

Objectif
BAC

2^{nde}

**NOUVEAU
PROGRAMME**

Physique Chimie



Tout pour réussir :

- **Le cours**, clair et structuré
- **Les exercices types**
et leurs corrigés expliqués
- **Plus de 210 exercices**
d'entraînement progressifs
- **Tous les corrigés détaillés**



GUIDE DU LYCÉEN
à charger
gratuitement

hachette
ÉDUCATION



En plus !

**Un memento
dépliant
détachable**

Participez aux **GRANDS CONCOURS** des lycéens



De nombreux lots à gagner toute l'année sur notre site !

➔ **Des séjours sportifs** d'une semaine pour 2 personnes à l'UCPA

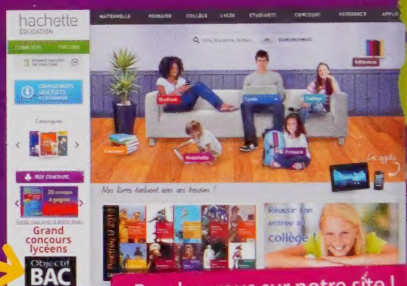
➔ **Des tablettes Google Nexus 7** pouces

Et de **nombreux ouvrages** à gagner !

Étape 1

Inscrivez-vous dès maintenant sur notre site

www.parascolaire.hachette-education.com



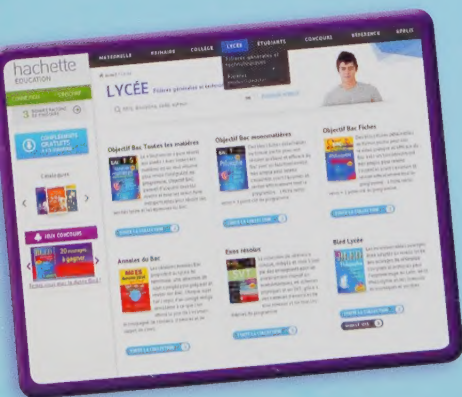
Rendez-vous sur notre site !

Étape 2

Rendez-vous en décembre pour le premier des 3 tirages au sort et pour découvrir le nom des gagnants !

Et découvrez le nouveau site **Hachette Education** avec :

Connectez-vous régulièrement pour connaître les dates des tirages au sort et les cadeaux.



- Un espace entièrement réservé aux lycéens
- Toute notre actualité et tous nos ouvrages pour réussir vos années lycée et le BAC
- Des concours et de nombreux cadeaux à gagner toute l'année !

Flashez le code pour accéder directement au site



Filières Générales et Technologiques et filières professionnelles

www.parascolaire.hachette-education.com

hachette
ÉDUCATION

Objectif
BAC

2^{nde}

Physique Chimie

Michel BARDE

Nathalie BARDE

Jacqueline FAYE

Philippe FAYE

Antoine LA PIANA

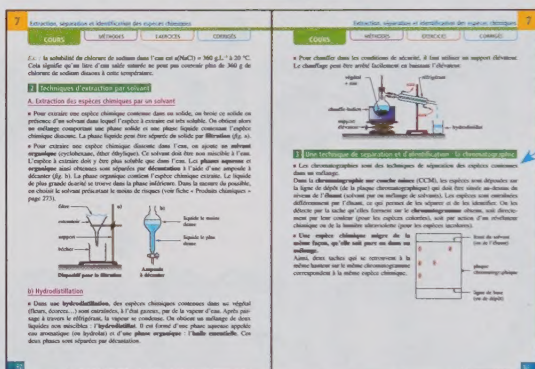
Anne-Laure RAMON

hachette
ÉDUCATION

Ce livre reprend à la base toutes les notions du programme de Seconde et les met en œuvre à travers des exercices simples qu'il est indispensable de maîtriser. Il vous permettra ainsi d'assimiler parfaitement le cours et de savoir l'appliquer dans des exercices de difficulté variée.

Chacun des dix-huit chapitres comporte cinq grandes parties :

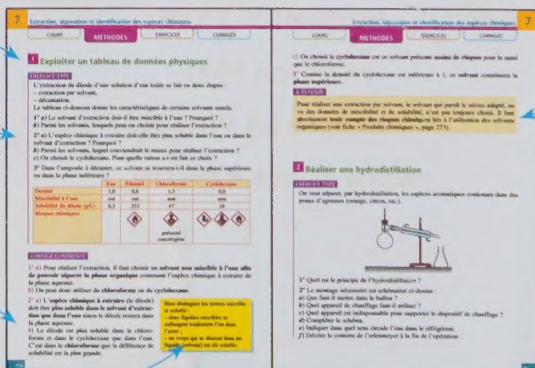
LE COURS



Un cours clair et structuré, avec tout ce qu'il faut savoir

LES MÉTHODES

Chaque méthode correspond à une compétence clé qu'il faut maîtriser. Elle est illustrée par un exercice type, corrigé et commenté.



Intitulé de la méthode à acquérir

Énoncé de l'exercice illustrant la méthode

Corrigé détaillé et commenté

À retenir : le résumé de la méthode à mettre en œuvre pour résoudre l'exercice

Conception graphique
Couverture : Alain Vambacas
Intérieur : Françoise Bouvard

Composition, schémas et mise en pages
Lasergraphie
Édition
Emmanuel Meier

I.S.B.N. 978-2-01-171458-9
© HACHETTE LIVRE 2014, 43, quai de Grenelle, 75900 PARIS CEDEX 15
www.hachette-education.com

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

LES EXERCICES

Exercices, séparés et identifiés des espèces chimiques

COURS	METHODS	EXERCICES	CONSEILS									
1. Caractéristiques des espèces chimiques <table border="1"> <thead> <tr> <th>A</th> <th>B</th> <th>C</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1. La solubilité d'une espèce chimique dans un solvant est :</td> <td>2. La densité d'un corps pur est :</td> <td>3. La masse molaire d'un corps pur est :</td> </tr> <tr> <td>4. La solubilité d'une espèce chimique dans un solvant est :</td> <td>5. La densité d'un corps pur est :</td> <td>6. La masse molaire d'un corps pur est :</td> </tr> </tbody> </table>				A	B	C	1. La solubilité d'une espèce chimique dans un solvant est :	2. La densité d'un corps pur est :	3. La masse molaire d'un corps pur est :	4. La solubilité d'une espèce chimique dans un solvant est :	5. La densité d'un corps pur est :	6. La masse molaire d'un corps pur est :
A	B	C										
1. La solubilité d'une espèce chimique dans un solvant est :	2. La densité d'un corps pur est :	3. La masse molaire d'un corps pur est :										
4. La solubilité d'une espèce chimique dans un solvant est :	5. La densité d'un corps pur est :	6. La masse molaire d'un corps pur est :										
2. Extraction et séparation des espèces chimiques <table border="1"> <thead> <tr> <th>A</th> <th>B</th> <th>C</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>2. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>3. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> </tr> <tr> <td>4. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>5. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>6. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> </tr> </tbody> </table>				A	B	C	1. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	2. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	3. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	4. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	5. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	6. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :
A	B	C										
1. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	2. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	3. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :										
4. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	5. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	6. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :										

Exercices, séparés et identifiés des espèces chimiques

COURS	METHODS	EXERCICES	CONSEILS									
1. La chromatographie <table border="1"> <thead> <tr> <th>A</th> <th>B</th> <th>C</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1. Le chromatogramme permet de :</td> <td>2. Le chromatogramme permet de :</td> <td>3. Le chromatogramme permet de :</td> </tr> <tr> <td>4. Le chromatogramme permet de :</td> <td>5. Le chromatogramme permet de :</td> <td>6. Le chromatogramme permet de :</td> </tr> </tbody> </table>				A	B	C	1. Le chromatogramme permet de :	2. Le chromatogramme permet de :	3. Le chromatogramme permet de :	4. Le chromatogramme permet de :	5. Le chromatogramme permet de :	6. Le chromatogramme permet de :
A	B	C										
1. Le chromatogramme permet de :	2. Le chromatogramme permet de :	3. Le chromatogramme permet de :										
4. Le chromatogramme permet de :	5. Le chromatogramme permet de :	6. Le chromatogramme permet de :										
2. Extraction et séparation des espèces chimiques <table border="1"> <thead> <tr> <th>A</th> <th>B</th> <th>C</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>2. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>3. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> </tr> <tr> <td>4. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>5. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>6. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> </tr> </tbody> </table>				A	B	C	1. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	2. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	3. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	4. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	5. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	6. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :
A	B	C										
1. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	2. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	3. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :										
4. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	5. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	6. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :										

Des exercices progressifs (3 niveaux de difficulté) et minutés pour bien s'entraîner

EXERCICE-BILAN

Exercices, séparés et identifiés des espèces chimiques

COURS	METHODS	EXERCICES	CONSEILS									
1. La chromatographie <table border="1"> <thead> <tr> <th>A</th> <th>B</th> <th>C</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1. Le chromatogramme permet de :</td> <td>2. Le chromatogramme permet de :</td> <td>3. Le chromatogramme permet de :</td> </tr> <tr> <td>4. Le chromatogramme permet de :</td> <td>5. Le chromatogramme permet de :</td> <td>6. Le chromatogramme permet de :</td> </tr> </tbody> </table>				A	B	C	1. Le chromatogramme permet de :	2. Le chromatogramme permet de :	3. Le chromatogramme permet de :	4. Le chromatogramme permet de :	5. Le chromatogramme permet de :	6. Le chromatogramme permet de :
A	B	C										
1. Le chromatogramme permet de :	2. Le chromatogramme permet de :	3. Le chromatogramme permet de :										
4. Le chromatogramme permet de :	5. Le chromatogramme permet de :	6. Le chromatogramme permet de :										
2. Extraction et séparation des espèces chimiques <table border="1"> <thead> <tr> <th>A</th> <th>B</th> <th>C</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>2. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>3. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> </tr> <tr> <td>4. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>5. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>6. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> </tr> </tbody> </table>				A	B	C	1. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	2. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	3. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	4. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	5. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	6. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :
A	B	C										
1. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	2. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	3. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :										
4. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	5. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	6. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :										

Exercices, séparés et identifiés des espèces chimiques

COURS	METHODS	EXERCICES	CONSEILS									
1. La chromatographie <table border="1"> <thead> <tr> <th>A</th> <th>B</th> <th>C</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1. Le chromatogramme permet de :</td> <td>2. Le chromatogramme permet de :</td> <td>3. Le chromatogramme permet de :</td> </tr> <tr> <td>4. Le chromatogramme permet de :</td> <td>5. Le chromatogramme permet de :</td> <td>6. Le chromatogramme permet de :</td> </tr> </tbody> </table>				A	B	C	1. Le chromatogramme permet de :	2. Le chromatogramme permet de :	3. Le chromatogramme permet de :	4. Le chromatogramme permet de :	5. Le chromatogramme permet de :	6. Le chromatogramme permet de :
A	B	C										
1. Le chromatogramme permet de :	2. Le chromatogramme permet de :	3. Le chromatogramme permet de :										
4. Le chromatogramme permet de :	5. Le chromatogramme permet de :	6. Le chromatogramme permet de :										
2. Extraction et séparation des espèces chimiques <table border="1"> <thead> <tr> <th>A</th> <th>B</th> <th>C</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>2. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>3. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> </tr> <tr> <td>4. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>5. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>6. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> </tr> </tbody> </table>				A	B	C	1. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	2. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	3. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	4. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	5. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	6. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :
A	B	C										
1. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	2. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	3. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :										
4. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	5. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	6. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :										

Dans chaque exercice-bilan, les questions sont classées par niveau de difficulté : C : connaître le cours A : savoir l'appliquer R : maîtriser le raisonnement

Chaque exercice-bilan (avec barème) permet de s'assurer que l'on maîtrise bien l'ensemble du chapitre

LES CORRIGÉS

Exercices, séparés et identifiés des espèces chimiques

COURS	METHODS	EXERCICES	CONSEILS									
1. La chromatographie <table border="1"> <thead> <tr> <th>A</th> <th>B</th> <th>C</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1. Le chromatogramme permet de :</td> <td>2. Le chromatogramme permet de :</td> <td>3. Le chromatogramme permet de :</td> </tr> <tr> <td>4. Le chromatogramme permet de :</td> <td>5. Le chromatogramme permet de :</td> <td>6. Le chromatogramme permet de :</td> </tr> </tbody> </table>				A	B	C	1. Le chromatogramme permet de :	2. Le chromatogramme permet de :	3. Le chromatogramme permet de :	4. Le chromatogramme permet de :	5. Le chromatogramme permet de :	6. Le chromatogramme permet de :
A	B	C										
1. Le chromatogramme permet de :	2. Le chromatogramme permet de :	3. Le chromatogramme permet de :										
4. Le chromatogramme permet de :	5. Le chromatogramme permet de :	6. Le chromatogramme permet de :										
2. Extraction et séparation des espèces chimiques <table border="1"> <thead> <tr> <th>A</th> <th>B</th> <th>C</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>2. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>3. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> </tr> <tr> <td>4. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>5. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>6. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> </tr> </tbody> </table>				A	B	C	1. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	2. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	3. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	4. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	5. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	6. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :
A	B	C										
1. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	2. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	3. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :										
4. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	5. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	6. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :										

Exercices, séparés et identifiés des espèces chimiques

COURS	METHODS	EXERCICES	CONSEILS									
1. La chromatographie <table border="1"> <thead> <tr> <th>A</th> <th>B</th> <th>C</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1. Le chromatogramme permet de :</td> <td>2. Le chromatogramme permet de :</td> <td>3. Le chromatogramme permet de :</td> </tr> <tr> <td>4. Le chromatogramme permet de :</td> <td>5. Le chromatogramme permet de :</td> <td>6. Le chromatogramme permet de :</td> </tr> </tbody> </table>				A	B	C	1. Le chromatogramme permet de :	2. Le chromatogramme permet de :	3. Le chromatogramme permet de :	4. Le chromatogramme permet de :	5. Le chromatogramme permet de :	6. Le chromatogramme permet de :
A	B	C										
1. Le chromatogramme permet de :	2. Le chromatogramme permet de :	3. Le chromatogramme permet de :										
4. Le chromatogramme permet de :	5. Le chromatogramme permet de :	6. Le chromatogramme permet de :										
2. Extraction et séparation des espèces chimiques <table border="1"> <thead> <tr> <th>A</th> <th>B</th> <th>C</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>2. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>3. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> </tr> <tr> <td>4. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>5. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> <td>6. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :</td> </tr> </tbody> </table>				A	B	C	1. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	2. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	3. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	4. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	5. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	6. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :
A	B	C										
1. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	2. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	3. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :										
4. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	5. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :	6. Pour séparer une espèce chimique d'une autre, on utilise :										

De nombreuses aides (rappels de cours, conseils, pièges à éviter...) complètent utilement les corrigés détaillés

1	Un modèle de l'atome. L'élément chimique	7
Cours		7
Méthodes	1. Évaluer la masse d'un atome	9
	2. Déterminer la constitution d'un atome ou d'un ion	10
	3. Répartir les électrons d'un atome sur les différentes couches	11
	4. Répartir les électrons d'un ion sur les différentes couches	12
Exercices		13
Corrigés		17
2	Les ions et les molécules	19
Cours		19
Méthodes	1. Évaluer la masse d'un atome	21
	2. Représenter des formules développées et semi-développées	22
Exercices		24
Corrigés		29
3	Classification périodique des éléments	31
Cours		31
Méthodes	1. Utiliser la classification pour retrouver la formule électronique d'un atome	34
	2. Localiser les familles dans le tableau	35
	3. Utiliser la classification pour retrouver la charge des ions monoatomiques	36
	4. Appliquer les tests de reconnaissance des ions	37
Exercices		38
Corrigés		42
4	La quantité de matière	45
Cours		45
Méthodes	1. Calculer une masse molaire moléculaire	47
	2. Déterminer une quantité de matière à partir de la masse d'un solide et inversement	48
	3. Déterminer une quantité de matière à partir du volume d'un liquide et inversement	49
Exercices		51
Corrigés		54
5	Solutions et concentrations	56
Cours		56
Méthodes	1. Exploiter l'expression de la concentration massique ou molaire	59
	2. Mettre en œuvre un protocole de dilution	61
	3. Utiliser une échelle de teintes	62
	4. Tracer et exploiter une courbe d'étalonnage	64
Exercices		66
Corrigés		72
6	Espèces chimiques : naturelles et de synthèse	76
Cours		76
Méthodes	1. Analyser la formulation d'un médicament	79
	2. Identifier un groupe caractéristique	80
Exercices		82
Corrigés		88

7	Extraction, séparation et identification des espèces chimiques	91
Cours		91
Méthodes	1. Exploiter un tableau de données physiques	94
	2. Réaliser une hydrodistillation	95
	3. Réaliser et interpréter une chromatographie sur couche mince	97
Exercices		98
Corrigés		104
8	Réaction chimique	107
Cours		107
Méthodes	1. Décrire un système chimique	110
	2. Écrire l'équation de la réaction chimique avec les nombres stœchiométriques	112
	3. Reconnaître le réactif dans un composé chimique ionique	113
Exercices		115
Corrigés		120
9	Synthèse d'une espèce chimique	123
Cours		123
Méthodes	1. Expliquer un protocole expérimental de synthèse d'une espèce	125
	2. Déterminer la masse d'un échantillon à partir de sa densité	127
	3. Comparer un extrait naturel et un produit de synthèse	128
Exercices		130
Corrigés		135
10	Présentation de l'Univers	138
Cours		138
Méthodes	1. Convertir et utiliser les puissances de 10	140
	2. Utiliser l'année de lumière	141
Exercices		143
Corrigés		148
11	Signaux périodiques, mesure d'une durée	152
Cours		152
Méthodes	1. Passer des jours, aux heures, aux minutes, aux secondes et réciproquement	154
	2. Calculer une période ou une fréquence	155
	3. Déterminer les caractéristiques d'un signal périodique	156
Exercices		158
Corrigés		166
12	Ondes sonores, ondes électromagnétiques	170
Cours		170
Méthodes	1. Exploiter un document expérimental	172
	2. Extraire et exploiter des informations concernant les ondes	174
Exercices		176
Corrigés		181
13	Réfraction, réflexion totale. Le prisme	183
Cours		183
Méthodes	1. Repérer un angle entre une direction de propagation et une référence	186
	2. Appliquer les lois de Descartes pour la réfraction	187
	3. Étudier la réflexion totale	189
Exercices		191
Corrigés		196

14 Les spectres d'émission et d'absorption 201

Cours	201
Méthodes : 1. Distinguer un spectre d'émission d'un spectre d'absorption	203
2. Identifier une espèce chimique à partir d'un spectre	205
Exercices	207
Corrigés	211

15 Le mouvement 213

Cours	213
Méthodes : 1. Comprendre la relativité du mouvement	215
2. Exploiter un enregistrement	216
Exercices	218
Corrigés	224

16 Actions mécaniques, forces 227

Cours	227
Méthodes : 1. Modéliser des actions mécaniques	230
2. Étudier l'influence d'une force sur le mouvement d'un mobile	231
3. Caractériser une force en utilisant le principe de l'inertie	233
Exercices	235
Corrigés	240

17 Interaction gravitationnelle 243

Cours	243
Méthodes : 1. Calculer une force d'attraction gravitationnelle	246
2. Identifier le poids d'un objet à la force gravitationnelle	247
3. Comparer le poids d'un objet sur la Lune et sur la Terre	248
Exercices	250
Corrigés	254

18 Pression 257

Cours	257
Méthodes : 1. Appliquer la relation $P = \frac{F}{S}$	260
2. Utiliser la relation $(P_B - P_A) = \mu \cdot g \cdot h$	261
3. Appliquer la loi de Boyle-Mariotte	262
Exercices	264
Corrigés	269

Annexes 273

Produits chimiques : savoir décoder les étiquettes	273
Les chiffres significatifs	274
Notation scientifique et ordre de grandeur	275
Constantes fondamentales et grandeurs physiques	277
Classification périodique des éléments	278

Un modèle de l'atome. L'élément chimique

1 Un modèle de l'atome

Un atome est formé d'un **noyau** autour duquel se déplacent des **électrons** (particules chargées négativement). Le noyau est formé de **protons** (particules chargées positivement) et de **neutrons** (particules électriquement neutres). Les protons et les neutrons sont appelés **nucléons**.

■ Le **nombre de protons** que comporte un noyau est noté Z . On l'appelle **numéro atomique**.

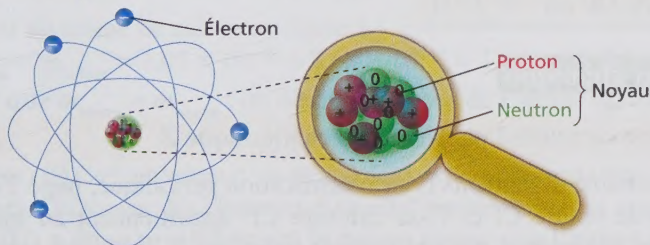
Le **nombre de nucléons** (protons + neutrons) est noté A .

■ Le noyau est représenté par un symbole : ${}_Z^AX$;

– X : symbole de l'élément,

– A : nombre de nucléons,

– Z : numéro atomique.



■ Chaque **proton** porte une **charge électrique élémentaire positive** et chaque **électron** porte une **charge électrique élémentaire négative**. L'atome est **électriquement neutre**.

Le noyau d'un atome contenant Z protons (Z charges $+$) est donc entouré de Z électrons (Z charges $-$).

■ Le proton et le neutron ont sensiblement la même masse ($1,67 \times 10^{-27}$ kg). Cette masse est environ 2 000 fois plus grande que celle de l'électron ($9,11 \times 10^{-31}$ kg). Il en résulte que la masse d'un atome peut être confondue avec celle de son noyau. La **masse du noyau est pratiquement égale à la somme des masses des nucléons**.

■ Le rayon du noyau est environ 100 000 fois plus petit que le rayon de l'atome : les électrons se déplacent donc à grande distance du noyau. L'espace entre les électrons et le noyau est constitué de vide.

2 Répartition électronique

■ Les électrons se répartissent par couches appelées **couches électroniques** et représentées par des lettres : $K, L, M, \dots$

La couche K , c'est-à-dire la plus proche du noyau, peut contenir 2 électrons au maximum. La deuxième couche L peut recevoir jusqu'à 8 électrons.

Les électrons remplissent d'abord la couche K , puis la couche L , puis la couche $M, \dots$ La dernière couche qui contient des électrons est appelée **couche externe**.

■ Un atome peut :

– soit **perdre** un ou plusieurs **électrons** de sa couche externe pour donner un **ion positif**,

– soit **gagner** un ou plusieurs **électrons** sur sa couche externe pour donner un **ion négatif**.

Ex. : l'ion chlorure Cl^- possède 1 électron de plus que l'atome de chlore Cl ; l'ion sodium Na^+ possède 1 électron de moins que l'atome de sodium Na .

■ La formule électronique d'un atome ou d'un ion est décrite en indiquant, en exposant, le nombre d'électrons sur chaque couche.

Ex. : la formule électronique de l'atome de chlore Cl ($Z = 17$) est : $K^2 L^8 M^7$; et celle de l'ion chlorure Cl^- est : $K^2 L^8 M^8$.

3 L'élément chimique

Un **élément** est caractérisé par son **numéro atomique Z** .

Il existe une centaine d'éléments (voir classification périodique, page 278).

Ex. : l'atome de chlore Cl et l'ion chlorure Cl^- appartiennent au même élément chimique chlore caractérisé par son numéro atomique $Z = 17$: on notera l'élément chlore ${}_{17}\text{Cl}$.

■ Deux atomes de **même numéro atomique Z** , mais de **nombre de nucléons A différents**, sont appelés **isotopes** du même élément.

Ex. : ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ et ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ sont deux isotopes de l'élément chlore.

1 Évaluer la masse d'un atome

EXERCICE TYPE

Un atome de cuivre contient 29 protons, 34 neutrons et 29 électrons.

1° Calculer la masse d'un noyau de cuivre.

2° Calculer la masse de son cortège électronique.

3° Pourquoi dit-on que la masse d'un atome est concentrée dans son noyau ?

4° Quelle est la masse de l'ion cuivre (II) Cu^{2+} ?

Données : $m_p = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$; $m_n = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$; $m_{e^-} = 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Le noyau contient 29 protons et 34 neutrons :

$$m_{\text{noyau}} = 29 \times 1,67 \times 10^{-27} + 34 \times 1,67 \times 10^{-27} = \mathbf{1,05 \times 10^{-25} \text{ kg}}.$$

2° Le cortège électronique contient 29 électrons :

$$m_{\text{cortège}} = 29 \times 9,11 \times 10^{-31} = \mathbf{2,64 \times 10^{-29} \text{ kg}}.$$

Lorsque la calculatrice affiche

1,05E-25, cela signifie $1,05 \times 10^{-25}$.

3° La masse d'un atome de cuivre est égale à :

$$m_{\text{atome}} = m_{\text{noyau}} + m_{\text{cortège}} = 1,05 \times 10^{-25} + 2,64 \times 10^{-29} \approx 1,05 \times 10^{-25} \text{ kg}.$$

On constate que $m_{\text{atome}} \approx m_{\text{noyau}}$: on dit que la masse de l'atome est concentrée dans son noyau.

4° L'ion cuivre (II) Cu^{2+} provient d'un atome de cuivre qui a perdu deux électrons. On vient de voir que la masse des électrons était négligeable devant la masse du noyau : **l'ion cuivre (II) a donc pratiquement la même masse que l'atome de cuivre Cu, soit $1,05 \times 10^{-25} \text{ kg}$.**

À RETENIR

- Il est inutile de calculer la masse totale des électrons : $m_{\text{atome}} \approx m_{\text{noyau}}$.
- La masse d'un ion est égale à la masse de l'atome correspondant.
- Les masses des protons et des neutrons sont pratiquement les mêmes.
- $m_{\text{noyau}} = Z \cdot m_p + (A - Z) \cdot m_n = A \cdot m_p$ car $m_p \approx m_n$.
- Attention à l'utilisation des puissances de 10 à la calculatrice !

2 Déterminer la constitution d'un atome ou d'un ion

EXERCICE TYPE

1° Le noyau de l'atome d'aluminium a pour symbole ${}_{13}^{27}\text{Al}$.

Donner son :

- numéro atomique,
- nombre de nucléons,
- nombre de protons,
- nombre de neutrons,
- nombre d'électrons.

2° Répondre aux mêmes questions pour l'ion aluminium de formule Al^{3+} .

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Le **numéro atomique** est indiqué en bas à gauche du symbole : **$Z = 13$** .

– Le **nombre de nucléons** est en haut à gauche : **$A = 27$** .

– Le **nombre de protons** est égal au numéro atomique, soit **13 protons**.

– Le **nombre de neutrons** est obtenu par différence entre A (nombre total de protons et de neutrons) et Z (nombre de protons) : **$A - Z = 27 - 13 = 14$ neutrons**.

– Le **nombre d'électrons** est égal au nombre de protons puisque l'atome est électriquement neutre, soit **13 électrons**.

2° L'atome d'aluminium a perdu 3 électrons pour donner l'ion aluminium Al^{3+} ; il lui reste donc **10 électrons**.

Seul le nombre d'électrons a changé : tout le reste (protons, neutrons) est identique.

Un ion positif a plus de protons que d'électrons.

À RETENIR

- Les nombres A et Z du symbole A_ZX caractérisent la constitution du noyau (que ce soit de l'atome ou de l'ion correspondant).
- La composition d'un ion ne diffère de celle de l'atome que par le nombre d'électrons.

Un ion positif a moins d'électrons que l'atome correspondant.

Un ion négatif a plus d'électrons que l'atome correspondant.

3 Répartir les électrons d'un atome sur les différentes couches

EXERCICE TYPE

L'atome de sodium Na a pour numéro atomique $Z = 11$.

- 1° Écrire la formule électronique de cet atome.
- 2° Combien cet atome a-t-il d'électrons sur sa couche externe ?

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Les électrons remplissent d'abord la couche K (la plus proche du noyau) jusqu'à ce que celle-ci soit pleine, puis la couche L jusqu'à ce que celle-ci soit pleine, puis la couche M ... La couche K contient 2 électrons.

La deuxième couche L reçoit 8 électrons. La couche M en reçoit 1.

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

2° L'atome possède **1 électron** sur sa couche externe M .

Un atome étant électriquement neutre, il possède autant d'électrons que de protons (ici : 11).

À RETENIR

- Le nombre total d'électrons est la somme du nombre d'électrons présents sur toutes les couches.

La dernière couche qui contient des électrons est appelée couche externe.

- Pour écrire la formule électronique, on écrit la lettre qui correspond à chaque couche et l'on indique, en haut à droite, le nombre d'électrons de cette couche.

- Les couches vides ne sont pas écrites.

- Les électrons remplissent d'abord la couche K , puis, quand celle-ci est saturée, d'autres se placent sur la couche L , etc.

4 Répartir les électrons d'un ion sur les différentes couches

EXERCICE TYPE

1° L'ion sodium de formule Na^+ appartient à l'élément sodium $_{11}\text{Na}$.

- Écrire la formule électronique de l'atome de sodium.
- En déduire la formule électronique de l'ion sodium.
- Combien cet ion a-t-il d'électrons sur sa couche externe ?
- Comparer le nombre de couches électroniques de l'atome et de l'ion.

2° Répondre aux mêmes questions pour l'ion sulfure de formule S^{2-} appartenant à l'élément soufre $_{16}\text{S}$.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° a) L'atome de sodium, étant électriquement neutre, possède 11 électrons.

Sa formule électronique s'écrit $K^2 L^8 M^1$ (voir Méthode 3).

b) L'ion sodium provient d'un atome de sodium qui a perdu un électron : celui-ci contient donc **10 électrons**. Les électrons remplissent d'abord la couche K (la plus proche du noyau) jusqu'à ce que celle-ci soit pleine, puis la couche L jusqu'à ce que celle-ci soit pleine, puis la couche M ...

La couche K contient 2 électrons et la deuxième couche L reçoit 8 électrons. La formule électronique de l'ion sodium est donc : $K^2 L^8$.

c) L'ion sodium possède **8 électrons** sur sa couche externe L .

d) L'ion positif Na^+ possède une couche électronique occupée **de moins** que l'atome Na .

2° L'atome de soufre possède 16 électrons. Sa formule électronique s'écrit $K^2 L^8 M^6$. L'ion sulfure, qui provient d'un atome de soufre qui a gagné deux électrons, **en possède 18**. Sa formule électronique s'écrit $K^2 L^8 M^8$.

L'ion possède **8 électrons** sur sa couche externe M . L'ion négatif S^{2-} possède le **même nombre** de couches électroniques que l'atome S .

À RETENIR

- Un ion monoatomique négatif a le même nombre de couches électroniques occupées que l'atome correspondant.
- Un ion monoatomique positif a une couche électronique occupée de moins que l'atome correspondant.

La couche K peut contenir jusqu'à 2 électrons ; la couche L , jusqu'à 8.

Connaître le cours

Pour chaque exercice du « Connaître le cours », indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1 Un modèle de l'atome 5 min

	A	B	C
1° Un proton est :	chargé positivement	chargé négativement	neutre
2° Un électron est :	chargé positivement	chargé négativement	neutre
3° Un noyau est :	chargé positivement	chargé négativement	neutre
4° Un atome est :	chargé positivement	chargé négativement	neutre
5° Un noyau est constitué :	de protons	de neutrons	d'électrons
6° La masse d'un électron est :	très inférieure à la masse d'un proton	égale à la masse d'un proton	très supérieure à la masse d'un proton

→ Corrigé p. 17

2 Répartition électronique 3 min

	A	B	C
1° La couche électronique la plus proche du noyau est :	la couche K	la couche L	la couche M
2° Les électrons remplissent d'abord :	la couche K	la couche L	la couche M
3° La couche L peut contenir :	2 électrons	8 électrons	10 électrons

→ Corrigé p. 17

3 L'élément chimique 4 min

	A	B	C
1° Un élément chimique est caractérisé par son nombre :	d'électrons	de neutrons	de protons
2° Le numéro atomique d'un élément est égal à son nombre :	de nucléons	de protons	d'électrons
3° Deux isotopes ont :	le même nombre de protons	le même nombre de neutrons	le même symbole
4° Un ion positif a :	gagné un ou plusieurs électrons	gagné un ou plusieurs protons	perdu un ou plusieurs électrons

→ Corrigé p. 17

Bien appliquer le cours et les méthodes

4

★★

5 min

→ Méthode 1, p. 9

Calculer la masse de l'atome d'uranium.

Données : $A = 235$; $Z = 92$; $m_p = 1,67 \times 10^{-27}$ kg ; $m_n = 1,67 \times 10^{-27}$ kg ;

→ Corrigé p. 17

5

★

5 min

→ Méthode 2, p. 10

Compléter le tableau suivant.

Nom de l'atome	Symbole de l'atome	A	Z	Protons	Neutrons	Électrons
	Cu	64	29			
oxygène			8		8	
chlore				17	20	

→ Corrigé p. 17

6

★

5 min

→ Méthode 2, p. 10

Déterminer la composition (protons, neutrons, électrons) des atomes suivants : $^{12}_6\text{C}$; $^{31}_{16}\text{S}$.
Présenter les résultats sous la forme d'un tableau.

→ Corrigé p. 17

7

★

5 min

→ Méthode 3, p. 11

La formule électronique d'un atome est $K^2 L^8 M^7$.

1° Combien de couches électroniques occupées possède-t-il ?

2° Combien d'électrons l'atome possède-t-il au total ?

3° Combien d'électrons se trouvent sur la couche externe ?

→ Corrigé p. 17

8

★

5 min

→ Méthode 3, p. 11

L'atome de fluor F a pour numéro atomique $Z = 9$.

1° Établir sa formule électronique.

2° Combien cet atome a-t-il d'électrons sur sa couche externe ?

→ Corrigé p. 17

COURS

MÉTHODES

EXERCICES

SUJETS BAC

CORRIGÉS

9 ★★ 5 min → Méthodes 3 et 4, p. 11 et 12

Écrire la formule électronique des atomes et ions suivants :



→ Corrigé p. 18

S'entraîner

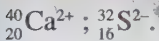
10 ★ 2 min

Choisir la bonne réponse parmi les propositions écrites en *italique*.

→ Corrigé Corrigé p. 18

11 ★★ 5 min

Déterminer la composition (protons, neutrons, électrons) des ions suivants :



→ Corrigé Corrigé p. 18

12 ★ 2 min

L'uranium ^{92}U possède notamment les isotopes 235 et 238.

Des nombres 235 et 238 correspondent-ils au numéro atomique ou au nombre de nucléons ? Justifier la réponse.

→ Corrigé p. 18

Faire le bilan et s'évaluer

13

★★★

15 min

La croûte terrestre est la partie superficielle et solide de la Terre. Les roches constituant la croûte terrestre contiennent notamment l'élément chlore, mais sa teneur est inférieure à 1 %. L'élément chlore ${}_{17}\text{Cl}$ possède plusieurs isotopes. Sur Terre, existent majoritairement les isotopes 35 et 37.

	C 2	A 1,5	R 1,5	5 points
1° Les nombres 35 et 37 correspondent-ils au numéro atomique ou au nombre de nucléons ?	×			/ 1
2° Donner les symboles des noyaux isotopes du chlore.	×			/ 1
3° Dans cette question, on s'intéressera à l'atome de l'isotope 35 de chlore.				
a) Combien d'électrons possède cet atome ?		×		/ 0,5
b) Écrire la formule électronique de cet atome.		×		/ 1
c) La formule électronique de l'ion chlorure correspondant s'écrit $K^2 L^8 M^8$: donner la formule de l'ion chlorure.			×	/ 0,5
d) Calculer la masse de l'ion chlorure correspondant.				
Données :				
$m_p = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$;			×	/ 0,5
$m_n = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$;				
$m_e = 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$.				
4° Répondre aux questions 3° a), b), c) et d) pour l'atome de l'isotope 37 du chlore.			×	/ 0,5

→ Corrigé p. 18

1 → Énoncé p. 13 1° A ; 2° B ; 3° A ; 4° C ; 5° A et B ; 6° A ;

2 → Énoncé p. 13 1° A ; 2° A ; 3° A et B ;

3 → Énoncé p. 13 1° C ; 2° B ; 3° A et C ; 4° C.

4 → Énoncé p. 14 Il est inutile de calculer la masse totale des électrons puisque $m_{\text{atome}} \approx m_{\text{noyau}}$. Il suffit de calculer la masse du noyau $^{235}_{92}\text{U}$:

On retiendra : $m = A \times m_p = A \times m_n$, où A est le nombre de nucléons et m_p , la masse d'un proton ou m_n , la masse d'un nucléon.

$$m = Z \cdot m_p + (A - Z) \cdot m_n = 92 \times 1,67 \times 10^{-27} + (235 - 92) \times 1,67 \times 10^{-27}$$

$$m = 3,92 \times 10^{-25} \text{ kg.}$$

Remarque : $m = A \cdot m_p = 235 \times 1,67 \times 10^{-27} = 3,92 \times 10^{-25} \text{ kg}$, car $m_p = m_n$.

5 → Énoncé p. 14

Nom de l'atome	Symbole de l'atome	A	Z	Protons	Neutrons	Électrons
cuivre	Cu	64	29	29	35	29
oxygène	O	16	8	8	8	8
chlore	Cl	37	17	17	20	17

6 → Énoncé p. 14

	$^{12}_6\text{C}$	$^{31}_{16}\text{S}$
protons	6	16
neutrons	6	15
électrons	6	16

7 → Énoncé p. 14 1° Il possède trois couches électroniques occupées : K, L et M.

2° Il possède $2 + 8 + 7 = 17$ électrons au total.

3° M est la couche externe et compte 7 électrons.

8 → Énoncé p. 14 1° $Z = 9$ est le nombre de protons. L'atome étant électriquement neutre, il possède donc 9 électrons qui se répartissent en couches. On remplit d'abord la première couche K avec 2 électrons : elle est alors saturée (complète) ; il reste 7 électrons sur la seconde couche qui peut en contenir jusqu'à 8. On a donc : $K^2 L^7$.

2° La couche L est la couche externe et compte 7 électrons.

9 → Énoncé p. 15 $K^2 L^1$; $K^2 L^4$; $K^2 L^8 M^4$; $K^2 L^8$; $K^2 L^8$; $K^2 L^8 M^8$.

10 → Énoncé p. 15 1° sont ;
 2° ne sont pas.

Deux isotopes diffèrent par leur nombre de nucléons A .
 Ils possèdent le même numéro atomique.

11 → Énoncé p. 15

	$^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$	$^{32}_{16}\text{S}^{2-}$
protons	20	16
neutrons	20	16
électrons	18	18

12 → Énoncé p. 15 Ces nombres correspondent aux **nombre de nucléons** car les isotopes ont même numéro atomique ($Z = 92$), c'est-à-dire le même nombre de protons. Ils diffèrent par leur nombre de nucléons, c'est-à-dire leur nombre **de neutrons**.

13 → Énoncé p. 16 1° Ils correspondent au nombre de **nucléons**.

2° $^{35}_{17}\text{Cl}$; $^{37}_{17}\text{Cl}$.

3° a) Le nombre de protons est égal au nombre d'électrons, donc $n(e^-) = 17$.

Un atome est électriquement neutre.

b) $K^2 L^8 M^7$.

c) La formule électronique de l'ion montre qu'il possède un électron de plus que l'atome. Sa formule est donc Cl^- .

d) Il est inutile de calculer la masse totale des électrons puisque $m_{\text{atome}} \approx m_{\text{noyau}}$.
 Il suffit de calculer la masse du noyau :

$$m_{\text{noyau}} = A \cdot m_n = 35 \times 1,67 \times 10^{-27} = 5,85 \times 10^{-26} \text{ kg.}$$

4' a) Le **nombre d'électrons est le même** car les isotopes possèdent le même nombre de protons puisqu'ils appartiennent au même élément.

b) La formule électronique est donc **la même**.

c) La formule de l'ion **ne change pas**.

d) En revanche, la masse change puisque les nombres de nucléons sont différents :

$$m_{\text{noyau}} = A \cdot m_n = 37 \times 1,67 \times 10^{-27} = 6,18 \times 10^{-26} \text{ kg.}$$

Les ions et les molécules

1 La règle du duet et de l'octet

■ Certains gaz tels l'hélium (He), le néon (Ne), l'argon (Ar), le krypton (Kr) et le xénon (Xe) sont appelés les **gaz nobles**. Ils sont chimiquement stables : sur leur couche électronique externe, ils possèdent soit **2 électrons** (cas de l'hélium), soit **8 électrons** (autres gaz nobles).

■ Les autres éléments n'existent pas à l'état naturel sous forme d'atomes isolés. Ces atomes tendent à acquérir la structure électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche :

- soit avec **2 électrons** sur la couche électronique externe (règle du **duet**) lorsque ce gaz noble est l'hélium,
- soit avec **8 électrons** sur la couche électronique externe (règle de l'**octet**).

La stabilité est alors maximale.

2 La formation des ions

■ Les règles du duet et de l'octet sont respectées lorsque les atomes de certains éléments forment des **ions monoatomiques**. Ils ont ainsi deux électrons sur leur couche électronique externe, si celle-ci est la couche *K*, et 8 électrons sur leur couche électronique externe, si celle-ci est la couche *L*, *M*...

■ Pour cela, certains atomes gagnent ou perdent un ou plusieurs électrons afin d'en posséder 2 ou 8 sur leur couche externe.

3 Les molécules

Une molécule est un édifice constitué à partir d'atomes.

■ Une même molécule peut être représentée de trois façons différentes :

- la **formule brute** d'une molécule indique la nature et le nombre des atomes présents dans la molécule,
- dans une **formule développée**, chaque tiret représente une liaison entre deux atomes ;
- dans une **formule semi-développée**, les liaisons avec les atomes d'hydrogène ne sont pas représentées par un tiret.

COURS

MÉTHODES

EXERCICES

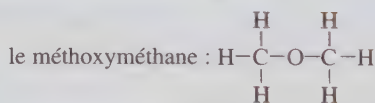
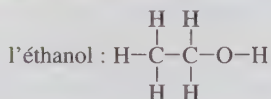
CORRIGÉS

Exemples :

nom	formule brute	formule développée	formule semi-développée
éthane	C_2H_6	$ \begin{array}{c} H & H \\ & \\ H-C & -C-H \\ & \\ H & H \end{array} $	CH_3-CH_3
éthanol	C_2H_6O	$ \begin{array}{c} H & H \\ & \\ H-C & -C-O-H \\ & \\ H & H \end{array} $	CH_3-CH_2-OH

Des **isomères** sont des espèces dont les molécules ont la **même formule brute** mais des **formules développées différentes**.

Exemple : à la formule brute C_2H_6O correspond deux espèces :



4 Modèles moléculaires

Pour représenter les molécules, des modèles moléculaires sont utilisés. Chaque atome est alors représenté par une boule de couleur et de taille déterminées.

atome	modèle
hydrogène	
carbone	
azote	
oxygène	
chlore	

1 Évaluer la masse d'un atome

EXERCICE TYPE

1° Le numéro atomique du fluor est 9.

- Écrire la formule électronique de l'atome de fluor.
- En déduire le nombre d'électrons sur sa couche externe.
- Combien d'électrons cet atome doit-il gagner ou perdre pour respecter la règle de l'octet ?
- Quel ion monoatomique cet atome peut-il former ?

2° Répondre aux mêmes questions pour l'atome de magnésium de numéro atomique $Z = 12$.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° *a)* La formule électronique du fluor est : $K^2 L^7$.

b) Il possède donc **7 électrons** sur sa **couche externe**.

Un octet d'électrons correspond à huit électrons.

c) Il lui **manque 1 électron** pour **compléter sa couche externe** à 8 électrons.

d) Il gagne 1 électron pour former l'**ion fluorure F^-** ($K^2 L^8$).

2° *a)* La formule électronique du magnésium est : $K^2 L^8 M^2$.

b) Il possède donc **2 électrons** sur sa **couche externe**.

c) Le magnésium **perd 2 électrons** (et n'en gagne pas 6) pour respecter la règle de l'octet.

d) Il forme donc l'**ion magnésium Mg^{2+}** ($K^2 L^8$).

À RETENIR

Pour déterminer la formule de l'ion formé, il faut :

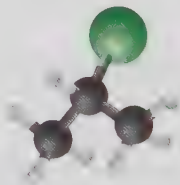
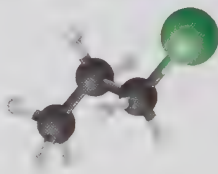
- connaître le nombre d'électrons que possède l'atome à partir du numéro atomique,
- écrire sa formule électronique,
- identifier la couche électronique externe,
- appliquer la règle du duet ou de l'octet en raisonnant sur la couche externe.

Pour respecter la règle de l'octet, les atomes gagnent ou perdent un minimum d'électrons : par exemple, le magnésium ne gagne pas 6 électrons, mais en perd 2.

2 Représenter des formules développées et semi-développées

EXERCICE TYPE

On donne les modèles moléculaires de deux molécules différentes :



1° En s'aidant du code des couleurs du tableau, page 20, identifier les atomes présents dans la molécule et déterminer le nombre de liaisons que chacun d'eux établit.

2° Écrire les formules brute, semi-développée et développée de chacune des molécules.

3° Ces deux molécules sont-elles celles d'espèces isomères ? Justifier.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Les trois **boules noires** représentent trois atomes de **carbone**. Les sept **boules blanches** représentent sept atomes d'**hydrogène**. La **boule verte** représente un atome de **chlore**.

Chaque atome de **carbone** établit **quatre liaisons**.

Chaque atome d'**hydrogène** établit **une liaison**.

L'atome de **chlore** établit **une liaison**.

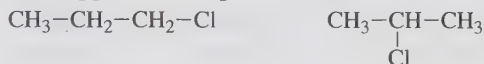
Un atome établissant une liaison est dit « monovalent ». Un atome établissant quatre liaisons est dit « tétravalent ».

2° • La formule brute est donc pour les deux molécules : $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$.

• La formule développée se déduit des modèles moléculaires :



• Les formules semi-développées correspondantes sont :



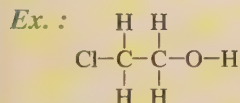
3° Ces deux molécules sont celles d'espèces **isomères**. Elles possèdent la **même formule brute** mais des **formules développées différentes**.

À RETENIR

La **formule brute** est constituée par les symboles des atomes suivis de leur nombre.

Ex. : $\text{C}_2\text{H}_5\text{ClO}$.

La **formule développée** représente toutes les liaisons entre les atomes de la molécule.



La **formule semi-développée** représente toutes les liaisons de la formule développée sauf celles avec les atomes d'hydrogène.

Ex. : $\text{Cl}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$.

Connaître le cours

Pour chaque exercice du « Connaître le cours », indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1 La règle du duet et de l'octet 2 min

	A	B	C
1° Un gaz rare possède sur sa couche électronique externe :	toujours 2 électrons	toujours 8 électrons	2 ou 8 électrons
2° Les atomes tendent à acquérir la structure électronique du gaz rare :	de numéro atomique le plus proche	de numéro atomique inférieur	de numéro atomique supérieur

→ Corrigé p. 29

2 La formation des ions 3 min

	A	B	C
1° La couche électronique externe d'un ion peut comporter :	2 électrons	8 électrons	10 électrons
2° En devenant un ion, un atome peut :	perdre un ou plusieurs électrons	gagner un ou plusieurs électrons	gagner un proton
3° Lorsqu'ils deviennent des ions, les atomes gagnent ou perdent des électrons :	de leur couche externe	de leur couche interne	de n'importe quelle couche

→ Corrigé p. 29

3 Les molécules 4 min

	A	B	C
1° La formule $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ est une formule :	brute	développée	semi-développée
2° La formule $\begin{array}{ccccc} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \\ & & & & \\ \text{H} & -\text{C} & - & \text{C} & - \text{H} \\ & & & & \\ & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \end{array}$ est une formule :	brute	développée	semi-développée
3° La formule $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ est une formule :	brute	développée	semi-développée
4° Les molécules de deux espèces isomères ont :	même formule brute	des formules développées identiques	des formules développées différentes

→ Corrigé p. 29

4 Modèles moléculaires 2 min

	A	B	C
1° Dans un modèle moléculaire, une boule bleue représente :	un atome de carbone	un atome d'azote	un atome d'hydrogène
2° Dans un modèle moléculaire, l'atome d'oxygène est représenté par :	une boule rouge	une boule verte	une boule blanche

→ Corrigé p. 29

Bien appliquer le cours et les méthodes

5 ★ 5 min → Méthode 1, p. 21

On considère les gaz nobles suivants : hélium (${}^2\text{He}$), néon (${}^{10}\text{Ne}$) et argon (${}^{18}\text{Ar}$). De quels gaz nobles, les atomes des éléments oxygène (${}^8\text{O}$), lithium (${}^3\text{Li}$), bore (${}^5\text{B}$), soufre (${}^{16}\text{S}$), magnésium (${}^{12}\text{Mg}$) et potassium (${}^{19}\text{K}$) vont-ils acquérir la structure électronique en se transformant en ion ?

→ Corrigé p. 29

6 ★★ 10 min → Méthode 1, p. 21

On donne les formules électroniques des atomes de sodium, d'oxygène et de chlore :
 $\text{N} : K^2 L^5$; $\text{O} : K^2 L^6$; $\text{Cl} : K^2 L^8 M^7$.

- 1° Combien d'électrons chacun de ces atomes gagne-t-il pour devenir stable ?
- 2° Quelle règle chacun de ces atomes respecte-t-il alors ?
- 3° Écrire les formules électroniques des ions ainsi formés.
- 4° Écrire la formule de chaque ion.

→ Corrigé p. 29

7 ★★ 10 min → Méthode 1, p. 21

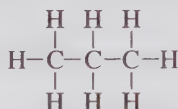
On donne les répartitions électroniques de 3 atomes :
 $\text{Li} : K^2 L^1$; $\text{Be} : K^2 L^2$; $\text{Na} : K^2 L^8 M^1$.

- 1° Combien d'électrons chacun de ces atomes perd-il pour devenir stable ?
- 2° Quelle règle chacun de ces atomes respecte-t-il alors ?
- 3° Écrire les formules électroniques des ions ainsi formés.
- 4° Écrire la formule de chaque ion.

→ Corrigé p. 29

8 ★ 5 min → Méthode 2, p. 22

La formule développée de la molécule de propane est donnée ci-dessous :



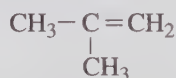
1° Écrire la formule semi-développée de cette molécule.

2° En déduire sa formule brute.

→ Corrigé p. 29

9 ★ 5 min → Méthode 2, p. 22

On considère les quatre molécules suivantes :



1° Déterminer la formule brute de chacune des molécules.

2° Ces molécules sont-elles celles d'espèces isomères ? Justifier.

→ Corrigé p. 29

10 ★ 5 min → Méthode 2, p. 22

On donne le modèle moléculaire suivant :



1° À l'aide du code des couleurs du tableau de la page 20, identifier les éléments présents dans cette molécule.

2° Écrire la formule brute de cette molécule.

3° Nommer cette molécule.

→ Corrigé p. 29

S'entraîner

11 ★★ 5 min

Donner la formule de l'ion formé à partir de l'atome d'aluminium Al ($Z = 13$).

→ Corrigé p. 30

12 ★ 5 min

L'eau oxygénée est utilisée en pharmacie comme désinfectant des petites plaies. La solution contient du peroxyde d'hydrogène. La molécule de peroxyde d'hydrogène possède deux atomes d'hydrogène H et deux atomes d'oxygène O.

1° Quelle est la formule brute de la molécule ?

2° Écrire ses formules développée et semi-développée à partir de son modèle moléculaire :



→ Corrigé p. 30

13



5 min

1° La molécule de diazote possède deux atomes d'azote N. Quelle est sa formule brute ?

2° Sa formule développée est $\text{N}\equiv\text{N}$; représenter son modèle moléculaire compact.

→ Corrigé p. 30

14

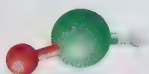


5 min

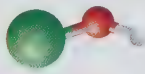
L'acide hypochloreux est le composé actif de l'eau de Javel, utilisée comme désinfectant, notamment dans les hôpitaux.

Parmi les modèles moléculaires suivants, lequel correspond à l'acide hypochloreux de formule développée : $\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$?

a)



b)



c)



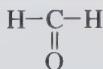
→ Corrigé p. 30

15



5 min

La molécule de méthanal a pour formule développée :

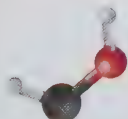


Elle est utilisée comme désinfectant (notamment en médecine vétérinaire), mais également pour le traitement médical des verrues, pour conserver les restes d'animaux ou encore pour embaumer les corps en attente d'un enterrement.

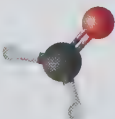
1° Déterminer sa formule brute.

2° Lequel des trois modèles moléculaires suivants représente cette molécule ? Justifier.

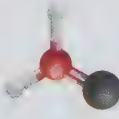
a)



b)



c)



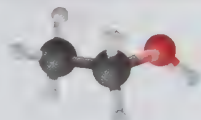
→ Corrigé p. 30

16



5 min

L'éthanol est un alcool d'origine végétale issu du blé ou de la betterave. Il est utilisé comme désinfectant, notamment dans les gels hydroalcooliques de nettoyage des mains. On donne le modèle moléculaire suivant :



1° Écrire la formule développée, puis semi-développée de cette molécule.

2° En déduire sa formule brute.

→ Corrigé p. 30

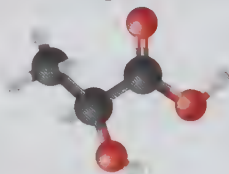
Faire le bilan et s'évaluer

17



5 min

Au cours d'un effort prolongé, l'une des causes de l'apparition des crampes dans les muscles est l'accumulation d'acide lactique. Le modèle moléculaire de la molécule d'acide lactique est le suivant :



	C 1	A 2,5	R 1,5	5 points
1° Quels sont les atomes présents dans cette molécule ?	×			/ 1
2° Écrire les formules développées et semi-développée de cette molécule.		×		/ 2
3° Déterminer sa formule brute.		×		/ 0,5
4° L'une des espèces dont les formules semi-développées des molécules sont données ci-dessous, est-elle isomère de l'acide lactique ? Justifier.				
a) $\text{HO}-\text{CH}_2-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{OH}$				
b) $\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{CH}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{O} \quad \quad \text{O} \end{array}$			×	/ 1,5
c) $\text{HO}-\text{CH}_2-\underset{\text{O}}{\text{C}}-\text{CH}_2-\text{OH}$				

→ Corrigé p. 30

COURS

MÉTHODES

EXERCICES

CORRIGÉS

1 Énoncé p. 24 1° C ; 2° A.

2 Énoncé p. 24 1° A et B ; 2° A et B ; 3° A.

3 Énoncé p. 24 1° C ; 2° B ; 3° A ; 4° A et C.

4 Énoncé p. 25 1° B ; 2° A.

5 Énoncé p. 25 Les atomes ont tendance à acquérir la structure électronique du gaz noble de plus proche numéro atomique, donc :

${}_3\text{Li}$ et ${}_5\text{B}$ acquièrent la structure de ${}_2\text{He}$;

${}_8\text{O}$ et ${}_{12}\text{Mg}$ acquièrent la structure de ${}_{10}\text{Ne}$;

${}_{16}\text{S}$ et ${}_{19}\text{K}$ acquièrent la structure de ${}_{18}\text{Ar}$.

Les gaz nobles sont aussi nommés gaz rares.

6 Énoncé p. 25 1° Pour posséder 8 électrons sur leur couche externe : l'azote N gagne 3 électrons, l'oxygène O en gagne 2 et le chlore Cl gagne 1 électron.

2° Ils vont tous respecter la règle de l'octet.

3° et 4° O^{2-} et N^{3-} : $K^2 L^8$; Cl^- : $K^2 L^8 M^8$.

7 Énoncé p. 25 1° Li perd 1 électron, Be en perd 2 et Na en perd 1.

2° Li et Be vont respecter la règle du duet. Na va respecter la règle de l'octet.

3° et 4° Li^+ et Be^{2+} : K^2 ; Na^+ : $K^2 L^8$.

8 Énoncé p. 26 1° Formule semi-développée :

$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$.

2° Formule brute : C_3H_8 .

Dans une formule semi-développée, les liaisons C-H ne sont pas représentées par un tiret.

9 Énoncé p. 26 1° La première molécule a pour formule brute C_4H_6 ; les trois autres ont pour formule brute C_4H_8 .

2° Les trois dernières espèces sont donc isomères (les molécules ont même formule brute, mais des formules semi-développées différentes).

10 Énoncé p. 26 1° Cette molécule contient de l'oxygène (boule rouge) et du carbone (boule noire).

2° Sa formule brute est : CO_2 .

3° Il s'agit du dioxyde de carbone.

11 Énoncé p. 26 La formule électronique de l'aluminium est $K^2 L^8 M^3$; cet atome va perdre 3 électrons pour respecter la règle de l'octet.

Il va donc former l'ion Al^{3+} ($K^2 L^8$).

Il faut penser à écrire d'abord la formule électronique.

12 Énoncé p. 26 1° Formule brute : H_2O_2 .

2° Formule développée : $H-O-O-H$ et formule semi-développée : $HO-OH$.

13 Énoncé p. 27 1° Formule brute : N_2 .

2° Chaque atome d'azote est représenté par une boule bleue ; son modèle moléculaire compact est :



14 Énoncé p. 27 C'est le modèle moléculaire b).

15 Énoncé p. 27 1° La formule brute de la molécule est : CH_2O .

2° Le **modèle moléculaire** correct est le b). L'atome de carbone est bien représenté par une boule noire, les atomes d'hydrogène par une blanche et d'oxygène par une rouge. L'atome de carbone est central ; il établit bien quatre liaisons comme le montre sa formule développée.

Se reporter au code des couleurs en page 20.

16 Énoncé p. 28 1°

$$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ | \quad | \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ | \quad | \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} \quad \text{et} \quad \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$$

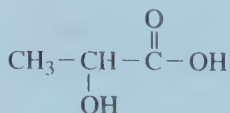
2° Formule brute : C_2H_6O .

17 Énoncé p. 28 1 Boules noires : carbone ; boules blanches : hydrogène ; boules rouges : oxygène.

2° Formule développée :

$$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{O} \\ | \quad | \quad || \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ | \quad | \quad | \\ \text{H} \quad \text{O}-\text{H} \end{array}$$

et formule semi-développée :



3° Formule brute : $C_3H_6O_3$.

4° La **molécule c)** a la même formule brute que l'acide lactique.

Classification périodique des éléments

1 Classification périodique des éléments

■ La classification périodique comprend 18 colonnes et 7 lignes (voir classification périodique page 278) ; les éléments chimiques y sont classés par **numéro atomique Z croissant**.

■ Dans ce chapitre, on utilise une classification simplifiée à 8 colonnes :

	1	2	3	4	5	6	7	8
1	H							He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

■ Un élément est repéré dans la classification par son **numéro de ligne** et son **numéro de colonne**.

Ex. : l'élément oxygène est situé dans la deuxième ligne et la sixième colonne.

■ De la position d'un élément dans la classification, on déduit la structure électronique de l'atome.

– Le **numéro de ligne** (ou **période**) indique le nombre de couches électroniques occupées de l'atome de l'élément considéré.

– Le **numéro de colonne** indique le nombre d'électrons de la couche externe de l'atome.

Ex. : l'atome de chlore (ligne 3, colonne 7).

Ligne 3, colonne 7 → il y a **3 couches électroniques occupées** (*K*, *L*, *M*) avec **7 électrons sur la couche externe M**.

Sa formule électronique est : $K^2 L^8 M^7$.

2 Familles chimiques et propriétés chimiques

■ Les éléments possédant des **propriétés chimiques voisines** se trouvent dans une même colonne : ils constituent une **famille chimique**.

Les atomes d'une même famille ont le **même nombre d'électrons sur la couche externe**.

L'hélium est une exception : il n'a que deux électrons sur sa couche électronique externe alors que les atomes de la même colonne en possèdent huit.

Colonne	1	7	8
Famille	alcalins (sauf hydrogène)	halogènes	gaz nobles

COURS

MÉTHODES

EXERCICES

CORRIGÉS

■ Pour satisfaire à la règle du duet ou de l'octet, les atomes vont gagner ou perdre un ou plusieurs électrons et devenir des **ions monoatomiques**.

■ Les atomes des éléments des colonnes 1, 2 et 3 perdent un ou plusieurs électrons pour former des ions positifs.

Exemple :

Colonne	1	2	3	8 : gaz nobles
Ligne 3	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Ne (ligne 2)
	K ² L ⁸	K ² L ⁸	K ² L ⁸	K ² L ⁸

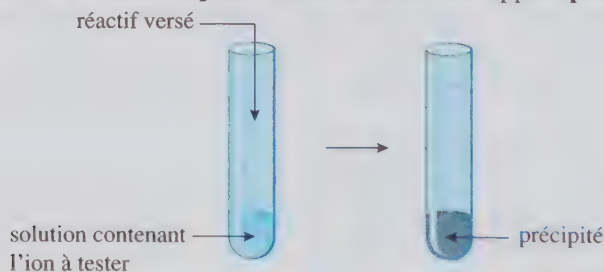
■ Les atomes des éléments des colonnes 5, 6 et 7 gagnent un ou plusieurs électrons pour former des ions négatifs.

Exemple :

Colonne	5	6	7	8 : gaz nobles
Ligne 3	P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	Ar
	K ² L ⁸ M ⁸	K ² L ⁸ M ⁸	K ² L ⁸ M ⁸	K ² L ⁸ M ⁸

3 Tests de reconnaissance des ions

■ Grâce à des réactifs appropriés, différents tests permettent d'identifier les ions en solution aqueuse. Il se forme un **produit solide insoluble** appelé **précipité**.



Ion testé	ion fer (II) Fe ²⁺	ion fer (III) Fe ³⁺	ion cuivre (II) Cu ²⁺	ion chlorure Cl ⁻	ion sulfate SO ₄ ²⁻
Réactif versé	solution de soude (ou d'hydroxyde de sodium)	solution de soude (ou d'hydroxyde de sodium)	solution de soude (ou d'hydroxyde de sodium)	solution de nitrate d'argent	solution de chlorure de baryum
Couleur du précipité	vert	rouille	bleu	blanc qui noircit à la lumière	blanc

COURS

MÉTHODES

EXERCICES

CORRIGÉS

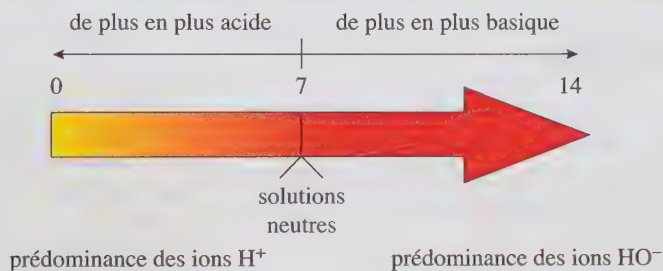
- Un certain nombre d'**ions positifs**, portés dans une flamme, la colorent.

Ion	ion sodium Na^+	ion potassium K^+	ion lithium Li^+
Couleur de la flamme	jaune	violet-rose	rouge vif

- Les **ions hydrogène H^+** sont responsables de l'**acidité** d'une solution. Plus une solution contient des ions hydrogène, plus elle est acide.

- Les **ions hydroxyde HO^-** sont responsables de la **basicité** d'une solution. Plus une solution contient des ions hydroxyde, plus elle est basique.

Le **caractère acide ou basique** d'une solution est défini par son **pH** mesurable avec du papier pH ou un pHmètre.



1 Utiliser la classification pour retrouver la formule électronique d'un atome

EXERCICE TYPE

1° L'élément lithium Li appartient à la deuxième ligne et à la première colonne de la classification.

Écrire la formule électronique de l'atome de cet élément.

2° L'élément soufre S appartient à la troisième ligne et à la sixième colonne de la classification.

Écrire la formule électronique de l'atome de cet élément.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Le lithium est un élément de la **deuxième ligne** : les deux premières couches électroniques **K et L sont occupées**. Il appartient à la **première colonne** : il possède **un électron sur sa couche électronique externe**.

Sa formule électronique est donc : $K^2 L^1$.

2° Le soufre est un élément de la **troisième ligne** : les trois premières couches électroniques **K, L et M sont occupées**. Il appartient à la **sixième colonne** : il possède **six électrons sur sa couche électronique externe**.

Sa formule électronique est donc : $K^2 L^8 M^6$.

Pour donner la formule électronique d'un atome, on écrit la lettre représentant chacune des couches électroniques en indiquant son nombre d'électrons en exposant.

À RETENIR

Pour un élément situé dans la ligne n et dans la colonne p , on a :

- ligne n : il y a n **couches occupées**.
- colonne p : avec p **électrons sur la couche externe**.

2 Localiser les familles dans le tableau

EXERCICE TYPE

On considère les éléments représentés par une lettre dont le numéro atomique est précisé ci-dessous :

- a) $Z = 3$; b) $Z = 9$; c) $Z = 17$; d) $Z = 11$;
 e) $Z = 5$; f) $Z = 10$; g) $Z = 6$; h) $Z = 18$.

1° Écrire la formule électronique des atomes de ces éléments.

2° Quels sont les atomes qui ont le même nombre d'électrons sur leur couche externe ?

3° Quels sont les éléments qui appartiennent à la même famille chimique ? Justifier.

4° En utilisant la classification, indiquer le symbole de ces éléments.

CORRIGÉ COMMENTÉ

- 1° a) $K^2 L^1$; b) $K^2 L^7$; c) $K^2 L^8 M^7$;
 d) $K^2 L^8 M^1$; e) $K^2 L^3$; f) $K^2 L^8$;
 g) $K^2 L^4$; h) $K^2 L^8 M^8$.

Les couches K et L peuvent contenir au maximum 2 et 8 électrons respectivement.

2° Les atomes des éléments **a)** et **d)** ont **1 électron externe**. Les atomes des éléments **b)** et **c)** ont **7 électrons externes**. Les atomes des éléments **f)** et **h)** ont **8 électrons externes**.

3° Les éléments qui possèdent le même nombre d'électrons sur la couche électronique externe appartiennent à la même famille chimique.

Les familles sont : **a)** et **d)** ; **b)** et **c)** ; **f)** et **h)**.

Les atomes des éléments **a)** et **d)** qui ont **1 électron externe** constituent la famille des **alcalins**. Les atomes des éléments **b)** et **c)** qui ont **7 électrons externes** constituent la famille des **halogènes**. Les atomes des éléments **f)** et **h)** qui ont **8 électrons externes** constituent la famille des **gaz nobles**.

4° Les symboles des éléments chimiques sont :

- a)** Li ; **b)** F ; **c)** Cl ; **d)** Na ; **e)** B ; **f)** Ne ; **g)** C ; **h)** Ar.

À RETENIR

Pour savoir si des éléments appartiennent à la même famille :

- écrire la formule électronique des atomes de ces éléments ;
- comparer les couches électroniques externes.

Si les nombres d'électrons des couches électroniques externes sont les mêmes, alors les éléments appartiennent à la même famille.

3 Utiliser la classification pour retrouver la charge des ions monoatomiques

EXERCICE TYPE

L'élément fluor F est un halogène qui appartient à la deuxième ligne et à la septième colonne de la classification.

1° Écrire la formule électronique de l'atome de fluor.

2° À l'état naturel, le fluor n'existe pas sous forme d'atomes. On le trouve sous forme d'ions monoatomiques.

Quelle est la formule de l'ion monoatomique que forme l'atome de fluor ?

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° L'élément fluor appartient à la 2^e ligne et à la 7^e colonne. La formule électronique de l'atome est : $K^2 L^7$.

2° L'atome de fluor possède sept électrons sur sa couche externe. Il a tendance à donner l'**ion fluorure** de formule chimique F^- en gagnant un électron, de façon à satisfaire la règle de l'octet.

Il est plus facile à l'atome de fluor de gagner 1 électron que d'en perdre 7.

À RETENIR

Les atomes des éléments gagnent ou perdent un ou plusieurs électrons pour acquérir la structure électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche dans la classification.

N° colonne	1	2	3	4	5	6	7
Nom et symbole de l'élément	sodium Na	magnésium Mg	bore B	carbone C	azote N	oxygène O	fluor F
Nombre d'électrons de la couche externe	1	2	3	4	5	6	7
Nombre d'électrons gagnés ou perdus par l'atome pour satisfaire les règles du duet et de l'octet	1	2	3	4	3	2	1
Exemples de formules des ions monoatomiques	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	–	N^{3-}	O^{2-}	F^-

4 Appliquer les tests de reconnaissance des ions

EXERCICE TYPE

Un flacon sans étiquette contient une solution S .

