Cahier de vacances de PHYSIQUE-CHIMIE

Première Spécialité

↓

Terminale Spécialité

Lycée Guillaume Apollinaire
Nice

Avant-propos

Cher(e)s élèves,

Ce cahier de vacances a été conçu par l'équipe de physique-chimie du lycée Apollinaire afin de vous proposer un outil de révisions durant l'été.

Ce document n'a pas vocation à remplacer vos cours de première spécialité, mais a pour but de vous permettre d'aborder la classe de terminale spécialité physique-chimie dans les meilleures conditions. Il est constitué de brefs rappels de cours et d'exercices d'application accompagnés de leur correction.

Chaque fiche reprend les notions essentielles d'un chapitre du programme de première spécialité. Les exercices proposés sont extraits des ressources utilisées en classe tout au long de l'année.

Certaines fiches comportent des QR codes menant vers des vidéos explicatives.

En espérant que cela vous sera utile et profitable, nous vous souhaitons d'agréables vacances et au plaisir de vous retrouver à la rentrée !

Auteur initial: M. Ferreira Da Silva

Relecteurs: M. Giauffret et M. Mahlinger

Document compilé le 1er juillet 2026.

Table des matières

I Transformation et constitution de la matière 5

1 Quantité de matière 7

2 Suivi et modélisation d'une transformation chimique 10

3 Dosage par étalonnage – Loi de Beer-Lambert 13

4 Réaction d'oxydo-réduction 16

5 Dosage par titrage 18

6 Cohésion, solubilité et miscibilité 20

7 Structure et polarité des entités chimiques 22

8 Structure des entités organiques 25

9 Synthèses organiques 27

II Mouvement et interactions 29

10 Champs et forces 31

11 Description d'un fluide au repos 34

12 Mouvement d'un système 37

III L'énergie : conversions et transferts 39

13 Énergie électrique 41

14 Énergie mécanique 43

IV Ondes et signaux 45

15 Ondes progressives 47

16 Images et lentilles 50

17 Modèles ondulatoire et particulaire de la lumière 52

V Méthodologie 55

18 Notation scientifique et puissances de 10 57

19 Chiffres significatifs et mesure 59

partie I

Transformation et constitution de la matière

Fiche 1

Quantité de matière

Rappel Mole et constante d'Avogadro

Une **mole** est un paquet contenant exactement 6,022 140 76 × 10^{23} entités identiques, soit environ **6,02 × 10^{23} entités**.
La **quantité de matière** se note n et s'exprime en **mole, de symbole mol**.

$$n = \frac{N}{N_A} \quad \text{avec} \quad N_A = 6{,}02 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$$

Rappel Masse molaire

La **masse molaire atomique** M d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. Elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et se lit dans le tableau périodique.
Exemples : $M(\text{H}) = 1{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{C}) = 12{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
La **masse molaire moléculaire** est la somme des masses molaires atomiques des atomes constituant la molécule.
Exemple : $M(\text{H}_2\text{O}) = 2M(\text{H}) + M(\text{O}) = 18{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Rappel Calcul d'une quantité de matière

Cas	Formule	Grandeurs
Solide	$n = \frac{m}{M}$	m : masse (g), M : masse molaire ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)
Liquide	$n = \frac{\rho \cdot V}{M}$	ρ : masse volumique, V : volume
Gaz	$n = \frac{V}{V_m}$	V_m : volume molaire ($\approx 24\ \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$ à 20 °C)
Solution	$n = C \times V$	C : concentration en quantité de matière ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$), V : volume (L)

Concentration en masse : $C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$ $(\text{g} \cdot \text{L}^{-1})$

Lien : $C = \frac{C_m}{M}$ où M est la masse molaire du soluté.

Exercice 1

Une mole correspond à :

- ❒ Un paquet contenant 6,022 × 10^{23} entités chimiques.
- ❒ Un paquet contenant 6,022 × 10^{-23} entités chimiques.
- ❒ La masse de 6,022 × 10^{23} atomes de carbone 12.

Exercice 2

La molécule de vaniline a pour formule brute $C_8H_8O_3$.

Données :
- $M(\text{C}) = 12{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{H}) = 1{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. *Exprimer* la formule reliant la masse molaire moléculaire de la vaniline aux masses molaires atomiques des atomes qui la constituent.
2. *En déduire* sa valeur.

Exercice 3

Un échantillon de cuivre, Cu, a une masse de 5,0 g.

Données :
- $\mathrm{M(Cu)} = 63{,}5\,\mathrm{g \cdot mol^{-1}}$.

1. *Rappeler* la formule entre la masse m, la quantité de matière n et la masse molaire M.
2. *Déterminer* la quantité de matière de cuivre présent dans cet échantillon.

Exercice 4

Un volume de 5,0 L d'une solution de glucose est à une concentration en quantité de matière de 85 $\mathrm{mmol \cdot L^{-1}}$.

1. *Rappeler* la formule entre la concentration en quantité de matière C, la quantité de matière n et le volume de solution V.
2. *Déterminer* la quantité de matière de glucose présente dans cet échantillon.

Exercice 5

On souhaite préparer 100 mL d'une solution de chlorure de sodium (NaCl) à la concentration en quantité de matière 3,2 $\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

Données :
- $\mathrm{M(NaCl)} = 58{,}5\,\mathrm{g \cdot mol^{-1}}$.

Déterminer la masse de chlorure de sodium m à dissoudre.

Validation des acquis

Pour terminer le travail réalisé, valide tes acquis grâce au lien ci-contre:

Solutions de la fiche 1

Solution de l'exercice 1 p.7

Une mole est un paquet contenant exactement $6{,}022 \times 10^{23}$ entités chimiques. La première réponse est donc correcte.

Solution de l'exercice 2 p.7

1. $\mathrm{M}(\mathrm{C_8H_8O_3}) = 8 \times \mathrm{M}(\mathrm{C}) + 8 \times \mathrm{M}(\mathrm{H}) + 3 \times \mathrm{M}(\mathrm{O})$
2. $\mathrm{M}(\mathrm{C_8H_8O_3}) = 8 \times 12{,}0\,\mathrm{g \cdot mol^{-1}} + 8 \times 1{,}0\,\mathrm{g \cdot mol^{-1}} + 3 \times 16{,}0\,\mathrm{g \cdot mol^{-1}} = 152{,}0\,\mathrm{g \cdot mol^{-1}}$

Solution de l'exercice 3 p.8

1. $\mathrm{n} = \dfrac{\mathrm{m}}{\mathrm{M}}$
2. $\mathrm{n_{Cu}} = \dfrac{5{,}0\,\mathrm{g}}{63{,}5\,\mathrm{g \cdot mol^{-1}}} = 7{,}9 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol}$

Solution de l'exercice 4 p.8

1. $\mathrm{n} = \mathrm{C} \times \mathrm{V}$
2. $\mathrm{n_{glucose}} = 85 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}} \times 5{,}0\,\mathrm{L} = 0{,}43\,\mathrm{mol}$

Solution de l'exercice 5 p.8

On commence par convertir le volume de solution en litres : 100 mL = 100×10^{-3} L. Ensuite, on calcule la quantité de matière n de NaCl à dissoudre :

1. $\mathrm{n} = \mathrm{C} \times \mathrm{V} = 3{,}2\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}} \times 100 \times 10^{-3}\,\mathrm{L} = 0{,}32\,\mathrm{mol}$
2. $\mathrm{m} = \mathrm{n} \times \mathrm{M} = 0{,}32\,\mathrm{mol} \times 58{,}5\,\mathrm{g \cdot mol^{-1}} = 19\,\mathrm{g}$

Il faut dissoudre 19 g de NaCl dans 100 mL d'eau.

Fiche 2

Suivi et modélisation d'une transformation chimique

Rappel — Transformation chimique

Une **transformation chimique** modélise l'évolution du système chimique d'un état initial à un état final. Il y a formation d'une ou plusieurs nouvelles espèces (**produits**) à partir d'espèces de départ (**réactifs**), grâce à la rupture et/ou la création de liaisons chimiques.

Équation bilan : l'équation bilan modélise la consommation des réactifs et la formation des produits. Elle est de la forme :

$$\mathrm{aA} + \mathrm{bB} \longrightarrow \mathrm{cC} + \mathrm{dD}$$

avec a, b, c et d les **nombres stœchiométriques**, A et B deux réactifs et C et D deux produits.

Lors d'une transformation chimique, les atomes et les charges sont conservés. On ajuste donc les **nombres stœchiométriques** a, b, c, d pour respecter cela.

Exemple : $\mathrm{CH_4} + 2\,\mathrm{O_2} \longrightarrow \mathrm{CO_2} + 2\,\mathrm{H_2O}$

Rappel — Avancement d'une réaction

L'**avancement** x (en mol) permet de suivre l'évolution des quantités de matière en fonction du temps :

$$\mathrm{n_i}(\mathrm{t}) = \mathrm{n_i}(0) - \nu_\mathrm{i} \cdot \mathrm{x}(\mathrm{t})$$

- ν_i : nombre stœchiométrique (positif pour un réactif)
- $\mathrm{x} = 0$: à l'état initial (E.I.)
- $\mathrm{x} = \mathrm{x_f}$: à l'état final (E.F.)

