leur réglementation

Anciennement d'origine naturelle, provenant de végétaux comestibles (carotte, betterave) ou non (safran extrait de stigmates du crocus), les colorants alimentaires ont fait appel, de plus en plus, aux colorants synthétiques, notamment aux azoïques. Très rapidement, la nécessité d'une réglementation s'est imposée du fait des risques encourus pour la santé des consommateurs (certains colorants ont dû être interdits du fait de leur toxicité). En France, seuls 31 colorants alimentaires sont autorisés et un arrêté (du 14 octobre 1991) fixe les conditions de leur utilisation, précisant notamment la dose journalière admise (D.J.A.). De façon générale, les additifs alimentaires sont codifiés à l'échelle européenne : ils sont désignés par la lettre E suivie d'un nombre à 3 chiffres dont le premier est **1** pour les colorants alimentaires.

Couleur	Code	Nom courant	Utilisations
Jaune	E 100	curucumine	moutarde, beurre
	E 102	tartrazine	pâtisseries, boissons
Rouge	E 120	cochenille	charcuterie, fraises et framboises
Bleu	E 132	indigotine	pâtisseries, sirops, thés verts
Vert	E 140	chlorophylles	sirops, cornichons
Jaune-brun	E 160	caroténoïdes	potages, margarine, beurre
Rouge violacé	E 162	rouge de betterave	potages, charcuterie

3 LES PIGMENTS NATURELS

Les pigments naturels peuvent être d'origine animale (comme la mélanine des cheveux ou de la peau) ou végétale. Les pigments végétaux responsables de la couleur des fleurs, des fruits, des plantes et des légumes se subdivisent en trois grandes classes.

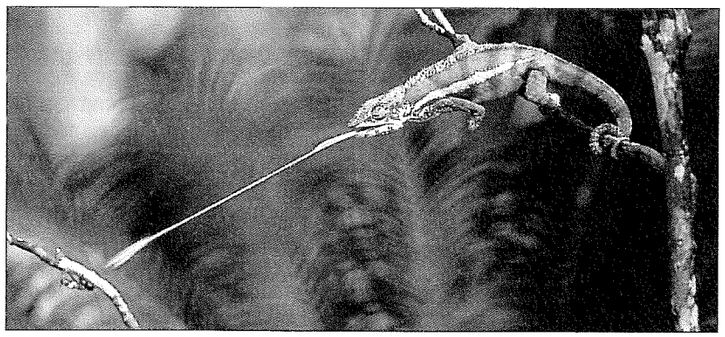


Fig. 3. C'est un pigment noir, la mélanine, qui intervient dans le changement de couleur du caméléon. Envoyée dans la peau par de petits vaisseaux, elle masque les pigments plus clairs.

Les chlorophylles

De couleur verte, elles comportent un ion magnésium emprisonné dans une structure complexe et interviennent dans le processus de la photosynthèse.

Les caroténoïdes

Dérivés des carotènes (hydrocarbures comportant 11 doubles liaisons alternant avec des liaisons simples), ce sont des pigments dont la couleur varie du jaune au brun. On les rencontre dans les feuilles des végétaux où ils accompagnent les chlorophylles qui masquent leur couleur. Mais à l'automne, les chlorophylles se décomposant plus vite que les caroténoïdes, les couleurs de ces derniers apparaissent.

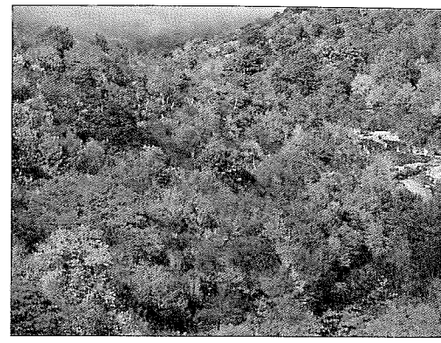


Fig. 4. Les couleurs de l'automne ou la revanche des caroténoïdes sur les chlorophylles.

Les anthocyanidines

Elles sont responsables des couleurs rose, rouge, mauve, violet et bleu des pétales des fleurs, des fruits ou des légumes. Certaines ont une couleur qui dépend du pH de sorte qu'un hortensia peut avoir des fleurs bleues ou roses selon l'acidité du sol.

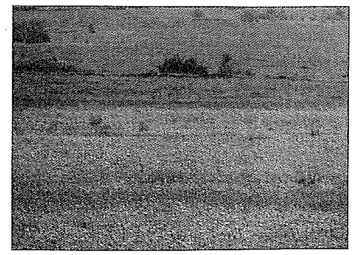


Fig. 5. La couleur des coquelicots et des bleuets est due à un même pigment dont la couleur change avec le pH. La sève du coquelicot est acide (d'où la couleur rouge) alors que celle du bleuet est basique (d'où la couleur bleue).

LES CAPTEURS

Ils détectent la présence humaine, un début d'incendie... Ils savent « lire » une carte magnétique, un code barre... Ils servent à mesurer la température, la pression, l'intensité lumineuse, la vitesse, les déformations, les débits... Ils sont partout, souvent discrets. Ils sont là pour la sécurité, le contrôle, la surveillance... Ce sont les capteurs.

Que'est-ce qu'un capteur ?

Un capteur est un dispositif qui présente une caractéristique électrique (tension, intensité, résistance) sensible à l'action d'une grandeur physique (température, puissance rayonnée d'un faisceau lumineux, pression...). Mais qu'attend-t-on d'un capteur?

- Il doit exister une relation simple entre la grandeur électrique en sortie du capteur et la grandeur qu'on veut mesurer.
- Il doit être simple, petit, fidèle, peu coûteux et s'intégrer facilement dans une chaîne de mesures.
- Il doit être adapté au domaine de mesures désiré.

Nous en avons choisi quelques-uns, en rapport avec le cours.

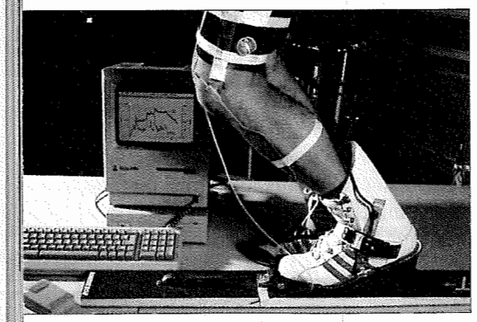


Fig. 1. Les capteurs sont très utilisés dans la recherche scientifique, le milieu médical, le sport...

Les capteurs de température

Au traditionnel thermomètre à mercure ou à alcool, sont venus s'ajouter, depuis un siècle environ, de nouveaux capteurs : thermistance, thermocouple, composants électroniques.

- **Cellules thermoconductrices (thermistances)**

La résistance de certains conducteurs décroît quand leur température augmente; ce sont des cellules thermoconductrices (on dit aussi thermistances). Un ohmmètre, qui mesure la résistance, peut donc être utilisé en thermomètre, après étalonnage.

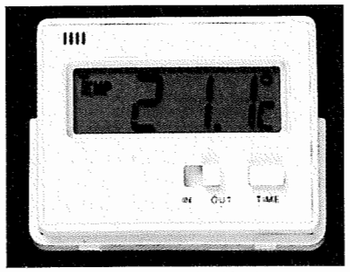


Fig. 2. L'apparition et le développement de l'électronique a permis de remplacer les traditionnels thermomètres à alcool.

Les matériaux les plus utilisés pour constituer les thermistances sont les suivants :

– les oxydes de nickel, de manganèse ou de cobalt pour la mesure des températures comprises entre 50 °C et 150 °C ;

– d'autres métaux ou alliages pour la mesure de températures plus élevées : le platine, par exemple (jusqu'à 900 °C).

On les trouve par exemple dans les détecteurs d'incendie.

- **Thermocouple**

Le principe du thermocouple est l'effet Seebeck. Deux conducteurs *A* (par exemple du cuivre) et *B* (par exemple du constantan, qui est un alliage de cuivre et de nickel) sont soudés en S_f et en S_c.

La soudure S_f est maintenue à la température $\theta_f = 0$ °C dans un mélange eau + glace; la soudure chaude S_c est soumise à la chaleur d'une allumette allumée ou d'un fer à souder. On

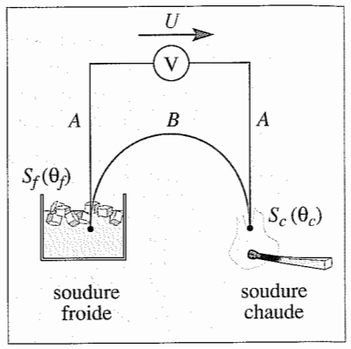


Fig. 3. Effet Seebeck.

constate qu'il apparaît une tension *U*; c'est l'effet Seebeck.

Le domaine d'utilisation d'un thermocouple dépend de la nature des conducteurs utilisés.

– Pour des températures ordinaires, on utilise souvent des combinaisons de fils en fer et en cuivre.

– Pour des températures supérieures à 1 000 °C, on utilise des fils de platine et d'alliage de platine-rhodium.

La soudure froide peut être remplacée par un dispositif électronique, ce qui simplifie l'utilisation.

Les petites dimensions de la soudure active en font un capteur permettant de mesurer la température en des points précis. Les thermocouples sont solides et peu coûteux; on les trouve au laboratoire et dans l'industrie.

Ils peuvent s'intégrer dans une chaîne électronique pour réaliser des thermomètres à affichage digital.

- **Diode**

La diode a la propriété suivante : lorsqu'elle est parcourue par un courant, la tension à ses bornes varie en fonction de sa température. On peut donc l'utiliser comme capteur de température. Elle peut ainsi être intégrée dans un montage électronique pour réaliser un thermomètre à affichage digital.

Les capteurs de lumière

Lorsqu'on soumet certains corps à l'action de la lumière :

– leur résistance varie : c'est l'effet photoconducteur,

– il apparaît une tension électrique ; c'est l'effet photovoltaïque.

- **Cellules photoconductrices (photorésistances)**

La résistance de certains conducteurs décroît quand ils sont soumis à l'action de la lumière; ce sont des cellules photoconductrices (ou photorésistances). Un ohmmètre qui mesure la résistance peut donc être utilisé, après étalonnage, pour mesurer l'intensité lumineuse; c'est le principe du posemètre en photographie.

Les matériaux les plus utilisés sont des semi-conducteurs monocristallins (Ge et Si) et polycristallins (CdS, CdSe, CdTe).

On les trouve dans les détecteurs d'obscurité (systèmes automatiques d'éclairage public), de passage (maintien de l'ouverture de la porte d'un ascenseur)...

- **Photodiode**

Une photodiode est une diode dont le boîtier est transparent. L'intensité du courant qui la traverse dépend de la lumière qu'elle reçoit.

À l'inverse, la diode peut émettre de la lumière; c'est alors une diode électroluminescente (DEL).

- **Capteur CCD**

On a vu apparaître récemment des caméscopes et des appareils photographiques numériques dans lesquels le film est remplacé par un capteur CCD. CCD est l'abréviation de *coupled charge device* qui signifie « dispositif à transfert de charge ».

Un tel capteur est constitué de nombreux micro-capteurs élémentaires (environ 500 000) photosensibles. Pour restituer la couleur, il faut utiliser 3 types d'éléments sensibles aux couleurs primaires : rouge, vert, bleu. Un capteur CCD fonctionne donc comme la rétine de l'œil, qui est constituée de petits bâtonnets photosensibles. L'énergie lumineuse reçue par un bâtonnet est convertie

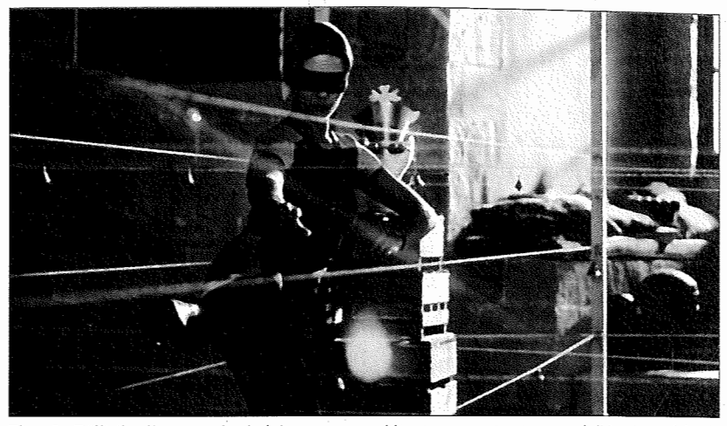


Fig. 4. Difficile d'apprendre à échapper aux détecteurs en tout genre! (Haute voltige).

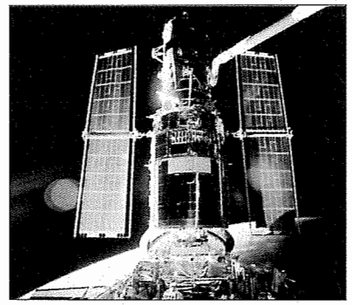
en un signal nerveux transmis au cerveau; celle reçue par un élément d'un capteur CCD est convertie en un signal électrique pour un enregistrement numérique des images.

- **Cellules photovoltaïques (photopiles)**

Sous l'action de la lumière, une tension électrique apparaît aux bornes de certains semi-conducteurs (le plus souvent à base de silicium); c'est l'effet photovoltaïque. Il fut découvert en 1839 par Antoine Becquerel. On réalise ainsi des cellules photovoltaïques (on dit aussi photopiles). Les panneaux solaires sont constitués de nombreuses cellules élémentaires.

Dans les régions bien ensoleillées, ils constituent une source d'énergie électrique appréciable (alimentation des moteurs de pompes à eau par exemple). Dans l'espace, ils sont la source d'énergie des satellites.

Fig. 5. Les « panneaux solaires » de Hubble constituent sa seule source d'énergie dans l'espace.



Capteurs de déformation, de pression

Lorsqu'on soumet certains corps à des forces :

– leur résistance varie; c'est l'effet piézorésistif,

– il apparaît une tension électrique; c'est l'effet piézoélectrique.

- **Effet piézorésistif**

La résistance de la plupart des métaux décroît quand la pression à laquelle ils sont soumis augmente : c'est l'effet piézorésistif. La mesure de la résistance permet de déterminer des pressions, des déformations mécaniques, des accélérations.

Les matériaux les plus utilisés sont des alliages à base de nickel ou des semi-conducteurs.

- **Effet piézoélectrique**

Il apparaît une tension entre deux faces opposées de certains cristaux lorsqu'ils sont soumis à une contrainte; c'est l'effet piézoélectrique. Il fut découvert en 1880 sur le quartz par Pierre Curie. Il est dû au déplacement d'ions dans le cristal.

La mesure de la tension permet de déterminer des pressions, des accélérations, des forces.

L'effet inverse existe aussi : si on soumet deux faces d'un cristal à une tension, il se déforme. Cette propriété est appliquée dans le haut parleur miniature (buzzer), l'émetteur d'ultrasons, l'horloge à quartz.

LES PHÉNOMÈNES OPTIQUES

Le monde qui nous entoure est coloré ! La réfraction des rayons lumineux dans l'atmosphère permet de comprendre des phénomènes optiques parfois spectaculaires, comme l'arc-en-ciel, les mirages, l'aplatissement du soleil couchant (ou levant), ou la scintillation des étoiles. D'autres phénomènes, comme le bleu du ciel, le rouge du soleil couchant (ou levant), ou les aurores boréales, sont liés aux propriétés d'absorption et de diffusion de l'air.

L'arc-en-ciel

Il est assez rare de voir un bel arc-en-ciel comme celui de la figure 1. Le rideau de gouttes de pluie a le même effet sur la lumière solaire qu'un prisme : il la décompose. Le plus lumineux est l'arc-en-ciel primaire. Les couleurs sont ordonnées ainsi : violet, bleu, vert, jaune, orangé et rouge. L'arc-en-ciel secondaire est plus sombre; l'ordre des couleurs est inversé. Pour observer un arc-en-ciel, il faut tourner le dos au Soleil; on observe alors l'arc-en-ciel primaire sous un angle de 42°. Mais il ne faut pas que le Soleil soit trop haut au dessus de l'horizon; on ne voit pas d'arc-en-ciel lorsque sa hauteur dépasse 42°. Pour cette raison on observe les arc-en-ciel le matin ou le soir.

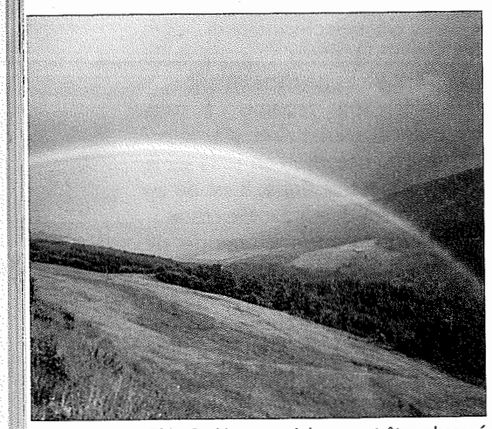


Fig. 1. L'arc-en-ciel ne peut être observé que le matin ou le soir.

Les mirages

Il n'est pas rare en été, d'avoir l'impression qu'il y a des flaques d'eau sur les routes, formant un miroir pour les automobiles. Pourtant, au

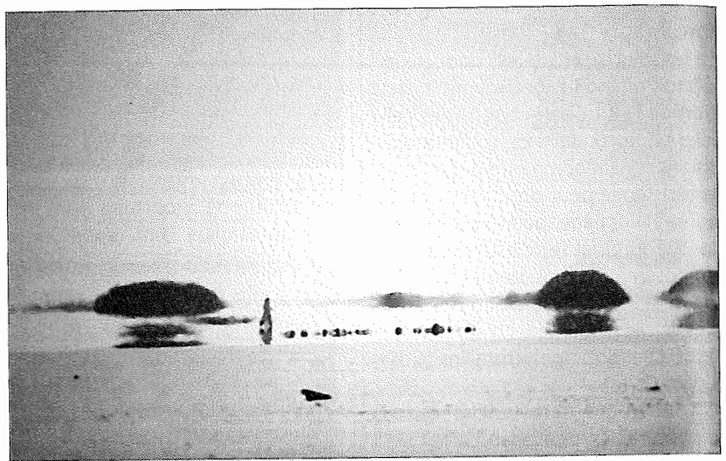


Fig. 2. Les mirages inférieurs sont également appelés «mirages chauds» : on les observe dans le désert où l'air est surchauffé au niveau du sol.

fur et à mesure que l'on s'approche, «l'eau» laisse la place à l'asphalte surchauffé. C'est un mirage!
Les mirages au désert sont de même nature; ce sont des mirages inférieurs.
La réfraction de la lumière par l'air permet d'expliquer ce phénomène. Le rayon *MO* qui se propage en ligne droite traverse un air homogène, d'indice constant. En revanche, le rayon *MRO* traverse un air dont l'indice varie car il est plus chaud au niveau du sol; il semble provenir du point *M'* symétrique du point *M* par rapport au sol. On comprend ainsi qu'un observateur ait l'illusion de voir l'image d'un paysage à travers un miroir d'eau.
Les mirages supérieurs sont plus spectaculaires; on peut les observer en mer lorsque l'eau est plus froide que l'air. Le phénomène est courant en mer du Nord, pendant l'été. Il est probable que de tels mirages sont à l'origine de nombreuses légendes comme celles de monstres marins ou de vaisseaux fantômes.

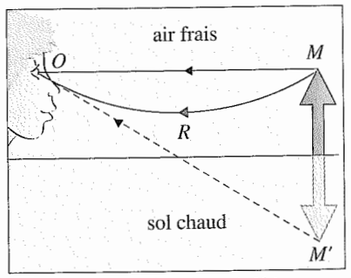


Fig. 3. Principe du mirage inférieur ou «mirage chaud».

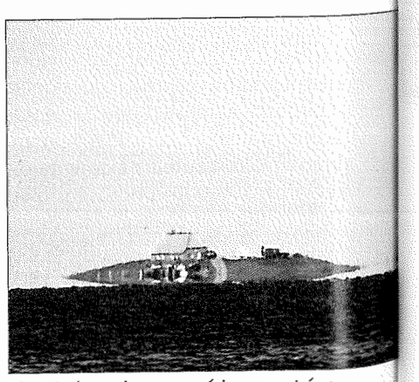


Fig. 4. Les mirages supérieurs sont également appelés «mirages froids».

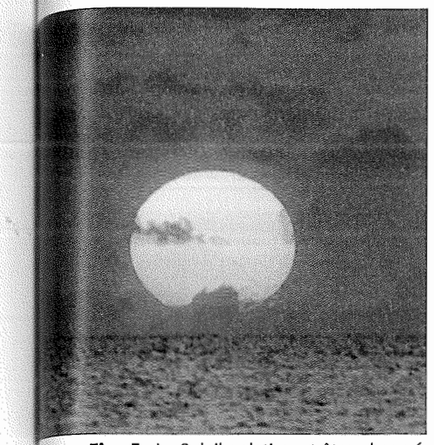


Fig. 5. Le Soleil aplati peut être observé quand il est bas sur l'horizon.

L'aplatissement du Soleil au couchant (ou au lever)

L'aplatissement du Soleil est aussi dû, comme les mirages, à la propagation non rectiligne de la lumière dans l'atmosphère. Nous savons que la concentration de l'air diminue avec l'altitude; il en est de même de l'indice, ce qui provoque une courbure des rayons. L'effet est assez marqué au coucher et au lever du Soleil. La figure 6 montre comment un observateur voit le Soleil aplati dans sa position apparente.

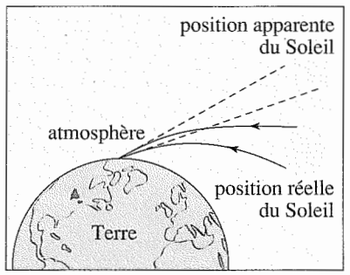


Fig. 6. Principe de l'illusion du Soleil aplati.

La scintillation des étoiles

La température de l'air varie rapidement de manière aléatoire, et donc également son indice de réfraction. De ce fait, la direction des rayons lumineux varie faiblement et de manière aléatoire autour d'une direction moyenne; c'est le scintillement. Le phénomène n'est sensible que lorsqu'on observe une source brillante et de petit diamètre apparent, ce qui est le cas des étoiles.

Le bleu du ciel; le rouge du soleil couchant (ou levant)

Le jour, par temps clair, le ciel est bleu. Cela est dû à la diffusion de la lumière solaire par les molécules de l'air. En effet, une molécule qui reçoit la lumière du Soleil diffuse dans toutes les directions la lumière bleue. On comprend ainsi pourquoi le ciel de la Lune, qui n'a pas d'atmosphère, est noir.
Au coucher et au lever du Soleil, la lumière qui nous parvient traverse une couche épaisse d'atmosphère. La lumière bleue est entièrement diffusée ; c'est pour cette raison que le Soleil apparaît rouge.

Les aurores polaires

Ce sont des phénomènes lumineux que l'on observe généralement dans les régions de grande latitude (au-dessus de 60°).

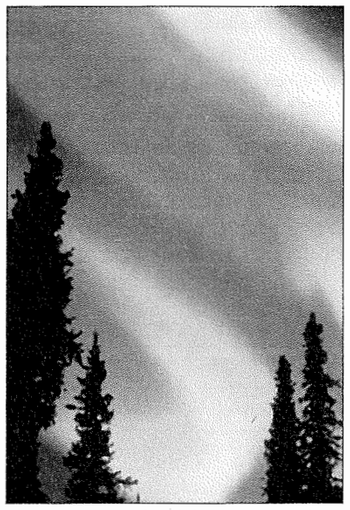


Fig. 8. Aurore boréale (aurore polaire observée dans l'hémisphère nord).

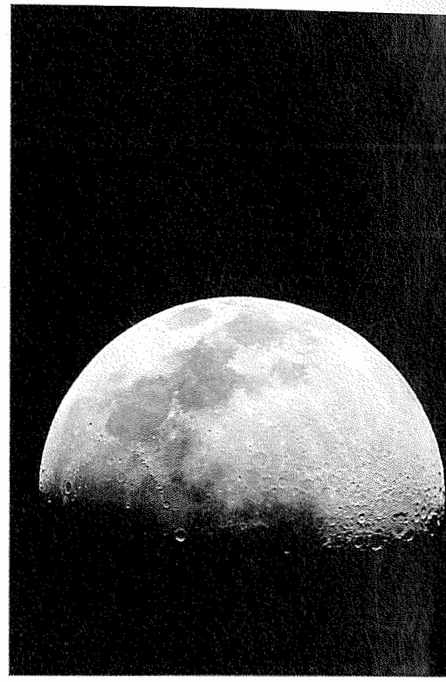


Fig. 7. La Lune n'a pas d'atmosphère : son ciel est noir.