Pour l'identifier, on réalise deux expériences :

- Dans un tube à essais contenant quelques millilitres de la solution S , on verse quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent. Un précipité blanc, qui noircit à la lumière, se forme.
- Dans un second tube à essais contenant quelques millilitres de la solution S , on verse quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium. Un précipité vert se forme.

1° Donner la formule et le nom de l'ion mis en évidence dans le premier test.

2° Donner la formule et le nom de l'ion mis en évidence dans le second test.

3° En supposant que la solution ne renferme que ces ions, nommer la solution S .

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Le **précipité blanc** formé lorsqu'on verse une solution de nitrate d'argent permet de détecter la présence des **ions chlorure** de formule Cl^- .

2° Le **précipité vert** formé lorsqu'on verse une solution d'hydroxyde de sodium est caractéristique des **ions fer (II)** de formule Fe^{2+} .

3° La solution S est une **solution de chlorure de fer (II)**.

Pour nommer une solution ionique, on indique d'abord le nom de l'ion négatif, puis celui de l'ion positif.

À RETENIR

Pour identifier la présence d'un ion dans une solution, il faut à la fois noter la **couleur du précipité** mais également la **nature du réactif** utilisé pour obtenir ce précipité.

Par exemple, un précipité blanc :

- s'il est obtenu par ajout du chlorure de baryum, détecte la présence des ions sulfate ;
- s'il est obtenu par ajout du nitrate d'argent, détecte la présence des ions chlorure.

Connaître le cours

Pour chaque exercice du « Connaître le cours », indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1 Classification périodique des éléments 4 min

	A	B	C
1° Les éléments sont classés par :	masses atomiques croissantes	nombre de nucléons croissant	numéros atomiques croissants
2° La classification simplifiée comprend :	18 colonnes	8 colonnes	6 colonnes
3° Les atomes de la première ligne ont :	la couche K occupée	les couches K et L occupées	les couches K , L et M occupées
4° Les atomes de la deuxième ligne ont :	la couche K occupée	les couches K et L occupées	les couches K , L et M occupées

→ Corrigé p. 42

2 Familles chimiques et propriétés chimiques 6 min

	A	B	C
1° Les éléments chimiques d'une même famille ont :	le même nombre d'électrons	le même nombre d'électrons externes	le même nombre de protons
2° La famille des alcalins est située :	dans la première colonne	dans la deuxième colonne	dans la cinquième colonne
3° La famille des gaz nobles est située :	dans la troisième colonne	dans la septième colonne	dans la huitième colonne
4° Les atomes de la famille des halogènes ont :	trois électrons externes	sept électrons externes	huit électrons externes
5° Les atomes de la famille des alcalins donnent des ions de formule :	X^+	X^{2+}	X^{2-}
6° Les atomes de la famille des halogènes donnent des ions de formule :	X^{3-}	X^{3+}	X^-

→ Corrigé p. 42

3 Tests de reconnaissance des ions 5 min

	A	B	C
1° Une solution de nitrate d'argent permet de mettre en évidence les ions :	sodium Na^+	chlorure Cl^-	nitrate NO_3^-
2° Une solution de chlorure de baryum permet de mettre en évidence les ions :	sulfate SO_4^{2-}	fer (II) Fe^{2+}	potassium K^+
3° En présence d'une solution d'hydroxyde de sodium, les ions fer (III) donnent un précipité :	bleu	vert	rouille
4° Portés dans une flamme, les ions sodium donnent une flamme de couleur :	rouge	bleue	jaune
5° Une solution acide :	contient plus d'ions hydrogène que d'ions hydroxyde	contient plus d'ions hydroxyde que d'ions hydrogène	a un pH supérieur à 7
6° Plus une solution est acide :	plus le pH est grand	plus le pH est faible	plus elle contient d'ions hydrogène

→ Corrigé p. 42

Bien appliquer le cours et les méthodes

4 ★ 4 min → Méthode 1, p. 34

L'élément bore B appartient à la deuxième ligne et à la troisième colonne de la classification. Écrire la formule électronique de l'atome de cet élément. → Corrigé p. 42

5 ★ 4 min → Méthode 2, p. 35

On donne la formule électronique de certains atomes :

a) $K^2 L^1$; b) $K^2 L^8$; c) $K^2 L^7$.

À quelle famille appartient chacun de ces atomes ?

→ Corrigé p. 42

6 ★ 5 min → Méthode 2, p. 35

On donne les formules électroniques des atomes de béryllium, d'azote et de magnésium :

Be : $K^2 L^2$; N : $K^2 L^5$; Mg : $K^2 L^8 M^2$.

Quels sont les éléments qui, dans la classification, appartiennent :

a) à une même ligne ? préciser laquelle ;

b) à une même colonne ? préciser laquelle ;

c) à une même famille chimique ?

→ Corrigé p. 42

7 ★ 8 min → Méthode 3, p. 36

Dans le tableau ci-dessous, les éléments sont repérés par leur numéro de colonne et leur numéro de ligne dans la classification.

	azote N	soufre S	oxygène O
N° de ligne	2	3	2
N° de colonne	5	6	6

- 1° Déterminer le nombre d'électrons de la couche externe des atomes de ces éléments.
- 2° En déduire la formule électronique de chacun de ces atomes.
- 3° Préciser la formule chimique de l'ion que peut former chacun de ces atomes.

→ Corrigé p. 42

8 ★ 6 min → Méthode 3, p. 36

L'élément phosphore P appartient à la troisième ligne et à la cinquième colonne de la classification.

- 1° Quel est le nombre d'électrons sur la couche externe de l'atome de phosphore ?
- 2° Sur quelle couche se situent ces électrons ?
- 3° En déduire la formule électronique de cet atome.
- 4° Déterminer la formule de l'ion correspondant.

→ Corrigé p. 43

9 ★ 6 min → Méthode 4, p. 37

Afin de déterminer la composition d'une solution S inconnue, on réalise deux expériences.

– Test 1 : on porte dans une flamme un fil ayant plongé dans la solution : la flamme se colore en violet-rose.

– Test 2 : on dépose quelques gouttes de la solution sur du papier pH. Le pH mesuré est égal à 8.

- 1° Donner la formule chimique et le nom des ions identifiés par le premier test.
- 2° La solution est-elle basique, neutre ou acide ? Justifier la réponse.
- 3° D'après le second test, les ions prédominants sont-ils les ions hydrogène H^+ ou les ions hydroxyde HO^- ?

→ Corrigé p. 43

10 ★ 6 min → Méthode 4, p. 37

On dispose d'une solution de sulfate de fer (II).

- 1° a) Écrire le nom et la formule chimique des ions positifs de cette solution.
b) Quel est le réactif nécessaire pour rechercher la présence de ces ions ? Qu'observe-t-on lors du test d'identification ?
- 2° a) Écrire le nom et la formule chimique des ions négatifs.
b) Quel est le réactif nécessaire pour rechercher la présence de ces ions ? Qu'observe-t-on lors du test d'identification ?

→ Corrigé p. 43

S'entraîner

11 ★★ 10 min

L'aluminium réagit avec le soufre pour donner un composé ionique, le sulfure d'aluminium.

Quels sont les ions constituant le sulfure d'aluminium ?

Données :

	soufre S	aluminium Al
N° de ligne	3	3
N° de colonne	6	3

→ Corrigé p. 43

12 ★★ 6 min

Afin de déterminer la composition d'une solution *S* inconnue, on réalise deux expériences.

Dans deux tubes à essais, on introduit quelques millilitres de la solution *S*.

– Dans le tube 1, on verse quelques gouttes d'une solution de chlorure de baryum. Un précipité blanc se forme.

– Dans le tube 2, on verse quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium. Un précipité bleu se forme.

Quel est le nom de la solution inconnue ?

→ Corrigé p. 43

Faire le bilan et s'évaluer

13 ★★ 10 min

Le sérum physiologique est une solution de chlorure de sodium. Il est utilisé en perfusions intraveineuses lors d'une déshydratation ou pour des patients ne pouvant pas boire.

Données : L'élément sodium est situé dans la première colonne et à la troisième ligne. L'élément chlore est situé dans la septième colonne et à la troisième ligne.

	C 1	A 2	R 2	5 points
1° Écrire la formule électronique de l'atome de sodium.		×		/ 1
2° Déterminer la formule chimique de l'ion sodium formé par l'atome de sodium.		×		/ 1
3° Déterminer la formule chimique de l'ion chlorure formé par l'atome de chlore.			×	/ 2
4° Quel test peut-on réaliser pour mettre en évidence les ions sodium ? Le décrire.	×			/ 0,5
5° Quel test peut-on réaliser pour mettre en évidence les ions chlore ? Le décrire.	×			/ 0,5

→ Corrigé p. 44

1 Énoncé p. 38 1° C ; 2° B ; 3 A ; 4 A et B.

2 Énoncé p. 38 1° B ; 2° A ; 3 C ; 4 B ; 5° A ; 6 C.

3 Énoncé p. 39 1° B ; 2° A ; 3° C ; 4° C ; 5° A ; 6 B et C.

4 Énoncé p. 39 Le bore est un élément de la **deuxième ligne** : les deux premières couches électroniques, **K et L**, sont donc **occupées**. Il appartient à la **troisième colonne**, il possède **trois électrons sur sa couche électronique externe**. Sa formule électronique est donc : **$K^2 L^3$** .

5 Énoncé p. 39 a) L'atome de formule électronique $K^2 L^1$ possède **un électron externe**. Il appartient à la famille des **alcalins**.

b) L'atome de formule électronique $K^2 L^8$ possède **huit électrons externes**. Il appartient à la famille des **gaz nobles**.

c) L'atome de formule électronique $K^2 L^7$ possède **sept électrons externes**. Il appartient à la famille des **halogènes**.

6 Énoncé p. 39 a) Les éléments **béryllium** et **azote** sont situés sur la **deuxième ligne** de la classification car la structure électronique de leur atome fait intervenir deux couches : **K et L**.

b) Les éléments **béryllium** et **magnésium** sont situés dans la **deuxième colonne** de la classification car leurs atomes ont le même nombre d'électrons externes : deux électrons.

c) Les éléments **béryllium** et **magnésium** font partie de la **même famille chimique** car ils sont situés dans la **même colonne**.

7 Énoncé p. 40 1° L'élément **azote** est situé dans la **cinquième colonne** : les atomes de cet élément possèdent **cinq électrons** sur la couche externe.

L'élément **soufre** est situé dans la **sixième colonne** : les atomes de cet élément possèdent **six électrons** sur la couche externe.

L'élément **oxygène** appartient à la **sixième colonne** : les atomes de cet élément possèdent **six électrons** sur la couche externe.

2° Pour un atome, le numéro de ligne indique le nombre de couches électroniques occupées :

	azote N	soufre S	oxygène O
Formule électronique	$K^2 L^5$	$K^2 L^8 M^6$	$K^2 L^6$

3° L'atome d'azote forme l'**ion nitrure N^{3-}** ; l'atome de soufre donne l'**ion sulfure S^{2-}** ; l'atome d'oxygène donne l'**ion oxyde O^{2-}** .

La règle de l'octet est respectée.

Si un atome gagne des électrons, il devient un ion négatif. Si un atome perd des électrons, il devient un ion positif.

8 Énoncé p. 40 1° Le **phosphore**, situé à la **cinquième colonne**, possède **cinq électrons externes**.

2° Le phosphore est un élément de la troisième ligne. La structure électronique de l'atome de phosphore fait donc intervenir trois couches : les couches **K**, **L** et **M**.

Les cinq électrons externes se situent sur la couche M.

3° La formule électronique est : **$K^2 L^8 M^5$** .

4° En gagnant 3 électrons, l'atome de phosphore peut donner l'**ion phosphore** de formule chimique **P^{3-}** .

Méthode pour connaître les ions formés :

- écrire la formule électronique des atomes ;
- préciser le nombre d'électrons externes ;
- appliquer la règle du duet ou de l'octet.

9 Énoncé p. 40 1° Les **ions potassium** sont responsables de la coloration violet-rose de la flamme. Leur formule chimique est **K^+** .

2° Le **pH** de la solution est **supérieur à 7** : la solution est donc **basique**.

3° Si le pH est supérieur à 7, ce sont les **ions hydroxyde HO^-** qui **prédominent** et sont responsables de la basicité de la solution.

10 Énoncé p. 40 1° a) Quand on nomme une solution ionique, on cite d'abord les ions négatifs puis les ions positifs. Les **ions positifs** contenus dans la solution sont donc les **ions fer (II)** de formule chimique **Fe^{2+}** .

b) Les **ions fer (II)** sont mis en évidence à l'aide d'une **solution d'hydroxyde de sodium**. Il se forme un **précipité vert**.

Pour l'ion fer (II), l'indication (II) signifie que l'ion porte deux charges positives, soit **Fe^{2+}** .

2° a) Les **ions négatifs** sont les **ions sulfate** de formule chimique **SO_4^{2-}** .

b) Les **ions sulfate** sont mis en évidence à l'aide d'une **solution de chlorure de baryum**. Il se forme un **précipité blanc**.

11 Énoncé p. 41 1° L'aluminium **Al** est situé à la **troisième colonne**. En perdant trois électrons, l'atome d'aluminium, qui possède trois électrons sur sa couche électronique externe, a tendance à donner l'**ion aluminium** de formule chimique **Al^{3+}** . Le soufre **S** est situé à la **sixième colonne**. En gagnant deux électrons, l'atome de soufre, qui possède six électrons sur sa couche externe, a tendance à donner l'**ion sulfure** de formule chimique **S^{2-}** .

12 Énoncé p. 41 Le précipité blanc obtenu par ajout d'une solution de chlorure de baryum, est caractéristique des **ions sulfate** de formule chimique **SO_4^{2-}** . Le précipité bleu obtenu par ajout d'une solution d'hydroxyde de sodium est caractéristique des **ions cuivre (II)** de formule chimique **Cu^{2+}** .

La solution qui renferme les ions sulfate et les ions cuivre (II) est une **solution de sulfate de cuivre (II)**.

E Énoncé p. 41 1° L'élément sodium est situé sur la troisième ligne de la classification. La structure électronique de son atome fait intervenir trois couches : K , L et M . L'élément étant situé dans la première colonne, l'atome possède un électron sur la couche externe. Sa formule électronique est : $K^2 L^8 M^1$.

2° En perdant un électron, l'atome de sodium a tendance à donner l'ion sodium Na^+ .

3° L'élément chlore est situé sur la troisième ligne de la classification. La structure électronique de l'atome fait intervenir trois couches : K , L et M . L'élément étant situé dans la septième colonne, l'atome possède sept électrons sur la couche externe. Sa formule électronique est : $K^2 L^8 M^7$.

En gagnant un électron, l'atome de chlore a tendance à donner l'ion chlorure Cl^- .

4° On plonge un fil de fer dans la solution, puis on le met au contact d'une flamme peu éclairante, **les ions sodium colorent la flamme en jaune**.

5° On introduit quelques millilitres de la solution dans un tube à essais. On y verse quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent. **Les ions chlorure donnent, en présence d'une solution de nitrate d'argent, un précipité blanc qui noircit à la lumière.**

La quantité de matière

1 Mole et masse molaire

■ En chimie, on préfère raisonner par « paquets » de $6,02 \times 10^{23}$ molécules, atomes, ions, électrons...

Le nombre de ces « paquets » est appelé **quantité de matière** et s'exprime en **mole** (symbole : **mol**).

Une quantité de matière d'une mole	$\left\{ \begin{array}{l} \text{d'atomes} \\ \text{de molécules} \\ \text{d'ions} \end{array} \right\}$	contient	$6,02 \times 10^{23}$	$\left\{ \begin{array}{l} \text{atomes} \\ \text{molécules} \\ \text{ions} \end{array} \right\}$
---------------------------------------	---	----------	-----------------------	--

■ $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ est appelé constante d'Avogadro.

■ La masse d'une mole d'atomes est appelée **masse molaire atomique**.

Elle est notée **M** et s'exprime en **g . mol⁻¹**.

C'est la masse d'une mole d'atomes d'un élément à l'état naturel. Elle tient compte de la présence d'isotopes à l'état naturel.

La masse d'une mole d'ions monoatomiques est égale à la masse molaire de l'atome correspondant.

Ex. : $M_{\text{Na}^+} = M_{\text{Na}}$

La masse d'une mole de molécules est appelée **masse molaire moléculaire M**. Elle est égale à la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes présents dans la molécule.

Ex. : $M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 M_{\text{H}} + M_{\text{O}}$

■ Les masses des atomes et des molécules sont de l'ordre de 10^{-23} g, alors que les masses molaires atomiques ou moléculaires sont de l'ordre du gramme ; c'est pourquoi il est plus facile, à notre échelle, de prendre la mole comme référence.

2 Relation entre quantité de matière et masse

Dans une masse m_X , d'un composé X, de masse molaire M_X , la quantité de matière n_X est donnée par la relation :

$$n_X = \frac{m_X}{M_X} \text{ soit : } m_X = n_X \cdot M_X$$

avec n en mol ; m en g ; M en g . mol⁻¹.

3 Relation entre masse et volume

La masse volumique μ d'un composé correspond à la masse de l'unité de volume. Elle se calcule par la relation :

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

d'où les relations entre masse et volume :

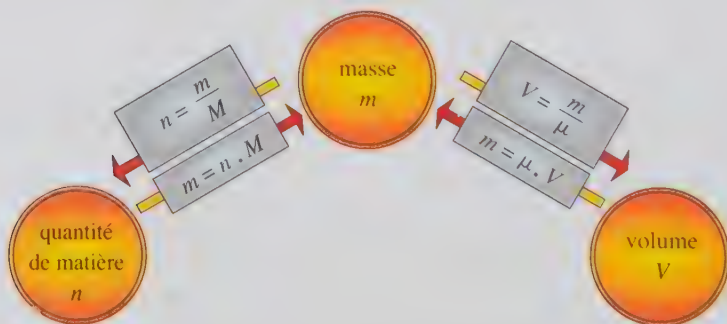
$$m = \mu \cdot V \text{ ou } V = \frac{m}{\mu}$$

avec m : masse du composé ; V volume du composé.

En chimie, on exprime : m en g, V en mL ; μ en g . mL⁻¹.

4 Diagramme méthode

Les relations établies précédemment permettent d'établir un diagramme méthode qui indique les relations à utiliser pour passer d'une grandeur à une autre.



1 Calculer une masse molaire moléculaire

EXERCICE TYPE

Le difluoropropane a pour formule $(\text{CH}_3)_2\text{CF}_2$.

1° Déterminer le nombre d'atomes de chaque élément présent dans une molécule de difluoropropane.

2° Déterminer la masse molaire moléculaire du difluoropropane.

Données : $M_{\text{C}} = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{H}} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{F}} = 19,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $M_{\text{S}} = 32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Dans la formule moléculaire, l'indice placé à droite du symbole de l'élément nous indique le nombre d'atomes de cet élément. (Le nombre 1 n'est jamais écrit.)
 $(\text{CH}_3)_2\text{CF}_2$

Lorsque la formule comprend des parenthèses, le nombre placé en indice, à droite de la parenthèse (ici, 2), indique qu'il faut multiplier par ce nombre tous les atomes écrits à l'intérieur des parenthèses.

éléments	carbone	hydrogène	fluor
nombres d'atomes	$(2 \times 1) + 1 = 3$	$2 \times 3 = 6$	2

La molécule de difluoropropane comprend **3 atomes de carbone, 6 atomes d'hydrogène, 2 atomes de fluor**.

2° Par définition, la masse molaire moléculaire d'un composé est la masse d'une mole de ses molécules, soit :

$$M_{(\text{CH}_3)_2\text{CF}_2} = 3 M_{\text{C}} + 6 M_{\text{H}} + 2 M_{\text{F}} = 3 \times 12,0 + 6 \times 1,00 + 2 \times 19,0 ;$$

$$M_{(\text{CH}_3)_2\text{CF}_2} = \mathbf{80,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}.$$

À RETENIR

- Pour calculer une masse molaire moléculaire, il faut commencer par recenser le nombre d'atomes de chaque élément présent dans la molécule. L'indice placé à droite du symbole de l'élément nous indique le nombre d'atomes de cet élément. L'indice 1 n'est pas écrit.
- Attention aux parenthèses qui peuvent se trouver dans une formule. L'indice, à droite de la parenthèse, indique qu'il faut multiplier par ce nombre celui de tous les atomes écrits à l'intérieur des parenthèses.
- La masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes présents dans une molécule.

2 Déterminer une quantité de matière à partir de la masse d'un solide et inversement

EXERCICE TYPE

1° Déterminer la quantité de matière contenue dans 3,0 g de sulfate de fer (II) de formule FeSO_4 .

2° Quelle masse de sulfate de fer (II) faut-il prélever, si l'on veut dissoudre $5,0 \times 10^{-2}$ mol de sulfate de fer (II) dans de l'eau ?

Données : $M_{\text{Fe}} = 56,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{S}} = 32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° La relation entre quantité de matière et masse m est : $n = \frac{m}{M}$

soit $n_{\text{FeSO}_4} = \frac{m_{\text{FeSO}_4}}{M_{\text{FeSO}_4}}$ avec $m_{\text{FeSO}_4} = 3,0 \text{ g}$.

Déterminons la masse molaire du sulfate de fer II (voir

Méthode 1) :

$$M_{\text{FeSO}_4} = 1 \times 56,0 + 1 \times 32,0 + 4 \times 16,0 = 152,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} ;$$

la quantité de matière est : $n_{\text{FeSO}_4} = \frac{3,0}{152,0} = 0,020 \text{ mol}$.

2° La relation $n_{\text{FeSO}_4} = \frac{m_{\text{FeSO}_4}}{M_{\text{FeSO}_4}}$ entraîne $m_{\text{FeSO}_4} = n_{\text{FeSO}_4} \cdot M_{\text{FeSO}_4}$.

On veut dissoudre $n_{\text{FeSO}_4} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$,

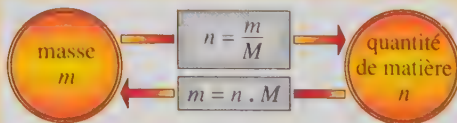
il faut prélever : $m_{\text{FeSO}_4} = 5,0 \times 10^{-2} \times 152,0 = 7,6 \text{ g}$.

Pour chaque grandeur utilisée, il faut indiquer en indice, l'espèce chimique dont on veut calculer la grandeur.

À RETENIR

Le diagramme méthode ci-dessous donne les relations à utiliser pour passer de la masse m d'un composé à la quantité de matière correspondante, et inversement.

Ce diagramme est valable, que le composé étudié soit un gaz, un solide ou un liquide.



La masse molaire M peut toujours être calculée si la formule du composé et les masses molaires atomiques sont données.

Attention :

- Il ne faut pas confondre : m (masse en g) et M (masse molaire en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).
- Il est indispensable de vérifier que les unités employées sont cohérentes.

3 Déterminer une quantité de matière à partir du volume d'un liquide et inversement

EXERCICE TYPE

L'éthanol est un liquide de formule C_2H_6O et de masse volumique :

$$\mu_{\text{éthanol}} = 0,79 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}.$$

1° Quelle est la quantité de matière contenue dans un volume de 500 mL d'éthanol ?

Données : $M_C = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_H = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2° On veut prélever une quantité $n_{C_2H_6O} = 0,20 \text{ mol}$. Déterminer le volume $V_{C_2H_6O}$ correspondant.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° La relation permettant de calculer la quantité de matière d'un composé est :

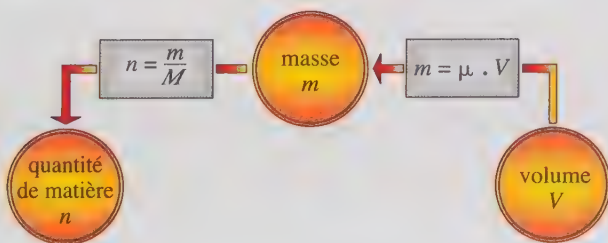
$$n_{C_2H_6O} = \frac{m_{C_2H_6O}}{M_{C_2H_6O}}.$$

• Calculons $M_{C_2H_6O}$:

$$M_{C_2H_6O} = 2 \times 12,0 + 6 \times 1,00 + 1 \times 16,0 = 46,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

• Il faut à présent déterminer $m_{C_2H_6O}$.

Le diagramme méthode permet de trouver les étapes à suivre en fonction des données.



$V_{C_2H_6O}$ est connu. Pour obtenir $m_{C_2H_6O}$ on utilise la relation :

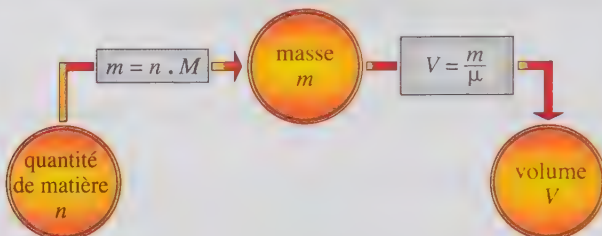
$$m_{C_2H_6O} = \mu_{C_2H_6O} \cdot V_{C_2H_6O}$$

avec $V_{C_2H_6O} = 500 \text{ mL}$ et $\mu = 0,79 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$;

soit $m_{C_2H_6O} = 0,79 \times 500 = 4,0 \times 10^2 \text{ g}$.

La quantité de matière est : $n_{C_2H_6O} = \frac{m_{C_2H_6O}}{M_{C_2H_6O}} = \frac{4,0 \times 10^2}{46} = 8,7 \text{ mol}.$

2° Les grandeurs données sont la quantité de matière et la masse volumique. Le diagramme méthode permet de voir les étapes à suivre en fonction de ces grandeurs.



$$m_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot M_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}}$$

avec $M_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 0,20 \text{ mol}$;

soit $m_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 0,20 \times 46,0 = 9,2 \text{ g}$.

• Le volume est relié à la masse par la relation :

$$V_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = \frac{m_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}}}{\mu_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}}},$$

avec $m_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 9,2 \text{ g}$ et $\mu_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 0,79 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

Le volume à prélever est :

$$V_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = \frac{9,2}{0,79} = 12 \text{ mL}, \text{ soit } 1,2 \times 10^{-2} \text{ L}.$$

À RETENIR

Pour déterminer n à partir du volume d'un liquide (ou inversement) :

- il faut identifier la grandeur demandée et la repérer sur le diagramme méthode ;
- il faut identifier les grandeurs données et les repérer sur le diagramme méthode ;
- il convient enfin de repérer sur le diagramme méthode les étapes et les relations qui permettent d'exprimer la grandeur demandée en fonction des grandeurs fournies.

Connaître le cours

Pour chaque exercice du « Connaître le cours », indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1 Mole et masse molaire 8 min

	A	B	C
1° L'unité de quantité de matière est :	le litre	le gramme	la mole
2° Le nombre d'ions sulfate contenus dans une mole d'ions sulfate est égal à :	$6,02 \times 10^{23}$	$6,02 \times 10^{-23}$	1
3° Pour avoir la même quantité de matière en fer et en cuivre, il faut avoir :	la même masse	le même volume	le même nombre d'atomes
4° La masse molaire s'exprime en :	gramme	$\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$\text{mol} \cdot \text{g}^{-1}$
5° La masse molaire moléculaire correspond à la masse :	d'une molécule	de $6,02 \times 10^{23}$ molécules	de $6,02 \times 10^{-23}$ molécules
6° Les masses des molécules sont de l'ordre :	du gramme	de 10^{-23} g	de 10^{23} g
7° Les masses molaires moléculaires sont de l'ordre :	du gramme	de 10^{23} g.	de 10^{23} g
8° Si l'on compare la masse molaire d'un ion à celle de l'atome correspondant, on a :	$M_{\text{ion}} = M_{\text{atome}}$	$M_{\text{ion}} > M_{\text{atome}}$	$M_{\text{ion}} < M_{\text{atome}}$

→ Corrigé p. 54

2 Relation entre quantité de matière et masse 3 min

	A	B	C
1° La relation entre n , m et M est :	$n = \frac{m}{M}$	$n = \frac{M}{m}$	$m = n \cdot M$
2° Si $M_{\text{C}} = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, alors, dans 24 g de carbone, on a :	2 molécules de C	2 mol de C	$\frac{1}{2}$ mol de C
3° La relation entre n , m et M s'applique :	uniquement aux composés moléculaires	uniquement aux composés ioniques	à tous les composés

→ Corrigé p. 54

3 Relation entre quantité de matière et volume 2 min

	A	B	C
1° La masse volumique peut s'exprimer en :	$\text{L} \cdot \text{g}^{-1}$	$\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$	$\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$
2° Pour calculer la quantité n d'un composé, il faut connaître :	sa masse et sa masse molaire	son volume et sa masse volumique	son volume, sa masse volumique et sa masse molaire

→ Corrigé p. 54

Bien appliquer le cours et les méthodes

4 ★ 3 min → Méthode 1, p. 47

Le glucose est constitué de molécules de formule : $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
Déterminer la masse molaire du glucose.

Données : $M_{\text{C}} = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{H}} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

→ Corrigé p. 54

5 ★ 5 min → Méthode 2, p. 48

Quelle masse de chlorure de sodium solide NaCl faut-il peser pour disposer d'une quantité de chlorure de sodium solide : $n_{\text{NaCl}} = 0,50 \text{ mol}$?

Données : $M_{\text{Na}} = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

→ Corrigé p. 54

6 ★★ 10 min → Méthode 3, p. 49

L'acide sulfurique pur H_2SO_4 est un liquide de masse volumique $\mu_{\text{acide}} = 1,82 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.
On souhaite disposer d'une quantité d'acide sulfurique $n_{\text{acide}} = 0,10 \text{ mol}$.
Calculer le volume d'acide qu'il faut prélever.

Données : $M_{\text{H}} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{S}} = 32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

→ Corrigé p. 54

S'entraîner

7 ★ 10 min

1° Compléter le tableau suivant.

Données : $M_{\text{H}} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{S}} = 32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $M_{\text{N}} = 14,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Formule du composé	Masse molaire ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)	n (mol) dans 100 g
N_2 (gaz)		
NH_3 (gaz)		
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (solide)		
NO (gaz)		

→ Corrigé p. 54

8 ★★ 10 min

Sur une analyse médicale, on peut lire :

glycémie à jeun par litre de sang = 0,97 g ou 5,39 mmol.

Sachant que la glycémie mesure la quantité de glucose dans le sang, ces deux valeurs numériques sont-elles compatibles ?

Données : formule brute du glucose : $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

$M_{\text{C}} = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{H}} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

→ Corrigé p. 55

Faire le bilan et s'évaluer

9 ★★ 15 min

L'eau, de formule H_2O , est le constituant le plus important du corps humain et son apport est indispensable à l'organisme.

Données : masses molaires en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $\text{H} = 1,00$; $\text{O} = 16,0$; masse volumique de l'eau liquide : $1,00 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Une mole de vapeur d'eau à 100°C sous $1\,000 \text{ hPa}$ occupe un volume de 31 L .

	C 1	A 2,5	R 1,5	5 points
1° Calculer la masse molaire de l'eau.		×		/ 1
2° Donner la relation entre masse, volume et masse volumique d'un composé liquide.	×			/ 0,5
3° Calculer le volume occupé par 36 g d'eau à l'état liquide.		×		/ 1
4° Donner la relation entre la quantité de matière, la masse et la masse molaire.	×			/ 0,5
5° Calculer la quantité de matière contenue dans 36 g d'eau.		×		/ 0,5
6° Calculer le volume occupé par 36 g d'eau portés à 100°C sous $1\,000 \text{ hPa}$.			×	/ 1
7° Comparer les volumes occupés par la même masse d'eau à l'état liquide et à l'état gazeux.			×	/ 0,5

→ Corrigé p. 55

1 Énoncé p. 51 1° C ; 2° A ; 3° C ; 4° B ; 5° B ; 6° B ; 7° A ; 8° A.

2 Énoncé p. 51 1° A et C ; 2° B ; 3° C.

3 Énoncé p. 52 1° B et C ; 2° A et C.

4 Énoncé p. 52 $M_{\text{glucose}} = 6 M_C + 12 M_H + 6 M_O$
 $= 6 \times 12,0 + 12 \times 1,00 + 6 \times 16,0$
 $= 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

5 Énoncé p. 52 Cette masse est donnée par la relation :

$$m_{\text{NaCl}} = n_{\text{NaCl}} \cdot M_{\text{NaCl}}$$

avec $n = 0,50 \text{ mol}$;

$$M = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} ;$$

$$m_{\text{NaCl}} = 0,50 \times 58,5 = 29 \text{ g}.$$

6 Énoncé p. 52 La masse molaire est :

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \times 1,00 + 1 \times 32,0 + 4 \times 16,0 = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

La masse d'acide à prélever est :

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,10 \times 98 = 9,8 \text{ g}.$$

Le volume à prélever est donné par :

$$V = \frac{m}{\mu} = \frac{9,8}{1,82} = 5,4 \text{ mL}.$$

La masse est exprimée en g, la masse volumique en $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$ et donc le volume sera exprimé en mL.

7 Énoncé p. 52

Formule du composé	Masse molaire ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)	n (mol) dans 100 g
N_2	$2 \times 14,0 = 28$	$\frac{100}{28} = 3,6$
NH_3	$1 \times 14,0 + 3 \times 1,00 = 17$	$\frac{100}{17} = 5,9$
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (solide)	$2 \times 14,0 + 8 \times 1 + 1,00 \times 32,0 + 4 \times 16,0 = 132$	$\frac{100}{132} = 0,76$
NO	$1 \times 14,0 + 1 \times 16,0 = 30$	$\frac{100}{30} = 3,3$

Énoncé p. 53 Le glucose a pour masse molaire :

$$\begin{aligned} M_{\text{glucose}} &= 6 M_{\text{C}} + 12 M_{\text{H}} + 6 M_{\text{O}} \\ &= 6 \times 12,0 + 12 \times 1,00 + 6 \times 16,0 \\ &= \mathbf{180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}. \end{aligned}$$

La masse de glucose dans un litre de sang est :

$$m_{\text{glucose}} = 0,97 \text{ g}.$$

La quantité correspondante est :

$$\begin{aligned} n_{\text{glucose}} &= \frac{m_{\text{glucose}}}{M_{\text{glucose}}} = \frac{0,97}{180,0} = 5,39 \times 10^{-3} \text{ mol} \\ &= \mathbf{5,39 \text{ mmol}}. \end{aligned}$$

Il faut écrire la relation entre la masse et la quantité de matière ; et trouver la grandeur qui les relie.

Les deux données numériques sont donc compatibles.

Énoncé p. 53 1° $M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \times M_{\text{H}} + M_{\text{O}}$;

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \times 1,00 + 16,0 = \mathbf{18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}.$$

$$2^\circ \mu_{\text{eau}} = \frac{m_{\text{eau}}}{V_{\text{eau}}}.$$

$$3^\circ V_{\text{liq}} = \frac{m_{\text{liq}}}{\mu_{\text{liq}}}, \text{ soit } V_{\text{liq}} = \frac{36}{1,00} = 36 \text{ mL} = \mathbf{3,6 \times 10^{-2} \text{ L}}.$$

$$4^\circ n = \frac{m}{M}.$$

$$5^\circ M_{\text{H}_2\text{O}} = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} ; n = \frac{36}{18,0} = \mathbf{2,0 \text{ mol}}.$$

$$6^\circ V_{\text{g}} = 2,0 \times 31 = \mathbf{62 \text{ L}}.$$

Il faut utiliser la donnée du volume occupé par 1,0 mole d'eau, puis utiliser une relation de proportionnalité.

$$7^\circ \frac{V_{\text{g}}}{V_{\text{liq}}} = \frac{62}{3,6 \times 10^{-2}} = 1,7 \times 10^3.$$

Le volume de gaz est 1 700 (soit environ 2 000 fois) plus grand que celui du liquide correspondant.

Solutions et concentrations

1 Solution, solvant, soluté

Une **solution** est un mélange homogène obtenu par dissolution d'espèces dans un **solvant**. Lorsque le **solvant** est l'**eau**, on l'appelle **solution aqueuse**.

L'**espèce dissoute** (solide, liquide ou gaz) est le **soluté**. Les espèces dissoutes peuvent être des ions ou des molécules.

- Une solution est **saturée** quand il n'est plus possible de dissoudre le soluté dans la solution.

2 Concentration de la solution en soluté A

- La **concentration massique** t_A d'une espèce A en solution s'exprime par le rapport :

$$t_A = \frac{m_A}{V}$$

avec m_A masse du soluté en gramme (g), V volume de la solution en litre (L), t_A en gramme par litre ($\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$).

- La **concentration molaire** C_A d'une espèce A en solution s'exprime par le rapport :

$$C_A = \frac{n_A}{V}$$

avec n_A quantité de matière de soluté en mole (mol), V volume de la solution en litre (L), C_A en mole par litre ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$).

- Dans une solution, la concentration massique t_A et la concentration molaire C_A d'un soluté A, de masse molaire M_A , sont liées par la relation :

$$t_A = C_A \cdot M_A$$

COURS

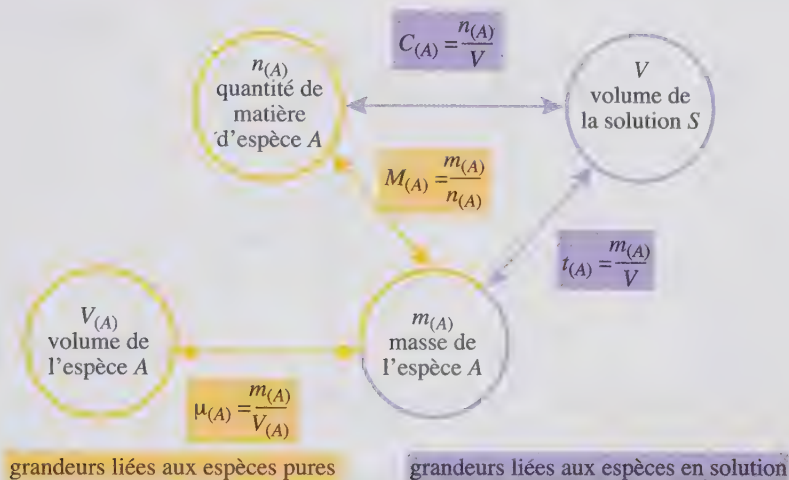
MÉTHODES

EXERCICES

CORRIGÉS

3 Diagramme méthode

Les relations établies permettent de compléter le diagramme méthode du *chapitre 4* (page 46) :



4 Préparation d'une solution de concentration donnée

■ Un volume V de solution, de concentration molaire C_A en soluté A dissous, peut se préparer :

- par **dissolution** d'une masse m_A ou d'un volume V_A de soluté, de masse molaire M_A ;
- par **dilution** d'une solution mère de concentration molaire C_A .

■ La dilution d'une solution aqueuse consiste à ajouter de l'eau à un volume V_1 d'une solution mère de concentration molaire C_1 , pour obtenir un volume V_2 d'une solution fille de concentration plus faible C_2 .

La quantité de matière n de soluté se conserve au cours de la dilution : elle se calcule par la relation $n = C_1 \cdot V_1$ dans la solution mère et $n = C_2 \cdot V_2$ dans la solution fille. Ainsi : $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$.

■ Le facteur de dilution F , toujours supérieur à 1, se déduit de l'égalité précédente. Il est tel que :

$$F = \frac{V_2}{V_1} = \frac{C_1}{C_2}$$

Ex. : si une solution fille S_2 est obtenue en diluant 10 fois une solution mère S_1 ,

$$F = 10 \text{ et } C_2 = \frac{C_1}{10}.$$

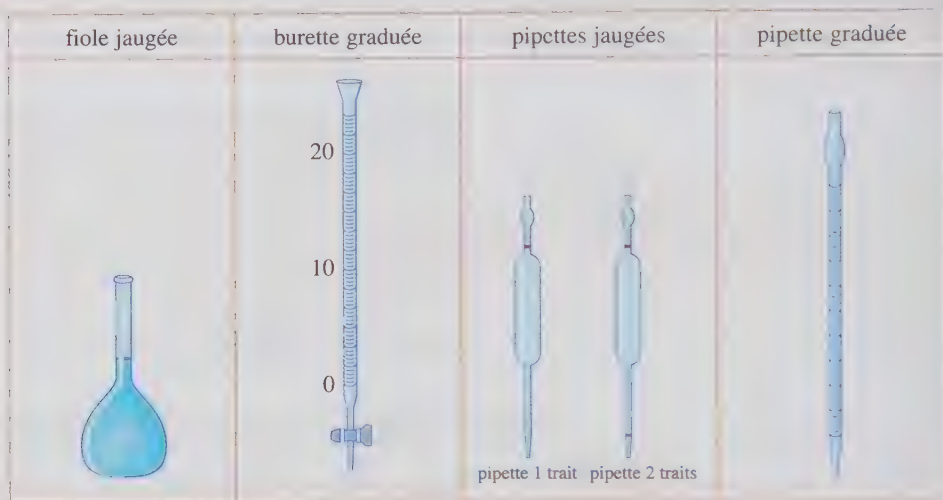
COURS

MÉTHODES

EXERCICES

CORRIGÉS

- Pour préparer une solution, on utilise la verrerie de précision :



5 Détermination d'une concentration

- Deux solutions, contenant le **même soluté coloré** à la **même concentration**, ont la **même teinte** si elles sont observées dans les mêmes conditions (récipients identiques et même éclairage).
- **Doser** un soluté en solution, c'est déterminer sa concentration molaire dans la solution étudiée. Il existe différentes méthodes de dosage : dosage utilisant une échelle de teintes, dosage par comparaison, etc.

1 Exploiter l'expression de la concentration massique ou molaire

EXERCICE TYPE

Un sirop de glucose est une solution aqueuse de glucose $C_6H_{12}O_6$ de concentration molaire $C_{\text{glucose}} = 4,44 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Le volume V de la solution est 25,0 mL. Calculer :

- a) la quantité de matière n_{glucose} dissoute ;
- b) la masse molaire M_{glucose} du glucose ;
- c) la masse m_{glucose} de glucose dissous.

Données : $M_H = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_C = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

CORRIGÉ COMMENTÉ

- a) La quantité de matière est donnée par la relation :
 $n_{\text{glucose}} = C_{\text{glucose}} \cdot V$.

Le volume V (à exprimer en L) et la concentration molaire C_{glucose} sont connus.

$$n_{\text{glucose}} = 4,44 \times 25,0 \times 10^{-3} = 1,11 \times 10^{-1} \text{ mol}.$$

La quantité de matière de glucose dissous est

$$n_{\text{glucose}} = 1,11 \times 10^{-1} \text{ mol}.$$

- b) La masse molaire peut être calculée puisque la formule brute du glucose est connue :

$$M_{\text{glucose}} = 6 \times 12,0 + 12 \times 1,00 + 6 \times 16,0, \text{ soit } M_{\text{glucose}} = 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

- c) La masse de glucose dissous est donnée par la relation :

$$m_{\text{glucose}} = n_{\text{glucose}} \cdot M_{\text{glucose}}$$

$$m_{\text{glucose}} = 1,11 \times 10^{-1} \times 180,0 ;$$

$$m_{\text{glucose}} = 20,0 \text{ g}.$$

La masse de glucose qui a été dissous est $m_{\text{glucose}} = 20,0 \text{ g}$.

Pour exprimer une grandeur en fonction des deux autres, on peut utiliser la table des relations :

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

Ainsi : $n = C \cdot V$;

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

À RETENIR

• Si l'énoncé ne détaille pas les étapes de résolution, il est possible de les retrouver à partir du diagramme méthode.

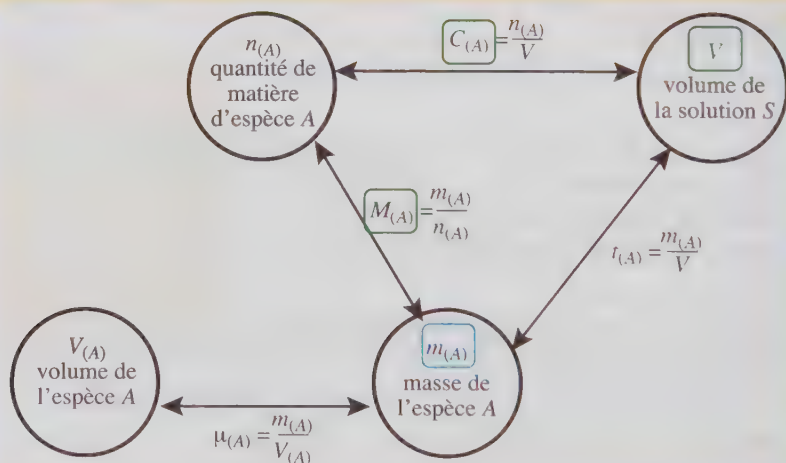
Sur le diagramme :

- on encadre d'une couleur la grandeur recherchée (en bleu, par exemple) ;
- dans les cercles, on entoure d'une autre couleur les grandeurs données dans l'énoncé (en vert, par exemple) ;
- dès que la formule d'un corps pur est donnée, sa masse molaire peut être déterminée ; M peut donc être considérée comme une grandeur connue.

Par exemple, pour l'exercice précédent :

- grandeur recherchée : **masse de soluté** m_A (g) ;
- grandeurs données : **concentration molaire** C_A (mol.L⁻¹), **volume de la solution** V (L), **masse molaire** M_A (g.mol⁻¹) puisque la formule du soluté est connue.

Diagramme méthode :



On cherche la masse de soluté.

On connaît la masse molaire de A ; il faut donc déterminer la quantité de matière. Pour cela, on utilise les données connues concentration molaire et volume.

• Il faut toujours affecter d'un indice les grandeurs écrites dans une formule : m_{glucose} et non m qui pourrait caractériser n'importe quelle espèce.

• **Attention aux unités** : le volume des solutions étant souvent exprimé en mL ou en cm³. Une conversion en L s'impose. *Rappel* : 1 cm³ = 1 mL = 1 × 10⁻³ L.

2 Mettre en œuvre un protocole de dilution

EXERCICE TYPE

À partir d'une solution mère S_1 de saccharose, de concentration molaire $C_1 = 1,20 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, on veut préparer 0,500 L d'une solution aqueuse S_2 de saccharose de concentration $C_2 = 2,40 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

1° Quel volume V_1 de S_1 faut-il prélever pour réaliser S_2 ?

2° On dispose d'une pipette jaugée de 10,0 mL, munie d'une propipette, d'un bécher et d'une fiole jaugée de 500,0 mL.

Décrire le mode opératoire pour réaliser cette dilution.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Il y a conservation de la quantité de soluté lors de la dilution. La quantité de matière $n = C_1 \cdot V_1$ contenue dans le volume prélevé V_1 de solution mère se retrouve dans le volume V_2 de solution fille. Par conséquent, $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$.

$$\text{D'où } V_1 = \frac{C_2 \cdot V_2}{C_1} = \frac{2,40 \times 10^{-3} \times 0,500}{(1,20 \times 10^{-1})} = 1,00 \times 10^{-2} \text{ L,}$$

soit $V_1 = 10,0 \text{ mL}$.

On peut aussi utiliser le facteur de dilution :

$$F = \frac{C_1}{C_2} = \frac{V_1}{V_2},$$

$$\text{d'où } V_1 = \frac{V_2 \cdot C_2}{C_1}$$

2° Une partie de la solution mère est transvasée dans un bécher. À l'aide de la **pipette jaugée** munie d'un dispositif d'aspiration, prélever 10,0 mL de solution mère, puis les verser dans la **fiole jaugée** de 0,500 L. Ajouter de l'eau distillée jusqu'aux trois quarts de la fiole. Boucher et agiter. Ajouter de l'eau distillée à la pissette jusqu'au trait de jauge. Homogénéiser la solution.

À RETENIR

- La quantité de matière n prélevée dans la solution mère se retrouve intégralement dans la solution fille, d'où l'égalité : $n = C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$.
- L'égalité $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$ permet de trouver les volumes des solutions mère ou fille. Cette égalité ne permet pas de déterminer directement le volume d'eau à rajouter à la solution mère.
- La solution fille se prépare toujours dans une **fiole jaugée**. Le volume de solution fille correspond à celui de la fiole jaugée.
- Pour prélever le volume de solution mère, on utilisera une **pipette jaugée**. Si le volume de la pipette jaugée n'est pas adapté, on utilisera de la verrerie graduée (**pipette graduée** ou **burette graduée**).

3 Utiliser une échelle de teintes

EXERCICE TYPE

On cherche à doser une solution colorée d'éosine utilisée pour ses propriétés asséchantes. Pour cela, on utilise une échelle de teintes.

À partir d'une solution mère S_0 d'éosine de concentration molaire $C_0 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, on prépare des solutions filles S_1, S_2, S_3, S_4 de concentrations respectives C_1, C_2, C_3, C_4 en éosine, correspondant au facteur de dilution

$$F = \frac{C_0}{C_{\text{fille}}} \text{ indiqué dans le tableau ci-dessous :}$$

Solution	S_1	S_2	S_3	S_4
F	2	3	4	6
$C \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$	$5,0 \times 10^{-4}$	$3,3 \times 10^{-4}$	$2,5 \times 10^{-4}$	

1° Compléter le tableau en calculant la concentration molaire C_4 en éosine de la solution S_4 .

2° On introduit respectivement dans des tubes à essais identiques 10 mL de chacune des solutions. Après avoir été diluée 100 fois, la solution d'éosine, de concentration inconnue, est placée dans un tube à essais identique aux autres. On compare, dans les mêmes conditions d'éclairage, sa couleur à celle des autres solutions. Sa teinte est comprise entre celles de S_2 et S_3 .

a) En déduire un encadrement de la concentration molaire C_d de la solution diluée d'éosine.

b) En déduire un encadrement de la concentration molaire C de la solution commerciale d'éosine sachant qu'elle est 100 fois plus concentrée.

3° a) À partir de l'indication figurant sur la notice, calculer la concentration massique, puis la concentration molaire de l'éosine en solution.

b) L'encadrement trouvé de la concentration molaire en éosine est-il compatible avec l'indication figurant sur la notice ?

	par 100 mL
éosine disodique	2,0 g

Donnée : masse molaire $M_{\text{éosine}} = 693,6 \text{ g.mol}^{-1}$.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° On utilise le facteur de dilution : $F = \frac{C_0}{C_4}$. Il vient $C_4 = \frac{C_0}{6} = \frac{1,0 \times 10^{-3}}{6}$.

$$C_4 = 1,7 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.$$

2° a) La concentration molaire de la solution diluée d'éosine étant comprise entre celles des solutions S_2 et S_3 , l'encadrement s'écrit :

$$2,5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \leq C_d \leq 3,3 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.$$

b) L'encadrement de la concentration molaire de la solution commerciale d'éosine s'écrit :

$$(2,5 \times 10^{-4} \times 100) \text{ mol.L}^{-1} \leq C \leq (3,3 \times 10^{-4} \times 100) \text{ mol.L}^{-1},$$

soit $2,5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \leq C \leq 3,3 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

3° a) On calcule la concentration massique en éosine de la solution à partir des informations lues sur l'étiquette :

$$t = \frac{m_{\text{éosine}}}{V} = \frac{2,0}{0,100}; \quad t = 20 \text{ g.L}^{-1}.$$

Pour calculer la concentration molaire en éosine, on peut aussi appliquer la relation $n_{\text{éosine}} = \frac{m_{\text{éosine}}}{M_{\text{éosine}}}$,

puis utiliser la relation $C = \frac{n_{\text{éosine}}}{V}$.

On utilise la relation entre concentrations massique et molaire : $t = C \cdot M_{\text{éosine}}$

$$\text{d'où } C = \frac{t}{M_{\text{éosine}}} = \frac{20}{693,6},$$

$$\text{soit } C = 2,9 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

b) Il y a accord entre la valeur de la concentration annoncée par la notice et l'encadrement obtenu.

À RETENIR

- Une **échelle de teintes** est constituée par un ensemble de solutions contenant **un seul et même soluté coloré** à des **concentrations différentes**.
- Ne pas oublier que le facteur de dilution est une conséquence de la conservation de la quantité de matière lors d'une dilution :

$$C_{\text{mère}} \cdot V_{\text{mère}} = C_{\text{fille}} \cdot V_{\text{fille}} \Leftrightarrow \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{mère}}} = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fille}}} = F$$

4 Tracer et exploiter une courbe d'étalonnage

EXERCICE TYPE

Pour faciliter la digestion après un repas trop copieux et éviter les maux d'estomac, il est conseillé de boire des eaux « bicarbonatées », riches en ions hydrogénocarbonate.

On souhaite déterminer la concentration massique en ions hydrogénocarbonate HCO_3^- contenus dans l'eau de Contrex®, par comparaison avec des solutions étalons de concentration connue.

Principe :

- On prépare quatre solutions étalons de concentration massique $t(S)$ connue en ions hydrogénocarbonate.
- Le dosage d'une solution contenant des ions hydrogénocarbonate HCO_3^- est réalisé avec de l'acide chlorhydrique.

Pour les quatre solutions étalons préparées, on obtient les résultats suivants :

Solution préparée	S_1	S_2	S_3	S_4
Concentration massique $t(S)$ en mg.L^{-1}	120	300	420	600
Volume V d'acide chlorhydrique versé en (mL)	4,0	10,0	14,0	20,0

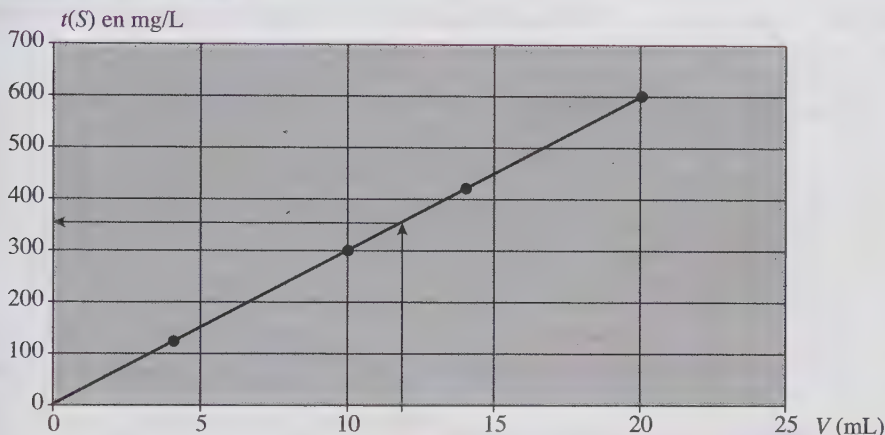
1° Tracer la courbe $t(S)$ en fonction du volume V d'acide chlorhydrique versé. Que peut-on en déduire ?

2° Il faut verser $V = 12,3$ mL d'acide chlorhydrique dans 100,0 mL d'eau de Contrex® pour consommer la totalité des ions hydrogénocarbonate. Par une méthode graphique, déterminer la concentration massique t_{Contrex} en ions hydrogénocarbonate de l'eau de Contrex®.

3° L'étiquette de l'eau de Contrex® indique une concentration massique en ions hydrogénocarbonate égale à 372 mg.L^{-1} .

Comparer la valeur obtenue avec l'indication de l'étiquette.

CORRIGÉ COMMENTÉ



1° La représentation graphique $t(S)$ en fonction de V versé est une droite : **la concentration massique t est proportionnelle au volume d'acide chlorhydrique versé.**

2° À partir de la droite obtenue, on peut en déduire qu'un volume d'acide chlorhydrique versé de 12,3 mL correspond à une concentration massique en ions HCO_3^- :

$$t_{\text{Contrex}} = 370 \text{ mg.L}^{-1}.$$

3° La valeur obtenue est proche de celle indiquée sur l'étiquette.

Pour tracer un graphique, il faut :

- indiquer, sur chacun des axes, la grandeur et l'unité choisie ;
- graduer les axes en choisissant un rapport simple entre la grandeur et la longueur qui lui correspond, et en tenant compte de la valeur la plus grande à reporter ; l'échelle choisie doit être facile à lire et doit permettre d'obtenir un graphique suffisamment grand ;
- placer les points représentant chaque couple de valeurs (ici, volume et concentration massique) ;
- tracer la courbe de façon régulière (pas de points anguleux) ; si les points semblent s'aligner selon une droite, tracer une « droite moyenne » qui passe au plus près de chacun de ces points.

À RETENIR

- Une courbe d'étalonnage $t(S)$ en fonction de V versé est établie à partir de solutions de concentrations différentes et contenant la même espèce chimique. Elle ne peut pas être utilisée pour déterminer la concentration d'une solution contenant une espèce chimique différente.
- Quels que soient le soin apporté et la précision des appareils, il y a toujours un écart entre l'indication d'une étiquette et la valeur obtenue expérimentalement.

Connaître le cours

Pour chaque exercice du « Connaître le cours », indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1 Solution, solvant, soluté 2 min

	A	B	C
1° Une solution aqueuse :	est un mélange	contient de l'eau	est toujours incolore
2° Dans une solution alcoolique de diiode, l'alcool est :	le soluté	le solvant	la solution

→ Corrigé p. 72

2 Concentration de la solution en soluté 2 min

	A	B	C
1° Une concentration molaire s'exprime en :	g.L^{-1}	mol.L^{-1}	L.mol^{-1}
2° Les concentrations molaire C et massique t d'un soluté de masse molaire M sont liées par :	$t = C.M$	$C = t.M$	$C = \frac{t}{M}$

→ Corrigé p. 72

3 Préparation d'une solution de concentration donnée 3 min

	A	B	C
1° Quand on introduit un morceau de sucre dans le café :	le sucre se dilue	le sucre fond	le sucre se dissout
2° Un volume précis de 10,0 mL peut se mesurer avec :	une pipette jaugée	une éprouvette graduée	un bécher gradué
3° Diluer 10 fois signifie :	diviser le volume de la solution mère par 10	effectuer dix dilutions successives	diviser la concentration de la solution mère par 10

→ Corrigé p. 72

4 Détermination d'une concentration 2 min

	A	B	C
1° Pour comparer la couleur de deux solutions, celles-ci :	peuvent être dans deux récipients différents	doivent être dans deux récipients identiques	doivent être observées dans les mêmes conditions d'éclairage
2° La couleur d'une solution dépend :	de la quantité de matière de soluté	du volume de solution	de la concentration du soluté

→ Corrigé p. 72

Bien appliquer le cours et les méthodes

5 ★ 5 min → Méthode 1, p. 59

Une solution est obtenue par dissolution de 3,0 g de sulfate de cuivre pentahydraté, de masse molaire M_1 , dans 0,50 L d'eau.
Calculer :

- 1° la quantité de matière dissoute ;
2° la concentration molaire en sulfate de cuivre.

Donnée : $M_1 = 249,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

→ Corrigé p. 72

6 ★★ 10 min → Méthode 1, p. 59

Le nitrate d'argent a pour formule AgNO_3 . Une solution de nitrate d'argent a une concentration molaire $C_0 = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- 1° Quelle est la quantité de matière de nitrate d'argent contenu dans un volume $V = 500 \text{ mL}$ de cette solution ?
2° Quelle masse de nitrate d'argent solide a-t-on utilisée pour préparer la solution ?

Données : $M_N = 14,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{Ag}} = 107,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

→ Corrigé p. 72

7 ★★ 5 min → Méthode 2, p. 61

Quel volume d'une solution de concentration molaire $C_1 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ faut-il prélever pour obtenir un volume $V_2 = 100,0 \text{ mL}$ d'une solution de concentration molaire $C_2 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?

→ Corrigé p. 72

8 ★★ 20 min → Méthode 3, p. 62

Certains collyres contiennent du bleu de méthylène aux propriétés antiseptiques. La concentration en bleu de méthylène dans un collyre peut être déterminée en utilisant une échelle de teintes préparée à partir d'une solution mère de bleu de méthylène S_0 , de concentration molaire $C_0 = 6,0 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$. On introduit, dans quatre tubes à essais identiques, 10,0 mL de solution fille.

Solution	S_1	S_2	S_3	S_4
Facteur de dilution	10		3,33	2
$C \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$	$6,0 \times 10^{-6}$	$1,2 \times 10^{-5}$	$1,8 \times 10^{-5}$	$3,0 \times 10^{-5}$
$V_{S_0} \text{ (mL)}$				

1° Calculer la valeur du facteur de dilution F_2 .

2° Compléter le tableau en calculant le volume V_{S_0} de solution mère qui a été prélevé pour préparer 10,0 mL de chacune des solutions S_1 , S_2 , S_3 et S_4 .

3° Le collyre commercial est dilué vingt fois. La solution diluée est placée dans un tube à essais identique aux quatre autres.

On compare, dans les mêmes conditions d'éclairage, sa couleur à celle des solutions filles.

Sa teinte est comprise entre celles des tubes 2 et 3.

a) Donner un encadrement de la concentration molaire C_d en bleu de méthylène du collyre dilué.

b) En déduire un encadrement de la concentration molaire C en bleu de méthylène du collyre commercial.

→ Corrigé p. 73

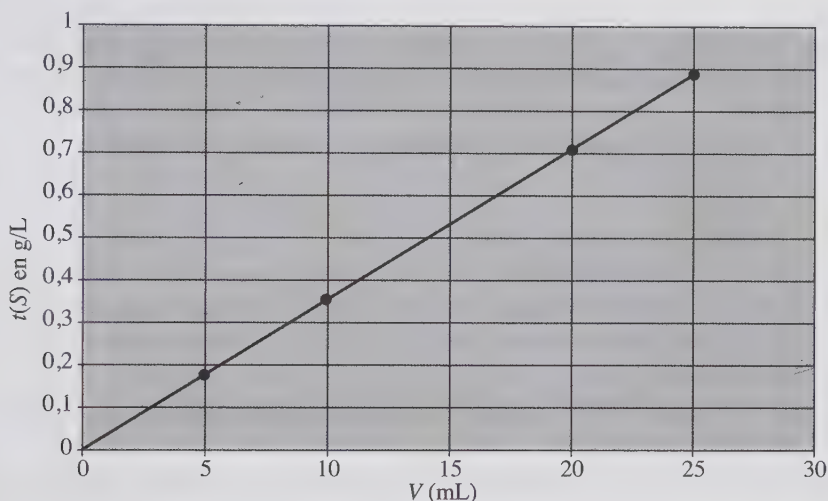
9 ★ 5 min → Méthode 4, p. 64

L'acide ascorbique, présent dans les agrumes, a des propriétés antioxydantes.

Pour déterminer la concentration massique de l'acide ascorbique dans une ampoule de jus de fruit pour nourrissons, on utilise une méthode par comparaison.

On relève, pour quatre solutions étalons de concentration massique en acide ascorbique connue, le volume de solution de diode qu'il a fallu verser pour obtenir un changement de teinte de ces solutions.

On trace alors la courbe représentant la concentration massique en fonction du volume de solution de diiode versé.



1° Déterminer la concentration massique de l'acide ascorbique dans le jus de fruit pour nourrissons sachant qu'il a fallu verser, dans les mêmes conditions, un volume $V = 15,0$ mL de solution de diiode.

2° Les informations données par l'étiquette du jus de fruit indiquent une concentration massique égale à $0,50 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Cette valeur est-elle en accord avec celle trouvée expérimentalement ?

→ Corrigé p. 73

S'entraîner

10 ★★★ 10 min

Calculer la masse de dioxyde de carbone CO_2 contenue dans 100 mL d'eau Perrier®, sachant que la concentration molaire en dioxyde de carbone dissous est $C = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Données : $M_C = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

→ Corrigé p. 74

11 ★★★ 10 min

Le cholestérol a pour formule $C_{27}H_{46}O$. Les résultats de l'analyse sanguine d'une personne indiquent un taux de cholestérol total égal à $10,5 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$. Sachant que le taux de cholestérol ne doit pas dépasser $2,20 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, cette personne doit-elle consulter un médecin ?

Données : $M_H = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_C = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

→ Corrigé p. 74

12 ★★★ 10 min

On veut préparer $0,500 \text{ L}$ de solution de permanganate de potassium de concentration $2,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, à partir d'une solution mère de concentration $0,500 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

On dispose de pipettes jaugées de $10,0 \text{ mL}$ et $20,0 \text{ mL}$, d'un bécher gradué et d'une fiole jaugée de $500,0 \text{ mL}$.

Écrire le protocole expérimental permettant de réaliser cette solution.

→ Corrigé p. 74

Faire le bilan et s'évaluer

13 ★★★ 20 min

L'obésité chez les adolescents est un phénomène préoccupant.

Par la seule consommation de sodas, ils avalent chaque jour jusqu'à 14 cuillerées de sucre.

L'étiquette d'une boisson énergisante gazeuse, indique la composition suivante pour 100 mL de boisson :

Eau gazéifiée	Caféine	Sucres	Sodium	Vitamines (B2, B3, P4, B12)	Taurine	Ginseng	L-carnitine
–	32 mg	11 g	0,08 g	10 mg	423 mg	81 mg	41 mg

On suppose que le saccharose, noté S par la suite, est le constituant principal des sucres. On cherche à vérifier la masse de saccharose dans la boisson.

Principe :

- on prépare quatre solutions aqueuses de saccharose de concentration massique $r(S)$ et de masse volumique $\mu(S)$ connues ;
- on détermine expérimentalement la masse volumique μ_{ME} de la boisson puis, à l'aide de la courbe d'étalonnage, on détermine la concentration massique en saccharose de la boisson ;
- on en déduit la masse de saccharose dans $100,0 \text{ mL}$ de boisson.

					C 0,5	A 3,5	R 4	8 points
1° Proposer un protocole expérimental pour préparer 100,0 mL d'une solution aqueuse de saccharose de concentration massique $t_1(S) = 50,0 \text{ g.L}^{-1}$.							×	/ 2
2° Calculer la masse volumique $\mu_1(S)$, en g.L^{-1} , de la solution précédente sachant que la masse de 100,0 mL de cette solution est égale à 101,1 g.					×	×		/ 1,5
3° Pour les quatre solutions préparées, on obtient :								
Solution préparée	S_1	S_2	S_3	S_4				
$t(S)$ en g.L^{-1}	50,0	100,0	150,0	200,0		×		/ 2
$\mu(S)$ en g.L^{-1}	1 011	1 030	1 046	1 066				
Tracer la courbe d'étalonnage $\mu(S)$ en fonction de $t(S)$.								
4° La masse de 1,0 L de boisson dégazée est égale à 1 036 g. Déterminer graphiquement la concentration massique t_{ME} en saccharose de la boisson.						×		/ 0,5
5° Exprimer, puis calculer la masse de saccharose dans 100 mL de la boisson et comparer avec l'indication de l'étiquette. Quelles peuvent être les causes de l'écart obtenu entre la valeur affichée et la valeur obtenue expérimentalement ?							×	/ 2

→ Corrigé p. 74

1 Énoncé p. 66 **1° A et B ; 2° B.**

2 Énoncé p. 66 **1° B ; 2° A et C.**

3 Énoncé p. 66 **1 C** (le verbe « fond » est réservé au changement d'état : sucre solide $\Rightarrow$ sucre liquide) ;

2 A ; 3 C (attention : diluer 10 fois n'est pas réaliser 10 dilutions successives mais diluer avec un facteur de dilution égal à 10).

4 Énoncé p. 67 **1° B et C ; 2° A et C.**

5 Énoncé p. 67 **1°** La quantité de matière est donnée par la relation :

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{3,0}{249,5},$$

$$\text{soit } n_1 = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

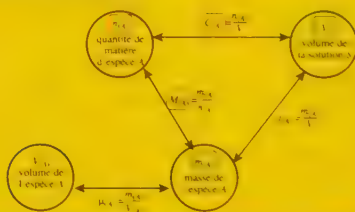
$$2^\circ C_1 = \frac{n_1}{V} = \frac{1,2 \times 10^{-2}}{0,50};$$

$$\text{soit } C_1 = 2,4 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}.$$

Grandeurs recherchées : quantité de soluté n (mol), concentration molaire C (mol L⁻¹).