Tableau d'avancement :

Soit l'équation bilan : $\mathrm{aA} + \mathrm{bB} \longrightarrow \mathrm{cC}$

État	Avancement	aA	+ bB	$\longrightarrow$ cC
Initial	$\mathrm{x} = 0$	$\mathrm{n_{A,0}}$	$\mathrm{n_{B,0}}$	0
Intermédiaire	x	$\mathrm{n_{A,0}} - \mathrm{ax}$	$\mathrm{n_{B,0}} - \mathrm{bx}$	cx
Final	$\mathrm{x_f}$	$\mathrm{n_{A,0}} - \mathrm{ax_f}$	$\mathrm{n_{B,0}} - \mathrm{bx_f}$	$\mathrm{cx_f}$

Rappel — Réactif limitant

- **Réactif limitant** : premier réactif entièrement consommé. C'est lui qui permet de déterminer $\mathrm{x_{max}}$.
- **Réactif(s) en excès** : réactif(s) restant(s) à l'état final.
- **Dans les proportions stœchiométriques** : les réactifs sont introduits dans les proportions données par les nombres stœchiométriques de l'équation bilan. Dans ce cas, tous les réactifs sont consommés simultanément.

Méthode : Pour chaque réactif, calculer $\mathrm{x_{max}} = \dfrac{\mathrm{n_{initial}}}{\nu}$, avec ν le nombre stœchiométrique. Le plus petit $\mathrm{x_{max}}$ permet d'identifier le réactif limitant.

Réaction totale : au moins un réactif est entièrement consommé ($\mathrm{x_f} = \mathrm{x_{max}}$). **Réaction équilibrée** : la réaction s'arrête avant épuisement d'un réactif ($\mathrm{x_f} < \mathrm{x_{max}}$). Il y a alors coexistence de réactifs et de produits à l'état final.

Exercice 1

Choisir la(les) bonne(s) réponse(s).

1. Lors d'une transformation chimique :
   - Les atomes sont conservés.

- La masse totale est conservée.
- Les molécules sont conservées.

2. L'avancement x s'exprime en :
   - g
   - mol
   - L

Exercice 2

Équilibrer l'équation de combustion du propane :

$$C_3H_8 + ... O_2 \longrightarrow ... CO_2 + ... H_2O$$

Exercice 3

On fait réagir 2,0 mol de dihydrogène H_2 avec 1,5 mol de dioxygène O_2 pour former de l'eau.

Équation : $2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$ que l'on suppose totale.

1. *Dresser* le tableau d'avancement.
2. *Déterminer* le réactif limitant et x_{max}.
3. *Calculer* les quantités de matière à l'état final.

Validation des acquis

Pour terminer le travail réalisé, valide tes acquis grâce au lien ci-contre:

Solutions de la fiche 2

Solution de l'exercice 1 p.10

1. Les atomes et la masse sont conservés, mais pas les molécules (elles se transforment).
2. L'avancement s'exprime enmol.

Solution de l'exercice 2 p.11

Dans l'équation donnée, on dénombre :

	C	H	O
Gauche	3	8	2
Droite	1	2	3

Il faut donc ajuster les nombres stœchiométriques pour équilibrer l'équation. On peut procéder par étapes :

1. Ajuster le nombre de carbone : à droite, mettre 3 devant CO_2 ;
2. Ajuster le nombre d'hydrogène : à droite, mettre 4 devant H_2O ;
3. Comme le nombre d'oxygène a été modifié en ajustant les deux nombres stoechiométriques précédents (au nombre de 10 maintenant : $3 \times 2 + 4 \times 1$), on ajuste le nombre maintenant le nombre d'oxygènes : à gauche, mettre 5 devant O_2 tel que $5 \times 2 = 10$.

On obtient donc l'équation équilibrée :

$$C_3H_8 + 5\,O_2 \longrightarrow 3\,CO_2 + 4\,H_2O$$

Solution de l'exercice 3 p.11

1. Tableau d'avancement (en mol) :

État	x	$2\,H_2$	+ O_2	$\longrightarrow$ $2\,H_2O$
Initial	0	$2,0$	$1,5$	0
Final	x_f	$2,0 - 2x_f$	$1,5 - x_f$	$2x_f$

2. Réactif limitant : $\begin{cases} x_{H_2} = \frac{2,0\,mol}{2} = 1,0\,mol \\ x_{O_2} = \frac{1,5\,mol}{1} = 1,5\,mol \end{cases}$ $\rightarrow H_2$ est limitant, $x_{max} =$

$1{,}0$ mol.

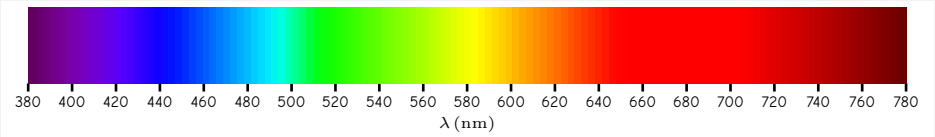
3. État final : $n_{H_2} = 0$, $n_{O_2} = 0{,}5$ mol, $n_{H_2O} = 2{,}0$ mol.

Fiche 3

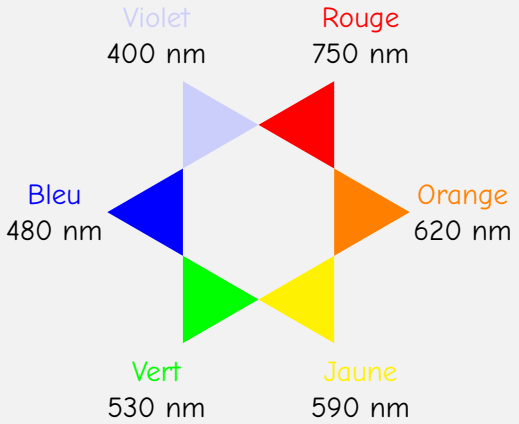
Dosage par étalonnage – Loi de Beer-Lambert

Rappel — Absorbance et couleurs

Le **domaine du visible** comprend toutes les radiations dont la longueur d'onde λ est comprise entre 380 nm et 780 nm. Au-delà se trouvent les **infrarouges** (IR) ; en-deça les **ultraviolets** (UV).



En **synthèse additive**, les couleurs primaires sont le rouge, le vert et le bleu (RVB). En **synthèse soustractive**, les couleurs primaires sont le cyan, le magenta et le jaune (CMY).
On dit qu'une couleur est **complémentaire** d'une autre couleur lorsque leur mélange donne du blanc en synthèse additive et du noir en synthèse soustractive.
La couleur d'un objet est la couleur complémentaire de celle(s) absorbée(s).



Lorsqu'une solution est colorée, elle absorbe certaines radiations et transmet les autres. La couleur perçue est la couleur complémentaire de celle absorbée. Par exemple, une solution bleue absorbe le orange.

Rappel — Loi de Beer-Lambert

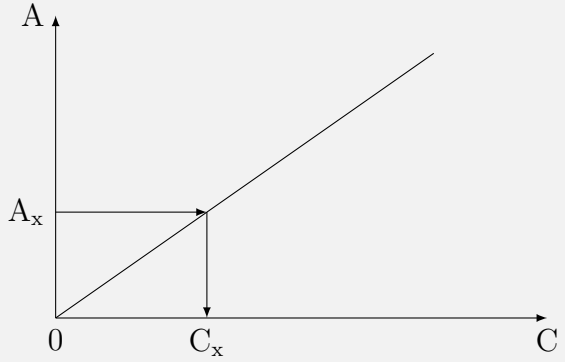
Pour une espèce colorée en solution, l'absorbance A est proportionnelle à la concentration en quantité de matière C :

$$\mathrm{A} = \mathrm{k} \times \mathrm{C}$$

où k est une constante dépendant de l'espèce, de la longueur d'onde λ et de la largeur de la cuve.
Conditions de validité de la loi : lumière monochromatique et solution peu concentrée. L'absorbance est une grandeur **sans unité**.

Rappel — Principe du dosage par étalonnage

1. Préparer une **gamme d'étalonnage** (solutions de concentrations connues).
2. Mesurer l'absorbance A de chaque solution à λ fixée.
3. Tracer la **courbe d'étalonnage** $\mathrm{A} = \mathrm{f}(\mathrm{C})$.
4. Mesurer $\mathrm{A_x}$ de la solution inconnue $\rightarrow$ en déduire $\mathrm{C_x}$.



La courbe d'étalonnage est souvent une **droite** passant par l'origine pour les faibles concentrations (loi de Beer-Lambert).

Exercice 1

Choisir la(les) bonne(s) réponse(s).

1. La loi de Beer-Lambert est valable pour :
   - Toute solution, quelle que soit sa concentration.
   - Une solution peu concentrée, à une longueur d'onde fixée.
   - Une lumière polychromatique.
2. Une courbe d'étalonnage $\mathrm{A} = \mathrm{f}(\mathrm{C})$:
   - Est systématiquement une droite passant par l'origine.
   - Permet de déterminer une concentration inconnue.
   - Est tracée à partir de solutions de concentrations connues.

Exercice 2

On dose une solution de sulfate de cuivre par spectrophotométrie.