C'est le Soleil qui est à l'origine de ce phénomène. Le Soleil émet un flux de particules chargées (protons et électrons) appelé «vent solaire». Quand ces particules parviennent au voisinage de la Terre (dans la magnétosphère, à plus de 1 000 km d'altitude), le champ magnétique terrestre les dévie, les empêchant ainsi d'atteindre la surface terrestre. Lorsque l'activité solaire augmente, certaines particules parviennent dans des régions de plus basse altitude. Leur interaction avec les molécules de l'air provoque alors l'émission de lumière essentiellement dans le vert. Dans l'hémisphère nord, on obtient les aurores boréales; dans l'hémisphère sud, on les appelle aurores australes.
Une aurore polaire est souvent un spectacle magnifique, prenant l'aspect de voiles lumineux multicolores, animés de mouvements rapides comme s'ils étaient en plein vent.
Les phénomènes les plus intenses peuvent perturber les télécommunications et les réseaux de distribution de courant.

LES CADRANS SOLAIRES

« Le Soleil est la grande horloge du monde » (Voltaire).
Le cadran solaire est un instrument de mesure du temps qui tient une place particulière dans l'Histoire.

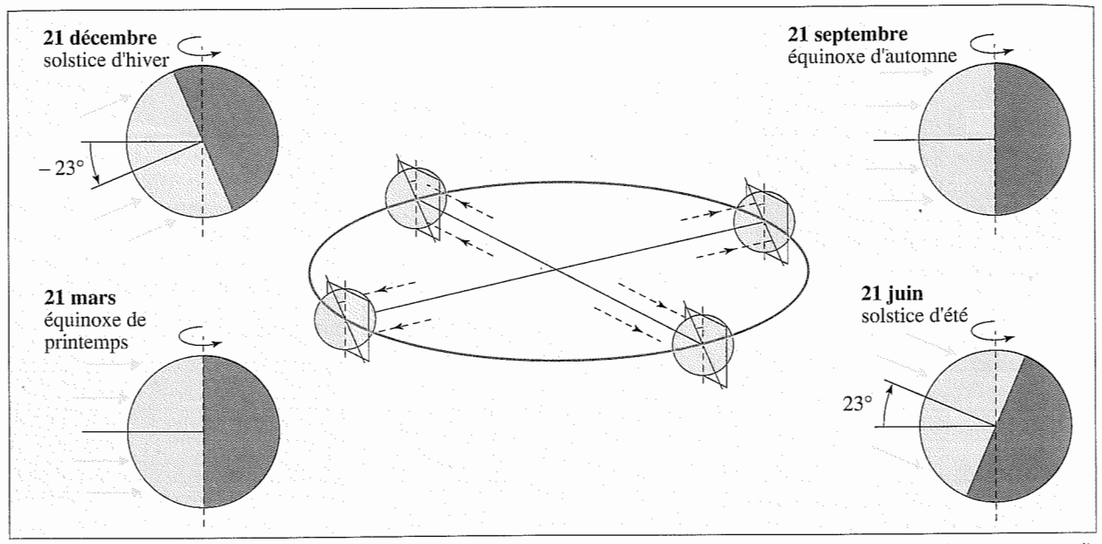


Fig. 1. Orientation des rayons solaires selon les saisons. Les rayons font, avec le plan équatorial, un angle qui varie avec une amplitude égale à 23°.

Une loi simple pour comprendre les saisons

On pourrait penser que les saisons sont dues aux variations de la distance de la Terre au Soleil dans la révolution de notre planète autour de ce dernier. Mais cette distance varie de moins de 4 %; la trajectoire de la Terre est un cercle presque parfait.
C'est l'inclinaison de l'axe de la Terre qui est à l'origine des saisons, en particulier parce que cet axe possède une propriété simple : sa direction est constante.
Le schéma de la figure 1 permet de relier cette propriété de conservation à la variation de l'inclinaison des rayons solaires par rapport au plan de l'équateur.
Le 21 mars, les rayons sont parallèles au plan : c'est l'équinoxe de printemps de l'hémisphère Nord, l'équinoxe d'automne de l'hémisphère Sud. Les jours sont aussi longs que les nuits.
Le 21 juin, les rayons sont au plus haut, faisant un angle de 23° avec le plan : c'est le solstice d'été. L'ensoleillement est maximal; les journées sont les plus longues.
Le 21 septembre, c'est l'équinoxe d'automne de l'hémisphère Nord.
Le 21 décembre, les rayons sont au plus bas, faisant un angle de – 23° avec le plan : c'est le solstice d'hiver. L'ensoleillement est minimal; les journées sont les plus courtes.
En fait, l'axe de rotation de la Terre tourne lentement, comme celui d'une toupie, avec une période de 26000 ans environ; c'est la précession des équinoxes. Ainsi, dans 12000 ans, le 21 juin marquera le début de l'hiver. D'ici là, on aura sûrement modifié le calendrier…

Fig. 2. Un cadran solaire vertical.

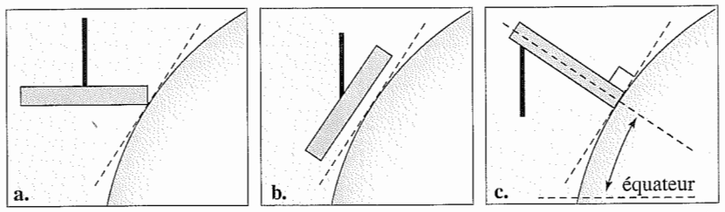
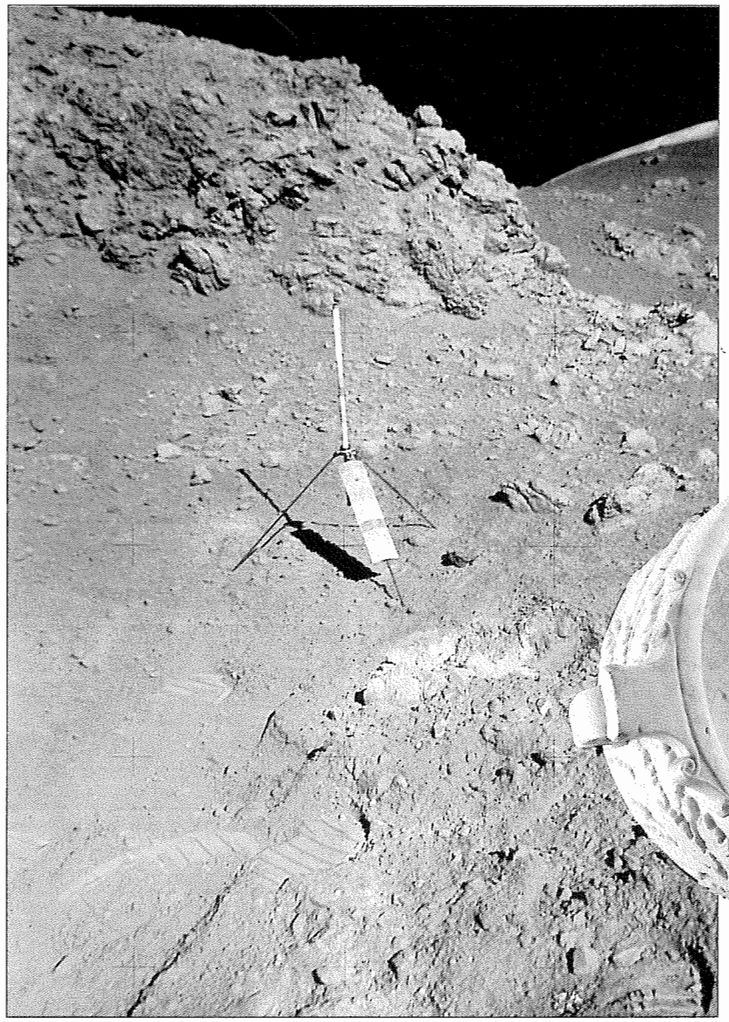


Fig. 3. Orientation d'un cadran dans un plan méridien. Le style est parallèle à l'axe de rotation de la Terre. **a.** cadran équatorial; **b.** cadran horizontal; **c.** cadran vertical.

Petite histoire du cadran solaire

Le cadran solaire est apparu vers 1500 avant J.-C. C'était un simple bâton appelé gnomon dont on pouvait suivre l'ombre sur un cadran horizontal. Les Égyptiens et les Romains construisirent des cadrans de plus en plus élaborés. Les Arabes développèrent encore la science du cadran solaire jusqu'au 10e siècle.
Il existe différents types de cadrans solaires; la figure 2 montre un cadrans vertical. La figure 3 montre l'orientation dans un plan méridien, à la latitude λ, de cadrans équatorial, horizontal et vertical.
De nombreux cadrans solaires sont encore visibles sur les murs de bâtiments construits dans les siècles précédents. On en compte encore environ 120 à Paris, plus de 600 dans les Hautes-Alpes…
De nos jours, élément essentiellement décoratif, le cadran solaire demeure un objet de curiosité. Sa construction utilise les techniques modernes de repérage des coordonnées (GPS) et de calcul des traits (ordinateur).
Lors de plusieurs missions Apollo sur la Lune, on a utilisé un gnomon pour orienter certains instruments.

Fig. 4. Gnomon lunaire.



Quand un cadran solaire révèle son origine

Le Musée du Louvre a acquis, en janvier 2000, un cadran solaire antique. L'objet est une large vasque de marbre beige, d'environ 50 cm de diamètre. Les Anciens lui donnaient probablement le nom d'« arachné » (araignée), car il est gravé d'un réseau de courbes et de traits.
Il aurait été mis au jour à Carthage et daterait du 1er siècle après J.-C.
Ce cadran donnait l'heure du jour et le mois. La disposition des traits a permis, par des calculs complexes, de déterminer qu'il avait été fabriqué pour être utilisé par 41° de latitude… bien loin de Carthage, mais peut-être pas très loin de Rome ou de Byzance.
Ce cadran est exposé en situation au Musée, éclairé artificiellement.

Fig. 5. Cadran solaire antique. La lumière entre par l'œilleton du haut et vient frapper l'intérieur.

LE SYSTÈME SOLAIRE

La connaissance du système solaire fait un bond au 17e siècle. Kepler, Galilée et Newton changent la vision du monde.

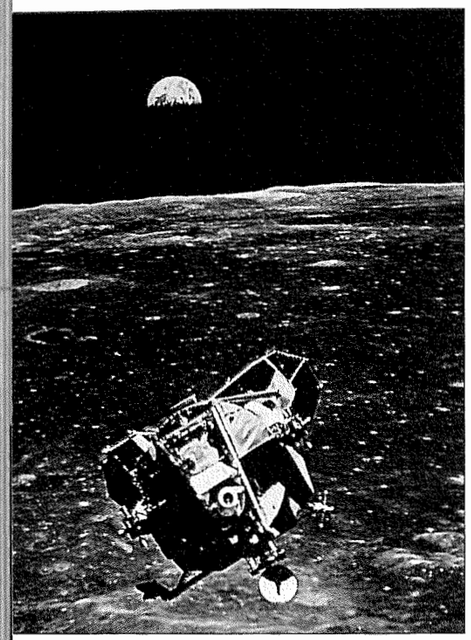


Fig. 1. L'exploration du système solaire par l'Homme ne cesse de progresser.

Le mouvement des planètes du système solaire

Le référentiel géocentrique permet d'étudier le mouvement de la Lune autour de la Terre ainsi que le mouvement des satellites artificiels. Le référentiel d'étude du mouvement des planètes du système solaire est le référentiel héliocentrique, c'est-à-dire le Soleil privé de son mouvement de rotation sur lui-même. Chaque planète est soumise à l'attraction gravitationnelle exercée par le Soleil ; c'est cette force qui est la cause du mouvement.

Les centres des planètes décrivent des orbites elliptiques dont le centre du Soleil est l'un des foyers.

L'astronome et physicien allemand Johannes Kepler (1571-1630) a montré, autour de 1610, que la période T de révolution et le demi grand axe a d'une orbite sont liées par la relation :

$$\frac{T^2}{a^3} = \text{constante}.$$

C'est la troisième loi Kepler.

Les travaux de Newton (1642-1727, physicien anglais), postérieurs de 80 ans, ont permis de compléter la relation, en reliant la constante à la masse M du Soleil : $\frac{T^2}{a^3} = \frac{4\pi^2}{GM}$. Dans cette expression G est la constante universelle de gravitation :

$$G = 6{,}7 \times 10^{-11}\ \text{N} \cdot \text{m} \cdot \text{kg}^{-2}.$$

Les orbites des planètes sont souvent assimilables à des cercles ; c'est le cas pour la Terre.

Les comètes aussi font partie du système solaire. Elles ont parfois des orbites très excentrées qui les emmènent très loin du Soleil. Leurs périodes s'étendent de 3 ans (comète d'Encke) à 2000 ans (comète de Donati).

Entre les orbites de Mars et de Jupiter, de nombreuses petites planètes (jusqu'à 1 200 km de diamètre) forment une ceinture d'astéroïdes.

Le système jovien

Jupiter est la planète la plus grande et la plus massive du système solaire : 1 400 fois le volume de la Terre, 11 fois son diamètre, 318 fois sa masse. On comprend qu'elle ait pu s'entourer de nombreux satellites : au moins 16! Jupiter et ses satellites constituent un « petit système solaire » : le système jovien.

En 1609, Galilée (1564-1642) construisit un télescope grossissant vingt fois, avec lequel il découvrit les quatre plus gros satellites de Jupiter : Io, Callisto, Ganymède et Europe. Cette découverte avait beaucoup d'importance, car elle plaidait en faveur du système de Copernic : la Terre et les autres planètes du système solaire tournent autour du Soleil comme les satellites du système jovien tournent autour de Jupiter.

Fig. 2. Galilée en train de présenter sa lunette à Venise.

Fig. 3. Io, satellite de Jupiter, photographié par Voyager I.

Les photographies prises depuis la Terre montrent l'évolution du système jovien. L'étude des positions successives des satellites de Jupiter permet de vérifier la troisième loi de Kepler.

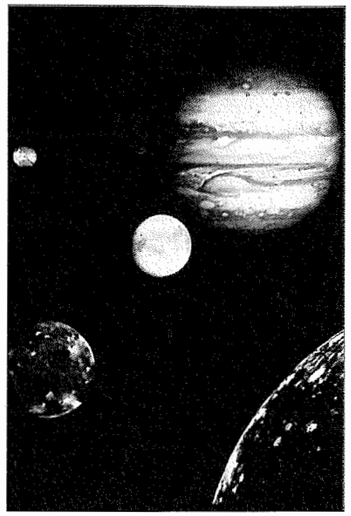


Fig. 4. Photo montage présentant Jupiter et ses 4 satellites.

La formation du système solaire

Les origines de la Terre et du Soleil sont au cœur d'innombrables contes et légendes ; ce fut aussi longtemps un enjeu religieux.

La première approche scientifique fut celle de René Descartes (1596-1650, philosophe, scientifique et mathématicien français) qui rédigea en 1630 un « traité du monde » dans lequel il concevait la naissance du système solaire à partir d'un grand tourbillon initial. En 1755, Emmanuel Kant (1724-1804, philosophe allemand), puis en 1796, Pierre Simon de Laplace (1749-1827, astronome, mathématicien et physicien français), conçurent indépendamment l'un de l'autre une cosmogonie fondée sur l'idée de « nébuleuse primitive » selon laquelle le système solaire actuel serait le terme de l'évolution lente d'un gigantesque nuage de gaz, appelé nuage protosolaire. Toutes les études récentes confirment aujourd'hui cette théorie.

L'analyse de la radioactivité de certains éléments a permis de préciser que le Soleil et les planètes ont le même âge : environ $4{,}5 \times 10^9$ ans.

Le ciel peut-il nous tomber sur la tête?

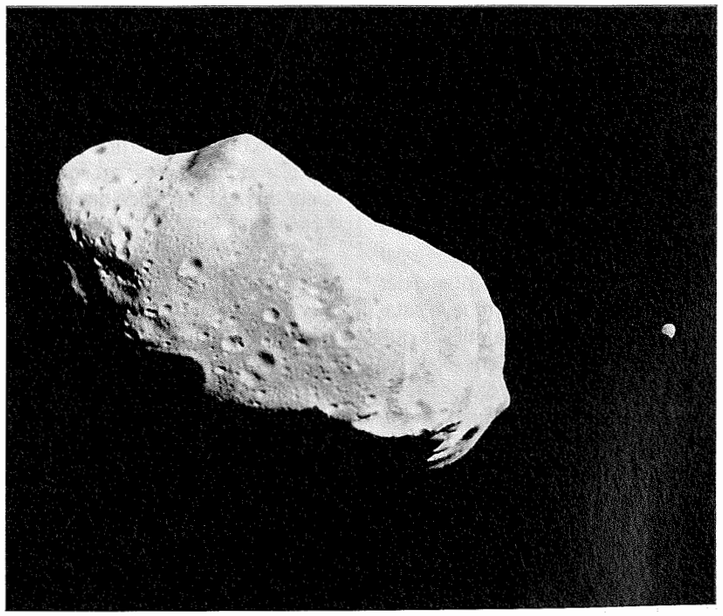
Le système solaire abonde en astéroïdes qui forment une ceinture entre Mars et Jupiter. Ils sont très nombreux! On en a déjà répertorié plus de cinq mille! Le plus gros est Cérès, dont le diamètre atteint 900 km. On en a trouvé 26 dont le diamètre est supérieur à 200 km. Ils tourneraient tous tranquillement autour du Soleil, selon les lois de Kepler, si leurs trajectoires n'étaient pas perturbées par l'attraction gravitationnelle de leur voisine, la géante Jupiter. Il leur arrive donc de s'écarter de leur orbite normale et de s'écraser sur Terre.

Ainsi, la disparition des dinosaures, il y a 65 millions d'années, est attribuée aux effets de l'impact d'une météorite de 10 km de diamètre, dont on trouve quelques traces dans le golfe du Mexique. Bien plus tard, le 30 juin 1908, une météorite de 70 m de diamètre seulement s'est abattue en Sibérie dévastant plus de 1 000 km de territoire, heureusement inhabité.

Existe-t-il des risques importants de collision de la Terre avec un de ces astéroïdes? L'histoire de la planète montre qu'il y a peu de météorites d'une certaine dimension qui atteignent le sol.

En effet, l'atmosphère offre une bonne protection contre une météorite de diamètre inférieure à 100 m. La probabilité pour qu'un astéroïde de plus grand diamètre frappe le sol terrestre semble très faible ; cependant les scientifiques commencent à réfléchir à des parades possibles (par exemple, fractionnement de l'astéroïde par une bombe nucléaire avant son arrivée dans l'environnement terrestre).

Fig. 5. L'astéroïde Ida et sa lune minuscule (à droite sur la photo), rencontrés par la sonde Galileo sur son chemin vers Jupiter. Cette image a montré pour la première fois de manière évidente qu'un astéroïde pouvait avoir une lune. Ida mesure 56 km de long. Sa lune mesure 1,5 km de diamètre et orbite à 100 km du centre d'Ida.



LA POUSSÉE D'ARCHIMÈDE

La légende dit que pendant l'Antiquité, un savant génial, appelé Archimède, jaillissant nu de son bain, cria « Eurêka ! » parce qu'il venait de découvrir un principe qui, depuis lors, porte son nom. Ce principe a de très nombreuses applications.

Fig. 1. Mosaïque représentant la mort d'Archimède.

Archimède (287-212 av. J.-C.)

Archimède était un savant grec qui, tant par son action que par ses écrits, est devenu un personnage presque légendaire.
En effet, il prit une part importante dans la défense de sa ville natale Syracuse, lorsqu'elle fut assiégée par les Romains. Il mit au point des machines de guerre comme la catapulte et un système de miroirs qui, en réfléchissant la lumière solaire et en concentrant les rayons, enflammait les vaisseaux ennemis. Archimède fut également un grand mécanicien ; on lui attribue l'invention de la poulie et de l'engrenage.
Il fut célèbre aussi comme géomètre, poursuivant notamment les travaux d'Euclide ; mais son apport principal est le principe qui porte son nom.

La poussée d'Archimède

Archimède montra qu'un corps plongé dans un fluide (liquide ou gaz) subit une force, appelée poussée d'Archimède, verticale ascendante, et dont la valeur est égale à la valeur du poids du fluide déplacé par le corps.

Le thermomètre de Galilée

C'est en 1597 que Galilée découvrit que le volume d'un liquide augmente quand sa température augmente. Il conçut alors un thermomètre fondé sur cette propriété et le principe d'Archimède. D'une grande précision, il est composé de petites sphères contenant des liquides de couleurs différentes, numérotées de 18° à 26°, évoluant dans un liquide. Les boules descendent lorsque la température augmente et inversement. La sphère au centre indique la température.

Le tour du monde en ballon

Breitling Orbiter 3 est le ballon avec lequel Brian Jones et Bertrand Piccard ont effectué le tour du monde en mars 1999. Leur périple est parti du château d'Oex en Suisse.

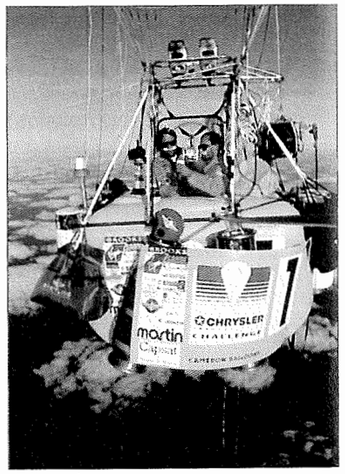


Fig. 2. À bord de la nacelle.

Voici quelques-unes des caractéristiques du ballon :
- Masse totale : 8 100 kg (celle d'un avion de chasse)
- Hauteur de l'ensemble : 55 m (hauteur de la tour de Pise)
- Volume maximal de la poche d'hélium : 18 500 m^3
- Ballon mixte : il possède une poche d'hélium placée à l'intérieur d'une enveloppe d'air chaud. L'air est réchauffé à l'aide de brûleurs au propane. L'hélium est réchauffé par l'air de l'enveloppe et par les rayons du Soleil.

Le ballon est parti dans les conditions atmosphériques de température et de pression suivantes :
- P_0 = 1,0 bar ;
- θ_0 = 0 °C (T_0 = 273 K).

Il s'est élevé pour évoluer ensuite au cours du vol à une altitude moyenne de croisière de 6,5 km.
Mais le ballon pouvait facilement monter à 12 km d'altitude pour profiter des courants rapides (les « jet streams ») ou descendre à 2,0 km pour dégivrer.

Au départ, la poche d'hélium n'était gonflée qu'à 47 % de son volume maximal.
Pendant la journée, le ballon montait lentement sous l'effet chauffant du Soleil ; s'il s'élevait trop haut, il fallait libérer du gaz.
En revanche, la nuit, le ballon descendait lentement ; il était alors nécessaire d'allumer les brûleurs au propane pour éviter une trop grande perte d'altitude.

Le voyage des deux aéronautes s'acheva le 21 mars en Égypte après 21 jours de vol.