Grandeurs données : masse m de soluté (g), volume de la solution V (L), masse molaire M (g.mol⁻¹).

diagramme-méthode :



6 Énoncé p. 67 **1** On calcule la quantité de matière de soluté par la relation $n_0 = C_0 \cdot V$, en exprimant le volume en L, car la concentration est en mol.L⁻¹.

$$n_0 = 2,00 \times 10^{-2} \times 0,500; \text{ soit } n_0 = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

2 La masse se déduit de la quantité de matière, connaissant la masse molaire :

$$m_0 = n_0 \cdot M_0 = 1,00 \times 10^{-2} \times (107,9 + 14,0 + 16,0 \times 3); \text{ soit } m_0 = 1,70 \text{ g.}$$

7 Énoncé p. 67 Il y a conservation de la quantité de matière au cours de la dilution :

$$n_1 \text{ prélevée} = n_2 \text{ dans solution fille}$$

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2, \text{ avec } C_1 = 0,10 \text{ mol. L}^{-1};$$

$$C_2 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1} \text{ et } V_2 = 100,0 \text{ mL.}$$

$$V_1 = \frac{C_2}{C_1} \cdot V_2 = \frac{2,0 \times 10^{-3}}{0,10} \times 100,0 = 2,0 \text{ mL.}$$

$$V_1 = 2,0 \text{ mL.}$$

Le résultat d'une multiplication ou d'une division doit comporter autant de chiffres significatifs que le nombre qui en compte le moins :
 $2,0 \times 10^{-3}$: deux chiffres significatifs ;
 100,0 : quatre chiffres significatifs ;
 0,10 : deux chiffres significatifs ;
 Donc : 2,0 : deux chiffres significatifs.

Voir fiche méthode, page 274.

8 Énoncé p. 68 1° $F_2 = \frac{C_0}{C_2}$, d'où $F_2 = \frac{6,0 \times 10^{-5}}{1,2 \times 10^{-5}}$;
soit $F_2 = 5,0$.

2° $F = \frac{V}{V_{s_0}}$, donc $V_{s_0} = \frac{V}{F} = \frac{10,0}{5}$.

Pour préparer la solution S_1 :

on prélève $V_{s_0} = \frac{10,0}{10} = 1,00 \text{ mL}$.

Par un raisonnement analogue :

S_i	S_1	S_2	S_3	S_4
F_i	10	5	3,33	2
$C_i \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$	$6,0 \times 10^{-6}$	$1,2 \times 10^{-5}$	$1,8 \times 10^{-5}$	$3,0 \times 10^{-5}$
$V_{s_0} \text{ (mL)}$	1,0	2,0	3,0	5,0

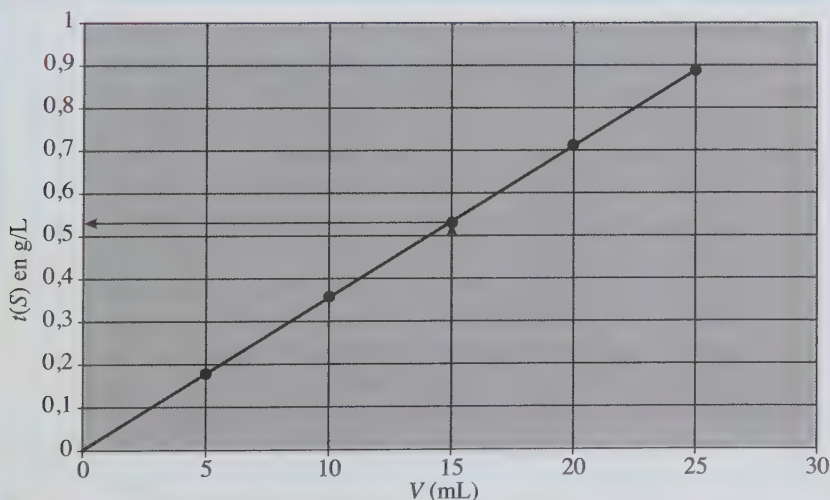
3° a) La concentration molaire en bleu de méthylène du collyre dilué étant comprise entre celles des solutions S_2 et S_3 , l'encadrement s'écrit :

$$1,2 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \leq C_d \leq 1,8 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}.$$

b) La concentration molaire en bleu de méthylène du collyre commercial est vingt fois plus grande que celle du collyre dilué. L'encadrement s'écrit donc :

$$2,4 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \leq C \leq 3,6 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.$$

9 Énoncé p. 68 Graphiquement, on trouve une **concentration massique** de **0,53 g.L⁻¹**.



2° Cette valeur et celle donnée par l'étiquette sont en accord.

10 Énoncé p. 69 La quantité de matière est donnée par la relation : $n_{\text{CO}_2} = C \cdot V$.

Le volume V (à exprimer en L) et la concentration molaire C sont connus.

$$n_{\text{CO}_2} = 0,12 \times 100 \times 10^{-3} = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

La quantité de matière de dioxyde de carbone dissous est : $n_{\text{CO}_2} = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol.}$

La masse molaire peut être calculée puisque la formule brute du dioxyde de carbone est connue : $M_{\text{CO}_2} = 1 \times 12,0 + 2 \times 16,0$; soit $M_{\text{CO}_2} = 44,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

La masse de dioxyde de carbone dissous est donnée par la relation :

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \cdot M_{\text{CO}_2}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 1,2 \times 10^{-2} \times 44,0 ; m_{\text{CO}_2} = 0,53 \text{ g.}$$

La masse de dioxyde de carbone qui a été dissous est $m_{\text{CO}_2} = 0,53 \text{ g.}$

11 Énoncé p. 70 Masse molaire moléculaire M_1 du cholestérol :

$$M_1 = 27 \times M_{\text{C}} + 46 \times M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 27 \times 12,0 + 46 \times 1,00 + 16,0 ; M_1 = 386,0 \text{ g.mol}^{-1}.$$

Calcul de la concentration massique : $t = C \cdot M$.

$$t = 10,5 \times 10^{-3} \times 386,0 = 4,05 \text{ g.L}^{-1}.$$

La personne doit consulter un médecin car son taux de cholestérol dépasse $2,20 \text{ g.L}^{-1}$.

12 Énoncé p. 70 Il y a conservation de la quantité de matière au cours de la dilution :

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2.$$

$$\text{On en déduit que } V_1 = C_2 \cdot \frac{V_2}{C_1}.$$

$$V_1 = 2,00 \times 10^{-2} \times \frac{0,500}{0,500} = 2,00 \times 10^{-2} \text{ L, soit } V_1 = 20,0 \text{ mL.}$$

Une partie de la solution mère est transvasée dans le **bécher**. À l'aide d'une **pipette jaugée de 20,0 mL**, munie d'une **propipette**, on prélève 20,0 mL de solution mère. La solution est versée dans la **fiolle jaugée de 500,0 mL**. On ajoute alors de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et on homogénéise la solution.

13 Énoncé p. 70 **1** La concentration massique t_1 du saccharose en solution

$$\text{s'exprime par le rapport : } t_1 = \frac{m_1}{V}.$$

La masse de saccharose à dissoudre est donnée par la relation :

$$m_1 = t_1 \cdot V = 50,0 \times 100,0 \times 10^{-3} ; \text{ soit } m_1 = 5,00 \text{ g.}$$

La dissolution est effectuée dans une **fiolle jaugée de 100,0 mL**.

– Placer une **coupelle sur** le plateau de la **balance** et appuyer sur le bouton « tare » pour amener l'affichage à zéro.

– À l'aide d'une **spatule** propre et sèche, peser 5,00 g de saccharose.

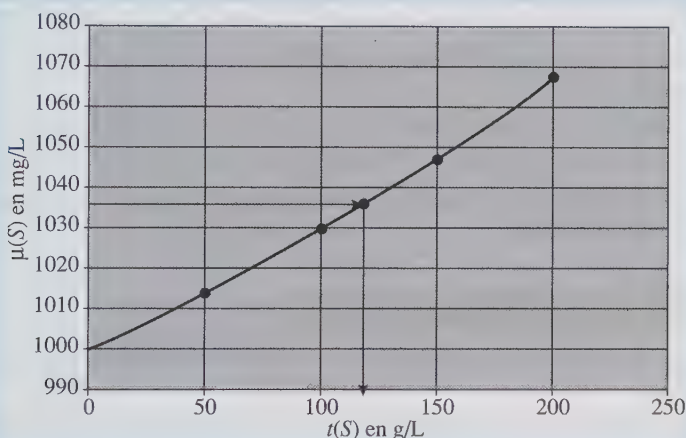
– À l'aide d'un **entonnoir**, introduire le solide dans une fiolle jaugée de 100,0 mL.

- Rincer la coupelle et l'entonnoir avec de l'eau distillée, puis remplir la fiole aux trois quarts.
- Boucher et agiter pour dissoudre le solide.
- Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
- Boucher la fiole et agiter.

2° La masse volumique μ d'une solution correspond à la masse de l'unité de volume. Elle se calcule par la relation $\mu = \frac{m}{V}$.

$$\mu_1(S) = \frac{m}{V} = \frac{101,1}{100,0 \times 10^{-3}} = 1\,011 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

3°



4° Graphiquement, on trouve que $t_{ME} = 119 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

$$5^\circ m_{ME} = t_{ME}(S) \cdot V = 119 \times 100 \times 10^{-3} = 11,9 \text{ g}.$$

La valeur trouvée est **supérieure à celle donnée par l'étiquette**.

Voici quelques causes possibles de cet écart :

- L'écart obtenu peut être dû au fait que la solution contient **d'autres sucres que le saccharose**.
- De plus, la masse de 1,0 L de la solution prend en compte les **autres espèces présentes** (caféine, taurine, ginseng, L-carnitine, vitamines...).
- Par ailleurs, la **solution n'est peut-être pas complètement dégazée**.
- Enfin, des **erreurs de manipulation** ont pu être commises.

Espèces chimiques : naturelles et de synthèse

1 Espèces naturelles ou de synthèse

Une **espèce chimique** est un corps pur qui peut être représenté par une formule chimique.

- Un **mélange** est constitué de plusieurs espèces chimiques différentes.

Ex. : le dioxygène est une espèce chimique tandis que l'air est un mélange de gaz.

- Une espèce chimique peut être **naturelle** (présente dans la nature) ou **de synthèse** (fabriquée en laboratoire).

Une espèce naturelle peut être copiée à l'identique : l'espèce naturelle et l'espèce de synthèse ont alors la même formule chimique et les mêmes propriétés.

- Une **espèce artificielle** est une espèce de synthèse qui n'existe pas dans la nature.

Ex. : les matières plastiques.

2 Principe actif, excipient, formulation

- Le **principe actif** d'un médicament est l'espèce chimique qui a des propriétés thérapeutiques.

Ex. : l'espèce chimique acide acétylsalicylique est le principe actif du médicament aspirine.

- Un **excipient** est une espèce, a priori inactive sur le plan thérapeutique, dans laquelle est incorporé le principe actif pour faciliter son absorption, sa tolérance et son efficacité.

- La **formulation** établit le mélange des différentes espèces qui constituent un médicament. Elle est choisie pour en faciliter la prise.

- Un **médicament générique** est une **copie d'un médicament original** (princeps) dont le brevet est tombé dans le domaine public : **médicament générique et médicament « princeps » contiennent un même principe actif** mais se différencient par leur formulation.

COURS

MÉTHODES

EXERCICES

CORRIGÉS

3 Les groupes caractéristiques

■ Les molécules organiques sont formées d'une chaîne carbonée (enchaînement d'atomes de carbone liés les uns aux autres) sur laquelle on peut trouver **des groupes d'atomes comportant des atomes de carbone, d'oxygène, d'azote, de chlore**.

Ces **groupes caractéristiques** donnent des propriétés particulières aux molécules qui les portent.

■ Les groupes caractéristiques permettent de définir des **familles organiques**. Parmi les plus connues, on trouve :

Famille	Groupe(s) caractéristique(s)	Exemple(s)
dérivé halogéné	atome de la famille des halogènes Cl, Br ou I	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}-\text{Cl} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
alcool	groupe hydroxyle $\begin{array}{c} \text{R}_2 \\ \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{R}_3 \end{array}$ R_1, R_2 et R_3 peuvent être une chaîne carbonée ou un atome d'hydrogène.	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{H} \end{array}$
aldéhyde et cétone	groupe carbonyle $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{R}_2 \end{array}$ R_1 et R_2 peuvent être une chaîne carbonée ou un atome d'hydrogène. Aldéhyde : l'atome de carbone est lié à un atome d'hydrogène au moins. Cétone : l'atome de carbone est lié à deux chaînes carbonées.	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{H} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{O} \end{array}$
acide carboxylique	groupe carboxyle $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$ R peut être une chaîne carbonée ou un atome d'hydrogène.	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{OH} \end{array}$

amine	groupe amine Un atome d'azote lié à un, deux ou trois atomes de carbone de la chaîne carbonée : $\begin{array}{c} \text{R}-\text{N}-\text{R}_1 \\ \\ \text{R}_2 \end{array}$ - R est une chaîne carbonée. - R₁ et R₂ peuvent être des chaînes carbonées ou un atome d'hydrogène.	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ $\begin{array}{c} \text{CH}=\text{CH} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{HC} \quad \text{C}-\text{NH}-\text{CH}_3 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{HC}=\text{CH} \end{array}$
ester	groupe ester $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{O}-\text{R}_2 \end{array}$ - R₁ peut être une chaîne carbonée ou un atome d'hydrogène. - R₂ est une chaîne carbonée (atome d'hydrogène exclu).	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$
amide	groupe amide $\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{R}_2 \\ \quad \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{N}-\text{R}_3 \end{array}$ R₁, R₂ et R₃ sont des chaînes carbonées ou des atomes d'hydrogène.	$\begin{array}{c} \text{HC}=\text{CH} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{HC} \quad \text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{N}-\text{CH}_3 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{CH}=\text{CH} \end{array}$

1 Analyser la formulation d'un médicament

EXERCICE TYPE

Les compositions de deux médicaments anti-inflammatoires aux propriétés antalgiques et antipyrétiques sont données ci-dessous :

NUREFLEX® 200 mg

Forme : comprimé

par cp
ibuprofène 200 mg

Excipients : acide stéarique, croscarmellose sel de Na, sodium laurylsulfate, sodium citrate, silice colloïdale anhydre, gomme arabique poudre, talc, carmellose sodique, saccharose, macrogol 6000, titane dioxyde, opacode noir S-1-8152 HV, (alcool méthylique, gomme laque, fer noir oxyde, butanol, soja lécithine, propylèneglycol, alcool isopropylique, alcool méthylique, diméthicone, eau purifiée).

IBUPROFÈNE

BIOGARAN® 200 mg

Forme : comprimé

par cp
ibuprofène 200 mg

Excipients : amidon pré-gélatinisé, sodium carboxyméthylamidon, povidone, silice colloïdale, acide stéarique, sepiFilm, sepiPerse blanc K 7001.

- 1° Rechercher la signification des termes *antalgique* et *antipyrétique*.
- 2° Quel est le mode d'administration de ces deux médicaments ?
- 3° Quel est le principe actif de chacun des médicaments ?
- 4° Que signifie l'indication *200 mg* inscrite à côté du nom du médicament ?
- 5° Quelle est la différence entre un médicament et un principe actif ?
- 6° a) Quels sont les excipients communs aux deux médicaments ?
b) De ces deux médicaments, lequel est le médicament générique ?
c) Peut-on dire que les deux médicaments sont les mêmes? Justifier.

CORRIGÉ COMMENTÉ

- 1° Antalgique : qui permet d'**atténuer**, voire de supprimer **la douleur**.
Antipyrétique : qui agit **contre la fièvre**.
- 2° Ces deux médicaments sont administrés par **voie orale** puisqu'ils se présentent sous la forme de comprimés.

3° Le principe actif est l'**ibuprofène**.

4° Chaque comprimé (cp) contient **200 mg d'ibuprofène** qui est le principe actif.

5° Un **médicament** est l'ensemble formé par le (ou les) **principe(s) actif(s)** et les **excipients**.

6° a) **Acide stéarique et silice colloïdale** sont les excipients communs aux deux médicaments.

b) Le **Nureflex®** est le **médicament « princeps »**. L'**ibuprofène Biogaran®** est le **médicament générique**.

c) Un médicament générique n'est pas rigoureusement identique à un médicament « princeps » : un médicament générique a le **même le principe actif** mais **pas les mêmes excipients** que le médicament d'origine.

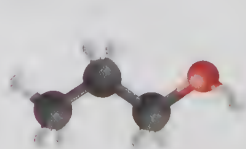
À RETENIR

- Le nom du médicament générique comporte le nom du principe actif.
- Il est indispensable de connaître la quantité de principe actif avant de prendre un médicament.

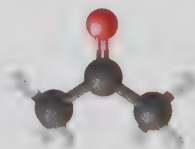
2 Identifier un groupe caractéristique

EXERCICE TYPE

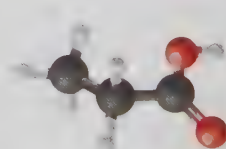
Écrire la formule développée des molécules correspondant aux modèles moléculaires ci-dessous, puis identifier et nommer les groupes caractéristiques présents dans ces molécules.



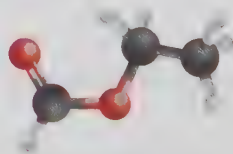
modèle a



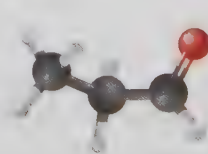
modèle b



modèle c

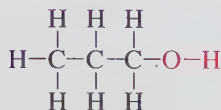


modèle d



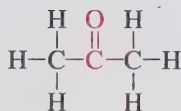
modèle e

CORRIGÉ COMMENTÉ



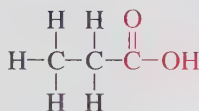
modèle a :

groupe hydroxyle



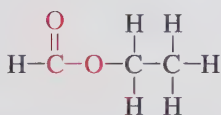
modèle b :

groupe carbonyle (cétone)



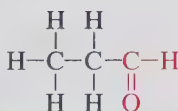
modèle c :

groupe carboxyle



modèle d :

groupe ester



modèle e :

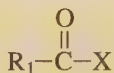
groupe carbonyle (aldéhyde)

Une boule de couleur noire
représente un atome de carbone ;
une boule de couleur blanche
représente un atome d'hydrogène ;
une boule de couleur rouge
représente un atome d'oxygène.

Dans une formule
développée, on
doit représenter
toutes les liaisons
entre les atomes
de la molécule.

À RETENIR

Ne pas confondre la formule des aldéhydes et des cétones avec celle d'un ester ou d'un acide carboxylique :



R_1 représente une chaîne carbonée ou un atome d'hydrogène

- si X est un atome d'**hydrogène H**, il s'agit de la formule d'un **aldéhyde** ;
- si X est une **chaîne carbonée R_2** et que R_1 est aussi une chaîne carbonée, il s'agit de la formule d'une **cétone** ;
- si X est un groupe **O-H**, il s'agit de la formule d'un **acide carboxylique** ;
- si X est un groupe **O- R_3** (R_3 représentant une chaîne carbonée), il s'agit de la formule d'un **ester**.

Connaître le cours

Pour chaque exercice du « Connaître le cours », indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1 Substances naturelles ou de synthèse 3 min

	A	B	C
1° Une espèce chimique est :	un mélange	caractérisée par une formule chimique	un corps pur
2° L'espèce naturelle et l'espèce copiée à l'identique :	ont les mêmes propriétés	ont la même formule chimique	ont des propriétés différentes
3° Une espèce de synthèse :	est plus dangereuse que la même espèce naturelle	peut être artificielle	est toujours identique à une espèce naturelle

→ Corrigé p. 98

2 Principe actif, excipient, formulation 4 min

	A	B	C
1° Un excipient :	constitue le principe actif du médicament	facilite l'absorption du principe actif	est une espèce a priori inactive thérapeutiquement
2° Le principe actif :	a des propriétés thérapeutiques	est sans action sur l'organisme	est la seule espèce présente dans un médicament
3° La formulation d'un médicament :	est la formule chimique du principe actif	établit uniquement la liste des principes actifs	établit la liste de toutes les espèces intervenant dans sa composition
4° Un médicament générique :	est strictement identique au médicament « princeps »	a toujours les mêmes excipients que le médicament « princeps »	a les mêmes principes actifs que le médicament « princeps »

→ Corrigé p. 88

2 Les groupes caractéristiques 5 min

	A	B	C
1° Le groupe caractéristique des alcools est :	le groupe carbonyle	le groupe amine	le groupe hydroxyle
2° L'atome de carbone du groupe carbonyle d'une cétone est :	lié à deux chaînes carbonées	lié à une chaîne carbonée et un atome d'hydrogène	lié à une chaîne carbonée et un groupe hydroxyle
3° Un amide peut avoir pour formule :	$R-NH_2$	$R_1-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-NH-R_2$	$R-Br$
4° Les amines sont des composés comportant un atome :	d'oxygène	de la famille des halogènes	d'azote
5° Un acide carboxylique peut avoir pour formule :	$R-NH_2$	$R_1-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-NH-R_2$	$R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-OH$

→ Corrigé p. 88

Bien appliquer le cours et les méthodes

4 ★★ 20 min → Méthode 1, p. 79

L'aspirine, synthétisé il y a plus de cent ans, est toujours l'un des médicaments le plus vendu au monde. Néanmoins, il n'est pas sans danger : il peut notamment provoquer des brûlures d'estomac s'il reste trop longtemps en contact avec la muqueuse gastrique.

L'aspirine peut être assimilé au niveau de la muqueuse de l'estomac de $pH \approx 2$ ou de l'intestin de $pH \approx 8$.

On compare ici les formulations de l'aspirine simple et de l'aspirine pH8.

D'après la notice de l'aspirine simple :

COMPOSITION :

Acide acétylsalicylique 500 mg

Excipients : Amidon de maïs, poudre de cellulose granulée

FORME PHARMACEUTIQUE : Comprimés

CLASSE PHARMACOTHÉRAPEUTIQUE : Antalgique périphérique, antipyrétique

MODE ET VOIE D'ADMINISTRATION : Voie orale. Boire immédiatement après dispersion complète des comprimés dans un grand verre d'eau, de préférence au moment des repas.

D'après la notice de l'aspirine pH8 :

COMPOSITION :

Acide acétylsalicylique 500 mg

Excipients : Amidon de riz, acétophthalate cellulose, phthalate d'éthyle

FORME PHARMACEUTIQUE : Comprimé gastro-résistant

CLASSE PHARMACOTHÉRAPEUTIQUE : Antalgique périphérique, antipyrétique, anti-inflammatoire à dose élevée, antiagrégant plaquettaire

MODE ET VOIE D'ADMINISTRATION : Voie orale. Les comprimés sont à avaler tels quels avec une boisson (par exemple eau, lait, jus de fruits).

1° Quel est le principe actif de ce médicament ?

2° L'absorption à l'état divisé diminue le risque d'irritation. Justifier le mode d'administration de l'aspirine simple.

3° Pour comprendre le mode d'action de l'aspirine pH8, on réalise une expérience : on ajoute, dans deux béchers contenant respectivement une solution acide et une solution basique, un comprimé d'aspirine pH8 et on agite. Après quelques minutes, on constate que le comprimé s'est dissous dans le bécher contenant la solution basique alors que le comprimé ajouté dans la solution acide reste intact.

a) Dans quel milieu l'enrobage empêche-t-il le comprimé de se dissoudre ? Quel est le pH de ce milieu ?

b) Justifier l'indication de la notice « comprimé gastro-résistant ».

c) Un patient atteint d'un ulcère à l'estomac va-t-il plutôt utiliser l'aspirine simple ou l'aspirine pH8 ?

→ Corrigé p. 88

5

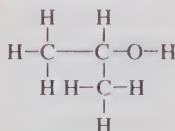
★

5 min

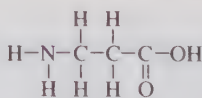
→ Méthode 2, p. 80

Pour chacune des molécules, entourer et nommer le groupe caractéristique présent.

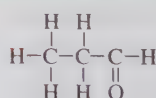
a)



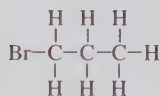
b)



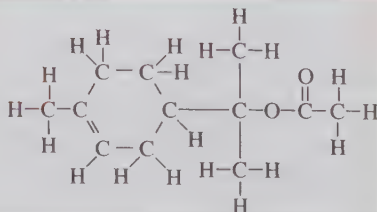
c)



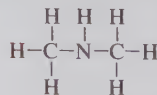
d)



e)



f)



→ Corrigé p. 88

S'entraîner

6

★★

10 min

Les civilisations anciennes utilisaient des tisanes de feuilles de saule pour soulager fièvres et douleurs. En 1825, un pharmacien isola le principe actif du saule blanc et le nomma **salicine**. En 1838, un chimiste synthétisa l'**acide salicylique** : cet acide était bien plus efficace que la salicine mais provoquait des brûlures gastriques. Par la suite, cet acide fut aussi extrait de plantes telles que la reine-des-prés ou de l'écorce de saule. En 1853, un chimiste, C.-F. Gerhardt, réussit à synthétiser une nouvelle molécule, l'**acide acétylsalicylique**, à partir de l'acide salicylique. Enfin, en 1897, un chimiste de la firme allemande Bayer, F. Hoffmann, mit au point un procédé de synthèse industrielle de l'acide acétylsalicylique. Des expérimentations montrèrent la supériorité de ce composé par rapport à ses prédécesseurs. Ce fut la naissance du médicament de nom commercial **aspirine**.

- 1° Qu'est-ce que le principe actif d'un médicament ?
- 2° Citer deux principes actifs présents dans les décoctions d'écorces de saule.
- 3° Quel est le principe actif de l'aspirine ?
- 4° Parmi les espèces chimiques en caractère gras dans le texte ci-dessus, identifier les espèces naturelles, les espèces de synthèse et les espèces artificielles. → *Corrigé p. 89*

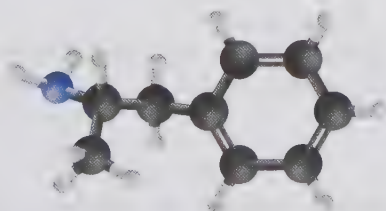
7

★★

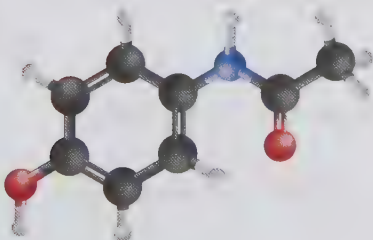
10 min

Écrire la formule développée des molécules correspondant aux modèles moléculaires ci-dessous, puis entourer et nommer les groupes caractéristiques contenus dans ces molécules.

a) Amphétamine



b) Paracétamol

→ *Corrigé p. 89*

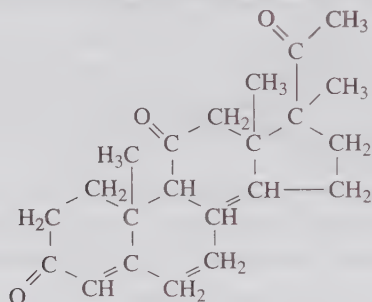
8

★★

10 min

La cortisone est une molécule permettant de combattre l'inflammation des articulations et les douleurs qui en résultent.

Entourer les groupes caractéristiques présents dans cette molécule.



→ Corrigé p. 89

9

★★

10 min

Dans les deux textes suivants, classer les matériaux écrits en caractères gras selon leur origine naturelle ou synthétique :

Texte 1 :

Finies les planches de **bois** des skis des années 1960... On utilise désormais des matériaux synthétiques, légers, durables et fiables, comme la **mousse de polyuréthane**, la **fibre de verre** et les **plastiques époxy**. Sur la semelle, le **polyéthylène** assure une meilleure glisse.

Texte 2 :

Les premières chaussures de sport étaient en **cuir** avec des semelles en **caoutchouc** naturel. Actuellement, les semelles sont à base de PVC (**polychlorure de vinyle**), de mousse de polyuréthane, de **caoutchouc butyle**, de **polyester**, etc.

→ Corrigé p. 89

10

★★

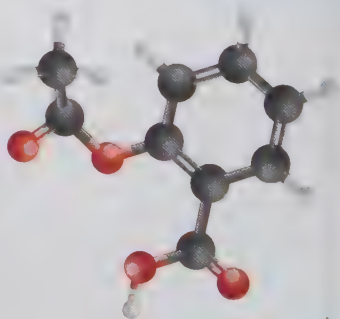
10 min

L'aspirine est un médicament contenant de l'acide acétylsalicylique dont le modèle moléculaire est reproduit ci-après :

1° Écrire la formule brute de l'acide acétylsalicylique.

2° Écrire la formule développée de l'acide acétylsalicylique.

3° Entourer et nommer le(s) groupe(s) caractéristique(s) de cette molécule.



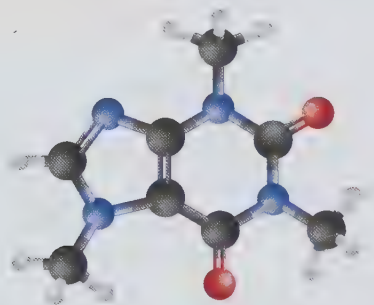
→ Corrigé p. 90

Faire le bilan et s'évaluer

11 ★★★ 20 min

La caféine est un tonocardiaque non classé parmi les produits dopants. Il peut être utilisé comme stimulant pour diminuer la sensation de fatigue.

Le modèle ci-dessous est celui de la molécule de caféine.



Données : $M_{\text{H}} = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{\text{C}} = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{\text{N}} = 14,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$;
 $M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

	C 1	A 2,5	R 1,5	5 points
1° La caféine est-elle un mélange ou un corps pur ? Justifier.	×			/ 1
2° Écrire la formule développée de la caféine.		×		/ 0,5
3° Entourer et nommer les groupes caractéristiques présents dans la molécule de caféine.		×		/ 1
4° Écrire la formule brute de la caféine.		×		/ 0,5
5° Calculer la masse molaire de la caféine.		×		/ 0,5
6° L'étiquette d'un soda au cola mentionne : « 102 mg de caféine pour 1,0 L ». Déterminer la concentration molaire en caféine de ce soda.			×	/ 1
7° Déterminer la quantité de matière de caféine apportée par une canette de 33 cL de ce soda au cola.			×	/ 0,5

→ Corrigé p. 90

1 Énoncé p. 82 1 B et C ; 2 A et B ; 3 B.

2 Énoncé p. 82 1° B et C ; 2° A ; 3° C ; 4° C.

3 Énoncé p. 83 1° C ; 2° A ; 3° B ; 4° C ; 5° C.

4 Énoncé p. 83 1° Le principe actif est l'acide acétylsalicylique.

Il faut bien lire le texte et entrer dans les détails de tous les éléments informatifs.

2° L'aspirine peut provoquer des brûlures d'estomac : il est conseillé de boire après dispersion pour éviter tout contact prolongé entre l'aspirine et la muqueuse gastrique.

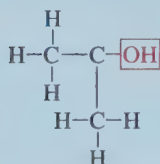
3° a) En milieu acide ($\text{pH} < 7$), l'enrobage empêche l'aspirine de se dissoudre. En revanche, l'enrobage est détruit en milieu basique et l'aspirine se dissout.

b) L'enrobage protège l'aspirine dans le milieu acide de l'estomac. Le comprimé ne se dissout pas dans l'estomac. Ce n'est qu'au niveau de l'intestin (milieu basique) que le comprimé se dissout, libérant le principe actif.

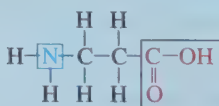
c) Le patient devra choisir l'aspirine pH8.

5 Énoncé p. 84

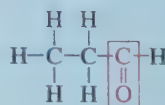
a) Groupe hydroxyle :



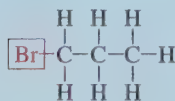
b) Groupe carboxyle (en rouge) et groupe amine (en bleu) :



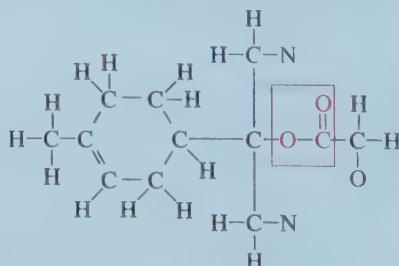
c) Groupe carbonyle :



d) Atome d'halogène :

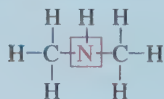


e) Groupe ester :



Dans le cas d'un groupement carbonyle, il faut considérer les atomes liés à l'atome de carbone fonctionnel pour distinguer aldéhyde et cétone.

f) Groupe amine :



6 Énoncé p. 85 1° C'est l'espèce chimique responsable des propriétés thérapeutiques d'un médicament.

2° La salicine et l'acide salicylique.

3° Le principe actif est l'acide acétylsalicylique.

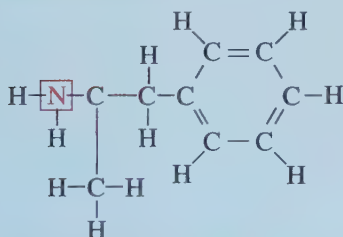
4° **Espèces chimiques naturelles : salicine et acide salicylique** (toutes deux peuvent être extraites du saule).

Espèces chimiques de synthèse : acide salicylique ; acide acétylsalicylique (aspirine).

Espèce artificielle : acide acétylsalicylique (aspirine).

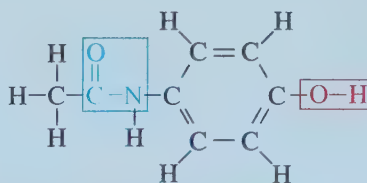
7 Énoncé p. 85

Amphétamine



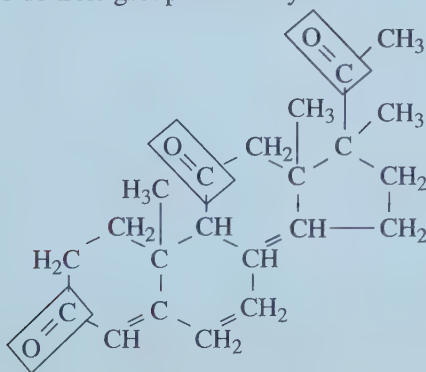
groupe amine (en **rouge**)

Paracétamol



groupe hydroxyle (en **rouge**)
et groupe amide (en **bleu**)

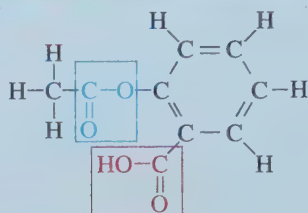
8 Énoncé p. 86 Présence de trois groupes carbonyle :



9 Énoncé p. 86 **Substances d'origine naturelle : bois, cuir et caoutchouc naturel.**
Substances d'origine synthétique : mousse de polyuréthane, fibre de verre, plastiques époxy, polyéthylène, polychlorure de vinyle, caoutchouc butyle, polyester.

10 Énoncé p. 86 1° Formule brute de l'acide acétylsalicylique : $C_9H_8O_4$.

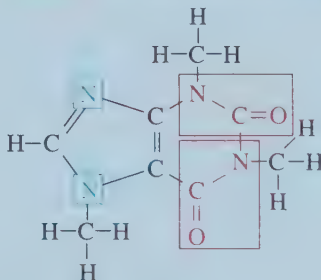
2° et 3°



groupe carboxyle (en **rouge**)
et groupe ester (en **bleu**)

11 Énoncé p. 87 1° La **caféine** est une espèce chimique : c'est un **corps pur** qui peut être représenté par une formule chimique.

2° et 3° Groupes amide (en **rouge**) et groupe amine (en **bleu**) :



4° Formule brute de la caféine : $C_8H_{10}N_4O_2$.

$$\begin{aligned} 5^\circ M_{\text{caféine}} &= 8 \times M_C + 10 \times M_H + 4 \times M_N + 2 \times M_O \\ &= 8 \times 12,0 + 10 \times 1,00 + 4 \times 14,0 + 2 \times 16,0 = \mathbf{194,0 \text{ g.mol}^{-1}}. \end{aligned}$$

6 La concentration molaire est donnée par la relation : $C_{\text{caféine}} = \frac{n_{\text{caféine}}}{V}$.

Le volume V , la masse molaire $M_{\text{caféine}}$ et la masse $m_{\text{caféine}}$ sont connus.

La quantité $n_{\text{caféine}}$ de caféine est donnée par la relation $n_{\text{caféine}} = \frac{m_{\text{caféine}}}{M_{\text{caféine}}}$.

$$n_{\text{caféine}} = \frac{102 \times 10^{-3}}{194,0}; \quad n_{\text{caféine}} = 5,3 \times 10^{-4} \text{ mol}.$$

La concentration molaire en caféine dans le soda est :

$$C_{\text{caféine}} = \frac{5,3 \times 10^{-4}}{1,0}; \quad C_{\text{caféine}} = \mathbf{5,3 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}}.$$

7° Dans la solution (soda) : $n_{\text{caféine}} = C_{\text{caféine}} \cdot V$.

$$n_{\text{caféine}} = 5,3 \times 10^{-4} \times 0,33 = 1,7 \times 10^{-4} \text{ mol}.$$

La quantité de caféine apportée par une canette de 33 cL de ce soda est :

$$n_{\text{caféine}} = \mathbf{1,7 \times 10^{-4} \text{ mol}}.$$

Extraction, séparation et identification des espèces chimiques

1 Caractéristiques des espèces chimiques

Chaque espèce chimique possède des caractéristiques physiques propres telles que la densité ou la masse volumique, les températures de changement d'état, la solubilité.

A. Densité

La **densité** d'un solide ou d'un liquide par rapport à l'eau est le quotient de la **masse volumique** du corps par celle de l'eau, prises dans les mêmes conditions de température et de pression.

$$d = \frac{\mu}{\mu(\text{eau})}$$

■ La densité n'a pas d'unité.

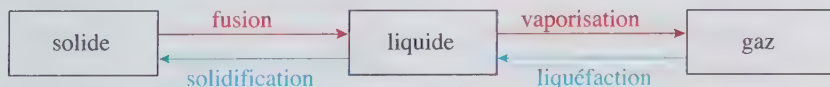
$\mu(\text{eau}) = 1,0 \text{ g.cm}^{-3}$ est la masse volumique de l'eau à la température de 4°C et sous la pression atmosphérique $p = 1,013 \text{ bar}$.

■ La densité s'exprime par le même nombre que la masse volumique en g.cm^{-3} ou g.mL^{-1} .

Ex. : la masse volumique de l'éthanol est $\mu = 0,780 \text{ g.cm}^{-3}$; sa densité est $d = 0,780$.

B. Températures de changement d'état

Pour une espèce chimique, la température reste constante lors d'un changement d'état. Ce n'est pas le cas pour un mélange.



Ex. : pour l'eau, $\theta(\text{fusion}) = \theta(\text{solidification}) = 0^\circ\text{C}$.

C. Solubilité

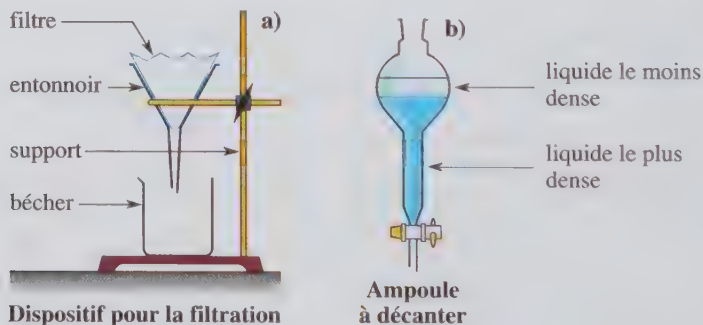
La **solubilité** d'une espèce chimique dans un solvant est la masse maximale d'espèce chimique que l'on peut dissoudre par litre de solvant. Généralement, elle augmente avec la température.

Ex. : la solubilité du chlorure de sodium dans l'eau est $s(\text{NaCl}) = 360 \text{ g.L}^{-1}$ à 20°C . Cela signifie qu'un litre d'eau salée saturée ne peut pas contenir plus de 360 g de chlorure de sodium dissous à cette température.

2 Techniques d'extraction par solvant

A. Extraction des espèces chimiques par un solvant

- Pour extraire une espèce chimique contenue dans un solide, on broie ce solide en présence d'un solvant dans lequel l'espèce à extraire est très soluble. On obtient alors un mélange comportant une phase solide et une phase liquide contenant l'espèce chimique dissoute. La phase liquide peut être séparée du solide par **filtration** (fig. a).
- Pour extraire une espèce chimique dissoute dans l'eau, on ajoute un **solvant organique** (cyclohexane, éther éthylique). Ce solvant doit être non miscible à l'eau. L'espèce à extraire doit y être plus soluble que dans l'eau. Les **phases aqueuse et organique** ainsi obtenues sont séparées par **décantation** à l'aide d'une ampoule à décanter (fig. b). La phase organique contient l'espèce chimique extraite. Le liquide de plus grande densité se trouve dans la phase inférieure. Dans la mesure du possible, on choisit le solvant présentant le moins de risques (voir fiche « Produits chimiques » page 273).



b) Hydrodistillation

- Dans une **hydrodistillation**, des espèces chimiques contenues dans un végétal (fleurs, écorces...) sont entraînées, à l'état gazeux, par de la vapeur d'eau. Après passage à travers le réfrigérant, la vapeur se condense. On obtient un mélange de deux liquides non miscibles : l'**hydrodistillat**. Il est formé d'une phase aqueuse appelée eau aromatique (ou hydrolat) et d'une **phase organique** : l'**huile essentielle**. Ces deux phases sont séparées par décantation.

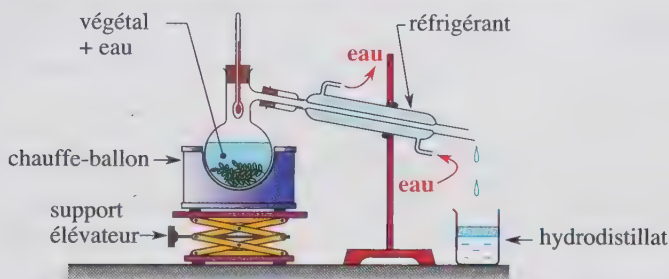
COURS

MÉTHODES

EXERCICES

CORRIGÉS

■ Pour chauffer dans les conditions de sécurité, il faut utiliser un support élévateur. Le chauffage peut être arrêté facilement en baissant l'élévateur.



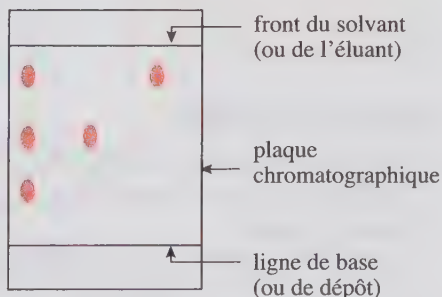
3 Une technique de séparation et d'identification : la chromatographie

■ Les chromatographies sont des techniques de séparation des espèces contenues dans un mélange.

Dans la **chromatographie sur couche mince (CCM)**, les espèces sont déposées sur la ligne de dépôt (de la plaque chromatographique) qui doit être située au-dessus du niveau de l'**éluant** (solvant pur ou mélange de solvants). Les espèces sont entraînées différemment par l'éluant, ce qui permet de les séparer et de les identifier. On les détecte par la tache qu'elles forment sur le **chromatogramme** obtenu, soit directement par leur couleur (pour les espèces colorées), soit par action d'un révélateur chimique ou de la lumière ultraviolette (pour les espèces incolores).

■ Une espèce chimique migre de la même façon, qu'elle soit pure ou dans un mélange.

Ainsi, deux taches qui se retrouvent à la même hauteur sur le même chromatogramme correspondent à la même espèce chimique.



1 Exploiter un tableau de données physiques

EXERCICE TYPE

L'extraction du diiode d'une solution d'eau iodée se fait en deux étapes :

- extraction par solvant,
- décantation.

Le tableau ci-dessous donne les caractéristiques de certains solvants usuels.

1° a) Le solvant d'extraction doit-il être miscible à l'eau ? Pourquoi ?

b) Parmi les solvants, lesquels peut-on choisir pour réaliser l'extraction ?

2° a) L'espèce chimique à extraire doit-elle être plus soluble dans l'eau ou dans le solvant d'extraction ? Pourquoi ?

b) Parmi les solvants, lequel conviendrait le mieux pour réaliser l'extraction ?

c) On choisit le cyclohexane. Pour quelle raison a-t-on fait ce choix ?

3° Dans l'ampoule à décanter, ce solvant se trouvera-t-il dans la phase supérieure ou dans la phase inférieure ?

	Eau	Éthanol	Chloroforme	Cyclohexane
Densité	1,0	0,8	1,5	0,8
Miscibilité à l'eau	oui	oui	non	non
Solubilité du diiode (g/L)	0,3	253	47	18
Risques chimiques			 présumé cancérigène	  

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° a) Pour réaliser l'extraction, il faut choisir un **solvant non miscible à l'eau afin de pouvoir séparer la phase organique** contenant l'espèce chimique à extraire de la phase aqueuse.

b) On peut donc utiliser du **chloroforme** ou du **cyclohexane**.

2° a) L'**espèce chimique à extraire** (le diiode) doit être **plus soluble dans le solvant d'extraction que dans l'eau** sinon le diiode restera dans la phase aqueuse.

b) Le diiode est plus soluble dans le chloroforme et dans le cyclohexane que dans l'eau. C'est dans le **chloroforme** que la différence de solubilité est la plus grande.

Bien distinguer les termes *miscible* et *soluble* :

– deux liquides *miscibles* se mélangent totalement l'un dans l'autre ;

– un corps qui se dissout dans un liquide (solvant) est dit *soluble*.

c) On choisit le **cyclohexane** car ce solvant présente **moins de risques** pour la santé que le chloroforme.

3° Comme la densité du cyclohexane est inférieure à 1, ce **solvant** constituera la **phase supérieure**.

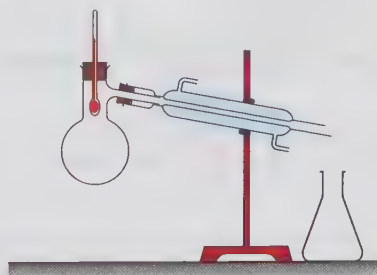
À RETENIR

Pour réaliser une extraction par solvant, le solvant qui paraît le mieux adapté, au vu des données de miscibilité et de solubilité, n'est pas toujours choisi. Il faut absolument **tenir compte des risques chimiques** liés à l'utilisation des solvants organiques (voir fiche « Produits chimiques », page 273).

2 Réaliser une hydrodistillation

EXERCICE TYPE

On veut séparer, par hydrodistillation, les espèces aromatiques contenues dans des peaux d'agrumes (orange, citron, etc.).



1° Quel est le principe de l'hydrodistillation ?

2° Le montage nécessaire est schématisé ci-dessus :

a) Que faut-il mettre dans le ballon ?

b) Quel appareil de chauffage faut-il utiliser ?

c) Quel appareil est indispensable pour supporter le dispositif de chauffage ?

d) Compléter le schéma.

e) Indiquer dans quel sens circule l'eau dans le réfrigérant.

f) Décrire le contenu de l'erlenmeyer à la fin de l'opération.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Au cours d'une hydrodistillation, des espèces chimiques contenues dans le végétal (agrumes) sont entraînées, à l'état gazeux, par la vapeur d'eau. Après passage à travers le réfrigérant, la vapeur se condense. On obtient un mélange de deux liquides non miscibles : l'hydrodistillat. Il est formé d'une phase aqueuse appelée eau aromatique et d'une phase organique : l'huile essentielle contenant les espèces chimiques extraites.

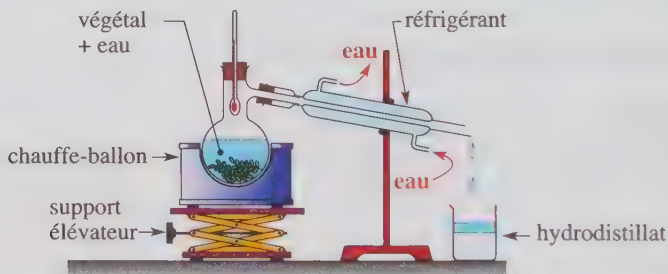
2° a) Il faut mettre **dans le ballon les peaux d'agrumes** et de l'eau.

b) On utilise un **chauffe-ballon**.

c) Le chauffe-ballon doit être placé sur un **support élévateur** pour des raisons de sécurité.

d)

Le support élévateur permet de séparer rapidement le chauffe-ballon du ballon en cas de problème.



e) L'eau circule de bas en haut dans le réfrigérant.

f) À la fin de l'opération, on récupère l'**hydrodistillat** constitué de deux phases (**eau + huile essentielle**).

À RETENIR

- Il faut réfléchir au rôle de chaque élément du montage : bien identifier la partie où se fait la vaporisation qui comprend le système de chauffage (chauffe-ballon) et la partie où se fait la condensation liquide (réfrigérant à eau).
- Il est indispensable de se familiariser avec la schématisation et les noms du matériel et de la verrerie usuelle.
- **Le chauffe-ballon doit être placé sur un support élévateur pour des raisons de sécurité.**

3 Réaliser et interpréter une chromatographie sur couche mince

EXERCICE TYPE

On réalise une chromatographie sur couche mince pour savoir si une limonade contient des sucres (glucose, saccharose) ou un édulcorant (aspartame).

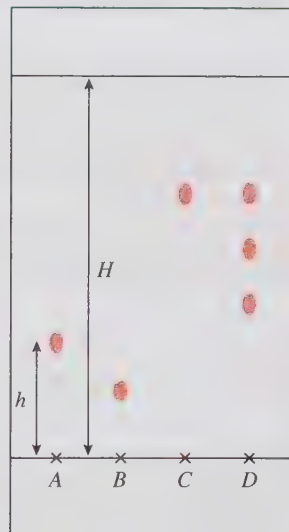
Le chromatogramme obtenu après élution est représenté ci-contre. On a réalisé les dépôts des solutions aqueuses suivantes :

A, glucose ; B, saccharose ; C, aspartame ; D, limonade.

1° Comment doit-on placer la ligne de dépôt par rapport à la surface de l'éluant ?

2° Combien d'espèces chimiques contenues dans la limonade sont révélées par cette chromatographie ?

3° L'un des constituants peut être identifié. Lequel ? Justifier.



CORRIGÉ COMMENTÉ

1° La **ligne de dépôt** doit être **au-dessus du niveau de l'éluant**. L'éluant migre en entraînant les espèces placées sur la ligne de dépôt.

2° Après révélation, le chromatogramme fait apparaître **trois taches** révélant **trois des espèces chimiques différentes** contenues dans la limonade.

3° On retrouve une tache à la même hauteur que l'aspartame : la limonade contient de l'**aspartame**.

À RETENIR

- Il faut comparer les hauteurs de migration des espèces chimiques à partir de la ligne de dépôt, contenues dans l'échantillon à analyser, à celles des espèces de référence.
- Toutes les espèces chimiques contenues dans l'échantillon à analyser ne sont pas forcément révélées ou identifiées sur le chromatogramme obtenu.

Les espèces de référence sont les espèces déposées sur la ligne de dépôt afin de vérifier leur présence dans le mélange analysé.

Connaître le cours

Pour chaque exercice du « Connaître le cours », indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1 Caractéristiques des espèces chimiques 3 min

	A	B	C
1° La solubilité d'une espèce chimique dans un solvant peut s'exprimer en :	g	$\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$	$\text{L} \cdot \text{g}^{-1}$
2° La densité d'un corps par rapport à l'eau est :	$d = \frac{\mu}{\mu_{\text{eau}}}$	$d = \frac{\mu_{\text{eau}}}{\mu}$	$d = \mu_{\text{eau}} \cdot \mu$
3° La fusion est le passage de :	l'état liquide à l'état solide	l'état solide à l'état liquide	l'état solide à l'état gazeux

→ Corrigé p. 104

2 Extraction et séparation des espèces chimiques 5 min

	A	B	C
1° Pour extraire une espèce dissoute dans l'eau, le solvant d'extraction doit être :	miscible à l'eau	non miscible à l'eau	soluble dans l'eau
2° Pour extraire la chlorophylle contenue dans des feuilles d'épinard, on peut réaliser :	une filtration	une décantation	une extraction par solvant
3° Une hydrodistillation permet :	de séparer deux liquides non miscibles	d'extraire des huiles essentielles	d'obtenir de l'eau pure
4° Une ampoule à décanter permet de séparer :	des liquides non miscibles de même densité	des liquides non miscibles de densités différentes	des liquides miscibles de densités différentes
5° Une filtration permet de séparer un solide :	d'un liquide dans lequel il est soluble	d'un autre solide	d'un liquide dans lequel il est insoluble
6° Pour séparer deux liquides non miscibles, on peut réaliser :	une filtration	une hydrodistillation	une décantation

→ Corrigé p. 104

3 La chromatographie 1 min

	A	B	C
La chromatographie sur couche mince (CCM) est une technique :	de séparation	d'identification	d'extraction

→ Corrigé p. 104

Bien appliquer le cours et les méthodes

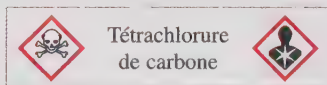
4 ★ 10 min → Méthode 1, p. 94

Le tétrachlorure de carbone peut être utilisé comme solvant d'extraction de la caféine du café.

1° Dans l'ampoule à décanter schématisée ci-dessous, indiquer la phase aqueuse et la phase contenant le tétrachlorure de carbone. Justifier.

2° Pourquoi n'utilise-t-on pas le tétrachlorure de carbone pour décaféiner le café ?

Donnée : densité par rapport à l'eau du tétrachlorure de carbone : 1,59.



→ Corrigé p. 104

5 ★★ 10 min → Méthode 1, p. 94

On dispose d'une solution aqueuse mauve, contenant du rouge de méthyle et du sulfate de cuivre (II). On introduit, dans une ampoule à décanter, la solution aqueuse mauve ainsi que du cyclohexane.

On agite et on laisse décanter.

1° Donner le nom de la technique ainsi réalisée.

2° En consultant les données ci-dessous, préciser :

- le contenu de la phase aqueuse et de la phase organique après agitation. Justifier.
- la position des deux phases dans l'ampoule à décanter. Justifier.

Données :

Densité du cyclohexane : 0,78. Densité de la solution aqueuse mauve : 1,02.

Le cyclohexane et l'eau ne sont pas miscibles.

	Sulfate de cuivre (II)	Rouge de méthyle
Solubilité dans l'eau	très soluble	peu soluble
Solubilité dans le cyclohexane	insoluble	soluble

→ Corrigé p. 104

6



10 min

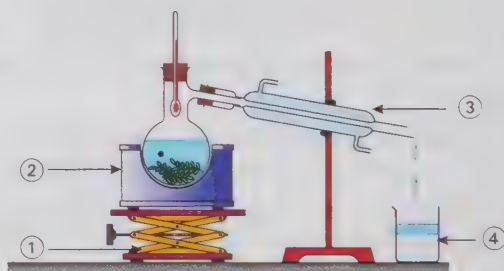
→ Méthode 2, p. 95

Le montage ci-dessous permet de récupérer l'huile essentielle de lavande.

Mode opératoire :

– On introduit dans un ballon 10 g de fleurs de lavande et 100 mL d'eau.

– On chauffe jusqu'à obtenir 60 mL de mélange. Celui-ci est trouble car il est constitué d'une phase aqueuse et d'une phase huileuse.



1° Quel nom porte ce montage ?

2° Nommer les éléments numérotés du montage.

3° Préciser le sens de circulation de l'eau dans l'élément n° 3.
Quel est le rôle de cet élément ?

4° Dans le mélange obtenu, l'huile essentielle constitue-t-elle la phase supérieure ou inférieure ? Justifier

Donnée : densité de l'huile essentielle, $d = 0,89$.

→ Corrigé p. 104

7



10 min

→ Méthode 3, p. 97

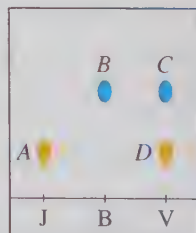
On dépose, sur une plaque à chromatographie, une goutte de chacun des colorants alimentaires jaune (J), bleu (B) et vert (V), puis on réalise la chromatographie avec l'eau salée comme éluant.

Le chromatogramme obtenu a l'aspect ci-contre :

1° Faire le schéma de l'expérience.

2° Indiquer, pour chaque colorant, s'il s'agit d'un corps pur ou d'un mélange.

3° Que peut-on conclure sur la composition du colorant vert ? Justifier.



→ Corrigé p. 105

S'entraîner

8 ★★ 15 min

L'étiquette d'un flacon d'acide a été endommagée et on peut lire seulement :
Il peut s'agir d'acide éthanoïque ou d'acide propanoïque.

ACIDE
ANOÏQUE

À partir des données physiques suivantes, proposer deux méthodes pour déterminer de quel acide il s'agit.

On choisira des méthodes ne nécessitant qu'un appareillage très simple (éprouvette graduée, balance, thermomètre, glace, tube à essais).

Acide	Masse volumique (g.mL ⁻¹)	Température de fusion (°C)	Température d'ébullition (°C)
éthanoïque	1,05	16	117
propanoïque	0,99	- 23	142

→ Corrigé p. 105

9 ★★★ 20 min

Un mélange homogène est constitué de méthanal et de benzaldéhyde.

1° En consultant le tableau, préciser l'état physique de ces espèces chimiques à 20 °C.

2° Proposer un protocole expérimental pour séparer les deux espèces chimiques en utilisant de l'eau.

Espèce chimique	eau	méthanal	benzaldéhyde
Température d'ébullition normale (°C)	100	97	178
Température de fusion (°C)	0	- 15	- 26
Densité à 20 °C	1,00	1,08	1,04
Solubilité dans l'eau		grande	très faible

→ Corrigé p. 105

10 ★★ **15 min**

La recherche par chromatographie de certains acides dans le vin permet de savoir si la transformation de l'acide malique en acide lactique (fermentation malo-lactique) a eu lieu.

Sur une plaque à chromatographie ont été effectués les dépôts suivants :

1 = acide malique, 2 = acide lactique, 3 = vin.

La plaque est placée dans une cuve à chromatographie contenant un solvant à base de butanol. Après élution, la plaque est retirée de la cuve (aucune tache n'est observable), puis on pulvérise une solution de vert de bromocrésol (indicateur de pH). Le chromatogramme obtenu est représenté sur la figure ci-après.

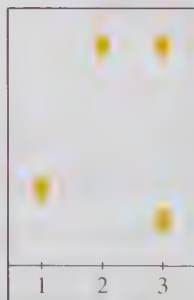
1° Quel est le rôle :

- de la solution de butanol ?
- de la solution de vert de bromocrésol ?

2° Le vin étudié contient-il de l'acide malique ? de l'acide lactique ?

La fermentation malo-lactique a-t-elle eu lieu ?

3° Pourquoi observe-t-on d'autres taches que celles de l'acide malique ou de l'acide lactique ?



→ Corrigé p. 106

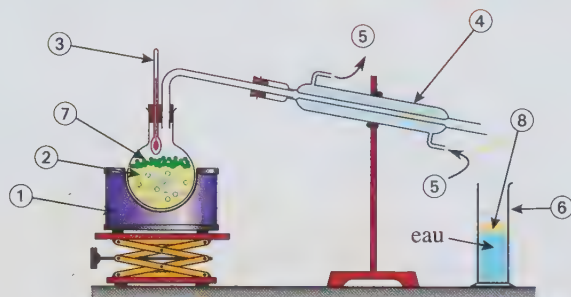
Faire le bilan et s'évaluer

11 ★★★ **30 min**

L'huile essentielle d'eucalyptus, obtenue par hydrodistillation des feuilles, est utilisée pour soulager les douleurs articulaires ou musculaires. L'hydrodistillat obtenu contient très peu d'huile essentielle.

Afin d'extraire l'huile essentielle, on réalise une extraction par solvant. On introduit l'huile dans une ampoule à décanter, puis on ajoute du cyclohexane.

On donne dans le tableau ci-après la solubilité et la densité des espèces chimiques présentes.



	C 3	A 2	R 1	6 points
1° Légender le montage d'hydrodistillation.	×			/ 2
2° a) Quel est le rôle du réfrigérant ?	×			/ 0,5
b) Quel est le rôle du support élévateur ?	×			/ 0,5
3° Pour quelle raison l'éthanol ne peut-il pas être utilisé comme solvant d'extraction de l'huile essentielle ? On s'aidera du tableau ci-dessous.		×		/ 1
4° a) Schématiser l'ampoule à décanter après agitation en indiquant la nature et la position de chacun des liquides.			×	/ 1
b) Dans quelle phase se trouve l'huile essentielle ? Justifier.		×		/ 1

Données :

	Eau	Éthanol	Cyclohexane	Huile essentielle d'eucalyptus
Solubilité dans l'eau		grande	nulle	faible
Solubilité dans le cyclohexane	nulle	faible		forte
Solubilité dans l'éthanol	grande		faible	forte
Densité	1,0	0,79	0,78	0,93

→ Corrigé p. 106

1 Énoncé p. 98 1° B ; 2° A ; 3° B.

2 Énoncé p. 98 1 B ; 2 C ; 3 B ; 4 B ; 5 C ; 6 C.

3 Énoncé p. 99 A et B.

4 Énoncé p. 99 1° L'eau ($d = 1,0$) est moins dense que le tétrachlorure de carbone ($d = 1,59$).

La **phase aqueuse** constitue donc la **phase supérieure**.

2° Le café ainsi décaféiné pourrait contenir des traces de **tétrachlorure de carbone**, qui est un **solvant toxique**.

5 Énoncé p. 99 1° Cette technique se nomme **extraction par solvant**.

2 a) Le sulfate de cuivre (II) est soluble dans l'eau et insoluble dans le cyclohexane. Après agitation, la **phase aqueuse** est constituée d'**eau et de sulfate de cuivre (II)**. Le rouge de méthyle est soluble dans le cyclohexane et insoluble dans l'eau. Après agitation, la **phase organique** est constituée de **cyclohexane et de rouge de méthyle**.

b) L'eau est plus dense que le cyclohexane ($d = 0,78$).

La **phase aqueuse** constitue donc la **phase inférieure**.

En général, les solvants organiques ont des densités inférieures à 1 ; la phase aqueuse est donc souvent au-dessous de la phase organique. Mais il existe des solvants plus denses que l'eau.

Il faut toujours regarder la densité.

La phase aqueuse est constituée principalement d'eau et d'espèces solubles dans l'eau.

La phase organique est constituée principalement du solvant organique et d'espèces solubles dans ce solvant.

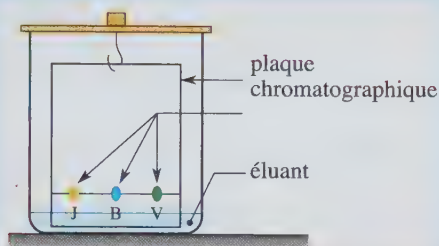
6 Énoncé p. 100 1 Ce montage est celui de l'**hydrodistillation**.

2° 1 : **support-élevateur** ; 2 : **chauffe-ballon** ; 3 : **réfrigérant à eau** ; 4 : **bécher** contenant l'hydrodistillat.

3° L'eau de refroidissement circule de bas en haut dans le réfrigérant. Le réfrigérant sert à **condenser les vapeurs**.

4° L'huile essentielle est moins dense que l'eau. L'**huile essentielle** constitue donc la **phase supérieure** dans l'hydrodistillat.

7 Énoncé p. 100 1°



2° Les **colorants jaune et bleu**, ne donnant qu'une seule tache, sont constitués d'une seule espèce chimique : ce sont des **corps purs**.

Le **colorant vert**, donnant deux taches, est un **mélange**.

3° Le **colorant vert** est un **mélange de colorants bleu et jaune**.

8 Énoncé p. 101 1° Première méthode : déterminer la densité de l'acide

- Poser l'éprouvette graduée vide sur la balance ;
- appuyer sur le bouton tare ;
- y introduire 100 mL (par exemple) d'acide ;
- lire la masse d'acide correspondante.

Si la masse d'acide est 105 g ($m = \mu \cdot V = 1,05 \times 100 = 105$ g), c'est de l'acide éthanoïque ; si elle vaut 99 g ($m = 0,99 \times 100 = 99$ g), c'est de l'acide propanoïque.

Seconde méthode : déterminer la température de fusion de l'acide.

Dans un tube à essais, introduire quelques millilitres d'acide (les deux acides sont liquides à température ambiante). Placer le tube dans un verre contenant des glaçons et de l'eau (mélange réfrigérant à 0 °C).

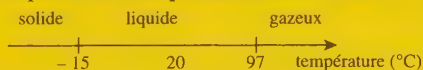
Si l'acide se solidifie, sa température de fusion (ou de solidification) est supérieure à 0 °C : il s'agit de l'acide éthanoïque. Sinon, c'est de l'acide propanoïque.

9 Énoncé p. 101 1° Les **deux espèces chimiques** sont **liquides à température ambiante** car cette dernière (20 °C) est comprise entre les températures de fusion et d'ébullition.

2° On place le mélange homogène dans une ampoule à décanter et on y introduit une certaine quantité d'eau.

Après agitation, on voit apparaître deux phases : la **phase aqueuse** contient l'**eau** et le **méthanal** qui est très soluble dans l'eau, la **phase organique** est constituée du **benzaldéhyde**.

Pour connaître l'état physique du méthanal, on peut reporter les températures sur un axe :



À 20 °C, le méthanal est liquide.

10 Énoncé p. 102 1° Le butanol entre dans la composition de l'éluant qui permet la migration des espèces chimiques sur la plaque.

Le vert de bromocrésol révèle les espèces incolores sur la plaque : il change de couleur en leur présence.

2 Il n'y a pas de tache à la hauteur de l'acide malique (dépôt 1) : le vin n'en contient pas.

Il y a une tache à la même hauteur que l'acide lactique (dépôt 2) : le vin en contient.

La transformation malo-lactique a donc eu lieu.

3° Le vin contient d'autres espèces chimiques acides (car elles modifient la couleur du vert de bromocrésol) comme les acides tartrique, succinique...

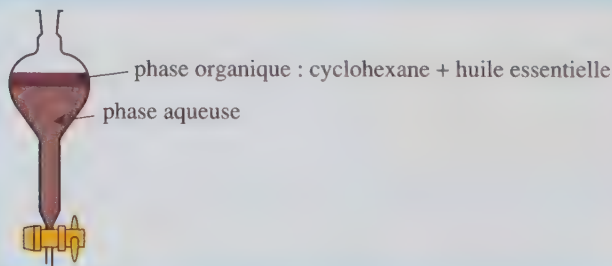
11 Énoncé p. 102 1° 1 : chauffe-ballon ; 2 : eau ; 3 : thermomètre ; 4 : réfrigérant à eau ; 5 : eau de refroidissement ; 6 : éprouvette graduée ; 7 : feuilles d'eucalyptus ; 8 : huile essentielle.

2° a) Le réfrigérant sert à condenser les vapeurs.

b) L'élévateur est un dispositif de sécurité : le chauffage peut être arrêté en baissant le support élévateur.

3° On ne peut pas utiliser l'éthanol comme solvant d'extraction car il est miscible à l'eau.

4° a)



Le cyclohexane constitue la phase supérieure car ce liquide est moins dense que l'eau.

b) La majeure partie de l'huile essentielle est contenue dans la phase organique car sa solubilité est plus grande dans ce solvant.

Réaction chimique

1 Système chimique

■ Un système chimique est constitué de différentes espèces chimiques.

L'état d'un système chimique est caractérisé par :

- l'ensemble des espèces chimiques : leur nature, leur état physico-chimique (solide (s), liquide (l), gaz (g), soluté (aq)), leur quantité de matière ;
- la température (T) et la pression (P).

Un système chimique peut être décrit sous forme de schéma.

Exemple :

État du système :

$P = 1 \text{ bar}$, $T = 20 \text{ }^{\circ}\text{C}$,

1 mol de magnésium Mg(s) ,

0,1 mol d'ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$,

0,1 mol d'ion chlorure $\text{Cl}^-(\text{aq})$,

$\text{H}_2\text{O(l)}$ solvant.

2 Réaction chimique

Au cours d'une réaction chimique, des espèces disparaissent (totalement ou en partie) et des espèces nouvelles apparaissent.

Le système chimique passe d'un état initial (E. I.) à un état final (E. F.) différent.

Exemple :

E. I. :

$P = 1 \text{ bar}$, $T = 20 \text{ }^{\circ}\text{C}$,

0,1 mol de magnésium Mg(s) ,

0,2 mol d'ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$,

0,2 mol d'ions chlorure $\text{Cl}^-(\text{aq})$,

$\text{H}_2\text{O(l)}$ solvant.

réaction
chimique
→

E. F. :

$P = 1 \text{ bar}$, $T = 20 \text{ }^{\circ}\text{C}$,

0,1 mol d'ions magnésium $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$,

0,1 mol de dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$,

0,2 mol d'ions chlorure $\text{Cl}^-(\text{aq})$,

$\text{H}_2\text{O(l)}$ solvant.

Il y a eu réaction chimique car certaines espèces du système dans son état initial ont disparu (Mg et H^+) et d'autres espèces sont apparues (Mg^{2+} et H_2) dans l'état final.

Remarque : il n'y a pas réaction chimique au cours d'un changement d'état car aucune nouvelle espèce chimique n'apparaît.