C (mmol · L^{-1})	0	2,0	4,0	6,0	8,0
A	0	0,22	0,45	0,66	0,89

1. *Tracer* la courbe d'étalonnage $\mathrm{A} = \mathrm{f}(\mathrm{C})$.
2. *Déterminer* $\mathrm{C_x}$ sachant que $\mathrm{A_x} = 0,55$.

Solutions de la fiche 3

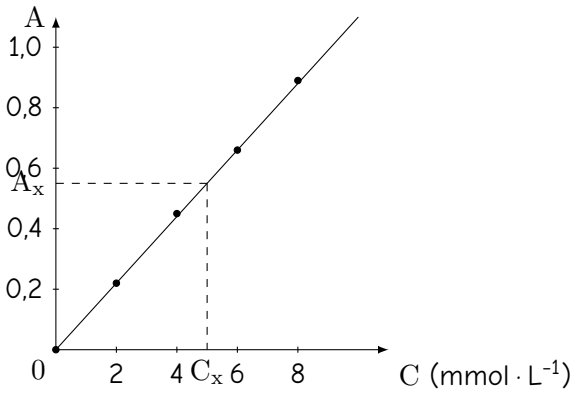
Solution de l'exercice 1 p.14

1. La loi est valable pour une solution peu concentrée, en lumière monochromatique.

2. La courbe permet de déterminer $\mathrm{C_x}$ et est tracée avec des solutions étalons dont on connaît la concentration. Elle est souvent une droite passant par l'origine pour les faibles concentrations (mais pas systématiquement).

Solution de l'exercice 2 p.14

1. La courbe est une droite passant par l'origine : $\mathrm{A} = \mathrm{k} \times \mathrm{C}$ avec $\mathrm{k} \approx 0,11$ $\mathrm{L \cdot mmol^{-1}}$.



2. $\mathrm{C_x} = \dfrac{\mathrm{A_x}}{\mathrm{k}} = \dfrac{0,55}{0,11\,\mathrm{L \cdot mmol^{-1}}} = 5,0\,\mathrm{mmol \cdot L^{-1}}$.

Fiche 4

Réaction d'oxydo-réduction

Rappel — Couple oxydant/réducteur et demi-équation électronique

- Un **oxydant** est une espèce capable de **capter** un ou plusieurs électrons.
- Un **réducteur** est une espèce capable de **céder** un ou plusieurs électrons.

Un couple **Ox/Red** est modélisé par une **demi-équation électronique** :

$$\mathrm{Ox} + \mathrm{n\,e^-} \rightleftharpoons \mathrm{Red}$$

où n est le nombre d'électrons échangés.
Exemples de couples : Fe^{3+}/Fe^{2+}, MnO_4^-/Mn^{2+}, Cu^{2+}/Cu, I_2/I^-. *Exemple de demi-équation :* $Cu^{2+} + 2\,e^- \rightleftharpoons Cu$, $MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4\,H_2O$.

Rappel — Équilibrer une demi-équation électronique

Méthode (milieu acide) :

1. Équilibrer les atomes autres que l'oxygène et l'hydrogène.
2. Équilibrer les oxygènes en ajoutant H_2O si nécessaire.
3. Équilibrer l'hydrogène avec des ions H^+.
4. Équilibrer les charges avec des électrons e^-.

Exemple : On souhaite équilibrer la demi-équation du couple MnO_4^-/Mn^{2+} en milieu acide.

1. On commence par équilibrer le manganèse : MnO_4^- à gauche et Mn^{2+} à droite.
2. On équilibre les oxygènes : il y a 4 oxygènes à gauche (dans MnO_4^-), donc on ajoute 4 H_2O à droite.
3. On équilibre ensuite les hydrogènes : il y a 8 hydrogènes à droite (dans 4 H_2O, ajoutés précédemment), donc on ajoute 8 H^+ à gauche.
4. Enfin, on équilibre les charges : à gauche, la charge totale est $-1 + 8 = +7$, et à droite, la charge totale est $+2$. Pour équilibrer les charges, on ajoute 5 e^- à gauche.

La demi-équation équilibrée est donc : $MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O$

Rappel — Écrire une équation d'oxydo-réduction

Une réaction d'oxydo-réduction met en jeu deux couples Ox_1/Red_1 et Ox_2/Red_2 :

- L'oxydant d'un couple oxyde le réducteur de l'autre couple.
- On combine les deux demi-équations en s'assurant que le nombre d'électrons échangés est le même dans les deux demi-équations. On peut alors multiplier les demi-équations par des coefficients appropriés pour que le nombre d'électrons soit égal dans chaque demi-équation électronique.

$$\begin{aligned} \mathrm{Ox_1} + \mathrm{n_1\,e^-} &\longrightarrow \mathrm{Red_1} \quad (\times \mathrm{n_2}) \\ \mathrm{Red_2} &\longrightarrow \mathrm{Ox_2} + \mathrm{n_2\,e^-} \quad (\times \mathrm{n_1}) \\ \hline \mathrm{n_2\,Ox_1} + \mathrm{n_1\,Red_2} &\longrightarrow \mathrm{n_1\,Ox_2} + \mathrm{n_2\,Red_1} \end{aligned}$$

Exercice 1

Choisir la(les) bonne(s) réponse(s).

1. Un oxydant est une espèce qui :
   - Cède des électrons.
   - Capte des électrons.
   - Possède une charge positive.
2. Dans la demi-équation $Zn^{2+} + 2\,e^- \rightleftharpoons Zn$:
   - Zn^{2+} est le réducteur.
   - Zn est le réducteur.

- 2 électrons sont échangés.

Exercice 2

Équilibrer la demi-équation du couple $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ en milieu acide.

Exercice 3

Écrire l'équation bilan de la réaction entre les couples Ag^+/Ag et Cu^{2+}/Cu.

Données :

- Le métal cuivre Cu est oxydé par les ions argent Ag^+.

Solutions de la fiche 4

Solution de l'exercice 1 p.16

1. Un oxydant capte un ou plusieurs électrons.
2. Zn^{2+} capte 2 électrons : c'est l'oxydant. Zn cède 2 électrons : c'est le réducteur.

Solution de l'exercice 2 p.17

1. On commence par équilibrer le nombre de chrome : à gauche, il y a 2 atomes de chrome dans $Cr_2O_7^{2-}$, donc on met 2 Cr^{3+} à droite.
2. On équilibre les oxygènes : il y a 7 oxygènes à gauche (dans $Cr_2O_7^{2-}$), donc on ajoute 7 H_2O à droite.
3. On équilibre ensuite les hydrogènes : il y a 14 hydrogènes à droite (dans 7 H_2O, ajoutés précédemment), donc on ajoute 14 H^+ à gauche.
4. Enfin, on équilibre les charges : à gauche, la charge totale est $-2+14=+12$, et à droite, la charge totale est $2\times(+3)=+6$. Pour équilibrer les charges, on ajoute 6 e^- à gauche.

La demi-équation équilibrée est donc :

$$\mathrm{Cr_2O_7^{2-} + 14\,H^+ + 6\,e^- \longrightarrow 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O}$$

Solution de l'exercice 3 p.17

Demi-équations électronqiques :

$$\begin{aligned} \text{Réduction de l'argent : } & \mathrm{Ag^+ + e^-} && \longrightarrow \mathrm{Ag} \quad (\times 2) \\ \text{Oxydation du cuivre : } & \mathrm{Cu} && \longrightarrow \mathrm{Cu^{2+} + 2\,e^-} \end{aligned}$$

Équation bilan :

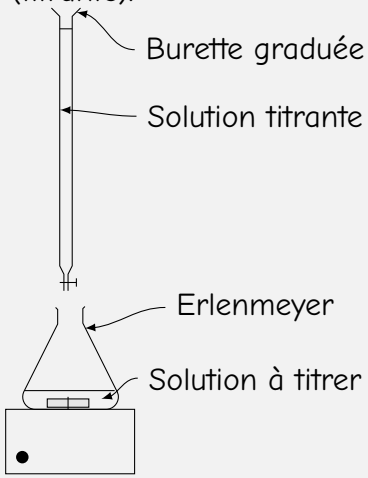
$$\mathrm{2\,Ag^+ + Cu \longrightarrow 2\,Ag + Cu^{2+}}$$

Fiche 5

Dosage par titrage

Rappel — Montage et principe du titrage

Un **dosage par titrage** permet de déterminer la concentration inconnue d'une espèce (titrée) en la faisant réagir avec une espèce de concentration connue (titrante).



Rappel — Réaction support du titrage et équivalence

La réaction support du titrage doit être **rapide**, **totale** et **unique**.
À l'**équivalence**, les réactifs ont été introduits dans les **proportions stœchiométriques**. Le réactif titrant a entièrement consommé le réactif titré.
Tableau d'avancement pour $\mathrm{aA} + \mathrm{bB} \rightarrow$ produits :

État	Avancement	aA (titré) +	bB (titrant)
Initial	$x = 0$	n_A	n_B
Final (équiv.)	x_E	$n_A - a x_E = 0$	$n_B - b x_E = 0$

Relation à l'équivalence :

$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} \quad \Leftrightarrow \quad \frac{C_A \times V_A}{a} = \frac{C_B \times V_E}{b}$$

Exercice 1

Choisir la(les) bonne(s) réponse(s).