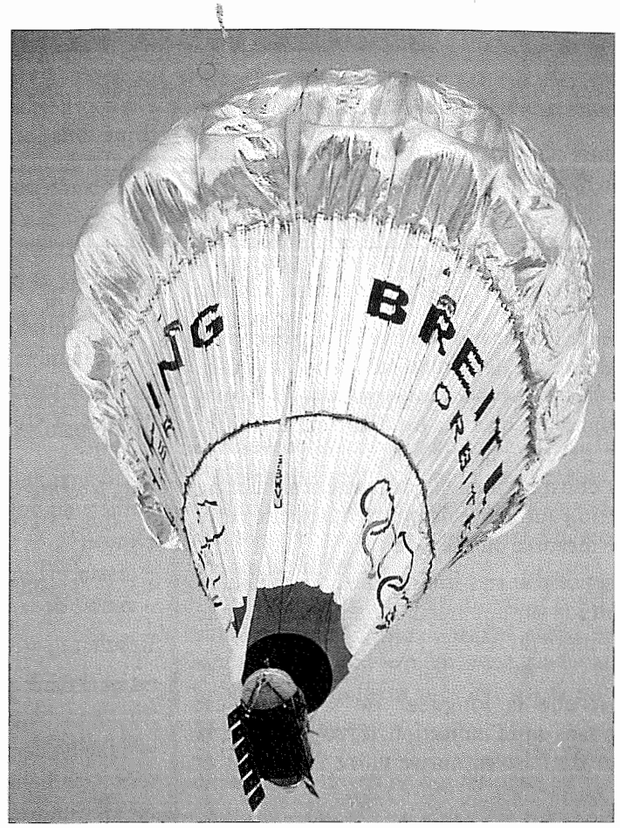
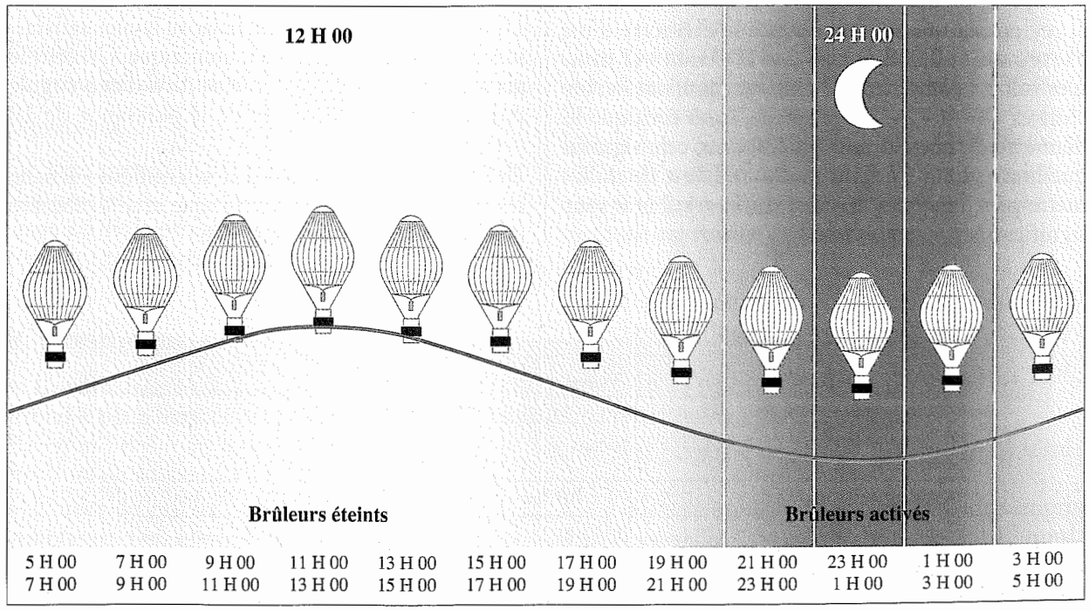


Fig. 3. Le ballon Breitling Orbiter III mesure 55 m de haut.

Fig. 4. Phases diurnes et nocturnes du mouvement du ballon.



SAVOIR-FAIRE

Les chiffres significatifs

1. Écrire une valeur numérique

● Les valeurs numériques en Sciences Physiques résultent de mesures et sont donc connues avec une incertitude liée au dispositif expérimental. On doit tenir compte de cette incertitude en donnant les **chiffres significatifs** convenables.

Exemple :
Si on mesure la longueur d'une feuille de papier avec un double décimètre, le résultat sera connu au millimètre près. En donnant comme résultat « 29,7 cm », on fait comprendre qu'il y a un doute sur le chiffre « 7 » qui est le dernier chiffre écrit.

Le dernier chiffre d'une valeur numérique donne une indication sur la précision avec laquelle cette valeur a été mesurée ou calculée.

● En l'absence d'autres indications, on considère que l'incertitude sur une valeur numérique est égale à une demi-unité du dernier chiffre exprimé.

Exemple :
Si on écrit que la longueur de la feuille est $l = 29{,}7$ cm sans autre indication, on suppose que la vraie valeur de l est comprise entre 29,65 cm et 29,75 cm.

2. Quels chiffres sont significatifs ?

Exemple :
Il revient au même d'écrire que le diamètre d'un cheveu vaut : 0,042 mm ; $4{,}2 \times 10^{-2}$ mm ; 42 mm. Ces valeurs comportent 2 chiffres significatifs : les chiffres « 4 » et « 2 ». En revanche, si on écrit que le diamètre du cheveu vaut 0,0420 mm, cela signifie que la mesure a été faite au dix millième de millimètre près. Les trois derniers chiffres 4, 2 et 0 sont significatifs.

On appelle **chiffres significatifs** d'une valeur numérique tous les chiffres autres que les « 0 » placés à gauche du nombre.

3. Donner un nombre de chiffres significatifs cohérent

● Le résultat d'un calcul doit être présenté avec le même nombre de chiffres significatifs que la donnée la moins précise (celle qui comporte le plus petit nombre de chiffres significatifs).

Exemple :
On demande de calculer la durée t du trajet de la lumière du Soleil à la Terre.
Données :
– distance Terre-Soleil : $D = 156 \times 10^6$ km ;
– vitesse de la lumière : $c = 2{,}997\,92 \times 10^5$ km · s^{-1}.
Résultat : $t = \dfrac{D}{c}$; la calculette donne : 520,360... s ; on ne retient que 3 chiffres significatifs, soit :

$$t = 520 \text{ s.}$$

● Habituellement, les résultats demandés comportent 2 ou 3 chiffres significatifs. Présenter un résultat avec un nombre de chiffres excessif est considéré comme une erreur.

4. Utiliser la notation scientifique

La **notation scientifique** est la façon la plus satisfaisante de présenter une valeur numérique. On écrit le premier chiffre différent de « 0 », suivi d'une virgule puis des autres chiffres et de la puissance de 10 convenable.
Une calculette en mode « calcul scientifique » affiche les résultats en écriture scientifique avec le nombre de chiffres significatifs demandé.

Exemple :

Grandeur	Valeur	Nombre de chiffres significatifs	Notation scientifique
Distance moyenne Soleil-Terre	150×10^6 km	3	$1{,}50 \times 10^8$ km
Distance Soleil-Saturne	$1{,}4270 \times 10^6$ km	5	$1{,}4270 \times 10^6$ km
Diamètre d'un globule rouge	0,14 µm	2	$1{,}4 \times 10^{-1}$ µm

SAVOIR-FAIRE

La précision des mesures

1. Apprécier la précision d'une mesure

● Dire que le résultat d'une mesure ou d'une série de mesures est X_m avec une incertitude ΔX signifie que la valeur exacte X de la grandeur mesurée est presque certainement comprise entre $X_m - \Delta X$ et $X_m + \Delta X$. L'intervalle $[X_m - \Delta X ; X_m + \Delta X]$ s'appelle l'intervalle de confiance.

Exemple :
La mesure du diamètre D d'un cheveu a donné comme résultat $4{,}2 \times 10^{-2}$ mm avec une incertitude de $0{,}1 \times 10^{-2}$ mm.
La valeur de D a donc de grandes chances d'être comprise entre $4{,}1 \times 10^{-2}$ mm et $4{,}3 \times 10^{-2}$ mm.
L'intervalle de confiance est :

$$[4{,}1 \times 10^{-2} \text{ mm} ; 4{,}3 \times 10^{-2} \text{ mm}].$$

On peut écrire :

$$D = 4{,}2 \times 10^{-2} \pm 0{,}1 \times 10^{-2} \text{ mm}.$$

● L'incertitude ne suffit pas pour apprécier la qualité d'une mesure. Ainsi, une mesure de longueur faite à 1 mm près est très précise s'il s'agit de la longueur d'une salle de plusieurs mètres. Elle est d'une précision très médiocre s'il s'agit de l'épaisseur d'une planche de quelques millimètres.
La précision d'une mesure ou d'une série de mesures donnant comme résultat X_m avec une incertitude ΔX est : $\dfrac{\Delta X}{X_m}$. On exprime cette précision en %.

Exemple :
La précision de la mesure présente du diamètre du cheveu est : $\dfrac{\Delta D}{D} = \dfrac{0{,}1}{4{,}2} = 0{,}023$, soit 2,3 %.
On peut arrondir à 3 %, valeur entière supérieure la plus proche.
Jusqu'à 5 %, la précision est en général satisfaisante pour les expériences réalisées en classe.

2. Donner un ordre de grandeur

● **L'ordre de grandeur** d'un résultat est la valeur arrondie à la puissance de 10 la plus proche.
Exemples : rayon de la terre : 10^4 km ; masse d'un être humain adulte : 10^2 kg.

● L'ordre de grandeur permet d'apprécier la vraisemblance d'un résultat : si on trouve 10^2 m · s^{-1} pour l'ordre de grandeur de la vitesse d'un piéton, il faut refaire les calculs !

● L'ordre de grandeur permet de choisir le matériel adapté à la mesure.
Exemple : suivant l'ordre de grandeur d'une longueur à mesurer, on choisira d'utiliser un télémètre, un double décimètre, un pied à coulisse électronique, un microscope, etc.

3. Exploiter une série de mesures

● Souvent, en travaux pratiques, plusieurs groupes d'élèves réalisent la mesure de la même grandeur. Les mesures sont **indépendantes** quand elles sont réalisées par des expérimentateurs différents avec des appareils différents.

● Si la méthode utilisée n'introduit pas d'erreur systématique, c'est-à-dire la même erreur se reproduisant toujours dans le même sens, l'estimation la plus fiable de la grandeur mesurée est la **moyenne** des résultats obtenus.
Soit X_1, X_2, X_3..., X_i, ..., X_n les résultats de n mesures. La moyenne des résultats est :

$$X_m = \frac{(X_1 + X_2 + X_3 + ... + X_i + ... + X_n)}{n}.$$

● L'écart-type est une grandeur statistique qui permet de rendre compte de la dispersion des résultats pour une série de mesures indépendantes.
Cette grandeur est fournie par les calculettes utilisées en mode statistique. Elle est en général notée σ (lire « sigma »).
L'écart-type permet d'apprécier l'incertitude sur le résultat. En classe de seconde, on pourra considérer que, pour au moins 6 mesures indépendantes, l'incertitude est voisine de l'écart-type.

Exemple :
Une série de mesures indépendantes du diamètre D d'un cheveu a donné les résultats suivants (en mm) :

$$4{,}20 \times 10^{-2} ; 4{,}35 \times 10^{-2} ; 4{,}00 \times 10^{-2} ; 4{,}30 \times 10^{-2} ; 4{,}10 \times 10^{-2} ; 4{,}10 \times 10^{-2} ; 4{,}10 \times 10^{-2} ; 4{,}05 \times 10^{-2}.$$

La valeur moyenne est $D_m = 4{,}16 \times 10^{-2}$ mm ; la calculette donne $\sigma = 0{,}12 \times 10^{-2}$ mm.
Il y a donc de bonnes chances que D soit compris dans l'intervalle $[4{,}04 \times 10^{-2}$ mm ; $4{,}28 \times 10^{-2}$ mm].

Exploiter une représentation graphique

1. Obtenir un nuage de points

Exemple : on filme le mouvement d'un palet de hockey sur glace et on mesure la distance d qu'il parcourt en fonction du temps t.

t(s)	$4{,}0\times10^{-2}$	$8{,}0\times10^{-2}$	$12{,}0\times10^{-2}$	$16{,}0\times10^{-2}$
d(m)	0,40	0,80	1,35	1,75

t(s)	$20{,}0\times10^{-2}$	$24{,}0\times10^{-2}$	$28{,}0\times10^{-2}$	$32{,}0\times10^{-2}$
d(m)	2,10	2,55	3,05	3,40

Pour savoir s'il est possible d'écrire une relation simple entre d et t, on représente dans un système d'axes les points expérimentaux obtenus. On obtient alors un **nuage de points**.

2. Observer la forme du nuage de points

● On observe maintenant si les points expérimentaux semblent alignés ou non (voir sur les figures 1 à 3 les situations qui peuvent se présenter).

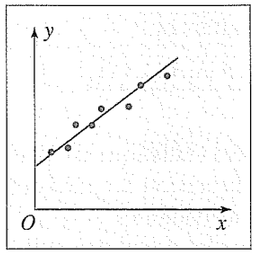


Fig. 1. Le nuage de points peut être modélisé par une droite.

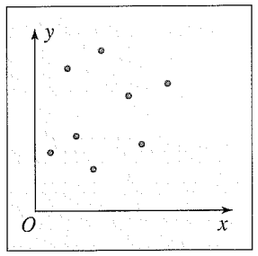


Fig. 2. Le nuage de points ne peut pas être modélisé par une courbe.

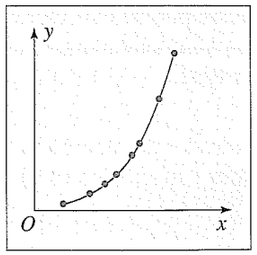


Fig. 3. Le nuage de points peut être modélisé par une courbe simple.

● Dans le cas de notre exemple (figure 4), il est possible de faire passer une droite «moyenne», c'est-à-dire une droite telle que :
– les écarts entre les points et cette droite soient les plus petits possible ;
– il y ait à peu près autant de points au-dessus de la droite qu'en dessous.

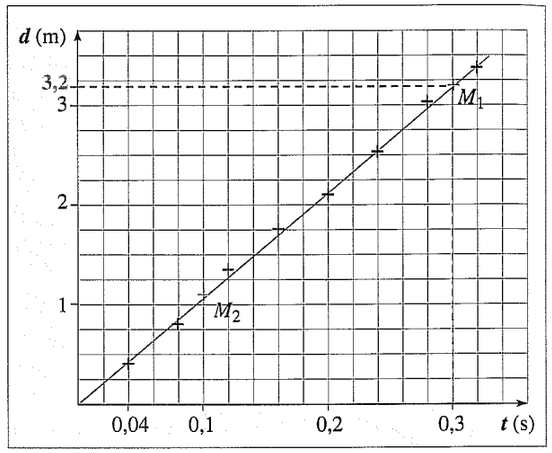


Fig. 4. Représentation graphique de l'exemple précédent.

3. Modéliser le nuage de points

● Quand il est possible de représenter une droite pour modéliser l'ensemble des points expérimentaux, on peut poursuivre l'exploitation en recherchant l'équation de la droite. Si la droite passe par l'origine, l'équation s'écrit sous la forme : $d = kt$.
k est le coefficient directeur de la droite. Il est possible de calculer numériquement k en utilisant un **point qui se trouve obligatoirement sur la droite** et dont les coordonnées sont lues sur les axes.

● Pour plus de précision, on préfère utiliser le point M_1 plutôt que le point M_2, car ses coordonnées sont connues avec davantage de chiffres significatifs, du fait que son abscisse et son ordonnée sont plus grandes que celles du point M_2.
Le calcul de k à partir du point M_2 donne :

$$k = \frac{d}{t} = \frac{3{,}2}{0{,}3} = 10{,}7 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}.$$

● En physique, un coefficient directeur est le plus souvent suivi d'une unité. Celle-ci est déterminée en faisant le rapport de l'unité de la grandeur portée en ordonnées à l'unité de la grandeur portée en abscisses. Soit, ici : $\text{m/s} = \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$.
La modélisation décrite ci-dessus peut être réalisée automatiquement en utilisant les fonctions statistiques de la calculette ou le menu de modélisation d'un tableur scientifique.

Résoudre un exercice : la rédaction et les schémas

1. La nécessité d'une rédaction détaillée

● Contrairement à l'opinion commune, il ne suffit pas «d'avoir le bon résultat» pour qu'un devoir soit complètement satisfaisant. Résoudre un exercice, c'est aussi et surtout :
– **apprendre à communiquer** son raisonnement et ses résultats.
– **s'entraîner à réfléchir**, car rédiger des explications nécessite un effort de compréhension du sujet.

● En outre, il n'est pas rare que l'on obtienne le « bon résultat » en appliquant une formule dont on ne connaît pas la signification ou bien en faisant plusieurs erreurs successives qui se compensent (ou même en jetant un coup d'œil rapide et indiscret sur la copie voisine). Le correcteur doit pouvoir vérifier le raisonnement.

● Une rédaction de qualité est recompensée le plus souvent par un avantage sur la note globale même si le barème ne le mentionne pas explicitement, ne serait-ce que grâce à l'impression favorable qu'elle procure sur le correcteur.

Une bonne rédaction comporte presque toujours : des phrases explicatives, des schémas, un calcul littéral, un calcul numérique.

2. Les phrases explicatives

Avant de commencer un calcul, dites quel est le but de ce calcul. Donnez les explications et les lois qui le justifient. Mais :

- Ne recopiez pas l'énoncé.
- Sachez qu'il n'est pas nécessaire de faire de longs discours pour aller à l'essentiel!
- Évitez les phrases passe-partout du type «il est évident que», «on sait que», «d'après le cours», «j'applique la formule».
- Ne pensez pas avoir donné une explication en écrivant en toutes lettres les calculs mathématiques (j'additionne, je divise, x est égal à y).

Exemples de rédactions incorrectes :

– «$n = \dfrac{\sin i}{\sin r} = 1{,}5$» : *il n'y a pas d'explication.*

– «On sait que $n = \dfrac{\sin i}{\sin r}$» : *phrase passe-partout n'apportant aucun renseignement.*

– «n est égal à sin i divisé par sin r» : *le calcul est énoncé en toutes lettres.*

Exemple de rédaction correcte :
«D'après la deuxième loi de la réfraction, il existe la relation :

$$\sin i = n \times \sin r.$$

Donc : $n = \dfrac{\sin i}{\sin r}$

soit : $n = \dfrac{\sin 60°}{\sin 35°} = 1{,}5$».

3. Les schémas

En illustrant la rédaction par des schémas :
– on simplifie la mémorisation des données;
– on facilite la compréhension et la visualisation du phénomène étudié;
– on augmente la clarté de la rédaction.

Le schéma peut être dessiné au crayon, mais le dessin définitif doit être repassé au crayon gras et bien taillé pour obtenir un tracé très net. Les légendes sont, elles, écrites à l'encre.

Le dessin doit être assez grand.

Le schéma doit être le plus simple possible, débarrassé des détails inutiles.

Respectez raisonnablement les rapports des dimensions des appareils entre eux et évitez de représenter des situations absurdes.

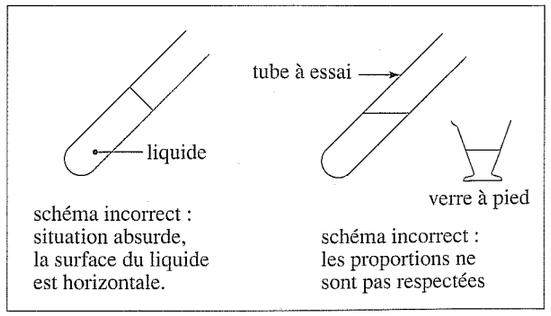


Fig. 1. Exemples de schémas incorrects.

Résoudre un exercice : la présentation des calculs

1. Le calcul littéral

Un calcul littéral est un calcul dans lequel toutes les grandeurs sont représentées par des lettres (constantes ou variables mathématiques).

a. Pourquoi faut-il faire un calcul littéral ?

- Lorsqu'on multiplie les calculs numériques, il est très difficile de retenir à quoi correspondent tous les nombres qui interviennent ; en outre, les risques d'erreurs sont très importants et l'origine des erreurs extrêmement difficile à retrouver.
- Si on étudie une série de mesures, le calcul littéral évite de refaire chaque fois la totalité des calculs. Dans les barèmes de correction, très souvent, un certain nombre de points est attribué au calcul littéral. Même si ce n'est pas le cas, si le calcul numérique est faux, mais si un calcul littéral correct est présenté, il est pris en compte dans la notation.

b. Comment présenter le calcul littéral ?

- Toutes les notations utilisées doivent être définies dans la rédaction de l'exercice si ce n'est pas déjà fait dans l'énoncé, même si leur signification peut paraître évidente.
- Il ne faut pas modifier les notations de l'énoncé.
- Évitez les expressions « mixtes », c'est-à-dire un mélange de valeurs numériques et de lettres.

Exemples :

• Énoncé :
Un automobiliste a mis 2,5 h pour effectuer le trajet de Châteauneuf à Villeneuve, deux villes distantes de 120 km. Calculer la vitesse moyenne, v, de l'automobile.

• Rédaction correcte :
« Posons : d = distance séparant les deux villes ; t = durée du trajet de la voiture ».
On ne répète pas la définition de la notation v déjà donnée dans l'énoncé.
« Par définition : $v = \frac{d}{t}$; soit : $v = \frac{120}{2,5} = 48 \text{ km} \cdot \text{h}^{-1}$ ».

• Rédactions incorrectes :
– « Par définition : $v = \frac{d}{t}$... »
Les notations n'ont pas été définies.
– « Soit d = distance et t = durée. »
Les définitions des notations sont ici trop imprécises.
– « Posons : x = vitesse de la voiture ; d = distance parcourue... »
Une notation de l'énoncé a été modifiée.
– « $v = \frac{120}{t}$ »
Résultat mixte.

2. Le résultat numérique

Lorsque le calcul littéral est terminé, remplacez les lettres par leurs valeurs avant de donner le résultat numérique.

- Ce résultat doit comporter un nombre de chiffres significatifs convenable.
- N'oubliez pas l'unité : un résultat numérique sans unité correcte n'a aucune valeur.
- Utilisez de préférence la présentation en écriture scientifique.

Si votre résultat n'est manifestement pas raisonnable (*exemple* : une bicyclette roule à une vitesse de valeur 350 km · h^{-1}), vérifiez vos calculs ou, au moins, signalez au correcteur dans votre devoir que vous vous en rendez compte.

Enfin, pour soigner la présentation et privilégier la clarté, soulignez, ou mieux, encadrez vos résultats littéraux et numériques.

La sécurité en Chimie

1. Savoir se protéger

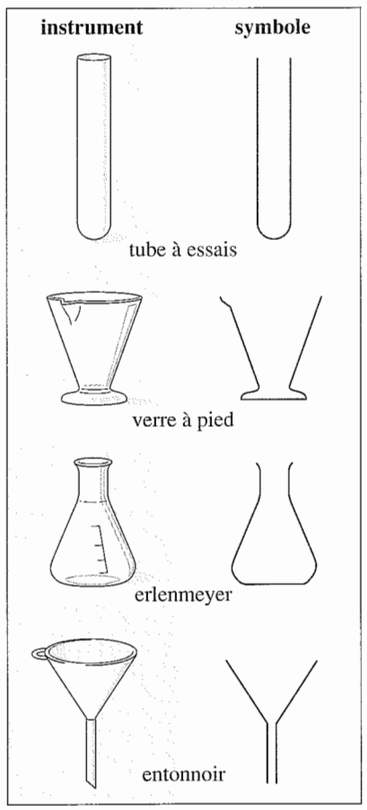
- Porter une blouse en coton : les textiles synthétiques peuvent être à l'origine de brûlures.
- Les cheveux longs doivent être attachés.
- Mettre des lunettes et des gants pour manipuler les produits dangereux (risques de brûlures aux mains et aux yeux).
- Manipuler debout, près de la paillasse.

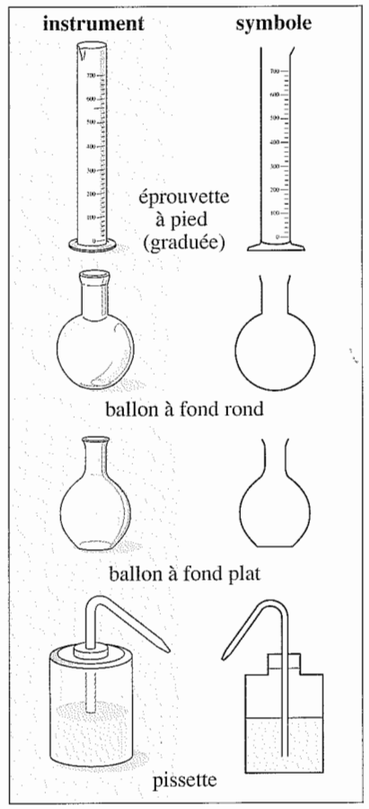
2. Être ordonné

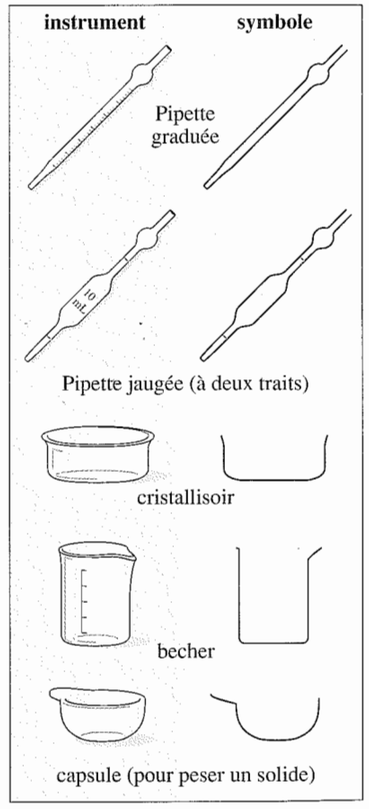
- Bien ranger les cartables sous la paillasse pour éviter de trébucher.
- Manipuler paillasse en ordre, les cahiers dans la case pour éviter de renverser des flacons.