Ex. : si n moles d'eau à l'état solide subissent une fusion, on obtient n moles d'eau à l'état liquide.

■ Les espèces présentes à l'état initial et qui participent à la réaction chimique sont appelées **réactifs**.

La quantité de matière des réactifs diminue au cours de la réaction.

Dans l'exemple précédent, Mg et H^+ sont les réactifs.

Les espèces nouvelles formées au cours de la réaction sont appelées **produits**.

La quantité de matière des produits augmente au cours de la réaction.

Dans l'exemple précédent, Mg^{2+} et H_2 sont les produits.

Au cours de la réaction chimique, il y a conservation des éléments : **tous les éléments contenus dans les espèces de l'état initial se retrouvent en même nombre dans les espèces de l'état final.**

■ Une réaction chimique peut s'accompagner de phénomènes énergétiques : elle peut libérer de l'énergie ou en consommer.

3 Équation chimique

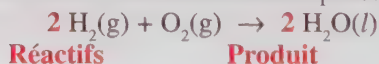
■ L'équation chimique est l'écriture symbolique de la réaction chimique.

Elle doit donc :

- traduire le passage des réactifs aux produits en écrivant les formules chimiques des espèces concernées ;
- montrer les proportions relatives avec lesquelles disparaissent les réactifs et se forment les produits en respectant **les lois de conservation des éléments (en quantité de matière) et des charges**.

Exemple 1 : pour la réaction : dihydrogène + dioxygène $\rightarrow$ eau,

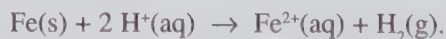
l'équation chimique s'écrit avec les formules des espèces :



Les nombres qui précèdent les formules chimiques sont appelés **nombres stœchiométriques**.

L'équation précédente se lit : *deux moles de dihydrogène et une mole de dioxygène réagissent pour former deux moles d'eau.*

Exemple 2 : pour la réaction : fer + ions hydrogène $\rightarrow$ ions fer (II) + dihydrogène, l'équation s'écrit :



4 Réaction de combustion des composés carbonés

■ Lors d'une **réaction de combustion** d'un composé carboné, **le carbone se combine au dioxygène** : on dit parfois que le composé carboné « brûle » dans le dioxygène. Une combustion ne se fait pas toujours avec flamme, mais **libère toujours de l'énergie**.

Une réaction de combustion complète s'écrit :



■ Une **combustion peut être incomplète** si le dioxygène est en quantité insuffisante. Il peut se former alors différentes espèces chimiques dont le monoxyde de carbone CO, gaz très toxique.

■ L'**Homme** est un **consommateur de matière organique** (composés contenant du carbone) apportée par l'alimentation. Ces composés permettent à l'organisme de fabriquer sa propre matière mais fournissent aussi l'énergie qui permet l'effort physique.

Pour cela, lors de la respiration cellulaire, l'organisme « brûle » les glucides et les lipides au cours du métabolisme et de l'effort physique. Le bilan global de ces transformations revient à une combustion complète des glucides et/ou des lipides avec libération d'énergie.

Au cours de la respiration, il y a consommation de dioxygène et production de dioxyde de carbone.

1 Décrire un système chimique

EXERCICE TYPE

Le schéma ci-dessous représente un système chimique dans son état initial.

État initial :

$P = 1 \text{ bar}$, $T = 20 \text{ }^{\circ}\text{C}$,

0,1 mol de zinc Zn(s) ,

0,3 mol d'ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$,

0,3 mol d'ions chlorure $\text{Cl}^-(\text{aq})$,

$\text{H}_2\text{O(l)}$ solvant.

Au bout d'un moment, on constate, après retour à la même pression et à la même température, que :

- le métal zinc Zn a entièrement disparu ;
- des ions zinc Zn^{2+} sont apparus ;
- le pH de la solution a augmenté, mais reste inférieur à 7 ;
- du dihydrogène H_2 s'est formé ;
- la quantité de matière d'ions chlorure Cl^- n'a pas varié.

1° En utilisant toutes les données, décrire l'état final du système (E. F.) et le schématiser.

2° Une réaction chimique s'est-elle produite ?

Justifier la réponse.

3° Identifier les réactifs et les produits de la réaction.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Dans l'état final (E. F.) :

- il n'y a plus de zinc Zn ;
- il y a eu formation de n_1 mol d'ions zinc Zn^{2+} ;
- il y a eu augmentation du pH.

Il a été vu, au collège, que le pH rend compte de la concentration en ions hydrogène H^+ . Si le pH augmente, c'est que la quantité de matière d'ions hydrogène H^+ a diminué.

Le pH reste inférieur à 7, donc il reste n_2 mol d'ions hydrogène H^+ , avec $n_2 < 0,3 \text{ mol}$;

- il y a eu formation de n_3 mol de dihydrogène H_2 ;
- il y a toujours 0,3 mol d'ions chlorure Cl^- .

Soit :

E. F. :

$P = 1 \text{ bar}$, $T = 20 \text{ }^{\circ}\text{C}$,

$n_1 \text{ mol d'ions zinc } \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$,

$n_2 \text{ mol d'ions } \text{H}^+(\text{aq})$, $n_2 < 0,3$,

$n_3 \text{ mol de dihydrogène } \text{H}_2(\text{g})$,

$0,3 \text{ mol d'ions chlorure } \text{Cl}^-(\text{aq})$,

$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ solvant.

2° Une réaction chimique s'est produite, car :

- de nouvelles espèces apparaissent à l'état final,
- certaines espèces ont été consommées entièrement ou en partie.

3° Les réactifs sont : les ions hydrogène H^+ et le métal zinc Zn .

Les produits sont : les ions zinc Zn^{2+} et le dihydrogène H_2 .

Les quantités de matière des réactifs diminuent au cours d'une réaction chimique, alors que celles des produits de la réaction augmentent.

À RETENIR

- Un système chimique peut être décrit dans son état initial, E. I. (c'est-à-dire avant toute réaction) ou dans son état final E.F. (après la réaction chimique).
- Pour pouvoir affirmer qu'une réaction chimique a bien eu lieu, il faut montrer que certaines espèces ont en partie ou entièrement disparu et que de nouvelles espèces sont apparues.
- Pour rechercher les espèces disparues et celles apparues à l'état final, il faut :
 - bien recenser les espèces présentes à l'état initial,
 - et utiliser toutes les données : variation de pH, mise en évidence d'ions...

2 Écrire l'équation de la réaction chimique avec les nombres stœchiométriques

EXERCICE TYPE

On introduit, dans un tube à essai, de la poudre d'aluminium Al(s) et quelques millilitres d'une solution d'acide chlorhydrique dont seuls les ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$ réagissent.

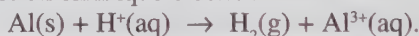
Un dégagement gazeux de dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$ se produit.

Un test caractéristique met en évidence la formation d'ions aluminium $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$.

Écrire l'équation de cette réaction et ajuster les nombres stœchiométriques.

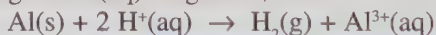
CORRIGÉ COMMENTÉ

L'équation de cette réaction chimique s'écrit :



• Cette équation doit respecter la loi de conservation des éléments :

– pour l'élément hydrogène : pour former une mol de dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$, il a fallu que 2 mol d'ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$ réagissent, soit :



– pour l'élément aluminium, les coefficients sont, pour l'instant, ajustés.

• Cette équation doit respecter la loi de conservation des charges :

Pour respecter la conservation de la charge, il doit y avoir, ici, autant de charges positives sur l'ensemble des réactifs (Al(s) et $\text{H}^+(\text{aq})$), que sur l'ensemble des produits ($\text{H}_2(\text{g})$ et $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$).



total : 2 mol de charges « + » excédentaires

total : 3 mol de charges « + » excédentaires

– Pour avoir 6 mol de charges « + » dans le premier membre de l'équation, il faut 6 mol d'ions H^+ et l'on obtiendra 3 mol de dihydrogène H_2 .

– Pour avoir 6 mol de charges « + » dans le second membre de l'équation, il faut 2 mol d'ions aluminium Al^{3+} , ce qui nécessitera 2 mol d'aluminium Al dans les réactifs.

soit : $2 \text{Al(s)} + 6 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 3 \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq})$.

On vérifie que la conservation des éléments est respectée.

À RETENIR

Dans l'équation d'une réaction chimique, les **réactifs** s'écrivent à gauche de la flèche et les **produits de la réaction** à droite.

• Pour ajuster les nombres stœchiométriques, il est impératif d'appliquer les deux lois :

- de **conservation des éléments**,
- de **conservation des charges**.

• Il faut ajuster les **nombres stœchiométriques** avec des **nombres entiers les plus petits possible**.

• On précise toujours l'état physique des espèces (*solide, liquide, gaz, en solution*) lorsqu'on schématise un système dans son état initial ou final, ainsi que lors de l'écriture de l'équation d'une réaction chimique.

3 Reconnaître le réactif dans un composé chimique ionique

EXERCICE TYPE

Au cours d'une expérience, on verse dans une éprouvette quelques millilitres d'acide chlorhydrique $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ sur un morceau de fer $\text{Fe}(\text{s})$.

Au cours de la réaction chimique qui a lieu :

- le morceau de fer disparaît peu à peu ;
- le pH de la solution augmente, mais reste inférieur à 7 ;
- il se produit un dégagement de gaz qui détonne à la flamme ;
- des ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ apparaissent.

1° a) Quel est le gaz caractérisé à la flamme ? Donner sa formule chimique.

b) Quelle indication donne la variation de pH ?

2° En utilisant les données de l'énoncé, nommer :

- a) les réactifs ;
- b) les produits.

3° Écrire l'équation de la réaction.

4° Quelles sont les espèces qui ne participent pas à la réaction ?

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° a) Le gaz qui détonne à la flamme est le **dihydrogène**, de formule H_2 .

b) Si le pH augmente, la **quantité d'ions hydrogène H^+ diminue**.

2° a) Le fer et une partie des ions hydrogène H^+ ont disparu à l'état final, donc **le fer et les ions hydrogène H^+ sont les réactifs**.

b) Le dihydrogène H_2 et les ions fer (II) Fe^{2+} qui apparaissent **sont les produits**.

3° $2 \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$.

4° **Les ions chlorure Cl^- n'ont pas participé à la réaction** : ce sont des ions spectateurs.

Ils accompagnent les ions hydrogène H^+ à l'état initial et les ions fer (II) Fe^{2+} à l'état final.

Il faut toujours indiquer l'état physique de l'espèce chimique à côté de la formule : (s) pour un solide, (l) pour un liquide, (g) pour un gaz et (aq) pour une espèce dissoute dans l'eau.

À RETENIR

- Il faut toujours écrire les formules chimiques des espèces (ion, atome, molécule) dans l'équation de la réaction.
- Seuls les réactifs et les produits apparaissent dans l'équation de la réaction.
- Au collège, on résumait la réaction chimique précédente en écrivant le bilan :
acide chlorhydrique + fer $\rightarrow$ chlorure de fer + dihydrogène.

Ce bilan ne permet pas de distinguer les espèces qui ont participé à la réaction des espèces spectatrices.

Connaître le cours

Pour chaque exercice du « Connaître le cours », indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1 Système chimique

	A	B	C
1° Un système chimique est entièrement caractérisé par :	la pression P et la température T	les quantités de matière des espèces chimiques	P , T et les quantités de matière des espèces chimiques
2° Avant toute réaction, un système chimique est à l'état :	final	initial	normal
3° Une espèce E solide est notée :	$E(s)$	$E(l)$	$E(aq)$
4° Une espèce E solide, qui a été dissoute dans l'eau, est notée :	$E(s)$	$E(l)$	$E(aq)$
5° Il y a réaction chimique lors de la :	fusion d'un glaçon	respiration	combustion du charbon
6° S'il y a réaction chimique, les espèces présentes à l'état initial :	peuvent être absentes à l'état final	sont toutes absentes à l'état final	sont toutes présentes à l'état final
7° S'il y a réaction chimique, les éléments présents à l'état initial :	peuvent être absents à l'état final	sont tous absents à l'état final	sont tous présents à l'état final
8° Au cours d'une réaction chimique :	la quantité de réactifs augmente	la quantité de produits augmente	la quantité de réactifs diminue

→ Corrigé p. 120

2 Équation chimique

	A	B	C
1° L'équation chimique est :	une égalité d'espèces chimiques	une écriture symbolique de la réaction chimique	une égalité de nombres stœchiométriques
2° L'équation chimique traduit :	le passage des réactifs aux produits	les proportions relatives avec lesquelles disparaissent les réactifs et se forment les produits	les nombres stœchiométriques
3° L'équation d'une réaction chimique doit respecter la conservation :	des espèces chimiques	des charges	des éléments

→ Corrigé p. 120

3 Réaction de combustion 3 min

	A	B	C
1° Une réaction de combustion :	libère de l'énergie thermique	consomme de l'énergie thermique	ne s'accompagne d'aucun effet énergétique
2 La combustion de composés carbonés :	se fait toujours avec flamme	nécessite toujours du dioxygène	nécessite toujours du dioxyde de carbone
3° Correspond à une réaction de combustion l'équation :	$\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	$\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

→ Corrigé p. 120

Bien appliquer le cours et les méthodes

4 ★★ 10 min → Méthode 1, p. 110

À la température de 20 °C et sous la pression de 1 bar, on dispose d'un flacon contenant n_2 mol de dioxyde de carbone $\text{CO}_2(\text{g})$. On introduit une quantité de n_1 mol de magnésium métallique $\text{Mg}(\text{s})$ enflammé.

Après retour aux conditions initiales de température et de pression, on constate qu'il s'est formé n_3 mol d'une poudre noire, n_4 mol d'oxyde de magnésium $\text{MgO}(\text{s})$ et qu'il reste n_5 mol de dioxyde de carbone $\text{CO}_2(\text{g})$ (avec $n_5 < n_2$).

1° Schématiser le système dans son état initial : E. I.

2° Montrer qu'il y a eu réaction chimique en indiquant les réactifs.

3° L'espèce chimique qui constitue la poudre noire renferme un seul élément. En utilisant la loi de conservation des éléments, identifier cette espèce chimique.

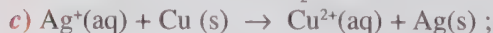
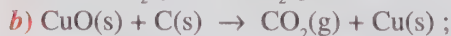
4° Quels sont les produits de la réaction ?

5° Schématiser l'état final du système.

→ Corrigé p. 120

5 ★ 5 min → Méthode 2, p. 112

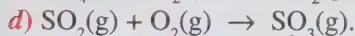
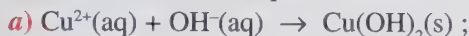
Appliquer les lois de conservation des éléments et des charges pour ajuster les nombres stœchiométriques :



→ Corrigé p. 120

6 ★ 5 min → Méthode 2, p. 112

Appliquer les lois de conservation des éléments et des charges pour ajuster les nombres stœchiométriques :



→ Corrigé p. 120

7 ★ 3 min → Méthodes 1 et 2, pp. 110 et 112

En faisant réagir de l'aluminium $\text{Al}(\text{s})$ avec du soufre $\text{S}(\text{s})$, on obtient du sulfure d'aluminium $\text{Al}_2\text{S}_3(\text{s})$.

1° Quels sont le (ou les) réactif(s) et le (ou les) produit(s) de cette réaction chimique ?

2° Écrire l'équation de cette réaction.

→ Corrigé p. 121

8 ★★ 5 min → Méthodes 2 et 3, pp. 112 et 113

Au cours d'une séance de TP, un élève mélange, dans un tube à essai, quelques millilitres d'une solution de chlorure de zinc $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$ avec quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent $\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{NO}_3^{-}(\text{aq})$.

La réaction chimique qui a lieu se traduit par la formation d'un seul produit : un précipité blanc qui noircit à la lumière.

1° Quels ions ont réagi pour former le précipité ?

2° Écrire l'équation de la réaction chimique.

3° Quels sont les réactifs ?

4° Nommer le produit de cette réaction chimique.

5° Quelles sont les espèces spectatrices ?

→ Corrigé p. 121

S'entraîner

9

★★

10 min

À la pression de 1 bar et à la température de 100 °C, on fait bouillir de l'eau dans un ballon. Cette vapeur chasse peu à peu l'air du ballon. On introduit dans la vapeur d'eau de la poudre d'aluminium.

1° Y a-t-il réaction chimique au cours du chauffage de l'eau jusqu'à l'ébullition ? Justifier.

2° Au bout d'un moment, on constate que l'on a obtenu un dégagement gazeux et une poudre blanche : l'oxyde d'aluminium $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$.

a) Quel est le réactif qui a fourni l'oxygène ?

b) Le gaz obtenu au cours de la réaction est une espèce chimique diatomique, formée d'un seul élément. En utilisant la loi de conservation des éléments, déterminer la nature de ce gaz.

3° Écrire l'équation de la réaction.

→ Corrigé p. 121

10

★★★

20 min

Nutriments et sport

Lire attentivement le texte suivant et répondre aux questions posées.

« Pour un effort de résistance d'une durée inférieure à 30 minutes, le corps privilégie la dégradation des glucides. Lorsqu'il s'agit d'endurance d'une durée supérieure à 30 ou 45 minutes, le corps privilégie la dégradation des graisses.

La dépense énergétique varie avec la nature du sport pratiqué : elle est, pour le ski de fond, de l'ordre de 4 000 kJ/h.

On estime que l'énergie fournie à l'organisme est de 20 kJ par litre de dioxygène consommé.

On établit une relation entre la quantité de dioxygène consommée (qui peut être évaluée à partir des concentrations en dioxygène de l'air inhalé et de l'air exhalé) et la quantité de dioxyde de carbone produit.

Le rapport $Q = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{CO}_2}}$ est appelé quotient respiratoire. Ce quotient respiratoire dépend du type de nutriment consommé par la cellule. »

Données : $M_{\text{glucose}} = 180,0 \text{ g.mol}^{-1}$; volume d'une mole de gaz : $V_M = 25,0 \text{ L.mol}^{-1}$ (c'est-à-dire qu'une mole de gaz occupe un volume de 25 L).

1° Écrire l'équation chimique donnant la réaction de combustion complète d'un sucre rapide directement assimilé : le glucose de formule $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq})$.

- 2° En utilisant l'équation de combustion, calculer la valeur du quotient respiratoire lors de cette réaction.
- 3° Calculer la quantité de matière de glucose correspondant à la combustion d'une masse $m = 50$ g de ce sucre.
- 4° En utilisant l'équation chimique, montrer que la quantité de dioxygène nécessaire à cette combustion est égale à 1,7 mol.
- 5° Quel est le volume de dioxygène correspondant ?
- 6° Quelle est l'énergie dégagée en kJ au cours de la réaction ?
- 7° Combien de temps, environ, faudrait-il pour éliminer 50 g de glucose en faisant du ski de fond ?

→ Corrigé p. 121

Faire le bilan et s'évaluer

11 ★★ 10 min

La combustion de l'acétylène C_2H_2 dégage beaucoup de chaleur (énergie thermique) et donne une flamme très éclairante. Certaines lampes utilisées en spéléologie fonctionnent à l'acétylène.

	C 3	A 1	R 2	6 points
1° Quel autre réactif intervient lors de la combustion de l'acétylène ?			×	/ 1
2° Quels sont les produits formés lors d'une combustion complète de composés carbonés ?	×			/ 1
3° Écrire l'équation de la réaction de la combustion complète de l'acétylène.		×		/ 1
4° Dans quel cas une combustion peut-elle être incomplète ?	×			/ 0,5
5° L'une des réactions chimiques se produisant lors de la combustion incomplète donne du monoxyde de carbone CO et de l'eau. Écrire l'équation de cette réaction.			×	/ 1
6° Toutes les combustions produisent-elles : a) une flamme ? b) de l'énergie ?	×			/ 0,5
7° D'où provient l'énergie qui permet aux sportifs d'accomplir des efforts physiques ?	×			/ 1

→ Corrigé p. 122

1 Énoncé p. 115 1 C ; 2 B ; 3 A ; 4 C ; 5 B et C ; 6 A ; 7 C ; 8 B et C.

2 Énoncé p. 115 1 B ; 2 A et B ; 3 B et C.

3 Énoncé p. 116 1° A ; 2° B ; 3° A et C.

4 Énoncé p. 116 1°

E. I. :

$P = 1 \text{ bar}$, $T = 20 \text{ °C}$,

$n_2 \text{ mol de dioxyde de carbone } \text{CO}_2(\text{g})$,

$n_1 \text{ mol de magnésium } \text{Mg}(\text{s})$.

2° Le magnésium $\text{Mg}(\text{s})$ et une partie du dioxyde de carbone $\text{CO}_2(\text{g})$ ont été consommés au cours de la transformation : ce sont les **réactifs**.

3° L'élément carbone est présent dans l'un des réactifs, on doit donc le retrouver dans l'un des produits. Si la poudre noire est formée d'un seul élément, ce ne peut être que du **carbone C(s)**.

4° **Produits** : oxyde de magnésium $\text{MgO}(\text{s})$ et carbone $\text{C}(\text{s})$.

5°

E. I. :

$P = 1 \text{ bar}$, $T = 20 \text{ °C}$,

$n_3 \text{ mol de carbone } \text{C}(\text{s})$,

$n_4 \text{ mol d'oxyde de magnésium } \text{MgO}(\text{s})$,

$n_5 \text{ mol de dioxyde de carbone } \text{CO}_2(\text{g})$, $n_5 < n_2$.

5 Énoncé p. 116 a) $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$.

b) $2 \text{ CuO}(\text{s}) + \text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{ Cu}(\text{s})$.

c) $2 \text{ Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{ Ag}(\text{s})$.

d) $4 \text{ FeO}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}) + \text{Fe}(\text{s})$.

6 Énoncé p. 117 a) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{ OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$.

b) $2 \text{ Na}(\text{s}) + 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2 \text{ Na}^+(\text{aq}) + 2 \text{ OH}^-(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$.

c) $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{l})$.

d) $2 \text{ SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ SO}_3(\text{g})$.

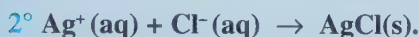
La charge de l'ensemble des réactifs étant nulle, celle des produits doit l'être également.

7 Énoncé p. 117 1° Réactifs : le soufre S et l'aluminium Al ;

produit : le sulfure d'aluminium Al_2S_3 .



8 Énoncé p. 117 1° Les ions chlorure $\text{Cl}^-(\text{aq})$ et les ions argent $\text{Ag}^+(\text{aq})$ ont formé le précipité de chlorure d'argent.



3° Les ions chlorure $\text{Cl}^-(\text{aq})$ et les ions argent $\text{Ag}^+(\text{aq})$ sont les réactifs.

4° Le chlorure d'argent est le produit de la réaction.

Un précipité est toujours une espèce électriquement neutre. C'est un solide.

5° Les ions nitrate $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ et les ions zinc $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ n'ont pas participé à la réaction ; ce sont les ions qui accompagnent les ions argent $\text{Ag}^+(\text{aq})$ et les ions chlorure $\text{Cl}^-(\text{aq})$ à l'état initial. Ils sont spectateurs.

9 Énoncé p. 118 1° Il n'y a pas réaction chimique car aucune espèce chimique nouvelle n'est apparue. L'eau est passée de l'état liquide à l'état gazeux.

2° a) Seule l'eau H_2O a pu fournir l'oxygène (puisqu'on a chassé l'air du ballon).

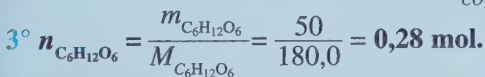
b) L'espèce chimique diatomique qui ne comprend qu'un seul élément est le dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$.

3° L'eau et l'aluminium ont réagi pour donner de l'oxyde d'aluminium et du dihydrogène :



10 Énoncé p. 118 1° $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq}) + 6 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6 \text{CO}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O(l)}.$

2° Le quotient respiratoire est : $Q = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{CO}_2}} = \frac{6}{6} = 1.$



4° Pour la combustion complète de 1 mol de glucose, il faut 6 mol de O_2 , soit 6 fois plus de mol O_2 .

Soit : $n_{\text{O}_2} = 6 \times 0,28 = 1,7 \text{ mol}.$

L'équation d'une réaction indique dans quelles proportions les réactifs réagissent entre eux et les produits se forment. Ici, l'équation peut se lire : 1 mole de glucose réagit avec 6 moles de dioxygène et il se forme alors 6 moles de dioxyde de carbone et 6 moles d'eau.

$$5^\circ V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \cdot V_M = 1,7 \times 25,0 = 43 \text{ L.}$$

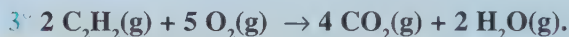
$$6^\circ E = 20 \times 43 = 8,6 \times 10^2 \text{ kJ.}$$

$$7^\circ \text{ On a } \frac{8,6 \times 10^2}{4\,000} = 0,22 \text{ h, soit à peu près 13 minutes.}$$



Énoncé p. 119 1° C'est le **dioxygène**.

2° **Produits formés** lors d'une combustion complète : le **dioxyde de carbone** et l'eau.



4° Une combustion peut être incomplète **par manque de dioxygène**.



6° a) **Toutes les combustions ne produisent pas une flamme.**

b) **Toutes les combustions produisent de l'énergie.**

7° Cette énergie provient de la **combustion de composés carbonés** (glucides et/ou lipides) au sein de l'organisme.

Synthèse d'une espèce chimique

CHAPITRE

9

1 Nécessité de la chimie de synthèse

■ Certaines espèces naturelles sont trop difficiles ou trop onéreuses à extraire du milieu naturel.

On préfère alors réaliser leur synthèse en laboratoire.

L'espèce de synthèse est en tout point identique à l'espèce naturelle (voir chapitre 6).

■ Certaines espèces n'existent pas à l'état naturel (les matières plastiques, par exemple).

L'homme a fabriqué ces espèces dites « artificielles » qui entrent dans la composition de médicaments nouveaux, permettent d'obtenir des matériaux plus performants (prothèses dentaires, prothèses de la hanche, etc.).

2 Montage à reflux

De nombreuses réactions chimiques de synthèse, lentes à température ordinaire, nécessitent un chauffage.

Pour cela, on utilise souvent la technique du **chauffage à reflux**.

Un montage à reflux avec réfrigérant à eau est présenté ci-dessous.

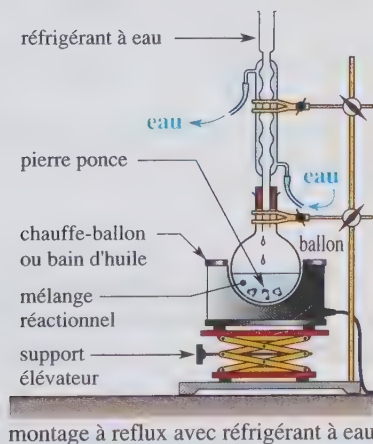


figure 1

Un réfrigérant à air peut parfois être utilisé :

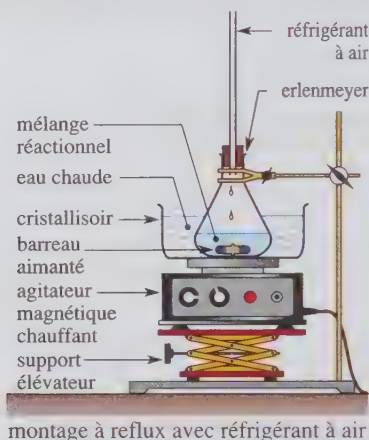


figure 2

■ Dans un montage à reflux :

- le **chauffage** permet d'**accélérer** la réaction ;
- le **réfrigérant** permet de **condenser** toutes les vapeurs qui **refluent** dans le ballon ou l'erlenmeyer (on travaille donc sans perte de matière).

Le mélange réactionnel est constitué des réactifs, des produits de la réaction (s'ils ont été formés), et, éventuellement, d'un solvant ou d'un catalyseur.

Un **catalyseur** est une espèce chimique **qui accélère** la réaction chimique, mais n'apparaît pas dans l'équation de la réaction.

L'ensemble est porté à ébullition et les vapeurs dégagées se condensent sur les parois froides du réfrigérant.

L'appareil de chauffage est toujours placé sur un **support élévateur** qui peut être abaissé de façon à arrêter le chauffage facilement.

3 Identification

Afin d'**identifier** les espèces de synthèse et de **s'assurer de leur pureté**, on utilise des méthodes d'analyse telle que la **chromatographie** (voir *chapitre 7*) ou on détermine leurs **caractéristiques physiques** (température d'ébullition, de fusion, densité, solubilité, etc.).

1 Expliquer un protocole expérimental de synthèse d'une espèce

EXERCICE TYPE

Le constituant principal de l'arôme artificiel de noix de coco est la lactone γ -nonanoïque. Cette espèce est obtenue à partir de l'acide non-3-énoïque.

Protocole expérimental :

- Introduire dans un ballon 1 g d'acide non-3-énoïque et 1 g de catalyseur, constitué de petites billes de résine.
- Ajouter 7 mL d'heptane. C'est le solvant. Il est inflammable.
- Chauffer le mélange réactionnel à reflux pendant une heure environ. La température est voisine de 120 °C.
- Laisser refroidir le mélange à température ambiante en maintenant la circulation de l'eau dans le réfrigérant.
- Verser le contenu du ballon sur filtre papier : celui-ci permet de récupérer les billes, intactes, du catalyseur.
- Rincer le ballon et les billes avec 15 mL d'heptane.

Après élimination du solvant, le liquide jaune obtenu a l'odeur de noix de coco.

1° a) Schématiser le montage à reflux.

b) Pourquoi chauffe-t-on ?

c) Quel est l'intérêt du reflux ?

2° Nommer le réactif et le produit de la réaction.

3° Qu'est ce qu'un catalyseur ? Quelle indication du texte nous permet de confirmer que les billes constituent le catalyseur ?

4° Quel est le rôle de l'heptane ?

5° Pourquoi doit-on laisser refroidir le mélange, en laissant la circulation d'eau, avant la filtration ?

6° Pourquoi réalise-t-on une filtration ?

7° Pourquoi rince-t-on le ballon et le catalyseur ?

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° a) Voir *figure 1*, page 123.

b) Le **chauffage** permet d'**accélérer la réaction**.

c) Le **reflux** permet de réaliser une **réaction chimique sans perte de matière** puisque les vapeurs sont condensées et retombent dans le ballon.

2° Le **réactif** est l'**acide non-3-énoïque** ; le **produit** de la réaction est la **lactone γ -nonanoïque**.

3° Un **catalyseur** est une **espèce qui accélère une réaction chimique** mais qui **n'intervient pas dans l'équation de la réaction** : il est régénéré en fin de réaction. Les billes sont récupérées intactes : cela confirme leur rôle de catalyseur.

4° L'**heptane** est le **solvant** : il dissout l'acide non-3-énoïque. Il permet une homogénéisation du mélange réactionnel.

5° Le mélange doit refroidir, car :

- des vapeurs de solvant peuvent se dégager et s'enflammer au contact du chauffe-ballon encore chaud ;
- des vapeurs de produits peuvent s'échapper ;
- il y a risque de brûlures au contact du ballon.

6° Par **filtration**, on sépare un solide d'un liquide. On **récupère** ainsi **les billes de catalyseur**.

7° Le **rinçage** permet de **récupérer tout le produit** qui pourrait rester sur les parois du ballon **et des billes**.

À RETENIR

- Un schéma n'est pas un dessin : le matériel se représente très simplement, vu en coupe. Les légendes indiquent les principaux éléments du montage et précisent généralement les espèces chimiques utilisées.
- Pour repérer les réactifs ou les produits de la réaction à la lecture du protocole, il faut rechercher les mots ou expressions qui leur sont associés :
 - « **on introduit** », « **à partir de** », « **réagissent** », etc. sont des termes associés aux **réactifs**,
 - « **est obtenu** », « **on forme** », « **on synthétise** », etc. sont des termes associés aux **produits**.

2 Déterminer la masse d'un échantillon à partir de sa densité

EXERCICE TYPE

L'acide sulfurique concentré est souvent utilisé lors des synthèses. C'est un liquide visqueux, de densité $d = 1,84$.

On souhaite introduire dans un ballon un volume $V_s = 7,50$ mL de cet acide.

Pour des raisons de sécurité, on ne prélève pas la quantité nécessaire d'acide en mesurant un volume, mais en mesurant la masse correspondante.

1° Déterminer la masse volumique μ_s de la solution d'acide sulfurique.

2° En déduire la masse m_s de solution à peser.

Donnée : $\mu_{\text{eau}} = 1,00$ g.mL⁻¹.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° La densité de la solution d'acide sulfurique est donnée par la formule :

$$d = \frac{\mu_s}{\mu_{\text{eau}}}$$

On en déduit : $\mu_s = d \cdot \mu_{\text{eau}} = 1,84 \times 1,00$; $\mu_s = 1,84$ g.mL⁻¹.

2° La masse volumique de la solution est donnée par $\mu_s = \frac{m_s}{V_s}$

On en déduit $m = \mu_s \cdot V_s = 1,84 \times 7,50$; $m_s = 13,8$ g.

À RETENIR

La densité s'exprime par le même nombre que la masse volumique si cette dernière est donnée en g.mL⁻¹ ou en kg.L⁻¹.

Il est ainsi possible de calculer la masse volumique μ de l'espèce considérée :

$\mu = d \cdot \mu_{\text{eau}}$, puis de déterminer la masse m de cette espèce à partir de sa masse volumique et de son volume : $m = \mu \cdot V$.

La densité n'a pas d'unité et s'exprime par le même nombre que la masse volumique en g.mL⁻¹ (voir page 91). Ainsi, si $d = 1,84$ alors $\mu_s = 1,84$ g.mL⁻¹.

3 Comparer un extrait naturel et un produit de synthèse

EXERCICE TYPE

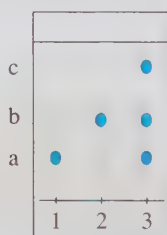
L'acétate de linalyle est un ester odorant présent dans la lavande. Il est utilisé dans l'industrie pour parfumer les produits cosmétiques ou domestiques tels que les shampoings, les désodorisants, les lessives, etc. On peut le synthétiser à partir du linalol et de l'acide éthanoïque.

En fin de synthèse, pour vérifier la pureté du produit, on réalise une chromatographie sur couche mince.

Pour cela, on dépose sur une plaque trois gouttes diluées, respectivement, de linalol, du produit synthétisé et d'un extrait naturel de lavande.

L'éluant est le dichlorométhane.

Le chromatogramme est révélé par le diiode.



1 : linalol

2 : produit synthétisé

3 : extrait naturel
de lavande

Sur le chromatogramme, on distingue trois paliers a, b, c.

Les taches présentes sur un même palier correspondent à la même espèce chimique.

1° Pourquoi peut-on identifier les taches relatives au linalol ?

2° Le produit synthétisé est-il pur ?

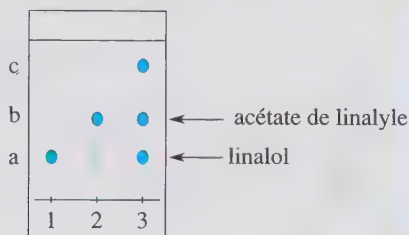
3° Identifier les taches relatives à l'acétate de linalyle.

4° Pourquoi l'acétate de linalyle n'a-t-il pas exactement la même odeur que l'extrait naturel de lavande ?

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Le linalol est **entraîné de la même façon qu'il soit pur ou dans un mélange**. Les **taches du palier a** correspondent donc au **linalol** (tache témoin 1).

2° Le **produit synthétisé n'est pas pur** puisqu'il apparaît deux taches situées à des paliers différents (a et b).



Se reporter au chapitre 7, page 93. Les espèces constituant le mélange sont entraînées différemment par l'éluant.

3° Dans le produit synthétisé, les **taches correspondant à l'acétate de linalyle** sont **celles du palier b**.

La tache du palier a correspond au linalol.

4° L'odeur de lavande est due à la **présence de plusieurs espèces chimiques**. Le chromatogramme révèle l'une d'entre elles (tache du palier c).

À RETENIR

Une espèce synthétisée migre de la même façon qu'une espèce naturelle (qu'elle soit pure ou dans un mélange) : elle se retrouve donc à la même hauteur sur le chromatogramme. Il est ainsi possible de l'identifier.

Connaître le cours

Pour chaque exercice du « Connaître le cours », indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1 Montage à reflux 2 min

	A	B	C
1° Le schéma d'un montage à reflux est :			
2° Lors d'un chauffage à reflux, le support élévateur :	est indispensable et doit toujours être en position basse	est indispensable et doit toujours être en position haute	n'est pas indispensable

→ Corrigé p. 135

2 Identification 1 min

	A	B	C
Le chromatogramme d'une espèce naturelle :	est identique à celui de l'espèce de synthèse	n'est pas identique à celui de l'espèce de synthèse	est identique à celui d'un mélange contenant cette espèce

→ Corrigé p. 135

Bien appliquer le cours et les méthodes

3 ★★ 10 min → Méthode 1, p. 125

L'acétate de géranyle est présent dans de nombreuses essences naturelles (comme celle de la lavande, par exemple). Il peut être synthétisé à partir du géraniol (extrait des pétales de rose) et d'acide acétique. L'acétate de géranyle est insoluble dans l'eau.

Protocole expérimental :

– Dans un erlenmeyer, contenant un barreau aimanté, introduire 15,4 g de géraniol, puis 6,0 g d'acide acétique pur. Ajouter avec précaution 1 mL d'acide sulfurique concentré (l'acide sulfurique est corrosif).

– Adapter sur l'erenmeyer un réfrigérant à air et placer le tout sous agitation dans un bain-marie.

– Après quelques minutes, verser le mélange dans un bécher contenant de l'eau salée : deux phases apparaissent. Récupérer la phase organique qui surnage.

Données :

– L'acétate de géranyle est soluble dans le mélange réactionnel, très peu soluble dans l'eau salée.

– L'acide sulfurique et l'acide acétique sont solubles dans l'eau salée.

1° Schématiser le montage.

2° Pourquoi munit-on l'erenmeyer d'un réfrigérant à air ?

3° Quelles précautions particulières faut-il prendre lors de la manipulation de l'acide sulfurique ?

4° Pourquoi verse-t-on le mélange dans l'eau salée ?

5° Rédiger un protocole permettant de récupérer la phase organique.

→ Corrigé p. 135

4 ★ 5 min → Méthode 2, p. 127

L'acide acétique pur est l'un des réactifs pouvant permettre de synthétiser l'aspirine. On veut prélever un volume $V = 17,5 \text{ mL}$ d'acide acétique pur.

Déterminer la masse m correspondante.

Données : L'acide acétique pur est un liquide de densité : $d = 1,06$;

$\mu_{\text{eau}} = 1,00 \text{ g.mL}^{-1}$.

→ Corrigé p. 135

5 ★ 5 min → Méthode 3, p. 128

Au laboratoire, on a synthétisé de l'acétate de géranyle. Pour savoir si le produit synthétisé est pur, on réalise une chromatographie sur couche mince.

Pour cela, on dépose trois gouttes, respectivement, de géraniol, d'acétate de géranyle et de produit synthétisé.

On obtient le chromatogramme suivant :



- 1 : géraniol
- 2 : acétate de géranyle naturel
- 3 : produit de synthèse

1° Identifier les taches correspondant respectivement au géraniol et à l'acétate de géranyle.

2° Le produit synthétisé est-il pur ? Justifier la réponse.

→ Corrigé p. 135

S'entraîner

6

★★

10 min

Une imine, de formule C_5H_9NO , possède une odeur prononcée de pop-corn. Elle est utilisée comme arôme dans l'alimentation pour copier l'odeur des céréales cuites due, dans les produits naturels, à un composé de formule C_6H_9NO . Les deux composés sont en effet reconnus par le même récepteur olfactif.

Protocole expérimental :

– Dans un tube à essais, mélanger une quantité $n = 1,2 \times 10^{-2}$ mol de chlorure de méthylammonium, de formule CH_3NH_3Cl , et un volume $V = 1,0$ mL de butan-2,3-dione, de formule $C_4H_6O_2$. Boucher le tube.

– Dans un autre tube à essais, introduire successivement 2,3 mL de soude très concentrée (corrosive) et 2,3 mL d'éthanol.

– Dans un erlenmeyer, verser successivement, et avec précaution, les contenus des deux tubes à essais, puis agiter : l'odeur qui se dégage est celle du pop-corn.

1° Déterminer la masse m de chlorure de méthylammonium à introduire dans le premier tube à essais.

2° Pour prélever la butan-2,3-dione, on dispose de pipettes jaugées de 0,5 mL ; 2,0 mL et 5,0 mL.

Quelle est la mieux adaptée à la manipulation ?

3° Quelle(s) précaution(s) faut-il prendre lors de la manipulation de soude concentrée ?

4° Déterminer la masse d'éthanol à peser sachant que sa densité est $d = 0,79$. Quel type de balance doit-on utiliser ?

5° Est-il prudent de sentir le produit obtenu directement à la sortie de l'erlenmeyer ?

6° Écrire l'équation de la réaction sachant que les réactifs sont le chlorure de méthylammonium, la butan-2,3-dione et que les produits sont l'imine à odeur de pop-corn, le chlorure d'hydrogène de formule HCl et l'eau.

7° L'imine obtenue est-elle une espèce naturelle ?

Données : masses molaires atomiques en $g \cdot mol^{-1}$: $M_H = 1,0$; $M_C = 12,0$; $M_N = 14,0$; $M_{Cl} = 35,5$.

→ Corrigé p. 135

7 ★★★ 20 min

L'indigo est un colorant bleu qui s'extrait des feuilles des indigotiers par macération dans l'eau.

Après une longue agitation de la solution, l'indigo précipite sous forme de flocons bleus.

Aujourd'hui, il peut être fabriqué à partir du 2-nitrobenzaldéhyde (irritant) et de l'acétone (inflammable, nocif).

Protocole expérimental :

– Dans un bécher, introduire 1 g de 2-nitrobenzaldéhyde, 20 mL d'acétone, puis ajouter 40 mL d'eau pour diluer la solution.

– Ajouter avec précaution 5 mL de soude concentrée (corrosif) tout en agitant la solution : l'indigo précipite.

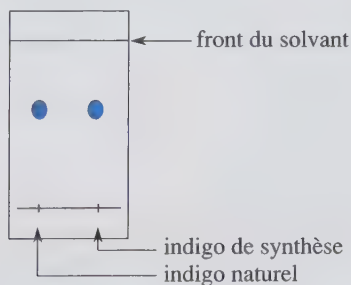
1° Quelles précautions faut-il prendre lors de l'utilisation des réactifs ?

2° Proposer une méthode pour récupérer les flocons d'indigo.

3° On réalise deux solutions, l'une d'indigo naturel et l'autre d'indigo de synthèse.

On dépose une petite goutte de chacune d'elle sur une plaque chromatographique qu'on entraîne avec un éluant approprié.

On obtient le chromatogramme ci-dessous :



Le produit synthétisé est-il pur ?

→ Corrigé p. 136

Faire le bilan et s'évaluer

8 ★★ 10 min

On souhaite synthétiser l'aspirine de formule brute $C_9H_8O_4$.

Protocole expérimental :

– Introduire dans un erlenmeyer des quantités $n_1 = 2,2 \times 10^{-2}$ mol d'acide salicylique, de formule $C_7H_6O_3$, solide, et $n_2 = 6,0 \times 10^{-2}$ mol d'acide éthanoïque pur, de formule

$C_2H_4O_2$, liquide, ainsi que quelques gouttes d'acide sulfurique concentré, utilisé comme catalyseur.

– Adapter un réfrigérant à air sur l'erlenmeyer et placer le tout 10 minutes dans un bain-marie à $60\text{ }^{\circ}\text{C}$.

– Après refroidissement, enlever le réfrigérant, puis ajouter 30 mL d'eau glacée dans l'erlenmeyer. Des cristaux blancs apparaissent.

– Filtrer le solide et rincer les cristaux à l'eau glacée.

Après purification des cristaux, on réalise la chromatographie de l'aspirine obtenue par synthèse (dépôt 1), de l'aspirine pure (dépôt 2) et de l'acide salicylique (dépôt 3).

Après révélation, le chromatogramme obtenu est le suivant :



	C 1	A 2	R 2	5 points
1° La formule semi-développée de l'aspirine est :				
$ \begin{array}{c} \text{CH} \\ \parallel \\ \text{CH} - \text{C} - \text{C} - \text{OH} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{CH} - \text{C} - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{CH} \quad \text{O} \end{array} $		x		/ 1
Identifier et nommer les groupes caractéristiques de cette molécule.				
2° Écrire l'équation de la réaction de synthèse sachant qu'il se forme également une autre molécule dont il faudra préciser la formule et le nom.			x	/ 0,5
Dans l'équation de cette réaction, tous les nombres stœchiométriques sont égaux à 1.				
3° Pour réaliser cette synthèse :				
a) calculer la masse d'acide salicylique à prélever ;		x		0,5
b) calculer le volume d'acide éthanóique à prélever.		x	x	0,5 + 0,5
Données : masses molaires atomiques en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $M_{\text{H}} = 1,0$;				
$M_{\text{C}} = 12,0$; $M_{\text{O}} = 16,0$.				
$d_{\text{acide éthanóique}} = 1,06$.				
4° Quel type de montage réalise-t-on ici ? Quel est son rôle ?	x			/ 1
5° L'espèce synthétisée est-elle pure ? Est-ce bien de l'aspirine ? Justifier.			x	/ 1

1 Énoncé p. 130 1° A et C ; 2° B.

2 Énoncé p. 130 A.

3 Énoncé p. 130 1° Voir figure 2, page 124 (montage à reflux avec réfrigérant à air).

2° Le réfrigérant à air condense les vapeurs de réactifs qui pourraient s'échapper : il n'y a donc aucune perte de matière.

3° L'acide sulfurique est corrosif : le port de gants, lunettes et blouse est obligatoire.

4° Cela permet de séparer le produit synthétisé du reste du mélange réactionnel : l'acétate de géranyle est très peu soluble dans l'eau salée alors que les acides le sont.

Cette méthode est nommée relargage.

5° Verser le contenu du bécher dans une ampoule à décanter. Laisser décanter. Récupérer la phase aqueuse inférieure et l'éliminer. Puis récupérer la phase organique dans un bécher propre et sec.

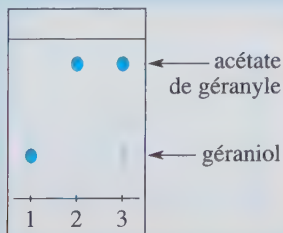
4 Énoncé p. 131 On a $d = \frac{\mu_s}{\mu_{\text{eau}}}$

d'où $\mu_s = d \cdot \mu_{\text{eau}} = 1,06 \times 1,00 = 1,06 \text{ g.mL}^{-1}$;

de plus, $\mu_s = \frac{m_s}{V_s}$, d'où $m_s = \mu_s \cdot V_s = 1,06 \times 17,5 = 18,6 \text{ g}$.

Se reporter au chapitre 7, page 91.

5 Énoncé p. 131 1°



2° Le produit synthétisé n'est pas pur car il contient encore du géraniol.

6 Énoncé p. 132 1° On utilise la relation entre la masse, la quantité de matière et la masse molaire :

$$m = n \cdot M_{\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}} ;$$

$$\begin{aligned} \text{or, } M_{\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}} &= 6 \times M_{\text{H}} + M_{\text{C}} + M_{\text{N}} + M_{\text{Cl}} \\ &= 6 \times 1,0 + 12,0 + 14,0 + 35,5 \\ &= 67,5 \text{ g.mol}^{-1} ; \end{aligned}$$

$$\text{ainsi } m = n \cdot M_{\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}} = 1,2 \times 10^{-2} \times 67,5 = 0,81 \text{ g}.$$

Le résultat doit comporter autant de chiffres significatifs que le nombre qui en compte le moins :
 $1,2 \times 10^{-2}$: deux chiffres significatifs ;
 67,5 : trois chiffres significatifs ;
 Donc 0,81 : deux chiffres significatifs.
 Voir fiche méthode, page 274.

2° La **pipette la mieux adaptée** est celle de **0,5 mL**. (On rappelle qu'une pipette jaugée est différente d'une pipette graduée ; la présence d'un ou deux traits de jauge ne permet la mesure que d'un volume donné.)

3° La **soude est corrosive : port obligatoire de gants, lunettes, blouse**.

4° On a $d = \frac{\mu_{\text{éthanol}}}{\mu_{\text{eau}}}$ d'où $\mu_{\text{éthanol}} = d \cdot \mu_{\text{eau}} = 0,79 \times 1,00 = 0,79 \text{ g.mL}^{-1}$,

et $\mu_{\text{éthanol}} = \frac{m_{\text{éthanol}}}{V_{\text{éthanol}}}$ d'où $m_{\text{éthanol}} = \mu_{\text{éthanol}} \cdot V_{\text{éthanol}} = 0,79 \times 2,3 = 1,8 \text{ g}$.

Il faut utiliser une **balance précise au dixième de gramme**.

5° **On ne doit jamais sentir directement un produit chimique** d'autant plus que la synthèse peut engendrer des **produits toxiques** (ici, la méthylamine est particulièrement dangereuse).

6° $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl} + \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2 \rightarrow \text{C}_5\text{H}_9\text{NO} + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$.

Le dernier produit de cette réaction, l'eau, a pour formule H_2O .

7° **Non**, puisqu'elle est **fabriquée par synthèse**.

7 Énoncé p. 133 1° Il est **indispensable de manipuler sous hotte avec lunettes, gants et blouse**.

2° On **filtre**.

3° Le **produit de synthèse est absolument identique** ici au **produit naturel** puisque constitué d'une seule espèce (une seule tache) : **il est pur**.

8 Énoncé p. 133 1 $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{OH} \end{array}$ **groupe carboxyle** ; $-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$ **groupe ester**.

2° $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3 + \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 \rightarrow \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Afin de respecter la conservation des éléments, le deuxième produit de cette réaction a pour formule H_2O : il s'agit de l'**eau**. L'**acide sulfurique** qui joue le **rôle de catalyseur** n'intervient pas dans l'équation de la réaction.

3° (a) On utilise la relation entre la masse m_1 , la quantité de matière n_1 et la masse molaire de l'acide salicylique : $m_1 = n_1 \cdot M(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3)$;

$$\begin{aligned} \text{or, } M(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) &= 6 \times M_{\text{H}} + 7 \times M_{\text{C}} + 3 \times M_{\text{O}} \\ &= 6 \times 1,0 + 7 \times 12,0 + 3 \times 16,0 \\ &= 138,0 \text{ g.mol}^{-1} ; \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{ainsi } m_1 &= n_1 \cdot M(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) = 2,2 \times 10^{-2} \times 138,0 ; \\ m_1 &= 3,04 \text{ g.} \end{aligned}$$

Pour exprimer une grandeur en fonction des deux autres, on peut utiliser la table des relations :

$$\begin{array}{c} m \\ n \times M \end{array}$$

Ainsi : $m = n \cdot M$;

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

b) On utilise d'abord la relation entre la masse m_2 , la quantité de matière n_2 et la masse molaire de l'acide éthanóïque :

$$m_2 = n_2 \cdot M(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) ;$$

$$\text{or, } M(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 4 \times M_{\text{H}} + 2 \times M_{\text{C}} + 2 \times M_{\text{O}} \\ = 4 \times 1,0 + 2 \times 12,0 + 2 \times 16,0 = 60,0 \text{ g.mol}^{-1} ;$$

$$\text{donc } m_2 = n_2 \cdot M(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 6,0 \times 10^{-2} \times 60,0 = 3,6 \text{ g.}$$

Puis on utilise la relation entre le volume, la masse et la densité :

$$V = \frac{m_2}{d_{\text{éthanóïque}} \cdot \mu_{\text{eau}}} = \frac{3,6}{1,06 \times 1,00} ; V = 3,4 \text{ mL.}$$

4° On réalise un **montage à reflux** qui permet de **chauffer le mélange réactionnel** (afin d'accélérer la réaction) **sans perte de matière** (puisque les vapeurs sont condensées dans le réfrigérant).

5° L'**espèce synthétisée** est **pure car** il n'apparaît qu'**une seule tache** au-dessus du dépôt 1 : il ne reste notamment plus de trace de l'acide salicylique qui est l'un des réactifs.

Il s'agit bien d'aspirine car la tache est au même niveau que celle correspondant à l'aspirine pure.

Présentation de l'Univers

1 Structure de l'Univers

■ Le remplissage de l'espace par la matière est essentiellement lacunaire aussi bien au niveau de l'atome qu'à l'échelle cosmique (voir *chapitre 1*).

L'**Univers** est constitué de milliards de galaxies. La taille de l'univers observable est de l'ordre de 10^{26} m (cent mille milliards de milliards de kilomètres).

Il est **constitué principalement des éléments hydrogène et hélium**. Les autres éléments sont présents à l'état de traces.

Tous les éléments présents dans l'Univers sont obtenus, au cœur des étoiles, par des réactions nucléaires.

■ Les **galaxies** sont regroupées en amas de galaxies, elles-mêmes assemblées en superamas. Une galaxie est un regroupement de milliards d'étoiles.

Ex. : notre galaxie en forme de spirale, appelée la Voie lactée, contient un grand nombre d'étoiles dont le Soleil.

La galaxie la plus proche de la Voie lactée est celle d'Andromède.

■ **Le système solaire est composé du Soleil et des corps célestes gravitant autour de lui :**

– **huit planètes** (des plus proches du Soleil aux plus éloignées) :

- Mercure,
- Vénus,
- la Terre,
- Mars,
- Jupiter,
- Saturne,
- Uranus
- Neptune ;

– **trois planètes naines** (Cérès entre Mars et Jupiter, Pluton au-delà de Neptune et Éris encore plus éloignée du Soleil que Pluton).

La **Terre** est située à environ 150 millions de km du Soleil.

■ Contrairement à une planète, une étoile produit elle-même la lumière grâce aux réactions nucléaires de fusion. L'étoile la plus proche du système solaire est Proxima du Centaure.

■ Une **exoplanète** est une planète qui gravite autour d'une étoile autre que le Soleil. Il existe donc des **systèmes planétaires extrasolaires**.

COURS

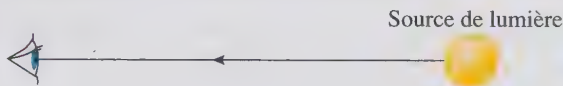
MÉTHODES

EXERCICES

CORRIGÉS

2 Propagation de la lumière

- La lumière qui provient des étoiles permet leur observation.
 - La lumière se propage dans le vide et dans les milieux transparents.
- Dans un milieu transparent et homogène, la lumière se propage en ligne droite. C'est le **principe de propagation rectiligne de la lumière**.



Le trajet suivi par la lumière est représenté par un **rayon lumineux**, segment de droite orienté dans le sens de propagation de la lumière.

La **vitesse de propagation de la lumière (ou célérité) dans le vide** est une constante universelle qui a pour valeur : $c = 2,997\,924\,58 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$. En pratique, on gardera la valeur approchée $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$. C'est une valeur limite : elle ne peut être dépassée.

3 Unités de distance

■ L'unité de distance, dans le système international, est le **mètre (m)**. Il existe des multiples et sous-multiples (voir page 286).

■ À l'échelle cosmique, on choisit d'exprimer les distances avec des unités plus adaptées :

– l'**unité astronomique** (symbole **U.A.**) est utilisée pour exprimer les distances dans le système solaire.

On a $1 \text{ U.A.} = 1,50 \times 10^8 \text{ km}$ (distance moyenne entre la Terre et le Soleil).

– l'**année de lumière** (symbole **a.l.**) est la distance parcourue par la lumière dans le vide pendant une année. C'est une unité particulièrement adaptée pour exprimer des distances supérieures aux dimensions du système solaire.

On a $1 \text{ a.l.} = 10^{13} \text{ km}$ (environ).

Ex. : la nébuleuse d'Orion se situe à 1 800 a.l. de la Terre. La lumière provenant d'Orion met 1 800 ans pour nous parvenir. Nous observons cette nébuleuse telle qu'elle était il y a 1 800 ans.

L'année de lumière
est une unité de distance.

Ainsi, plus nous observons loin, plus nous regardons dans le passé.

1 Convertir et utiliser les puissances de 10

EXERCICE TYPE

Écrire un nombre en notation scientifique, c'est l'écrire sous la forme : $a \times 10^n$
 a est un nombre décimal : $1 \leq a < 10$ (le premier chiffre avant la virgule est donc forcément différent de 0) ; n est un nombre entier positif ou négatif.

Convertir en mètre les distances suivantes. Exprimer les résultats en notation scientifique (si nécessaire consulter la fiche, page 285).

1° Distance Paris-Marseille : $d = 800$ km.

2° Épaisseur d'une feuille de papier : $e = 80$ μm .

3° Diamètre d'un atome d'oxygène : $D = 0,13$ nm.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Pour convertir 800 km en m :

- on commence par identifier le préfixe associé au mètre : préfixe k, soit *kilo* ;
- on donne son équivalence en puissance de 10 : $k \Leftrightarrow 10^3$;
- on multiplie ensuite le nombre 800 par 10^3 .

Ainsi $d = 800 \text{ km} = 800 \times 10^3 \text{ m}$.

La distance Paris–Marseille est $d = 800 \times 10^3 \text{ m}$.

Pour écrire 800×10^3 sous la forme scientifique $a \times 10^n$, on écrit une **virgule** après le chiffre des unités : **800**, puis on décale la virgule de 2 rangs vers la gauche pour avoir $1 \leq a < 10$ et on met une puissance de 10 avec un exposant positif égal à 2.

La notation scientifique du résultat $800 \times 10^3 \text{ m}$ est $8,00 \times 10^2 \times 10^3 \text{ m}$, soit : $d = 8,00 \times 10^5 \text{ m}$.

2° Pour convertir 80 μm en m :

- on commence par identifier le préfixe associé au mètre : préfixe μ , soit *micro* ;
- on donne son équivalence en puissance de 10 : soit $\mu \Leftrightarrow 10^{-6}$.
- on multiplie ensuite le nombre 80 par 10^{-6} .

Ainsi $e = 80 \mu\text{m} = 80 \times 10^{-6} \text{ m}$.

L'épaisseur de la feuille de papier scientifique est $e = 80 \times 10^{-6} \text{ m}$.

Pour écrire 80×10^{-6} sous la forme scientifique $a \times 10^n$, on écrit une **virgule** après le chiffre des unités : 80, puis on décale la virgule d'un rang vers la gauche pour avoir $1 \leq a < 10$ et on met une puissance de 10 avec un exposant positif égal à 1.

La notation scientifique du résultat $80 \times 10^{-6} \text{ m}$ est $8,0 \times 10^1 \times 10^{-6} \text{ m}$, soit : $e = 8,0 \times 10^{-5} \text{ m}$.

Propriétés des puissances de 10 :
 $10^a \times 10^b = 10^{a+b}$.

3° Pour convertir 0,13 nm en m :

- on commence par identifier le préfixe associé au mètre : préfixe *n*, soit *nano* ;
- on donne son équivalence en puissance de 10 : soit $n \Leftrightarrow 10^{-9}$;
- on multiplie ensuite le nombre 0,13 par 10^{-9} .

Ainsi $D = 0,13 \text{ nm} = 0,13 \times 10^{-9} \text{ m}$.

Le diamètre de l'atome d'oxygène est $D = 0,13 \times 10^{-9} \text{ m}$.

Pour écrire $0,13 \times 10^{-9}$ sous la forme scientifique $a \times 10^n$, on décale la virgule d'un rang vers la droite pour avoir $1 \leq a < 10$ et on met une puissance de 10 avec un exposant négatif égal à -1 .

La notation scientifique du résultat $0,13 \times 10^{-9} \text{ m}$ est $1,3 \times 10^{-1} \times 10^{-9} \text{ m}$, soit :
 $D = 1,3 \times 10^{-10} \text{ m}$.

À RETENIR

Pour convertir des unités ou écrire un nombre sous forme scientifique, $a \times 10^n$, on peut se reporter à la fiche « Notation scientifique et ordre de grandeur », page 275.

2 Utiliser l'année de lumière

EXERCICE TYPE

La galaxie d'Andromède est située à 2,6 millions d'années de lumière de la Terre.

1° Définir l'année de lumière.

2° Convertir une année de lumière en mètre.

3° Convertir, en mètre, la distance séparant cette galaxie de la Terre.

Données :

- célérité de la lumière dans le vide $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$;
- 1 an = 365,25 j ;
- 1 j = 24 h ;
- 1 h = 3 600 s.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° L'année de lumière est la distance parcourue par la lumière dans le vide pendant une année.

2° On utilise la relation $d = v \cdot t$, avec :

– d , distance parcourue en m,

– v , vitesse en m.s^{-1} ,

– t , durée du parcours en s.

Ici $d = 1 \text{ a.l.}$ et $v = c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$;

$t = 1 \text{ an} = 365,25 \text{ j} = 365,25 \times 24 \times 3\,600 \text{ s}$.

Soit $d = c \cdot t = 3,00 \times 10^8 \times 365,25 \times 24 \times 3\,600$,

d'où $d = 9,47 \times 10^{15} \text{ m}$.

3° La distance Terre-galaxie est :

$d' = 2,6 \times 10^6 \times 3,00 \times 10^8 \times 365,25 \times 24 \times 360$,

soit $d' = 2,4 \times 10^{22} \text{ m}$.

Pour exprimer une grandeur en fonction des deux autres, on peut utiliser la table des relations :

$$\frac{d}{v \cdot t}$$

Ainsi : $d = v \cdot t$;

$$v = \frac{d}{t} ; t = \frac{d}{v}$$

À RETENIR

• L'année de lumière est une **unité de distance** et non une unité de temps.

On rappelle que la vitesse v , la distance parcourue d , la durée du parcours t sont reliées par la relation :

$$v = \frac{d}{t}$$

• **Attention à la cohérence des unités !** Dans la relation ci-dessus, le temps t doit être exprimé en seconde si la vitesse est exprimée en m.s^{-1} ou en km.s^{-1} .

Connaître le cours

Pour chaque exercice du « Connaître le cours », indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1 Structure de l'Univers**3 min**

	A	B	C
1° Notre galaxie se nomme :	Andromède	la Voie lactée	le système solaire
2° Une galaxie est un :	nuage de poussière	ensemble de planètes	amas d'étoiles
3° Le système solaire est constitué :	d'un amas d'étoiles	du Soleil et des corps qui gravitent autour de lui	de la Terre et de son satellite naturel, la Lune

→ Corrigé p. 148

2 Propagation de la lumière**2 min**

	A	B	C
1° La vitesse de la lumière dans le vide est environ égale à :	$300\,000\text{ m.s}^{-1}$	$300\,000\text{ km.s}^{-1}$	$300\,000\text{ km.h}^{-1}$
2° La vitesse de propagation de la lumière dans le vide :	est une constante	peut être dépassée	est une valeur limite

→ Corrigé p. 148

3 Unités de distance**3 min**

	A	B	C
1° L'unité de distance dans le système international est :	l'unité astronomique (U.A.)	l'année de lumière (a.l.)	le mètre (m)
2° L'année de lumière est une unité :	de distance	de vitesse	de temps
3° La lumière reçue d'une étoile aujourd'hui :	a été émise dans le passé	a été émise aujourd'hui	a été émise lors de la création de l'Univers

→ Corrigé p. 148

Bien appliquer le cours et les méthodes

4 ★ **10 min** → Méthode 1, p. 140

Convertir en mètre les distances suivantes. Exprimer les résultats en notation scientifique (si nécessaire, consulter la fiche, page 275).

Longueurs	Valeur	Distance en m	Distance en m exprimée en notation scientifique
taille d'une souris	7,0 cm		
diamètre de la lune	$3,0 \times 10^3$ km		
taille d'une molécule	800 pm		
hauteur d'un chalet sans étage	0,50 dam		

→ Corrigé p. 148

5 ★ **10 min** → Méthode 1, p. 140

Convertir en mètre les distances suivantes et écrire le résultat en notation scientifique :

- a) 560 dm ; b) 0,042 km ; c) 9,85 pm ; d) 10,8 μ m ;
 e) 56 dam ; f) 0,052 hm ; g) 10,5 nm ; h) 364 mm.

→ Corrigé p. 148

6 ★ **15 min** → Méthode 1, p. 140

Compléter le tableau suivant.

Longueurs	Valeur	Distance en m	Distance en m exprimée en notation scientifique	Ordre de grandeur
diamètre de l'atome d'hydrogène	106 pm	106×10^{-12}	$1,06 \times 10^{-10}$	10^{-10}
diamètre d'un ballon de basket	24 cm	24×10^{-2}	$2,4 \times 10^{-1}$	10^{-1}
diamètre d'un globule rouge (hématie)	5 μ m	5×10^{-6}	5×10^{-6}	10^{-5}
hauteur de Burj Dubaï (plus haut gratte-ciel du monde)	8,18 hm	$8,18 \times 10^2$	$8,18 \times 10^2$	10^3

Aide : pour l'ordre de grandeur, se référer à la page 276.

→ Corrigé p. 148

7 ★ **8 min** → Méthode 2, p. 141

Une étoile située à 15 000 a.l. de la Terre disparaît cette année par extinction.

En quelle année un astronome (observant depuis la Terre) s'apercevra-t-il de son extinction ?

→ Corrigé p. 148

8 ★★ 10 min → Méthode 2; p. 141

Le 23 février 1987, un astronome canadien, Ian Shelton, remarqua à l'œil nu la présence d'une nouvelle étoile dans la galaxie du Grand Nuage de Magellan. C'était une supernova, résultat de l'explosion d'une étoile.

En quelle année cette explosion s'est-elle produite ?

Donnée : la distance moyenne entre le Grand Nuage de Magellan et la Terre est égale à $1,80 \times 10^5$ a.l.

→ Corrigé p. 148

S'entraîner

9 ★★ 20 min

Le tableau ci-dessous donne les masses des huit planètes du système solaire en « masses terrestres ».

L'expression « masses terrestres » signifie que les masses des planètes sont exprimées en fonction de la masse de la Terre : $\frac{\text{masse}_{\text{planète}}}{\text{masse}_{\text{Terre}}}$.

Planète	Mercure	Vénus	Terre	Mars	Jupiter	Saturne	Uranus	Neptune
Masse terrestre	0,055	0,82	1,00	0,11	$3,2 \times 10^2$	94	15	17

1° Calculer les masses des planètes en kg et les exprimer en notation scientifique.

Donnée : masse de la Terre, $m_{\text{Terre}} = 5,98 \times 10^{24}$ kg.

2° Indiquer, en kg, l'ordre de grandeur des masses des huit planètes.

Aide : pour l'ordre de grandeur, se référer à la page 276.

3° Classer, sur l'axe ci-dessous, les ordres de grandeur des masses des différentes planètes.



→ Corrigé p. 149

10 ★★ 15 min

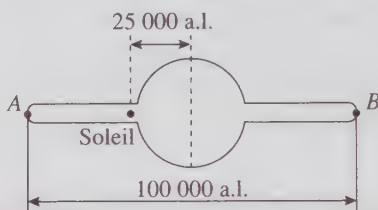
Notre galaxie, la Voie Lactée, peut être modélisée par un disque dont le diamètre est d'environ 100 000 a.l.

Le Soleil se situe à environ 25 000 a.l. du centre de la galaxie.

1° Vérifier qu'une année de lumière est égale à $9,47 \times 10^{15}$ m.

2° Combien de temps la lumière émise par le Soleil met-elle pour parvenir aux extrémités A et B de la galaxie ?

Données : célérité de la lumière dans le vide $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$; 1 an = 365,25 j ; 1 j = 24 h ; 1 h = 3 600 s.



→ Corrigé p. 149

11

★★★

20 min

1° Compléter la deuxième colonne du tableau ci-dessous.

2° Calculer le temps nécessaire pour que la lumière émise par le Soleil parvienne à chaque planète. Remplir la troisième colonne du tableau.

Planète	Distance Soleil-planète en unité astronomique (U.A.)	Distance en km	Durée en seconde
Mercure	0,387		
Terre	1		
Jupiter	5,20		

Donnée : vitesse de la lumière dans le vide $c = 3,00 \times 10^5 \text{ km.s}^{-1}$;

1 U.A. = 150 millions de km.

→ Corrigé p. 150

12

★

6 min

« Nous savons aujourd'hui que, comme le son, la lumière se propage à une vitesse bien déterminée... À l'échelle astronomique, la lumière progresse à pas de tortue. Les nouvelles qu'elle nous apporte ne sont plus fraîches du tout ! Nous avons trouvé la machine à remonter le temps ! En regardant "loin", nous regardons "tôt".