1. À l'équivalence d'un titrage :
   - Les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques.
   - La solution change forcément de couleur.
   - Le réactif titrant a entièrement consommé le réactif titré.
2. La solution titrante est placée dans :
   - L'erlenmeyer.
   - La burette graduée.
   - Le bécher.

Exercice 2

On dose un volume $V_A = 20{,}0\,\mathrm{mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique ($H_3O^+ + Cl^-$) par une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+ + HO^-$) de concentration $C_B = 0{,}10\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.
L'équation de la réaction support du titrage est : $H_3O^+ + HO^- \longrightarrow 2\,H_2O$.
Le volume versé à l'équivalence est $V_E = 15{,}0\,\mathrm{mL}$.

1. *Écrire* la relation entre les quantités de matière à l'équivalence.
2. *En déduire* la concentration C_A de la solution d'acide chlorhy-

drique.

Exercice 3

On dose $V_A = 10{,}0\,\text{mL}$ d'une solution d'ions fer (II) Fe^{2+} par une solution de permanganate de potassium $KMnO_4$ de concentration $C_B = 2{,}0 \times 10^{-2}\,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
Équation : $MnO_4^- + 5\,Fe^{2+} + 8\,H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 5\,Fe^{3+} + 4\,H_2O$.
Le volume équivalent est $V_E = 12{,}5\,\text{mL}$.

Déterminer la concentration C_A en ions Fe^{2+}.

Validation des acquis

Pour terminer le travail réalisé, valide tes acquis grâce au lien ci-contre:



Solutions de la fiche 5

Solution de l'exercice 1 p.18

1. À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques et le réactif titré est entièrement consommé. Le changement de couleur n'est pas systématique, il dépend des espèces considérées et de l'indicateur utilisé.

2. La solution titrante (concentration connue) est dans la burette graduée.

Solution de l'exercice 2 p.18

1. À l'équivalence : $\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b}$ (coefficients stœchiométriques $a = b = 1$) d'où $n_A = n_B$.

2. La quantité de matière est reliée à la concentration et au volume par la relation $n = C \times V$. Ainsi, $n_A = C_A V_A$ et $n_B = C_B V_E$. À l'équivalence, $C_A V_A = C_B V_E \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_E}{V_A} = \frac{0{,}10\,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 15{,}0\,\text{mL}}{20{,}0\,\text{mL}} = 7{,}5 \times 10^{-2}\,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Solution de l'exercice 3 p.19

À l'équivalence : $\frac{n_{Fe^{2+}}}{5} = \frac{n_{MnO_4^-}}{1}$
On exprime les quantités de matière en fonction des concentrations et volumes : $n_{Fe^{2+}} = C_A V_A$ et $n_{MnO_4^-} = C_B V_E$. Ainsi :
$\frac{C_A V_A}{5} = C_B V_E \Rightarrow C_A = \frac{5 \times C_B V_E}{V_A} = \frac{5 \times 2{,}0 \times 10^{-2}\,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 12{,}5 \times 10^{-3}\,\text{L}}{10{,}0 \times 10^{-3}\,\text{L}} = 0{,}125\,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Fiche 6

Cohésion, solubilité et miscibilité

Rappel — Cohésion des solides

Solide ionique (ex : NaCl) : empilement régulier de cations et d'anions. Cohésion assurée par des **interactions électrostatiques**.
Solide moléculaire (ex : sucre, glace) : empilement régulier de molécules. Cohésion assurée par :

- **Interactions de Van der Waals** : entre dipôles (permanents ou instantanés).
- **Liaisons hydrogène** : entre un H lié à un atome électronégatif (O, N, F) et un autre atome électronégatif porteur de doublets non liants.

Classement par force de liaison : Liaison covalente > Liaison H > Van der Waals

Rappel — Dissolution et concentrations

La dissolution se déroule en trois étapes :

1. **Dissociation** : rupture des liaisons ioniques.
2. **Solvatation** : les molécules de solvant entourent chaque ion.
3. **Dispersion** : les ions solvatés se dispersent dans la solution.

Exemple d'équation de dissolution :

$$\mathrm{NaCl_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na_{(aq)}^{+} + Cl_{(aq)}^{-}}$$

Concentration en quantité de matière : notée entre crochets $[\mathrm{X}]$ ou $\mathrm{C_X}$.

$$[\mathrm{X}] = \mathrm{C_X} = \frac{\mathrm{n_X}}{\mathrm{V_{solution}}}$$

- $[\mathrm{X}]$ en $\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$, $\mathrm{n_X}$ en mol, V en L.

Exemple : dissolution de $\mathrm{CuCl_2}$: $[\mathrm{Cu^{2+}}] = \mathrm{C}$ et $[\mathrm{Cl^-}] = 2\mathrm{C}$.

Rappel — Miscibilité et extraction par solvant

Miscibilité : deux liquides sont miscibles si leurs molécules interagissent entre elles. Règle simplifiée : **« qui se ressemble s'assemble »** — deux liquides de même polarité sont miscibles.
Extraction liquide-liquide :

- Utiliser un solvant B **non miscible** avec le solvant A.
- L'espèce à extraire doit être **plus soluble** dans B que dans A.

Exercice 1

Choisir la(les) bonne(s) réponse(s).

1. Le chlorure de sodium NaCl est un solide :
   - Moléculaire.
   - Ionique.
   - Métallique.
2. La liaison hydrogène :
   - Est plus forte qu'une liaison covalente.
   - Implique un atome d'hydrogène.
   - Explique la solubilité de certains solides dans l'eau.

Exercice 2

Écrire l'équation de dissolution dans l'eau du chlorure de fer (III) $\mathrm{FeCl_3}$.

Exercice 3

L'eau (H_2O) est un solvant polaire. Le cyclohexane (C_6H_{12}) est un solvant apolaire.

1. *Justifier* pourquoi l'eau et le cyclohexane ne sont pas miscibles.
2. *Indiquer* dans quel solvant le diiode I_2 (apolaire) est le plus soluble.

Solutions de la fiche 6

Solution de l'exercice 1 p.20

1. NaCl est un solide ionique constitué d'ions Na^+ et Cl^-. Réponse 2.
2. La liaison H est plus faible qu'une liaison covalente. Elle implique un H et un atome électronégatif. Elle joue un rôle dans la solubilité. Réponses 2 et 3.

Solution de l'exercice 2 p.20

$FeCl_3$ est constitué d'ions Fe^{3+} et Cl^-. L'équation de dissolution est :

$$\mathrm{FeCl_{3(s)} \xrightarrow{H_2O} Fe^{3+}_{(aq)} + 3\,Cl^-_{(aq)}}$$

Solution de l'exercice 3 p.21

1. L'eau est polaire, le cyclohexane est apolaire. « Qui se ressemble s'assemble » : ils ne sont pas miscibles car leurs polarités sont différentes.
2. Le diiode I_2 est apolaire, il est donc plus soluble dans le cyclohexane (apolaire) que dans l'eau (polaire).

Fiche 7

Structure et polarité des entités chimiques

Rappel — Configuration électronique et électrons de valence

Les électrons d'un atome se répartissent en **couches** ($n = 1, 2, 3, \ldots$) et **sous-couches** (s, p).

- Sous-couche s : 2 électrons max.
- Sous-couche p : 6 électrons max.

Les couches sont remplies par ordre croissant d'énergie. La couche 1 contient une sous-couche s, les couches 2 et 3 contiennent chacune une sous-couche s et une sous-couche p.

Exemples :

- C ($Z = 6$) : $1s^2 2s^2 2p^2$ soit $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
- O ($Z = 8$) : $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
- Cl ($Z = 17$) : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

Pour déterminer le nombre d'**électrons de valence** d'un atome, on ne considère que les électrons de la couche externe (couche n la plus grande). Ainsi :

- C : 4 électrons de valence ($2s^2\ 2p^2$)
- O : 6 électrons de valence ($2s^2\ 2p^4$)
- Cl : 7 électrons de valence ($3s^2\ 3p^5$)

Rappel — Schéma de Lewis

Le schéma de Lewis représente la répartition des électrons de valence :

- **Doublet liant** : 2 électrons partagés entre 2 atomes (trait —).
- **Doublet non-liant** : 2 électrons de valence non engagés dans une liaison (trait sur un atome).
- **Électron célibataire** : représenté par un point •.
- **Lacune électronique** : case vide □.

Règle de l'octet (ou du duet pour H) : un atome forme des liaisons de façon à s'entourer de 8 électrons (2 pour H).

Exemples de schémas de Lewis :

Nom	Dihydrogène	Eau
Formule	H_2	H_2O
Lewis	H — H	H — $\overline{O}$ — H

Nom	Ammoniac	Dioxyde de carbone
Formule	NH_3	CO_2
Lewis	H | H — N — H	$\langle O = C = O \rangle$

Rappel — Géométrie des molécules (théorie VSEPR)

Les doublets (liants et non-liants) se repoussent et se placent le plus loin possible les uns des autres.