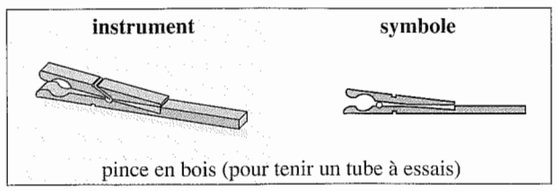
Attention !
Ne pas circuler dans la classe en portant des produits dangereux (acides concentrés, par exemple).

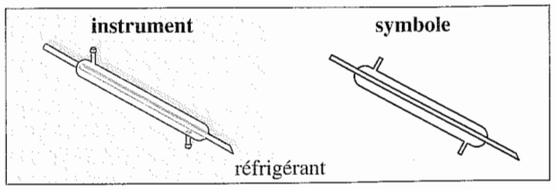
Verrerie et instruments





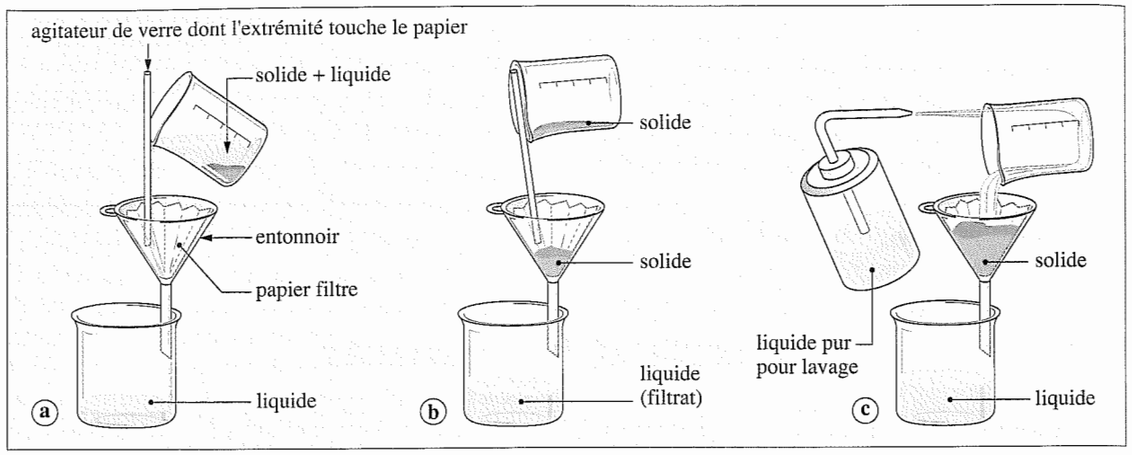






1. Séparer un liquide et un solide : la filtration

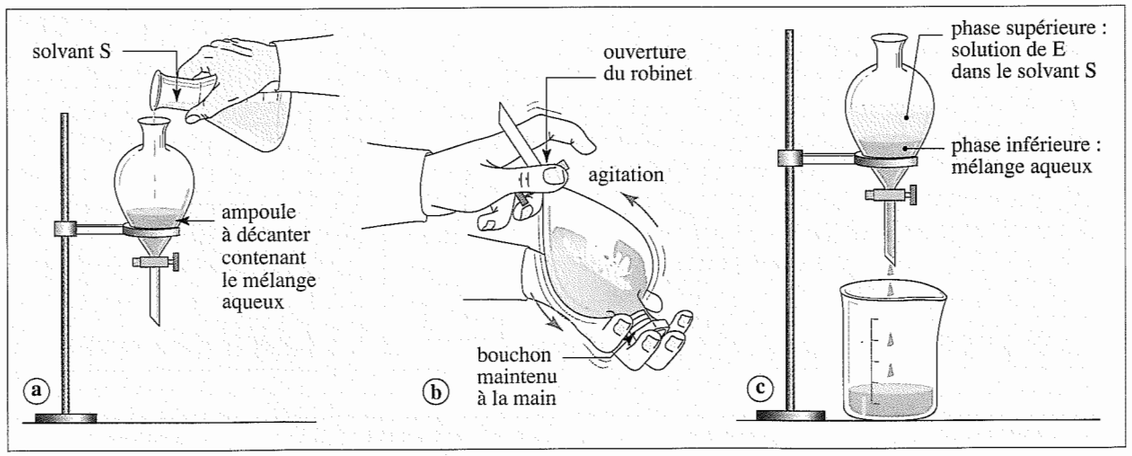
La filtration est l'opération qui consiste à séparer les particules solides se trouvant dans un liquide.



a. On verse doucement le liquide, le long de l'agitateur de verre.
b. Si on s'intéresse au filtrat contenu dans le bécher, l'opération se termine là.
c. Si on s'intéresse au solide recueilli dans le filtre, on doit rincer le récipient pour entraîner toutes les particules qui restent.

2. Réaliser une extraction par solvant

On désire extraire une espèce chimique E d'un mélange aqueux. On utilise un solvant S qui n'est pas miscible à l'eau et dans lequel l'espèce E est très soluble. Nous supposons dans les dessins que le solvant S est moins dense que l'eau.

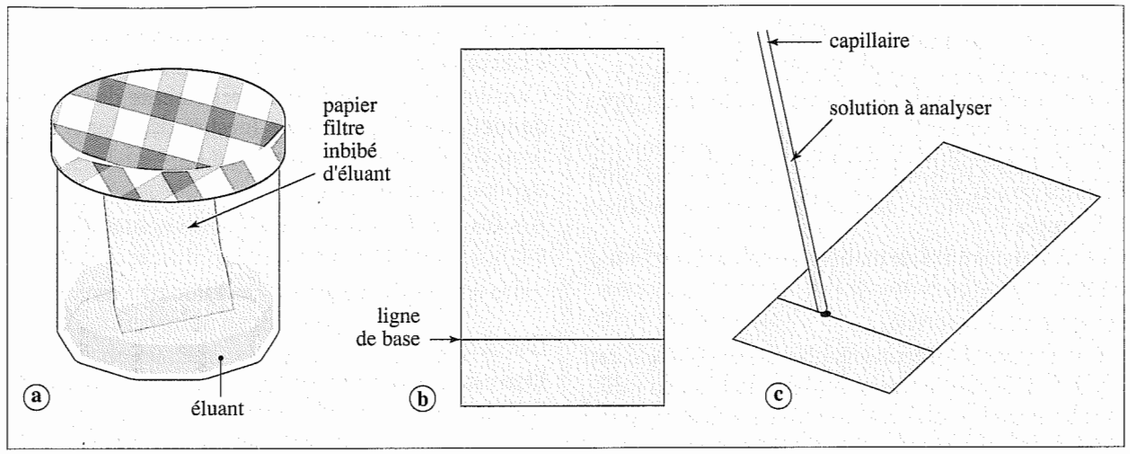


a. Dans l'**ampoule à décanter**, on introduit le mélange aqueux et le solvant d'extraction S.
b. On agite l'ensemble dans l'ampoule à décanter en effectuant, de temps à autre, un dégazage (pour faire sortir les gaz apparus lors de l'agitation).
c. On laisse reposer. Deux phases liquides apparaissent. La phase supérieure est le solvant S qui a dissous l'espèce E ; la phase inférieure est la phase aqueuse (sans intérêt). On sépare les deux phases en laissant écouler les liquides jusqu'à leur surface de séparation (ici, on évacue d'abord la phase aqueuse).

Effectuer une chromatographie sur couche mince

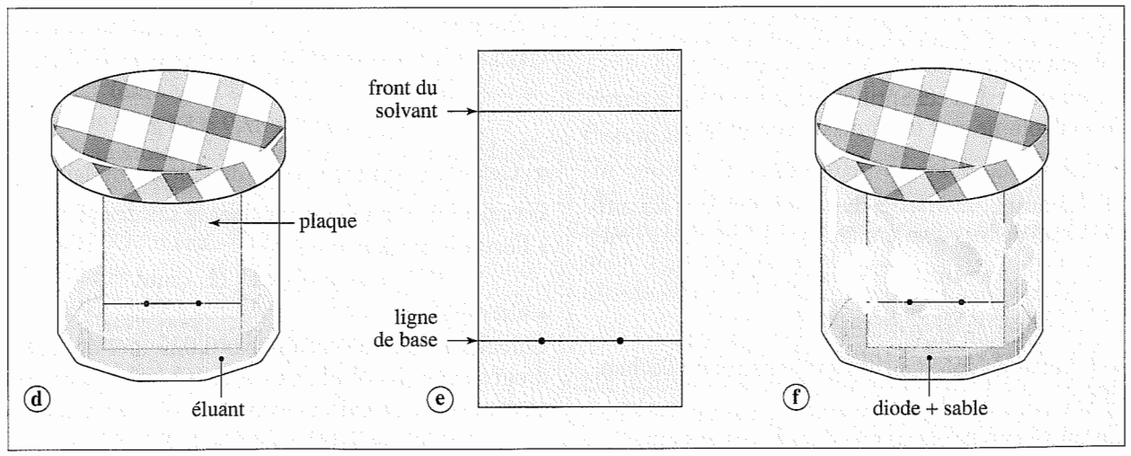
La chromatographie sur couche mince (C.C.M.) permet de séparer les espèces chimiques contenues dans un mélange liquide et, aussi, de les identifier (grâce à leur rapport frontal R_f).

Préparation



a. Préparation de la cuve à élution. Dans la cuve (récipient de verre qui peut être fermé par un couvercle, comme un pot de confiture), on introduit le solvant d'élution (sur une hauteur de 7 à 8 mm) et un papier filtre imbibé de ce solvant. Au bout d'une dizaine de minutes, la cuve est saturée en vapeurs d'éluant.
b. Préparation de la plaque. On découpe une plaque de chromatographie à la bonne dimension (pour entrer dans la cuve) et on trace la ligne de base à environ 15 mm de son bord inférieur.
c. Dépôt des substances. Avec un capillaire, on dépose une microgoutte de chaque solution à analyser sur la ligne de base.

Élution et révélation



d. Élution. La plaque est introduite dans la cuve. On laisse la migration s'effectuer jusqu'à ce que l'éluant arrive à environ 15 mm du bord supérieur de la plaque.
e. Sèchage de la plaque. On marque au crayon le niveau atteint par le front du solvant sur la plaque et on laisse la plaque sécher à l'air pendant quelques minutes.
f. Révélation. On peut révéler les taches en introduisant la plaque dans une enceinte contenant des vapeurs de diiode (ou bien avec une lampe UV). On cercle les taches avec un crayon. Après révélation, le chromatogramme est prêt à être exploité.

Calculs mettant en jeu les quantités de matière

1. Calcul de la quantité de matière *n*

● **À partir de la masse *m* de l'échantillon.**

• **Formule fondamentale :**

$$n\,(\text{mol}) = \frac{m\,(\text{g})}{M\,(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})}$$

M est la **masse molaire** de l'espèce chimique présente dans l'échantillon.

Ce calcul s'applique aussi bien aux solides et aux liquides qu'aux gaz.

• **Exemple 1 :**

Calculer la quantité de matière présente dans 54 mg d'eau.

Application de la formule :

L'eau est une espèce moléculaire ; sa formule est H_2O. On calcule la masse molaire de l'eau en utilisant les masses molaires « atomiques » figurant dans le rabat de couverture :

$$M_{H_2O} = 2\,M_H + M_O$$
$$M_{H_2O} = 2 \times 1{,}0 + 16{,}0 = 18{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

La masse *m* doit être exprimée en grammes :

$$m = 54\ \text{mg} = 5{,}4\ \times 10^{-2}\ \text{g}.$$

$$n_{H_2O} = \frac{m}{M_{H_2O}};\quad n_{H_2O}\frac{5{,}4 \times 10^{-2}}{18{,}0} = \mathbf{3{,}0 \times 10^{-3}\ mol}.$$

Conclusion :

Il y a $3{,}0 \times 10^{-3}$ mole de molécules d'eau dans 54 mg d'eau.

• **Remarque :**

La masse *m* de l'échantillon peut s'obtenir à partir de son volume *v* et de sa masse volumique ρ :

$$\rho = \frac{m}{v} \Rightarrow m = \rho v$$

Par exemple, la masse d'un volume $v = 25$ mL d'éthanol de masse volumique $\rho = 0{,}79\ \text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$ est :

$$m = \rho v = 0{,}79 \times 25 = 19{,}8\ \text{g}$$

(*v* en mL car ρ est en $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$)

● **À partir du volume *V* du gaz constituant l'échantillon.**

Ce calcul ne s'applique que dans le cas des gaz.

• **Formule fondamentale :**

$$n\,(\text{mol}) = \frac{V\,(\text{L})}{V_m\,(\text{L} \cdot \text{mol}^{-1})}$$

V_m est le **volume molaire** du gaz considéré, dans les conditions de température et de pression où le volume *V* a été mesuré.

• **Exemple 2 :**

Calculer la quantité de matière présente dans 1,0 L de méthane CH_4, volume mesuré dans les conditions où le volume molaire vaut $V_m = 25\ \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Application de la formule :

$V = 1{,}0$ L et $V_m = 25\ \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$ sont mesurés dans les mêmes conditions ; donc :

$$n_{CH_4} = \frac{V}{V_m};\ n_{CH_4} = \frac{1{,}0}{25} = \mathbf{4{,}0 \times 10^{-2}\ mol}.$$

Conclusion :

Dans ces conditions, il y a $4{,}0 \times 10^{-2}$ mole de méthane dans 1,0 L de ce gaz.

2. Calcul de la masse *m* ou du volume *V*

● **Calcul de la masse à partir de la masse molaire.**

• **Formule fondamentale :**

$$m\,(\text{g}) = n\,(\text{mol}) \times M\,(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$$

Ce calcul s'applique aussi bien aux solides et aux liquides qu'aux gaz.

• **Exemple 3 :**

Calculer la masse de 0,60 g de sulfure de fer FeS.

$$M_{FeS} = 55{,}8 + 32{,}1 = 87{,}9\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$$
$$m_{FeS} = 0{,}60 \times 87{,}9 = \mathbf{53\ g}.$$

● **Calcul du volume à partir du volume molaire.**

Ce calcul ne s'applique que dans le cas des gaz.

• **Formule fondamentale :**

$$V\,(\text{L}) = n\,(\text{mol}) \times V_m\,(\text{L} \cdot \text{mol}^{-1})$$

• **Exemple 4 :**

Calculer le volume occupé par 0,025 mol de dihydrogène dans les conditions où le volume molaire est égal à $24{,}0\ \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$V_{H_2} = 0{,}025 \times 24{,}0 = 0{,}60\ \text{L}.$$

Écrire et exploiter l'équation d'une réaction

1. Écrire l'équation d'une réaction

Pour obtenir l'équation d'une réaction chimique avec des nombres stœchiométriques correctement ajustés, il faut procéder méthodiquement de la manière suivante.

a. Déterminer les réactifs et les produits.

On trouve ces espèces en lisant l'énoncé ou en faisant appel à ses connaissances.

b. Écrire les formules des réactifs dans le membre de gauche et celles des produits dans le membre de droite.

Entre les deux membres, placer la flèche qui indique le sens de la transformation.

c. Ajuster les nombres stœchiométriques en écrivant la conservation de tous les éléments.

Procéder de manière systématique et ne faire apparaître dans l'équation finale que des nombres stœchiométriques entiers.

Par convention, le nombre 1 ne s'écrit pas.

d. Vérifier la conservation de la charge électrique.

Si la réaction met en jeu des ions (exemples : H^+, Na^+, Cl^-…), son équation doit vérifier la conservation de la charge électrique.

Exemple 1 :

L'éthanol est un liquide de formule C_2H_6O *; il brûle dans l'air. Les gaz produits par la combustion troublent l'eau de chaux et bleuissent le sulfate de cuivre anhydre initialement blanc.*

Écrire l'équation de cette réaction.

a. Une combustion est une réaction avec le dioxygène ; les réactifs sont donc l'éthanol C_2H_6O et le dioxygène O_2.

Le gaz qui trouble l'eau de chaux est le dioxyde de carbone ; le sulfate de cuivre anhydre bleuit en présence d'eau. Les produits sont donc le dioxyde de carbone CO_2 et l'eau H_2O.

b. On écrit :

$$\ldots C_2H_6O + \ldots O_2 \rightarrow \ldots CO_2 + \ldots H_2O$$

c. • Conservation de l'élément carbone :

$$1\,C_2H_6O + \ldots O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + \ldots H_2O$$

• Conservation de l'élément hydrogène :

$$1\,C_2H_6O + \ldots O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$$

• Conservation de l'élément oxygène :

$$1\,C_2H_6O + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O.$$

Finalement :

$$C_2H_6O(\ell) \rightarrow 2CO_2(g) + 3\,H_2O(\ell)$$

2. Exploiter l'équation de la réaction

a. L'équation permet de faire des correspondances en quantités de matière.

Les quantités des réactifs et produits mis en œuvre dans la transformation sont proportionnelles aux nombres stœchiométriques de l'équation.

b. Si l'énoncé donne ou demande une masse, commencer par déterminer la quantité de matière intervenant dans le calcul.

Utiliser la formule $n = \frac{m}{M}$ ou $m = nM$.

Exemple 2 :

On réalise la combustion de 0,15 mol *d'éthanol (voir exemple 1). Quelle masse d'eau obtient-on* ($M_{H_2O} = 18{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) *?*

L'équation montre que, lorsque 1 mole d'éthanol brûle, il se forme 3 moles d'eau.

On obtient donc, ici, $3 \times 0{,}15 = 0{,}45$ mol d'eau soit :

$$m_{H_2O} = 0{,}45 \times 18{,}0 = 8{,}1\ \text{g}.$$

Remarque :

Si on note $n_{C_2H_6O}$ la quantité d'éthanol brûlé et n_{H_2O} la quantité d'eau formée, la proportionnalité aux nombres stœchiométriques s'écrit :

$$\frac{n_{C_2H_6O}}{1} = \frac{n_{CO_2}}{3}\ ;\ \text{d'où :}\ n_{CO_2} = 3n_{C_2H_6O}.$$

Exemple 3 :

On réalise la combustion de 11,5 g *d'éthanol* ($M_{C_2H_6O} = 46{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$). *Quel volume de dioxyde de carbone se forme-t-il (volume molaire dans ces conditions :* $V_m = 24{,}0\ \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$) ?

On cherche d'abord la quantité d'éthanol brûlé :

$$n_{C_2H_6O} = \frac{m}{M} = \frac{11{,}5}{46} = 0{,}25\ \text{mol}.$$

L'équation montre que la combustion de 1 mole d'éthanol produit 2 moles de dioxyde de carbone ; il se forme donc ici : $n_{CO_2} = 0{,}25 \times 2 = 0{,}50$ mol CO_2.

Le volume est :

$$V_{CO_2} = nV_m = 0{,}50 \times 24{,}0 = 12{,}0\ \text{L}.$$

SAVOIR-FAIRE

Étudier une transformation en utilisant la grandeur avancement

L'état final d'une transformation s'obtient en dressant un tableau de manière à déterminer son **avancement maximal.** Procéder systématiquement de la manière suivante.

a. Déterminer l'état initial du système.

Rechercher les quantités initiales (en moles) de tous les réactifs.

b. Écrire l'équation de la réaction.

Prendre soin d'ajuster les nombres stœchiométriques sans erreur, sinon la suite du raisonnement sera fausse.

c. Dresser le tableau comportant :

- dans la première ligne : l'équation de la réaction
- dans la deuxième ligne : l'état initial du système
- dans la troisième ligne : l'état du système au cours de la transformation en fonction de l'avancement x (la signification de x pourra être fixée par l'énoncé ou bien vous serez amené à la fixer vous-même)
- dans la quatrième ligne : l'état final (cette ligne sera complétée à la fin des calculs).

d. Déterminer l'avancement maximal en écrivant que la quantité des réactifs est positive ou nulle lorsque la transformation s'arrête, par exemple du fait de la disparition de l'un, au moins, des réactifs mis en présence.
En déduire l'**état final** (4e et dernière ligne du tableau) et, éventuellement, représenter le bilan de matière en dessinant l'état initial et l'état final reliés par une flèche.

Exemple

Dans l'industrie, l'ammoniac NH_3 *(composé gazeux) est fabriqué par la réaction entre le diazote et le dihydrogène à* 450 °C *sous une pression de* 450 bar.
On introduit dans un réacteur 15 mol *de diazote et* 30 mol *de dihydrogène et on laisse la réaction s'effectuer jusqu'à ce qu'il reste* 6,0 mol *de dihydrogène dans le réacteur.*
Déterminer l'état final de cette transformation et représenter son bilan de matière.

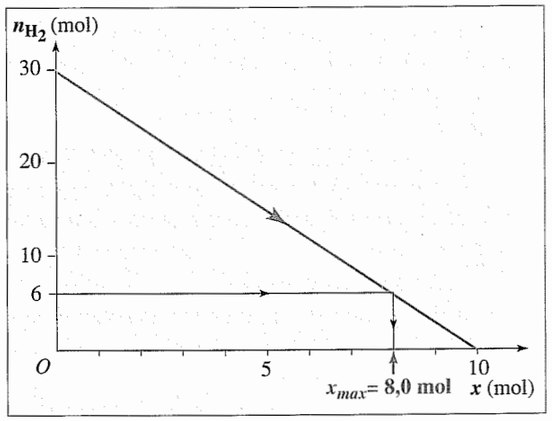
a. L'état initial est fourni par l'énoncé.

b. L'équation est : $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$.

c. x étant l'avancement, nous représentons par $2x$ la quantité de matière (en mol) d'ammoniac formé au cours de la transformation.
Quand $2x$ mol d'ammoniac sont formés, il disparaît x mol N_2 et il en reste $(15 - x)$ mol ; de même, il disparaît $3x$ mol H_2 et il en reste $(30 - 3x)$ mol.
Le tableau est alors :

Équation	$N_2(g) + 3H_2(g)$		$\rightarrow 2NH_3(g)$
État initial (mol)	15	30	0
Au cours de la transformation (mol)	$15 - x$	$30 - 3x$	$2x$
État final	...	6,0	...

d. Ici, nous ne sommes pas dans le cas usuel. À la fin de la transformation, il reste 6,0 mol H_2 ; donc :
$n_{H_2} = 30 - 3x \Rightarrow 3x_{max} = 24 \Rightarrow x_{max} = 8{,}0$ mol.
Cette valeur peut également être obtenue graphiquement (figure ci-dessous).



L'état final est :
$n_{N_2} = 15 - x_{max} = 7{,}0$ mol ; $n_{H_2} = 6{,}0$ mol ; $n_{NH_3} = 2x_{max} = 16{,}0$ mol.
Le bilan de matière se représente par :

E.I. : (P = 450 bar ; θ = 450 °C)
$N_2(g)$: 15 mol
$H_2(g)$: 30 mol

transformation chimique →

E.F. : (P = 450 bar ; θ = 450 °C)
$N_2(g)$: 7,0 mol
$H_2(g)$: 6,0 mol
$NH_3(g)$: 16,0 mol

RÉPONSES AUX EXERCICES

CHAPITRE 1

1 vide ; lacunaire ; neuf ; système solaire ; satellite ; tourne ; Galaxie.

2 a. F ; b. V ; c. F ; d. V ; e. V.

3 a. 10^7 m. b. Le Soleil. c. Plus dense au voisinage de son centre qu'à la périphérie.

5 a. Une unité de longueur.
b. La longueur de la salle de classe.
c. Un mètre-ruban.

6 a. $1{,}25 \times 10^{11}$ galaxies.
b. $1 \times 10^{11} \times 1{,}25 \times 10^{11} = 1{,}25 \times 10^{22}$ étoiles.

7 Cent cinquante millions de milliards de kilomètres.

8 Vingt huit milliards de milliards de kilomètres.

9 $r_n = 1{,}2$ fm ; $r_a = 53$ pm ; cellule : 1 µm.