Dans ces conditions, il est naturellement impossible d'avoir un portrait "instantané" de l'Univers. Un "instantané" dans le langage photographique, c'est une vue qui fixe le paysage à un instant précis de sa durée. Ici, nous sommes comme au sommet de la "montagne du temps". Dans notre vision du monde, le point le plus avancé dans le temps est celui où nous sommes. Tout autour, notre regard plonge dans le passé. »

Hubert REEVES, *Patience dans l'azur*.

1° Quelle est la valeur de la vitesse de la lumière dans le vide ?

2° Expliquer la phrase : « En regardant "loin", nous regardons "tôt". »

→ Corrigé p. 150

COURS

MÉTHODES

EXERCICES

CORRIGÉS

13 ★ 10 min

Compléter le tableau.

	58×10^3	$0,21 \times 10^4$	$65,7 \times 10^{-5}$	0,0023
Notation scientifique				
Ordre de grandeur				

Aide : pour l'ordre de grandeur, se référer à la page 276.

→ Corrigé p. 151

Faire le bilan et s'évaluer

14 ★★★ 20 min

On donne la distance, en année de lumière, entre des objets astronomiques et la Terre :

Sirius	Étoile polaire	Petit Nuage de Magellan	galaxie d'Andromède
8,7	$3,5 \times 10^2$	$2,1 \times 10^5$	$2,6 \times 10^6$

Données : 1 an = 365,25 j ; 1 j = 24 h ; 1 h = 3 600 s ; célérité de la lumière dans le vide $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

	C 1,5	A 2,5	R 1	5 points
1° Quelle est la définition d'une année de lumière ?	×			/ 1
2° Quelle est la valeur de la vitesse de la lumière dans le vide ?	×			/ 0,5
3° Vérifier qu'une année de lumière est égale à $9,47 \times 10^{15} \text{ m}$.		×		/ 1
4° Combien de temps met la lumière pour nous parvenir des différents objets astronomiques de l'énoncé ?		×		/ 1
5° Exprimer ces distances en mètre.		×		/ 0,5
6° Donner l'ordre de grandeur, en mètre, de chacune des distances.			×	/ 1

→ Corrigé p. 151

1 Énoncé p. 143 1° B ; 2° C ; 3° B.

2 Énoncé p. 143 1° B ; 2° A et C.

3 Énoncé p. 143 1° C ; 2° A ; 3° A.

4 Énoncé p. 144

Longueurs	Valeurs	Distances en m	Distances en m en notation scientifique
longueur d'une souris	7,0 cm	$7,0 \times 10^{-2}$	$7,0 \times 10^{-2}$
diamètre de la lune	$3,0 \times 10^3$ km	$3,0 \times 10^3 \times 10^3$	$3,0 \times 10^6$
taille d'une molécule	800 pm	800×10^{-12}	$8,00 \times 10^{-10}$
hauteur d'un chalet sans étage	0,50 dam	$0,50 \times 10^1$	5,0

5 Énoncé p. 144 a) $560 \text{ dm} = 5,6 \times 10^1 \text{ m}$;

c) $9,85 \text{ pm} = 9,85 \times 10^{-12} \text{ m}$;

e) $56 \text{ dam} = 5,6 \times 10^2 \text{ m}$;

g) $10,5 \text{ nm} = 1,05 \times 10^{-8} \text{ m}$;

b) $0,042 \text{ km} = 4,2 \times 10^1 \text{ m}$;

d) $10,8 \text{ }\mu\text{m} = 1,08 \times 10^{-5} \text{ m}$;

f) $0,052 \text{ hm} = 5,2 \text{ m}$;

h) $364 \text{ mm} = 3,64 \times 10^{-1} \text{ m}$.

6 Énoncé p. 144

Objet	Valeur	Taille en m en notation scientifique	Ordre de grandeur en m
diamètre de l'atome d'hydrogène	106 pm	$106 \times 10^{-12} = 1,06 \times 10^{-10}$	10^{-10} car $1,06 < 5$
diamètre d'un ballon de basket	24 cm	$24 \times 10^{-2} = 2,4 \times 10^{-1}$	10^{-1} car $2,4 < 5$
diamètre d'un globule rouge (hématie)	5 μm	5×10^{-6}	10^{-5} car $5 \geq 5$
hauteur de Burj Dubaï (plus haut gratte-ciel du monde)	8,18 hm	$8,18 \times 10^2$	10^3 car $8,18 > 5$

7 Énoncé p. 144 La lumière émise lors de l'explosion par l'étoile mettra 15 000 années pour nous parvenir. **L'extinction sera visible sur Terre dans 15 000 ans.**

L'année de lumière est une unité de distance. Dire que l'étoile est située à 15 000 a.l. de la Terre signifie que la lumière met 15 000 années pour nous parvenir, car elle se propage dans l'espace à la vitesse $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

8 Énoncé p. 145 La lumière émise par la supernova au moment de l'explosion a parcouru la distance de $1,8 \times 10^5$ a.l. pour arriver sur Terre. Elle a voyagé pendant

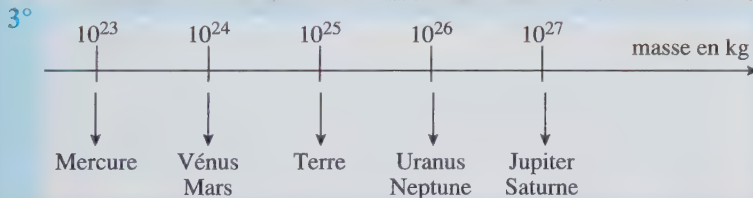
$1,8 \times 10^5$ années. L'explosion a donc eu lieu $1,8 \times 10^5$ années avant son observation par Ian Shelton.

La date de l'explosion est : $1\ 987 - 1,8 \times 10^5 = -1,8 \times 10^5$ an, soit **180 000 ans avant J.-C.** À cette période vivait l'homme de Néandertal !

9 Énoncé p. 145 1° et 2° Calcul des masses des planètes en kg :
 $\text{masse}_{\text{planète}} = \ll \text{masse terrestre} \gg \times \text{masse}_{\text{Terre}}$.

Ex. : $m(\text{Mercure}) = 0,055 \times 5,98 \times 10^{24}$
 $= 3,3 \times 10^{23}$ kg.

Planète	Mercure	Vénus	Terre	Mars	Jupiter	Saturne	Uranus	Neptune
Masse terrestre	0,055	0,82	1,00	0,11	$3,2 \times 10^2$	94	15	17
Masse (kg)	$3,3 \times 10^{23}$	$4,9 \times 10^{24}$	$5,98 \times 10^{24}$	$6,6 \times 10^{23}$	$1,9 \times 10^{27}$	$5,6 \times 10^{26}$	$9,0 \times 10^{25}$	$1,0 \times 10^{26}$
Ordre de grandeur (kg)	10^{23}	10^{24}	10^{25}	10^{24}	10^{27}	10^{27}	10^{26}	10^{26}



10 Énoncé p. 145 1° La distance parcourue par la lumière en une année dans le vide est donnée par la relation :

$$d = c \cdot t,$$

avec d en m ; t en s ; c en m.s^{-1} .

$$d = 3,00 \times 10^8 \times 365,25 \times 24 \times 3\ 600 = \mathbf{9,47 \times 10^{15} \text{ m.}}$$

Remarque : ne pas oublier d'exprimer une année en seconde.

2° La distance séparant le Soleil de l'extrémité A de la galaxie est :

$$d_1 = \frac{100\ 000}{2} - 25\ 000 = \mathbf{25\ 000 \text{ a.l.}}$$

La distance séparant le Soleil de l'extrémité B de la galaxie est :

$$d_2 = 25\ 000 + \frac{100\ 000}{2} = \mathbf{75\ 000 \text{ a.l.}}$$

Pour déterminer la durée de propagation de la lumière, il faut d'abord connaître la distance, en a.l., parcourue par la lumière.

La lumière émise par le Soleil mettra **25 000 ans** pour atteindre l'extrémité A de la galaxie et **75 000 ans** pour atteindre l'extrémité B.

11 Énoncé p. 146 1° et 2° Calculons les distances en km :

$$1 \text{ U.A.} = 150 \text{ millions de km} \\ = 1,50 \times 10^8 \text{ km ;}$$

d'où : distance en km

$$= \text{distance en U.A.} \times 1,50 \times 10^8 \text{ km.}$$

• Pour **Mercure** :

$$d = 1,50 \times 10^8 \times 0,387 ; d = 5,81 \times 10^7 \text{ km.}$$

• Pour la **Terre** : $d = 1,50 \times 10^8 \text{ km.}$

• Pour **Jupiter** : $d = 1,50 \times 10^8 \times 5,20 ; d = 7,80 \times 10^8 \text{ km.}$

Calcul des durées en s :

On utilise la relation de définition de la vitesse : $c = \frac{d}{t}$, d'où la durée $t = \frac{d}{c}$, avec d en km ; c en km.s^{-1} ; t en s.

• Pour **Mercure** : $t = \frac{5,81 \times 10^7}{3,00 \times 10^5} ; t = 1,94 \times 10^2 \text{ s.}$

• Pour la **Terre** : $t = \frac{1,50 \times 10^8}{3,00 \times 10^5} ; t = 5,00 \times 10^2 \text{ s.}$

• Pour **Jupiter** : $t = \frac{7,80 \times 10^8}{3,00 \times 10^5} ; t = 2,60 \times 10^3 \text{ s.}$

Remarque : il faut prendre la valeur exacte de la distance et non la valeur arrondie pour le calcul de la durée.

Planète	Distance Soleil-planète en unité astronomique (U.A.)	Distance en km	Durée en seconde
Mercure	0,387	$5,81 \times 10^7$	$1,94 \times 10^2$
Terre	1,00	$1,50 \times 10^8$	$5,00 \times 10^2$
Jupiter	5,20	$7,80 \times 10^8$	$2,60 \times 10^3$

12 Énoncé p. 146 1° La vitesse de la lumière dans le vide est de 3×10^5 kilomètres par seconde.

2° Quand on observe un objet très éloigné (une planète, une étoile, une galaxie...), la lumière émise par celui-ci parcourt des distances très grandes pour nous parvenir. Comme la vitesse de propagation de la lumière n'est pas infinie, la lumière mettra un certain temps pour arriver sur Terre. Ainsi, on verra l'objet tel qu'il était au moment de l'émission de la lumière.

On peut aussi utiliser un tableau de proportionnalité pour calculer la distance Soleil-planète en km.

Pour la planète Mercure :

Distance (U.A.)	1	0,387
Distance (km)	150 millions	x ?

$$d = 150 \times 10^6 \times 0,387 = 5,81 \times 10^7 \text{ km.}$$

13 Énoncé p. 147

	58×10^3	$0,21 \times 10^4$	$65,7 \times 10^{-5}$	0,002 3
Notation scientifique	$5,8 \times 10^4$	$2,1 \times 10^3$	$6,57 \times 10^{-4}$	$2,3 \times 10^{-3}$
Ordre de grandeur	10^5	10^3	10^{-3}	10^{-3}

14 Énoncé p. 147 **1°** L'année de lumière est la distance parcourue par la lumière en un an dans le vide.

2° La valeur de la vitesse de la lumière dans le vide est $3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

3° On utilise la relation $d = v \cdot t$, avec :

– d , distance parcourue en m,

– v , vitesse en m.s^{-1} ,

– t , durée du parcours en s.

Ici $d = 1 \text{ a.l.}$; $v = c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$;

$t = 1 \text{ an} = 365,25 \text{ j} = 365,25 \times 24 \times 3\,600 \text{ s}$.

Soit $d = c \cdot t = 3,00 \times 10^8 \times 365,25 \times 24 \times 3\,600$, d'où $d = 9,47 \times 10^{15} \text{ m}$.

Ne pas oublier d'exprimer
une année en seconde.

4° La lumière émise par **Sirius** parcourt 8,7 a.l. pour atteindre la Terre. Elle mettra par conséquent **8,7 années** pour nous parvenir.

De la même façon :

– pour l'**Étoile polaire** : $3,5 \times 10^2$ années ;

– pour le **Petit Nuage de Magellan** : $2,1 \times 10^5$ années ;

– pour la **galaxie d'Andromède** : $2,6 \times 10^6$ années.

5° Nous devons d'abord exprimer ces distances en mètre et en notation scientifique.

On a : distance en m = distance en a.l. $\times 9,47 \times 10^{15}$.

• Pour **Sirius** : $d = 8,7 \times 9,47 \times 10^{15}$; $d = 8,2 \times 10^{16} \text{ m}$.

• Pour l'**Étoile polaire** : $d = 3,5 \times 10^2 \times 9,47 \times 10^{15}$; $d = 3,3 \times 10^{18} \text{ m}$.

• Pour le **Petit Nuage de Magellan** : $d = 2,1 \times 10^5 \times 9,47 \times 10^{15}$; $d = 2,0 \times 10^{21} \text{ m}$.

• Pour la **galaxie d'Andromède** : $d = 2,6 \times 10^6 \times 9,47 \times 10^{15}$; $d = 2,5 \times 10^{22} \text{ m}$.

6°

	Sirius	Étoile polaire	Petit Nuage de Magellan	galaxie d'Andromède
Ordre de grandeur (m)	10^{17} car $8,2 > 5$	10^{18} car $3,3 < 5$	10^{21} car $2,0 < 5$	10^{22} car $2,5 < 5$

Signaux périodiques, mesure d'une durée

1 | Phénomènes périodiques

■ Un phénomène est **périodique** s'il se répète de façon identique avec des durées consécutives égales (va-et-vient d'une lame de scie sauteuse, mouvement de rotation de la Terre autour de l'axe de ses pôles...).

■ La **période** T est la plus petite durée au bout de laquelle un phénomène se reproduit identiquement à lui-même.

La **fréquence** f est le nombre de fois qu'un phénomène se reproduit par seconde. C'est l'inverse de la période :

$$f = \frac{1}{T}$$

avec, dans le système international d'unités, T en seconde (s) et f en hertz (Hz).

2 | Mesure d'une durée

■ La **période d'un phénomène peut être choisie comme durée étalon (unité de durée)**. La première durée étalon fut le laps de temps séparant deux couchers ou deux levers de soleil consécutifs.

■ La **seconde est l'unité de durée du système international**.

Depuis 1967, la durée de la seconde (seconde atomique) est rattachée à un phénomène périodique se produisant dans des atomes de césium : la seconde est 9 192 631 770 fois la période de ce phénomène.

■ Les horloges utilisent des phénomènes périodiques :

- les horloges anciennes utilisent le mouvement périodique d'un balancier ;
- les horloges à quartz utilisent un cristal de quartz oscillant à une fréquence stable lorsqu'il est stimulé électriquement ;
- les horloges atomiques utilisent des atomes de césium.

3 | Signaux périodiques

Un **signal** est une information qui se propage d'un **émetteur** à un **récepteur**.

■ En un point du milieu de propagation, un signal peut être caractérisé par une grandeur qui **dépend du temps**. Certains signaux sont aléatoires (le bruit du tonnerre) et d'autres sont périodiques (le son émis par un diapason).

Un **signal périodique** se reproduit identiquement à lui-même, à des intervalles de temps consécutifs égaux.

La **période T** du signal est la plus petite durée au bout de laquelle il se reproduit identique à lui-même.

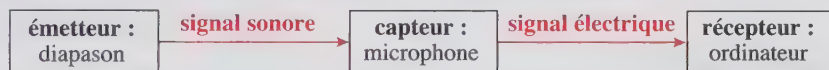
Il est caractérisé par sa **fréquence**.

■ L'intensité d'un signal dépend de son **amplitude**.

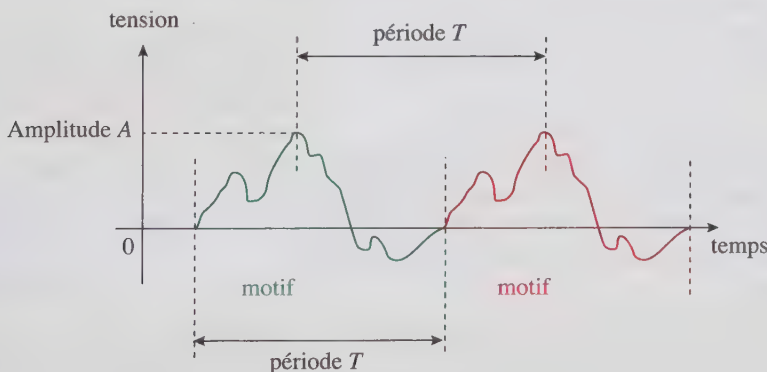
Ex. : deux sons de même fréquence peuvent être plus ou moins forts.

■ Pour étudier un signal, on utilise un **capteur** qui transforme généralement le signal à étudier en un signal électrique.

Ex. : pour étudier le son, on peut utiliser la chaîne suivante :



■ Si l'on obtient la courbe suivante sur l'écran de l'ordinateur, le signal affiché est périodique car le même motif se répète :



1 Passer des jours, aux heures, aux minutes, aux secondes et réciproquement

EXERCICE TYPE

La lunaison est la durée moyenne séparant deux mêmes phases consécutives de la Lune.

1° Exprimer, en seconde, la durée d'une minute, d'une heure et d'un jour.

2° La période d'une lunaison est $T = 2\,551\,440$ s.

Exprimer T en jours, heures, minutes.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° **1 min = 60 s ; 1 h = 60 min = $60 \times 60 = 3\,600$ s ;**

1 jour = 24 h = $24 \times 3\,600 = 86\,400$ s.

2° On calcule la durée en jours :

$$T = \frac{2\,551\,440}{86\,400} = 29,530\,555\,555\,6 \text{ jours.}$$

On garde la partie entière : **29 jours.**

On convertit la partie décimale en heures :

$$0,530\,555\,555\,6 \times 24 = 12,733\,333\,334\,4 \text{ heures}$$

On garde la partie entière : **12 heures.**

On convertit la partie décimale en minutes : $0,733\,333\,334\,4 \times 60 = \mathbf{44 \text{ minutes.}}$

La période d'une lunaison est **$T = 29 \text{ j } 12 \text{ h } 44 \text{ min.}$**

Dans le cas de conversion des unités de durée (année, mois, jour, minute, seconde), tous les chiffres donnés par la calculatrice doivent être conservés.

À RETENIR

- Lors de conversion d'unités de temps à l'aide d'une calculatrice, retrancher, à chaque étape, la partie entière pour conserver l'intégralité de la partie décimale. On évite ainsi les erreurs dues aux calculs approchés.
- **Attention !** $1,3 \text{ min} = 1 \text{ min } 18 \text{ s}$ et non pas $1 \text{ min } 03 \text{ s}$!

2 Calculer une période ou une fréquence

EXERCICE TYPE

Au repos, un homme a un rythme cardiaque de 72 pulsations par minute.

1° Quelle est sa fréquence cardiaque, exprimée en hertz ?

2° Comment appelle-t-on la durée séparant deux battements de cœur successifs ?
La calculer.

3° Pourquoi dit-on que les pulsations cardiaques sont quasi-périodiques ?

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Au repos, le cœur bat 72 fois par minute, c'est-à-dire $\frac{72}{60} = 1,2$ fois par seconde.

Sa fréquence est donc $f = 1,2 \text{ Hz}$.

2° Cette durée se nomme la **période des battements cardiaques**.

La fréquence et la période sont reliées par la relation : $f = \frac{1}{T}$

Donc : $T = \frac{1}{f} = \frac{1}{1,2}$; $T = 8,3 \times 10^{-1} \text{ s}$.

3° Au cours de la journée, l'activité physique varie : le rythme cardiaque varie aussi. Par ailleurs, même en situation de repos, le rythme cardiaque peut subir de petites variations.

À RETENIR

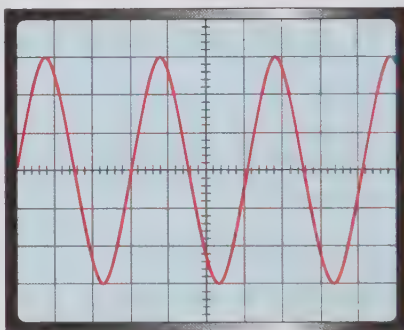
- Il est nécessaire d'exprimer toutes les durées en seconde avant d'effectuer le calcul de la fréquence en Hz.
- La durée séparant deux pulsations cardiaques consécutives n'est jamais rigoureusement la même. On peut cependant définir une période de pulsation cardiaque (ou une fréquence) qui correspond à une période moyenne (ou une fréquence moyenne) pendant une durée donnée (ex : 72 pulsations par minute).

3 Déterminer les caractéristiques d'un signal périodique

EXERCICE TYPE

À l'aide d'un oscilloscope, on observe la tension aux bornes d'un cristal de quartz d'un réveil en fonctionnement.

On obtient l'oscillogramme suivant :



La durée de balayage est $k_1 = 10 \mu\text{s}/\text{DIV}$.

La sensibilité verticale est $k_2 = 0,5 \text{ V}/\text{DIV}$.

1° Pourquoi cette tension peut-elle être qualifiée de périodique ?

2° a) Calculer la période T de cette tension.

b) Calculer sa fréquence f .

c) Le fabricant indique $f = 32\,768 \text{ Hz}$. Cette valeur est-elle compatible avec la valeur trouvée ?

3° Déterminer la valeur de l'amplitude A du signal.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° La **tension** est **périodique** car elle **se répète identiquement à elle-même, à des intervalles de temps consécutifs égaux**.

2° a) La période T correspond à 3,0 divisions sur l'axe des temps (horizontal).

La durée est proportionnelle au déplacement horizontal x du spot lumineux.

Le coefficient de proportionnalité est k_1 : $T = k_1 \cdot x = 10 \times 3,0 = 30 \mu\text{s}$;

$T = 3,0 \times 10^{-5} \text{ s}$.

b) $f = \frac{1}{T} = \frac{1}{3,0 \times 10^{-5}} ; f = 3,3 \times 10^4 \text{ Hz}$.

c) Cette valeur est **compatible avec la valeur exacte** de la fréquence ($32\,768\text{ Hz} = 3,276\,8 \times 10^4\text{ Hz}$).

3° L'amplitude du signal donne la tension aux bornes du quartz. Elle correspond à 3,0 divisions sur l'axe vertical.

La tension est proportionnelle au déplacement vertical y du spot lumineux. Le coefficient de proportionnalité est k_2 : $A = k_2 \cdot y = 0,5 \times 3,0$; $A = 1,5\text{ V}$.

L'amplitude se calcule entre l'axe des abscisses et la valeur maximale. Ce n'est pas la différence entre les valeurs maximale et minimale : pour cela, on parle de tension crête à crête.

À RETENIR

- Un ordinateur muni d'une interface ou un oscilloscope permet de visualiser une tension. La courbe affichée sur l'écran visualise les variations de la tension au cours du temps.
- La connaissance de la durée de balayage k_1 (en s/DIV) permet de déterminer une durée t à l'aide de la relation :

$$t = k_1 \times x$$

(x représente le nombre de divisions lues sur l'axe horizontal).

- La connaissance de la sensibilité verticale k_2 (en V/DIV) permet de déterminer l'amplitude A de la tension à l'aide de la relation :

$$A = k_2 \times y$$

(y représente le nombre de divisions lues sur l'axe vertical).

- Afin de diminuer l'incertitude de la mesure et de se rapprocher de la valeur exacte, la période peut se calculer en mesurant la durée t correspondant à n motifs :

$$T = \frac{t}{n}$$

Connaître le cours

Pour chaque exercice du « Connaître le cours », indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1 Phénomènes périodiques 5 min

	A	B	C
1° Le nombre de répétitions d'un phénomène par unité de temps est :	une période	une fréquence	un phénomène périodique
2° Parmi les phénomènes quasi-périodiques, on trouve :	l'orage	la fête de Noël	le mouvement d'une balançoire
3° Dans le système international d'unités, la période s'exprime en :	heure	minute	seconde
4° Un phénomène de période T a une fréquence :	$f = \sqrt{\frac{1}{T}}$	$f = \frac{1}{T}$	$f = \frac{1}{T^2}$
5° La fréquence d'un objet en rotation est de 50 Hz. Cela signifie qu'il effectue :	50 tours par heure	50 tours par minute	50 tours par seconde

→ Corrigé p. 166

2 Mesure d'une durée 2 min

	A	B	C
1° Aujourd'hui, l'unité de durée dans le système international est :	l'heure	la minute	la seconde
2° Actuellement, la durée de la seconde est rattachée :	à la vibration d'un cristal de quartz	à un phénomène se produisant dans les atomes de césium	à la rotation de la Terre

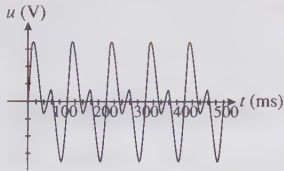
→ Corrigé p. 166

3 Signaux périodiques

1° Un signal périodique :

A	B	C
a sa période qui varie régulièrement au cours du temps	se reproduit identiquement à lui-même à des intervalles de temps consécutifs égaux	retrouve sa valeur maximale au bout d'une période T

2°



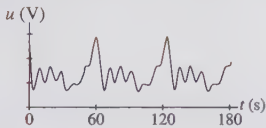
Le signal reproduit ci-dessus est :

périodique
✓

aléatoire

quasi-périodique

3°



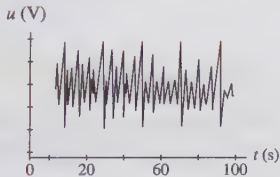
Le signal reproduit ci-dessus est :

périodique
✓

aléatoire

quasi-périodique

4°



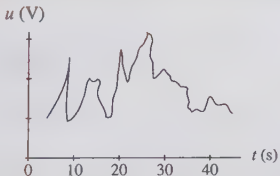
Le signal reproduit ci-dessus est :

périodique

aléatoire

quasi-périodique
✓

5°



Le signal reproduit ci-dessus est :

périodique

aléatoire
✓

quasi-périodique

→ Corrigé p. 166

Bien appliquer le cours et les méthodes

4



5 min

→ Méthode 1, p. 154

La rotation de la Terre autour de l'axe passant par ses pôles est un phénomène périodique de période $T = 86\,164$ s. Exprimer cette durée en heures, minutes, secondes.

→ Corrigé p. 166

5



5 min

→ Méthode 2, p. 155

L'échographie est utilisée en médecine pour observer des organes. Les fréquences des ondes ultrasonores utilisées en échographie sont comprises entre 2 MHz et 13 MHz. Elles dépendent de l'examen médical pratiqué.

1° Une onde ultrasonore a pour période $T = 250$ ns. Convertir la période en seconde, puis calculer la valeur de sa fréquence f .

2° La fréquence f appartient-elle au domaine de fréquences utilisées en échographie ?

→ Corrigé p. 166

6



5 min

→ Méthode 2, p. 155

La période du signal issu d'un réveil à quartz est égale à $3,1 \times 10^{-5}$ s.

1° Exprimer, puis calculer la fréquence du signal.

2° Exprimer cette fréquence en kHz.

→ Corrigé p. 166

7



10 min

→ Méthode 2, p. 155

Au début des années 1990, la fréquence de l'horloge d'un microprocesseur Pentium® était égale à 100 MHz. En 2009, la fréquence de l'horloge Intel Core® était égale à 2,93 GHz.

1° Convertir chaque fréquence en Hz. Exprimer les résultats en notation scientifique.

Données : 1 MHz = 10^6 Hz et 1 GHz = 10^9 Hz.

2° Calculer la période de chaque horloge.

→ Corrigé p. 166

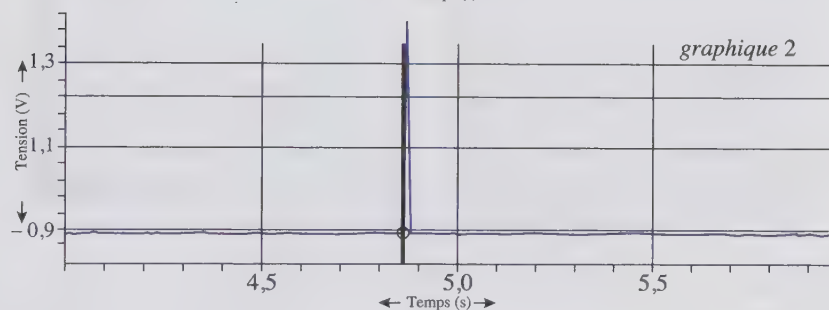
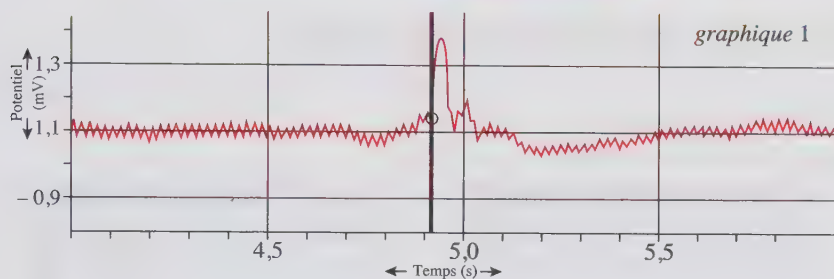
8



5 min

→ Méthode 3, p. 156

L'électromyogramme (EMG) est un examen qui permet d'enregistrer l'activité électrique associée à la contraction d'un muscle. À l'aide d'un marteau à réflexes, on porte un choc sur le talon, au niveau du tendon d'Achille et on enregistre deux signaux : le *graphique 1* est l'enregistrement du réflexe achilléen au niveau du muscle. Le *graphique 2* est celui du marteau.



1° Le signal obtenu est-il périodique ?

2° Quelle est la durée entre l'instant où le marteau percute le muscle et le début du réflexe achilléen ?

→ Corrigé p. 166

9 ★ 5 min → Méthodes 1, 2 et 3, pp. 154 à 156

Une tension est observée à l'aide d'un oscilloscope.

La sensibilité horizontale est $k_1 = 5,0 \text{ ms/DIV}$.

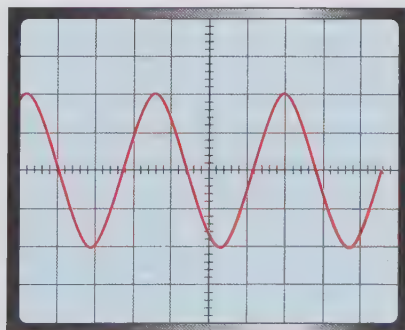
La sensibilité verticale est $k_2 = 2 \text{ V/DIV}$.

1° Déterminer la période de la tension.

2° a) Convertir la période en seconde.

b) Exprimer, puis calculer la fréquence.

3° Déterminer l'amplitude de la tension.



→ Corrigé p. 167

10 ★★ **10 min** → Méthodes 2 et 3, p. 155 et 156

Sur un oscilloscope, on observe la tension que délivre un montage électronique utilisé dans le mécanisme d'une horloge (fig. 1).

Donnée : sensibilité horizontale $k' = 1,0 \text{ ms/DIV}$.

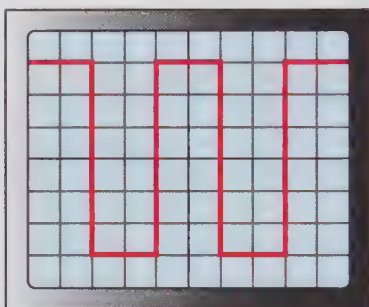


fig. 1

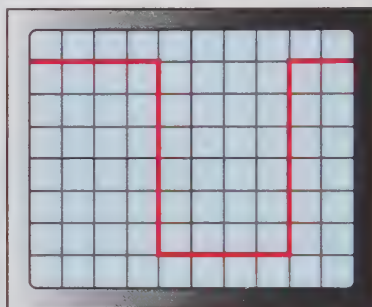


fig. 2

1° a) Pourquoi cette tension peut-elle être qualifiée de périodique ?

b) Déterminer sa période.

Calculer sa fréquence.

2° On modifie le réglage du montage : l'oscillogramme est alors celui de la figure 2.

La période est-elle doublée ?

La fréquence est-elle doublée ?

→ Corrigé p. 167

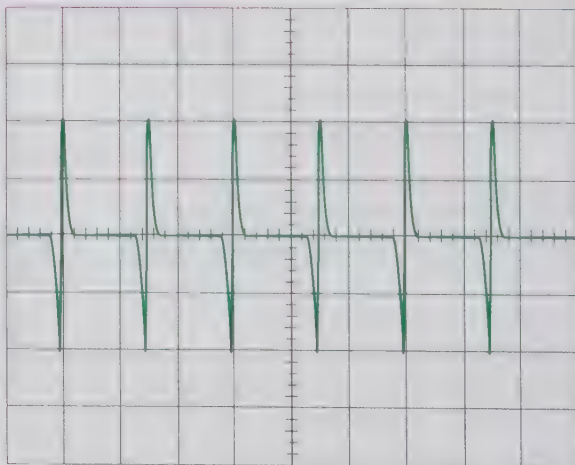
11 ★ **5 min** → Méthodes 2 et 3, p. 155 et 156

Pour stimuler le cerveau d'un patient, il est possible d'utiliser un pacemaker chargé de délivrer des impulsions électriques. Les impulsions électriques délivrées au cerveau sont représentées sur l'oscillogramme ci-contre :

La sensibilité horizontale est de $5,0 \text{ ms/DIV}$.

La sensibilité verticale est de $1,0 \text{ V/DIV}$.

1° Le signal est-il périodique ?



2° Déterminer la durée qui sépare deux impulsions électriques. Le résultat sera exprimé en ms, puis en s.

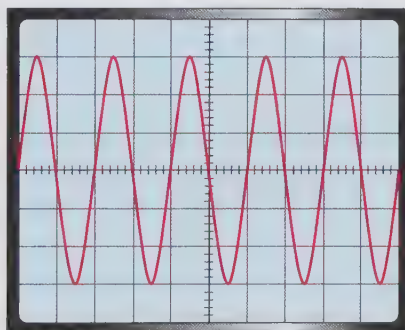
3° En déduire leur fréquence.

→ Corrigé p. 167

S'entraîner

12 ★★ 5 min

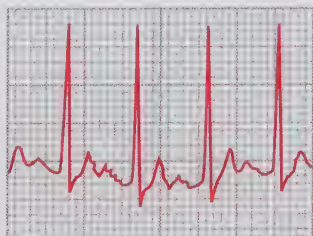
Une tension est observée à l'aide d'un oscilloscope dont la sensibilité horizontale est réglée sur 20 ms/DIV. Calculer la fréquence du signal.



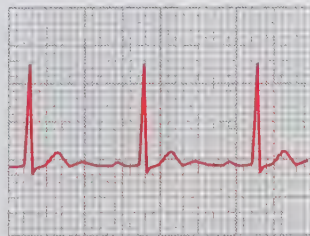
→ Corrigé p. 167

13 ★★ 10 min

Les pulsations cardiaques d'un sportif sont enregistrées durant deux phases : au repos et pendant l'effort. Les électrocardiogrammes sont reproduits ci-après :



enregistrement 1



enregistrement 2

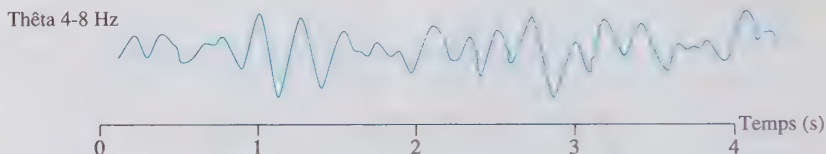
1° Déterminer le rapport des fréquences des deux enregistrements.

2° Attribuer chaque électrocardiogramme à une phase de ce test. Justifier.

→ Corrigé p. 168

14 ★★ 10 min

L'électroencéphalogramme est l'enregistrement de l'activité électrique du cerveau, au moyen d'électrodes. Le rythme thêta, visualisé ci-dessous, est constitué d'ondes dont la fréquence est comprise entre 4 Hz et 8 Hz. C'est le rythme lié au sommeil. Sur le tracé, on remarque que la durée entre deux maxima successifs (ou deux minima successifs) de tension est pratiquement constante.



1° Déterminer cette durée T .

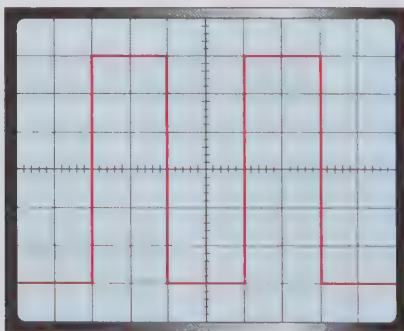
2° En déduire la valeur de la fréquence f .

3° Vérifier que la valeur trouvée correspond à la bande de fréquence définie pour le rythme thêta.

→ Corrigé p. 168

15 ★★ 15 min

À l'aide d'un oscilloscope, on relève l'évolution, en fonction du temps, de la tension aux bornes du circuit électrique d'un chronomètre à quartz (figure ci-dessous).



La sensibilité horizontale est $k_1 = 0,25 \text{ s/DIV}$.

La sensibilité verticale est $k_2 = 0,02 \text{ V/DIV}$.

1° Pourquoi le signal peut-il être qualifié de périodique ?

2° Déterminer la période du signal.

3° Ce signal correspond-il au mouvement de la trotteuse ?

4° Quelle est l'amplitude de la tension du signal ?

5° Le cristal de quartz oscille 32 768 fois par seconde.

Une succession de circuits électroniques permet de diviser à chaque fois par deux la fréquence : elle est alors réduite à 1 hertz (soit une période égale à 1 s). Montrer que quinze circuits sont nécessaires à cette opération.

→ Corrigé p. 168

Faire le bilan et s'évaluer

16 ★★ 15 min

Les signaux électriques émis par le cœur d'un patient peuvent être observés sur un électrocardiogramme :



	C 1	A 1,5	R 1,5	4 points
1° Le signal enregistré est-il périodique ? Justifier.	×			/ 1
2° La vitesse de déroulement du papier enregistreur est de 5 cm.s^{-1} . Vérifier, par un calcul, que la durée correspondant au déroulement de 1 cm de papier d'enregistrement est égale à 0,2 s.			×	/ 0,5
3° L'intervalle QT correspond à la durée d'un battement du cœur. Déterminer graphiquement la durée moyenne d'un battement de cœur.		×		/ 0,5
4° Déterminer graphiquement la fréquence cardiaque, c'est-à-dire le nombre de battements par seconde.			×	/ 1
5° Une fréquence cardiaque normale est comprise entre 50 et 100 battements par minute. Le patient est-il dans les normes ?		×		/ 0,5
6° Une tension de 0,5 mV provoque une déviation verticale de 1 cm. Calculer la valeur de l'amplitude A au sommet du pic R.		×		/ 0,5

→ Corrigé p. 169

1 Énoncé p. 158 1° B ; 2° B et C ; 3° C ; 4° B ; 5° C.

2 Énoncé p. 158 1° C ; 2° B.

3 Énoncé p. 159 1° B et C ; 2° A ; 3° A ; 4° C ; 5° B.

4 Énoncé p. 160 On calcule la durée en heure :

$$T = \frac{86\,164}{3\,600} = 23,934\,444\,44 \text{ heures.}$$

On garde la partie entière : 23 heures.

On convertit la partie décimale en minutes :

$$0,934\,444\,44 \times 60 = 56,066\,666\,4 \text{ minutes.}$$

On garde la partie entière : 56 minutes.

On convertit la partie décimale en secondes :

$$0,066\,666\,4 \times 60 = 4 \text{ secondes.}$$

$$T = 23 \text{ h } 56 \text{ min } 4 \text{ s.}$$

5 Énoncé p. 160 1° $T = 250 \text{ ns} = 250 \times 10^{-9} \text{ s.}$

$$f = \frac{1}{T} = \frac{1}{250 \times 10^{-9}}$$

$$f = 4,00 \times 10^6 \text{ Hz} = 4,00 \text{ MHz.}$$

Il est nécessaire de connaître les conversions d'unités par cœur et d'utiliser la notation scientifique : $1 \text{ ns} = 10^{-9} \text{ s}$ et $1 \text{ MHz} = 10^6 \text{ Hz}$.

2 La fréquence f appartient au domaine de fréquences utilisées en échographie :
 $2 \text{ MHz} < 4,00 \text{ MHz} < 13 \text{ MHz}.$

6 Énoncé p. 160 1° $f = \frac{1}{T} = \frac{1}{3,1 \times 10^{-5}} ; f = 3,2 \times 10^4 \text{ Hz.}$

$$2^\circ f = 32 \text{ kHz.}$$

7 Énoncé p. 160 1° $f_1 = 100 \text{ MHz} = 100 \times 10^6 \text{ Hz} ; f_1 = 1,00 \times 10^8 \text{ Hz.}$
 $f_2 = 2,93 \text{ GHz} = 2,93 \times 10^9 \text{ Hz.}$

$$2^\circ T_1 = \frac{1}{f_1} = \frac{1}{1,00 \times 10^8} ; T_1 = 1,00 \times 10^{-8} \text{ s.}$$

$$T_2 = \frac{1}{f_2} = \frac{1}{2,93 \times 10^9} ; T_2 = 3,41 \times 10^{-10} \text{ s.}$$

8 Énoncé p. 160 1° Le signal n'est pas périodique : il ne se reproduit pas identiquement à lui-même à des intervalles de temps consécutifs égaux.

2° L'instant où le marteau percute le muscle et le début du réflexe achilléen sont repérés par les deux traits verticaux.

La percussion a lieu à l'instant $t_1 = 4,86$ s.

Le début du réflexe achilléen a lieu à l'instant $t_2 = 4,92$ s.

La durée entre ces deux instants est $t = t_2 - t_1 = 4,92 - 4,86$; $t = 0,06$ s.

9 Énoncé p. 161 1° La période de la tension correspond à 3,4 divisions sur l'axe horizontal :

$$T = k_1 \cdot x = 3,4 \times 5,0 = 17 \text{ ms.}$$

2° a) $T = 17 \times 10^{-3} = 1,7 \times 10^{-2}$ s.

b) $f = \frac{1}{T} = \frac{1}{1,7 \times 10^{-2}}$; $f = 59$ Hz.

3° L'amplitude de la tension correspond à 2 divisions sur l'axe vertical :

$$A = k_2 \cdot y = 2 \times 2 = 4 \text{ V.}$$

10 Énoncé p. 162 1° a) La tension est **périodique** car elle se reproduit identiquement à elle-même à des intervalles de temps consécutifs égaux.

b) $T = k' \cdot x = 1,0 \times 4,0 = 4,0$ ms ; $T = 4,0 \times 10^{-3}$ s.

$$1 \text{ ms} = 10^{-3} \text{ s.}$$

c) $f = \frac{1}{T} = \frac{1}{4,0 \times 10^{-3}}$; $f = 2,5 \times 10^2$ Hz.

2° La période a doublé ; la fréquence a donc été divisée par 2.

11 Énoncé p. 162 1° Le signal est **périodique**.

2° Pour améliorer la précision, on mesure 5,0 périodes :

$$5 T \Leftrightarrow 7,5 \text{ divisions,}$$

$$5 T = 7,5 \times 5,0 = 38 \text{ ms,}$$

d'où $T = \frac{38}{5,0} = 7,6 \text{ ms} = 7,6 \times 10^{-3} \text{ s.}$

3° $f = \frac{1}{T} = \frac{1}{7,6 \times 10^{-3}} = 1,3 \times 10^2$ Hz.

12 Énoncé p. 163 On mesure la durée de quatre périodes pour limiter les incertitudes de mesure et se rapprocher de la valeur exacte :

$$4 T = k_1 \cdot x = 20 \times 8,0 = 1,6 \times 10^2 \text{ ms,}$$

d'où $T = \frac{1,6 \times 10^2}{4} = 40 \text{ ms} ; T = 40 \times 10^{-3} \text{ s} ;$

$$f = \frac{1}{T} = \frac{1}{40 \times 10^{-3}} ; f = 25 \text{ Hz.}$$

13 Énoncé p. 163 1° Pour l'enregistrement 1, la distance d_1 entre deux pics est de 0,9 cm sur le schéma. Sur l'enregistrement 2, la distance d_2 entre deux pics est de 1,5 cm. On en déduit :

$$\frac{T_1}{T_2} = \frac{d_1}{d_2} = \frac{0,9}{1,5} = 0,6.$$

Le rapport $\frac{T_1}{T_2}$ peut se calculer sans échelle : il est égal au rapport des distances entre les pics.

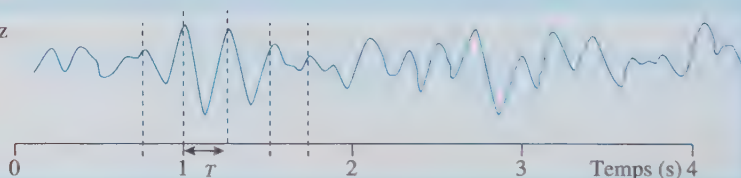
La fréquence est l'inverse de la période ; donc le rapport des fréquences est égal au rapport inverse des périodes :

$$\frac{T_1}{T_2} = \frac{f_2}{f_1} = 0,6.$$

2° Ainsi : $f_2 = 0,6 \times f_1$; la fréquence f_2 est donc plus petite que f_1 . Le cœur bat plus vite lors de l'enregistrement 1 : c'est celui enregistré pendant l'effort.

14 Énoncé p. 164

Thêta 4-8 Hz



1° On relève $T = 0,25$ s.

Ce signal n'est pas périodique car il ne se reproduit pas identiquement à lui-même mais ses maxima apparaissent quasiment à intervalles de temps consécutifs égaux. L'apparition des maxima est périodique même si leur amplitude n'est pas la même.

$$2^\circ f = \frac{1}{T} = \frac{1}{0,25} = 4,0 \text{ Hz.}$$

3° On a bien $4 \text{ Hz} \leq f \leq 8 \text{ Hz}$.

15 Énoncé p. 164 1° Le signal est périodique car il se reproduit identiquement à lui-même à des intervalles de temps consécutifs égaux.

2° On trouve $T = 4 \times 0,25 = 1$ s.

3° Oui : c'est le mouvement de la trotteuse car elle compte les secondes.

4° On a : $A = 0,06$ V.

5° Si on utilise quinze circuits, on divise 15 fois la fréquence par 2 pour obtenir 1 Hz, soit :

$$\underbrace{\frac{32\,768}{2 \times 2 \times \dots \times 2}}_{15 \text{ fois}} = \frac{32\,768}{2^{15}} = 1 \text{ Hz. Il faut donc bien 15 circuits.}$$

16 Énoncé p. 165 1° Le signal est **périodique** car il se reproduit identiquement à lui-même à des intervalles de temps consécutifs égaux.

2° On a $v = 5 \text{ cm.s}^{-1}$, donc le papier parcourt 5 centimètres en 1 seconde.

Ainsi, 1 centimètre est parcouru en $\frac{1}{5}$ de seconde, c'est-à-dire en **0,2 s**.

3° Chaque petit carreau représente 0,2 cm, donc QT occupe 2,0 cm sur le schéma. D'après l'échelle, 1 cm sur le schéma correspond à 0,2 s. Donc :

$$QT = \frac{2,0 \times 0,20}{1} ; QT = \mathbf{0,40 \text{ s}}.$$

4° Une seconde environ s'écoule entre chaque sommet R : il y a donc 60 battements en 60 secondes, donc un **rythme cardiaque** (ou *fréquence*) de **60 battements par minute**.

5° Le patient a un **rythme cardiaque compris dans les normes** ($50 < 60 < 100$).

6° 5 divisions $\Leftrightarrow 0,5 \text{ mV}$ sur le schéma.

On mesure 9 divisions pour l'amplitude A :

$$A = \frac{9 \times 0,5}{5} ; A = \mathbf{0,9 \text{ mV}}.$$

Ondes sonores, ondes électromagnétiques

1 Ondes

On appelle **onde périodique**, un signal périodique qui se propage en modifiant les propriétés du milieu de propagation.

- Les ondes périodiques sont caractérisées par leur fréquence f ou par leur période $T = \frac{1}{f}$ (voir chapitre 11).

La fréquence f est indépendante du milieu de propagation.

- Une onde se propage **sans transport de matière** mais **avec transport d'énergie**.
- La **vitesse v de propagation** d'une onde s'exprime par la relation :

$$v = \frac{\ell}{t}$$

avec : ℓ , distance parcourue exprimée en mètre (m) ; t , durée de propagation en seconde (s) et v , vitesse de propagation en mètre par seconde (m.s^{-1}).

- La **vitesse v de propagation** dépend du milieu de propagation.

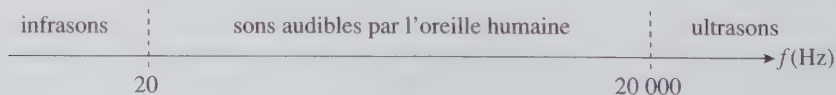
2 Ondes mécaniques : sons et ultrasons

- **Les sons, comme les ultrasons, ne se propagent pas dans le vide.** En revanche, dans un milieu matériel (air, eau...), ils se propagent en faisant vibrer, de proche en proche, les molécules du milieu de propagation.

- La **vitesse de propagation du son et des ultrasons dans l'air** est environ égale à 340 m.s^{-1} à température ordinaire.

Cette vitesse dépend du milieu de propagation et de la température. Elle est plus importante dans les solides et les liquides que dans l'air.

- Pour les ondes périodiques : plus la fréquence des vibrations est élevée et plus le son émis est aigu.



COURS

MÉTHODES

EXERCICES

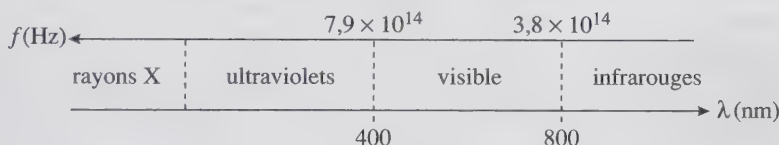
CORRIGÉS

■ Les ultrasons sont rapidement absorbés par l'air. En revanche, ils sont peu atténués dans l'eau et les tissus humains pour des fréquences peu élevées.

Ex. : l'échographie médicale, basée sur l'émission et la réception d'ultrasons, est utilisée pour suivre le développement du fœtus dans l'utérus et pour explorer des organes (foie, pancréas, etc.).

3 Ondes électromagnétiques

■ La **lumière** correspond aux **ondes électromagnétiques « visibles »** dont les longueurs d'onde dans le vide sont comprises **entre 400 nm (violet) et 800 nm (rouge)**. Il existe d'autres ondes électromagnétiques.



Exemples :

- La radiographie et le scanner utilisent des rayons X. Ces ondes sont aussi utilisées en radiothérapie afin de détruire les cellules malades d'une tumeur.
- Les rayons ultraviolets sont utilisés pour la stérilisation des instruments chirurgicaux.

■ Un laser émet une **lumière dite monochromatique**. Cette lumière est **caractérisée par sa fréquence f ou sa longueur d'onde dans le vide**. On appelle « radiation colorée » une lumière monochromatique (chromatique : couleur) qui donne une tache de couleur particulière quand elle est reçue par une surface blanche.

Ex. : à la lumière émise par un laser, de longueur d'onde dans le vide $\lambda = 632,8$ nm, correspond une « radiation rouge ».

■ La lumière issue du Soleil, dite « lumière blanche », est constituée d'une **multitude de radiations colorées différentes**. Une telle lumière est dite **polychromatique**.

■ Les ondes électromagnétiques peuvent se propager dans différents milieux matériels (air, eau, verre...) mais, contrairement aux ondes sonores, **elles peuvent aussi se propager dans le vide**.

Ex. : la lumière, émise par le Soleil, parvient jusqu'à la Terre en traversant le vide.

■ Dans le vide, la lumière et toutes les ondes électromagnétiques se propagent à la même vitesse notée c :

$$c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$$

La vitesse de la lumière dépend du milieu de propagation.

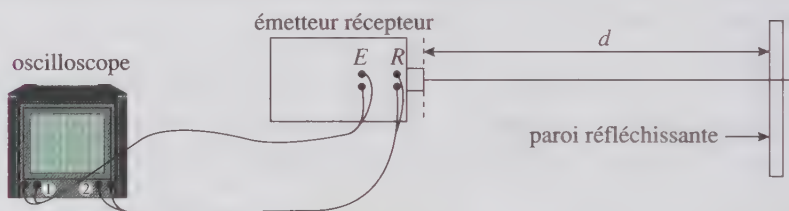
La vitesse dans l'air est quasiment égale à la vitesse dans le vide : $v_{\text{air}} = c$.

1 Exploiter un document expérimental

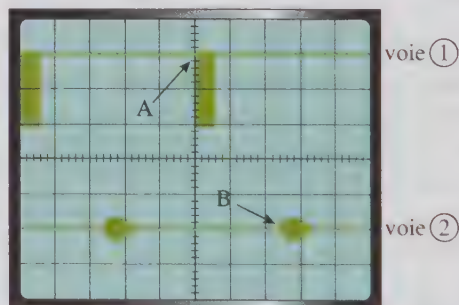
EXERCICE TYPE

Un télémètre à ultrasons permet de déterminer une distance par la technique de l'écho.

Dans le dispositif expérimental ci-après, on dispose d'un émetteur-récepteur d'ultrasons. Une salve d'ultrasons est émise par l'émetteur. Après réflexion sur la paroi, la salve d'ultrasons revient vers l'émetteur-récepteur et est captée par le récepteur. La distance entre l'émetteur et la paroi est notée d .



Un oscilloscope enregistre le signal émis (en voie ①) et le signal reçu (en voie ②).



Balayage : $k = 2,0 \text{ ms/DIV}$.

1° Déterminer la durée t entre le début A de l'émission d'une salve et le début B de sa réception.

2° Calculer la distance D parcourue par la salve d'ultrasons.

3° En déduire la valeur de la distance d .

Donnée : dans l'air, à température ordinaire, $v_{\text{son}} = 340 \text{ m.s}^{-1}$.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Le décalage entre les deux salves sur l'écran de l'oscilloscope correspond à 2,4 divisions. Comme chaque division correspond à 2,0 ms, on en déduit la durée t entre le début de la réception d'une salve et le début de sa réception :

$$t = k \cdot x, \text{ avec } x = 2,4 \text{ DIV.}$$

$$t = 2,0 \times 2,4 ; t = 4,8 \text{ ms.}$$

2° La distance D parcourue par la salve d'ultrasons lors de l'aller-retour entre l'émission et la réception est égale à :

$$D = \vartheta \cdot t,$$

$$\text{avec } \vartheta = 340 \text{ m.s}^{-1} \text{ et } t = 4,8 \times 10^{-3} \text{ s.}$$

$$D = 340 \times 4,8 \times 10^{-3} ; D = 1,6 \text{ m.}$$

3° La distance D correspond à un aller-retour de l'onde sonore, soit $D = 2 \times d$;

$$\text{d'où } d = \frac{D}{2},$$

$$\text{soit } d = \frac{1,6}{2} ; d = 0,80 \text{ m.}$$

L'oscilloscope permet de déterminer le temps de parcours (voir chapitre 11).

À RETENIR

- La technique de l'écho utilise toujours le phénomène de réflexion des ondes. Il ne faut pas oublier que la distance D , parcourue par l'onde, correspond à la distance d'un aller-retour, c'est-à-dire au double de la distance d entre l'émetteur-récepteur et l'obstacle : $D = 2d$.
- Bien utiliser les unités du système international dans les formules employées.

2 Extraire et exploiter des informations concernant les ondes

EXERCICE TYPE

La radiographie utilise des ondes électromagnétiques très énergétiques. Dans les salles de radiographie, on affiche souvent les mentions « Danger rayons ionisants », « Si vous êtes enceinte, précisez-le à votre radiologue ».

Lors d'une radiographie, un faisceau de rayons X traverse le corps du patient. Les rayons X non absorbés noircissent la plaque photographique située derrière le patient. L'absorption des rayons X par la matière est d'autant plus grande que la longueur d'onde du faisceau de rayon X utilisé est faible, que l'épaisseur du matériau est grande et que le numéro atomique Z de l'élément constituant le matériau est élevé.

Sur un cliché radiographique, les os apparaissent en blanc et les poumons apparaissent en noir.

Données : les os contiennent les éléments phosphore P ($Z = 15$) et calcium Ca ($Z = 20$) ; les poumons et la chair contiennent principalement les éléments : oxygène O ($Z = 8$), azote N ($Z = 7$), carbone C ($Z = 6$) et hydrogène H ($Z = 1$).

1° Donner la valeur c de la vitesse des ondes électromagnétiques dans le vide.

2° La longueur d'onde d'une radiation X, de fréquence $f = 5,00 \times 10^{17}$ Hz, est $\lambda = 0,600$ nm. Cette radiation est-elle « visible » ? Justifier.

3° À l'aide du texte, citer les facteurs dont dépend l'absorption des rayons X.

4° Expliquer, à l'aide des données, pourquoi les os apparaissent blancs et les poumons noirs sur le cliché.

5° Parmi les métaux suivants, choisir celui qui est le plus approprié pour se protéger des rayons X : fer ($Z = 26$), plomb ($Z = 82$), zinc ($Z = 30$). Justifier la réponse.

6° Pourquoi les rayons X sont-ils dangereux à forte dose ? Quel risque présentent ces rayons pour la femme enceinte ?

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° La célérité des ondes électromagnétiques dans l'air ou le vide est :

$$c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}.$$

2° Les longueurs d'ondes extrêmes du domaine visible sont [400 nm ; 800 nm].

$\lambda = 0,600 \text{ nm}$ étant en dehors de cet intervalle, la radiation n'appartient pas au domaine visible.

D'autres techniques de diagnostic médical utilisent des ondes électromagnétiques non visibles :

- scanner (rayons X) ;
- IRM (ondes radio).

3° L'absorption des rayons X par un corps dépend : **du numéro atomique des atomes** des éléments présents dans le matériau, de **l'épaisseur du matériau** et de la **longueur d'onde** des rayons X.

4° L'absorption des rayons X est **d'autant plus grande que le numéro atomique des éléments constituant le matériau est plus élevé**. Les os, constitués de calcium, absorbent plus les rayons X que la chair et les poumons. Le résultat de la radiographie fait apparaître des zones blanches pour les os, composés en partie de calcium Ca, et des zones noires pour la chair et les poumons.

5° Un atome absorbe d'autant plus les rayons X que son **numéro atomique Z est élevé**. Le métal le plus approprié pour s'en protéger est donc **le plomb** de numéro atomique $Z = 82$.

6° Les rayons X ont un fort pouvoir ionisant. Ils transforment atomes et molécules en particules électriquement chargées, provoquant ainsi des lésions irréversibles.

À forte dose, **les rayons X détruisent les cellules des tissus biologiques**. Il y a un **risque pour le fœtus** si l'exposition est prolongée.

À RETENIR

- Un texte d'énoncé apporte souvent beaucoup de données. Il faut choisir, parmi ces données, celles qui sont utiles et rechercher d'éventuels compléments d'information.

Connaître le cours

Pour chaque exercice du « Connaître le cours », indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1 Ondes mécaniques : sons et ultrasons **5 min**

	A	B	C
1° Le son se propage dans :	l'eau	le vide	le béton
2° La vitesse du son est plus grande dans :	les solides	les liquides	les gaz
3° La vitesse d'une onde sonore :	dépend du milieu	est indépendante de la température	est de 340 m.s^{-1} dans l'air
4° L'échographie médicale est basée sur la réflexion des :	ultrasons	sons	rayons X
5° Une onde transporte :	de l'énergie	de la matière	de la matière et de l'énergie

→ Corrigé p. 181

2 Ondes électromagnétiques **6 min**

	A	B	C
1° La lumière se propage dans :	l'eau	le vide	le béton
2° La vitesse de propagation d'une onde électromagnétique :	dépend du milieu	est de $3,0 \times 10^8 \text{ km.h}^{-1}$	est de $3,0 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ dans le vide
3° Un laser émet :	une lumière polychromatique	une lumière monochromatique	une radiation de fréquence f déterminée
4° La longueur d'onde du violet est :	supérieure à celle du rouge	la plus courte des longueurs d'onde « visibles »	inférieure à celle du rouge
5° Les rayons X :	font partie du domaine visible	sont invisibles par l'œil humain	sont des ondes électromagnétiques
6° La radiographie utilise :	les ultrasons	le rayonnement ultraviolet	les rayons X

→ Corrigé p. 181

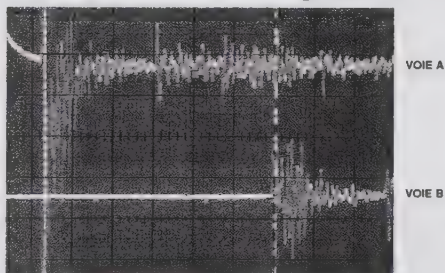
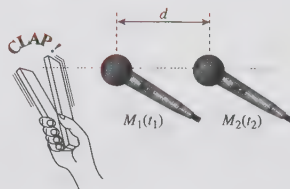
Bien appliquer le cours et les méthodes

3 ★★ 10 min → Méthode 1, p. 172

Dans une expérience de détermination directe de la vitesse du son, on place deux microphones M_1 et M_2 à une distance $d = 4,00$ m l'un de l'autre.

On relie respectivement chaque microphone aux voies A et B de la carte d'acquisition d'un ordinateur et on produit un bruit intense devant le microphone M_1 .

L'ordinateur enregistre le passage du son aux positions des deux microphones. On obtient les enregistrements ci-dessous :



Balayage : $k = 2,0$ ms/DIV.

1° Déterminer la durée de propagation du signal entre les deux microphones.

2° Calculer la vitesse de propagation de ce signal dans l'air.

→ Corrigé p. 181

4 ★★ 10 min → Méthode 2, p. 174

La thermographie permet de mettre en évidence les différences de température au niveau de la peau du corps humain. Lors de cet examen, un rayonnement électromagnétique, de fréquence $f = 3,22 \times 10^{13}$ Hz, est émis par le corps humain et capté par le système de détection.

Certains thermomètres médicaux, mesurant la température du tympan ou du front, utilisent ce rayonnement émis par le corps humain.

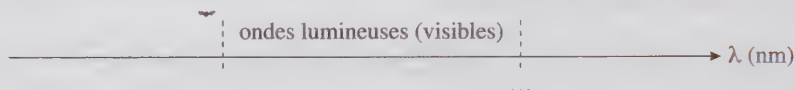
On donne la relation liant la fréquence f d'une onde à sa longueur d'onde λ : $\lambda = \frac{v}{f}$, avec λ exprimée en mètre (m), v en mètre par seconde (m.s^{-1}) et f en hertz (Hz).

1° Calculer la longueur d'onde λ du rayonnement émis. Convertir cette longueur d'onde en nanomètre.

2° Indiquer, sur l'axe gradué ci-dessous :

– les valeurs limites des longueurs d'onde (dans le vide) des ondes lumineuses « visibles » ;

- les couleurs correspondant à ces deux limites ;
- le domaine des rayons ultraviolets U.V. ;
- le domaine des infrarouges I.R.



3° a) Le rayonnement émis par le corps humain est-il un rayonnement visible, infrarouge ou ultraviolet ? Justifier.

b) Citer une application liée à ce rayonnement.

Donnée : vitesse de la lumière dans le vide, $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

→ Corrigé p. 181

S'entraîner

5

★★★

10

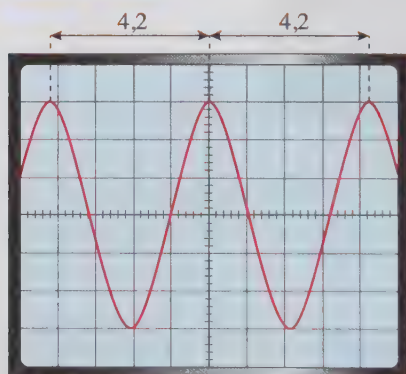


figure 1

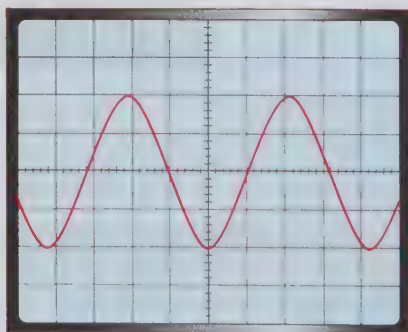


figure 2

Un haut-parleur émet dans l'air environnant une onde sonore de fréquence f . Un microphone, relié à un oscilloscope, est placé à proximité du haut-parleur. On obtient l'oscillogramme de la figure 1.

On éloigne le microphone du haut-parleur. On obtient l'oscillogramme de la figure 2.

La durée de balayage est $k_1 = 0,50 \text{ ms/DIV}$.

La sensibilité verticale est $k_2 = 0,1 \text{ V/DIV}$.

1° La vitesse du son dans l'air, à 20 °C, est égale à 340 m.s⁻¹.

À l'aide de la figure 1 :

- Déterminer la période et la fréquence du son émis par le haut-parleur.
- Déterminer l'amplitude du signal reçu.

2° Lorsqu'on éloigne le microphone :

a) La fréquence du son augmente-t-elle, diminue-t-elle ou est-elle inchangée ? Justifier.

b) L'amplitude varie-t-elle ? Justifier.

→ Corrigé p. 181

6

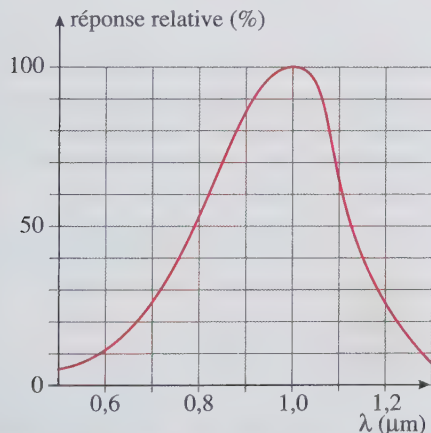
★

5 min

Certains serpents très venimeux peuvent chasser la nuit car ils détectent les infrarouges émis par les animaux à sang chaud. Leurs longueurs d'onde sont comprises entre $3,00 \mu\text{m}$ et $10,0 \mu\text{m}$.

1° Quelle est l'origine de l'émission de ces infrarouges ?

2° Une photodiode, soumise à des radiations de différentes longueurs d'onde, donne une réponse selon la courbe ci-après :



La photodiode est plus sensible (100 %) pour $\lambda = 1,0 \mu\text{m}$; elle est deux fois moins sensible (50 %) pour la longueur d'onde $\lambda = 0,8 \mu\text{m}$.

La photodiode peut-elle être utilisée pour détecter les infrarouges émis par les animaux à sang chaud ?

→ Corrigé p. 182

7

★★

10 min

Un sifflet délivre un signal de période $3,0 \times 10^{-7} \text{ s}$.

Ce sifflet est-il un sifflet d'arbitre ou un sifflet pour appeler les chiens ?

→ Corrigé p. 182

8

★★

10 min

Un bateau envoie des ultrasons vers le fond de l'eau pour évaluer la profondeur. Les ultrasons se propagent à la vitesse ϑ et se réfléchissent sur le fond situé à la distance d . Le signal réfléchi est détecté après une durée t .

1° Faire un schéma de la situation.

2° La vitesse de propagation des ultrasons dans l'eau est $\vartheta = 1\,500\text{ m.s}^{-1}$. Le signal ultrasonore réfléchi sur le fond est détecté 2,8 s après son émission. Calculer la profondeur de l'eau.

→ Corrigé p. 182

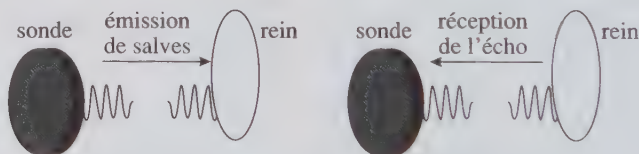
Faire le bilan et s'évaluer

9

★★

10 min

Un émetteur-récepteur d'ultrasons, utilisé en échographie, est placé sur le ventre d'un patient. Il émet des salves d'ultrasons de durée très brève et de fréquence $f = 2,0\text{ MHz}$. Lors de l'exploration d'un rein, la sonde émet trois ou quatre salves, puis attend le retour des échos, après réflexion au niveau du rein, avant de recommencer un nouveau cycle.



La distance séparant la sonde du rein exploré est $d = 15\text{ cm}$.

Donnée : $\vartheta_{\text{son}} = 1\,500\text{ m.s}^{-1}$ dans les tissus.

On donne la relation liant la fréquence f d'une onde à sa longueur d'onde λ : $\lambda = \frac{\vartheta}{f}$, avec λ exprimée en mètre (m), ϑ en mètre par seconde (m.s^{-1}) et f en hertz (Hz).