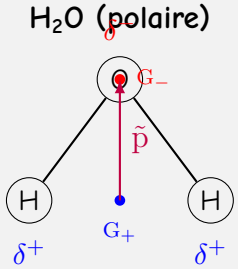
Nb de doublets	Géométrie	Exemple
D = 2 (2 liants)	Linéaire	CO_2
D = 3 (3 liants)	Triangulaire plane	BF_3
D = 4 (4 liants)	Tétraédrique	CH_4
D = 4 (3 liants + 1 NL)	Pyramidale	NH_3
D = 4 (2 liants + 2 NL)	Coudée	H_2O

Rappel — Électronégativité et polarité

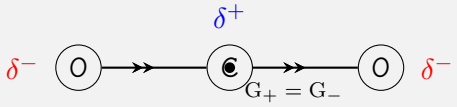
L'**électronégativité** χ est la capacité d'un atome à attirer les électrons d'une liaison. Plus χ est grand, plus l'atome est électronégatif (F, O, N,

Cl sont très électronégatifs).
Une liaison entre deux atomes d'électronégativités différentes est **polarisée**. On note δ^+ l'atome le moins électronégatif et δ^- le plus électronégatif.
Une molécule est **polaire** si le **barycentre** des charges δ^+ ne coïncide pas avec celui des δ^-. Une molécule symétrique (CO_2, CH_4) peut être apolaire même avec des liaisons polarisées.

H_2O (polaire)



CO_2 (apolaire)



Exercice 1

Choisir la(les) bonne(s) réponse(s).

1. La sous-couche p peut contenir au maximum :
   - 2 électrons.
   - 6 électrons.
   - 8 électrons.
2. Une molécule est polaire si :
   - Elle possède des liaisons polarisées.
   - Le barycentre des charges $+$ et $-$ ne coïncide pas.
   - Elle contient un atome d'oxygène.

Exercice 2

Donner le schéma de Lewis de la molécule de dioxyde de carbone CO_2.

Données :
- Configuration électronique du carbone : $1\mathrm{s}^2\,2\mathrm{s}^2\,2\mathrm{p}^2$; Configuration électronique de l'oxygène : $1\mathrm{s}^2\,2\mathrm{s}^2\,2\mathrm{p}^4$.

Exercice 3

La molécule d'eau H_2O a une géométrie coudée. L'oxygène ($\chi = 3,44$) est plus électronégatif que l'hydrogène ($\chi = 2,20$).

1. *Représenter* les charges partielles δ^+ et δ^- sur la molécule.
2. *Justifier* que la molécule d'eau est polaire.

Solutions de la fiche 7

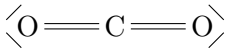
Solution de l'exercice 1 p.23

1. La sous-couche p peut contenir 6 électrons max.

2. Une molécule est polaire si le barycentre des charges ne coïncide pas, même avec des liaisons polarisées. (CO_2 a des liaisons polarisées mais est apolaire par symétrie.)

Solution de l'exercice 2 p.23

C possède 4 électrons de valence ("$2s^2$ $2p^2$"), O en possède 6 électrons de valence ("$2s^2$ $2p^4$"). C doit s'entourer de 8 électrons : il forme donc 2 doubles liaisons avec chaque O.



Chaque O porte 2 doublets non-liants.

Solution de l'exercice 3 p.23

1. O est δ^-, chaque H est δ^+.

2. La géométrie est coudée (angle $\approx 104,5°$), donc le barycentre des δ^+ (entre les deux H) ne coïncide pas avec celui des δ^- (sur O). La molécule est polaire.

Fiche 8

Structure des entités organiques

Rappel — La chimie organique

La chimie organique est la chimie des **composés du carbone**. Une molécule organique contient un enchaînement d'atomes de carbone formant le **squelette carboné**.
Le carbone est **tétravalent** : il forme 4 liaisons de valence. L'hydrogène est monovalent (1 liaison), l'oxygène bivalent (2), l'azote trivalent (3).
Alcanes : hydrocarbures à liaisons simples, formule générale C_nH_{2n+2}.
Exemples : méthane CH_4, éthane C_2H_6, propane C_3H_8.

Rappel — Groupes caractéristiques

Un **groupe caractéristique** est un groupe d'atomes qui confère des propriétés spécifiques à une molécule.

Famille	Groupe	Formule
Alcool	Hydroxyle	R – OH
Aldéhyde	Carbonyle (terminal)	R – CHO
Cétone	Carbonyle (interne)	R – CO – R'
Acide carboxylique	Carboxyle	R – COOH

Rappel — Nomenclature des alcanes et groupes alkyles

Alcanes linéaires (formule C_nH_{2n+2}) :

Nom	Formule	Nom	Formule
Méthane	CH_4	Pentane	C_5H_{12}
Éthane	C_2H_6	Hexane	C_6H_{14}
Propane	C_3H_8	Heptane	C_7H_{16}
Butane	C_4H_{10}	Octane	C_8H_{18}

Groupes alkyles (formule $-C_nH_{2n+1}$) : méthyle ($-CH_3$), éthyle ($-C_2H_5$), propyle ($-C_3H_7$)...

Nomenclature des chaînes ramifiées :

1. Déterminer la **chaîne carbonée la plus longue**.
2. Repérer les **groupements ramifiés** (alkyles).
3. Numéroter pour que les substituants aient les **plus petits numéros**.

Exemple : $CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_3$ = **2-méthylbutane**.

Nomenclature des familles fonctionnelles :

Famille	Groupe	Suffixe / Préfixe
Alcane	C – C	**-ane**
Alcool	– OH (hydroxyle)	**-ol**
Aldéhyde	– CHO (carbonyle)	**-al**
Cétone	– CO – (carbonyle)	**-one**
Acide carboxylique	– COOH (carboxyle)	**acide -oïque**

Exercice 1

Choisir la(les) bonne(s) réponse(s).

1. La chimie organique est la chimie :
   - Des composés de l'azote.
   - Des composés du carbone.
   - Des composés ioniques.
2. Le groupe caractéristique – OH est :
   - Le groupe carbonyle.
   - Le groupe hydroxyle.

- Le groupe carboxyle.

Exercice 2

Identifier la famille chimique de chacune des molécules suivantes :

1. $CH_3 - CH_2 - OH$
2. $CH_3 - COOH$
3. $CH_3 - CO - CH_3$

Exercice 3

Nommer les molécules suivantes :

1. $CH_3 - CH_2 - CH_2OH$
2. $H - COOH$

Solutions de la fiche 8

Solution de l'exercice 1 p.25

1. La chimie organique est la chimie des composés du carbone. Réponse 2.
2. – OH est le groupe hydroxyle, caractéristique des alcools. Réponse 2.

Solution de l'exercice 2 p.26

1. $CH_3 - CH_2 - OH$: groupe hydroxyle – OH → **alcool** (éthanol).
2. $CH_3 - COOH$: groupe carboxyle – COOH → **acide carboxylique** (acide éthanoïque).
3. $CH_3 - CO - CH_3$: groupe carbonyle au milieu → **cétone** (propanone).

Solution de l'exercice 3 p.26

1. Chaîne à 3 carbones + groupe – OH : **propan-1-ol**.
2. 1 carbone + groupe – COOH : **acide méthanoïque**.

Fiche 9

Synthèses organiques

Rappel — Stratégie de synthèse

Synthétiser une espèce chimique, c'est la produire à partir de réactifs. Avant l'expérience, il faut :

- Choisir les **réactifs** et leurs quantités de matière.
- Choisir un **solvant** adapté (bonne solubilité des réactifs).
- Choisir les **conditions physiques** (température, pression...).
- **Évaluer les risques** (humains et environnementaux).

Montage à reflux : utilisé lorsqu'un chauffage est nécessaire. Il permet d'accélérer la réaction sans perte de matière (les vapeurs se condensent et retombent dans le ballon).

Rappel — Isolement et purification

Après la réaction, il reste souvent des réactifs non consommés et des produits secondaires. Il faut isoler le produit voulu :

- **Filtration sous vide** (entonnoir Büchner + fiole à vide) : sépare un solide d'un liquide.
- **Extraction liquide-liquide** (ampoule à décanter) : utilise un solvant non miscible dans lequel le produit est plus soluble.

Purification :

- **Recristallisation** : dissolution à chaud puis refroidissement — le produit pur cristallise, les impuretés restent en solution.
- **Distillation** : séparation basée sur les différences de températures d'ébullition.

Rappel — Rendement d'une synthèse

Le **rendement** η d'une synthèse compare la quantité (ou masse) obtenue expérimentalement à la quantité théorique :

$$\eta = \frac{n_{exp}}{n_{th}} = \frac{m_{exp}}{m_{th}}$$

- $0 \leqslant \eta \leqslant 1$ (ou 0% à 100%).
- Un rendement proche de 1 (100%) indique une synthèse efficace.

Exercice 1

Choisir la(les) bonne(s) réponse(s).

1. Le montage à reflux permet de :
   - Refroidir le milieu réactionnel.
   - Accélérer la réaction sans perte de matière.
   - Séparer deux liquides non miscibles.
2. Un rendement de 85% signifie que :
   - 15% du produit a été perdu.
   - On a obtenu 85% de la quantité théorique.
   - La réaction est incomplète ou il y a eu des pertes.

Exercice 2

Lors d'une synthèse, on attend une masse théorique $m_{th} = 12{,}0\,\text{g}$ de produit. Après isolement et purification, on obtient $m_{exp} = 9{,}6\,\text{g}$.

Calculer le rendement η de cette synthèse.

Exercice 3

On souhaite séparer un solide d'un liquide après une synthèse.

1. *Indiquer* la technique la plus adaptée.
2. *Citer* le matériel utilisé.