10 Terre-Soleil : 150 Gm ; Soleil-Pluton : 5,9 Tm ; diamètre de la Galaxie : 950 Em ; épaisseur du renflement de la Galaxie : 150 Em ; Soleil-Centre de la Galaxie : 310 Em ; diamètre de l'amas de la Vierge : 66 000 Em.

11 Respectivement, en mètres : 10^{11} ; 10^{13} ; 10^{21} ; 10^{20} ; 10^{20} ; 10^{23}.

12

	rayon (km)	masse (kg)
Mercure	0,3824	$5{,}5 \times 10^{-2}$
Terre	1,000	1,0
Mars	0,5326	0,11
Jupiter	11,21	$3{,}2 \times 10^2$
Soleil	109	$3{,}3 \times 10^5$

13

	rayon (km)	masse (kg)
Mercure	10^3	10^{23}
Terre	10^4	10^{25}
Mars	10^3	10^{24}
Jupiter	10^5	10^{27}
Soleil	10^6	10^{30}

14 Mercure : 0,386 ua ; Saturne : 9,513 ua ; Vénus : 0,721 3 ua ; Uranus : 19,14 ua ; Mars : 1,519 ua ; Neptune : 29,98 ua ; Jupiter : 5,189 ua ; Pluton : 39,42 ua ;

15 Non, ce sont deux grandeurs de nature différente (longueur, surface).

16 a. et b. Non, grandeurs de nature différente.
c. Oui. d. Non, unités différentes.

17 a. $r_H = 53$ pm ; globule : 12 µm ; homme : 1,7 m ; $R_T = 6{,}4 \times 10^3$ km ; $r_{orbite} = 1{,}50 \times 10^8$ km ; $r_{galaxie} = 9{,}5 \times 10^{20}$ m.
b. Respectivement : 10^{-11} m ; 10^{-5} m ; 1 m ; 10^7 m ; 10^{11} m ; 10^{21} m.
c. Non. d. Échelle de puissances de 10.

18 a. Échelle : 1 cm ≙ 600×10^6 km.
c. De l'ordre de 10^6 fois plus petit.
d. La structure est lacunaire.
e. Échelle en puissances de 10.

19 a. 1 cm pour ≙ 5 000 km.
b. À environ 1,4 m.
c. Échelle en puissances de 10.

CHAPITRE 2

1 dimensions ; dimensions apparentes ; distance ; distance ; dimensions apparentes.

2 a. F ; b. V ; c. V.

3 a. 0,040 mm ; 40×10^{-6} m. b. 40×10^{-4} m.

5 – Pour l'immeuble : un double décimètre et un décamètre ou double-mètre.
– Pour le bateau : un rapporteur et un décamètre ou double-mètre.
– Pour le papier : pied à coulisse.

6 molécule : 10^{-10} m ; Everest : 10^4 m ; rayon de la Terre : 10^7 m.

7 a. 4 ; 2 chiffres significatifs.
b. Le dernier chiffre est incertain.
c. Non ; (6 400 ± 0,5) km et $(6{,}4 \times 10^3 \pm 0{,}05 \times 10^3)$ km.

8 1,00 m ; $6{,}40 \times 10^3$ km ; $4{,}81 \times 10^3$ m ; 31,0 nm.

9 a. La moyenne. b. L'incertitude.
c. $\frac{0{,}06}{2{,}44} = 2{,}5 \times 10^{-2}$, soit 2,5 %

10 b. Le joueur et la règle doivent être parallèles pour appliquer le théorème de Thalès.
c. $0{,}60 \times \frac{1{,}85}{0{,}020} = 5{,}6 \times 10^1$ m.

11 a. $\tan \alpha = \frac{1{,}55}{1{,}30} \Rightarrow \alpha = 50{,}0°$.
b. $H = 19{,}3 \times \tan 50{,}0 = 23{,}0$ m.

12 a. $OC = \frac{10{,}0}{\cos 60} = 20{,}0$ m.
b. $CS = 0{,}10 \times \frac{20{,}0}{0{,}50} = 4{,}0$ m.

13 b. $D = 2 \times \frac{58}{0{,}05} = 2 \times 10^3$ m, soit 2 km.

15 a. – Les angles (*BL*, *BC*) et (*CB*, *CL*).
– La longueur de la corde *BC*.
b. – l'angle (*OB*, *OC*) est connu à l'aide des latitudes. *OB* = *OC* = 6 400 km. Un schéma à l'échelle permet de trouver la valeur de la distance *BC*.
– Expérimentalement, les directions *BL* et *CL* sont repérées soit par rapport à la verticale, soit par rapport à l'horizontale. En reportant ces angles sur le schéma précédent, ou mesure ensuite les valeurs des angles intérieurs au triangle *BCL*.

16 a. $\alpha_A = 45{,}8°$; $\alpha_B = 41{,}0°$; *B* est plus proche de l'équateur.
b. $\alpha_A - \alpha_B = 4{,}8°$;
$R_T = \frac{360}{4{,}8} \times \frac{530}{2\pi} = 6{,}3 \times 10^3$ km.
c. Non. d. Il faut rallonger les bâtons.

CHAPITRE 3

1 opaques, vide, transparents, homogène, droite, transparent, homogène, segments, droite, rayons.

2 a. F ; b. F ; c. V ; d. V.

3 a. 300 000 km/s ; 3×10^8 m · s^{-1}.
b. longueur. c. 1 s. d. étroit et directif.

5 Il ne faut pas diriger un faisceau laser directement ou après réflexions vers un œil.

6 $c = \frac{d}{t} = 299\,792\,458$ m · s^{-1}.

7 a. 1 a.l. = distance parcourue par la lumière dans le vide en une année.
b. 1 a.l. = $3 \times 10^5 \times 365 \times 24 \times 3\,600$.
1 a.l. = $9{,}5 \times 10^{12}$ km.
c. Distance Terre-Soleil : $1{,}6 \times 10^{-5}$ a.l.
d. Une minute de lumière = $1{,}8 \times 10^7$ km.
Distance Terre-Soleil = 8,3 minutes de lumière, soit $5{,}0 \times 10^2$ secondes de lumière.

8 b. $OS = \frac{3}{5}OA$; $OS = \frac{1}{2} \times \frac{3}{5} \times 10^5 \times 9{,}5 \times 10^{12}$
$OS = 2{,}9 \times 10^{17}$ km.

c. $SA = \frac{2}{5} \times 10^5$ a.l. $\Rightarrow t_{SA} = 0{,}4 \times 10^5$ années.
$SB = \frac{8}{5} \times 10^5$ a.l. $\Rightarrow t_{SB} = 1{,}6 \times 10^5$ années.

9 a. $d = 3{,}0 \times 10^5$ a.l. $\Rightarrow d = 2{,}8 \times 10^{18}$ km.
b. $3{,}0 \times 10^5$ années.
c. Andromède est à $2{,}0 \times 10^{19}$ km.
d. $d_{Andromède}/d_{Magellan} = 7$.

10 a.

Planète	Mercure	Vénus	Terre
t (s)	195	360	500
Planète	Mars	Jupiter	Saturne
t (s)	750	2 600	4 800
Planète	Uranus	Neptune	Pluton
t (s)	9 600	15 000	19 600

b. Environ $14{,}5 \times 10^3$ s.

11 a. C'est un signal radar de même nature que la lumière. b. À la vitesse de la lumière.
c. Navigations aérienne et maritime ; contrôle de vitesse.

12 $d = \frac{1}{2}v \times t$; $d = 75$ m.

13 a. $d = 3{,}76 \times 10^8$ m ; avec 2 chiffres significatifs : $d = 3{,}8 \times 10^5$ km.
b. avec 2 chiffres significatifs : $d = 3{,}8 \times 10^5$ km. (On a fait l'hypothèse que les centres de la Terre et de la Lune, le centre de tir et le reflecteur sont alignés.)

14 a. 60,0 µm et 67,3 µm sont écrits avec 3 chiffres significatifs, les autres avec 2.
b. 0 avant ne compte pas, 0 après compte comme chiffre significatif. c. 3,8 µm.
d. $e_{moyen} = 65{,}4$ µm ; intervalle de confiance [65,4 ± 3,8] µm.

15 a. $\frac{1}{100}$ de cm ; soit : 0,1 mm.
b. $100 \times 0{,}010$ mm = 1 mm correspond à :
$60 \times 0{,}1 = 6$ mm.
Une graduation de l'oculaire correspond à 1/60 mm.

c. $e = 43 \times \frac{1}{60} = 0{,}72$ mm.

CHAPITRE 4

1 réfractation ; monochromatique ; longueur d'onde ; nanomètres.

2 a. V ; b. V ; c. F.

3 a. réponse 1 ; b. réponses 1 et 2.

4 *Exemple de rédaction :* Dans l'expérience présentée, un faisceau incident de lumière blanche rencontre une face d'un prisme. La lumière est décomposée et le faisceau qui ressort est constitué de plusieurs lumières colorées.

5 On peut éclairer en lumière blanche un verre d'eau, un bord de miroir biseauté, un tube

de stylo à bille transparent. (On peut aussi éclairer un disque compact ou un cédérom mais il ne s'agit plus, à proprement parler, de dispersion).

6 $\sin r = \frac{\sin i}{n}$, d'où : r = 49,4°.

7 a. Le faisceau laser pénètre dans l'eau en subissant une réfraction.
b. Le poisson doit nager dans le plan d'incidence.

8 a. $i = 40°$; $r = 25{,}4°$; b. $i = 45°$; $r = 28{,}1°$; c. $i = 30°$; $r = 19{,}5°$; d. $i = 0$; $r = 0$.

9 Poisson n° 2.

10 a. $\sin r = \frac{\sin i}{n}$: $r = 45°$;
b. $\sin i = n \sin r$: $i = 41{,}7°$.

11 $n = \frac{\sin 30}{\sin 20} = 1{,}46$.

12

i (degrés)	30	60	55	90	0	impossible
r (degrés)	17	38	20	50	0	60
n	1,7	1,4	2,4	1,3	1,5	1,5

13 b. $\sin r = n \sin i$: $r = 41{,}7°$.

14 Le plongeur doit regarder dans la direction des rayons réfractés; $\sin r = \frac{\sin 90}{1{,}33}$: $r = 49°$.

15 c. On n'obtiendrait pas une droite, comme c'est le cas pour le graphique tracé.
d. Prendre un point *de la droite* (et non pas un point du tableau) et calculer $\sin i / \sin r$.
On trouve : $n = 1{,}41$.

16 $4{,}0 \times 10^{-7}\ m < \lambda < 8{,}0 \times 10^{-7}\ m$;
$4{,}0 \times 10^{-1}\ \mu m < \lambda < 8{,}0 \times 10^{-1}\ \mu m$;
$4{,}0 \times 10^{2}\ nm < \lambda < 8{,}0 \times 10^{2}\ nm$.

17 656 nm : rouge; 583 nm : jaune;
486 nm : bleu.

18 a. Radiations transmises : vertes et jaunes; b. Couleur vert-jaune.

CHAPITRE 5

1 continu; raies; émission; absorption.

2 a. V; b. F; c. V.

3 a. réponse 2; b. A : 3; B : 1; C : 2.

5 Plonger le fil dans la flamme en le tenant avec la pince en bois et chercher la position pour laquelle la couleur se rapproche le plus du blanc.

6 Arcturus, Soleil, Epi.

7 Les particules de métal se refroidissent au cours de leur trajet dans l'air et leur couleur évolue du blanc au rouge foncé.

8 Le spectre de la lampe halogène est plus étendu dans le violet (spectre du haut).

9 Calcium et strontium.

10 Présence du Titane.

11 a. Superposer sur une même figure les raies des deux spectres.
b. Sur le spectre de la première figure, remplacer le fond noir par le spectre de la lumière blanche et remplacer les raies colorées par les raies noires.

12 a. Raies d'absorption dues aux éléments présents dans l'atmosphère de l'étoile.
b. Présence des éléments 1 et 2 (bien que certaines raies de l'élément 2 n'apparaissent pas dans le spectre de l'étoile).

CHAPITRE 6

1 référentiel; référentiel; distance; durée; action mécanique; force; direction; sens; valeur.

2 a. V; b. F; c. V; d. F.

3 a. 20 m · s^{-1}. b. rectiligne. c. deux forces.

5 a. Prendre des photographies d'un mobile à intervalles de temps égaux. b. Les distances successives parcourues pendant ces intervalles.

6 Le train voisin démarre dans le sens du déplacement du train de Norbert.

7 a. Dans le référentiel terrestre.
b. Vitesse nulle.

8 a. Mouvement rectiligne uniforme.
b. Immobile. Mouvement rectiligne uniforme.

9 a. $v = 0$. $v = 33{,}3$ m · s^{-1} = 120 km · h^{-1}.
b. Un point. Une droite, puis un arc de cercle.
c. Immobilité. Mouvement rectiligne uniforme, puis circulaire uniforme.

10 a. Un cercle. b. Hélice dessinée sur un cylindre. c. Un point.

11 a. Immobilité. b. Mouvement rectiligne uniforme à la vitesse du tapis. c. Mouvement rectiligne uniforme vers l'arrière à une vitesse de valeur égale à celle d'Isabelle.

13 Trois forces : le poids, vertical vers le bas, dû à l'attraction terrestre; la tension du fil (selon le fil, vers le haut, due au fil); la force magnétique (horizontale, vers la droite, due à l'aimant).

14 a. Son poids et une force exercée par le fil (tension du fil).
b. Le pêcheur : son poids, la réaction du sol et la force exercée par la canne à pêche.
Le fil : son poids, la force exercée par la canne à pêche et la force exercée par le poisson.

15 Son poids, la réaction du support, et la force exercée par le ressort transmise par la pièce métallique.

16 b. Trois forces : le poids du cube (vertical, vers le bas), la réaction du plan incliné (vers le haut) et la force exercée par la main de l'expérimentateur (parallèle au plan, vers le haut).

CHAPITRE 7

1 vitesse; direction; rectiligne uniforme; principe d'inertie.

2 a. V; b. V; c. F.

3 a. S'il n'est soumis à aucune force.
b. Peut modifier la direction de son mouvement.
c. Plus grands si sa masse est plus petite.

5 a. Mouvement uniforme puis retardé.
b. Premier cas : les forces se compensent. Deuxième cas : les forces ne se compensent pas.

6 En s'accrochant au poteau, elle exerce une force sur son corps qui modifie la direction de son mouvement.

7 Parce que sa masse est plus petite (on modifie le mouvement en exerçant une force).

8 a. Le sauteur n'est soumis qu'à son poids. La vitesse augmente car le poids modifie la valeur de la vitesse.
b. Parce que le sauteur est soumis à deux forces qui ne se compensent pas (la valeur de la tension de l'élastique est supérieure à celle du poids).
c. Parce que la vitesse change de sens (mêmes forces qu'en b).

9 Parce que la force exercée par le lanceur ne s'exerce plus; le marteau n'est plus soumis qu'à son poids.

10 a. Pour que toutes les compétitions se réalisent dans les mêmes conditions.
b. Pour que le «poids» aille suffisamment loin avec une force exercée plus faible.
c. On lance un objet; on pourrait plus judicieusement parler de lancer d'une masse.

11 Non, puisque le mouvement n'est pas rectiligne uniforme.

12 a. Le poids et la réaction du plancher qui se compensent.
b. La grille a un mouvement parce que, au moment du choc, elle est soumise à une force.

13 Skieur : non; fusée : non; skieur tracté : oui; palet : oui.

14 a. Le poids et la réaction de la glace.
b. Elles se compensent.

15 a. Parce qu'elle est soumise à une force : son poids. Pratiquement, il n'existe qu'une force (la résistance de l'air est négligeable aux faibles vitesses). Force de direction, sens et valeur constants.
b. La bille est soumise à deux forces qui se compensent : le poids et la résistance à l'avancement due à la glycérine (force de frottement visqueux).

16 a. La voiture avance, et le cascadeur se retrouve au sol. Avant le démarrage, le cascadeur est soumis à 2 forces qui se compensent car sa vitesse est nulle. Pendant le démarrage, le cascadeur est soumis aux mêmes forces et, d'après le principe d'inertie, il conserve la même vitesse (nulle). Donc, il quitte le toît du véhicule.
b. Le cascadeur est projeté vers l'avant du véhicule.
Avant le freinage, son mouvement est rectiligne uniforme, donc il est soumis à deux forces qui se compensent.
Pendant le freinage, les forces restent les mêmes et le cascadeur conserve la même vitesse (principe d'inertie). Donc, il quitte le toît du véhicule vers l'avant.

17 a. Mouvement circulaire uniforme.
b. Non, car le mouvement n'est pas rectiligne uniforme.
c. Le mouvement devient rectiligne uniforme car, maintenant, le corps est soumis à deux forces qui se compensent.
d. La vitesse est 2,0 m · s^{-1} : celle qu'il avait au début de la 2^{e} phase.

CHAPITRE 8

1 attraction gravitationnelle; gravitation universelle; poids; attraction; horizontale.

2 a. V; b. F; c. V; d. F.

3 a. Première et troisième affirmation. b. 98 N. c. Première affirmation.

5 a. Son poids. Mouvement rectiligne accéléré. Voir figure 1 du cours.
b. Trajectoire parabolique; vitesse horizontale constante (1,0 m · s^{-1}) et vitesse verticale qui augmente.

6 a. Multipliée par 2. b. Multipliée par 9. c. Divisée par 9. d. Inchangée.

7 b. et c. sont des scénarios possibles.

8 a. $F = 3{,}53 \times 10^{22}$ N. b. Avec l'échelle 1 cm ≙ 10^{22} N : forces représentées par 3,5 cm.

9 a. $F_{S/J} = 4{,}17 \times 10^{23}$ N.
b. $F_{G/J} = 1{,}64 \times 10^{22}$ N.
c. Les forces sont représentées par 4,2 cm et 0,16 cm (elles s'appliquent toutes deux sur Jupiter).
d. $F_{G/J} / F_{S/J} = 3{,}9 \times 10^{-2}$ (≈ 4 %). La force exercée par Ganymède est nettement plus petite que celle due au Soleil.

10 L'intensité de la pesanteur est environ 5 fois plus faible sur la Lune que sur la Terre.

11 a. $g = 9{,}81$ N · kg^{-1}, $P_s = 98{,}1$ N;
$g = 9{,}79$ N · kg^{-1}, $P_{MB} = 97{,}9$ N;
$g = 9{,}78$ N · kg^{-1}, $P_E = 97{,}8$ N.
b. $P = 98{,}1$ N, $g = 9{,}78$ N · kg^{-1}, $m = 100{,}3$ kg.

12 a. $P_T = 1{,}5 \times 10^4$ N; $P_L = 2{,}4 \times 10^3$ N.
b. Oui, car g_T dépend de l'altitude.
c. Même réponse.

13 a. Son poids dans la direction et le sens de $\overrightarrow{Ox}$.
b. Oui, car c'est la composante parallèle au poids. Non (v_y = cte), car c'est la composante perpendiculaire au poids.
c. En augmentant la valeur de la vitesse initiale.

14 a. La vitesse initiale est vers le haut sinon le ballon pénétrerait dans le sol. Cf. figure de l'exercice 12. b. $v_b = 3{,}8$ m · s^{-1} (comme au départ). c. Horizontalement, la distance L a été parcourue à la vitesse v_b : $t = \frac{L}{v_b} = 6{,}6$ s.

CHAPITRE 9

1 Périodique; identiquement; temps; fréquence; hertz; période; oscillateurs.

2 a. F; b. V; c. F; d. V.

3 a. Réponse 1; b. Réponse 3; c. Réponses 1 et 2; d. Réponses 1 et 2.

4 *Exemple de rédaction* : au cours du fonctionnement d'une clepsydre, le niveau de l'eau baisse et la pression diminue dans le fond du vase. Par suite, l'eau s'écoule moins vite. Il faut donc adapter la forme pour que le niveau s'abaisse régulièrement.

5 $l = \frac{T^2 g}{4\pi^2}$; soit : 1,0 m; 0,56 m; 0,25 m.

6 2 s.

7 a. 0,86 s; b. 60/0,86 = 70 battements par minute.

8 a. Durée par division (20 µs) et nombre de divisions (5 divisions);
b. Période : $5 \times 20 = 100\ \mu s = 1{,}0 \times 10^{-4}$ s; fréquence : $1{,}0 \times 10^4$ Hz.

9 a. $2{,}27 \times 10^{-3}$ s = 2,27 ms; b. 0,75 s;
c. $1{,}67 \times 10^{-9}$ s = 1,67 ns;
d. $3{,}05 \times 10^{-5}$ s = 30,5 µs.

10 a. Trotteuse (période 60 s) : $1{,}66 \times 10^{-2}$ Hz; grande aiguille (période 1 h) : $2{,}78 \times 10^{-4}$ Hz; petite aiguille (période 12 h) : $2{,}31 \times 10^{-5}$ Hz;
b. 30,2 Hz; c. Nombre de tours par seconde :

$$\frac{5000}{60} = 83{,}3 \text{ Hz}.$$

d. 50 Hz.

11 Durée nécessaire en secondes : 28×10^6 s; en jours : $\frac{28 \times 10^6}{(3\,600 \times 24)} = 324$ j.

12 a. Le Soleil se lève à l'Est : le jour se lève sur Paris avant de se lever sur New-York. Une horloge réglée à Paris est en avance sur l'heure de New-York : il faut retarder la montre.
b. À l'heure de New-York, le départ est à 4 h 45 min; durée du trajet : 8 h 20 min.
c. À l'heure de Paris, l'arrivée est à 14 h 45 min, soit 8 h 45 min, heure de New-York.
d. À l'heure de Paris, le départ est à 23 h 05 min; l'arrivée est à (30 h 20 min − 24 h), soit 6 h 20 min le lendemain.

13 Masse de cuivre dans un bouton : $m_{Cu} = \rho V$ (V = volume du bouton); nombre d'atomes : $n = \frac{m_{Cu}}{m} = \frac{\rho V}{m} = 4{,}45 \times 10^{22}$.
La durée nécessaire en secondes est :

$$4{,}45 \times \frac{10^{22}}{10^9} = 4{,}45 \times 10^{13} \text{ s, soit } 1{,}4 \times 10^6 \text{ années}$$

14 a. Durée de 12 mois lunaires :

$$29{,}53 \times 12 = 354{,}4 \text{ j}.$$

b. On ajoute 354 ou 355 jours soit 1 année solaire moins 11 jours (à 1 jour près) : 17 mars.
c. Entre le 16 juillet 622 (an 1 du calendrier musulman) et le 16 juillet 2000 : 1 378 années soit $1\,378 \times 365{,}25$ jours. En prenant 354,4 jours en moyenne pour l'année musulmane, il s'est écoulé $1\,378 \times \frac{365{,}25}{354{,}4} = 1\,420$ années du calendrier musulman. Donc l'an 2000 du calendrier grégorien correspond (à une année près) à l'an 1420 du calendrier musulman.

15 a. Ce calendrier tient compte à la fois du cycle solaire et du cycle lunaire.
b. Nombre de mois lunaires écoulée en 19 années solaires : $19 \times \frac{365{,}24}{29{,}54} = 234{,}9$ soit pratiquement un nombre entier.

CHAPITRE 10

1 vitesse; rectiligne; chocs; pressante; perpendiculaire; point; pascal; bar.

2 a. V; b. F; c. F; d. V; e. V.

3 a. chocs; b. 1 bar = 10^5 Pa; c. $F = P \times S$.

4 La pression d'un gaz dépend des variables température, volume et quantité de matière.
Par exemple, lorsque l'on chauffe l'air contenu dans un ballon fermé (le volume de l'air et la quantité de matière restent constants), la pression de l'air augmente.

5 a. Manomètre absolu, puisqu'il veut faire une mesure.
b. L'orientation du capteur n'a aucune importance, la pression dans un gaz est la même dans toutes les directions.

6 Les molécules se répartissent également entre les 2 flacons.

7 a. Les molécules gazeuses sont animées de grandes vitesses et elles occupent tout l'espace qui leur est offert.
b. Le gaz est expansif.
c. Ligne brisée allant du flacon au nez.

8 a. Les molécules se déplacent à grande vitesse, dans toutes les directions, et occupent tout le volume mis à leur disposition.
b. Pendant son mouvement, une molécule de dioxygène entre en collision avec d'autres molécules et avec les parois de la salle de la classe et tout ce que cette salle contient. Entre deux chocs, le mouvement est rectiligne uniforme.