	C	A	R	4 points
1 Quelle est la durée d'un aller-retour d'une salve d'ultrasons ?	0	2	2	/ 1
2 Quelle est la durée minimale séparant deux cycles de salves ?		×		/ 1
3 Quelle est la longueur d'onde des signaux ultrasonores dans les milieux traversés ? Exprimer le résultat en micromètre.		×		/ 1
4 La plus petite longueur discernable dans les tissus explorés est de l'ordre de la longueur d'onde ultrasonore utilisée. Peut-on détecter, dans le rein, la présence de microcalculs de $500\text{ }\mu\text{m}$ de diamètre ?			×	/ 1

→ Corrigé p. 182

1 Énoncé p. 176 1° A et C ; 2° A ; 3° A et C ; 4° A ; 5° A.

2 Énoncé p. 176 1° A et B ; 2° A et C ; 3° B et C ; 4° B et C ; 5° B et C ; 6° C.

3 Énoncé p. 177 1° Le microphone M_1 reçoit le signal à un instant t_1 . Le microphone M_2 reçoit le signal à un instant t_2 . La durée de propagation du signal est $t = t_2 - t_1$.

Sur l'écran, cette durée correspond à $x = 5,8$ DIV.

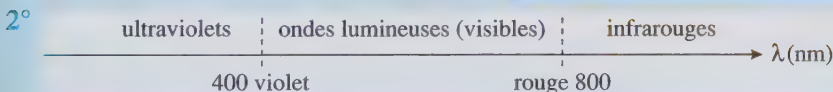
Comme chaque division correspond à 2,0 ms, on en déduit la durée t de propagation du signal : $t = k \cdot x$, avec $x = 5,8$ DIV ; $t = 2,0 \times 5,8 = 12$ ms ; $t = 12 \times 10^{-3}$ s.

2° La distance entre M_1 et M_2 est $d = 4,00$ m.

La vitesse de propagation des sons dans l'air est donnée par $\vartheta = \frac{d}{t}$;

$$\vartheta = \frac{4,00}{12 \times 10^{-3}} = 3,3 \times 10^2 \text{ m.s}^{-1}.$$

4 Énoncé p. 177 1° $\lambda = \frac{3,00 \times 10^8}{3,22 \times 10^{13}}$
 $\lambda = 9,32 \times 10^{-6}$ m ; $\lambda = 9,32 \times 10^3$ nm.



3° a) D'après le graphique, c'est un **rayonnement infrarouge**.

b) Exemples d'application liée au rayonnement infrarouge : la **thermographie médicale** ou les **thermomètres médicaux à infrarouges**.

5 Énoncé p. 178 1° a) Sur la figure 1, la période du son émis correspond à 4,2 divisions. Comme chaque division correspond à 0,50 ms, on en déduit la période T : $T = k \cdot x$, avec $x = 4,2$ DIV.

$$T = 0,50 \times 4,2 = 2,1 \text{ ms} ; T = 2,1 \times 10^{-3} \text{ s}.$$

$$\text{La fréquence du son émis est : } f = \frac{1}{T} = \frac{1}{2,1 \times 10^{-3}} ; f = 4,8 \times 10^2 \text{ Hz}.$$

b) L'**amplitude** du signal reçu correspond à **3 divisions** sur l'axe **vertical**. L'amplitude est proportionnelle au déplacement vertical y du spot.

Le coefficient de proportionnalité est k_2 : $A = k_2 \cdot y = 0,1 \times 3$; $A = 0,3$ V.

Une durée se lit sur l'axe horizontal de l'enregistrement.

Dans le cas d'un oscilloscope, le balayage de l'écran est fonction du temps. La connaissance de la durée de balayage k (ici, en ms/DIV) permet de déterminer la durée de propagation du signal.

Le résultat doit être donné avec 3 chiffres significatifs et être suivi d'une unité.

2° a) Sur la figure 2, la période du son émis correspond à **4,2 divisions**. La fréquence du son reste inchangée lorsqu'on éloigne le microphone.

b) L'amplitude du signal reçu correspond à **2 divisions** sur l'axe vertical. L'amplitude du signal reçu diminue quand on éloigne le microphone.

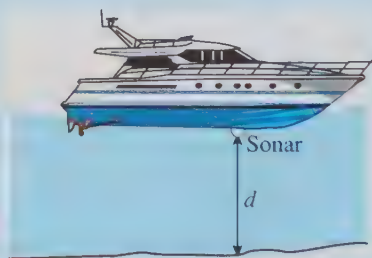
6 Énoncé p. 179 1° Il s'agit d'un rayonnement électromagnétique émis par tout corps dont la température est plus élevée que celle du milieu extérieur.

2° La photodiode détecte les infrarouges mais la cellule n'est pas sensible aux radiations comprises entre $3,00 \mu\text{m}$ et $10,0 \mu\text{m}$. La photodiode ne peut pas détecter les infrarouges émis par les animaux à sang chaud.

7 Énoncé p. 179 $f = \frac{1}{T} = \frac{1}{3,0 \times 10^{-7}} ; f = 3,3 \times 10^6 \text{ Hz}.$

Cette fréquence est supérieure à 20 000 Hz. Il s'agit d'un signal ultrasonore. Il n'est pas audible par l'oreille humaine, donc ce sifflet ne peut pas servir pour arbitrer un match mais il peut servir pour appeler un chien (animal sensible aux ultrasons).

8 Énoncé p. 180 1°



2° $D = 2d$ et $D = \varnothing \cdot t$, d'où $2d = \varnothing \cdot t$ et $d = \frac{\varnothing \cdot t}{2} ;$

$d = \frac{1\,500 \times 2,8}{2} ; d = 2,1 \times 10^3 \text{ m}.$

9 Énoncé p. 180 1° $t = \frac{2d}{\varnothing} = \frac{2 \times 15 \times 10^{-2}}{1\,500} ; t = 2,0 \times 10^{-4} \text{ s}.$

2° Un cycle correspond à l'aller-retour de trois salves d'ultrasons. La durée minimale séparant deux cycles de salves est $t_{\min} = 3t ;$

$t_{\min} = 3 \times 2,0 \times 10^{-4} ; t_{\min} = 6,0 \times 10^{-4} \text{ s}.$

3° $\lambda = \frac{1\,500}{2,0 \times 10^6} = 7,5 \times 10^{-4} \text{ m}, \text{ soit } \lambda = 7,5 \times 10^2 \mu\text{m}.$

4° $500 \mu\text{m} < 7,5 \times 10^2 \mu\text{m}.$ On ne peut pas détecter de microcalcules de $500 \mu\text{m}$ de diamètre.

Réfraction, réflexion totale

Le prisme

CHAPITRE

13

1 La réflexion de la lumière

La **réflexion** est le phénomène de changement de direction que subit la lumière lorsqu'elle atteint une surface polie (miroir, surface de l'eau...). Cette surface est dite réfléchissante.

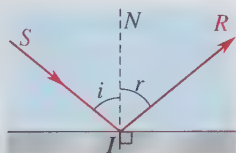
■ Lois de Snell-Descartes sur la réflexion d'une radiation :

1 – le **rayon réfléchi est dans le plan d'incidence** (plan formé par le rayon incident SI et la normale IN à la surface réfléchissante au point d'incidence I) ;

2 – l'**angle d'incidence est égal à l'angle de réflexion** :

$$i = r$$

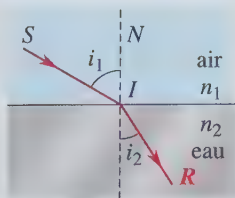
Le rayon incident SI et le rayon réfléchi IR sont de part et d'autre de la normale au point d'incidence.



I : point d'incidence
 IN : normale (perpendiculaire à la surface réfléchissante)
 SI : rayon incident
 IR : rayon réfléchi

2 La réfraction de la lumière

La **réfraction** est le phénomène de changement de direction que subit la lumière lorsqu'elle traverse la surface séparant deux milieux transparents différents.



I : point d'incidence
 IN : normale (perpendiculaire à la surface de séparation des milieux)
 SI : rayon incident
 IR : rayon réfracté

■ Lois de Snell-Descartes sur la réfraction d'une radiation :

1 – **le rayon réfracté est dans le plan d'incidence** (plan formé par le rayon incident et la normale à la surface de séparation) ;

2 – si le rayon incident est situé dans un milieu d'indice n_1 et le rayon réfracté dans un milieu d'indice n_2 , l'angle d'incidence i_1 et l'angle de réfraction i_2 sont liés par la relation :

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

Le rayon incident et le rayon réfracté se trouvent respectivement dans les milieux nommés 1 et 2, et de part et d'autre de la normale au point d'incidence.

Remarque : le phénomène de réfraction s'accompagne toujours d'une réflexion plus ou moins importante sur la surface de séparation des deux milieux.

■ L'**indice de réfraction** n est une grandeur sans unité, caractéristique d'un milieu transparent.

– $n = 1$ pour le vide et (approximativement) pour l'air ;

– $n > 1$ pour les autres milieux ;

– n dépend de la longueur d'onde de la radiation incidente.

Par exemple, pour le verre, $n_{\text{verre}} = 1,680$ nm pour une radiation violette ;
 $n_{\text{verre}} = 1,640$ nm pour une radiation rouge.

Pour le vide, l'indice reste égal à 1 quelle que soit la longueur d'onde de la radiation.

3 Le prisme et la dispersion

■ C'est parce que l'indice de réfraction dépend de la longueur d'onde que le prisme dévie différemment les radiations composant la lumière blanche. Ces radiations sont donc séparées à la sortie du prisme.

Le **prisme** est un **système dispersif** : il permet de décomposer une lumière polychromatique en radiations colorées.

Le phénomène de **dispersion** permet d'obtenir alors le **spectre** de cette lumière polychromatique.



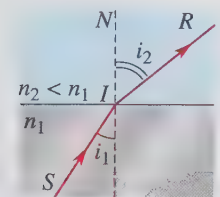
4 La réflexion totale

■ Si la radiation passe d'un milieu 1 dans un milieu 2 tels que $n_2 < n_1$, l'angle d'incidence ne doit pas dépasser une valeur limite i_{lim} pour qu'il y ait réfraction.

Cet angle i_{lim} est appelé **angle limite de réfraction** ou **angle de réflexion totale**.

Si $i > i_{\text{lim}}$, la radiation reste « prisonnière » du milieu : il n'y a plus réfraction, mais une réflexion sur la surface de séparation.

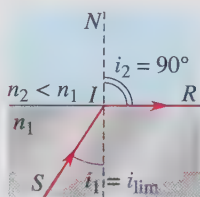
On dit qu'il y a **réflexion totale**.



incidence quelconque

$$i_1 < i_{\text{lim}}$$

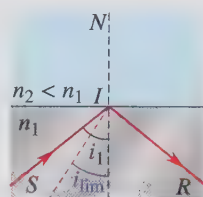
Schéma 1



émergence rasante

$$i_2 = 90^\circ \text{ pour } i_1 = i_{\text{lim}}$$

Schéma 2



réflexion totale

$$\text{pour } i_1 > i_{\text{lim}}$$

Schéma 3

5 Généralisation

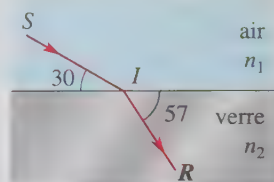
■ Les ondes sonores peuvent se réfléchir ou se réfracter de la même manière que les ondes lumineuses.

La réflexion des ondes acoustiques, et en particulier des ultrasons, est utilisée dans le sonar ou en imagerie médicale (échographie).

1 Repérer un angle entre une direction de propagation et une référence

EXERCICE TYPE

Une radiation monochromatique passe de l'air dans le verre. Le phénomène est schématisé sur le schéma ci-contre :



1° Comment a-t-on nommé sur le schéma :

- le rayon incident ?
- le rayon réfracté ?

2° a) Les angles donnés correspondent-ils aux angles d'incidence i_1 et de réfraction i_2 ?

b) Quelle référence manque-t-il sur ce schéma pour définir et déterminer les angles i_1 et i_2 ?

c) Tracer cette ligne de référence et donner la valeur de i_1 et de i_2 .

3° Les deux rayons, incident et réfracté, sont-ils dans un même plan ? Si oui, définir ce plan.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° a) Sur le schéma, le **rayon incident** est nommé **SI**.

b) Sur le schéma, le **rayon réfracté** est nommé **IR**.

2° a) Les **angles donnés** sont définis par rapport à la surface de séparation des deux milieux ; ce **ne sont pas les angles d'incidence et de réfraction**.

b) L'angle d'incidence et l'angle de réfraction sont définis par rapport à une droite de référence perpendiculaire en I à la surface de séparation : la **normale IN**.

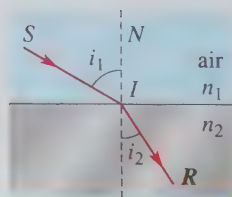
c) L'angle d'incidence i_1 est formé par le rayon incident **SI** et la normale **IN**.

Donc $i_1 = 90^\circ - 30^\circ = 60^\circ$.

L'angle de réfraction i_2 est formé par le rayon réfracté **IR** et la normale **IN**.

Donc $i_2 = 90^\circ - 57^\circ = 33^\circ$.

3° D'après la première loi de Descartes, les rayons incident et réfracté sont dans un même plan : le plan d'incidence formé par le rayon incident **SI** et la normale **IN**.



Attention ! Les angles donnés dans les énoncés sont rarement les angles d'incidence et de réfraction.

À RETENIR

Avant d'appliquer les lois de Descartes concernant la réflexion ou la réfraction, il est conseillé de :

– **bien repérer le rayon incident.** C'est celui qui est issu de la source lumineuse et qui arrive au point d'incidence sur le miroir (cas de la réflexion) ou sur la surface de séparation des deux milieux (cas de la réfraction).

– **bien repérer les angles d'incidence, de réflexion ou de réfraction.**

Ces angles sont formés par un rayon et la normale IN .

2 Appliquer les lois de Descartes pour la réfraction

EXERCICE TYPE

1° On considère un rayon lumineux passant de l'eau dans l'air. Les indices de réfraction sont $n_{\text{eau}} = 1,33$ et $n_{\text{air}} = 1,00$.

a) Faire un schéma.

b) Calculer la valeur de i_2 lorsque l'incidence est normale, c'est-à-dire lorsque $i_1 = 0^\circ$.

c) Calculer la valeur de i_2 pour l'angle d'incidence $i_1 = 30^\circ$.

d) Comparer i_1 et i_2 . Le rayon réfracté est-il plus éloigné de la normale que le rayon incident ? Corriger éventuellement le schéma réalisé à la question a).

2° On considère à présent un rayon lumineux passant de l'air dans l'eau.

a) Calculer la valeur de i_2 lorsque l'incidence est normale, c'est-à-dire lorsque $i_1 = 0^\circ$.

b) Calculer la valeur de i_2 pour l'angle d'incidence $i_1 = 30^\circ$.

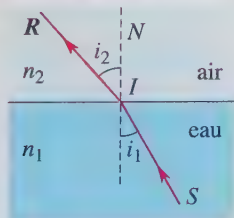
c) Comparer i_1 et i_2 .

Le rayon réfracté est-il plus éloigné de la normale que le rayon incident ?

d) Réaliser un schéma.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° a)



b) Appliquons la deuxième loi de Snell-Descartes pour la réfraction :

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

Le milieu 1, d'indice n_1 , est celui dans lequel se déplace le rayon incident, donc l'eau,

soit $n_1 = n_{\text{eau}}$ et $n_2 = n_{\text{air}}$.

Si $i_1 = 0^\circ$, alors $\sin i_1 = 0$, et donc $\sin i_2 = 0$.

L'angle de réfraction est $i_2 = 0^\circ$.

Si l'incidence est normale, le rayon n' est pas dévié.

c) De même : $n_1 \cdot \sin i_1 = n_2 \cdot \sin i_2$, d'où :

$$\sin i_2 = \frac{n_1}{n_2} \cdot \sin i_1.$$

$$\sin i_2 = \frac{1,33}{1,00} \times \sin 30^\circ, \text{ soit } \sin i_2 = 0,66.$$

L'angle de réfraction est $i_2 = 42^\circ$.

Pour calculer les angles i_1 ou i_2 , il faut utiliser la fonction Arcsinus de la calculatrice : $i_1 = \text{Arcsin}(\sin i_1)$ et $i_2 = \text{Arcsin}(\sin i_2)$ ou bien $i_1 = \sin^{-1}(\sin i_1)$ et $i_2 = \sin^{-1}(\sin i_2)$. Attention ! Les calculatrices doivent être réglées en mode degré.

d) On a $i_2 > i_1$: le rayon réfracté est plus éloigné de la normale que le rayon incident.

On dit que le rayon réfracté s'écarte de la normale.

2° a) Comme à la question 1° b), si $i_1 = 0$, alors $i_2 = 0$.

b) Le milieu 1, d'indice n_1 , est celui dans lequel se déplace le rayon incident, donc :

$n_1 = n_{\text{air}}$ et $n_2 = n_{\text{eau}}$.

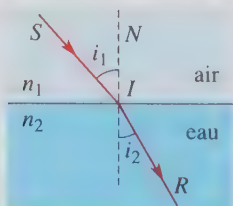
$$n_1 \cdot \sin i_1 = n_2 \cdot \sin i_2, \text{ d'où } \sin i_2 = \frac{n_1}{n_2} \cdot \sin i_1.$$

$$\sin i_2 = \frac{1,00}{1,33} \times \sin 30^\circ = 0,38.$$

L'angle de réfraction est $i_2 = 22^\circ$.

c) On a $i_2 < i_1$: le rayon réfracté est moins éloigné de la normale que le rayon incident. On dit qu'il se rapproche de la normale.

d)



À RETENIR

- Pour appliquer la loi de Snell-Descartes sur la réfraction, il faut :
 - bien repérer le milieu 1 (celui dans lequel se déplace le rayon incident) ;
 - réaliser un schéma clair où l'on fait apparaître : les milieux 1 (indice n_1) et 2 (indice n_2) ainsi que leur surface de séparation ; le rayon incident SI ; la normale IN et le rayon réfracté IR .

Ne pas tracer de schéma irréaliste en représentant l'eau au-dessus de l'air !

- Attention :

- L'angle de réfraction et l'angle d'incidence, dans un énoncé, ne sont pas toujours nommés i_2 et i_1 . Il faut bien repérer ces angles et appliquer la loi de Snell-Descartes en utilisant les notations de l'énoncé.
- Le terme d'incidence normale signifie que le rayon incident est confondu avec la normale, donc que l'angle d'incidence i_1 est égal à 0° .
- **Vérifier que la calculatrice est en « mode degré » et non pas « en mode radian » !**

3 Étudier la réflexion totale

EXERCICE TYPE

On considère un rayon lumineux passant du verre dans l'air.

Données : $n_{\text{air}} = 1,0$; $n_{\text{verre}} = 1,5$.

1° Comparer n_1 et n_2 et en déduire lequel des angles i_1 et i_2 est le plus grand.

2° Quel est le plus grand angle de réfraction $i_{2\text{max}}$ possible ?

3° a) Calculer la valeur de l'angle d'incidence $i_{1\text{max}}$ correspondant à cet angle de réfraction $i_{2\text{max}}$.

b) L'angle $i_{1\text{max}}$ est aussi noté i_{lim} . Comment nomme-t-on cet angle ?

4° a) Peut-il y avoir réfraction dans le verre si l'angle d'incidence est plus grand que i_{lim} ?

b) Quel phénomène se produira alors lorsque le rayon lumineux arrivera sur la surface de séparation ?

c) Schématiser le parcours de ce rayon.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Le milieu 1 est le verre ; $n_{\text{verre}} = n_1 = 1,5$; $n_{\text{air}} = n_2 = 1,0$; $n_2 < n_1$.

Si $n_2 < n_1$, alors $i_2 > i_1$, le rayon réfracté s'écarte de la normale au point d'incidence (voir Méthode 2).

2° Le plus grand angle de réfraction possible est $i_{2\text{max}} = 90^\circ$.

3° a) D'après la loi de Snell-Descartes :

$n_1 \cdot \sin i_1 = n_2 \cdot \sin i_2$; on peut écrire ici :

$$n_{\text{verre}} \cdot \sin i_{1\text{max}} = n_{\text{air}} \cdot \sin i_{2\text{max}}$$

$$\text{soit } \sin i_{1\text{max}} = \frac{n_{\text{air}}}{n_{\text{verre}}} \cdot \sin i_{2\text{max}} = \frac{1,0}{1,5} \times \sin 90^\circ$$

$$\sin i_{1\text{max}} = \frac{1,0}{1,5} \times 1 = 0,67.$$

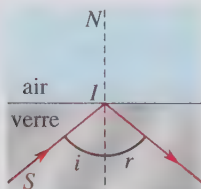
L'angle d'incidence maximal est $i_{1\text{max}} = 42^\circ$.

b) Cet angle est appelé **angle limite de réfraction** ou **angle de réflexion totale**.

4° a) Si $i_1 > i_{\text{lim}}$, il ne peut y avoir réfraction et les rayons restent « prisonniers » dans le verre.

b) Il y a **réflexion totale**. Le rayon se réfléchit au point d'incidence I en suivant la loi de Snell-Descartes pour la réflexion : l'angle d'incidence i est égal à l'angle de réflexion r .

c)



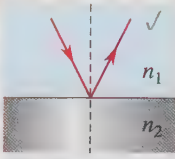
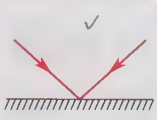
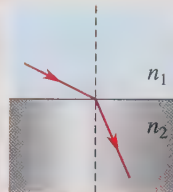
À RETENIR

- Si le rayon réfracté se rapproche de la normale ($i_2 < i_1$ car $n_2 > n_1$), il ne peut pas y avoir réflexion totale.
- Si le rayon réfracté s'éloigne de la normale ($i_2 > i_1$ car $n_2 < n_1$), il peut y avoir réflexion totale pour $i_1 > i_{\text{lim}}$ (voir schéma 3 du cours, paragraphe 4 « La réflexion totale »).
- Attention ! L'angle i_{lim} est un **angle d'incidence**. Il se calcule en appliquant la loi de Snell-Descartes pour la réfraction avec $i_2 = i_{2\text{max}} = 90^\circ$.

Connaître le cours

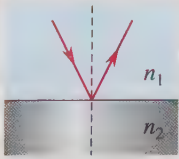
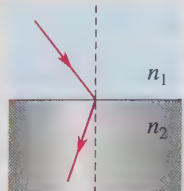
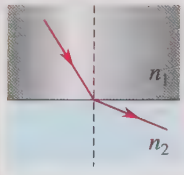
Pour chaque exercice du « Connaître le cours », indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1 La réflexion 3 min

	A	B	C
1° La deuxième loi de Descartes pour la réflexion implique :	$i = r$ ✓	$i < r$	$i > r$
2° Le rayon incident :	arrive sur le miroir	est absorbé par le miroir ✓	part du miroir
3° Quel(s) schéma(s) représente(nt) une réflexion ?			

→ Corrigé p. 196

2 La réfraction 6 min

	A	B	C
1° La deuxième loi de Descartes pour la réfraction est :	$n_1 \cdot \sin i_2 = n_2 \cdot \sin i_1$	$n_1 \cdot \sin i_1 = n_2 \cdot \sin i_2$	$\frac{n_1}{n_2} = \frac{\sin i_2}{\sin i_1}$
2° Le milieu nommé 1 est toujours :	l'air	celui où se déplace le rayon incident	celui où se déplace le rayon réfracté
3° L'indice de réfraction d'un milieu (autre que le vide ou l'air) est :	$n = 1$	$n > 1$	$n < 1$
4° Pour toutes les radiations, l'indice de réfraction du verre est :	le même	différent selon la radiation	le même que celui du vide
5° L'indice de réfraction d'un milieu dépend :	de la nature du milieu	de la longueur d'onde de la radiation	de la surface de séparation
6° Quel(s) schéma(s) représente(nt) une réfraction ?			

→ Corrigé p. 196

3 Le prisme 2 min

	A	B	C
1° Le prisme :	est un système dispersif	permet d'obtenir le spectre d'une lumière polychromatique	permet d'obtenir le spectre d'une lumière monochromatique
2° Le prisme :	dévie toutes les radiations de manière identique	dévie différemment les radiations rouges et les radiations violettes	est constitué d'un verre d'indice de réfraction $n > 1$

→ Corrigé p. 196

4 La réflexion totale 2 min

	A	B	C
1° Il peut y avoir réflexion totale si :	$n_1 = n_2$	$n_2 < n_1$	$n_2 > n_1$
2° Quel(s) schéma(s) représente(nt) correctement l'angle limite de réfraction ?			

→ Corrigé p. 196

Bien appliquer le cours et les méthodes

5

★

5 min

→ Méthode 1, p. 186

Une radiation lumineuse monochromatique est émise sous l'eau.

Les rayons lumineux arrivent inclinés de 63° par rapport à la surface de séparation eau/air. Ils traversent cette surface en émergeant dans l'air sous un angle de 37° par rapport à la verticale.

1° Schématiser la situation décrite. Compléter et annoter le schéma pour faire apparaître les angles d'incidence et de réfraction.

2° Quelles sont les valeurs de l'angle de réfraction i_2 et de l'angle d'incidence i_1 ?

3° Quel milieu sera affecté de l'indice n_1 ?

→ Corrigé p. 196

COURS

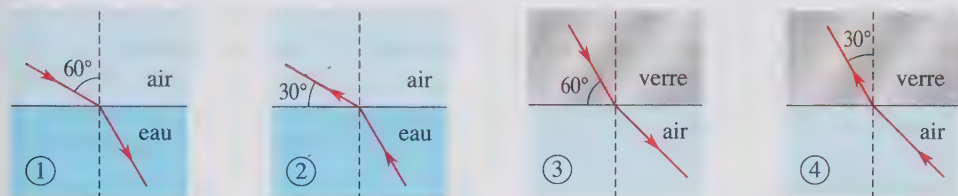
MÉTHODES

EXERCICES

CORRIGÉS

6 ★★ 15 min → Méthodes 1 et 2, pp. 186 et 187

1° Observer les schémas ci-dessous.



Noter sur ces schémas le rayon incident SI , le rayon réfracté IR , et les angles d'incidence i_1 et de réfraction i_2 .

2° On donne $n_{\text{air}} = 1,0$; $n_{\text{eau}} = 1,33$; $n_{\text{verre}} = 1,5$.

Reporter dans le tableau ci-après toutes les valeurs trouvées dans l'énoncé et sur les schémas.

Schéma	Valeur de i_1	Valeur de i_2	Nom et valeur de l'indice du milieu 1	Nom et valeur de l'indice du milieu 2
n° 1	60	47	1,0	1,33
n° 2	30	22	1,33	1,0
n° 3	60	39	1,5	1,0
n° 4	30	19	1,5	1,0

3° Compléter le tableau en faisant les calculs nécessaires.

4° Dans quels cas le rayon réfracté se rapproche-t-il de la normale ?

→ Corrigé p. 196

7 ★★★ 15 min → Méthodes 2 et 3, pp. 187 et 189

On considère un rayon lumineux passant de l'air dans un milieu transparent d'indice $n_2 = 1,6$.

1° Le rayon incident SI arrive sur la surface de séparation des deux milieux sous un angle d'incidence $i_1 = 60^\circ$.

a) Calculer la valeur de l'angle de réfraction i_2 .

b) Faire un schéma.

c) Comparer i_1 et i_2 .

d) Le rayon réfracté s'écarte-t-il ou se rapproche-t-il de la normale ?

2° Calculer la valeur de l'angle de réfraction lorsque : a) $i_1 = 0^\circ$; b) $i_1 = 90^\circ$.

3° Tous les rayons incidents peuvent-ils se réfracter dans le verre quelle que soit la valeur de l'angle d'incidence ?

→ Corrigé p. 197

S'entraîner

8



5 min

On considère la situation physique représentée par le schéma ci-dessous. L'un des deux milieux est un verre d'indice $n = 1,5$, l'autre étant l'eau d'indice $n = 1,33$, pour la radiation considérée.

1° Au vu du schéma, peut-on affirmer qu'il se produit :

- a) une réflexion ?
- b) une réfraction ?
- c) une réflexion totale ?

2° Déterminer en justifiant la réponse et en complétant le schéma le quel est :

- a) le rayon incident SI ;
- b) le milieu n_1 ;
- c) celui des milieux 1 ou 2 qui est l'eau.



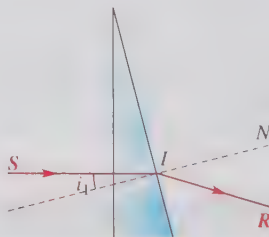
→ Corrigé p. 198

9



10 min

On envoie, sous incidence normale, un étroit faisceau de lumière rouge sur une face d'un prisme en plexiglas.



Le faisceau n'est pas dévié et arrive sur la deuxième face sous un angle d'incidence $i_1 = 20^\circ$.

- 1° Calculer la valeur de l'angle de réfraction i_2 si l'indice de réfraction du plexiglas est $n = 1,5$.
- 2° Cet angle serait-il le même en lumière violette ? Pourquoi ?
- 3° L'indice du plexiglas est plus grand pour la longueur d'onde violette que pour la longueur d'onde rouge. En lumière violette, l'angle de réfraction est-il plus grand ou plus petit qu'en lumière rouge ?
- 4° a) Laquelle de ces deux radiations est la plus déviée par le prisme ?
b) Représenter, sur le schéma, la radiation violette à la sortie du prisme.

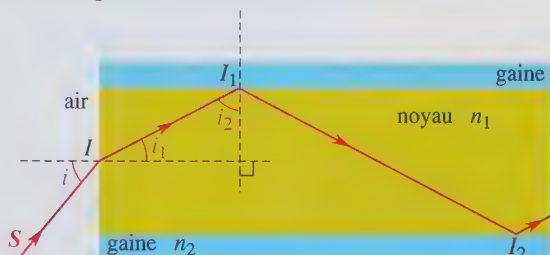
→ Corrigé p. 198

Faire le bilan et s'évaluer

10 ★★★ 20 min THÈME : Santé

Les fibres optiques sont de véritables guides de lumière. En médecine, elles sont utilisées dans les appareils d'endoscopie.

Un rayon lumineux se propage dans une fibre optique formée d'un noyau cylindrique en substance transparente (d'indice $n_1 = 1,6$) entouré d'une gaine (d'indice $n_2 = 1,5$) en suivant le chemin indiqué sur le schéma ci-dessous.



	C 1,5	A 1,5	R 3	6 points
1° Énoncer les lois de Descartes pour la réfraction.	×			0,5
2° Quel est le phénomène qui se produit : a) au point I ? b) aux points $I_1, I_2, \dots$	×			1
3° L'angle limite de réfraction (ou angle de réflexion totale) pour le passage de la lumière du noyau vers la gaine est $i_{\text{lim}} = 70^\circ$. Pour qu'une réflexion totale ait lieu en I_1 , faut-il que l'on ait : $i_2 \leq i_{\text{lim}}$ ou $i_2 > i_{\text{lim}}$?		×		1
4° On suppose que le rayon incident SI pénètre dans la gaine sous un angle d'incidence $i = 35^\circ$. a) Calculer la valeur de l'angle de réfraction i_1 . b) En utilisant la géométrie, calculer la valeur de l'angle i_2 . c) En I_1 , y a-t-il réflexion totale ?		×	×	0,5 0,5 0,5
5° Si la valeur de l'angle d'incidence i augmente : a) comment varient les angles i_1 et i_2 ? b) cela peut-il modifier le phénomène au point I_2 ?			×	0,5 0,5
6° Si la valeur de l'angle d'incidence i diminue : a) comment varient les angles i_1 et i_2 ? b) cela peut-il modifier le phénomène au point I_2 ?			×	0,5 0,5

→ Corrigé p. 199

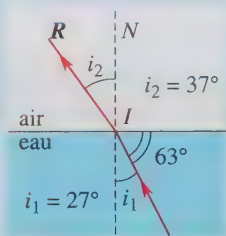
1 Énoncé p. 191 1° A ; 2° A ; 3° A et B.

2 Énoncé p. 191 1° B et C ; 2° B ; 3° B ; 4° B ; 5° A et B ; 6° C.

3 Énoncé p. 192 1° A et B ; 2° B et C.

4 Énoncé p. 192 1° B ; 2° B.

5 Énoncé p. 192 1°

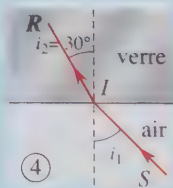
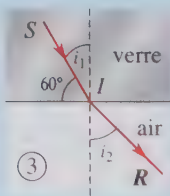
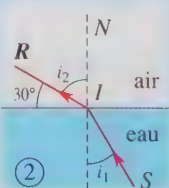
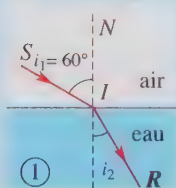


2° L'angle d'incidence i_1 est l'angle formé par le rayon incident et la normale. L'angle donné dans l'énoncé est l'angle entre le rayon et la surface, donc $i_1 = 90^\circ - 63^\circ$; $i_1 = 27^\circ$.

L'angle de réfraction est donné dans l'énoncé, c'est $i_2 = 37^\circ$.

3° Le milieu d'indice n_1 est celui où est émise la lumière (donc qui contient le rayon incident). Le milieu 1 est l'eau.

6 Énoncé p. 193 1°



Un schéma se fait au crayon et à la règle. Il doit être soigné.

2° Les valeurs trouvées sur les schémas ou dans l'énoncé sont écrites en couleur ; les autres valeurs sont déterminées par le calcul et écrites en caractères gras (voir réponse à la question 3°) :

Il faut toujours penser à tracer la normale.

Schéma	Valeur de i_1	Valeur de i_2	Nom et valeur de l'indice du milieu 1	Nom et valeur de l'indice du milieu 2
n° 1	60°	41°	air ; $n_1 = 1,0$	eau ; $n_2 = 1,33$
n° 2	41°	60°	eau ; $n_1 = 1,33$	air ; $n_2 = 1,0$
n° 3	30°	49°	verre ; $n_1 = 1,5$	air ; $n_2 = 1,0$
n° 4	49°	30°	air ; $n_1 = 1,0$	verre ; $n_2 = 1,5$

3° Calculs :

– schéma 1 : $n_1 \cdot \sin i_1 = n_2 \cdot \sin i_2$;

$$\sin i_2 = \frac{n_1 \cdot \sin i_1}{n_2} ; \sin i_2 = \frac{1,0 \times \sin 60^\circ}{1,33} ;$$

$$\sin i_2 = 0,65 ; i_2 = 41^\circ ;$$

– schéma 2 : on constate que la lumière suit le même parcours, mais en sens inverse du schéma 1, donc $i_1 = 41^\circ$;

– schéma 3 : $n_1 \cdot \sin i_1 = n_2 \cdot \sin i_2$; $\sin i_2 = \frac{n_1 \cdot \sin i_1}{n_2}$; $i_1 = 90^\circ - 60^\circ = 30^\circ$;

$$\sin i_2 = \frac{1,5 \times \sin 30^\circ}{1} ; \sin i_2 = 0,75 ; i_2 = 49^\circ ;$$

– schéma 4 : on constate que la lumière suit le même parcours, mais en sens inverse du schéma 3, donc $i_1 = 49^\circ$.

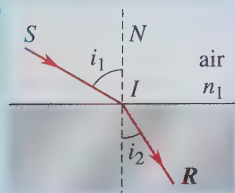
4° Le rayon réfracté se rapproche de la normale lorsque $n_2 > n_1$, cas 1 et 4.

7 Énoncé p. 193 1° a) On a $n_1 \cdot \sin i_1 = n_2 \cdot \sin i_2$, d'où $\sin i_2 = \frac{n_1}{n_2} \cdot \sin i_1$.

Le milieu 1 est l'air, donc $n_1 = 1,0$; le second milieu a pour indice $n_2 = 1,6$. L'angle d'incidence est $i_1 = 60^\circ$.

$$\sin i_2 = \frac{1,0}{1,6} \times \sin 60^\circ = 0,54. \text{ L'angle de réfraction est } i_2 = 33^\circ.$$

b)



c) L'angle de réfraction i_2 est plus petit que l'angle d'incidence i_1 .

d) Le rayon réfracté se rapproche de la normale.

2° a) Quand $i_1 = 0^\circ$, le rayon incident est confondu avec la normale.

$\sin i_2 = \frac{n_1}{n_2} \cdot \sin i_1 = \frac{1,0}{1,6} \times \sin 0^\circ$, d'où : $i_2 = 0^\circ$. **Le rayon n'est pas dévié.**

b) Quand $i_1 = 90^\circ$, $\sin i_2 = \frac{1,0}{1,6} \times \sin 90^\circ = 0,63$, d'où $i_2 = 39^\circ$.

3° Si $n_2 > n_1$, l'angle de réfraction i_2 est toujours plus petit que l'angle d'incidence i_1 : $i_2 < i_1$.

Pour chaque angle d'incidence compris entre 0° et 90° , il existe donc un angle de réfraction compris entre 0° et 39° . **Tous les rayons incidents peuvent se réfracter dans le verre.**

5 Énoncé p. 194 1° a) Il y a une réflexion sur la surface de séparation, car deux rayons sont situés dans le même milieu (rayons rouge et vert).

b) Il se produit une réfraction (avec déviation du rayon). Les rayons incident et réfracté doivent être de part et d'autre de la normale : les rayons rouge et bleu conviennent.

c) Il n'y a pas réflexion totale puisqu'il y a réfraction.

2° a) Le rayon incident est unique, donc ce ne peut être que le rayon rouge qui donne à la fois une réflexion (rayon vert) et une réfraction (rayon bleu). Voir schéma.

b) n_1 est le milieu dans lequel se déplace le **rayon incident**, n_2 celui dans lequel se déplace le **rayon réfracté**.

c) Le rayon réfracté se rapproche de la normale, donc $n_1 < n_2$.

Soit $n_1 = n_{\text{eau}}$.

9 Énoncé p. 194 1° On a $n_1 \cdot \sin i_1 = n_2 \cdot \sin i_2$, soit $\sin i_2 = \frac{n_1}{n_2} \cdot \sin i_1$.

Le plexiglas est le milieu 1, l'air le milieu 2.

$\sin i_2 = \frac{1,5}{1,0} \times \sin 20^\circ = 0,51$; $i_2 = 31^\circ$.

2° L'indice du plexiglas dépend de la longueur d'onde de la lumière. **L'angle de réfraction sera différent en lumière violette.**

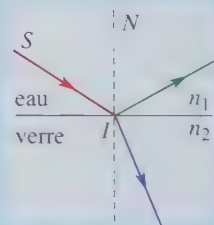
3° On a $n_1 \cdot \sin i_1 = n_2 \cdot \sin i_2$, soit $\sin i_1 = \frac{n_2}{n_1} \cdot \sin i_2$.

Pour les deux radiations lumineuses, $\sin i_1$ est le même et $n_2 = 1,0$.

$\sin i_1 = \frac{1,0}{n_{\text{violet}}} \cdot \sin i_{2\text{violet}} = \frac{1,0}{n_{\text{rouge}}} \cdot \sin i_{2\text{rouge}}$.

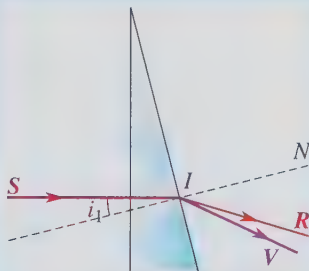
Si $n_{\text{violet}} > n_{\text{rouge}}$, alors $\sin i_{2\text{violet}} > \sin i_{2\text{rouge}}$ et $i_{2\text{violet}} > i_{2\text{rouge}}$.

L'angle de réfraction i_2 est plus grand pour la radiation violette.



4° a) Si i_2 est plus grand pour le violet, la radiation violette sera plus éloignée de la normale que la radiation rouge, donc sera plus déviée.

b) Sur le schéma, la radiation violette est plus dirigée vers le bas du prisme que la radiation rouge.



10 Énoncé p. 195 1° Lois de Descartes pour la réfraction :

– le **rayon réfracté est dans le plan d'incidence** (plan formé par le rayon incident et la perpendiculaire à la surface de séparation) ;

– si le rayon incident se déplace dans un milieu d'indice n_1 et le rayon réfracté dans un milieu d'indice n_2 , l'angle d'incidence i_1 et l'angle de réfraction i_2 sont liés par la relation :

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

2° a) Au point I , il se produit une **réfraction**.

b) Aux points $I_1, I_2, \dots$, le rayon reste dans le même milieu (le noyau) en se réfléchissant au lieu de passer dans la gaine : il y a **réflexion totale**.

3° Pour qu'une réflexion totale ait lieu en I_1 , il faut que l'on ait $i_2 > i_{\text{lim}}$.

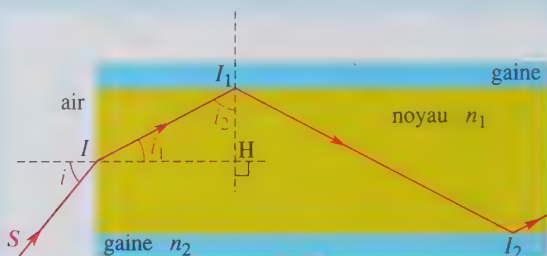
Attention aux notations : ici, i_2 est un angle d'incidence au point I_1 .

4° a) Au point d'incidence I , on a : $n \cdot \sin i = n_{\text{noyau}} \cdot \sin i_1$, avec $n = 1,0$; $i = 30^\circ$; $n_{\text{noyau}} = 1,6$.

$$\begin{aligned} \sin i_1 &= \frac{n}{n_{\text{noyau}}} \cdot \sin i \\ &= \frac{1,0}{1,6} \times \sin 30^\circ \\ &= \frac{1,0}{1,6} \times 0,5 \\ &= 0,31 ; \end{aligned}$$

$$i_1 = 18^\circ.$$

b)



Dans le triangle rectangle IHI_1 , la somme des angles est égale à 180° , soit :
 $i_1 + i_2 + 90^\circ = 180^\circ$; $i_2 = 180 - 90 - 18 = 72^\circ$; $i_2 = 72^\circ$.

c) On sait que $i_{\text{lim}} = 70^\circ$ et on a $i_2 > i_{\text{lim}}$; il y a **réflexion totale**.

5 a) Si la valeur de l'angle d'incidence i augmente, i_1 **augmente**.

Dans le triangle IHI_1 , la somme des angles est constante, donc i_2 **diminue**.

b) Si i_2 devient inférieur à 70° , il n'y a plus réflexion totale; le rayon lumineux sort du noyau en se réfractant dans la gaine. **La fibre optique ne conduit plus la lumière.**

6 a) Si la valeur de l'angle d'incidence i diminue, i_1 **diminue**.

Dans le triangle IHI_1 , la somme des angles est constante, donc i_2 **augmente**.

b) i_2 reste supérieur à 70° : il y a toujours réflexion totale.

Les spectres d'émission et d'absorption

14

1 Spectres d'émission

■ Un **corps chaud** (solide ou gaz à haute pression) émet un rayonnement dont le **spectre est continu**.

Lorsque la température du corps augmente, le rayonnement émis s'enrichit en radiations de courtes longueurs d'onde (bleu, violet, etc.).

Ainsi la couleur des étoiles dépend de leur température de surface.

■ Un **gaz à basse pression et à température élevée** émet un rayonnement dont le spectre est discontinu et constitué d'un nombre restreint de radiations colorées : c'est un **spectre de raies d'émission**.



Spectre d'émission du mercure

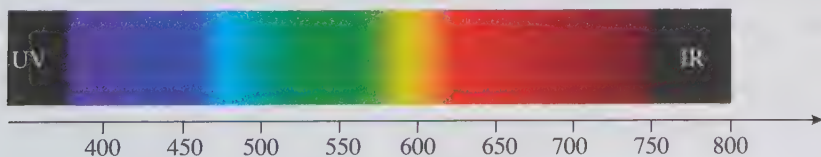
■ Pour obtenir ces spectres, on fait passer le rayonnement émis à travers un **système dispersif** comme un **prisme** ou un **réseau**.

■ Chacune des **radiations constituant un spectre** peut être **caractérisée** par une grandeur notée λ (lambda), appelée **longueur d'onde** et exprimée en **mètre (m)**.

Les **radiations visibles** ont des longueurs d'onde dans le vide comprises entre **400 nm (violet) et 750 nm (rouge)**. Ces radiations **constituent le spectre visible**.

Les ultraviolets ne sont pas visibles : $\lambda_{UV} < 400 \text{ nm}$.

Les infrarouges ne sont pas visibles : $\lambda_{IR} > 750 \text{ nm}$.



Spectre de la lumière blanche

2 Spectres d'absorption

■ Si un faisceau de lumière blanche traverse un **gaz à basse pression et basse température**, le spectre de la lumière transmise (c'est-à-dire recueillie après la traversée du gaz) présente des raies noires sur un fond continu coloré : c'est un **spectre de raies d'absorption**.

■ À chaque raie noire correspond une radiation monochromatique absorbée.



Spectre de raies d'absorption du mercure.

3 Spectres et espèces chimiques

■ Un **spectre de raies** permet de **caractériser des entités chimiques** (atomes ou ions) présentes dans un gaz.

■ Une **entité chimique ne peut absorber que les radiations qu'elle est capable d'émettre**.

Le spectre d'un ion est différent de celui d'un atome, même s'il s'agit du même élément, car l'absence d'un ou plusieurs électrons influe sur les propriétés d'émission ou d'absorption.

■ L'étude des spectres de la lumière reçue de l'espace permet de **connaître la température de surface des étoiles et la composition de leur enveloppe externe**.

Le spectre d'une étoile (corps chaud) est continu. Le spectre de la lumière reçue sur Terre comporte des raies noires correspondant à l'absorption de certaines radiations dans l'enveloppe externe de l'étoile.

Ces raies nous renseignent sur la composition de l'enveloppe stellaire.

Ce spectre peut aussi comporter des raies correspondant à l'absorption de certaines radiations dans l'atmosphère terrestre.

Exemple : l'enveloppe externe du Soleil est essentiellement constituée d'hélium (He) et de l'hydrogène (H).

1 Distinguer un spectre d'émission d'un spectre d'absorption

EXERCICE TYPE

On réalise deux expériences permettant d'obtenir deux spectres.

Le spectre n° 1 comprend une raie noire sur fond coloré, le spectre n° 2 comprend quatre raies lumineuses sur fond noir.

1° Dire, pour chaque spectre, s'il s'agit d'un spectre d'émission ou d'absorption.

2° Préciser à quoi correspondent les raies observées.

3° Pour obtenir ces deux spectres, on a placé un système dispersif après les deux dispositifs suivants :

a) lampe à vapeur de mercure ;

b) ampoule à vapeur de sodium éclairée par une lampe à incandescence.

Associer chaque spectre au dispositif correspondant en justifiant la réponse.

4° La raie noire du spectre n° 1 correspond à l'absorption d'une radiation jaune de longueur d'onde : $\lambda = 589 \text{ nm}$.

Pourquoi peut-on affirmer que le spectre d'émission correspondant à la même espèce chimique comporte une raie jaune de même longueur d'onde ?

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Le spectre n° 1 est un spectre de raies d'absorption.

Le spectre n° 2 est un spectre de raies d'émission.

2° Les **raies noires du spectre d'absorption** correspondent à des **radiations** manquantes, donc **absorbées**.

Les **raies colorées du spectre d'émission** correspondent à des **radiations émises** par les espèces chimiques qui constituent la source de lumière.

3° Le **spectre d'absorption n° 1** correspond au **dispositif b)**.

La lampe à incandescence produit une lumière blanche. Lorsque cette lumière blanche traverse la vapeur de sodium, la radiation jaune est absorbée par le sodium.

Le **spectre d'émission n° 2** correspond au **dispositif a)**.

Le mercure gazeux à haute température ou excité électriquement est source de lumière : il émet certaines radiations.

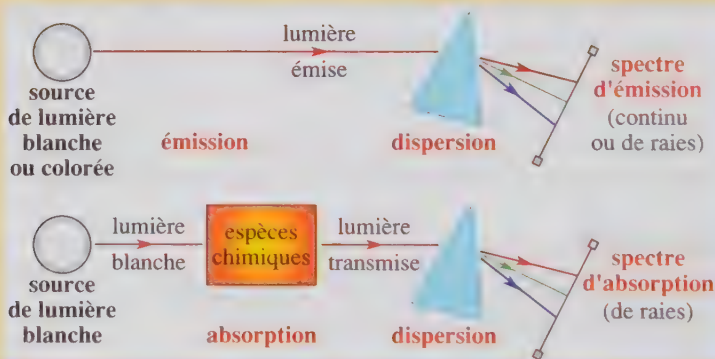
4° Le spectre d'émission du sodium comporte forcément une raie jaune de longueur d'onde $\lambda = 589 \text{ nm}$, car **une espèce chimique ne peut absorber que les radiations qu'elle est capable d'émettre.**

Les radiations émises ou absorbées sont caractéristiques de l'espèce chimique, c'est-à-dire qu'il n'existe pas deux espèces chimiques qui émettent ou absorbent les mêmes radiations.

À RETENIR

Il ne faut pas oublier :

- qu'un spectre de lumière dépend à la fois de la source de lumière et du milieu traversé par la lumière ;
- qu'un spectre d'émission est soit continu, soit formé de raies colorées ; les radiations émises caractérisent la source ;
- qu'un spectre d'absorption comporte des raies noires ; les radiations absorbées (qui manquent dans le spectre) caractérisent le milieu absorbant.



2 Identifier une espèce chimique à partir d'un spectre

EXERCICE TYPE

Lorsqu'on réalise le spectre de la lumière du Soleil avec un système dispersif performant, on constate qu'il comporte de nombreuses raies noires.

Ces raies sont dues à une absorption par des éléments chimiques présents dans la couronne solaire.

On s'intéresse à une partie de ce spectre et aux raies indiquées ci-dessous.



1° Le spectre donné par un élément est-il identique si l'élément est sous forme ionique ou s'il est sous forme atomique ?

2° Évaluer les longueurs d'onde des radiations absorbées correspondant à chaque raie du spectre ci-dessus.

3° Le tableau suivant donne quelques-unes des raies du spectre d'absorption de certains éléments.

En utilisant le tableau, déterminer les espèces chimiques, qui peuvent être présentes dans la couronne solaire, et responsables des raies 1 et 2.

H	410,2	434,1	486	656,3
Ni	508			
Ca	422	458	526,2	527
Ca²⁺	396,8			
Fe	438,3	491,9		
Mg	470	516,7		
Na	589	589,6		

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Le spectre d'un ion est différent de celui d'un atome, même si s'agit du même élément, car l'absence d'un ou plusieurs électrons influe sur les propriétés d'émission ou d'absorption.

2° La raie 1 correspond à une radiation de longueur d'onde approximative $\lambda_1 = 410 \text{ nm}$.

La raie 2 correspond à une radiation de longueur d'onde : $\lambda_2 = 397 \text{ nm}$.

Pour déterminer précisément λ_2 , il faut utiliser une échelle mesurée sur le document. Entre 390 nm et 400 nm, soit pour 10 nm, il y a 2,7 cm ; or, entre 390 nm et la raie correspondant à λ_2 , il y a 1,9 cm.

$$\text{Donc } \lambda_2 = 390 + \frac{10 \times 1,9}{2,7} = 397 \text{ nm.}$$

3° La raie 1 est une raie d'absorption pouvant indiquer la présence d'hydrogène. La raie 2 est une raie d'absorption pouvant indiquer la présence de calcium sous forme ionique Ca^{2+} .

Pour prouver ces affirmations, il aurait fallu disposer du spectre complet et retrouver toutes les raies correspondant à chaque espèce chimique.

À RETENIR

- Les raies d'absorption (ou d'émission) sont une véritable « carte d'identité » pour une espèce chimique.
- Un spectre d'absorption caractérise une espèce chimique particulière et permet de savoir si les atomes de cette espèce chimique ont été ionisés. Par exemple, le spectre de raies de l'hélium sous forme atomique diffère de celui obtenu avec de l'hélium ionisé.
- Si l'on dispose de références concernant les raies d'émission ou d'absorption des différentes espèces chimiques, on peut :
 - évaluer la longueur d'onde émise ou absorbée ;
 - identifier une espèce chimique particulière dans un spectre, même si ce spectre est très complexe.
- *Remarque* : à une espèce chimique correspondent en général plusieurs raies d'émission ou d'absorption.

Connaître le cours

Pour chaque exercice du « Connaître le cours », indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1 Spectres d'émission 4 min

	A	B	C
1° Le spectre émis par le filament d'une lampe à incandescence est un spectre :	d'émission	d'absorption	continu
2° Si l'on élève la température du filament d'une lampe, le rayonnement émis s'enrichit vers :	le rouge	le violet	les courtes longueurs d'onde
3° Le spectre émis par un gaz à haute température et basse pression est un spectre :	continu	de raies colorées	de raies noires
4° Les raies colorées d'un spectre correspondent aux longueurs d'onde des radiations :	manquantes	absorbées	émises

→ Corrigé p. 211

2 Spectres d'absorption 3 min

	A	B	C
1° De la lumière blanche est transmise par un gaz à basse pression. Le spectre obtenu est :	d'émission	d'absorption	celui de la lumière émise
2° Un spectre d'absorption est un spectre :	de raies noires	de raies colorées	continu
3° Chaque raie noire d'un spectre d'absorption correspond à :	l'émission d'une radiation monochromatique	l'absorption d'une radiation monochromatique	l'absorption d'une radiation polychromatique

→ Corrigé p. 211

3 Spectres et espèces chimiques 4 min

	A	B	C
1° Le spectre d'émission d'un atome et celui de l'ion correspondant sont :	différents	identiques	continus
2° Si le spectre d'émission d'une espèce chimique comporte une raie rouge, son spectre d'absorption :	est continu	comporte une raie rouge	comporte une raie noire

3° Le spectre d'absorption du sodium comprend une raie noire correspondant à une longueur d'onde $\lambda = 589$ nm. Son spectre d'émission :	est continu	comporte une raie colorée correspondant à $\lambda = 589$ nm	comporte une raie colorée correspondant à $\lambda > 589$ nm
4 Le spectre d'une étoile dépend :	de sa température de surface	de la composition de son enveloppe externe	de son volume

→ Corrigé p. 211

Bien appliquer le cours et les méthodes

4

★

5 min

→ Méthode 1, p. 203

On dispose de quatre spectres différents qui se présentent de la façon suivante :

- le spectre n° 1 est continu ;
- le spectre n° 2 comporte des raies colorées ;
- le spectre n° 3 comporte une raie noire sur fond coloré ;
- le spectre n° 4 est coloré, mais comporte de très fines raies noires.

1° Préciser la nature de chaque spectre : spectre d'émission ou spectre d'absorption.

2° Ces spectres ont été obtenus à partir de quatre sources de lumière différentes parmi lesquelles on a :

- a) une lampe à incandescence dont la lumière traverse l'air ;
- b) une lampe à incandescence dont la lumière traverse une ampoule contenant de la vapeur de sodium ;
- c) un tube néon ;
- d) une étoile.

Attribuer à chaque spectre la source de lumière correspondante.

→ Corrigé p. 211

5

★★

10 min

→ Méthode 2, p. 205

On s'intéresse à une partie du spectre de la lumière solaire et aux raies 1 et 2 indiquées.



1 Évaluer les longueurs d'onde des radiations absorbées correspondant à chaque raie.

2° À l'aide du tableau de la **Méthode 2**, page 205, déterminer les espèces chimiques pouvant être présentes dans la couronne solaire et responsables de ces raies.

→ Corrigé p. 211

S'entraîner

6

★

5 min

On fait passer de la lumière blanche à travers deux ampoules contenant l'une du néon, l'autre du krypton (gaz à basse pression et basse température). On obtient deux spectres de raies d'absorption.

1° Ces raies sont-elles noires ou colorées ?

2° Ces raies correspondent-elles aux mêmes radiations absorbées ? Justifier.

→ Corrigé p. 211

7

★★

5 min

Le spectre d'une espèce chimique comporte quatre raies colorées sur fond noir.

1° S'agit-il d'un spectre d'émission ou d'absorption ?

2° Qu'est ce que ces raies permettent de déterminer ?

3° De quelle espèce s'agit-il, sachant que ces raies correspondent aux longueurs d'onde : $\lambda_1 = 656,3 \text{ nm}$; $\lambda_2 = 486 \text{ nm}$; $\lambda_3 = 434,1 \text{ nm}$; $\lambda_4 = 410,2 \text{ nm}$ (se reporter au tableau de la **Méthode 2**, page 205).

→ Corrigé p. 211

8

★★

5 min

Rigel est une étoile bleue qui émet un spectre comprenant des radiations lumineuses allant du violet au bleu. Capella est une étoile jaune.

1° a) Peut-on prévoir l'aspect du spectre d'émission de l'étoile Capella ?

b) Comparer la température de surface de ces deux étoiles.

2° Les spectres de ces étoiles comprennent plusieurs raies noires.

À quoi correspondent ces raies noires ? Quels renseignements peuvent-elles fournir ?

→ Corrigé p. 211

9

★★

5 min

La couleur d'une étoile permet d'évaluer la température des zones superficielles de celle-ci.

Étoile	α Scorpion	Capella	Véga	Spica
Couleur	rouge orangé	jaune	blanche	bleutée

Attribuer à chaque étoile une température, en la choisissant parmi la liste ci-dessous : 12 000 °C ; 5 500 °C ; 3 500 °C ; 8 000 °C.

Justifier la réponse.

→ Corrigé p. 212

Faire le bilan et s'évaluer

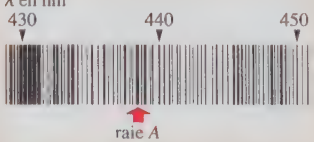
10

★★

15 min

THÈME : Univers

Le spectre de la lumière solaire reçue sur Terre renseigne sur la température de surface et l'enveloppe externe du Soleil.

	C 1	A 3	R 1	5 points
1° Le spectre de la lumière émise par un corps chaud (solide ou gaz sous forte pression) est-il continu ou comprend-il des raies ?	x			/ 0,5
2° Un spectre comprenant des raies noires est-il un spectre d'émission ou d'absorption ? Quelle est l'origine de ces raies ?	x	x		/ 0,5 / 0,5
3° Le spectre de la lumière émise à la surface du Soleil est-il un spectre continu ?		x		/ 0,5
4° On représente ci-dessous une partie du spectre solaire reçu sur Terre : λ en nm 430 440 450 		x		/1,5
a) Déterminer la longueur d'onde de la raie noire.				
b) À l'aide du tableau (Méthode 2, page 205) déterminer l'espèce chimique pouvant correspondre à cette longueur d'onde.		x		/0,5
c) Quel renseignement fournit la présence de cette raie ?			x	/ 1

→ Corrigé p. 212

1 Énoncé p. 207 1° A et C ; 2° B et C ; 3° B ; 4° C.

2 Énoncé p. 207 1° B ; 2° A ; 3° B.

3 Énoncé p. 207 1° A ; 2° C ; 3° B ; 4° A et B.

4 Énoncé p. 208 1° Les spectres 1 et 2 sont des spectres d'émission.

Les spectres 3 et 4 comportent des raies noires : ce sont des spectres d'absorption.

2° Le spectre d'émission continu est dû à une source chaude. Le spectre 1 correspond à a), la lampe à incandescence.

Le spectre 2 correspond à l'émission d'une source, donc à c), le tube néon.

Le spectre 3 (avec une raie noire) est un spectre d'absorption, donc ce ne peut être que celui obtenu avec b), la vapeur de sodium.

Le spectre 4 correspond à d), l'étoile. Le spectre d'une étoile est un spectre coloré qui comporte toujours de fines raies d'absorption dues aux éléments qui se trouvent dans la couronne de l'étoile. Certaines raies peuvent aussi résulter d'absorption par l'atmosphère terrestre.

5 Énoncé p. 208 1° La raie n° 1 correspond à environ 422 nm ; la raie n° 2 à environ 434 nm.

Pour déterminer λ_1 et λ_2 , il faut utiliser une échelle mesurée sur le document. Entre 420 nm et 430 nm, soit pour 10 nm, il y a 1,6 cm ; or, entre 420 nm et les raies correspondant à λ_1 et λ_2 , il y a respectivement 0,4 cm

et 2,2 cm. Donc $\lambda_1 = 420 + \frac{10 \times 0,4}{1,6} = 422 \text{ nm}$,

$\lambda_2 = 420 + \frac{10 \times 2,2}{1,6} = 434 \text{ nm}$.

2° Le calcium (non ionisé) peut être responsable de la raie n° 1.

L'hydrogène peut être responsable de la raie n° 2.

6 Énoncé p. 209 1° S'agissant d'un spectre d'absorption, les raies sont noires.

2° Les raies caractérisent les atomes présents dans un gaz. Si les gaz sont différents, les spectres le sont aussi car les radiations absorbées sont différentes.

7 Énoncé p. 209 1° Il s'agit de raies colorées : c'est un spectre d'émission.

2° Ces raies permettent de déterminer les longueurs d'onde des radiations émises.

3° Il s'agit de l'hydrogène, car toutes les raies correspondantes sont présentes.

8 Énoncé p. 209 1 a) Le spectre de Capella aura l'aspect de celui du Soleil.

b) La lumière émise par la surface des étoiles a un spectre continu qui dépend de la température de surface de l'étoile. Plus le spectre est déplacé vers les courtes lon-

guez d'onde (bleu, violet), plus la température est élevée. **La température de Rigel est plus élevée que celle de Capella.**

2° Les raies noires correspondent à l'**absorption de certaines radiations de longueurs d'onde spécifiques par les espèces chimiques** présentes dans l'atmosphère de l'étoile.

Elles renseignent donc sur la **composition de cette atmosphère.**

 **Énoncé p. 210** Le spectre de la lumière provenant d'une étoile **dépend de sa température de surface**. La lumière émise contient d'autant plus de radiations de courtes longueurs d'onde (bleu, violet) que la température est élevée.

Remarque : pour les limites des longueurs d'onde des radiations visibles, revoir « Le cours » page 201.

Spica est bleue ; la lumière qu'elle émet contient beaucoup de radiations de courtes longueurs d'onde. Sa température est très élevée : **12 000 °C.**

α Scorpil est rouge orangé ; sa lumière contient des radiations de grandes longueurs d'onde. Sa température est la plus faible : **3 500 °C.**

Véga est blanche ; sa lumière contient toutes les radiations visibles.

Capella est jaune ; sa lumière contient moins de radiations de courtes longueurs d'onde que Véga.

La température de **Capella** est **5 500 °C**, inférieure à celle de **Véga** qui est donc de **8 000 °C.**

 **Énoncé p. 210 1** Le spectre est continu.

2° C'est un **spectre d'absorption**, chaque raie correspond à l'**absorption d'une radiation monochromatique par une espèce chimique précise.**

3° Le **spectre de la lumière émise par le Soleil** est un spectre **continu** (voir question 1°). En traversant la couronne solaire, des radiations sont absorbées et la lumière qui nous parvient présente un spectre comportant de très fines et nombreuses raies d'absorption.

4° a) La **raie noire A** correspond à l'absorption d'une radiation de **longueur d'onde $\lambda = 438 \text{ nm}$.**

b) Il pourrait s'agir du **fer**.

c) **Il existe certainement du fer dans la couronne solaire.** Ce fer absorbe certaines radiations.

En utilisant une échelle :

$$\lambda = 430 + \frac{10 \times 1,5}{1,8} = 438 \text{ nm.}$$

Le mouvement

1 Relativité du mouvement et référentiel

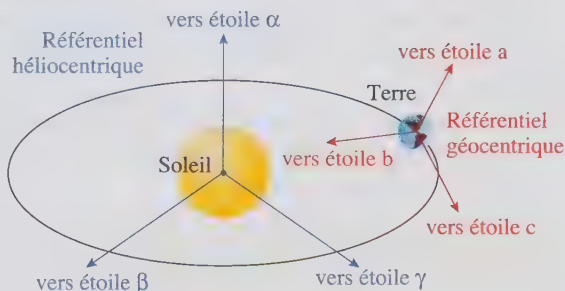
■ Dans le train qui s'éloigne de la gare, le voyageur installé est immobile par rapport au train mais en mouvement par rapport à la gare. **Le mouvement est relatif**, il dépend de l'objet (le train ou la gare) par rapport auquel l'observation est faite. L'objet de référence est appelé le **référentiel**.

Dans la vie courante, les observations se font par rapport au sol et à tout ce qui est fixe par rapport au sol : c'est le **référentiel terrestre**.

■ En astronomie, on utilise d'autres référentiels :

– le **référentiel géocentrique** est constitué du centre de la Terre et de trois axes dirigés vers trois étoiles fixes ;

– le **référentiel héliocentrique** est constitué du centre du Soleil et de trois axes dirigés vers trois étoiles fixes.



2 Trajectoires

La trajectoire d'un point d'un mobile est l'ensemble des positions occupées par ce point lors de son mouvement. Si la trajectoire est :

- une **droite**, le mouvement est **rectiligne** ;
- un **cercle**, il est **circulaire** ;
- une **courbe**, il est **curviligne**.

Comme le mouvement, la trajectoire dépend du référentiel.

Ex. : par rapport au plateau d'un manège, l'enfant sur le cheval de bois monte et descend : sa trajectoire est située sur une portion de droite.

Par rapport au sol et à son père qui l'observe, la trajectoire de l'enfant est plus complexe : il monte et descend tout en tournant.

3 Vitesse

■ La **vitesse instantanée** d'une automobile peut être lue à chaque instant sur le « compteur de vitesse ». Elle est notée $v(t)$: vitesse v à l'instant t .

COURS

MÉTHODES

EXERCICES

CORRIGÉS

■ La **vitesse moyenne** v d'un mobile entre deux instants t_1 et t_2 s'exprime par la relation :

$$v = \frac{d}{\Delta t}$$

avec : d , distance parcourue, en mètre (ou en kilomètre) ;
 Δt , durée du parcours, en seconde (ou en heure) ; $\Delta t = t_2 - t_1$;
 v , vitesse, en m.s^{-1} (ou en km.h^{-1}).

Comme le mouvement, la vitesse d'un mobile dépend du référentiel.

4 Étude des mouvements

Au cours d'un mouvement, si la vitesse instantanée :

- est **constante**, alors le mouvement est dit **uniforme** ;
- **augmente**, alors le mouvement est dit **accélééré** ;
- **diminue**, alors le mouvement est dit **décélééré** (ralenti).

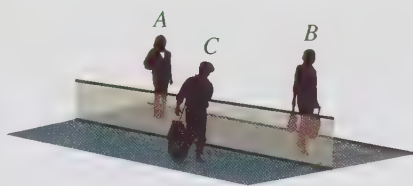
Lors d'un mouvement uniforme, les longueurs parcourues pendant des durées égales sont égales.

Des techniques d'enregistrement (chronophotographies, images vidéo...) permettent d'enregistrer les positions d'un point mobile à intervalles de temps consécutifs égaux et d'analyser son mouvement.

1 Comprendre la relativité du mouvement

EXERCICE TYPE

Trois personnages A , B et C circulent dans le couloir équipé d'un tapis roulant. C marche sur le sol. A et B utilisent le tapis roulant. B marche sur le tapis roulant, A se laisse entraîner sans marcher. Le tapis et les personnages avancent tous dans la même direction et dans le même sens.



Pour chacune des questions suivantes, commencer par préciser le référentiel dans lequel on étudie le mouvement.

- 1° a) Quels sont les personnages en mouvement par rapport au sol ?
 - b) Lequel des personnages, A ou B , est en mouvement par rapport au tapis roulant ?
 - c) A est-il en mouvement par rapport à B ?
- 2° À quelle condition particulière C peut-il être considéré comme immobile par rapport à A ?

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° a) Dans le **référentiel du sol**, les **trois personnages sont en mouvement**.

b) B est en mouvement par rapport au **référentiel du tapis roulant**.

c) **Le personnage B est le référentiel**. Le personnage A s'éloigne de B puisque B est lié au tapis, donc A est en mouvement par rapport à B .

2° **Le personnage A est le référentiel**. Il est lié au tapis. Si C est immobile par rapport à lui, c'est que A et C sont toujours au même niveau. **C se déplace** donc à la même vitesse que A , c'est-à-dire **à la même vitesse que le tapis roulant**.

Afin de bien visualiser la situation, on peut s'imaginer être immobile dans le référentiel choisi et observer la scène.

À RETENIR

- Avant de décrire le mouvement d'un objet, il est indispensable de **préciser le référentiel** par rapport auquel l'objet se déplace.
- Dans la vie courante, les mouvements sont étudiés dans le référentiel terrestre, ce que l'on ne précise pas toujours.

2 Exploiter un enregistrement

EXERCICE TYPE

On réalise la chronophotographie d'une bille d'acier lancée à proximité d'un aimant. La durée entre chaque prise de vue est de $\Delta t = 40$ ms.