Solutions de la fiche 9

Solution de l'exercice 1 p.27

1. Le montage à reflux chauffe le mélange tout en condensant les vapeurs : il accélère la réaction sans perte de matière. Réponse 2.

2. Les trois propositions sont correctes : 85% de rendement signifie qu'on a obtenu 85% de la quantité théorique, donc 15% ont été perdus (réaction incomplète, pertes lors de l'isolement...).

Solution de l'exercice 2 p.27

$$\eta = \frac{m_{exp}}{m_{th}} = \frac{9{,}6\,\text{g}}{12{,}0\,\text{g}} = 0,80 = 80\%$$

Le rendement est de 80%.

Solution de l'exercice 3 p.28

1. La technique adaptée est la **filtration sous vide** (filtration Büchner).

2. Matériel : entonnoir Büchner, papier filtre, fiole à vide, joint conique, trompe à eau (ou pompe à vide).

partie II

Mouvement et interactions

Fiche 10

Champs et forces

Rappel — Champ électrostatique $\vec{E}$

Un **champ électrostatique** $\vec{E}$ est un champ vectoriel créé par des charges électriques. Il modélise l'influence électrique en tout point de l'espace.

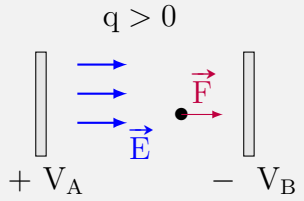
Lignes de champ :

- Elles partent des charges **positives** et vont vers les charges **négatives**.
- Elles sont **parallèles** pour un champ uniforme.

Force subie par une charge q dans un champ $\vec{E}$:

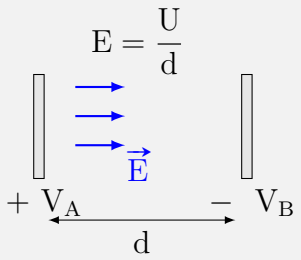
$$\vec{F} = q\vec{E}$$

- Si $q > 0$: $\vec{F}$ et $\vec{E}$ ont même sens.
- Si $q < 0$: $\vec{F}$ et $\vec{E}$ ont sens opposés.



Rappel — Champ électrique dans un condensateur plan

Un condensateur plan est constitué de deux plaques conductrices parallèles (armatures) séparées par un isolant.



Caractéristiques de $\vec{E}$ dans un condensateur plan :

- **Direction** : perpendiculaire aux plaques.
- **Sens** : de l'armature positive vers l'armature négative.
- **Valeur** : $E = \dfrac{U}{d}$ (U : tension en V, d : distance en m).
- **Unité** : $V \cdot m^{-1}$ (ou $N \cdot C^{-1}$).

Rappel — Loi de la gravitation universelle

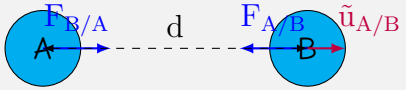
Deux masses m_A et m_B séparées par d s'attirent mutuellement :

$$\vec{F}_{A/B} = G \cdot \frac{m_A \times m_B}{d^2}\vec{u}_{A/B}$$

Ce vecteur a pour norme:

$$F_{A/B} = G \cdot \frac{m_A \times m_B}{d^2}$$

avec $G = 6{,}67 \times 10^{-11}\ N \cdot m^2 \cdot kg^{-2}$.



L'interaction gravitationnelle est toujours **attractive**.
À la surface d'une planète, la force gravitationnelle est assimilable au poids de formule $\vec{P} = m\vec{g}$.

Exercice 1

Choisir la(les) bonne(s) réponse(s).

1. L'interaction gravitationnelle entre deux corps :
   - Est toujours attractive.
   - Est proportionnelle à la distance.
   - Est inversement proportionnelle au carré de la distance.

Exercice 2

Un condensateur plan est constitué de deux plaques distantes de $\mathrm{d} = 2{,}0\,\mathrm{cm}$ soumises à une tension $\mathrm{U} = 200\,\mathrm{V}$.

1. *Calculer* la valeur du champ électrique E entre les plaques.
2. *Calculer* la force subie par un électron ($\mathrm{q} = -\mathrm{e} = -1{,}6 \times 10^{-19}\,\mathrm{C}$) placé dans ce champ.
3. *Identifier* le schéma modélisant la situation.

schéma 2

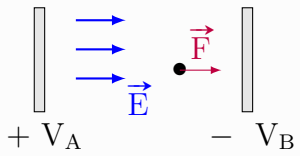
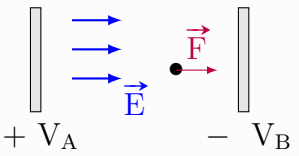


schéma 2



Exercice 3

Calculer la force gravitationnelle exercée par la Terre ($\mathrm{m_T} = 5{,}97 \times 10^{24}\,\mathrm{kg}$) sur un satellite de masse $\mathrm{m} = 500\,\mathrm{kg}$ situé à une altitude $\mathrm{h} = 400\,\mathrm{km}$.

Données :

- $\mathrm{G} = 6{,}67 \times 10^{-11}\,\mathrm{N \cdot m^2 \cdot kg^{-2}}$, $\mathrm{R_T} = 6371\,\mathrm{km}$.

Solutions de la fiche 10

Solution de l'exercice 1 p.32

1. La gravitation est toujours attractive et en $1/\mathrm{d}^2$. Réponses 1 et 3.

2. Deux charges de signes opposés s'attirent : force attractive. Réponse 1.

Solution de l'exercice 2 p.32

1. $\mathrm{E} = \dfrac{\mathrm{U}}{\mathrm{d}} = \dfrac{200\,\mathrm{V}}{2{,}0 \times 10^{-2}\,\mathrm{m}} = 1{,}0 \times 10^{4}\,\mathrm{V \cdot m^{-1}}$.

2. $\mathrm{F} = |\mathrm{q}| \times \mathrm{E} = 1{,}6 \times 10^{-19}\,\mathrm{C} \times 1{,}0 \times 10^{4}\,\mathrm{V \cdot m^{-1}} = 1{,}6 \times 10^{-15}\,\mathrm{N}$. La force est de sens opposé à $\vec{\mathrm{E}}$ car $\mathrm{q} < 0$.

Solution de l'exercice 3 p.32

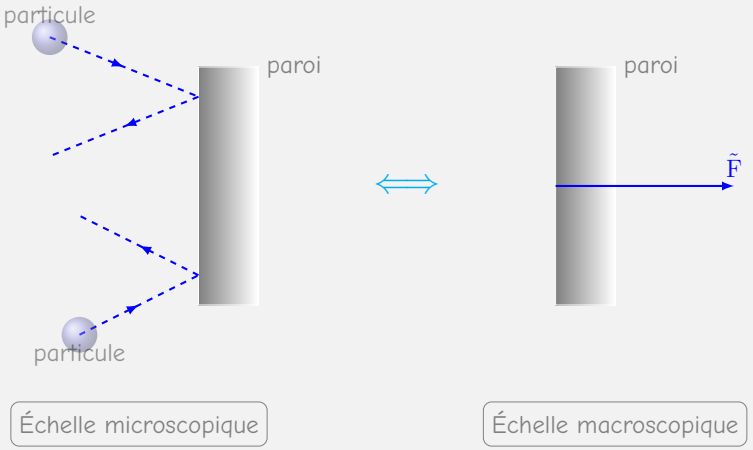
Distance au centre de la Terre : $\mathrm{d} = \mathrm{R_T} + \mathrm{h} = 6371\,\mathrm{km} + 400\,\mathrm{km} = 6771\,\mathrm{km} = 6{,}771 \times 10^{6}\,\mathrm{m}$.

$$\mathrm{F} = \mathrm{G} \cdot \frac{\mathrm{m_T} \times \mathrm{m}}{\mathrm{d}^2} = 6{,}67 \times 10^{-11}\,\mathrm{N \cdot m^2 \cdot kg^{-2}} \times \frac{5{,}97 \times 10^{24}\,\mathrm{kg} \times 500\,\mathrm{kg}}{(6{,}771 \times 10^{6}\,\mathrm{m})^2}$$

$$\mathrm{F} \approx 4{,}34 \times 10^{3}\,\mathrm{N}$$

Fiche 11

Description d'un fluide au repos



Passage du microscopique au macroscopique

Rappel Fluide au repos et variables d'état

Un **fluide** est un milieu parfaitement déformable (liquides, gaz, plasmas). Il est au **repos** si aucun mouvement macroscopique n'est observable.