9 Le mouvement brownien est le mouvement de petites particules introduites dans un gaz. Il est dû au choc des molécules du gaz sur les petites particules. Pour avoir ces chocs, il faut que les molécules se déplacent de façon totalement désordonnée.
Il en serait de même dans un liquide car les molécules roulent les unes sur les autres. Dans un solide on ne peut pas mettre en évidence ce mouvement car les atomes n'ont pas de mouvement propre par rapport au solide.

10 − Paramètre qui peut varier : température.
− Paramètres constants : volume, quantité de matière.

11 − Paramètres qui peuvent varier : température, volume.
− Paramètre constant : quantité de matière.

12 − Augmenter la température.
− Réduire le volume de la bouteille.

13 $P = 1{,}013$ bar.

14 a. $P = 2{,}3 \times 10^5$ Pa.
b. $P = 2{,}3 \times 10^5 + 1{,}013 \times 10^5 = 3{,}3 \times 10^5$ Pa.
c. Pour une même quantité de matière et un même volume, la pression augmente avec la température.

15 a. $F = 1{,}3 \times 10^5 \times 5{,}3 \times 10^{-2} = 6{,}9 \times 10^3$ N.
b. Lorsque la pression de la vapeur sur le couvercle devient trop forte, cette vapeur doit pouvoir s'échapper; c'est le rôle de la soupape. Cela permet d'éviter l'explosion.

16 $F = 1{,}8 \times 10^5 \times 1 \times 10^{-4} = 2 \times 10^1$ N.

17 $F = 1{,}030 \times 10^5 \times 3{,}5 = 3{,}6 \times 10^5$ N.
b. La même force s'exerce de l'autre côté de la vitre. Les forces se compensent.
c. $P = 3{,}6$ bar.

18 a. $P_{gaz} > P_{atm}$. b. $P_{gaz} < P_{atm}$.

19 ● Pour que l'eau coule, il faut que la pression de l'air à l'intérieur de la bouteille soit égale à la pression de l'air à l'extérieur.
Si la bouteille est bouchée, dès qu'un peu d'eau a coulé, la pression de l'air à l'intérieur est inférieure à la pression de l'air à l'extérieur. L'eau ne peut plus couler.
● En chimie, il faut appuyer sur les pissettes pour faire sortir l'eau (on augmente ainsi la pression de l'air dans la pissette).

CHAPITRE 11

1 PV; point triple; solide; liquide; vapeur; 273,16 K; $T = \theta + 273{,}15$; kelvins; Celsius.

2 a. V; b. V; c. F; d. F; e. F; f. F.

3 a. Des gaz… b. Augmente. c. Nulle.

5 a. Il faut que le thermomètre soit à la même température que celle qu'il doit mesurer.
b. Équilibre thermique entre le thermomètre et le milieu dont on veut mesurer la température. La grandeur thermométrique (qui dépend de la température) ne varie plus.

6 a. Il y a un transfert thermique du fer vers l'eau, jusqu'à ce que le fer et l'eau soient en équilibre thermique.
b. 30 °C < $\theta_{équilibre}$ < 60 °C.

7 a. Du thermomètre vers le mélange d'eau et de glace.
b. On a un équilibre thermique lorsque les 2 corps en contact sont dans le même état thermique. Équilibre thermique : thermomètre − air de la salle; thermomètre − mélange eau + glace.

8 a. Transfert thermique de l'air de la cuisine vers les glaçons.
b. Oui, les glaçons vont fondre et l'eau sera à la température de la cuisine.

c. Non, car la bouteille thermos isole les glaçons de l'air de la cuisine.

9 a. Il faut ajouter de l'eau froide. Il y a transfert thermique de l'eau chaude vers l'eau froide.
b. La température de l'eau diminue jusqu'à la température de la salle de bain. Il y a transfert thermique de l'eau vers l'air.

10 a. Transfert thermique de l'eau (à 15 °C) vers les glaçons. Les glaçons fondent, la température de l'eau du verre diminue.
b. $\theta = 0$ °C s'il reste des glaçons non fondus.
$\theta > 0$ °C s'il ne reste pas de glaçons.
c. Oui. On a plus de chance d'avoir de l'eau à 0 °C avec des glaçons non fondus.

11 $\theta = 1\,337 - 273 = 1\,064$ °C.

12 L'unité dans cette échelle est le kelvin.

13 1 °C = 1 K. 10 °C = 10 K

14 $T = 273{,}16$ K. $\theta = 0{,}16$ °C.

15

Échelle absolue (K)	Échelle Celsius (°C)
295	22
300	27
243	− 30
125	− 148
256	− 17
139	− 134

16 Degré Celsius. En kelvins, il n'y a pas de température négative.

17 Au Soleil, la température de l'hélium augmente, ce qui fait augmenter la pression dans les ballons. Quand cette pression devient trop grande, les ballons explosent.

18 Le volume de l'air dans la barquette est constant. En chauffant, la pression de l'air a augmenté, provoquant finalement l'explosion de la barquette.

19 Le volume et la quantité de matière de l'air du bateau sont constants et la pression augmente avec la température.

$$P_1 < P_3 < P_2$$

20 a. Lorsque l'agitation moléculaire cesse, on atteint le zéro absolu. On ne peut pas dépasser cette limite.
b. Non, l'agitation moléculaire peut augmenter sans fin.

21 a. Fahrenheit (1686 – 1736) : physicien allemand.
b. La température normale du corps humain est une référence peu précise.
c. 100 °C correspondent à 212 − 32 = 180 °F.
1 °C correspond à 1,8 °F ou 1 °F = 0,56 °C.
d. 10 °F correspondent à − 12 °C.
50 °F correspondent à 10 °C.
e. 50 °C correspondent à 122 °F.
75 °C correspondent à 75 × 1,8 + 32 = 167 °F.

22 a. Celsius (1701 – 1744) : astronome et physicien danois.
b. 100 divisions entre le 0 °C et le 100 °C.
c. L'échelle absolue ne dépend que de la température du point triple de l'eau.
L'échelle Celsius se déduit aujourd'hui de l'échelle absolue. Elle n'est plus rigoureusement centésimale.

CHAPITRE 12

1 pression; température; points matériels; d'interaction; PV; faible; gaz parfait.

2 a. F; b. F; c. V; d. V.

3 a. 1er et 3ème. b. 1er et 3ème.

5 Capteurs pression et température dans un ballon en verre de volume constant, enfermant une quantité d'air constante.
On fait varier la température de l'air (ballon dans un chauffe – ballon thermostaté ou dans de l'eau chaude à différente température).
À partir du tableau des résultats on trace $P = f(T)$.

6 a. La pression double.
b. P est proportionnelle à T. On ne peut rien prédire si la température est en °C.

7 a. P double. b. P double. c. P est divisée par 4.

8 a. T, V, P, n.
b. V et n restent constants. T augmente; l'agitation augmente donc la pression augmente.

9 a. T, V, P, n.
b. V reste constant ainsi que T. P et n varient.
c. n augmente, donc P augmente. Le bouchon va partir lorsque la pression sera trop importante.

10 $PV = RT$;
$PV = 8{,}31 \times 273 = 2{,}27 \times 10^3$ Pa · m^3.

11 V et n restent constants. P est proportionnelle à T.

$$P_{50} = \frac{T_{50}}{T_{20}} \times P_{20}.$$

$$P_{50} = \frac{273 + 50}{273 + 20} \times 1{,}013 \times 10^5 = 1{,}12 \times 10^5 \text{ Pa}.$$

12 a. $V = nV_m$

$V = 2{,}0 \times 22{,}4$ L $= 44{,}8$ L ≈ 45 L.
b. $V = 0{,}10 \times 22{,}4 = 2{,}2$ L.
c. Dans les conditions normales, 0,10 mol occupe un volume de 2,2 L, donc le gaz n'est pas dans les conditions normales.
Prenons $T = 293$ K par exemple :

$$P = \frac{nRT}{V};\ P = \frac{0{,}10 \times 8{,}31 \times 293}{1{,}0 \times 10^{-3}} = 2{,}4 \times 10^5 \text{ Pa}.$$

13 a. Avant que la soupape ne se soulève : n_{air} = cte; la quantité d'eau vapeur augmente; V = cte; T = augmente; P augmente.
Après que la soupape s'est soulevée, la quantié de matière de gaz à l'intérieur de l'auto-cuiseur est constante : n = cte; V = cte; T = cte; P = cte.
b. La force pressante due à la pression du gaz sur la soupape.

14 a. $n = m/M$, $n = \dfrac{13 \times 10^3}{58{,}0} = 224$ moles.

b. $V = \dfrac{nRT}{P}$, $V = \dfrac{224 \times 8{,}31 \times 293}{1{,}013 \times 10^5} = 5{,}38$ m^3.

c. Non, il restera un volume de butane, égal au volume de la bouteille, dans la bouteille.

15 a. $n_{O_2} = \dfrac{PV}{RT}$;

$$n_{O_2} = \frac{1{,}013 \times 10^5 \times 1{,}0 \times 10^{-3}}{8{,}31 \times 293} = 4{,}2 \times 10^{-2} \text{ mol}.$$

b. ● $P = \dfrac{nRT}{V}$;

$$P = \frac{4{,}2 \times 10^{-2} \times 8{,}31 \times 353}{1{,}0 \times 10^{-3}} = 1{,}2 \times 10^5 \text{ Pa}.$$

● $\dfrac{P_1}{P_2} = \dfrac{T_1}{T_2}$, $P_2 = P_1 \times \dfrac{T_2}{T_1}$,

$$P_2 = 1{,}013 \times 10^{-5} \times \frac{353}{293} = 1{,}2 \times 10^5 \text{ Pa}.$$

P_2 n'est pas très grande donc la valeur théorique doit être proche de la valeur expérimentale.
c. Il a fallu atteindre l'équilibre thermique entre le dioxygène et l'eau.

16 a. La température doit rester constante, il faut pousser ou tirer le piston très lentement et attendre que l'équilibre thermique de l'air enfermé avec l'air extérieur soit réalisé.
b. $\theta = 19$ °C, $PV = P'V'$, $P' = 7{,}8 \times 10^4$ Pa ($V' = 10{,}5$ mL, $P' = 7{,}8 \times 10^4$ Pa, $\theta = 19$ °C).
c. $PV = P''V''$, $P'' = 3{,}3 \times 10^5$ Pa ($V'' = 2{,}5$ cm^3, $P'' = 3{,}3 \times 10^5$ Pa, $\theta = 19$ °C).
Cette pression est grande, l'air ne se comporte plus comme un gaz parfait. La valeur déterminée expérimentalement doit être différente.

CHAPITRE 13

1 cinq; tests; d'eau; bleuit; liqueur; Fehling.

2 a. F; b. V; c. V; d. F; e. F.

3 a. Avec du sulfate de cuivre anhydre.
b. À mesurer l'acidité d'une solution.
c. Glucose.

5 Action de l'eau de chaux sur la boisson. Si la boisson n'est pas colorée (et pas trop concentrée en dioxyde de carbone; sinon dissolution du précipité), pas de difficulté; si la boisson est colorée, filtrer pour faire apparaître le trouble de l'eau de chaux.

6 a. Voir paragraphe 1.1.B.
b. Tests semblables à ceux du paragraphe 1.2 (utilisation du jus de la pomme pour le pH).

7 a. Voir paragraphe 1.1.B.
b. Tests semblables à ceux du paragraphe 1.2 plus le test de l'amidon (eau d'iode).
c. Préciser couleur, acidité, espèces mises en évidence.

8 La pomme contient de l'éthanal (en petite quantité).

9 a. Les brins de laine sont devenus verts, la solution s'est décolorée. b. Les constituants du sirop se sont fixés sur la laine (principe de la teinture).

10 a. Liquide basique ne contenant ni colorant ni arôme. b. Test de l'eau. Prise du pH (en solution aqueuse). Test du glucose, de l'amidon...
c. De l'air.

11 a. Naturels : huiles végétales en l'état, eau, protéines et lactose du lait, acide lactique...
Synthétiques : huiles végétales hydrogénées, sorbate de sodium...
b. Huile provenant d'une espèce végétale (ex. huile de colza, de tournesol).
c. Huile végétale ayant fixé de l'hydrogène. On obtient un produit solide : la margarine.
Produit contenant à la fois des espèces naturelles et des espèces synthétiques.
d. Produit destiné à augmenter la durée de conservation de la margarine.
e. Produit destiné à mettre la margarine sous forme d'une émulsion.

12 a. Corrosif : qui détruit lentement par réaction chimique. Caustique : qui attaque les tissus animaux et végétaux.
b. Corrosif. c. NaOH.
d. Par réaction avec l'eau des tissus.

CHAPITRE 14

1 ébullition; infusion; entraînement; vapeur; solvant; relargage.

2 a. F; b. F; c. V; d. V.

3 a. La laisser séjourner à froid dans un liquide. b. Parce que certaines plantes sont trop fragiles. c. S'ils sont non miscibles et ont des densités différentes.

5 a. Oui; dans une ampoule à décanter; à la cuisine, verser, avec précaution, la phase supérieure (l'huile) dans un autre récipient.
b. Évaporer la solution.

6 a. Figure 4 du cours. b. Le cyclohexane.
c. Pour que la pression atmosphérique s'exerce au-dessus des deux phases.

7 Pour relarguer les produits à extraire, c'est-à-dire les faire passer dans la solution organique (qui est la phase supérieure).

8 a. Figure 4 avec la phase organique au-dessus. b. Laisser écouler la phase aqueuse et l'écarter puis laisser écouler la phase organique contenant le limonène.

9 $m = \dfrac{100 \times 800}{0{,}25} = 2{,}0 \times 10^4$ kg $= 20$ tonnes.

10 Le benzène, car il dissout l'acide chrysophanique et il est non miscible à l'eau.

11 a. Figure 6 du cours.
b. Entraîner les produits que l'on veut extraire.
c. Condenser les vapeurs.

12 géraniol : géranium; eugénol : clous de girofle; anéthole : anis étoilé; indole : fleur de jasmin; limonène et citral : citron.

CHAPITRE 15

1 éluant; aluminium; gel; silice; migration; rapport frontal.

2 a. V; b. V; c. F.

3 a. La phase mobile. b. Deux réponses bonnes. c. Le moins dense surnage.

5 Dans deux tubes à essais, placer de l'éthanol et de l'acide acétique; placer les tubes dans la glace. Du solide apparaît dans le tube contenant l'acide acétique.

6 a. Les 3 produits sont liquides. b. État liquide. c. Extraction par l'éther qui est non miscible à l'eau.

7 Apparition de deux phases. Phase supérieure : solution de limonène dans le cyclohexane; phase inférieure : eau.

8 a. Dans le toluène.
b. Ampoule avec la phase organique (toluène) au-dessus.
c. Faire écouler la phase aqueuse (que l'on écarte) puis la phase organique qui contient la menthone.

9 a. Chromatogramme. b. B est une substance pure (ainsi que la référence). c. A contient du menthol; B n'en contient pas.

10 a. 3 et 4 sont des substances pures. b. 3 est un constituant commun aux échantillons 1 et 2.

CHAPITRE 16

1 synthèse; réfrigérant; vapeurs; ballon; identifier; extraite, mélange naturel.

2 a. F; b. V; c. V.

3 a. Pour opérer à température élevée; pour éviter que des espèces toxiques ou simplement malodorantes ne se répandent dans la salle.
b. Les 3 réponses sont bonnes.

4 Opérer à température élevée et éviter les pertes de matière vers l'extérieur.

5 a. Du limonène (produit commercial).
b. Effectuer une chromatographie.

6 a. Judith n'a pas à s'inquiéter : les gouttes qui tombent constituent le reflux. Son montage fonctionne.
b. Pierre doit s'inquiéter : son montage à reflux ne fonctionne pas. Il doit faire circuler l'eau dans son réfrigérant.

7 a. La soude et l'huile (corps gras).
b. Réfrigérant, ballon, grain de pierre ponce, chauffe-ballon.
c. Opérer à température élevée.
d. Faire revenir les vapeurs dans le ballon.

8 Le savon se dissout très mal dans l'eau salée. b. Relargage pour faire précipiter le savon.

9 a. Extraction par solvant.
b. Ces produits sont identiques.
c. Effectuer une chromatographie.

10 1.a. Figure 6 du cours.
b. Renvoyer les vapeurs dans le ballon. L'eau froide entre par la partie inférieure et l'eau tiède sort par la partie supérieure.
c. Régulariser l'ébullition.
d. Pour opérer à température élevée.
2.a. Schéma d'une ampoule à décanter. La phase organique est la phase inférieure.
b. L'odeur de l'essence de Wintergreen.

11 a. Ligne de base et front du solvant.
b. Entraîner plus ou moins rapidement les diverses espèces.
c. Le produit obtenu est de l'essence de Wintergreen; il ne contient pas d'acide salicylique.

12 a. Entraînement à la vapeur (hydrodistillation). b. Entraîner les espèces odorantes contenues dans les fleurs.
c. Condenser l'eau et les vapeurs des espèces odorantes. Pour avoir une meilleure efficacité (contact plus long avec les vapeurs).
d. Partie supérieure (produit organique).

13 a. Entraîner plus ou moins les espèces à séparer. b. Révéler le chromatogramme.
c. Bon accord avec l'indication. Le chromatogramme met en évidence 4 constituants (4 taches) dont le linalol et l'acétate de linalyle.

CHAPITRE 17

1 2000; électron; noyau; charge élémentaire; $1{,}60 \times 10^{-19}$ C; $- 1{,}60 \times 10^{-19}$ C.

2 a. V; b. V; c. F; d. V; e. F.

3 a. 14 protons; 28 nucléons; 14 neutrons.
b. $1{,}67 \times 10^{-27}$ kg. c. Protons. d. $^{197}_{79}$Au.

5 Elles contiennent l'élément cuivre.

6 a. $^{12}_{6}$C : 6 protons, 6 neutrons;
$^{13}_{6}$C : 6 protons, 7 neutrons.
b. Atomes isotopes.

7 a. 13 protons et 13 électrons.
b. Les protons appartiennent au noyau.

8 $^{56}_{26}$Fe : 26 protons, 30 neutrons, 26 électrons.
$^{84}_{36}$Kr : 36 protons, 48 neutrons, 36 électrons.
$^{195}_{78}$Pt : 78 protons, 117 neutrons, 78 électrons.

9 a. 127 nucléons, 53 protons, 74 neutrons.
b. 53 électrons.

10 a. 23 nucléons. b. 11 protons, 12 neutrons, 11 électrons.

11 Atome 1 : 28; 28; 31; 59.
Atome 2 : 17; 17; 18; 35.
Atome 3 : 13; 13; 14; 27.
Atome 4 : 92; 92; 143; 235.

12 a. 40 nucléons. b. $^{40}_{20}$Ca.

13 B : 11; 5; 6; 5. Mg^{2+} : 25; 12; 13; 10.
O^{2-} : 18; 8; 10; 10.

14 $^{7}_{3}$Li : 3 protons, 4 neutrons, 3 électrons.
$^{27}_{13}Al^{3+}$: 13 protons, 14 neutrons, 10 électrons.
$^{32}_{16}S^{2-}$: 16 protons, 16 neutrons, 18 électrons.

15 a. $Z = 30$; $^{64}_{30}$Zn. b. $Z = 28$; $^{58}_{28}$Ni.

16 $2{,}5 \times 10^{22}$ atomes. Nombre extrêmement grand.

17 $1{,}1 \times 10^{-22}$ g. Masse extrêmement petite.

18 a. $^{1}_{1}$H; $^{235}_{92}$U.
b. $m_H \approx m_p = 1{,}673 \times 10^{-27}$ kg.
$m_U \approx 92m_p + 143m_n = 3{,}934 \times 10^{-25}$ kg.
$m_U \approx 235m_H$.

19 $m_{Br} \approx 35m_p + 44m_n = 1{,}323 \times 10^{-25}$ kg
$m_{Br} \approx m_{Br^-}$.

20 $m_{atome} \approx 56m_p = 9{,}35 \times 10^{-26}$ kg;

$$N_{Fe} = \frac{2{,}6 \times 10^{-3}}{9{,}35 \times 10^{-26}} = 2{,}78 \times 10^{22} \text{ atomes}.$$

21 a. 29 protons, 34 neutrons.
b. $m_{noyau} \approx 63m_p = 1{,}05 \times 10^{-25}$ kg.
c. $m_{atome} \approx m_{noyau} = 1{,}05 \times 10^{-25}$ kg.
d. L'approximation est égale à la masse des électrons : $29m_e = 2{,}64 \times 10^{-29}$ kg.

$$\text{Erreur relative} = \frac{2{,}64 \times 10^{-29}}{1{,}05 \times 10^{-25}} \times 100 = 0{,}025\ \%.$$

22 $^{31}_{15}$P et $^{32}_{15}$P; $^{31}_{16}$S et $^{32}_{16}$S sont des isotopes.

23 a. $^{63}_{29}$Cu; $^{64}_{29}$Cu; $^{65}_{29}$Cu. Isotopes.
b. 29 électrons (pour l'atome, Z est aussi le nombre d'électrons).

24 a. Noyaux isotopes : même nombre de protons, nombres de neutrons différents.
b. $m_{54} \approx 54\ m_p = 9{,}02 \times 10^{-26}$ kg;
$m_{56} \approx 56m_p = 9{,}35 \times 10^{-26}$ kg.
Les masses des deux noyaux sont différentes.

25 Ils contiennent l'élément cuivre.

26 a. **Histogramme** : prenons 1 cm pour 10 %.
● H : 7,5 cm; He : 2,3 cm; autres : 0,2 cm.
● Fe : 3,5 cm; O : 3,0 cm; Si : 1,5 cm; Mg : 1,3 cm; Ni : 0,2 cm; autres éléments : 0,8 cm.
b. Les abondances relatives sont complètement différentes.

CHAPITRE 18

1 couches électroniques; K, L et M; K; saturée; L; saturée; 8; M.

2 a. F; b. V; c. F.

3 a. 7 électrons. b. $(K)^2(L)^6$. c. 1 électron.

5 a. Na : $(K)^2(L)^8(M)^1$; Na^+ : $(K)^2(L)^8$. La couche externe est devenue la couche L et elle est saturée.
b. Cl : $(K)^2(L)^8(M)^7$; Cl^- : $(K)^2(L)^8(M)^8$. La couche externe s'est saturée.

6 a. Li : $(K)^2(L)^1$. b. F : $(K)^2(L)^7$.

7 a. $(K)^2(L)^1$. b. 3 électrons (couche L).

8 a. 3 électrons périphériques.
b. Z = 13. c. $^{27}_{13}$Al.

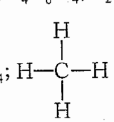
9 He : $(K)^2$. C : $(K)^2(L)^4$. P : $(K)^2(L)^8(M)^5$.

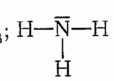
10 $(K)^2(L)^5$: $^{14}_{7}$N; $(K)^2(L)^8(M)^2$: $^{24}_{12}$Mg; $K)^2(L)^8(M)^8$: $^{40}_{18}$Ar.

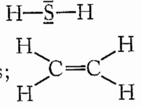
11 a. 4 électrons. b. $Z=14$.
12 a. Ne : $(K)^2(L)^8$; Ar : $(K)^2(L)^8(M)^8$.
b. Même couche externe à 8 électrons.
13 a. $(K)^2(L)^8(M)^1$.
b. Na^+ : $(K)^2(L)^8$; 8 électrons.
14 a. $(K)^2(L)^7$. b. F^- : $(K)^2(L)^8$; 8 électrons.
15 a. N : $(K)^2(L)^5$; P : $(K)^2(L)^8(M)^5$.
b. 5 électrons (le même nombre).

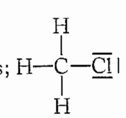
CHAPITRE 19

1 covalente; électron; externe; doublet liant; doublets non liants; duet; l'octet; tous.
2 1. a. V; b. F; c. F; 2. F.
3 a. 4. b. Pyramidale. c. Plane (évidence), coudée. d. Des formules semi-développées différentes.
5 a. 4 trous dans des directions à 109°. Pour obtenir une structure tétraédrique.
b. Oui, car chaque atome de carbone a une structure tétraédrique (4 directions de liaison).
6 a. F : $(K)^2(L)^7$; non; l'atome de fluor n'est pas une espèce stable.
b. F^- : $(K)^2(L)^8$; oui; l'ion fluorure est une espèce stable.
7 a. Li : $(K)^2(L)^1$; règle de l'octet non satisfaite. b. Li^+ : $(K)^2$; règle du « duet » satisfaite.
8 a. Mg : $(K)^2(L)^8(M)^2$; O : $(K)^2(L)^6$.
b. Mg^{2+} (en perdant les 2 électrons de la couche M); O^{2-} (en captant 2 électrons).
c. $(K)^2(L)^8$: règle de l'octet satisfaite.
9 a. ${}^{9}_{4}Br^{2+}$ (règle du « duet » satisfaite);
${}^{24}_{12}Mg^{2+}$, ${}^{16}_{8}O^{2-}$, ${}^{19}_{9}F^-$ (règle de l'octet satisfaite).
10 a. S : $(K)^2(L)^8(M)^6$. b. S^{2-} de structure $(K)^2(L)^8(M)^8$: règle de l'octet satisfaite.
11 a. Stable car la règle de l'octet est satisfaite.
b. 3 électrons de plus; $(K)^2(L)^8(M)^3$; $Z = 13$.
12 a. Si : silicium; P : phosphore.
b. $CHCl_3$; C_4H_9Cl; $C_4H_6Cl_4$; C_2H_5ON.