Les positions consécutives sont numérotées.

1° Décrire les deux phases du mouvement du centre de la bille.

2° Sachant que le diamètre réel de la bille vaut $d = 1,0$ cm, calculer la vitesse moyenne de la bille entre les instants t_1 et t_4 .

3° Donner la valeur de la vitesse instantanée de la bille à l'instant t_3 .

4° a) Évaluer les vitesses moyennes $v_{7,8}$ (entre les dates $(t_7$ et $t_8)$), puis $v_{8,9}$ (entre les dates t_8 et t_9).

b) Évaluer la vitesse instantanée $v(t_8)$ à l'instant t_8 .



CORRIGÉ COMMENTÉ

1° On peut distinguer deux phases :

- des positions 1 à 4, le **mouvement** du centre de bille est **rectiligne et uniforme** (les distances parcourues pendant des durées égales sont égales) ;
- des positions 5 à 9, le **mouvement** est **curviligne et ralenti**.

2° Entre les dates t_1 et t_4 (pour une durée $\Delta t = 3 \times 40 = 120$ ms), la longueur du trajet est $\ell = 8,0$ cm et la vitesse moyenne entre ces deux dates vaut :

$$v_{1-4} = \frac{\ell}{\Delta t} = \frac{8,0 \times 10^{-2}}{120 \times 10^{-3}} ; v_{1-4} = 0,67 \text{ m.s}^{-1}.$$

Le diamètre de la bille vaut 1,0 cm. Sur le dessin, elle mesure 0,6 cm. Entre les dates t_1 et t_4 , la bille parcourt 4,8 cm (mesurés sur le dessin). En réalité, elle parcourt donc :

$$\frac{4,8 \times 1,0}{0,6} = 8,0 \text{ cm}$$

3° Le mouvement étant uniforme, la vitesse instantanée à l'instant t_3 est égale à la vitesse moyenne entre les dates t_1 et t_4 : $v_3 = 0,67 \text{ m.s}^{-1}$.

4° a) La distance parcourue entre les instants t_7 et t_8 (durée 40 ms) vaut 2 fois le diamètre de la bille, soit 2,0 cm et,

$$v_{7-8} = \frac{2,0 \times 10^{-2}}{40 \times 10^{-3}} ; v_{7-8} = 0,50 \text{ m.s}^{-1}.$$

La distance parcourue entre les instants t_8 et t_9 (durée 40 ms) vaut 1,5 fois le diamètre de la bille, soit 1,5 cm, et $v_{8-9} = \frac{1,5 \times 10^{-2}}{40 \times 10^{-3}} ; v_{8-9} = 0,38 \text{ m.s}^{-1}$.

b) La moyenne de ces deux valeurs donne une estimation de la vitesse à l'instant

$$t_8 : v(t_8) = \frac{0,50 + 0,38}{2} ; v(t_8) = 0,44 \text{ m.s}^{-1}.$$

À RETENIR

- Décrire (ou analyser) un mouvement consiste à :
 - préciser la **forme de la trajectoire** (rectiligne, circulaire ou curviligne) ;
 - indiquer si la **vitesse** est constante (**mouvement uniforme**), si elle diminue (**mouvement décéléré**) ou si elle augmente (**mouvement accéléré**). Pour cela, on compare les distances parcourues pendant des durées égales.
- Lors de l'étude d'un document et lorsque l'échelle n'est pas donnée explicitement dans l'énoncé, il faut chercher une donnée permettant de trouver l'échelle avec laquelle le document a été reproduit.

Ex. : dans l'exercice précédent, la donnée du diamètre réel de la bille revient à donner l'échelle de reproduction du document.

Il est toujours préférable de convertir les distances en mètre et les durées en seconde lorsque l'on calcule une vitesse :
1 cm = 10^{-2} m et 1 ms = 10^{-3} s.

Connaître le cours

Pour chaque exercice du « Connaître le cours », indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1 Relativité du mouvement et référentiel 1 min

	A	B	C
1° Les objets suivants appartiennent au référentiel terrestre :	un quai de gare	un cargo traversant l'atlantique	les murs d'une salle de classe
2° Un repère du référentiel géocentrique est constitué :	du centre du Soleil et de trois axes dirigés vers des étoiles fixes	du centre de la Terre et de trois axes dirigés vers trois étoiles fixes	du centre de la Terre et de l'axe des pôles
3° Un repère du référentiel héliocentrique est constitué :	du centre du Soleil et de trois axes dirigés vers des étoiles fixes	du centre de la Terre et de trois axes dirigés vers trois étoiles fixes	du centre de la Terre et de l'axe des pôles
4° Dans la vie courante, le mouvement d'un objet est étudié :	dans le référentiel terrestre	dans le référentiel géocentrique	dans le référentiel héliocentrique

→ Corrigé p. 224

2 Trajectoires 3 min

	A	B	C
1° La trajectoire d'un point mobile :	est l'ensemble des positions occupées par ce point lors du mouvement	est la même quel que soit le référentiel	dépend du référentiel
2° Si la trajectoire est une droite, le mouvement est :	rectiligne	uniforme	accélééré
3° Si le mouvement est curviligne, la trajectoire :	est une droite	est une ligne courbe	peut être un cercle

→ Corrigé p. 224

3 Vitesse 4 min

	A	B	C
1° La vitesse moyenne d'un véhicule :	est lue à chaque instant sur le compteur de vitesse du véhicule	dépend de la distance parcourue entre deux instants	s'exprime en m.s^{-1}

2° La relation entre la distance parcourue l , la durée Δt du trajet, et la vitesse moyenne ϑ est :

$$l = \vartheta \cdot \Delta t$$

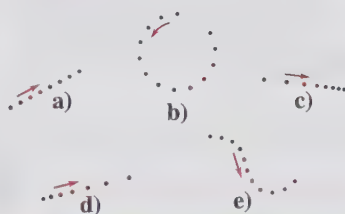
$$\vartheta = \frac{\Delta t}{l}$$

$$\vartheta = \frac{l}{\Delta t}$$

→ Corrigé p. 224

4 Étude des mouvements 3 min

Chacun des schémas suivants donne les positions d'un point d'un mobile, à intervalles de temps consécutifs égaux.



	A	B	C
1° Sont rectilignes les mouvements :	a, c et e	a, c et d	b, c et e
2° Sont curvilignes les mouvements :	a, b et e	e et d	b et e
3° Sont uniformes les mouvements :	a, b et e	c et d	b et a
4° Sont accélérés les mouvements :	a, d et e	d	c

→ Corrigé p. 224

5 Étude des mouvements 1 min

	A	B	C
1° Durant un mouvement uniforme :	la vitesse est constante	la vitesse diminue	la vitesse augmente
2° Un mouvement uniforme :	peut être circulaire	ne peut être que rectiligne	peut être rectiligne
3° Lors d'un mouvement accéléré :	la vitesse est constante	la vitesse diminue	la vitesse augmente
4° Lors d'un mouvement décéléré :	la vitesse est constante	la vitesse diminue	la vitesse augmente

→ Corrigé p. 224

Bien appliquer le cours et les méthodes

6



5 min

→ Méthode 1, p. 215

Sur une ligne droite d'autoroute, un véhicule A roule sur la file de droite à la vitesse de 110 km.h^{-1} et un véhicule B double le véhicule A à la vitesse de 130 km.h^{-1} .

1° Dans quel référentiel les vitesses des véhicules sont-elles indiquées ?

2° Le véhicule B est-il en mouvement par rapport au véhicule A ?

3° Le véhicule A est-il en mouvement par rapport au véhicule B ?

→ Corrigé p. 224

7



5 min

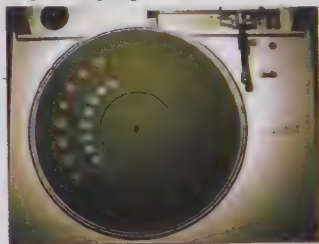
→ Méthode 2, p. 216

Deux pastilles de couleur sont collées sur un même rayon d'une platine de tourne-disque. Lorsque la platine tourne, on en réalise une chronophotographie.

1° Quelles sont les trajectoires des centres des pastilles ?

2° Comparer les longueurs des trajets parcourus par les centres des pastilles pendant la même durée. Laquelle des deux pastilles a la plus grande vitesse ?

3° Expliquer pourquoi un athlète lors d'une course sur piste à intérêt à « prendre la corde » plutôt qu'à « faire l'extérieur ».



→ Corrigé p. 224

11



10 min

→ Méthode 2, p. 216

On réalise la chronophotographie du rebond d'une balle de tennis.

La durée entre deux images consécutives est égale à $0,083 \text{ s}$.

Les positions consécutives du centre A de la balle sont notées $A_1, A_2, A_3, \dots$

1° Quel est le mouvement de la balle :

– entre A_1 et A_5 ?

– entre A_6 et A_9 ?

2° Le diamètre réel de la balle est $D = 6,5 \text{ cm}$.

a) Comparer la distance A_3A_4 parcourue entre les instants t_3 et t_4 au diamètre D de la balle.

Calculer cette distance en cm.

b) Calculer la vitesse moyenne v_{3-4} du centre de la balle entre les deux dates t_3 et t_4 .

c) Calculer la vitesse moyenne v_{4-5} du centre de la balle entre les dates t_4 et t_5 .

d) Proposer une méthode pour évaluer la vitesse instantanée v_4 à la date t_4 .



→ Corrigé p. 224

S'entraîner

9 ★★ 15 min

Reproduire le tableau ci-dessous qui donne différents records du monde de courses à pied (avant 2010).

Distances (m)	100	200	400
Durées (s)	9,58	19,19	43,18
Vitesses moyennes (m.s^{-1})			

Distances (m)	1 500	5 000	10 000
Durées (min et s)	3:26,00	12:37,35	26:17,53
Durées (s)			
Vitesses moyennes (m.s^{-1})			

1° Convertir les durées en seconde.

2° Calculer les vitesses en m.s^{-1} .

3° Commenter les résultats.

→ Corrigé p. 225

10 ★★ 10 min

Les radars routiers permettent de verbaliser les conducteurs en infraction pour excès de vitesse. Certains conducteurs ralentissent lorsque le radar est signalé, puis accélèrent après l'avoir dépassé. Pour lutter contre ce comportement, il est possible d'utiliser deux détecteurs distants, par exemple, de 5,0 km. Chacun des appareils note l'heure de passage d'un véhicule dont la plaque minéralogique est enregistrée. Un calculateur intégré aux appareils calcule la durée du trajet et la vitesse du véhicule.

1° Un radar classique mesure-t-il la vitesse moyenne ou la vitesse instantanée d'un véhicule ?

2° a) Le système avec deux détecteurs permet-t-il de calculer une vitesse moyenne ou une vitesse instantanée ?

b) Ce système donne-t-il l'assurance qu'entre les deux appareils les conducteurs ne dépassent pas la vitesse instantanée autorisée ?

3° Sur une autoroute, où la vitesse est limitée à $130 \text{ km} \cdot \text{h}^{-1}$, quelle est la durée minimale autorisée pour parcourir 5,0 km ? L'exprimer en min et s.

4° Au passage d'un véhicule, un premier détecteur note 10 h 27 min 31,45 s. Le second, situé à 5 000 m, note 10 h 28 min 56,79 s. Le conducteur de ce véhicule sera-t-il verbalisé ?

→ Corrigé p. 225

11 ★★ 5 min

Le cercle équatorial a une longueur de 40 000 km. Dans le référentiel géocentrique, un point de l'équateur est animé d'un mouvement circulaire uniforme et fait un tour complet en 24 heures.

Un aï paresse, suspendu à un arbre situé sur l'équateur dans la forêt amazonienne. À quelle vitesse ce paresseux se déplace-t-il dans le référentiel géocentrique ?

→ Corrigé p. 225

12 ★★ 10 min

Les télécommunications (télévision, téléphonie...) utilisent des satellites « géostationnaires ». Dans le référentiel géocentrique, un satellite géostationnaire est animé d'un mouvement circulaire : sa trajectoire est un cercle contenu dans le plan équatorial de centre confondu avec le centre de la Terre et de rayon voisin de 42 000 km. Dans le référentiel terrestre, ces satellites sont immobiles.

Un tel satellite « reste toujours à la verticale du même point sur Terre ».

1° Si le satellite reste toujours à la verticale du même point, combien de temps faut-il à un satellite géostationnaire pour faire un tour complet sur sa trajectoire ?

2° Calculer la vitesse d'un tel satellite :

a) dans le référentiel terrestre ;

b) dans le référentiel géocentrique.

→ Corrigé p. 226

13 ★★ 5 min

Selon le sport, les balles sont propulsées à des vitesses différentes. Le tableau ci-après donne quelques vitesses initiales.

COURS

MÉTHODES

EXERCICES

CORRIGÉS

Sport	tennis	golf	football	tennis de table	carabine
Vitesse (km.h^{-1})	250	330	130	150	3 600

1° Après avoir été propulsées, ces balles ne conservent pas leurs vitesses initiales. Proposer une hypothèse pour expliquer cela.

2° Laquelle de ces balles est ralentie le plus rapidement ? Le moins rapidement ? Justifier la réponse.

3° Est-il possible de calculer le temps que met un ballon de football, tiré lors d'un coup franc à 25 m, pour atteindre la cage du gardien ? → Corrigé p. 226

14 ★★ 5 min

La valeur de la vitesse d'une voiture qui roule est-elle plus grande :

a) par rapport à un poids lourd roulant dans la même direction et le même sens, ou par rapport à la barrière de sécurité ?

b) par rapport à un poids lourd roulant dans la même direction et le même sens, ou par rapport à un poids lourd roulant en sens inverse ? → Corrigé p. 226

Faire le bilan et s'évaluer

15 ★★ 15 min

THÈME : Univers

Dans le référentiel héliocentrique, le centre de la Terre effectue un mouvement circulaire et uniforme sur une trajectoire de rayon $R = 150 \times 10^6$ km. Il effectue un tour en 365,242 5 jours de 24 heures.

Donnée : le périmètre L d'un cercle de rayon R est $L = 2 \pi R$.

	C 2	A 2	R 1	5 points
1° Où est située l'origine du référentiel héliocentrique ?	×			/ 0,5
2° Définir un mouvement circulaire et uniforme.	×			/ 0,5
3° Si L est la distance parcourue pendant la durée Δt , donner l'expression de la vitesse moyenne. Préciser les unités du système international (SI).	×			/ 0,5
4° Convertir la durée d'un tour en seconde.		×		/ 1
5° Calculer la vitesse du centre de la Terre dans le référentiel héliocentrique.		×		/ 1
6° Où est située l'origine du référentiel géocentrique ?	×			/ 0,5
7° Quel est le mouvement du centre du Soleil dans le référentiel géocentrique ?			×	/ 1

→ Corrigé p. 226

1 Énoncé p. 218 1° A et C ; 2° B ; 3° A ; 4° A.

2 Énoncé p. 218 1° A et C ; 2° A ; 3° B et C.

3 Énoncé p. 218 1° B et C ; 2° A et C.

4 Énoncé p. 219 1° B ; 2° C ; 3° A ; 4° B.

5 Énoncé p. 219 1° A ; 2° A et C ; 3° C ; 4° B.

6 Énoncé p. 220 1 Lorsque le référentiel n'est pas précisé, il s'agit du référentiel terrestre. **Les vitesses des véhicules sont indiquées dans le référentiel terrestre.**

2° Le véhicule A est le référentiel. B double A, puis s'en éloigne : **le véhicule B est en mouvement par rapport au véhicule A.**

3° Le véhicule B est le référentiel. Si B est en mouvement par rapport à A, alors A est **en mouvement par rapport à B.**

7 Énoncé p. 220 1° Les trajectoires des centres des pastilles sont des **cercles de même centre.**

2° Pendant la même durée, la pastille la plus éloignée du centre effectue un plus long trajet que la pastille la plus proche.

La pastille la plus éloignée du centre a la plus grande vitesse.

3 Dans les courbes, **le coureur à « l'extérieur » a une trajectoire plus longue et doit courir plus vite pour rester au niveau du coureur qui tient la corde.**

8 Énoncé p. 220 1 De A_1 à A_5 , la bille tombe vers le sol en un **mouvement curviligne accéléré.**

De A_6 à A_9 , la bille a un **mouvement curviligne décéléré.**

2° a) La distance A_3A_4 est égale à 5 fois le diamètre D de la balle, soit

$$A_3A_4 = 5 \times 6,5 = 32,5 \text{ cm.}$$

b) Entre les instant t_3 et t_4 , la vitesse moyenne v_{3-4} vaut :

$$v_{3-4} = \frac{A_3A_4}{t_4 - t_3} = \frac{0,325}{0,083} ; v_{3-4} = 3,9 \text{ m.s}^{-1}.$$

c) La distance A_4A_5 est égale à 6 fois le diamètre de la balle et

$$v_{4-5} = \frac{A_4A_5}{t_5 - t_4} = \frac{6 \times 6,5 \times 10^{-2}}{0,083} ; v_{4-5} = 4,7 \text{ m.s}^{-1}.$$

d) On peut évaluer la vitesse instantanée v_4 en calculant la moyenne des vitesses moyennes juste avant et juste après la date t_4 , soit :

$$v_4 = \frac{v_{3-4} + v_{4-5}}{2} = \frac{3,9 + 4,7}{2} ; v_4 = 4,3 \text{ m.s}^{-1}.$$

En physique, *comparer* signifie *effectuer un rapport* : ici, entre la distance A_3A_4 et le diamètre de la balle.

9 Énoncé p. 221 1° et 2°.

Distances (m)	100	200	400
Durées (s)	9,58	19,19	43,18
Vitesses moyennes (m.s^{-1})	10,44	10,42	9,26
Distances (m)	1 500	5 000	10 000
Durées (min et s)	3:26,00	12:37,35	26:17,53
Durées (s)	206	757,35	1 577,53
Vitesses moyennes (m.s^{-1})	7,28	6,60	6,34

3° La vitesse moyenne diminue lorsque la distance augmente. On remarque que l'écart est faible entre le 100 m et le 200 m qui comporte pourtant une partie en virage. Entre le 5 000 m et le 10 000 m, l'écart paraît faible alors que l'une des distances est le double de l'autre.

10 Énoncé p. 221 1° Un radar classique mesure la **vitesse instantanée du véhicule**.

2° a) Le système avec deux détecteurs permet de calculer une **vitesse moyenne**.

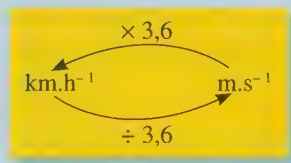
b) Entre les deux détecteurs, un conducteur peut dépasser la vitesse limite à condition de ralentir ensuite pour que la vitesse moyenne ne dépasse pas la vitesse maximale autorisée. S'il ne connaît pas la position du second détecteur, il risque de ne pas ralentir à temps et de se faire verbaliser.

3° En supposant la distance de 5 km parcourue à la vitesse maximale autorisée, on détermine la plus courte durée permise pour faire ce trajet :

$$v = \frac{\ell}{\Delta t}, \text{ soit } \Delta t = \frac{\ell}{v} \text{ avec } \ell = 5,0 \times 10^3 \text{ m et}$$

$$v = 130 \text{ km.h}^{-1} = \frac{130}{3,6} = 36 \text{ m.s}^{-1}.$$

$$\Delta t = \frac{5,0 \times 10^3}{36} = 1,39 \times 10^2 \text{ s, soit } 2 \text{ min } 19 \text{ s.}$$



Durée minimale : 2 min 19 s.

4° Durée du parcours : 10 h 28 min 56,79 s – 10 h 27 min 31,45 s = **1 min 25,34 s.**

Cette durée est **inférieure à la durée minimale autorisée ; le véhicule est verbalisé.**

Remarque : pour les conversions, s'aider éventuellement de la **Méthode 1** du chapitre 11.

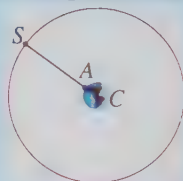
11 Énoncé p. 222 Le paresseux est immobile dans le référentiel terrestre, mais il tourne avec la Terre dans le référentiel géocentrique. Il se déplace de 40 000 km en un jour.

La vitesse moyenne du aï dans le référentiel géocentrique est :

$$v = \frac{40\,000}{24} ; v = 1\,667 \text{ km.h}^{-1}.$$

12 Énoncé p. 222 1° Comme la Terre tourne autour de l'axe des pôles, un point A de l'équateur décrit un cercle de centre C. Le satellite S décrit aussi, dans le même plan, un cercle de centre C. Pour rester à la verticale de A, S fait 1/4 de tour lorsque A fait 1/4 de tour, 1/2 tour lorsque A fait 1/2 tour...

A et S font un tour sur leur trajectoire pendant la même durée de 24 heures.



2° a) Dans le référentiel terrestre le satellite géostationnaire est immobile : sa vitesse est nulle.

b) Dans le référentiel géocentrique, le satellite décrit un cercle de circonférence $\ell = 2\pi R = 2 \times \pi \times 42\,000 = 2,64 \times 10^5$ km en 24 heures.

$$v = \frac{\ell}{\Delta t} = \frac{2,64 \times 10^5}{24}; v = 1,1 \times 10^4 \text{ km.h}^{-1}.$$

13 Énoncé p. 222 1° Les balles sont freinées par la « résistance de l'air ».

2° La plus grosse balle est la plus rapidement ralentie : le ballon de football. La moins rapidement ralentie est la balle de la carabine.

3° Ce n'est pas possible, car la vitesse n'est pas constante durant le tir.

14 Énoncé p. 223 a) La valeur de la vitesse d'une voiture qui roule est **plus grande par rapport à la barrière de sécurité** que par rapport à un poids lourd roulant dans la même direction et le même sens.

b) La valeur de la vitesse d'une voiture qui roule est **plus grande par rapport à un poids lourd roulant en sens inverse** que par rapport à un poids lourd roulant dans la même direction et le même sens.

15 Énoncé p. 223 1° L'origine du référentiel héliocentrique est au centre du Soleil.

2° La trajectoire est un cercle et la vitesse est constante.

3° $v = \frac{L}{\Delta t}$, avec L en m, Δt en s et v en m.s^{-1} .

4° Durée d'un tour : $365,2425 \times 24 \times 3\,600 = 31\,556\,952$ s.

5° $v = \frac{L}{\Delta t} = \frac{2\pi R}{\Delta t} = \frac{2\pi \times 150 \times 10^9}{31\,556\,952}; v = 2,99 \times 10^4 \text{ m.s}^{-1} (1,07 \times 10^5 \text{ km.h}^{-1}).$

6° L'origine du référentiel géocentrique est au centre de la Terre.

7° Dans le référentiel géocentrique, le mouvement du centre du Soleil est un **mouvement circulaire et uniforme**.

Actions mécaniques, forces

1 Actions mécaniques et forces

Une action mécanique peut déformer un objet, le mettre en mouvement ou modifier son mouvement.

Il faut indiquer l'objet A qui exerce l'action et l'objet B qui subit l'action :

C'est l'action **exercée par A sur B** .

On distingue les **actions de contact** des **actions à distance**.

■ Certaines actions mécaniques sont modélisées par un **vecteur force $\vec{F}$** caractérisé par :

- son point d'application,
- sa direction,
- son sens,
- sa valeur, exprimée en newton (N).

On appelle « droite d'action », la droite passant par le point d'application et ayant la direction de la force.

Sur un schéma, on représente la force par un segment fléché. Si la valeur d'une force est connue, on peut représenter la longueur du segment fléché proportionnellement à la valeur de la force, en choisissant une échelle de représentation.

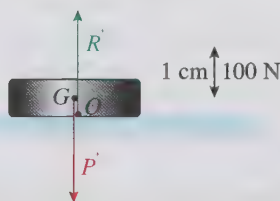
« **Caractériser** » une force, c'est en donner les caractéristiques.

■ Le **poids** d'un objet est la force $\vec{P}$ exercée à distance par la Terre sur ce corps.

Les quatre caractéristiques du poids sont :

- son point d'application, le centre de gravité G de l'objet,
- sa direction, la verticale,
- son sens, du haut vers le bas,
- sa valeur P , donnée par la relation : **$P = m \cdot g$**

avec : P en N, m la masse en kg, g l'intensité de la pesanteur en $\text{N} \cdot \text{kg}^{-1}$.



2 Les effets d'une force sur le mouvement

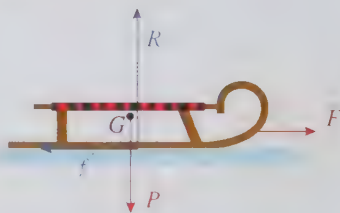
- Une force parallèle à la direction d'un mouvement peut modifier la vitesse.
- Une force perpendiculaire à la direction d'un mouvement peut modifier la trajectoire.
- Une force d'orientation quelconque peut modifier à la fois la vitesse et la trajectoire.

Ex. : effets de forces sur le mouvement d'une luge

Tractée par une force $\vec{F}$ sur une surface plane horizontale, une luge est animée d'un mouvement rectiligne.

La luge est soumise :

- à la force $\vec{F}$ de traction, parallèle à la direction du mouvement. Cette force de traction pourrait provoquer une augmentation de la vitesse de la luge sans en modifier la trajectoire.
- à son poids $\vec{P}$ vertical, perpendiculaire à la direction du mouvement. Cette force pourrait modifier la trajectoire (enfoncement de la luge dans la neige) sans modifier la vitesse.
- à la force $\vec{R}$ perpendiculaire au plan du support (le sol enneigé) et à la direction du mouvement. Cette force pourrait modifier la trajectoire sans modifier la vitesse. Elle s'oppose à l'enfoncement.
- à la force $\vec{f}$ parallèle à la direction du mouvement. Elle s'oppose à l'avancement et représente l'ensemble des forces de frottements.



3 Le principe de l'inertie

Dans un référentiel terrestre :

- si les forces qui sont appliquées à un objet se compensent, l'objet reste immobile ou reste en mouvement rectiligne et uniforme ;
- réciproquement, si un objet reste immobile ou en mouvement rectiligne et uniforme, alors les forces qui lui sont appliquées se compensent.

COURS

MÉTHODES

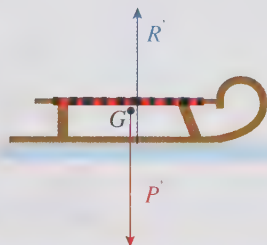
EXERCICES

CORRIGÉS

- Deux forces appliquées à un même objet se compensent si elles ont :
 - même droite d'action,
 - des sens opposés,
 - même valeur.

Ex. : le schéma ci-contre représente une luge immobile sur la neige ou animée d'un mouvement rectiligne et uniforme sur un sol verglacé parfaitement lisse. Il n'y a pas de forces de frottement, donc :

$\vec{P}$ et $\vec{R}$ ont la même droite d'action, sont de sens contraire et ont la même valeur : $P = R$.



Influence de la masse :

Une force donnée modifie davantage le mouvement d'un objet de faible masse que le mouvement d'un objet de masse élevée.

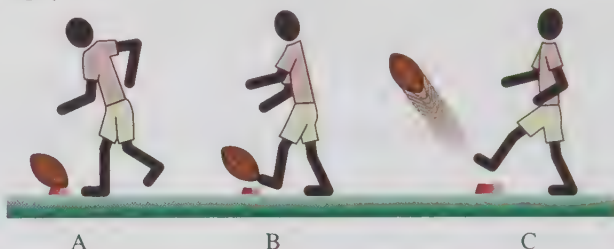
La masse d'un objet représente son inertie.

- Le principe de l'inertie peut être appliqué :
 - dans le référentiel géocentrique pour étudier le mouvement de la Lune ou des satellites ;
 - dans le référentiel héliocentrique pour étudier le mouvement des planètes du système solaire.
- (voir chapitres 15 et 17)

1 Modéliser des actions mécaniques

EXERCICE TYPE

Un joueur de rugby tente une transformation.



A : Le ballon repose sur un support.

B : Le joueur frappe le ballon qui décolle du support.

C : Le ballon s'élève vers le but.

1° Pour chaque situation, répertorier les actions mécaniques exercées sur le ballon en précisant « action exercée par... sur le ballon ». On néglige dans tous les cas l'action exercée par l'air.

2° a) Préciser la direction, le sens et le point d'application de chacune des forces modélisant ces actions mécaniques.

b) Représenter ces forces sur les schémas.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° • Situation A : action à distance exercée **par la Terre** (son poids) **sur le ballon** ; action de contact exercée **par le support** **sur le ballon**.

• Situation B : action à distance exercée **par la Terre** (son poids) **sur le ballon** ; action de contact exercée **par la chaussure du joueur** **sur le ballon**.

Il n'y a plus d'action exercée par le support puisque le ballon décolle.

• Situation C : action à distance exercée **par la Terre** (son poids) **sur le ballon**.

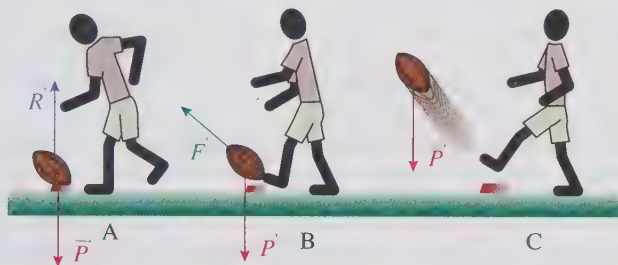
Attention : la chaussure ne peut plus exercer d'action sur le ballon, lorsque chaussure et ballon ne sont plus en contact.

2° a) L'action à distance exercée par la Terre est modélisée par le **poids $\vec{P}$** du ballon. $\vec{P}$ est appliqué au **centre de gravité** du ballon, sa direction est **verticale**, son sens **vers le bas**.

L'action de contact exercée par le support est modélisée par la « **réaction** » $\vec{R}$ **du support** : sa direction est **verticale**, son sens **vers le haut**, son **point d'application** est **sur la surface du ballon en contact avec le support**.

L'action de contact exercée par la chaussure du joueur peut être modélisée par une force $\vec{F}$ orientée vers le haut et vers l'avant et appliquée sur le ballon au point d'impact de la chaussure.

b)



À RETENIR

Lorsqu'aucune indication n'est donnée concernant la valeur de la force, on se contente de préciser ses trois autres caractéristiques et de représenter cette force par un segment fléché sans souci d'échelle.

2 Étudier l'influence d'une force sur le mouvement d'un mobile

EXERCICE TYPE

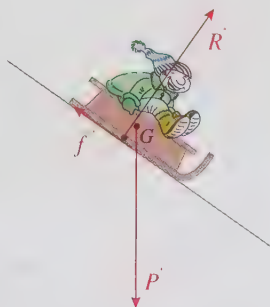
Une luge et un enfant descendent en ligne droite sur une piste enneigée inclinée.

Sur le schéma sont représentées trois forces appliquées à l'ensemble « luge-enfant ».

1° Laquelle de ces forces modélise une action mécanique qui tend à s'opposer à la descente de la luge et à réduire sa vitesse ?

2° Laquelle de ces forces modélise une action mécanique qui ne peut pas modifier la vitesse de la luge et tend à s'opposer à son enfoncement dans la neige ?

3° Quels effets le poids tend-il à imposer au mouvement de l'ensemble « luge-enfant » ?



CORRIGÉ COMMENTÉ

1° La force $\vec{f}$, représentant les forces de frottement, est parallèle à la direction du mouvement.

La force $\vec{f}$ tend à s'opposer à la descente de la luge et à réduire sa vitesse.

2° La force $\vec{R}$, « réaction du support », est perpendiculaire à la direction du mouvement.

La force $\vec{R}$ ne modifie pas la vitesse de l'objet mais pourrait dévier sa trajectoire vers le haut. Ici, elle s'oppose à l'enfoncement de la luge dans la neige.

3° Le poids $\vec{P}$ n'est ni parallèle, ni perpendiculaire à la direction du mouvement.

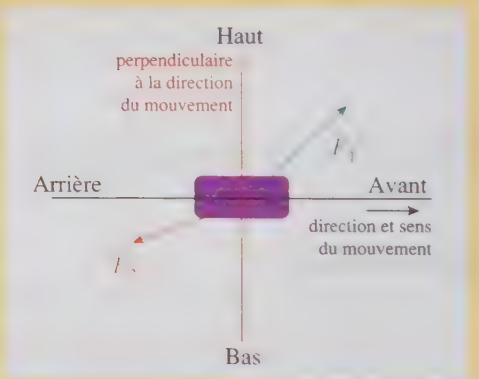
Le poids $\vec{P}$ peut modifier à la fois la vitesse et la trajectoire de l'ensemble « luge-enfant ». Il tend à augmenter la vitesse et pourrait dévier la trajectoire vers le bas (avec enfoncement dans la neige).

À RETENIR

Si une force $\vec{F}$ a une direction quelconque par rapport à la direction du mouvement, on peut prévoir son action.

– $\vec{F}_1$, orientée vers l'avant et vers le haut, peut augmenter la vitesse de l'objet et peut incurver la trajectoire vers le haut.

– $\vec{F}_2$, orientée vers l'arrière et vers le bas, peut diminuer la vitesse de l'objet et peut incurver la trajectoire vers le bas.



3 Caractériser une force en utilisant le principe de l'inertie

EXERCICE TYPE

Le curling est un sport de précision qui se pratique sur une surface horizontale de glace très lisse. Le but est de placer des pierres le plus près possible d'une cible dessinée sur la glace. Chaque pierre polie a une masse $m = 20 \text{ kg}$.

1° Une pierre est immobile sur la glace.

a) Identifier les actions mécaniques qui agissent sur la pierre.

b) Énoncer le principe de l'inertie.

c) Caractériser les forces modélisant ces actions mécaniques.

On prendra $g = 10 \text{ N.kg}^{-1}$.

d) Représenter ces forces sur un schéma à l'échelle 1 cm pour 100 N.

2° La pierre est animée d'un mouvement rectiligne uniforme sur une partie de son parcours où la glace est parfaitement lisse.

Les forces sont-elles modifiées ?

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° a) La pierre est soumise :

- à son **poids**, action mécanique à distance exercée par la Terre,
- à la **réaction du support**, action mécanique de contact exercée par la glace sur la semelle de la pierre.

Sur Terre, un objet posé sur le sol est toujours soumis à deux actions opposées : son poids qui est l'action à distance de la Terre en tant que planète (elle est assimilable à l'attraction gravitationnelle) et la réaction du support qui est l'action de contact exercée par la terre (ou sol).

b) Dans un référentiel terrestre :

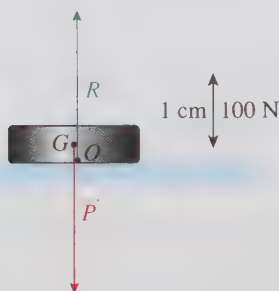
- si les forces qui sont appliquées à un objet se compensent, alors l'objet reste immobile ou reste en mouvement rectiligne et uniforme ;
- réciproquement, si un objet reste immobile ou en mouvement rectiligne et uniforme, alors les forces qui lui sont appliquées se compensent.

c) Le poids $\vec{P}$ de la pierre est une force **verticale, orientée vers le bas, appliquée au centre de gravité G** et de valeur $P = m \cdot g = 20 \times 10$; $P = 2,0 \times 10^2$ N.

Désignons par $\vec{R}$ la réaction du support. D'après le principe de l'inertie, les forces $\vec{R}$ et $\vec{P}$ se compensent puisque la pierre est immobile dans le référentiel terrestre. $\vec{R}$ est donc **une force verticale, de même droite d'action que $\vec{P}$, orientée vers le haut et appliquée au centre de la semelle de la pierre**, de valeur :

$$R = P = 2,0 \times 10^2 \text{ N.}$$

d)



2° D'après le principe de l'inertie, lorsque la pierre est animée d'un mouvement rectiligne et uniforme, les forces $\vec{R}$ et $\vec{P}$ se compensent. $\vec{P}$ n'a pas changé, les caractéristiques de $\vec{R}$ sont les mêmes que lorsque la pierre est au repos.

À RETENIR

- Lorsque, dans le référentiel terrestre, un objet est immobile ou en mouvement rectiligne et uniforme, le principe de l'inertie s'applique : les forces appliquées à l'objet se compensent.
- Si le solide est soumis à son poids et à une autre force, alors les caractéristiques de cette force se déduisent de celles du poids.

Connaître le cours

Pour chaque exercice du « Connaître le cours », indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1 Actions mécaniques et forces 3 min

	A	B	C
1°  La force $\vec{R}$ modélise :	l'action de contact exercée par le vase sur la table	l'action de contact exercée par la table sur le vase	l'action à distance exercée par la Terre sur le vase
2° Les caractéristiques d'une force indiquent :	uniquement la direction et le sens de l'action mécanique	– le point d'application – la direction – le sens – la valeur	les effets possibles de l'action mécanique
3° Le poids d'un objet :	modélise l'action à distance exercée par la Terre sur l'objet	ne dépend pas de la masse de l'objet	est dirigé vers le bas dans l'hémisphère Nord et vers le haut dans l'hémisphère Sud

→ Corrigé p. 240

2 Les effets d'une force sur le mouvement 2 min

	A	B	C
1° Une force parallèle à la direction du mouvement d'un objet :	peut en modifier la trajectoire	peut en modifier la vitesse et la trajectoire	peut en modifier la vitesse
2° Une force perpendiculaire à la direction du mouvement d'un objet :	peut en modifier la trajectoire	peut en modifier la vitesse et la trajectoire	peut en modifier la vitesse

→ Corrigé p. 240

3 Le principe de l'inertie 3 min

	A	B	C
1° Dans le référentiel terrestre, un objet soumis à des forces qui se compensent :	peut être immobile	peut être animé d'un mouvement curviligne et uniforme	peut se déplacer en ligne droite et à vitesse constante
2° Si deux forces $\vec{F}_1$ et $\vec{F}_2$ se compensent, alors :	elles ont une même droite d'action	$F_1 = F_2$	elles ont le même sens
3° Une force donnée modifie :	davantage le mouvement d'un objet de faible masse que de grande masse	davantage le mouvement d'un objet de grande masse que de faible masse	de la même manière le mouvement d'objets de masses différentes

→ Corrigé p. 240

Bien appliquer le cours et les méthodes

4 ★ 5 min → Méthode 1, p. 230

Un lanceur de poids est représenté lorsqu'il propulse la sphère métallique (A), et juste après la propulsion (B).

1° Quelles actions mécaniques sont exercées sur la sphère métallique dans l'un et l'autre cas ?

2° Calculer la valeur du poids de la sphère métallique utilisée en compétition senior, de masse 7,26 kg.

Donnée : $g = 9,81 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$.

3° Schématiser la sphère métallique par un cercle et représenter, sans souci d'échelle, les forces appliquées à celle-ci dans l'une et l'autre des situations.



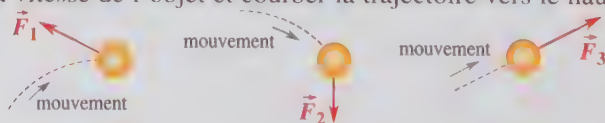
→ Corrigé p. 240

5 ★ 5 min → Méthode 2, p. 231

Parmi les forces représentées sur les schémas ci-dessous, laquelle peut :

a) augmenter la vitesse de l'objet sans courber sa trajectoire ?

b) diminuer la vitesse de l'objet et courber la trajectoire vers le haut ?



→ Corrigé p. 240

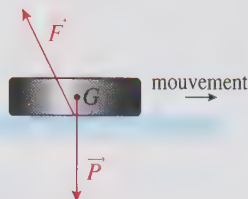
6 ★ 5 min → Méthode 2, p. 231

Un palet de hockey est propulsé sur la glace. Après la propulsion et avant son arrêt, le palet parcourt plusieurs mètres en ligne droite sur la surface horizontale de la patinoire.

1° On considère le schéma ci-contre. Préciser, en spécifiant « action exercée par... sur... », ce que modélisent les vecteurs $\vec{P}$ et $\vec{F}$.

2° Laquelle de ces deux forces :

- a) peut à la fois modifier la vitesse du palet et sa trajectoire ?
- b) ne peut pas modifier la vitesse du palet ?



→ Corrigé p. 240

7 ★ 10 min → Méthode 3, p. 233

Un lustre de masse 5,0 kg est suspendu à un plafond par l'intermédiaire d'une chaîne.

1° Identifier les actions mécaniques qui agissent sur le lustre.

2° Caractériser les forces modélisant ces actions mécaniques.

On prendra $g = 9,81 \text{ N.kg}^{-1}$.

3° Réaliser un schéma (le lustre sera représenté par une sphère) et représenter ces forces en adoptant une échelle adéquate.

→ Corrigé p. 240

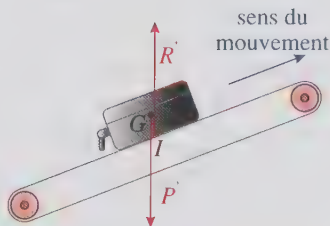
8 ★★ 5 min → Méthodes 2 et 3, pp. 231 et 233

Une valise de 20 kg est entraînée par un tapis roulant en un mouvement rectiligne uniforme.

1° Le schéma représente les forces appliquées à la valise : poids $\vec{P}$ et force $\vec{R}$ exercée par le tapis roulant. Quelle relation existe entre ces deux forces ? Justifier la réponse.

2° Caractériser la force $\vec{R}$. On prendra $g = 10 \text{ N.kg}^{-1}$.

3° Laquelle de ces forces permet d'entraîner la valise vers le haut ?



→ Corrigé p. 241

S'entraîner

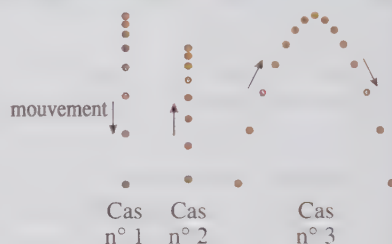
9

★★

5 min

On réalise trois chronophotographies d'une bille en mouvement :

- cas n° 1 : la bille a été lâchée sans vitesse initiale ;
- cas n° 2 : la bille a été lancée vers le haut selon la verticale ;
- cas n° 3 : la bille a été lancée vers le haut dans une direction inclinée par rapport à la verticale.



1° Quelle est, durant chacun de ces mouvements, la force appliquée à la bille après son départ (on néglige la résistance de l'air) ?

2° Dans quel(s) cas, la force appliquée à la bille provoque-t-elle :

- a) une modification de la vitesse et de la forme de la trajectoire ?
- b) uniquement une diminution de la vitesse ?
- c) uniquement une augmentation de la vitesse ?

→ Corrigé p. 241

10

★★

10 min

Lors d'une épreuve dite de « kilomètre lancé » (KL), un skieur peut atteindre une vitesse supérieure à 250 km.h^{-1} .

Il se lance sur une piste d'élan rectiligne très pentue. Sa vitesse augmente, puis se stabilise lorsqu'il atteint la zone de chronométrage. Il dispose ensuite de quelques centaines de mètre pour réduire sa vitesse.

L'action de contact exercée par la neige sur les skis ainsi que la résistance de l'air qui s'oppose au mouvement seront représentées par une force unique $\vec{F}$ appliquée au centre de gravité G du skieur.

1° a) Répertorier les forces appliquées au skieur.

b) Indiquer la direction, le sens et la valeur de ces forces lorsque la vitesse du skieur est constante.

Données : $m_{\text{skieur}} = 90 \text{ kg}$ et $g = 10 \text{ N.kg}^{-1}$.

2° Représenter ces forces sur un schéma à l'échelle $1 \text{ cm} \Leftrightarrow 450 \text{ N}$.

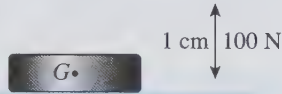
→ Corrigé p. 241

Faire le bilan et s'évaluer

11 ★★ **10 min** THÈME : Sport

Une pierre de curling de masse $m = 20 \text{ kg}$ est lancée sur une surface de glace plane et horizontale.

Données : $m_{\text{pierre}} = 20 \text{ kg}$; $g = 10 \text{ N.kg}^{-1}$.



	C 1	A 2	R 1	4 points
1° Donner les caractéristiques du poids de la pierre.	×			/ 0,5
2° Énoncer le principe de l'inertie.	×			/ 0,5
3° Caractériser les forces appliquées à la pierre lorsqu'elle est animée d'un mouvement rectiligne et uniforme sur une glace parfaitement lisse.		×		/ 1
4° Sur le schéma ci-dessus, représenter les forces à l'échelle 1 cm pour 100 N.		×		/ 1
5° En fait, le mouvement de la pierre est rectiligne décéléré. Pourquoi la vitesse de la pierre diminue-t-elle ?			×	/ 1

→ Corrigé p. 242

1 Énoncé p. 235 1° B ; 2° B ; 3° A.

2 Énoncé p. 235 1° C ; 2° A.

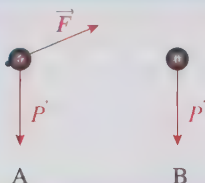
3 Énoncé p. 236 1 A et C ; 2 A et B ; 3 A.

4 Énoncé p. 236 1 Cas A : la sphère métallique est soumise à son **poids** (action à distance exercée par la Terre) et à l'**action de contact exercée par la main du lanceur**.

Cas B : la sphère métallique n'est plus soumise qu'à son **poids**.

2° $P = m \cdot g = 7,26 \times 9,81$; $P = 71,2$ N.

3°



La force $\vec{F}$ modélise une force de contact. Son point d'application est donc le point de contact entre les deux objets : ici, la main et la sphère. C'est là l'origine du segment fléché.

5 Énoncé p. 236 a) $\vec{F}_3$ est parallèle à la trajectoire : elle **ne courbe pas la trajectoire et augmente la vitesse** (elle est dans le sens du déplacement).

b) $\vec{F}_1$ a une direction quelconque par rapport à la trajectoire : cette force **peut modifier la vitesse** (étant dirigée en sens contraire du déplacement, elle diminue la vitesse de l'objet) **et modifier la trajectoire** en l'incurvant vers le haut.

6 Énoncé p. 237 1 $\vec{P}$ modélise l'**action à distance exercée par la Terre sur le palet** (poids du palet) ; $\vec{F}$ modélise l'**action de contact exercée par la glace sur le palet**.

2 a) $\vec{F}$ a une direction quelconque par rapport à la trajectoire : cette force **peut modifier la vitesse** (étant dirigée en sens contraire du déplacement, elle diminue la vitesse de l'objet) **et modifier la trajectoire**.

b) $\vec{P}$ a une direction perpendiculaire à la direction du mouvement : elle **ne peut pas modifier la vitesse du palet**.

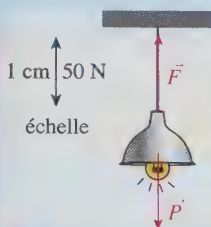
7 Énoncé p. 237 1 Les actions mécaniques qui agissent sur le lustre sont le **poids** (action à distance exercée par la Terre) et l'**action de contact exercée par la chaîne**.

2° Le poids $\vec{P}$ est appliqué au centre de gravité G du lustre, de direction verticale, de sens vers le bas, de valeur $P = m \cdot g = 5,0 \times 9,81$; $P = 49$ N.

Soit $\vec{F}$, la force exercée par la chaîne sur le lustre. Le lustre étant immobile dans le référentiel terrestre, d'après le principe de l'inertie, $\vec{P}$ et $\vec{F}$ **se compensent et ont même valeur** : $P = F$.

$\vec{F}$ est appliquée au point de contact entre le lustre et la chaîne, sa direction est verticale, son sens vers le haut et sa valeur est $F = 49 \text{ N}$.

3° Voir schéma.



Deux forces se compensent si elles s'appliquent au même objet, elles ont même droite d'action, même valeur et des sens opposés.

Énoncé p. 237 1° Le mouvement de la valise est un mouvement rectiligne et uniforme (dans le référentiel terrestre), donc les forces qui sont appliquées à la valise se compensent. **Les deux forces ont la même droite d'action et la même valeur : $R = P$.**

2° La force $\vec{R}$ est appliquée à l'intersection I de la verticale passant par G avec le fond de la valise. Elle est **verticale**, orientée **vers le haut**. Sa valeur est $R = P = m \cdot g = 20 \times 10$; **$R = 2,0 \times 10^2 \text{ N}$.**

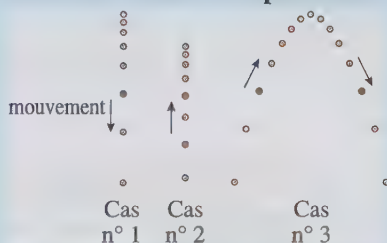
3° Par rapport à la direction et au sens du mouvement, la force $\vec{R}$ est orientée vers l'avant : **$\vec{R}$ entraîne la valise sur le tapis.**

Énoncé p. 238 1° La force appliquée à la bille après son lancement est son **poids $\vec{P}$** .

2° a) Dans le cas n° 3, le poids provoque une **modification de la vitesse et de la forme de la trajectoire**.

b) Dans le cas n° 2, le poids provoque uniquement une **diminution de la vitesse**.

c) Dans le cas n° 1, le poids provoque une **augmentation de la vitesse**.



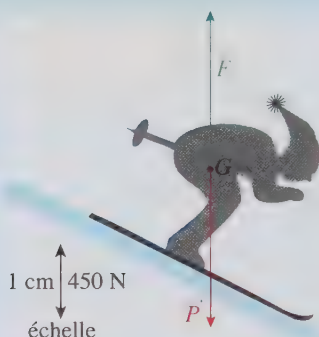
Énoncé p. 238 1° a) Le skieur est soumis à son **poids $\vec{P}$** et à la **force $\vec{F}$ exercée par la neige et par l'air sur le skieur**.

b) $\vec{P}$ est vertical, orienté vers le bas, appliqué au centre de gravité G du skieur et $P = m \cdot g = 90 \times 10$; **$P = 9,0 \times 10^2 \text{ N}$.**

D'après le principe de l'inertie, le mouvement étant rectiligne et uniforme, **les forces se compensent : elles ont une même droite d'action, sont de sens contraire et ont la même valeur : $P = F$.**

La force $\vec{F}$ a pour droite d'action la verticale passant par G , est orientée vers le haut, et a pour valeur : **$F = P = 9,0 \times 10^2 \text{ N}$.**

2 À l'échelle proposée, les forces sont schématisées par des flèches de 2,0 cm.



$$450 \text{ N} \leftrightarrow 1 \text{ cm} ;$$

$$9,0 \times 10^2 \leftrightarrow \frac{9,0 \times 10^2}{450} = 2 \text{ cm}.$$

11 Énoncé p. 239 1° Le poids de la pierre est une force appliquée au centre de gravité, de direction verticale, orientée vers le bas et de valeur :

$$P = m \cdot g = 20 \times 10 ; P = 2,0 \times 10^2 \text{ N}.$$

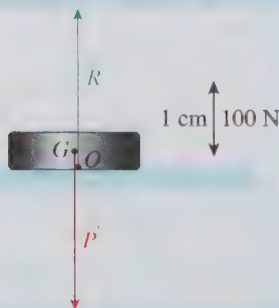
2° Dans le référentiel terrestre, un objet reste immobile ou reste en mouvement rectiligne et uniforme si les forces qui lui sont appliquées se compensent.

3° La pierre est soumise à son poids $\vec{P}$ et à la force $\vec{R}$ exercée par la glace.

La pierre étant en mouvement rectiligne et uniforme, ces deux forces se compensent : elles ont même droite d'action (la verticale passant par G), des sens opposés et la même valeur : $P = R$.

$\vec{R}$ est verticale, orientée vers le haut, de valeur $R = 2,0 \times 10^2 \text{ N}$. Elle est appliquée en un point O situé sous la pierre en contact avec la glace.

4°



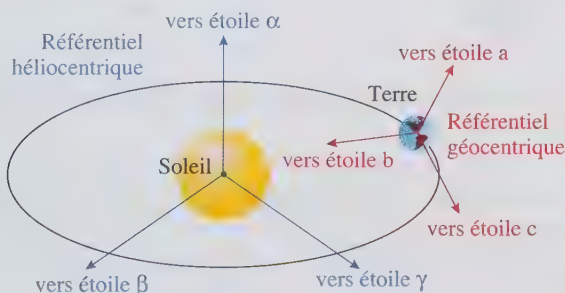
5 Si le mouvement de la pierre est rectiligne décéléré, c'est qu'elle est soumise à des forces de frottement de sens opposé au mouvement.

1 Référentiels

■ Le **référentiel géocentrique** est constitué du centre de la Terre et de trois axes dirigés vers trois étoiles fixes (voir schéma).

Le mouvement de rotation de la Terre autour de l'axe de ses pôles (un tour en 24 heures) est étudié dans ce référentiel. Ce référentiel permet l'étude des mouvements de la Lune et des satellites artificiels.

■ Le **référentiel héliocentrique** est constitué du centre du Soleil et de trois axes dirigés vers trois étoiles fixes (voir schéma).



Le mouvement de révolution de la Terre autour du Soleil (un tour en une année) est étudié dans ce référentiel. Ce référentiel permet l'étude des mouvements des planètes du système solaire.

2 Interaction gravitationnelle entre deux corps de masse m et m'

■ Deux corps ponctuels de masse m et m' , séparés par une distance d , exercent l'un sur l'autre des forces attractives de même valeur F , appelées forces d'interaction gravitationnelle :

$$F = \frac{G.m.m'}{d^2}$$

avec : F en newton (N), m et m' en kilogramme (kg), d en mètre (m) ;
 G (constante de gravitation universelle), $G = 6,67 \times 10^{-11}$ unités S.I.

COURS

MÉTHODES

EXERCICES

CORRIGÉS

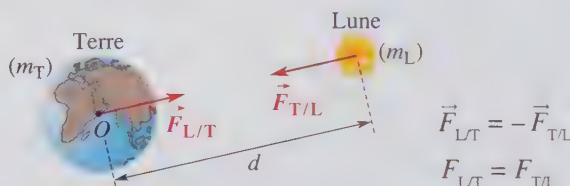
■ Cette loi est valable pour les astres en considérant que leur masse est concentrée en leur centre.

Ainsi, la Terre attire la Lune avec la force $\vec{F}_{T/L}$ et la Lune attire la Terre avec la force $\vec{F}_{L/T}$:

- $\vec{F}_{T/L}$ est appliquée au centre de la Lune ;
- $\vec{F}_{L/T}$ est appliquée au centre de la Terre.

Ces deux forces ont la même droite d'action, des sens opposés et la même

valeur : $F_{LT} = F_{TL} = \frac{G \cdot m_T \cdot m_L}{d^2}$.



C'est la force d'attraction gravitationnelle exercée par la Terre qui maintient la Lune à proximité de la Terre.

Si elle n'existait pas, la Lune serait animée, dans le référentiel géocentrique, d'un mouvement rectiligne uniforme et s'éloignerait de la Terre. Par ailleurs, la Lune ne tombe pas sur la Terre et reste sur son orbite, car elle possède une vitesse suffisante. C'est la force d'attraction gravitationnelle exercée par la Lune sur la Terre qui est à l'origine des marées.

3 Interaction gravitationnelle et poids d'un objet

■ Le tableau ci-après indique les caractéristiques du poids $\vec{P}$ d'un objet de masse m et de la force gravitationnelle attractive $\vec{F}$ exercée par la Terre sur l'objet.

	Point d'application	Droite d'action	Sens	Valeur
Poids $\vec{P}$	centre de gravité G	verticale passant par G	vers le sol	$P = m \cdot g$
Force gravitationnelle $\vec{F}$	centre de gravité G	droite reliant G au centre de la Terre	vers le centre de la Terre	$F = \frac{G \cdot m \cdot m'}{d^2}$

On admet qu'en tout lieu, la direction de la verticale passant par G passe par le centre de la Terre.

COURS

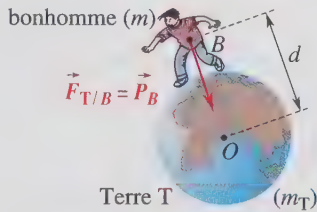
MÉTHODES

EXERCICES

CORRIGÉS

Le poids $\vec{P}$ d'un objet B de masse m , situé à la distance d du centre de la Terre, peut s'identifier à la force gravitationnelle attractive $\vec{F}_{T/B}$ exercée par la Terre sur l'objet. La pesanteur terrestre résulte de l'attraction terrestre.

Ex. : pour le bonhomme B , $\vec{P}_B = \vec{F}_{T/B}$, d'où $P_B = F_{T/B}$.



■ Il en est de même pour les autres astres : le poids $\vec{P}$ d'un objet B de masse m , situé à proximité de l'astre A , peut s'identifier à la force gravitationnelle attractive $\vec{F}_{A/B}$ exercée par l'astre sur l'objet.

Remarque : pour un objet situé à grande distance de l'astre, on ne fait généralement pas cette identification. On ne parle pas du poids de la Lune, mais de la force gravitationnelle attractive $\vec{F}_{T/L}$ exercée par la Terre sur la Lune.

4 Univers et forces d'interaction gravitationnelles

■ Toutes les planètes sont en interaction gravitationnelle avec le Soleil.

Leurs centres sont animés d'un mouvement circulaire. Leurs trajectoires ont pour centre, le centre du Soleil et sont situées dans un même plan.

C'est la force gravitationnelle exercée par le Soleil sur chacune des planètes qui maintient celles-ci sur leurs trajectoires.

Par ailleurs, chaque planète, sur son orbite, possède une vitesse suffisante pour rester à distance du Soleil.

■ Ce sont les forces d'interactions gravitationnelles qui prédominent dans les interactions entre tous les astres de l'Univers (étoiles, galaxies...). Elles assurent, en particulier, la cohésion du système solaire.

1 Calculer une force d'attraction gravitationnelle

EXERCICE TYPE

On place sur une table deux boules de billard de même masse m . Leurs centres sont séparés par une distance d .

1° Calculer la valeur F des forces de gravitation s'exerçant entre les deux boules.

Données : $m = 205 \text{ g}$; $d = 10 \text{ cm}$; $G = 6,67 \times 10^{-11} \text{ unités S.I.}$

2° Calculer la valeur $F_{T/B}$ de la force de gravitation exercée par la Terre sur une boule.

Données : $M_T = 5,98 \times 10^{24} \text{ kg}$; $R_T = 6,38 \times 10^3 \text{ km}$.

3° Comparer la valeur F des forces de gravitation s'exerçant entre les deux boules et la valeur $F_{T/B}$ de la force de gravitation exercée par la Terre sur une boule. Conclure.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° La valeur des forces d'interaction gravitationnelle est donnée par l'expression générale : $F = \frac{G \cdot m \cdot m'}{d^2}$.

Ici, on a : $m = m' = 205 \text{ g} = 0,205 \text{ kg}$ et $d = 10 \text{ cm} = 0,10 \text{ m}$.

$$F = \frac{G \cdot m^2}{d^2} = 6,67 \times 10^{-11} \times \frac{0,205^2}{0,10^2} ;$$

$$F = 2,8 \times 10^{-10} \text{ N.}$$

2° La valeur $F_{T/B}$ de la force de gravitation exercée par la Terre sur une boule

$$\text{est } F_{T/B} = \frac{G \cdot m \cdot M_T}{R_T^2}.$$

$$F_{T/B} = 6,67 \times 10^{-11} \times \frac{0,205 \times 5,98 \times 10^{24}}{(6,38 \times 10^6)^2} ;$$

$$F_{T/B} = 2,00 \text{ N.}$$

$$3^\circ \frac{F_{T/B}}{F} = \frac{2,00}{2,8 \times 10^{-10}} = 7,1 \times 10^9.$$

La valeur de $F_{T/B}$ est environ 7 milliards de fois plus grande que celle de F .

La valeur F des forces d'attraction gravitationnelle qui s'exercent entre les deux boules est négligeable devant la valeur de la force d'attraction gravitationnelle exercée par la Terre sur une boule.

Attention aux unités : les distances sont généralement données en km ; il faut les convertir en m.

$$R_T = 6,38 \times 10^3 \text{ km} = 6,38 \times 10^3 \times 10^3 \text{ m} \\ = 6,38 \times 10^6 \text{ m.}$$

À RETENIR

- Attention aux unités ! Lors du calcul d'une force d'interaction gravitationnelle, la valeur de la constante de gravitation G est donnée dans le système international d'unité (SI) et les valeurs des autres grandeurs doivent être exprimées avec les unités SI : les masses en kg, les distances en m.
- Comparer deux valeurs numériques X et Y consiste à en calculer le rapport $\frac{X}{Y}$ pour affirmer ainsi que X est un certain nombre de fois plus grand (ou plus petit) que Y .
- Sur Terre, les forces d'interaction gravitationnelle entre les objets de notre environnement existent mais leurs valeurs sont négligeables, ne serait-ce que par rapport aux poids de ces objets. Elles ne seront pas prises en compte.

2 Identifier le poids d'un objet à la force gravitationnelle

EXERCICE TYPE

Un perchiste de masse m franchit une barre située à l'altitude $h = 5,0$ m au-dessus du sol.

1° Donner les caractéristiques du poids du perchiste et calculer sa valeur.

Données : $m = 80$ kg ; $g = 9,8$ N.kg⁻¹.

2° Donner les caractéristiques de la force gravitationnelle d'attraction exercée par la Terre sur le perchiste et calculer sa valeur.

Données : masse de la Terre, $M_T = 5,98 \times 10^{24}$ kg ; rayon de la Terre, $R_T = 6\,400$ km ; constante de gravitation universelle, $G = 6,67 \times 10^{-11}$ S.I.

3° En comparant les caractéristiques de ces deux forces, peut-on les identifier ?

4° En utilisant les expressions littérales du poids du perchiste et de la force gravitationnelle d'attraction exercée par la Terre sur le perchiste,

montrer que $g = \frac{G \cdot M_T}{d^2}$.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Le poids $\vec{P}$ du perchiste est appliqué au centre de gravité G du perchiste, a pour droite d'action la verticale passant par G , son sens est vers le sol, et sa valeur est $P = m \cdot g$.

$P = 80 \times 9,8$; $P = 7,8 \times 10^2$ N.

2° La force gravitationnelle $\vec{F}$ qui agit sur le perchiste est appliquée au centre de gravité G , a pour droite d'action la droite reliant G au centre O de la Terre. Elle est orientée vers le centre de la Terre et sa valeur est :

$$F = \frac{G \cdot m \cdot M_T}{d^2} = \frac{G \cdot m \cdot M_T}{(R_T + h)^2},$$

$$F = \frac{6,67 \times 10^{-11} \times 80 \times 5,98 \times 10^{24}}{(6\,400 \times 10^3 + 5,0)^2};$$

$$F = 7,8 \times 10^2 \text{ N}.$$

La distance d qui intervient dans l'expression de la force d'interaction gravitationnelle est celle entre le centre de la Terre et l'objet : ici, $d = R_T + h$.

3° Puisque $P = F$, on peut identifier $\vec{P}$ et $\vec{F}$ si l'on considère que la direction de la verticale passant par G passe aussi par le centre de la Terre.

4° On a $P = F$; d'où $m \cdot g = \frac{G \cdot m \cdot M_T}{(R_T + h)^2}$, d'où $g = \frac{G \cdot M_T}{(R_T + h)^2}$.

À RETENIR

Dans le calcul de la force gravitationnelle d'attraction exercée par la Terre sur un objet situé à l'altitude h , la distance d doit tenir compte du rayon de la Terre R_T et de l'altitude h .

3 Comparer le poids d'un objet sur la Lune et sur la Terre

EXERCICE TYPE

Apollo 11 est la première mission spatiale à avoir conduit un homme sur la Lune. Le 20 juillet 1969, Armstrong et Aldrin deviennent les premiers hommes à marcher sur la Lune. L'équipage d'Apollo 11, après un séjour de près de 22 heures, et une sortie extra-véhiculaire unique de 2 heures 30, collecte une masse m de roches lunaires et installe des instruments scientifiques.

1° Calculer le poids des roches sur la Terre.

Données : $m = 21,7 \text{ kg}$; $g = 9,81 \text{ N.kg}^{-1}$.

2° Calculer la force gravitationnelle d'attraction exercée par la Lune sur les roches.

Données : constante de gravitation universelle, $G = 6,67 \times 10^{-11} \text{ S.I.}$; rayon de la Lune, $R_L = 1\,750 \text{ km}$; masse de la Lune, $m_L = 7,35 \times 10^{22} \text{ kg}$.

3° Sachant que le poids $\vec{P}$ d'un objet de masse m , situé à la distance d du centre de l'astre, peut s'identifier à la force gravitationnelle attractive $\vec{F}$ exercée par l'astre sur l'objet :

a) comparer le poids des roches sur la Terre et sur la Lune ;

b) calculer la valeur g_L de l'intensité de la pesanteur sur la Lune.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° On a $P = m \cdot g = 21,7 \times 9,81$; $P = 213 \text{ N}$.

$$2^\circ F_{L/\text{objet}} = \frac{G \cdot M_L \cdot m}{R_L^2} = \frac{6,67 \times 10^{-11} \times 7,35 \times 10^{22} \times 21,7}{(1\,750 \times 10^3)^2} ;$$

Les roches étant sur la surface lunaire, on a $d = R_L$.

$$F_{L/\text{objet}} = 34,7 \text{ N}.$$

Attention aux unités : $R_L = 1\,750 \text{ km} = 1\,750 \times 10^3 \text{ m}$.

$$3^\circ a) \frac{P_{\text{sur T}}}{P_{\text{sur L}}} = \frac{213}{34,7} = 6,14.$$

Le poids sur Terre est environ six fois plus grand que sur la Lune.

$$b) \frac{P_{\text{sur T}}}{P_{\text{sur L}}} = \frac{m \cdot g_T}{m \cdot g_L} = \frac{g_T}{g_L} = 6,14 ; \text{ soit } g_L = \frac{g_T}{6,14} = \frac{9,81}{6,14} ;$$

$$g_L = 1,60 \text{ N.kg}^{-1}.$$

À RETENIR

Attention : quel que soit l'astre sur lequel on considère un objet, sa masse m ne varie pas mais son poids P change.

Connaître le cours

Pour chaque exercice du « Connaître le cours », indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1 Référentiels 2 min

	A	B	C
1° Le mouvement de la Terre autour de l'axe de ses pôles est étudié :	dans le référentiel terrestre	dans le référentiel géocentrique	dans le référentiel héliocentrique
2° Le mouvement d'une planète du système solaire est étudié :	dans le référentiel terrestre	dans le référentiel géocentrique	dans le référentiel héliocentrique

→ Corrigé p. 254

2 Interaction gravitationnelle entre deux corps de masse m et m' 3 min

	A	B	C
1° La valeur de la force gravitationnelle exercée par un objet ponctuel A sur un objet ponctuel B est :	$F = G \cdot m_A \cdot m_B \cdot d$	$F = \frac{G \cdot m_A \cdot m_B}{d}$	$F = \frac{G \cdot m_A \cdot m_B}{d^2}$
2° La valeur de la constante de gravitation universelle :	est égale à $G = 6,67 \times 10^{-11}$ unités S.I.	dépend des astres qui sont en interaction gravitationnelle	est égale à $G = 6,67 \times 10^{11}$ unités S.I.
3° Dans l'expression de la valeur de la force d'interaction Terre-Lune $F = \frac{G \cdot m_T \cdot m_L}{d^2}$:	d représente le rayon de la Lune	d représente le rayon de la Terre	d représente la distance séparant les centres des deux astres

→ Corrigé p. 254

3 Interaction gravitationnelle et poids d'un objet 2 min

	A	B	C
1° Sur Terre, le poids P d'un objet de masse m est donné par la relation :	$P = m \cdot g$	$P = \frac{G \cdot m^2}{R_T^2}$, avec R_T rayon de la Terre	$P = \frac{G \cdot m \cdot m_T}{R_T^2}$, avec R_T rayon de la Terre
2° Sur Terre, le poids d'un objet :	a pour direction la verticale du lieu	est toujours dirigé vers le centre du Soleil	est dirigé vers le centre de la Terre

→ Corrigé p. 254

4 Univers et forces d'interaction gravitationnelles 2 min

	A	B	C
1° Les trajectoires des planètes du système solaire sont :	circulaires de même centre	circulaires, situées dans des plans différents	circulaires, situées dans un même plan
2° Dans le système solaire :	les planètes exercent une force sur le Soleil	deux planètes sont en interaction gravitationnelle	le Soleil exerce une force sur les planètes

→ Corrigé p. 254

Bien appliquer le cours et les méthodes

5 ★ 10 min → Méthode 1, p. 246

1° Donner les caractéristiques des forces d'interaction gravitationnelle s'exerçant entre la Terre et le Soleil.

2° Représenter ces forces sur un schéma, sans souci d'échelle.