Un système est caractérisé par ses **variables d'état** :

- **Pression** P (Pa)
- **Volume** V (m^3)
- **Température** T (K)
- **Quantité de matière** n (mol)

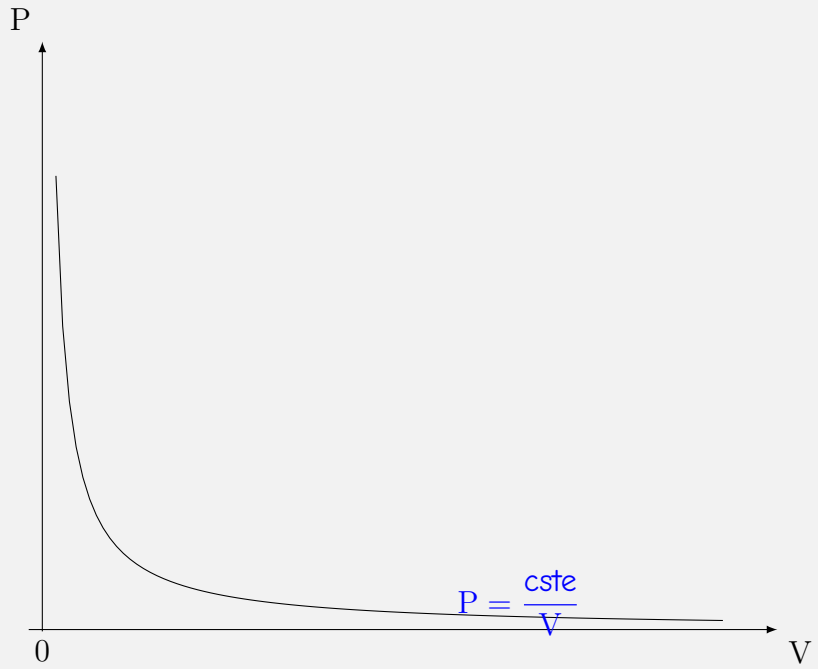
À l'échelle microscopique : les particules sont en **agitation thermique** permanente. La pression résulte des chocs des particules sur les parois : $\mathrm{P} = \dfrac{\mathrm{F}}{\mathrm{S}}$.

Rappel Loi de Mariotte (gaz à température constante)

Pour une quantité de gaz donnée, à température constante :

$$\mathrm{P} \times \mathrm{V} = \text{constante}$$

ou encore : $\mathrm{P}_1\mathrm{V}_1 = \mathrm{P}_2\mathrm{V}_2$.



Si V diminue, P augmente (et inversement). Valable pour les gaz **peu denses** et loin des changements d'état.

Rappel — Pression dans un liquide au repos

Dans un liquide, la pression **augmente avec la profondeur** h :

$$P = P_0 + \rho g h$$

- P : pression à la profondeur h (Pa)
- P_0 : pression à la surface ($\approx 1{,}013 \times 10^5$ Pa, pression atmosphérique)
- ρ : masse volumique du liquide ($kg \cdot m^{-3}$)
- g : intensité de la pesanteur ($9{,}81\ N \cdot kg^{-1}$)
- h : profondeur (m)

En plongée : chaque descente de 10 m augmente la pression d'environ 1 bar (10^5 Pa).
Exemple : à 10 m, $P \approx 2{,}0 \times 10^5$ Pa ≈ 2 bar.

Exercice 1

Choisir la(les) bonne(s) réponse(s).

1. La pression dans un liquide au repos :
   - Est la même en tout point.
   - Augmente avec la profondeur.
   - Dépend de la masse volumique du liquide.
2. D'après la loi de Mariotte, à température constante :
   - $P \times V =$ constante.
   - Si V double, P double.
   - Si V double, P est divisée par 2.

Exercice 2

Un plongeur descend à $h = 25$ m de profondeur.

Données :
- $\rho_{eau} = 1{,}00 \times 10^3\ kg \cdot m^{-3}$, $g = 9{,}81\ N \cdot kg^{-1}$, $P_{atm} = 1{,}013 \times 10^5$ Pa.

Calculer la pression absolue subie par le plongeur.

Exercice 3

Un ballon contient $V_1 = 3{,}0$ L d'air à la pression $P_1 = 1{,}0$ bar. On le comprime à température constante jusqu'à un volume $V_2 = 1{,}5$ L.

Calculer la pression finale P_2.

Validation des acquis

Pour terminer le travail réalisé, valide tes acquis grâce au lien ci-contre:

Solutions de la fiche 11

Solution de l'exercice 1 p.35

1. La pression augmente avec la profondeur et dépend de ρ. Réponses 2 et 3.
2. $PV = cste$, donc si V double, P est divisée par 2. Réponses 1 et 3.

Solution de l'exercice 2 p.35

$$P = P_{atm} + \rho gh = 1{,}013 \times 10^5\,\text{Pa} + 1{,}00 \times 10^3\,\text{kg} \cdot \text{m}^{-3} \times 9{,}81\,\text{N} \cdot \text{kg}^{-1} \times 25\,\text{m}$$

$$P = 1{,}013 \times 10^5\,\text{Pa} + 2{,}45 \times 10^5\,\text{Pa} = 3{,}46 \times 10^5\,\text{Pa} \approx 3{,}5\,\text{bar}$$

Solution de l'exercice 3 p.35

D'après la loi de Mariotte : $P_1V_1 = P_2V_2$.

$$P_2 = \frac{P_1V_1}{V_2} = \frac{1{,}0\,\text{bar} \times 3{,}0\,\text{L}}{1{,}5\,\text{L}} = 2{,}0\,\text{bar}.$$

La pression a doublé quand le volume a été divisé par 2.

Fiche 12

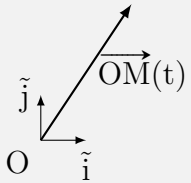
Mouvement d'un système

Rappel — Référentiel et vecteur position

Le mouvement est **relatif** : il dépend du référentiel choisi. Un **référentiel** est un repère d'espace associé à une horloge (repère de temps).
Le **vecteur position** $\overrightarrow{OM}(t)$ repère le point M à chaque instant t :

$$\overrightarrow{OM}(t) = x(t)\,\vec{i} + y(t)\,\vec{j}$$

$$M\begin{pmatrix} x(t) \\ y(t) \end{pmatrix}$$

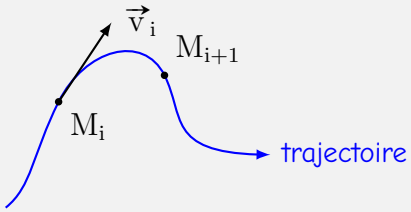


La **trajectoire** est l'ensemble des positions successives de M.

Rappel — Vecteur vitesse

Le **vecteur vitesse** $\vec{v}(t)$ est approché par la variation du vecteur déplacement au cours du temps:

$$\vec{v}(t) \approx \frac{\overrightarrow{M_iM_{i+1}}}{\Delta t}$$



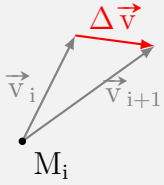
Propriétés au point M_i:

- $\vec{v}_i$ est **tangent** à la trajectoire au point M_i.
- Son sens est celui du mouvement.
- Sa norme v_i a pour valeur $v_i \approx \dfrac{\|\overrightarrow{M_iM_{i+1}}\|}{\Delta t}$.

Rappel — Vecteur variation de vitesse et forces

Le **vecteur variation de vitesse** entre deux instants proches est :

$$\Delta\vec{v} = \vec{v}_{i+1} - \vec{v}_i$$



Relation approchée avec les forces (pour un système de masse m constante) :

$$\Sigma\vec{F} \approx m \times \frac{\Delta\vec{v}}{\Delta t}$$

$\Sigma\vec{F}$ et $\Delta\vec{v}$ sont **colinéaires et de même sens**. Plus la masse m est grande, plus il est difficile de modifier le mouvement (inertie).

Exercice 1

Choisir la(les) bonne(s) réponse(s).

1. Le vecteur vitesse d'un point mobile est :

- Toujours tangent à la trajectoire.
- Toujours constant.
- De même sens que le mouvement.

2. Dans un mouvement rectiligne uniforme :
   - Le vecteur vitesse est constant.
   - Le vecteur variation de vitesse est nul.
   - La somme des forces est nulle.

Exercice 2

Un système de masse $m = 2{,}0\,kg$ est soumis à une force constante $F = 10\,N$ pendant $\Delta t = 0{,}50\,s$. Sa vitesse initiale est nulle.

Estimer la variation de vitesse Δv du système.

Exercice 3

Un TGV parcourt 480 km en 1 h 30 min.

Calculer sa vitesse moyenne en $m \cdot s^{-1}$ et en $km \cdot h^{-1}$.

Solutions de la fiche 12

Solution de l'exercice 1 p.37

1. $\vec{v}$ est tangent à la trajectoire et dans le sens du mouvement. Réponses 1 et 3.

2. Mouvement rectiligne uniforme : $\vec{v}$ constant, $\Delta\vec{v} = \vec{0}$, donc $\Sigma\vec{F} = \vec{0}$. Les trois réponses sont correctes.

Solution de l'exercice 2 p.38

$$\Sigma F \approx m \times \frac{\Delta v}{\Delta t} \Rightarrow \Delta v \approx \frac{F \times \Delta t}{m} = \frac{10\,N \times 0{,}50\,s}{2{,}0\,kg} = 2{,}5\,m \cdot s^{-1}$$

La vitesse du système augmente de $2{,}5\,m \cdot s^{-1}$ en 0,50 s.