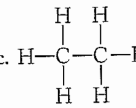
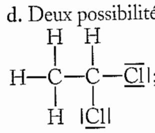
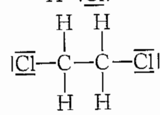
13 Méthane : CH_4;  ; tétraédrique.

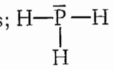
Ammoniac : NH_3;  ; pyramidale.

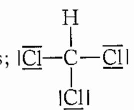
Eau : H_2O; $H-\overline{O}-H$; coudée.
14 H_2 : 1 doublet; H—H.
Cl_2 : 7 doublets; $|\overline{Cl}-\overline{Cl}|$
N_2 : 5 doublets; $|N\equiv N|$ (liaison triple).
O_2 : 6 doublets; $\langle O=O\rangle$ (liaison double).
H_2S : 4 doublets; $H-\overline{S}-H$
C_2H_4 : 6 doublets; 
(liaison double).
CO_2 : 8 doublets; $\langle O=C=O\rangle$ (deux liaisons doubles).

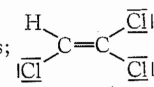
CH_3Cl : 7 doublets; 

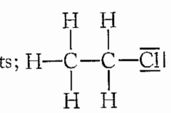
HCl : 4 doublets; $H-\overline{Cl}|$
15 a. H : $(K)^1$; C : $(K)^2(L)^4$; Cl : $(K)^2(L)^8(M)^7$.
b. C_2H_6 : 7 doublets; $C_2H_4Cl_2$: 13 doublets.

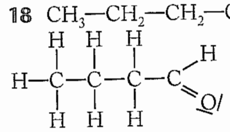
c.  ; CH_3-CH_3.
d. Deux possibilités (isomères) :
 ; CH_3-CHCl_2
 ; CH_2Cl-CH_2Cl.

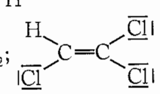
16 ● PH_3 : 4 doublets; 

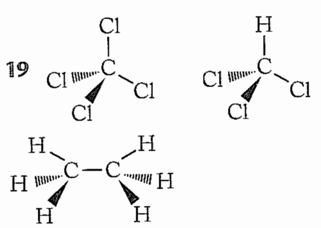
● $CHCl_3$: 13 doublets; 

● C_2HCl_3 : 15 doublets; 

17 a. Cl : $(K)^2(L)^8(M)^7$; 8 – 7 = 1 liaison covalente.
b. C_2H_5Cl : 10 doublets; 

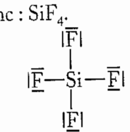
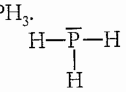
c. CH_3-CH_2Cl; un seul isomère.
18 $CH_3-CH_2-CH_2-CHO$;


$CHCl=CCl_2$; 

19


20 a. H : $(K)^1$; Ne : $(K)^2(L)^8$;
Na : $(K)^2(L)^8(M)^1$; S : $(K)^2(L)^8(M)^6$.
b. H → H^+ (pas d'électron) ou H^- (ion hydrure; règle du duet satisfaite).
Na → Na^+; S → S^{2-} : règle de l'octet satisfaite.
c. H^- : $(K)^2$; Na^+ : $(K)^2(L)^8$; S^{2-} : $(K)^2(L)^8(M)^8$.
d. Oui, pour saturer leur couche externe à 2 ou 8 électrons.
e. S peut former 2 liaisons et H une seule; formule H_2S.
4 doublets à répartir; $H-\overline{S}-H$

CHAPITRE 20

1 numéros atomiques; même; couche externe; semblables; famille chimique.
2 1. a. F; b. V; c. F; 2. V.
3 a. Colonne. b. 3ᵉ ligne; 3ᵉ colonne. c. 4.
5 a. Cl_2 : gaz; jaune verdâtre. b. Br_2 : liquide; rouge. c. I_2 : gaz.
6 Hg (hydrargylium); Na (natrium); K (kalium); W (wolfram); Sn (stannum).
7 Au ($Z = 79$); Sb ($Z = 51$).
8 a. $Z = 6$; carbone C. b. $Z = 8$; oxygène O.
c. 7 + 8 = 15; phosphore P.
9 Colonne 2.
10 $(K)^2(L)^7$. 2ᵉ ligne, 7ᵉ colonne.
11 a. 3ᵉ ligne, 3ᵉ colonne.
b. $Z = 13$; aluminium.
12 a. $(K)^2(L)^8(M)^6$. b. $Z = 16$; soufre.
13 3ᵉ ligne, 6ᵉ colonne. Soufre.
14 3ᵉ ligne, 5ᵉ colonne, Z = 15, phosphore.
15 a. 5 électrons. Autant que de protons dans le noyau. b. $(K)^2(L)^3$. c. 2ᵉ ligne, 3ᵉ colonne.
16 a. Vrai. b. Vrai. c. Faux. d. Vrai.
17 a. Z = 2 + 5 = 7. Azote. b. 5 électrons.
18 a. Alcalins. 1 électron périphérique.
b. K^+ (perte de cet électron).
c. Rb^+ (même colonne).
19 a. Cl_2 : 7 doublets à répartir. $|\overline{Cl}-\overline{Cl}|$
HCl : 4 doublets à répartir. $H-\overline{Cl}|$
b. Br, comme Cl, est un halogène.
$|\overline{Br}-\overline{Br}|$; $H-\overline{Br}|$
20 a. Mg^{2+}. b. O^{2-}. c. (Mg^{2+}, O^{2-}) ou MgO.
d. CaO et BaO.
21 a. Si peut former 4 liaisons covalentes et F une seule. Donc : SiF_4.

b. P peut former 3 liaisons covalentes et H une seule. Donc : PH_3.

22 Alcalins : $Z = 11$; ${}^{7}_{3}X$.
Halogènes : I; $(K)^2(L)^7$; $Z = 17$.
Gaz nobles : ${}^{4}_{2}X$; Ar; $(K)^2(L)^8$.

CHAPITRE 21

1 mole; N_A; constante d'Avogadro; mol^{-1}; mole; molécules; $g \cdot mol^{-1}$.
2 a. F; b. V; c. V; d. V; e. V.
3 a. 16,0 $g \cdot mol^{-1}$. b. 342 $g \cdot mol^{-1}$.
c. 44 $g \cdot mol^{-1}$. d. SO_2.
5 0,05 mol soit 2,8 g.
6 $q = -N_A e = -9{,}63 \times 10^4$ C;
$m = N_A m_e = 5{,}48 \times 10^{-7}$ kg.
7 a. L'ensemble constitué par N_A footballeurs (supposés identiques). Pas d'intérêt car le footballeur est une entité à notre échelle.
b. $4{,}5 \times 10^{25}$ kg; masse supérieure à celle de la Terre mais inférieure à celle du Soleil.
8 a. $m_{Pb} = \dfrac{M_{Pb}}{N_A} = \dfrac{207{,}2}{6{,}02 \times 10^{23}} = 3{,}44 \times 10^{-22}$ g.
b. $m_{H_2O} = \dfrac{M_{H_2O}}{N_A} = \dfrac{18{,}0}{6{,}02 \times 10^{23}} = 2{,}99 \times 10^{-23}$ g.
9 a. Masse de 1 atome :
$$\frac{M_{Fe}}{N_A} = \frac{56}{6{,}02 \times 10^{23}} = 9{,}3 \times 10^{-23} \text{ g.}$$
Masse de $N = 10^{18}$ atomes :
$$\frac{M_{Fe}}{N_A} \times N = 9{,}3 \times 10^{-5} \text{ g.}$$
b. $\dfrac{M_{Al}}{N_A} \times N = \dfrac{27 \times 10^{18}}{6{,}02 \times 10^{23}} = 4{,}5 \times 10^{-5}$ g.
10 ● $M_{Hg} = 200{,}6\ g \cdot mol^{-1}$;
$M_{Au} = 197{,}0\ g \cdot mol^{-1}$; $M_U = 238{,}0\ g \cdot mol^{-1}$.
● $M_{NH_3} = 17{,}0\ g \cdot mol^{-1}$;
$M_{NH_4} = 16{,}0\ g \cdot mol^{-1}$;
$M_{C_2H_4} = 28{,}0\ g \cdot mol^{-1}$.
11 $M_{Ag} = \dfrac{540}{5} = 108\ g \cdot mol^{-1}$.
12 176 et 146 $g \cdot mol^{-1}$.
13 $n_{Fe} = \dfrac{36}{56} = 0{,}64$ mol; $n_C = \dfrac{36}{12} = 3{,}0$ mol;
$n_{H_2O} = \dfrac{36}{18} = 2{,}0$ mol.
14 $n_{CO_2} = \dfrac{5{,}0}{44{,}0} = 0{,}11$ mol;
$n_{H_2O} = \dfrac{1000}{18} = 55{,}5$;
$n_{HNO_3} = \dfrac{5{,}0}{63} = 7{,}9 \times 10^{-2}$ mol.
15 $m_{H_2O} = 2{,}0 \times 10^{-2} \times 18{,}0 = 0{,}36$ g;
$m_{NH_3} = 1{,}0 \times 10^{-3} \times 17{,}0 = 1{,}7 \times 10^{-2}$ g = 17 mg.
16 $m_{H_2O} = 0{,}20$ g; $m_{HCl} = 0{,}15 \times 36{,}5 = 5{,}5$ g;
$m_{N_2} = 2{,}0 \times 10^{-3} \times 28{,}0 = 5{,}6 \times 10^{-2}$ g.
17 200 moles $C_{12}H_{22}O_{11}$
→ $m = 200 \times 342 = 68{,}4$ kg.
Le meilleur choix est 200 moles de saccharose.
18 12 L (V_m est le même pour tous les gaz).
19 a. $n_{Cl_2} = \dfrac{1}{25} = 0{,}040$ mol.
b. $n_{Ar} = \dfrac{0{,}25}{25} = 0{,}010$ mol.
c. $n_{H_2S} = \dfrac{3{,}0}{25} = 0{,}12$ mol.
d. $n_{SO_2} = \dfrac{30 \times 10^{-3}}{25} = 1{,}2 \times 10^{-3}$ mol (1,2 mmol).
e. $n_{N_2} = \dfrac{10 \times 10^{-3}}{25} = 4{,}0 \times 10^{-4}$ mol.
20 a. 30 L. b. 1,3 L. c. 15 L. d. 5,0 L.

CHAPITRE 22

1 solution; molécules; molécules; ions; $mol \cdot L^{-1}$, un litre.
2 a. V; b. V.
3 a. n_A = [A] × V. b. Moins concentrée.
c. 34,2 g.
5 a. $m_{I_2} = 0{,}25 \times 0{,}010 \times 254 = 6{,}35$ g.
b. Peser 6,35 g de diiode, les introduire dans la fiole jaugée contenant une solution d'iodure de potassium; agiter et ajuster le volume au trait de jauge.
6 $n_{saccharose} = \dfrac{6{,}0}{342} = 1{,}75 \times 10^{-2}$ mol;
$[C_{12}H_{22}O_{11}] = \dfrac{1{,}75 \times 10^{-2}}{0{,}18} = 9{,}75 \times 10^{-2}\ mol \cdot L^{-1}$.
7 $n_{I_2} = \dfrac{0{,}254}{126{,}9 \times 2} = 1{,}0 \times 10^{-3}$ mol;
$[I_2] = \dfrac{1{,}0 \times 10^{-3}}{0{,}25} = 4{,}0 \times 10^{-3}\ mol \cdot L^{-1}$.
8 $n_{SO_2} = \dfrac{30}{25} = 1{,}2$ mol;
$[SO_2] = \dfrac{1{,}2}{2{,}0} = 0{,}60\ mol \cdot L^{-1}$.
9 a. $n_S = 2{,}5 \times 0{,}15 = 0{,}375$ mol.
b. $V = \dfrac{0{,}30}{2{,}5} = 0{,}12$ L = 120 mL.
10 a. $[C_2H_6O] = 1{,}5\ mol \cdot L^{-1}$.
b. $n = 1{,}5 \times 0{,}300 = 0{,}45$ mol.
11 a. $n_{CH_4} = 2{,}0 \times 10^{-4}$ mol;
$m_{CH_4} = 3{,}2 \times 10^{-3}$ g = 3,2 mg.
b. $V_{CH_4} = 5{,}0 \times 10^{-3}$ L = 5,0 mL.
12 $m_{C_2H_6O} = 0{,}79 \times 120 = 94{,}8$ g;
$n_{C_2H_6O} = \dfrac{94{,}8}{46{,}0} = 2{,}06$ mol;
$[C_2H_6O] = \dfrac{2{,}06}{0{,}600} = 3{,}4\ mol \cdot L^{-1}$.
13 $m = 2{,}0 \times 1{,}1 = 2{,}2$ kg;
$n = \dfrac{2{,}2 \times 10^3}{62} = 35{,}5$ mol;
$[C_2H_6O_2] = \dfrac{35{,}5}{20} = 1{,}8\ mol \cdot L^{-1}$.
14 a. $n_{CH_3COOH} = 0{,}20 \times 20 \times 10^{-3}$
$= [CH_3COOH] \times 250 \times 10^{-3}$
⇒ $[CH_3COOH] = 0{,}016\ mol \cdot L^{-1}$.
b. $n_{CH_3COOH} = 0{,}20 \times 20 \times 10^{-3}$
$= [CH_3COOH] \times 1\,000 \times 10^{-3}$
⇒ $[CH_3COOH] = 4{,}0 \times 10^{-3}\ mol \cdot L^{-1}$.
15 a. $n_S = 0{,}20 \times 50 \times 10^{-3} = 0{,}050 \times V \times 10^{-3}$
⇒ $V = 200$ mL.
b. $n_S = 0{,}20 \times V' \times 10^{-3} = 0{,}050 \times 500 \times 10^{-3}$
⇒ $V' = 125$ mL.
16 a. $n_{I_2} = 1{,}0 \times 10^{-3} \times 250 \times 10^{-3}$
$= 2{,}0 \times 10^{-2} \times V \times 10^{-3}$
⇒ $V = 12{,}5$ mL.
b. 1 prélèvement à la pipette jaugée et 2,5 mL versé à la pipette graduée.
c. $[I_2] = \dfrac{2{,}0 \times 10^{-2} \times 13 \times 10^{-3}}{0{,}250}$
$= 1{,}04 \times 10^{-3}\ mol \cdot L^{-1}$ (erreur de 4 %).

CHAPITRE 23

1 système; initial; final; réaction; équation; nombres stœchiométriques; éléments.
2 a. V; b. V; c. V; d. F.
3 a. 2 moles. b. 0,75 mol.
5 a. 9,6 g. b. 15 g Al_2S_3.
6 a. Le mélange fer + soufre qui se transforme partiellement en sulfure de fer.
b. Fer (n^i_{Fe} mol); soufre (n^i_S mol).
c. FeS (n_{FeS} mol); fer (n^f_{Fe} mol).
d. Réaction entre le fer et le soufre formant du sulfure de fer. Son équation est :
$$Fe(s) + S(s) \rightarrow FeS(s).$$
e. E.I. : $P = 1{,}0$ bar; $\theta = 20$ °C;
Fe(s) : n^i_{Fe}; S(s) : n^i_S.
E.F. : $P = 1{,}0$ bar; $\theta = 20$ °C;
FeS(s) : n_{FeS}; Fe(s) : n^f_{Fe}.
Le réactif limitant est le soufre.
7 a. Le fil de fer et le dichlore du flacon qui se transforment partiellement en chlorure de fer (III).
b. E.I. : Fe(s) : n^i_{Fe}; $Cl_2(g)$: $n^i_{Cl_2}$.
E.F. : $FeCl_3(s)$: n_{FeCl_3}; Fe(s) : n^f_{Fe}.
c. La réaction entre le fer et le dichlore, d'équation : $2\ Fe(s) + 3\ Cl_2(g) \rightarrow 2\ FeCl_3(s)$.
d. Représenter les deux cadres; le réactif limitant est le dichlore.
8 a. 110 g de glace à – 18 °C.
b. 55 g de glace et 55 g d'eau liquide à 0 °C (température du système eau-glace sous une pression voisine de $1{,}013 \times 10^5$ Pa).
c. C'est une transformation physique.
9 a. $2\ C_2H_6(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 4\ C(s) + 6\ H_2O(l)$
b. $2\ H_2O_2(aq) \rightarrow 2\ H_2O(l) + O_2(g)$
c. $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$
d. $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2\ HCl(g)$
e. $Fe(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Cu(s) + Fe^{2+}(aq)$
f. $2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l)$.
10 a. $4\ NH_3(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ NO(g) + 6\ H_2O(l)$
b. $4\ CO(g) + Fe_3O_4(s) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 3\ Fe(s)$
c. $2\ H_2S(g) + SO_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l) + 3\ S(s)$
d. $2\ KClO_3(s) \rightarrow 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$
e. $CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$.
11 a. $3\ Ag^+(aq) + PO_4^{3-}(aq) \rightarrow Ag_3PO_4(s)$
b. Nombres stœchiométriques correctement ajustés.
c. $Cu(s) + 2\ Ag^+(aq) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\ Ag(s)$.
12 a. $2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l)$.
b. 0,20 mol H_2. Le dioxygène est le réactif limitant.
c. 0,20 mol.
13 a. $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2\ HCl(g)$.
b. 1,5 mol.
14 a. $3\ Fe(s) + 2\ O_2(\ ) \rightarrow Fe_3O_4(s)$
b. 0,60 mol. c. 0,40 mol.
15 a. $C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$
$2\ C_4H_{10}(g) + 13\ O_2(g) \rightarrow 8\ CO_2(g) + 10\ H_2O(l)$
b. 5,0 L et 6,5 L. c. 3,0 L et 8,0 L.

CHAPITRE 24

1 nulle; maximal; maximal; consommé.
2 a. V; b. F; c. V.
3 a. $2x$. b. $2{,}0 - 2x$. c. $3x$. d. $3{,}0 - 3x$.
4 C'est le réactif totalement consommé. Il est en défaut.
5 Masse supérieure à 6,4 g.
6 a. $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$.
b. $n_C = 0{,}50 - x$ mol; $n_{O_2} = 2{,}0 - x$ mol.
c. E.I. : 0,50; 2,0; 0 mol.
Au cours ... : $0{,}50 - x$; $2{,}0 - x$; x mol.
7 a. $2Na(s) + Cl_2(g) \rightarrow 2\ NaCl(s)$.
b. $n_{Na} = 0{,}10 - 2x$ mol; $n_{Cl_2} = 0{,}50 - x$ mol.
c. E.I. : 0,10; 0,50; 0 mol.
Au cours... : $0{,}10 - 2x$; $0{,}50 - x$; $2x$ mol.
8 a. $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2\ HCl(g)$.
b. ● x mol H_2 et Cl_2 ont été consommées.
● $n_{H_2} = n_{Cl_2} = 1{,}5 - x$ mol.
c. E.I. : 1,5; 1,5; 0 mol.
Au cours... : $1{,}5 - x$; $1{,}5 - x$; $2x$ mol.
9 $2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l)$

$2\ H_2(g)$	$O_2(g)$	$2\ H_2O(l)$
0,050 mol	0,040 mol	0
$0{,}050 - 2x$	$0{,}040 - x$	$2x$

$x_{max} = 0{,}025$ mol.
E.F. : 0; 0,015 mol; 0,050 mol.
Tracer les deux encadrés reliés par la flèche.
10 a. $Fe(s) + S(s) \rightarrow FeS(s)$
b. E.I. : 0,050; 0,050; 0 mol.
Au cours... : $0{,}050 - x$; $0{,}050 - x$; x mol.
c. $x_{max} = 0{,}050$ mol;
E.F. : 0; 0; 0,050 mol.
d. Le mélange était dans les proportions stœchiométriques.
11 a. $N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$.
b. E.I. : 2,0; 5,0; 0 mol.
Au cours... : $2{,}0 - x$; $5{,}0 - 3x$; $2x$ mol.
c. $x_{max} = \dfrac{5}{3} \approx 1{,}67$. d. E.F. : 0,33; 0; 3,33 mol.

LEXIQUE

A

Action mécanique : action exercée par un corps sur un autre et que l'on modélise par une force.

Agitation moléculaire : mouvement incessant et désordonné des molécules d'un gaz (ou d'un liquide).

Agitation thermique : synonyme d'agitation moléculaire (elle augmente avec la température).

Ajustement des nombres stœchiométriques : choix des nombres à écrire dans l'équation pour satisfaire la conservation des éléments et de la charge électrique.

Alcalin : élément de la 1re colonne de la classification périodique (excepté l'hydrogène).

Ampoule à décanter : appareil de chimie servant à séparer deux liquides non miscibles.

Année de lumière : distance parcourue par la lumière, dans le vide, en une année (1 a.l. = $9{,}5 \times 10^{12}$ km).

Atome : particule formée d'un noyau et d'un cortège électronique, constituant fondamental de la matière.

Avancement : grandeur s'exprimant en moles et permettant de connaître l'état d'un système chimique en cours de transformation.

Avancement maximal : valeur maximale de l'avancement permettant de déterminer l'état final du système.

B

Bar : unité pratique de pression ; 1 bar = $1{,}0 \times 10^5$ Pa.

Bilan de matière : bilan de l'évolution d'un système entre l'état initial et l'état final (en moles).

C

Calendrier : système de division du temps en années, mois et jours.

Caractéristiques physiques : valeurs de grandeurs physiques caractérisant un corps (température de fusion, densité, indice…).

Charge élémentaire : charge électrique de valeur $e = 1{,}60 \times 10^{-19}$ C.

Chauffage à reflux : chauffage d'un mélange liquide avec réfrigérant destiné à renvoyer les vapeurs produites dans le mélange.

Chiffres significatifs : chiffres figurant dans l'expression d'un résultat.

Chromatogramme : plaque de chromatographie après élution et révélation.

Chromatographie : méthode permettant de séparer les espèces constituant un mélange ou de caractériser une espèce.

Cinq sens : la vue, le goût, le toucher, l'odorat et l'ouïe ; ils nous donnent les premiers renseignements sur une substance.

Classification périodique : classification des éléments de manière à mettre en évidence des éléments ayant des propriétés chimiques semblables.

Concentration molaire : quantité de matière d'une espèce en moles présente dans 1,0 L d'une solution.

Conditions normales : conditions caractérisées par la température $\theta = 0{,}0$°C et la pression $P = 1{,}013 \times 10^5$ Pa.

Conservation : le fait de demeurer constant.

Constante d'Avogadro : nombre d'entités élémentaires contenues dans 1,0 mole d'une espèce ; $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}$ mol^{-1}.

Couche électronique : les électrons d'un atome sont disposés dans des couches électroniques.

Couche externe : la dernière couche d'un atome occupée par des électrons.

Couche saturée : couche qui contient le nombre maximum d'électrons qu'elle peut accueillir.

D

Degré Celsius : unité de l'échelle Celsius de température ; 1°C = 1K.

Dilution : obtention d'une solution plus diluée que la solution initiale en lui ajoutant du solvant.

Dimension apparente : dimension qu'un objet éloigné semble avoir.

Dispersion : décomposition d'une lumière complexe par un prisme pour obtenir son spectre.

Dissolution : mise en solution d'un soluté dans un solvant.

Doublet liant : doublet d'électrons assurant une liaison covalente entre deux atomes.

Doublet non liant : doublet de la couche externe d'un atome et qui « n'appartient » qu'à lui.

E

Élément chimique : ensemble de toutes les particules (atomes ou ions) ayant le même nombre de protons dans leur noyau.

Éluant : solvant qui, en chromatographie, entraîne les espèces chimiques sur la phase fixe.