Données : constante de gravitation universelle, $G = 6,67 \times 10^{-11}$ S.I. ; masse de la Terre, $M_T = 5,98 \times 10^{24}$ kg ; masse du Soleil, $M_S = 1,99 \times 10^{30}$ kg ; distance des centres de la Terre et du Soleil, $d = 150$ millions de km.

→ Corrigé p. 254

6 ★ 10 min → Méthode 2, p. 247

1° a) Exprimer la valeur de la force gravitationnelle attractive exercée par la Terre sur un satellite de masse m_s , évoluant, à l'altitude h , sur une trajectoire circulaire dont le centre est celui de la Terre.

b) Calculer cette valeur.

Données : constante de gravitation universelle, $G = 6,67 \times 10^{-11}$ S.I.; masse de la Terre, $M_T = 5,98 \times 10^{24}$ kg ; rayon de la Terre, $R_T = 6,4 \times 10^3$ km ; $m_s = 3,0$ tonnes ; $h = 3,6 \times 10^4$ km.

2° On confond la valeur de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur un satellite avec le poids du satellite à l'altitude h .

En déduire la valeur g_h de l'intensité de la pesanteur à l'altitude h .

3° Quel était le poids de ce satellite lorsqu'il était sur Terre ?

Donnée : intensité de la pesanteur au niveau du sol, $g_0 = 9,8$ N.kg⁻¹.

4° Comparer les valeurs de l'intensité de la pesanteur g_0 au niveau du sol terrestre et g_h à l'altitude h .

→ Corrigé p. 254

7 ★ 10 min → Méthodes 1, 2 et 3, pp. 246, 247 et 248

1° Donner l'expression littérale de la force gravitationnelle exercée par la Lune sur un objet de masse m situé sur le sol lunaire.

2° Donner l'expression littérale du poids de cet objet sur la Lune en fonction de la masse m et de l'intensité de la pesanteur g_L au niveau du sol lunaire.

3° Sachant que le poids $\vec{P}$ peut s'identifier à la force gravitationnelle attractive $\vec{F}$ exercée par la Lune sur l'objet, déduire des relations précédentes l'expression de g_L .

4° Calculer la valeur :

a) de g_L ;

b) du poids d'un astronaute et de son équipement de masse totale $m = 90$ kg.

5° Comparer la valeur du poids sur la Lune à celle du poids sur la Terre.

Données : constante de gravitation universelle, $G = 6,67 \times 10^{-11}$ S.I. ; rayon de la Lune, $R_L = 1\,750$ km ; masse de la Lune, $m_L = 7,35 \times 10^{22}$ kg ; intensité de la pesanteur sur la Terre, $g_T = 9,8$ N.kg⁻¹. → Corrigé p. 255

S'entraîner
8 ★★ 10 min

1° Calculer les valeurs :

a) de la force gravitationnelle exercée par le Soleil sur la Terre ;

b) de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur le Soleil.

2° La force attractive exercée par le Soleil a une forte influence sur la Terre : elle incurve sa trajectoire et la maintient sur son orbite. La force attractive exercée par la Terre sur le Soleil paraît sans influence sur celui-ci. Quelle peut en être la raison ?

Données : constante de gravitation universelle, $G = 6,67 \times 10^{-11}$ S.I. ; distance entre les centres de la Terre et du Soleil, $d = 150 \times 10^6$ km ; masse du Soleil, $M_s = 1,99 \times 10^{30}$ kg ; masse de la Terre, $M_T = 5,98 \times 10^{24}$ kg. → Corrigé p. 255

9 ★★ 10 min

Un satellite de télécommunication de masse $m_s = 0,987$ tonne est animé d'un mouvement circulaire uniforme dans le référentiel géocentrique.

Le centre de sa trajectoire est confondu avec le centre de la Terre et le plan de sa trajectoire contient le plan de l'équateur terrestre.

Il évolue à l'altitude $h = 35\,800$ km.

1° Sur le schéma, représenter sans souci d'échelle :

a) la force de gravitation exercée par la Terre sur le satellite $\vec{F}_{T/S}$;

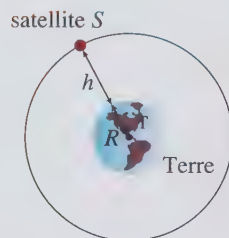
b) la force de gravitation exercée par le satellite sur la Terre $\vec{F}_{S/T}$.

2° Exprimer littéralement la valeur de la force $\vec{F}_{T/S}$ et la calculer.

Données : masse de la Terre, $M_T = 5,98 \times 10^{24} \text{ kg}$;

rayon de la Terre, $R_T = 6\,400 \text{ km}$;

constante de gravitation universelle, $G = 6,67 \times 10^{-11} \text{ S.I.}$



→ Corrigé p. 255

Faire le bilan et s'évaluer

10 ★★★ 20 min THÈME : Univers

Un satellite de masse $m_s = 2,50 \text{ t}$ doit être satellisé par une fusée Ariane 5 depuis la base de Kourou, en Guyane.

	C 2,5	A 1,5	R 2	6 points
1° Donner l'expression littérale de la valeur $F_{T/S}$ de la force gravitationnelle exercée par la Terre, de masse M_T , sur le satellite lorsque son centre est situé à la distance d du centre de la Terre.	×			/ 1
2° La valeur $F_{T/S}$ de la force exercée par la Terre sur le satellite est-elle inférieure, égale ou supérieure, à la valeur $F_{S/T}$ de la force exercée par le satellite sur la Terre ?	×			/ 0,5
3° Exprimer la valeur du poids P du satellite sur le sol terrestre et la calculer avec $g_0 = 9,8 \text{ N.kg}^{-1}$.	×	×		/ 0,5 / 0,5
4° Exprimer la valeur $F_{T/S}$ de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur le satellite lorsque celui-ci évolue à une altitude h . Calculer cette valeur. Données : $h = 36\,000 \text{ km}$; $G = 6,67 \cdot 10^{-11} \text{ S.I.}$; masse de la Terre, $M_T = 5,98 \times 10^{24} \text{ kg}$; rayon de la Terre, $R_T = 6\,400 \text{ km}$.	×	×		/ 0,5 / 0,5
5° En utilisant les expressions littérales du poids du satellite et de la force gravitationnelle d'attraction exercée par la Terre sur le satellite, montrer que : $g_h = \frac{G \cdot M_T}{d^2}$			×	/ 1
6° Calculer la valeur de g_h .		×		/ 0,5
7° Comparer la valeur de g_0 au niveau du sol à la valeur de g_h à l'altitude $h = 36\,000 \text{ km}$.			×	/ 1

→ Corrigé p. 256

1 Énoncé p. 250 1° B ; 2° C.

2 Énoncé p. 250 1° C ; 2° A ; 3° C.

3 Énoncé p. 250 1° A et C ; 2° A et C.

4 Énoncé p. 251 1° A et C ; 2° A, B et C.

5 Énoncé p. 251 1° Ces deux forces ont la même droite d'action : la droite joignant les centres du Soleil et de la Terre.

L'une est appliquée au centre de la Terre, l'autre au centre du Soleil.

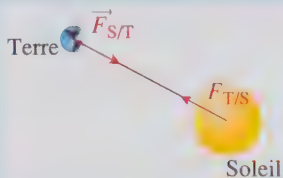
Elles sont l'une et l'autre attractives, donc de sens contraire.

Ces deux forces ont la même valeur :

$$F = \frac{G \cdot M_T \cdot M_S}{d^2} = \frac{6,67 \times 10^{-11} \times 5,98 \times 10^{24} \times 1,99 \times 10^{30}}{(150 \times 10^9)^2};$$

$$F = 3,53 \times 10^{22} \text{ N.}$$

2°



Les deux forces $\vec{F}_{1/S}$ et $\vec{F}_{S/T}$ ont même droite d'action, même valeur et des sens opposés. Mais elles ne se compensent pas, car elles ne s'appliquent pas au même objet.

6 Énoncé p. 251 1° a) $F = \frac{G \cdot M_T \cdot m_s}{(R_T + h)^2}$.

b) $F = \frac{6,67 \times 10^{-11} \times 5,98 \times 10^{24} \times 3,0 \times 10^3}{(6,4 \times 10^6 + 36 \times 10^6)^2};$

$$F = 6,7 \times 10^2 \text{ N.}$$

2° $P = F = m_s \cdot g_h$, soit $g_h = \frac{F}{m_s} = \frac{6,7 \times 10^2}{3,0 \times 10^3};$

$$g_h = 0,22 \text{ N.kg}^{-1}.$$

3° $P = m \cdot g_0 = 3,0 \times 10^3 \times 9,8; P = 2,9 \times 10^4 \text{ N.}$

4° Pour comparer deux valeurs,

on calcule leur rapport : $\frac{g_0}{g_h}$; on a $\frac{g_0}{g_h} = \frac{9,8}{0,22} = 45.$

À l'altitude $h = 36\,000 \text{ km}$, l'intensité de la pesanteur est 45 fois plus faible qu'au niveau du sol.

En physique, *comparer* signifie que l'on effectue un rapport : ici, entre g_0 (valeur la plus grande) et g_h (valeur la plus petite).

7 Énoncé p. 252 1° $F = \frac{G \cdot M_L \cdot m}{R_L^2}$.

2° $P = m \cdot g_L$.

3° On a $P = F$; $m \cdot g_L = \frac{G \cdot M_L \cdot m}{R_L^2}$; $g_L = \frac{G \cdot M_L}{(R_L)^2}$.

4° a) $g_L = \frac{6,67 \times 10^{-11} \times 7,35 \times 10^{22}}{(1\,750 \times 10^3)^2}$; $g_L = 1,60 \text{ N.kg}^{-1}$.

b) $P_{\text{sur la Lune}} = m \cdot g_L = 90 \times 1,60$; $P_{\text{sur la Lune}} = 1,4 \times 10^2 \text{ N}$.

5° $\frac{P_T}{P_L} = \frac{g_T}{g_L} = \frac{9,8}{1,60} = 6,1$;

le poids à la surface de la Terre est 6,1 fois plus grand qu'à la surface de la Lune.

8 Énoncé p. 252 1° a) et b) Ces deux forces ont la même valeur : $F_{S/T} = F_{T/S} = F$;

$$F = \frac{G \cdot M_T \cdot M_S}{d^2} = \frac{6,67 \times 10^{-11} \times 5,98 \times 10^{24} \times 1,99 \times 10^{30}}{(150 \times 10^9)^2} ;$$

$$F_{S/T} = F_{T/S} = F = 3,53 \times 10^{22} \text{ N}.$$

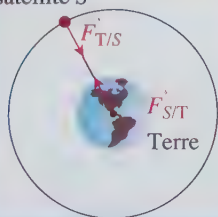
2° L'effet d'une force sur un objet dépend de sa masse. Il peut être important sur un objet de faible masse et négligeable sur un objet de très grande masse.

$$\frac{M_S}{M_T} = \frac{1,99 \times 10^{30}}{5,98 \times 10^{24}} = 3,33 \times 10^5.$$

L'effet de la force gravitationnelle exercée par le Soleil sur la Terre est important. L'effet de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur le Soleil, dont la masse est plus de 300 000 fois plus grande, est négligeable.

L'effet d'une force sur un objet dépend de la masse de l'objet sur lequel elle s'exerce.

9 Énoncé p. 252 1° a) et b) satellite S



$$2^\circ F_{T/S} = \frac{G \cdot M_T \cdot m_S}{d^2},$$

avec $d = R_T + h$;

$$F_{T/S} = \frac{6,67 \times 10^{-11} \times 5,98 \times 10^{24} \times 987}{[(6\,400 + 35\,800) \times 10^3]^2} ;$$

$$F_{T/S} = 221 \text{ N.}$$

10 Énoncé p. 253 1° On a $F_{T/S} = \frac{G \cdot M_T \cdot m_S}{d^2}$.

2° Ces deux forces ont la même valeur.

$$3^\circ P_0 = m \cdot g_0 = 2,50 \times 10^3 \times 9,8 ; P_0 = 2,5 \times 10^4 \text{ N.}$$

$$4^\circ F_{T/S} = \frac{G \cdot M_T \cdot m_S}{d^2} = \frac{6,67 \times 10^{-11} \times 5,98 \times 10^{24} \times 2,50 \times 10^3}{[(6\,400 + 36\,000) \times 10^3]^2} ;$$

$$F_{T/S} = 555 \text{ N.}$$

$$5^\circ P_h = F_{T/S}, \text{ donc } m_S \cdot g_h = \frac{G \cdot M_T \cdot m_S}{d^2}.$$

$$\text{On en déduit ainsi que } g_h = \frac{G \cdot M_T}{d^2}.$$

Chaque valeur des forces est remplacée par son expression, puis on simplifie :

$$m_S \cdot g_h = \frac{G \cdot M_T \cdot m_S}{d^2}.$$

6° On peut calculer la valeur de g_h avec l'expression précédente :

$$g_h = \frac{6,67 \times 10^{-11} \times 5,98 \times 10^{24}}{[(6\,400 + 36\,000) \times 10^3]^2} ;$$

$$g_h = 0,22 \text{ N.kg}^{-1}.$$

$$7^\circ \frac{g_0}{g_h} = \frac{9,8}{0,22} ; \frac{g_0}{g_h} = 44.$$

L'intensité de la pesanteur est 44 fois plus faible à l'altitude $h = 36\,000 \text{ km}$ qu'au niveau du sol.

Exprimer les longueurs en m et les masses en kg.

Pression

1 Description de l'état gazeux

■ Les gaz sont formés de molécules en mouvement incessant dans le vide : l'**état gazeux** est un **état désordonné**. La vitesse des molécules est de l'ordre de quelques centaines de mètres par seconde. L'agitation des molécules augmente avec la température.

■ Dans un volume donné de gaz, il y a beaucoup de vide. Les distances entre les molécules qui constituent le gaz sont très grandes comparées à leur taille : l'**état gazeux** est un **état dilué**.

Les gaz occupent tout l'espace qui leur est disponible : ils s'échappent d'un récipient ouvert ; ils **sont expansibles** (les molécules peuvent s'éloigner les unes des autres) et **compressibles** (elles peuvent se rapprocher).

■ L'état d'un gaz peut être décrit par sa quantité de matière, son volume, sa pression et sa température.

2 Description de l'état liquide

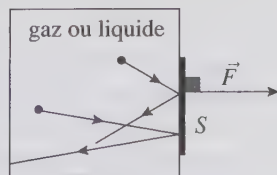
■ Les liquides sont formés de molécules en mouvement incessant : l'**état liquide** est un **état désordonné**. L'agitation des molécules augmente avec la température. Les molécules sont beaucoup plus proches les unes des autres que dans un gaz. L'**état liquide** est un **état condensé**. La surface d'un liquide au repos est plane et horizontale.

Les **liquides** peuvent se dilater. Ils se compriment très peu : on considère qu'ils **sont incompressibles**.

3 Pression et force pressante

■ La pression d'un gaz ou celle dans un liquide est due au bombardement incessant de ses molécules sur toute surface en contact avec ce gaz ou ce liquide. Plus la température est élevée et plus le nombre de molécules est important dans un volume donné, plus les chocs sont nombreux et plus la pression est grande.

Le résultat de ces chocs est une force $\vec{F}$ exercée par le gaz ou le liquide perpendiculairement à cette surface. Cette force est appelée force pressante.



■ La pression P d'un gaz ou celle dans un liquide est le rapport entre la valeur de la force pressante F et la surface S sur laquelle cette force s'exerce :

$$P = \frac{F}{S}$$

avec, dans le système international : F en newton (N) ; S en mètre carré (m^2) ; P en pascal (Pa).

■ Il est courant d'exprimer les pressions en hectopascal ou en bar :

1 bar = 10^5 Pa ;

1 hectopascal (hPa) = 100 Pa = 1 millibar = 10^{-3} bar.

■ La pression se mesure à l'aide d'un appareil appelé **manomètre**.

■ La pression atmosphérique au sol est égale à 101 325 Pa (voisine de 1 bar) ; elle diminue avec l'altitude et se mesure à l'aide d'un **baromètre**.

4 Pression dans un liquide

■ La pression dans un liquide **augmente avec la profondeur**. La différence de pression ($P_B - P_A$) entre deux points A et B d'un même liquide dépend de la différence de profondeur (ou d'altitude) h entre ces deux points, de la masse volumique μ du liquide et de l'intensité de la pesanteur g :

$$(P_B - P_A) = \mu \cdot g \cdot h$$

avec P_B et P_A en pascal (Pa) ; μ en $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$; g en $\text{N} \cdot \text{kg}^{-1}$; h en mètre (m).

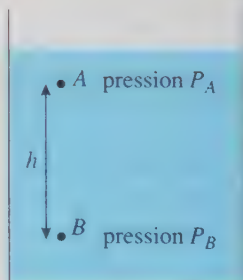
■ **Les gaz peuvent se dissoudre dans les liquides.**

Ex. : l'air, constitué principalement de dioxygène et de diazote, peut se dissoudre dans le sang.

La quantité maximale de gaz dissous dans un volume donné de liquide augmente avec la pression : c'est la **loi de Henry**.

Ex. : pour un plongeur, l'augmentation de la profondeur entraîne une augmentation de pression, donc de la quantité de diazote dissous dans son sang. Ceci peut entraîner une narcose (ivresse des profondeurs).

Inversement, à la remontée, la quantité de diazote dissous dans le sang diminue. Si le plongeur remonte trop vite ou ne respecte pas les paliers de décompression, des bulles de gaz peuvent se former dans ses vaisseaux sanguins : il risque l'embolie gazeuse.



5 Relation entre la pression et le volume d'un gaz : loi de Boyle-Mariotte (1676)

■ Pour un gaz contenu dans une enceinte fermée, la pression est la même en tout point de ce gaz.

■ Pour une température T fixée et une quantité n de gaz donnée, on peut étudier les variations de la pression P en fonction du volume V de ce gaz.

Ex. : si la pression d'un gaz est multipliée par deux, son volume est divisé par deux. Et inversement, si sa pression est divisée par deux, son volume est multiplié par deux.

Le résultat conduit à la **loi de Boyle-Mariotte** : pour une température fixée et une quantité de gaz donnée :

$$P \cdot V = \text{constante}$$

avec P : pression du gaz et V : volume occupé par le gaz.

La constante dépend de la quantité n de gaz et de la température T . Elle ne dépend pas de la nature du gaz.

Ainsi, une quantité donnée de molécules occupe, à une température et une pression données, un volume indépendant de la nature du gaz.

Ex. : une mole de gaz, à $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ et à la pression de $1\,013\text{ hPa}$, occupe un volume de 24 L quel que soit le gaz.

■ La loi de Boyle-Mariotte s'applique aux gaz pour des pressions suffisamment faibles et des températures éloignées de leurs températures d'ébullition.

Ex. : pour le diazote dont la température d'ébullition est de $-147\text{ }^{\circ}\text{C}$, la loi s'applique pour des pressions inférieures à 20 bars et des températures supérieures à $0\text{ }^{\circ}\text{C}$.

1 Appliquer la relation $P = \frac{F}{S}$

EXERCICE TYPE

Un homme de masse 80 kg exerce une force F de valeur 800 N sur son snowboard. La surface S de la semelle est égale à 50 dm².

1° Déterminer la valeur de la pression supplémentaire (s'ajoutant à la pression atmosphérique) sur la neige située sous la semelle.

2° Exprimer cette pression en bar.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° La pression P est le rapport entre la valeur de la force pressante F et la surface sur laquelle cette force s'exerce ; la force F s'exprime en newton (N) et la surface S en mètre carré (m²). La pression P est alors calculée en pascal (Pa).

$S = 50 \text{ dm}^2 = 0,50 \text{ m}^2$, donc :

$$P = \frac{F}{S} = \frac{800}{0,50} ; P = 1,6 \times 10^3 \text{ Pa.}$$

On a $1 \text{ m}^2 = 10^2 \text{ dm}^2$.

Pour convertir des dm² en m², il faut donc diviser par cent (10²).

2° On a $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$, donc $P = 1\,600 \text{ Pa} = \frac{1,6 \times 10^3}{10^5} \text{ bar} ; P = 1,6 \times 10^{-2} \text{ bar}$.

À RETENIR

- Pour appliquer la relation $P = \frac{F}{S}$, penser à exprimer les données en unités du système international : la force F s'exprime en newton (N) ; la surface S en mètre carré (m²) ; la pression P en pascal (Pa).

- Pour convertir les unités de surface, il faut savoir que :

$$1 \text{ cm}^2 = 10^{-2} \text{ dm}^2 = 10^{-4} \text{ m}^2 ;$$

et, inversement : $1 \text{ m}^2 = 10^2 \text{ dm}^2 = 10^4 \text{ cm}^2$.

2 Utiliser la relation $(P_B - P_A) = \mu \cdot g \cdot h$

EXERCICE TYPE

Un plongeur avec bouteille descend progressivement de la surface jusqu'à une profondeur de 30 m.

1° Calculer la pression P_1 qui règne dans l'eau à une profondeur $h_1 = 10$ m.

2° Répondre à la même question pour une profondeur $h_2 = 20$ m, puis $h_3 = 30$ m.

3° Représenter sur un schéma l'évolution de la pression en fonction de la profondeur.

Données : $\mu_{\text{eau}} = 1,0 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$; $P_{\text{atmosphérique}} = 1 \text{ bar}$; $g = 10 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$; la pression dans l'eau à la surface est égale à la pression atmosphérique.

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° Il faut tout d'abord convertir la pression atmosphérique en pascal (unité de système international) :

$$P_{\text{atmosphérique}} = 1 \text{ bar} = 1 \times 10^5 \text{ Pa}$$

La relation entre la profondeur et la différence de pression s'applique dans un même liquide : il faut donc considérer que le plongeur est, au départ, à la surface de l'eau où la pression est $P_0 = P_{\text{atmosphérique}}$.

$$\text{On a } (P_1 - P_0) = \mu_{\text{eau}} \cdot g \cdot h_1$$

$$\text{soit } P_1 = \mu_{\text{eau}} \cdot g \cdot h_1 + P_0$$

$$= 1,0 \times 10^3 \times 10 \times 10 + 1 \times 10^5$$

$$P_1 = 2 \times 10^5 \text{ Pa.}$$

2° • On peut considérer que le plongeur passe de la pression P_1 à la pression P_2 lorsqu'il descend de $h_1 = 10 \text{ m}$ à $h_2 = 20 \text{ m}$ de profondeur, soit :

$$(P_2 - P_1) = \mu_{\text{eau}} \cdot g \cdot (h_2 - h_1)$$

$$\text{donc } P_2 = \mu_{\text{eau}} \cdot g \cdot (h_2 - h_1) + P_1$$

$$= 1,0 \times 10^3 \times 10 \times (20 - 10) + 2 \times 10^5$$

$$P_2 = 3 \times 10^5 \text{ Pa.}$$

Le raisonnement peut être fait à partir de la surface :

$$P_2 = P_0 + \mu_{\text{eau}} \cdot g \cdot h_2$$

$$P_2 = 1 \times 10^5 + 1,0 \times 10^3 \times 10 \times 20$$

$$P_2 = 3 \times 10^5 \text{ Pa.}$$

• On refait le même raisonnement pour une descente de $h_2 = 20 \text{ m}$ à $h_3 = 30 \text{ m}$ de profondeur, soit :

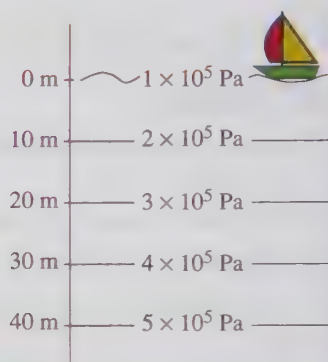
$$(P_3 - P_2) = \mu_{\text{eau}} \cdot g \cdot (h_3 - h_2)$$

$$\text{donc } P_3 = \mu_{\text{eau}} \cdot g \cdot (h_3 - h_2) + P_2$$

$$= 1,0 \times 10^3 \times 10 \times (30 - 20) + 3 \times 10^5$$

$$P_3 = 4 \times 10^5 \text{ Pa.}$$

3° On constate que la pression augmente de $1 \times 10^5 \text{ Pa}$ tous les 10 mètres.



À RETENIR

- Pour appliquer la relation $P_B - P_A = \mu \cdot g \cdot h$, bien penser à exprimer les données en unités du système international : la masse volumique μ en $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$, l'intensité de la pesanteur g en $\text{N} \cdot \text{kg}^{-1}$, la différence de profondeur ou d'altitude h en mètre (m) et les pressions P en pascal (Pa).
- Pour convertir les unités de masse volumique, il faut savoir que :

$$1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}.$$
- Pour pouvoir appliquer cette loi, il faut que les deux points A et B considérés soient contenus dans le même liquide.
- Il est toujours utile de réaliser un schéma simple de la situation pour bien attribuer les bonnes profondeurs (ou altitudes) et les bonnes pressions à chaque point considéré.

3 Appliquer la loi de Boyle-Mariotte

EXERCICE TYPE

Les bouteilles utilisées en plongée renferment 12 L d'air comprimé à 200 bars. Le plongeur utilise un détendeur qui fournit de l'air sous une pression égale à la pression ambiante. On suppose que la température reste constante.

1° Quel est le volume d'air disponible à la surface ($P = 1,0 \text{ bar}$) ?

2° Quel est le volume d'air disponible à 20 m de profondeur ($P = 3,0 \text{ bars}$) ?

CORRIGÉ COMMENTÉ

1° On considère l'état initial (dans la bouteille) : $V_1 = 12 \text{ L}$ d'air à $P_1 = 200 \text{ bar}$,
 et l'état final (en surface) : $V_2 = ?$ à $P_2 = 1,0 \text{ bar}$.

On applique la loi de Boyle-Mariotte puisque la température est constante :

$$P \cdot V = \text{constante.}$$

$$\text{Donc } P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$\text{Soit } V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2} = \frac{200 \times 12}{1,0};$$

$$V_2 = 2,4 \times 10^3 \text{ L} = 2,4 \text{ m}^3.$$

Attention : 12 L d'air restent systématiquement dans la bouteille.

2° On considère l'état initial : $V_1 = 12 \text{ L}$ d'air à $P_1 = 200 \text{ bars}$,
et l'état final : $V_2 = ?$ à $P_2 = 3,0 \text{ bars}$,

On applique la loi de Boyle-Mariotte puisque la température et la quantité de gaz sont constantes :

$$P \cdot V = \text{constante.}$$

$$\text{Donc } P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$\text{Soit } V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2} = \frac{200 \times 12}{3,0}; V_2 = 8,0 \times 10^2 \text{ L} = 0,80 \text{ m}^3.$$

Attention : 12 L d'air restent systématiquement dans la bouteille.

À RETENIR

Lorsqu'on utilise la loi de Boyle-Mariotte, il n'est pas nécessaire de convertir en mètre cube les volumes et en pascal les pressions. **Il suffit d'avoir les pressions (initiale et finale) exprimées dans la même unité. Il en est de même pour les volumes (initial et final).**

En effet, $\frac{P_1(\text{Pa})}{P_2(\text{Pa})} = \frac{P_1(\text{bar})}{P_2(\text{bar})} = \text{nombre sans unité.}$

Pour le calcul précédent : $V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2} = \frac{P_1}{P_2} \cdot V_1;$

V_2 sera donc exprimé dans la même unité que V_1 .

De même : $\frac{V_1(\text{m}^3)}{V_2(\text{m}^3)} = \frac{V_1(\text{L})}{V_2(\text{L})} = \text{nombre sans unité.}$

Si on calcule : $P_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{V_1}{V_2} \cdot P_1;$

P_2 sera donc exprimée dans la même unité que P_1 .

Pour isoler la grandeur V_2 , on peut diviser par P_2 de chaque côté de l'égalité :

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{P_2} = \frac{P_2 \cdot V_2}{P_2}, \text{ donc } V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2}.$$

Connaître le cours

Pour chaque exercice du « Connaître le cours », indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1 Description de l'état gazeux 3 min

	A	B	C
1° Un gaz est constitué de molécules :	immobiles	en mouvement	éloignées les unes des autres, comparé à leur taille
2° L'état gazeux est un état :	dilué	condensé	désordonné
3° Un gaz est :	expansible	compressible	incompressible

→ Corrigé p. 269

2 Description de l'état liquide 3 min

	A	B	C
1° Un liquide est constitué de molécules :	immobiles	en mouvement	éloignées les unes des autres, comparé à leur taille
2° L'état liquide est un état :	dilué	condensé	désordonné
3° Un liquide :	peut se dilater	est compressible	est incompressible

→ Corrigé p. 269

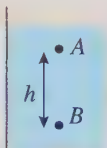
3 Pression et force pressante 4 min

	A	B	C
1° La relation qui lie la pression, la force pressante et la surface est :	$P = \frac{F}{S}$	$F = \frac{P}{S}$	$F = P \cdot S$
2° L'unité de la pression dans le système international est :	le bar	le pascal	l'hectopascal
3° La bonne conversion est :	1 Pa = 10 ⁵ bar	1 bar = 10 ⁵ Pa	1 bar = 1 Pa
4° La pression dans un liquide se mesure avec un :	baromètre	thermomètre	manomètre

→ Corrigé p. 269

4 Pression dans un liquide 2 min

1° Dans un même liquide, les pressions des points A et B sont liées par :



A	B	C
$P_B - P_A = \mu \cdot g \cdot h$	$P_A - P_B = \mu \cdot g \cdot h$	$P_B = \mu \cdot g \cdot h + P_A$
la pression augmente	la quantité de gaz dissous dans son sang augmente	la pression diminue

2° Lorsqu'un plongeur descend à la profondeur $h = 30 \text{ m}$:

→ Corrigé p. 269

5 Loi de Boyle-Mariotte 2 min

1° La loi de Boyle-Mariotte s'écrit :

2° De l'air à température constante subit une compression au cours de laquelle sa pression est multipliée par 3 ; son volume :

A	B	C
$P \cdot V = \text{constante}$	$\frac{P}{V} = \text{constante}$	$\frac{V}{P} = \text{constante}$
est multiplié par trois	ne change pas	est divisé par trois

→ Corrigé p. 269

Bien appliquer le cours et les méthodes

6 ★★ 10 min → Méthode 1, p. 260

1° Pour une force pressante donnée, si la surface pressée augmente, la pression augmente-t-elle ou diminue-t-elle ?

2° Pour une surface pressée donnée, si la force pressante augmente, la pression augmente-t-elle ou diminue-t-elle ?

3° Le vent exerce une force pressante de valeur $F = 200 \text{ N}$ perpendiculairement à une voile de surface $S = 6,0 \text{ m}^2$.

a) Calculer la valeur de la pression sur cette surface. L'exprimer en pascal, puis en bar.

b) Le vent se renforce et la valeur de la force pressante double. Sur quelle surface doit-elle être appliquée pour que la pression soit la même que précédemment ?

→ Corrigé p. 269

7 ★★★ **10 min** → Méthode 2, p. 261

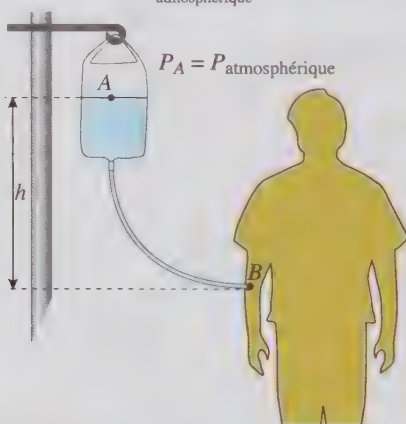
Pour pouvoir administrer, par perfusion, un liquide à un patient, il faut que la pression à l'extrémité B de l'aiguille soit supérieure à la pression artérielle.

1° Le flacon contenant le liquide à perfuser est situé à une hauteur h au-dessus du patient. Calculer h pour que $P_B = P_{\text{artérielle}}$.

2° La valeur réelle de la hauteur doit-elle être inférieure ou supérieure à la valeur h trouvée ?

Données : $g = 9,81 \text{ N.kg}^{-1}$; $\rho_{\text{liquide perfusion}} = 1,06 \times 10^3 \text{ kg.m}^{-3}$;

$P_{\text{artérielle}} = 113,3 \times 10^3 \text{ Pa}$; $P_{\text{atmosphérique}} = 100 \times 10^3 \text{ Pa}$.



→ Corrigé p. 269

8 ★ **5 min** → Méthode 3, p. 262

25 L de diazote sont comprimés à température constante de 1 à 5 bars. Calculer le volume final.

→ Corrigé p. 270

S'entraîner

9 ★ **5 min**

1° À quoi est due la pression à l'intérieur d'un ballon de football ?

2° À quoi est due la pression à l'extérieur d'un ballon de football ?

→ Corrigé p. 270

10 ★★ **10 min**

Une brique a pour longueur $L = 20$ cm, pour largeur $l = 10$ cm et pour hauteur $h = 5$ cm. Son poids est $F = 20$ N.

1° Sur du plâtre fin, on la pose successivement sur chacune de ses faces. Calculer la pression supplémentaire sur le plâtre dans chaque cas, sachant que la valeur de la force pressante exercée sur le plâtre est égale au poids de la brique.

2° Dans quel cas la brique s'enfonce-t-elle le plus ?

→ Corrigé p. 270

11 ★★ **15 min**

Un ski mesure 1,70 m de long pour 9,0 cm de large. Une patinette (ski court) mesure 90 cm de long pour 11 cm de large.

Pour s'enfoncer de moins de 5 cm dans la poudreuse, il faut que la pression supplémentaire sur la neige soit inférieure à 2 500 Pa.

1° Calculer la surface totale S des deux skis en exprimant les longueurs en mètre.

2° Calculer la valeur de la force pressante F exercée par les skis sur la neige pour obtenir une pression supplémentaire $P = 2\,500$ Pa.

3° Calculer la masse m du skieur correspondante sachant que la valeur de la force pressante est égale au poids du skieur.

On rappelle que $P = m \cdot g$, avec $g = 10 \text{ N.kg}^{-1}$.

4° Répondre aux questions 1°, 2°, et 3° dans l'hypothèse où l'on utilise les patinettes.

5° Comparer les deux masses trouvées : conclure.

→ Corrigé p. 270

12 ★★ **10 min**

Le dioxygène devient toxique si la pression à laquelle l'air est respiré est supérieure ou égale à $P_{\text{max}} = 8,0$ bars.

Déterminer la profondeur h_{max} à partir de laquelle la plongée avec des bouteilles remplies d'air devient dangereuse.

Données : $\mu_{\text{eau}} = 1,0 \times 10^3 \text{ kg.m}^{-3}$; $P_{\text{atmosphérique}} = 1,0 \text{ bar}$; $g = 10 \text{ N.kg}^{-1}$.

→ Corrigé p. 271

13

★

5 min

Une quantité fixée d'argon est maintenue à une température T de $25\text{ }^{\circ}\text{C}$. On fait varier son volume V et on relève à chaque fois sa pression P .

Les résultats sont donnés dans le tableau ci-dessous.

P en Pa	$1,2 \times 10^5$	$1,03 \times 10^5$	$0,90 \times 10^5$	$0,80 \times 10^5$	$0,72 \times 10^5$
V en m^3	$0,30 \times 10^{-4}$	$0,35 \times 10^{-4}$	$0,40 \times 10^{-4}$	$0,45 \times 10^{-4}$	$0,50 \times 10^{-4}$

L'argon vérifie-t-il la loi de Boyle-Mariotte ? Cela était-il prévisible ?

Donnée : température d'ébullition de l'argon $T_{\text{eb}} = -187\text{ }^{\circ}\text{C}$.

→ Corrigé p. 271

Faire le bilan et s'évaluer

14

★★★

20 min

THÈME : Sport

Un plongeur en apnée inspire de l'air à la surface. Ses poumons contiennent alors un volume d'air égal à $4,0\text{ L}$. Il descend à 10 m de profondeur puis remonte sans expirer : il ne lui arrive rien.

Un plongeur avec bouteille inspire de l'air à 10 m de profondeur. Ses poumons contiennent alors $4,0\text{ L}$ d'air. Il remonte sans expirer : il a un grave accident barotraumatique (les parois de ses poumons se déchirent).

On précise que la température est constante durant toute la plongée. Le détendeur délivre de l'air à une pression égale à celle de la profondeur à laquelle le plongeur se trouve.

Données : $\mu_{\text{eau}} = 1,0 \times 10^3\text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$; $P_{\text{atmosphérique}} = 1,0\text{ bar} = 1,0 \times 10^5\text{ Pa}$; $g = 10\text{ N}\cdot\text{kg}^{-1}$.

	C 1	A 3	R 2	6 points
1° Écrire la relation entre la profondeur et la pression dans l'eau.	×			/ 0,5
2° Déterminer la pression P_{10} qui règne à une profondeur $h = 10\text{ m}$.		×		/ 1
3° Énoncer la loi de Boyle-Mariotte.	×			/ 0,5
4 Pour le plongeur en apnée, calculer le volume théorique V_{10} de ses poumons à 10 m de profondeur.		×		/ 1
5 De la même façon, calculer le volume V_0 de ses poumons lorsqu'il remonte à la surface sans expirer.		×		/ 1
6° Pour le plongeur avec bouteille, calculer le volume théorique V_0' de ses poumons lorsqu'il remonte à la surface sans expirer.			×	/ 1
7° Expliquer pourquoi le plongeur avec bouteille est victime d'un accident barotraumatique.			×	/ 1

→ Corrigé p. 272

1 Énoncé p. 264 1° B et C ; 2° A et C ; 3° A et B ;

2 Énoncé p. 264 1° B ; 2° B et C ; 3° A et C.

3 Énoncé p. 264 1° A et C ; 2° B ; 3° B ; 4° C.

4 Énoncé p. 265 1° A et C ; 2° A et B.

5 Énoncé p. 265 1° A ; 2° C.

6 Énoncé p. 265 1° Pour une force pressante donnée, si la **surface pressée augmente**, la **pression diminue**.

2° Pour une surface pressée donnée, si la **force pressante augmente**, la **pression augmente**.

3° a) On a $P = \frac{F}{S} = \frac{200}{6,0}$; $P = 33 \text{ Pa}$.

1 bar = 10^5 Pa , donc $P = 33 \text{ Pa} = \frac{33}{10^5} \text{ bar} = 3,3 \times 10^{-4} \text{ bar}$.

b) De même, $P = \frac{F}{S}$,

donc $S = \frac{F}{P} = \frac{2 \times 200}{33} = \frac{400}{33}$;

$S = 12 \text{ m}^2$.

Pour exprimer une grandeur en fonction des deux

autres, on peut utiliser la table des relations : $\frac{F}{P \times S}$

Ainsi $F = P \cdot S$; $P = \frac{F}{S}$; $S = \frac{F}{P}$.

7 Énoncé p. 266 1° On considère un point A à la surface du liquide :

$P_A = P_{\text{atmosphérique}} = 100 \times 10^3 \text{ Pa}$.

On utilise la relation : $(P_B - P_A) = \mu_{\text{liquide}} \cdot g \cdot h$ (car le point B est plus bas que le point A) ;

d'où $P_B = \mu_{\text{liquide}} \cdot g \cdot h + P_A$.

On sait que $P_B = P_{\text{artérielle}}$, soit

$$\mu_{\text{liquide}} \cdot g \cdot h + P_A = P_{\text{artérielle}}$$

$$\mu_{\text{liquide}} \cdot g \cdot h = P_{\text{artérielle}} - P_A ;$$

d'où $h = \frac{P_{\text{artérielle}} - P_A}{\mu_{\text{liquide}} \cdot g}$;

$$h = \frac{113,3 \times 10^3 - 100 \times 10^3}{1,06 \times 10^3 \times 9,81} ;$$

$h = 1,28 \text{ m}$.

2° La surface libre du liquide doit se trouver au minimum à 1,28 m au-dessus du patient ($h > 1,28 \text{ m}$).

8 Énoncé p. 266 État initial : $V_1 = 25 \text{ L}$ de diazote ; état final : $V_2 = ?$
 $P_1 = 1 \text{ bar}$; $P_2 = 5 \text{ bars}$.

On applique la loi de Boyle-Mariotte puisque la température est constante :

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 ;$$

$$\text{donc } V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2} = \frac{1 \times 25}{5} ; V_2 = 5 \text{ L}.$$

9 Énoncé p. 266 1° La pression à l'intérieur d'un ballon de football est due aux **chocs des molécules constituant l'air enfermé sur la paroi interne du ballon**.

2° La pression atmosphérique est due aux **chocs des molécules constituant l'air de l'atmosphère sur la paroi externe du ballon de football**.

10 Énoncé p. 267 1° Les faces de la brique sont constituées de rectangles. Pour calculer l'aire d'un rectangle, on multiplie sa longueur par sa largeur.

On distingue trois surfaces différentes :

$$S_1 = L \cdot l = 20 \times 10 = 2,0 \times 10^2 \text{ cm}^2 = 2,0 \times 10^2 \times 10^{-4} \text{ m}^2 = 2,0 \times 10^{-2} \text{ m}^2 ;$$

$$S_2 = L \cdot h = 20 \times 5 = 1,0 \times 10^2 \text{ cm}^2 = 1,0 \times 10^2 \times 10^{-4} \text{ m}^2 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ m}^2 ;$$

$$S_3 = l \cdot h = 10 \times 5 = 5 \times 10^1 \text{ cm}^2 = 5 \times 10^1 \times 10^{-4} \text{ m}^2 = 5 \times 10^{-3} \text{ m}^2.$$

La pression supplémentaire sur le plâtre est dans chaque cas :

$$P_1 = \frac{F}{S_1} = \frac{20}{2,0 \times 10^{-2}} ; P_1 = 1,0 \times 10^3 \text{ Pa} ;$$

$$P_2 = \frac{F}{S_2} = \frac{20}{1,0 \times 10^{-2}} ; P_2 = 2,0 \times 10^3 \text{ Pa} ;$$

$$P_3 = \frac{F}{S_3} = \frac{20}{5,0 \times 10^{-3}} ; P_3 = 4,0 \times 10^3 \text{ Pa}.$$

2° La pression dans le troisième cas est la plus grande : **la brique s'enfonce plus lorsqu'elle est posée sur sa plus petite face**.

11 Énoncé p. 267 1° On a $S_1 = \text{nombre de skis} \times \text{longueur} \times \text{largeur}$.
D'où $S_1 = 2 \times 1,70 \times 0,090 = 0,31 \text{ m}^2$.

$$2^\circ F_1 = P \cdot S_1 = 2\,500 \times 0,31 = 7,7 \times 10^2 \text{ N}.$$

$$3^\circ F_1 = m_1 \cdot g, \text{ donc } m_1 = \frac{F_1}{g} = \frac{7,7 \times 10^2}{10} = 77 \text{ kg}.$$

4° Pour les patinettes :

$$S_2 = 2 \times 0,90 \times 0,11 = 0,20 \text{ m}^2 ;$$

$$F_2 = P \cdot S_2 = 2\,500 \times 0,20 = 5,0 \times 10^2 \text{ N} ;$$

$$F_2 = m_2 \cdot g, \text{ donc } m_2 = \frac{F_2}{g} = \frac{5,0 \times 10^2}{10} = 50 \text{ kg}.$$

On a $1 \text{ m}^2 = 10^4 \text{ cm}^2$.

Pour convertir des cm^2 en m^2 , il faut donc diviser par dix mille (10^4).

5° Pour s'enfoncer de moins de 5 cm dans la poudreuse, il faut :

- avec des skis, peser **moins de 77 kg** ;
- avec des patinettes, peser **moins de 50 kg**.

Pour une masse donnée, plus la surface est grande, moins le skieur s'enfoncera dans la neige ; d'où l'intérêt du surf pour la poudreuse (surface égale à 0,5 m² environ) ou des skis de randonnée (plus larges que des skis classiques).

12 Énoncé p. 267 On utilise la relation entre la pression et la profondeur h :

$$(P_{\text{max}} - P_{\text{atmosphérique}}) = \mu_{\text{eau}} \cdot g \cdot h_{\text{max}}$$

Il est nécessaire de convertir les pressions en pascal :

$$P_{\text{atmosphérique}} = 1,0 \text{ bar} = 1,0 \times 10^5 \text{ Pa} ;$$

$$P_{\text{max}} = 8,0 \text{ bars} = 8,0 \times 10^5 \text{ Pa}.$$

$$\begin{aligned} \text{D'où } h_{\text{max}} &= \frac{P_{\text{max}} - P_{\text{atmosphérique}}}{\mu_{\text{eau}} \cdot g} \\ &= \frac{8,0 \times 10^5 - 1,0 \times 10^5}{1,0 \times 10^3 \times 10} \end{aligned}$$

$$h_{\text{max}} = 70 \text{ m}.$$

Pour isoler la grandeur h_{max} , on peut diviser par $\mu_{\text{eau}} \cdot g$ les deux membres de l'égalité :

$$\frac{P_{\text{max}} - P_{\text{atmosphérique}}}{\mu_{\text{eau}} \cdot g} = \frac{\cancel{\mu_{\text{eau}}} \cdot \cancel{g} \cdot h_{\text{max}}}{\cancel{\mu_{\text{eau}}} \cdot \cancel{g}}$$

Pour plonger à cette profondeur ou au-delà il est nécessaire d'utiliser des mélanges gazeux autres que l'air (du « nitrox » par exemple).

13 Énoncé p. 268

P en Pa	$1,20 \times 10^5$	$1,03 \times 10^5$	$0,90 \times 10^5$	$0,80 \times 10^5$	$0,72 \times 10^5$
V en m³	$0,30 \times 10^{-4}$	$0,35 \times 10^{-4}$	$0,40 \times 10^{-4}$	$0,45 \times 10^{-4}$	$0,50 \times 10^{-4}$
P · V	3,6	3,6	3,6	3,6	3,6

Le produit $P \cdot V$ est constant ; on peut donc considérer que l'argon vérifie la loi de Boyle-Mariotte.

Cela était prévisible car la pression reste faible

(au maximum, $P = 1,2 \times 10^5 \text{ Pa} = 1,2 \text{ bar}$)

et la température très supérieure à la température d'ébullition du gaz.

14 Énoncé p. 268 1° On a $P_B - P_A = \mu_{\text{eau}} \cdot g \cdot h$.

2° On considère un point de l'eau, situé à la surface : la pression P_0 qui y règne est égale à la pression atmosphérique.

Donc $(P_{10} - P_0) = \mu_{\text{eau}} \cdot g \cdot h$, avec $P_0 = P_{\text{atmosphérique}}$.

$$\begin{aligned}\text{Soit } P_{10} &= \mu_{\text{eau}} \cdot g \cdot h_1 + P_{\text{atmosphérique}} \\ &= 1,0 \times 10^3 \times 10 \times 10 + 1,0 \times 10^5 \\ &= 2,0 \times 10^5 \text{ Pa.}\end{aligned}$$

$$P_{10} = 2,0 \text{ bars.}$$

3° Pour une quantité de gaz fixée et une température donnée :

$P \cdot V = \text{constante}$

P : pression du gaz,

V : volume occupé par le gaz.

$$4^\circ \text{ On a } P_0 \cdot V_0 = P_{10} \cdot V_{10}, \text{ donc } V_{10} = \frac{P_0 \cdot V_0}{P_{10}} = \frac{1,0 \times 4,0}{2,0}; V_{10} = 2,0 \text{ L.}$$

5° En remontant, la pression passe de 2 bars à 1 bar. La pression est divisée par deux ; le volume est donc multiplié par deux. Il est donc à nouveau égal à $V_0 = 4,0 \text{ L}$.

$$6^\circ P_{10} \cdot V_{10} = P_0 \cdot V_0', \text{ donc } V_0' = \frac{P_{10} \cdot V_{10}}{P_0} = \frac{2,0 \times 4,0}{1,0}; V_0' = 8,0 \text{ L.}$$

Le détendeur délivre de l'air à une pression égale à celle de la profondeur à laquelle se trouve le plongeur. Ainsi, à 10 m de profondeur, le plongeur respire de l'air sous une pression de 2,0 bars.

7° En surface, les poumons du plongeur en apnée n'augmentent pas de volume. En revanche, ceux du plongeur avec bouteille devraient doubler de volume : l'accident barotraumatique est inévitable, les poumons se déchirent. Il faut donc absolument expirer en remontant.

Produits chimiques : savoir décoder les étiquettes

Les **pictogrammes de danger** sont au nombre de neuf :

		
danger d'explosion	danger d'incendie	produit comburant
		
danger : gaz sous pression	danger de corrosion	danger de toxicité aiguë
		
danger pour la santé (effets graves)	danger pour la santé (irritant, allergique, etc.)	danger pour l'environnement

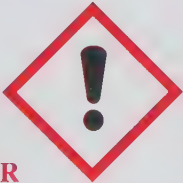
Les **mentions de danger** sont des phrases qui décrivent la nature et le degré du danger que constitue un produit chimique. Elles sont codifiées dans la réglementation par une lettre **H** suivie de trois chiffres.

Les **conseils de prudence** décrivent comment stocker, manipuler ou éliminer un produit chimique et que faire en cas d'accident. Ils sont codifiés par une lettre **P** suivie de trois chiffres.

Des **informations additionnelles** sont ajoutées pour préciser certains dangers. Elles sont codifiées par trois lettres **EUH** suivies de trois chiffres.

L'**étiquette** d'un produit chimique permet d'identifier la nature des dangers que présente un produit chimique.

ACÉTONE

DANGER

H225 Liquide et vapeurs très inflammables.
H319 Provoque une sévère irritation des yeux.
H336 Peut provoquer somnolence ou vertiges.

P102 Tenir hors de portée des enfants.
P210 Tenir à l'écart de la chaleur / des étincelles / des flammes nues / des surfaces chaudes. Ne pas fumer.
P305 + P351 + P338 En cas de contact avec les yeux : rincer avec précaution à l'eau pendant plusieurs minutes. Enlever les lentilles de contact si la victime en porte et si elles peuvent être facilement enlevées. Continuer à rincer.
P403 + P 233 Stocker dans un endroit bien ventilé. Maintenir le récipient fermé de manière étanche.

EUH066 L'exposition répétée peut provoquer dessèchement ou gerçures de la peau.

N°CE 200-662-2

Les pictogrammes de danger

Les mentions de danger (codification : H)

Les conseils de prudence (codification : P)

Les informations additionnelles (codification : EUH)

Les chiffres significatifs

Pour une longueur :

– l'écriture **27 cm** signifie que l'on a mesuré la longueur au centimètre près. Elle comporte **deux chiffres significatifs** : 2 et 7.

– l'écriture **27,0 cm** signifie que l'on a mesuré la longueur au millimètre près. Elle comporte **trois chiffres significatifs** : 2, 7 et 0.

Ces deux écritures ne sont donc pas équivalentes.

Les **zéros écrits en fin d'un nombre sont significatifs** car ils indiquent la précision avec laquelle la mesure a été faite. L'écriture **27,0 cm** comporte **trois chiffres significatifs** : 2, 7 et 0.

Les **zéros écrits au début d'un nombre ne sont pas significatifs**. L'écriture **0,27 m** comporte **deux chiffres significatifs** : 2 et 7. Ce nombre peut s'écrire $2,7 \times 10^{-1} \text{ m}$.

Exprimer un résultat lors de calculs

Lors d'un calcul, les données sont souvent fournies avec des nombres de chiffres significatifs différents.

■ Cas d'une addition ou d'une soustraction

Le résultat ne doit pas avoir plus de décimales que le nombre qui en comporte le moins et doit être arrondi en conséquence.

Exemples :

– si $L = 27 \text{ cm}$ et $l = 4,8 \text{ cm}$, alors $L + l = 27 + 4,8 = 32 \text{ cm}$ et non : $31,8 \text{ cm}$;

– si $L = 27,0 \text{ cm}$ et $l = 4,8 \text{ cm}$, alors $L + l = 27,0 + 4,8 = 31,8 \text{ cm}$.

■ Cas d'une multiplication ou d'une division

Le résultat ne doit pas comporter plus de chiffres significatifs que la donnée qui en comporte le moins.

Exemples :

– si $L = 27,0 \text{ cm}$ et $l = 4,8 \text{ cm}$, alors $L \times l = 27,0 \times 4,8 = 1,3 \times 10^2 \text{ cm}^2$ et non : $129,6 \text{ cm}^2$ car : nombre à **3** chiffres significatifs $\times$ nombre à **2** chiffres significatifs $\Rightarrow$ résultat à **2** chiffres significatifs ;

– si $L = 27,0 \text{ cm}$ et $l = 4,80 \text{ cm}$, alors $L \times l = 27,0 \times 4,80 = 1,30 \times 10^2 \text{ cm}^2$ car : nombre à **3** chiffres significatifs $\times$ nombre à **3** chiffres significatifs $\Rightarrow$ résultat à **3** chiffres significatifs.

Notation scientifique et ordre de grandeur

La **notation scientifique** permet de simplifier l'écriture d'un nombre et de faciliter la comparaison des nombres entre eux.

Écrire un nombre en notation scientifique, c'est l'écrire sous la forme :

$$a \times 10^n$$

où a est un nombre décimal : $1 \leq a < 10$ (le premier chiffre avant la virgule est donc forcément différent de 0) ;

et n est un nombre entier positif ou négatif.

Exemple : les nombres $8,65 \times 10^3$ et $1,6 \times 10^{-19}$ sont notés en écriture scientifique.

Propriétés des puissances de 10

$$10^a \times 10^b = 10^{a+b}; \frac{10^a}{10^b} = 10^{a-b}; \frac{1}{10^a} = 10^{-a}; (10^a)^b = 10^{a \times b}.$$

Méthode pour écrire un nombre sous forme scientifique

La méthode est décrite à partir de deux exemples.

■ **Exemple 1** : écriture scientifique du nombre 0,0023

Pour écrire 0,0023 sous la forme $a \times 10^n$, on **décale la virgule de 3 rangs vers la droite** pour avoir $1 \leq a < 10$ et on met une puissance de 10 avec un **exposant négatif égal à -3**.

La notation scientifique du nombre 0,0023 est donc $2,3 \times 10^{-3}$.

■ **Exemple 2** : écriture scientifique du nombre 835

Pour écrire 835 sous la forme $a \times 10^n$, on écrit une virgule après le chiffre des unités : 835,

On **décale la virgule de 2 rangs vers la gauche** pour avoir $1 \leq a < 10$ et on met une puissance de 10 avec un **exposant positif égal à 2**.

La notation scientifique du nombre 835 est donc $8,35 \times 10^2$.

Pour écrire un nombre sous la forme $a \times 10^n$:

- décaler la virgule de manière à avoir $1 \leq a < 10$;
- si la virgule est décalée de n rangs vers la gauche, alors l'exposant n est positif ;
- si la virgule est décalée de n rangs vers la droite, alors l'exposant n est négatif.

L'ordre de grandeur d'un nombre est la **puissance de 10 la plus proche de ce nombre**.

La détermination d'un ordre de grandeur d'une valeur permet de vérifier rapidement que le résultat d'un calcul est cohérent. Il permet également de comparer deux valeurs.

Exemple : les nombres 10^3 et 10^{-19} sont des ordres de grandeur.

Méthode pour déterminer un ordre de grandeur

La méthode est décrite à partir de deux exemples.

Les nombres doivent être écrits en notation scientifique sous la forme $a \times 10^n$.

■ **Exemple 1** : ordre de grandeur du nombre $2,3 \times 10^{-3}$

La valeur de la **partie décimale** $a = 2,3$ est **inférieure à 5**. Elle est remplacée par **1** : l'ordre de grandeur du nombre est donc $1 \times 10^{-3} = 10^{-3}$, soit 10^{-3} .

■ **Exemple 2** : ordre de grandeur du nombre $8,65 \times 10^2$

La valeur de la **partie décimale** $a = 8,65$ est **supérieure à 5**. Elle est remplacée par **10** : l'ordre de grandeur du nombre est donc $10 \times 10^2 = 10^{1+2}$, soit 10^3 .

Pour déterminer l'ordre de grandeur d'un nombre :

– écrire le nombre sous forme scientifique $a \times 10^n$;

– analyser la valeur de a :

si $a < 5$, l'ordre de grandeur est : 10^n

si $a \geq 5$, l'ordre de grandeur est : 10^{n+1}

Des conversions d'unités sont parfois nécessaires.

Dans l'exemple traité ci-dessous, l'unité choisie est le mètre avec ses multiples et sous-multiples. Les conversions réalisées restent valables pour d'autres unités.

Les sous-multiples du mètre

femto	pico	nano	micro	milli	centi	déci	mètre
mètre	mètre	mètre	mètre	mètre	mètre	mètre	
fm	pm	nm	μm	mm	cm	dm	m
10^{-15} m	10^{-12} m	10^{-9} m	10^{-6} m	10^{-3} m	10^{-2} m	10^{-1} m	1 m

Les multiples du mètre

mètre	déca	hecto	kilo	méga	giga	téra
	mètre	mètre	mètre	mètre	mètre	mètre
m	dam	hm	km	Mm	Gm	Tm
1 m	10^1 m	10^2 m	10^3 m	10^6 m	10^9 m	10^{12} m

Méthode pour convertir des unités

La méthode est décrite à partir de deux exemples.

■ **Exemple 1** : conversion de 335 km en m

On commence par identifier le **préfixe** associé au mètre ; préfixe **k**, soit **kilo**.

On donne son équivalence en puissance 10, soit **k est équivalent à 10^3** .

On multiplie ensuite le nombre 335 par 10^3 .

Ainsi $335 \text{ km} = 335 \times 10^3 \text{ m}$, soit en notation scientifique $3,35 \times 10^5 \text{ m}$.

■ **Exemple 2** : conversion de 0,18 nm en m

On commence par identifier le **préfixe** associé au mètre ; préfixe **n**, soit **nano**.

On donne son équivalence en puissance 10, soit **n est équivalent à 10^{-9}** .

On multiplie ensuite le nombre 0,18 par 10^{-9} .

Ainsi $0,18 \text{ nm} = 0,18 \times 10^{-9} \text{ m}$, soit en notation scientifique $1,8 \times 10^{-10} \text{ m}$.

Constantes fondamentales et grandeurs physiques

■ Constantes fondamentales

vitesse de la lumière dans le vide	$c = 299\,792\,458 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ (valeur exacte)
charge élémentaire	$e = 1,602\,177\,33 \times 10^{-19} \text{ C}$
constante d'Avogadro	$N_A = 6,022\,136\,7 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

■ Valeurs utiles

masse de l'électron	$m_e = 9,109\,389\,7 \times 10^{-31} \text{ kg}$
masse du proton	$m_p = 1,672\,623\,1 \times 10^{-27} \text{ kg}$
masse du neutron	$m_n = 1,674\,928\,6 \times 10^{-27} \text{ kg}$

■ Grandeurs physiques utilisées dans le cours

grandeur physique	symbole	unité	symbole
masse	m	kilogramme	kg
longueur	ℓ	mètre	m
temps	t	seconde	s
vitesse	v	mètre par seconde	$\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$
fréquence	f	hertz	Hz
force	F	newton	N
pression	p	pascal	Pa
indice de réfraction	n	sans unité	
quantité de matière	n	mole	mol
température absolue	T	kelvin	K
température	θ	degré Celsius	°C

Classification périodique des éléments

période

légende

masse atomique en g.mol⁻¹ (1)

numéro atomique

nom

symbole (2)

nom

notes : (1) basé sur le ¹²C

(2) état physique du corps pur simple à 25 °C et 1.013 bar :

noir = solide (sauf Br et Hg : liquide) ; bleu = gaz ; vert = préparé par synthèse

1 1.0

H₂, gaz, incolore

3 6.9 4 9.0

Li Be

Lithium Béryllium

11 23.0 12 24.3

Na Mg

Sodium Magnésium

19 39.1 20 40.1

K Ca

Potassium Calcium

37 39.1 38 39.1

Rb Sr

Rubidium Strontium

55 132.5 56 137.3

Cs Ba

Césium Barium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227

Ac

Actinium

87 223 88 226

Fr Ra

Francium Radium

89 227





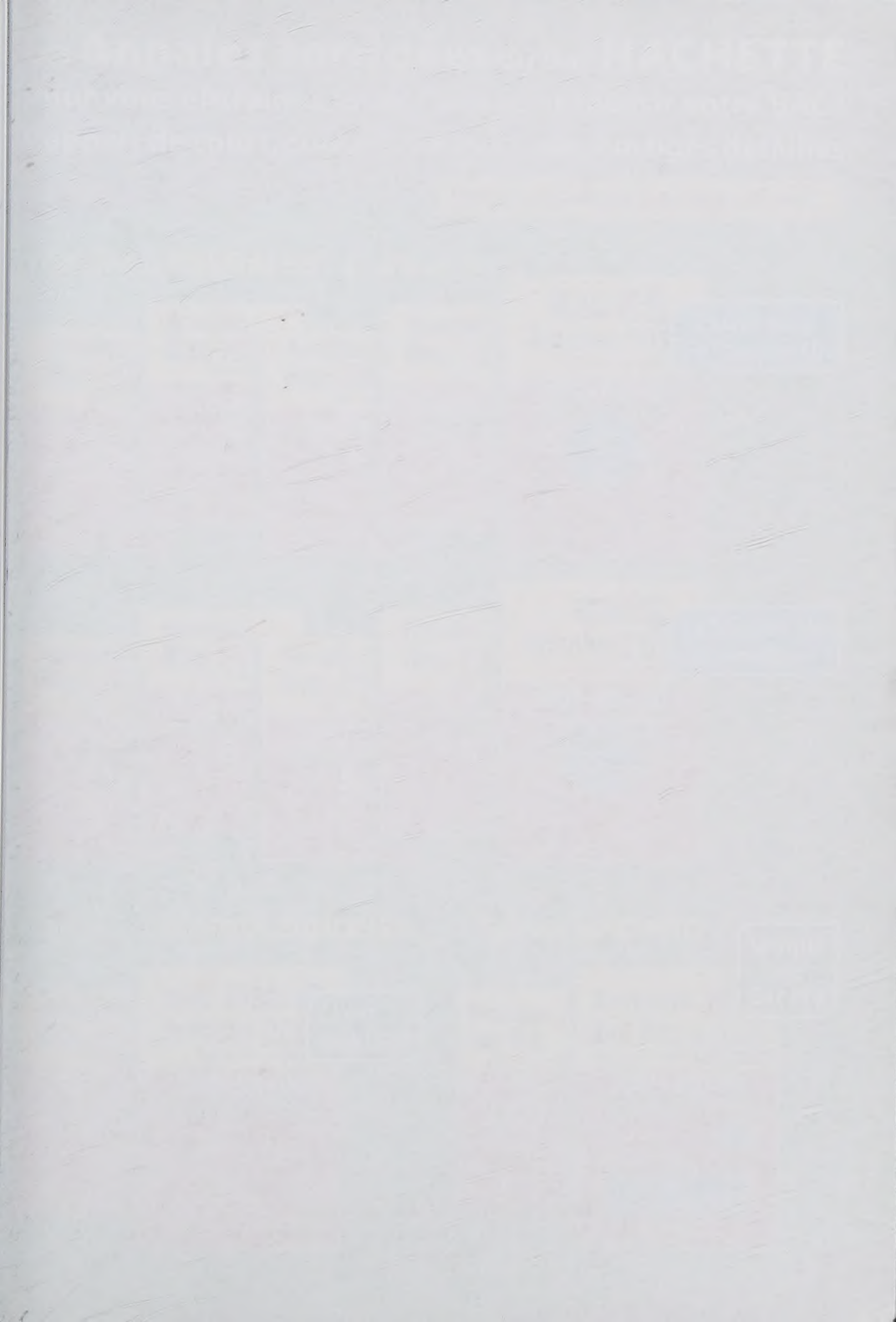












Les Annales corrigées du Bac HACHETTE

Pour vous entraîner toute l'année et réussir votre BAC !
Rappels de cours, conseils de méthode, corrigés détaillés

INCLUS DERNIERS SUJETS DU BAC

• Séries GÉNÉRALES : L, ES et S

Annales Bac 2011
Sujets et corrigés
Français
1^{re} L/ES/S
43 sujets officiels sur tout le programme
14 sujets d'essai
56 fiches méthodes et conseils
Tous les corrigés détaillés

Annales Bac 2011
Sujets et corrigés
Philosophie
T^{re} L/ES/S
43 sujets officiels sur tout le programme
14 sujets d'essai
56 fiches méthodes et conseils
Tous les corrigés détaillés

Annales Bac 2011
Sujets et corrigés
Anglais
T^{re} Toutes séries
24 sujets complets observant toutes les séries
14 sujets d'essai
56 fiches méthodes et conseils
Tous les corrigés détaillés

BAC ES
Annales 2011
Sujets et corrigés
Tout-en-un
Obligatoire + Spécialité
SES
Maths
Histoire-Géographie
Philosophie
Anglais
43 sujets complets/56 exercices sur tout le programme, avec tous les corrigés détaillés et les conseils de méthode pour réussir le bac !

Annales Bac 2011
Sujets et corrigés
Maths
T^{re} ES/L
13 sujets complets/56 exercices sur tout le programme
14 sujets d'essai
56 fiches méthodes et conseils
Tous les corrigés détaillés

Annales Bac 2011
Sujets et corrigés
SVT
T^{re} S
13 sujets complets/56 exercices sur tout le programme
14 sujets d'essai
56 fiches méthodes et conseils
Tous les corrigés détaillés

Annales Bac 2011
Sujets et corrigés
Physique-Chimie
T^{re} S
13 sujets complets/56 exercices sur tout le programme
14 sujets d'essai
56 fiches méthodes et conseils
Tous les corrigés détaillés

BAC S
Annales 2011
Sujets et corrigés
Tout-en-un scientifique
Obligatoire + Spécialité
Mathématiques
Physique-Chimie
SVT
21 sujets complets/56 exercices sur tout le programme, avec tous les corrigés détaillés et les conseils de méthode pour réussir le bac !

• Séries TECHNOLOGIQUES

Annales Bac 2011
Sujets et corrigés
Français
1^{re} STMG-STI2D-STL-S
22 sujets de tous concours
14 sujets d'essai
56 fiches méthodes et conseils
Tous les corrigés détaillés

BAC STMG
Annales 2011
Sujets et corrigés
Tout-en-un
Préparez 7 épreuves avec un seul livre !
Economie-Droit
Management des organisations
Mathématiques
Histoire-Géographie
Anglais
Espagnol
Philosophie
40 sujets de tous concours, avec tous les corrigés détaillés et les conseils de méthode pour réussir le bac

Le n°1 en STMG

• Séries BAC PRO

Annales Bac Pro
Sujets et corrigés
Français
Histoire-Géographie
Éducation civique
Le développement des langues
Tous les sujets les plus récents
Tous les corrigés détaillés
Des conseils de méthode
40 sujets d'essai
56 fiches méthodes et conseils
Tous les corrigés détaillés

Annales Bac Pro Commerce
Sujets et corrigés
Tout-en-un
Préparez toutes les épreuves avec un seul livre !
Étude de cas professionnelle
Français
Histoire-Géographie & Éducation civique
70 sujets de bac

Unique en Bac Pro

Objectif BAC

NOUVEAU PROGRAMME

2^{nde}

Physique-Chimie

**Tout pour maîtriser le programme
et réussir ses interros !**

Chaque chapitre, centré sur un thème du programme, vous propose :

- **Un rappel de cours détaillé**, pour comprendre et mémoriser l'essentiel
- **Les méthodes de résolution des exercices**, avec, pour chacune :
 - un exercice type entièrement résolu et commenté
 - un résumé de la technique ou des astuces utilisées
- **Des exercices progressifs** et minutés pour un entraînement efficace
- **Un exercice-bilan**, pour bien préparer ses interros
- **Tous les corrigés** détaillés et commentés.

Dans la même collection :

- | | |
|-------------------------------------|---|
| - Maths 2 ^{nde} | - L'épreuve écrite de français 1 ^{res} |
| - Physique-Chimie 2 ^{nde} | - L'oral de français 1 ^{res} |
| - SVT 2 ^{nde} | - Maths Term S |
| - Français 2 ^{nde} | - Maths Term ES/L |
| - Anglais 2 ^{nde} | - Physique-Chimie Term S |
| - Maths 1 ^{re} S | - SVT Term S |
| - Maths 1 ^{res} ES/L | - SES Term ES |
| - Physique-Chimie 1 ^{re} S | - Histoire-Géographie Term ES/L |
| - SVT 1 ^{re} S | - Histoire-Géographie Term S |
| - Sciences 1 ^{res} ES/L | - Anglais Term toutes séries |
| - SES 1 ^{re} ES | - Philosophie Term L/ES/S |
| | - Littérature Term L |

17/1458/3
ISBN : 978-2-01-171458-9



9 782011 714589

GUIDE DU LYCÉEN
gratuit sur
www.hachette-education.com

hachette
ÉDUCATION



! VAMBAÇAS !