Entraînement à la vapeur : méthode utilisée pour extraire des espèces chimiques contenues dans un mélange naturel.

Équation d'état : relation $PV = nRT$ pour le gaz parfait.

Équation d'une réaction : écriture symbolique de la réaction.

Équilibre thermique : état où deux corps en contact sont parvenus à la même température.

Espèce naturelle : espèce chimique présente dans la nature.

Espèce synthétique : espèce chimique obtenue par synthèse.

Étalon de temps (ou étalon de durée) : phénomène périodique reproductible ; la durée de sa période sert d'étalon.

État final d'un système : description du système lorsque sa transformation est achevée.

État initial d'un système : description du système avant que la transformation ne commence.

Extraction par solvant : dissolution de l'espèce à extraire dans un solvant non miscible à l'eau.

F

Filtration : procédé permettant de séparer un solide d'un liquide.

Force : modélisation d'une action mécanique.

Force pressante : force résultant de l'action d'un gaz sur une surface en contact avec ce gaz.

Forces qui se compensent : forces dont l'effet global est nul.

Formule brute : formule indiquant la nature et le nom des atomes dans une molécule.

Formule développée : formule indiquant, dans un plan, les atomes présents dans une molécule avec l'enchaînement de leurs liaisons.

Fréquence : nombre de cycles périodiques par seconde.

G

Galaxie : ensemble de systèmes semblables au système solaire (étoiles et exoplanètes).

Gaz noble : gaz dont l'élément figure dans la 18e colonne de la classification périodique.

Gaz parfait : modèle pour décrire les propriétés du gaz.

Gravitation universelle : théorie selon laquelle deux masses s'attirent.

H

Halogène : élément de la 17e colonne de la classification périodique.

Horloge : appareil destiné à compter le temps (ou à indiquer l'heure).

I

Incertitude : valeur maximale de l'erreur commise dans une mesure.

Indice de réfraction : grandeur physique caractéristique d'une substance, mise en évidence par la réfraction.

Interaction gravitationnelle : ensemble des deux forces que deux masses exercent l'une sur l'autre.

Isomère : l'une des espèces chimiques d'un ensemble d'espèces ayant même formule brute mais des formules semi-développées différentes.

K

Kelvin : unité de l'échelle absolue de température (symbole : K).

L

La Galaxie : galaxie à laquelle le système solaire appartient.

Liaison covalente : liaison entre deux atomes établie par mise en commun d'un doublet liant.

Liqueur de Fehling : liqueur bleue servant au test du glucose.

Lois de Descartes : les deux lois relatives à la réfraction.

Longueur d'onde : longueur caractérisant une radiation monochromatique.

LEXIQUE

M

Manomètre : appareil servant à mesurer la pression d'un gaz.

Masse molaire : masse d'une mole d'entités élémentaires d'une espèce chimique.

Milieu transparent : milieu dans lequel la lumière se propage.

Modèle : représentation simplifiée d'un système (ex : d'un gaz) ou d'un processus (ex : d'une transformation chimique).

Mole : ensemble de N_A (constante d'Avogadro) entités élémentaires d'une espèce chimique.

Mouvement rectiligne : mouvement dont la trajectoire est une droite.

Mouvement uniforme : mouvement dont la valeur de la vitesse est constante.

N

Neutron : particule de charge nulle présente dans le noyau atomique.

Normale : perpendiculaire à la surface de séparation de deux milieux transparents.

Noyau : partie de l'atome autour de laquelle les électrons sont en mouvement rapide.

Nucléon : particule constitutive du noyau atomique (proton ou neutron).

Numéro atomique (ou nombre de charge Z) : nombre de protons dans le noyau d'un atome.

O

Octet : ensemble de 8 éléments (ex : octet d'électrons).

P

Parabole : courbe modélisant la trajectoire d'un point matériel en chute libre (si sa vitesse initiale n'est pas verticale).

Parallaxe : méthode de mesure de certaines distances.

Pascal : unité SI de pression (symbole : Pa).

Pendule pesant : système constitué par une masse accrochée à un fil ; la période de ses oscillations fournit un étalon de durée.

Période : durée d'une oscillation ou d'un cycle d'un phénomène qui se reproduit de manière identique.

Phase aqueuse : dans l'extraction, la phase qui est une solution aqueuse.

Phase fixe : en chromatographie, la substance constituant la plaque et sur laquelle les espèces chimiques migrent.

Phase mobile : en chromatographie, l'éluant qui fait migrer les espèces sur la phase fixe.

Phase organique : dans l'extraction, la phase constituée par le solvant (produit organique) ayant dissous les espèces à extraire.

Planète : astre en rotation autour du Soleil.

Poids : force d'attraction exercée par la Terre sur un corps.

Précision : quotient de l'incertitude absolue par le résultat de la mesure (s'exprime en %).

Pression : l'une des variables d'état d'un gaz ; numériquement égale à la force pressante par unité de surface ; s'exprime en pascals (Pa) dans le Système International.

Principe d'inertie : l'une des lois fondamentales de la mécanique.

Proton : particule de charge $+e$ présente dans le noyau.

Q

Quantité de matière : nombre d'atomes, de molécules, d'ions… dans un échantillon de matière ; s'exprime en moles (symbole : mol).

R

Radiation monochromatique : lumière « élémentaire » caractérisée par une valeur déterminée de sa longueur d'onde.

Raies de Fraunhofer : raies noires figurant dans le spectre solaire.

Rapport frontal : rapport R_f entre la distance h parcourue par une espèce sur la plaque de chromatographie et la distance H parcourue par le solvant d'élution.

Rayon incident : le rayon qui arrive sur la surface de séparation entre deux milieux transparents.

Rayon réfracté : le rayon qui a subi la réfraction.

Réactif limitant : le réactif qui est totalement consommé dans une réaction chimique.

Réaction chimique : modélisation de la transformation des réactifs en produits.

Référentiel : corps par rapport auquel on étudie le mouvement d'autres corps.

Réfraction : passage de la lumière d'un milieu transparent dans un autre.

Relargage : opération consistant à faire agir une solution salée pour diminuer la solubilité d'une espèce dans une phase aqueuse.

Répartition des électrons : représentation des couches électroniques avec les nombres d'électrons qu'elles contiennent.

S

Satellite : corps tournant autour d'une planète.

Soluté : l'espèce mise en solution dans le solvant.

Solution : liquide homogène contenant plusieurs espèces chimiques.

Solvant : le constituant majoritaire d'une solution.

Spectre d'absorption : spectre de la lumière ayant traversé une substance.

Spectre d'émission : spectre de la lumière produite par une source.

Spectre d'origine thermique : spectre de la lumière émise par un corps porté à température élevée.

Spectre de raies : spectre formé de raies fines et colorées (sur fond noir).

Spectre lumineux : figure résultant de la décomposition de la lumière émise par une source.

Structure lacunaire : structure présentant des lacunes, c'est-à-dire des vides.

Synthèse : élaboration d'une espèce chimique, soit à partir de corps simples, soit à partir de corps déjà élaborés (hémi-synthèse).

Système solaire : l'ensemble constitué par le Soleil et les corps qui gravitent autour de lui (planètes, comètes, astéroïdes…).

T

Tableau de Mendeleïev : nom donné à la classification des éléments proposée par Dimitri Mendeleïev en 1871.

Transfert thermique : transfert de chaleur d'un corps chaud vers un corps froid.

Transformation chimique : évolution d'un système chimique d'un état à un autre.

Trajectoire : courbe obtenue en joignant l'ensemble des positions prises par un mobile ponctuel en mouvement.

Température absolue : température mesurée dans l'échelle absolue ; s'exprime en kelvins (K).

Tests chimiques : tests utilisant des réactions chimiques pour mettre en évidence la présence d'espèces chimiques dans un corps.

Tétraèdre : pyramide à base triangulaire.

V

Vitesse : une vitesse est caractérisée par sa direction, son sens et sa valeur. La valeur de la vitesse est égale au quotient de la distance parcourue par la durée correspondante.

Vitesse initiale : vitesse à l'origine des dates ($t=0$) ou lorsqu'un mouvement commence.

Volume molaire : volume occupé par une mole d'un gaz. Il dépend des conditions de température et de pression.

Z

Zéro absolu : origine de l'échelle absolue (0K = - 273,15°C).

INDEX

A
Acétate de linalyle 179, 190, 192
Action mécanique 78
Agitation moléculaire 123, 137
Agitation thermique 137
Alcalin 237
Ammoniac 189
Ammonitrate 189
Ampoule à décanter 169, 171
Andromède 36
Anion 204
Année de lumière 36
Année solaire 109
Appareil de mesure 24
Atome 12, 202, 214
Attraction gravitationnelle 36
Avancement 280
Avancement maximal 280

B
Baromètre 125
Bilan de matière 280, 281

C
Cadran solaire 110
Calendrier 109
Caoutchouc 162
Caractéristiques physiques 181
Carte d'identité d'une espèce 182
Cation 204
Charge élémentaire 202
Chauffage à reflux 191
Chiffres significatifs 12, 24
Chocs 123
Chromatogramme 180, 183, 193
Chromatographie 178, 192
Chute parabolique 39
Classification périodique 234
Clepsydre 110
Concentration molaire 259, 261
Conditions normales 149
Conservation des éléments 206
Constante d'Avogadro 248
Corps à répartition sphérique de masse 37
Correspondance en moles ... 271, 273
Couche électronique 215, 234
Couche externe 215, 236
Couche mince 179
Couche saturée 215
Couleur de flamme 62
Coulomb 202
Courbe d'étalonnage 40
Coussin d'air 88
Cuve à élution 179

D
Décoction 168
Densité 169, 181
Diffraction 40
Dilution 261
Dimension apparente 26
Dispersion 51
Dissolution 259
Doublet liant 223
Doublet non liant 223

E
Échelle 15, 16, 19
Échelle absolue 136
Échelle Celsius 137
Écho 38
Électron 180, 202, 214
Électron périphérique 215
Électroneutralité 204
Élément chimique 205, 234
Éluant 179
Élution 180
Enfleurage 168, 172
Entraînement à la vapeur 168, 170, 172
Équation 270
Équation d'état 147
Équilibre thermique 134
Ératosthène 25
Erreur systématique 27
Espèce naturelle 162
Espèce synthétique 162
Essence de lavande 179, 192
Étalon de durée 108, 111
État final 269
État initial 268
État thermique 134
Explosion d'une étoile 38
Extraction ... 168, 169, 171, 172, 173

F
Famille chimique 236
Filtration 169
Filtre lumineux 63
Force d'attraction gravitationnelle 37
Forces 79, 86, 91
Forces pressantes 123
Forces qui se compensent 88
Formule brute 225
Formule développée 225
Formule semi-développée 225
Franklin 25
Fréquence 108

G
Galaxie 15
Gaz 122
Gaz noble 222, 237
Gaz parfait 146, 148
Géométrie des molécules 226
Glucose 161
Grandeur thermométrique 135

H
Halogène 237
Horloge à balancier 111
Horloge à quartz 112
Hydrodistillation 170

I
Incertitude 24, 28
Indice 49, 53
Indice de réfraction 181
Infrarouges 52
Infusion 168
Intensité de la pesanteur 38
Interaction gravitationnelle 36
Intervalle de confiance 28
Ion monoatomique 204, 222, 238
Isomère 225
Isotope 204

J
Jour 109

K
Kelvin 136

L
Liaison covalente 223
Liaison double 224
Liaison triple 224
Ligne de base 179
Linalol 179, 190, 192
Liqueur de Fehling 161
Lois de Descartes 48, 49
Longueur d'onde 52
Longueur d'une molécule 25
Lumière des étoiles 64
Lunaison 109
Lune 14, 40

M
Macération 168
Manomètre 125
Masse de l'atome 205, 208
Masse molaire 249
Mendeleïev 234
Mesures indépendantes 27
Mètre 12
Microscope 40
Microscope électronique 40
Migration 178
Milieu homogène 36
Modèle 146
Mole 248
Molécule 223, 237, 259
Mouvement 76, 78, 86, 88
Mouvement brownien 122
Mouvement circulaire 40

N
Neutron 203
Newton 36
Nombre de charge 203
Nombre de liaisons covalentes 223
Nombre de nucléons 203
Nombre stœchiométrique 270
Normale 48
Noyau 202
Nucléon 203
Numéro atomique 203, 234

O
Octet 222
Ordre de grandeur 14

P
Parabole 39
Parallaxe 26
Pascal 125
Pendule pesant 111, 114
Période 108, 111
Pesanteur 37
pH 161
Phase aqueuse 169, 171
Phase fixe 178
Phase mobile 178
Phase organique 169, 171
Plan d'incidence 48
Plaque 179
Poids 37
Précision 28
Pressage 168
Pression 124, 125, 126
Pression atmosphérique 125
Principe d'inertie 89, 91
Prisme 51, 52
Probabilité de présence 214
Projectile 39
Proportions stœchiométriques 269
Proton 203
Proxima du Centaure 36

Q
Quantité de matière ... 126, 248, 249, 250, 260

R
Radiations monochromatiques 52
Radiations visibles 52
Rapport frontal 180, 183
Rayon de la Terre 25
Rayon incident 48
Rayon lumineux 36, 48
Rayon réfracté 48
Réactif limitant 269, 280
Réaction chimique 270
Référentiel 76
Référentiel géocentrique 40
Référentiel terrestre 39
Réfraction 48
Réfrigérant 170
Règle de l'octet 222, 224
Règle de remplissage 215
Règle du « duet » 222, 224
Relargage 170
Répartition des électrons 216, 236
Représentation de Cram 227
Représentation de Lewis 224
Répulsion minimale 226
Révélation 180

S
Sablier 110
Satellite 40
Seconde 108
Sens 160, 164
Soleil 14, 36
Solubilité 182
Soluté 258
Solution 258
Solution aqueuse 258
Solvant 169, 258
Sonar 38
Spectre 51
Spectre continu 60
Spectre d'absorption 63, 65
Spectre d'émission 61
Spectre d'origine thermique 61
Spectre de raies 60, 62, 63, 67
Spectre lumineux 60
Spectroscope 60, 63
Stabilité chimique 222
Structure lacunaire 13, 17, 202
Sulfate de cuivre 161
Synthèse 188
Système 268
Système solaire 13

T
Température 135
Température d'ébullition 181
Température de fusion 181
Terre 13
Test chimique 161
Tétraèdre 226
Thermomètre 137
Trajectoire 77
Transfert thermique 134
Transformation 268

U
Ultraviolets 52
Univers 12

V
Vitesse 7, 86
Vitesse de la lumière 36
Vitesse initiale 36
Vitesse limite 36
Volume d'un gaz 126
Volume molaire 149, 250

Z
Zéro absolu 136

Achevé d'imprimer sur les presses de Grafica Editoriale Printing s.r.l. Bologna
N° d'éditeur : 10071964 - (I) - (30) - CABL - 80
Dépôt légal Avril 2000 - Imprimé en Italie

Nom

Aluminiu
Antimoi
Argent
Argon
Arsenic
Azote
Baryum
Béryllium
Bismuth
Bore
Brome
Cadmiu
Calcium
Carbone
Césium
Chlore
Chrome
Cobalt
Cuivre
Étain
Fer
Fluor
Germa
Héli
Hydr
Iode
Iridium
Krypton

L'ÉTIQUETAGE DES SUBSTANCES DANGEREUSES

• **substance inflammable**
ou **très inflammable**

➪ tenir loin des flammes ; toujours refermer le flacon

• **substance explosive**

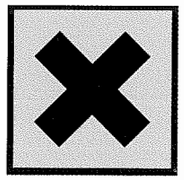
➪ éviter les chocs et tenir loin des flammes

• **substance comburante**

➪ tenir loin des substances combustibles

• **substance corrosive**

➪ éviter le contact avec la peau et les yeux.



• **substance irritante ou nocive**

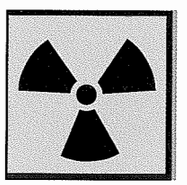
➪ éviter le contact avec la peau et les yeux ; ne pas respirer les vapeurs.

• **substance toxique**

➪ éviter tout contact avec la peau et les yeux ; ne pas respirer les vapeurs.

• **substance présentant un danger écologique**

➪ ne pas jeter à l'évier ou à la poubelle.



• **substance radioactive**

➪ éviter toute exposition

LA CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS CHIMIQUES

colonnes / périodes	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	$^{1}_{1}$H hydrogène 1,0																	$^{4}_{2}$He hélium 4,0
2	$^{7}_{3}$Li lithium 6,9	$^{9}_{4}$Be béryllium 9,0											$^{11}_{5}$B bore 10,8	$^{12}_{6}$C carbone 12,0	$^{14}_{7}$N azote 14,0	$^{16}_{8}$O oxygène 16,0	$^{19}_{9}$F fluor 19,0	$^{20}_{10}$Ne néon 20,2
3	$^{23}_{11}$Na sodium 23,0	$^{24}_{12}$Mg magnésium 24,3											$^{27}_{13}$Al aluminium 27,0	$^{28}_{14}$Si silicium 28,1	$^{31}_{15}$P phosphore 31,0	$^{32}_{16}$S soufre 32,1	$^{35}_{17}$Cl chlore 35,5	$^{40}_{18}$Ar argon 39,9
4	$^{39}_{19}$K potassium 39,1	$^{40}_{20}$Ca calcium 40,1	$^{45}_{21}$Sc scandium 45,0	$^{48}_{22}$Ti titane 47,9	$^{51}_{23}$V vanadium 50,9	$^{52}_{24}$Cr chrome 52,0	$^{55}_{25}$Mn manganèse 54,9	$^{56}_{26}$Fe fer 55,8	$^{59}_{27}$Co cobalt 58,9	$^{58}_{28}$Ni nickel 58,7	$^{63}_{29}$Cu cuivre 63,5	$^{64}_{30}$Zn zinc 65,4	$^{69}_{31}$Ga gallium 69,7	$^{74}_{32}$Ge germanium 72,6	$^{75}_{33}$As arsenic 74,9	$^{80}_{34}$Se sélénium 79,0	$^{79}_{35}$Br brome 79,9	$^{84}_{36}$Kr krypton 83,8
5	$^{85}_{37}$Rb rubidium 85,5	$^{88}_{38}$Sr strontium 87,6	$^{89}_{39}$Y yttrium 88,9	$^{90}_{40}$Zr zirconium 91,2	$^{93}_{41}$Nb niobium 92,9	$^{98}_{42}$Mo molybdène 95,9	$^{98}_{43}$Tc technétium 98,9	$^{102}_{44}$Ru ruthénium 101,1	$^{103}_{45}$Rh rhodium 102,9	$^{106}_{46}$Pd palladium 106,4	$^{107}_{47}$Ag argent 107,9	$^{114}_{48}$Cd cadmium 112,4	$^{115}_{49}$In indium 114,8	$^{120}_{50}$Sn étain 118,7	$^{121}_{51}$Sb antimoine 121,7	$^{130}_{52}$Te tellure 127,6	$^{127}_{53}$I iode 126,9	$^{129}_{54}$Xe xénon 131,3
6	$^{133}_{55}$Cs césium 132,9	$^{138}_{56}$Ba baryum 137,3	L	$^{180}_{72}$Hf hafnium 178,5	$^{181}_{73}$Ta tantale 180,9	$^{184}_{74}$W tungstène 183,9	$^{187}_{75}$Re rhénium 186,2	$^{192}_{76}$Os osmium 190,2	$^{193}_{77}$Ir iridium 192,2	$^{195}_{78}$Pt platine 195,1	$^{197}_{79}$Au or 197,0	$^{202}_{80}$Hg mercure 200,6	$^{205}_{81}$Tl thallium 204,4	$^{208}_{82}$Pb plomb 207,2	$^{209}_{83}$Bi bismuth 209,0	$^{210}_{84}$Po polonium ≈ 209	$^{210}_{85}$At astate ≈ 210	$^{222}_{86}$Rn radon ≈ 222
7	$^{223}_{87}$Fr francium ≈ 223	$^{226}_{88}$Ra radium 226,0	A	$^{261}_{104}$Ku kurtchatovium ≈ 261	$^{262}_{105}$Ha hahnium ≈ 262	$^{-}_{106}$Sg seaborgium —	$^{-}_{107}$Ns nielsbohrium —	$^{-}_{108}$Hs hassium —	$^{-}_{109}$Mt meitnerium —	$^{-}_{110}$X — —	$^{-}_{111}$X — —	$^{-}_{112}$X — —		$^{-}_{114}$X — —		$^{-}_{116}$X — —		$^{-}_{118}$X — —

$^{A}_{Z}$X : A = nombre de masse de l'isotope le plus abondant ; Z = nombre de charge (ou numéro atomique) ; X = symbole de l'élément ; nom ; M = masse molaire atomique de l'élément ($g \cdot mol^{-1}$)

L = Lanthanides : 57 à 71

$^{139}_{57}$La lanthane 138,9	$^{140}_{58}$Ce cérium 140,1	$^{141}_{59}$Pr praséodyme 140,9	$^{142}_{60}$Nd néodyme 144,2	$^{146}_{61}$Pm prométhium ≈ 145	$^{152}_{62}$Sm samarium 150,4	$^{153}_{63}$Eu europium 152,0	$^{158}_{64}$Gd gadolinium 157,2	$^{159}_{65}$Tb terbium 158,9	$^{164}_{66}$Dy dysprosium 162,5	$^{165}_{67}$Ho holmium 164,9	$^{166}_{68}$Er erbium 167,3	$^{169}_{69}$Tm thulium 168,9	$^{174}_{70}$Yb ytterbium 173,0	$^{175}_{71}$Lu lutétium 175,0

A = Actinides : 89 à 103

$^{227}_{89}$Ac actinium ≈ 227	$^{232}_{90}$Th thorium 232,0	$^{231}_{91}$Pa protactinium 231,0	$^{238}_{92}$U uranium 238,0	$^{237}_{93}$Np neptunium ≈ 237	$^{244}_{94}$Pu plutonium ≈ 244	$^{243}_{95}$Am américium ≈ 243	$^{247}_{96}$Cm curium ≈ 247	$^{247}_{97}$Bk berkélium ≈ 247	$^{251}_{98}$Cf californium ≈ 251	$^{254}_{99}$Es einsteinium ≈ 254	$^{257}_{100}$Fm fermium ≈ 257	$^{258}_{101}$Md mendelévium ≈ 258	$^{259}_{102}$No nobélium ≈ 259	$^{260}_{103}$Lr lawrencium ≈ 260

LES PRINCIPAUX ÉLÉMENTS CHIMIQUES

Nom	Symbole	Numéro atomique	Masse molaire « atomique » ($g \cdot mol^{-1}$)	Nom	Symbole	Numéro atomique	Masse molaire « atomique » ($g \cdot mol^{-1}$)
Aluminium	Al	13	27	Lithium	Li	3	7
Antimoine	Sb	51	122	Magnésium	Mg	12	24,3
Argent	Ag	47	108	Manganèse	Mn	25	55
Argon	Ar	18	40	Mercure	Hg	80	200,6
Arsenic	As	33	75	Molybdène	Mo	42	96
Azote	N	7	14	Néon	Ne	10	20
Baryum	Ba	56	137,3	Nickel	Ni	28	58,7
Béryllium	Be	4	9	Or	Au	79	197
Bismuth	Bi	83	209	Oxygène	O	8	16
Bore	B	5	11	Palladium	Pd	46	106,4
Brome	Br	35	80	Phosphore	P	15	31
Cadmium	Cd	48	112,4	Platine	Pt	78	195
Calcium	Ca	20	40	Plomb	Pb	82	207
Carbone	C	6	12	Potassium	K	19	39
Césium	Cs	55	133	Radium	Ra	88	226
Chlore	Cl	17	35,5	Radon	Rn	86	222
Chrome	Cr	24	52	Rubidium	Rb	37	85,5
Cobalt	Co	27	59	Silicium	Si	14	28
Cuivre	Cu	29	63,5	Sodium	Na	11	23
Étain	Sn	50	118,7	Soufre	S	16	32
Fer	Fe	26	56	Strontium	Sr	38	87,6
Fluor	F	9	19	Titane	Ti	22	48
Germa	-	32	72,6	Tungstène	W	74	
Héli	He	2	4	Uranium	U	92	238
Hydr	H	1	1	Vanadium	V	23	51
Iode	I	53	127	Xénon	Xe	54	131,3
Iridium	Ir	77	192	Zinc	Zn	30	65,4
Krypton	Kr	36	84	Zirconium	Zr	40	91,2