Solution de l'exercice 3 p.38

$\Delta t = 1{,}5\,h = 5400\,s$. $d = 480\,km = 4{,}80 \times 10^5\,m$.

$$v = \frac{d}{\Delta t} = \frac{4{,}80 \times 10^5\,m}{5400\,s} = 89\,m \cdot s^{-1}.$$

Ou : $v = \dfrac{480\,km}{1{,}5\,h} = 320\,km \cdot h^{-1}$.

partie III

L'énergie : conversions et transferts

Fiche 13

Énergie électrique

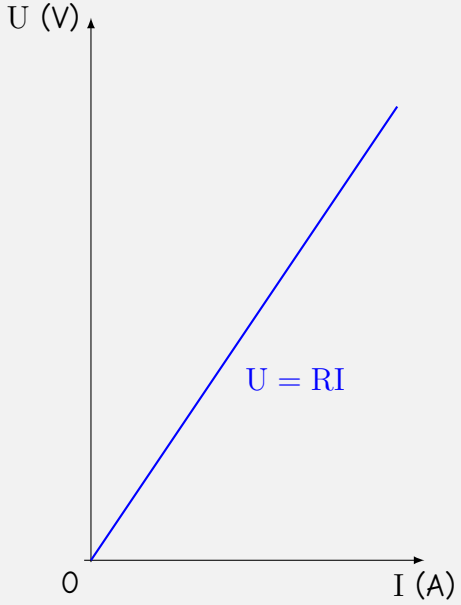
Rappel — Grandeurs électriques et lois de base

Tension U (V) : différence de potentiel entre deux points. **Intensité** I (A) : débit de charges : $I = \dfrac{Q}{\Delta t}$.

Loi des nœuds : $\sum I_{\text{entrants}} = \sum I_{\text{sortants}}$.

Loi des mailles : la somme algébrique des tensions dans une maille est nulle.

Loi d'Ohm : $U = R \times I$ pour un conducteur ohmique, avec R en Ohm(Ω).



Générateur réel : $U = E - rI$ (fém E, résistance interne r).

Rappel — Puissance et énergie électriques

Puissance P (W) : $P = U \times I$.

Énergie E (J) : $E = P \times \Delta t = U \times I \times \Delta t$, si P est en Watt et Δt en seconde.

L'énergie peut aussi s'exprimer en kW · h : $1\,\text{kW} \cdot \text{h} = 3{,}6 \times 10^6$ J.

Effet Joule : énergie dissipée par effet thermique dans un conducteur ohmique : $P_J = R \times I^2$.

Bilan de puissance dans un circuit :

$$P_{\text{fournie}} = P_{\text{utile}} + P_{\text{dissipée}}$$

Exercice 1

Choisir la(les) bonne(s) réponse(s).

1. La puissance électrique reçue par un conducteur ohmique est :
   - $P = U/I$.
   - $P = U \times I$.
   - $P = R \times I^2$.
2. L'énergie électrique s'exprime en :
   - Watt (W).
   - Joule (J).
   - Kilowattheure (kW · h).

Exercice 2

Un radiateur électrique de résistance $R = 50\,\Omega$ est traversé par un courant $I = 4{,}0$ A pendant $\Delta t = 2{,}0$ h.

1. *Calculer* la tension U aux bornes du radiateur.
2. *Calculer* la puissance P dissipée par effet Joule.
3. *Calculer* l'énergie E consommée en kW · h.

Solutions de la fiche 13

Solution de l'exercice 1 p.41

1. $\mathrm{P} = \mathrm{U} \times \mathrm{I}$; $\mathrm{P} = \mathrm{RI}^2$ est la puissance dissipée par effet Joule. Réponses 2 et 3.

2. L'énergie s'exprime en joule et en kW · h. Le watt est une puissance. Réponses 2 et 3.

Solution de l'exercice 2 p.41

1. $\mathrm{U} = \mathrm{R} \times \mathrm{I} = 50\,\Omega \times 4{,}0\,\mathrm{A} = 2{,}0 \times 10^2\,\mathrm{V}$.

2. $\mathrm{P} = \mathrm{U} \times \mathrm{I} = 200\,\mathrm{V} \times 4{,}0\,\mathrm{A} = 8{,}0 \times 10^2\,\mathrm{W}$ (ou $\mathrm{P} = \mathrm{RI}^2 = 50\,\Omega \times (4{,}0\,\mathrm{A})^2 = 800\,\mathrm{W}$).

3. $\mathrm{E} = \mathrm{P} \times \Delta\mathrm{t} = 0{,}80\,\mathrm{kW} \times 2{,}0\,\mathrm{h} = 1{,}6\,\mathrm{kW} \cdot \mathrm{h}$.

Fiche 14

Énergie mécanique

Rappel — Forces conservatives et énergie potentielle

Une force est **conservative** si son travail ne dépend pas du chemin suivi (ex : poids). Une force est **non conservative** si son travail dépend du chemin (ex : frottements).
Pour une force conservative, le travail s'écrit :

$$W_{AB}(\vec{F}_{cons}) = -\Delta E_p = E_p(A) - E_p(B)$$

Énergie potentielle de pesanteur :

$$E_p = mgz \quad \text{(origine } E_p = 0\,J \text{ au sol } z = 0\,m)$$

- m : masse (kg), $g = 9{,}81\,N \cdot kg^{-1}$, z : altitude (m).

Rappel — Énergie mécanique et théorèmes

Énergie mécanique : $E_m = E_c + E_p$ où $E_c = \frac{1}{2}mv^2$ (énergie cinétique).
Théorème de l'énergie mécanique :

$$\Delta E_m = \sum W(\vec{F}_{non\text{-}cons})$$

Conservation de l'énergie mécanique : Si seules des forces conservatives travaillent, alors E_m = constante :

$$E_m(A) = E_m(B) \Rightarrow \frac{1}{2}mv_A^2 + mgz_A = \frac{1}{2}mv_B^2 + mgz_B$$

Exercice 1

Choisir la(les) bonne(s) réponse(s).

1. Le poids est une force :
   - Conservative.
   - Non conservative.
   - de frottement.
2. L'énergie mécanique se conserve si :
   - Aucune force ne travaille.
   - Seules des forces conservatives travaillent.
   - Le système est isolé.

Exercice 2

Une balle de masse $m = 0{,}10\,kg$ est lâchée sans vitesse initiale d'une hauteur $h = 5{,}0\,m$. On néglige les frottements.

Données :
- $g = 9{,}81\,N \cdot kg^{-1}$.

Calculer la vitesse de la balle juste avant de toucher le sol.

Validation des acquis

Pour terminer le travail réalisé, valide tes acquis grâce au lien ci-contre:

Solutions de la fiche 14

Solution de l'exercice 1 p.43

1. Le poids est une force conservative (son travail ne dépend pas du chemin). Réponse 1.

2. $\mathrm{E_m}$ se conserve si seules des forces conservatives travaillent. Réponse 2.

Solution de l'exercice 2 p.43

Conservation de $\mathrm{E_m}$: $\mathrm{E_m(A) = E_m(B)}$ avec $\mathrm{v_A = 0}$, $\mathrm{z_A = h}$, $\mathrm{z_B = 0}$.

$$\mathrm{mgh} = \frac{1}{2}\mathrm{mv_B^2} \;\Rightarrow\; \mathrm{v_B} = \sqrt{\mathrm{2gh}} = \sqrt{2 \times 9{,}81\,\mathsf{N \cdot kg^{-1}} \times 5{,}0\,\mathsf{m}}$$

$$\mathrm{v_B} = \sqrt{98{,}1\,\mathsf{N \cdot m \cdot kg^{-1}}} = 9{,}9\,\mathsf{m \cdot s^{-1}}$$

partie IV

Ondes et signaux

Fiche 15

Ondes progressives

Rappel — Définition et propriétés

Une **onde mécanique progressive** est la propagation d'une perturbation sans transport de matière mais avec transport d'énergie, de proche en proche, dans un milieu matériel.

- **Mécanique** : nécessite un milieu matériel (gaz, liquide, solide).
- **Progressive** : déplacement de la pertubation dans le milieu.

Propagation : 1D (corde, ressort), 2D (surface de l'eau), 3D (son dans l'air).

Rappel — Retard et célérité

Retard temporel τ (ou Δt) : durée que met l'onde pour parcourir la distance d entre deux points A et B.
Célérité v (ou c) : vitesse de propagation de l'onde.

$$v = \frac{d}{\tau} \quad \text{ou} \quad \tau = \frac{d}{v}$$

- v en $m \cdot s^{-1}$, d en m, τ en s.
- La célérité dépend du milieu de propagation (pas de la forme de l'onde).

Exemples : son dans l'air $v \approx 340\,m \cdot s^{-1}$; lumière dans le vide $c = 3{,}00 \times 10^8\,m \cdot s^{-1}$.

Exercice 1

Choisir la(les) bonne(s) réponse(s).

1. Une onde mécanique :
   - Transporte de la matière.
   - Transporte de l'énergie.
   - Peut se propager dans le vide.
2. La célérité d'une onde :
   - Dépend du milieu de propagation.
   - Est toujours égale à $340\,m \cdot s^{-1}$.
   - Est la vitesse de propagation de la perturbation.

Exercice 2

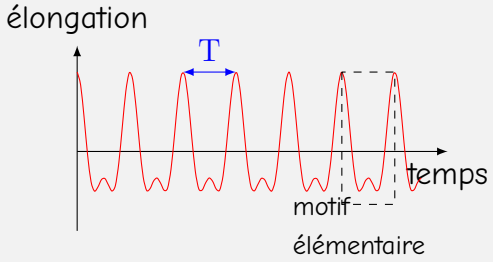
Un signal sonore met $\tau = 3{,}0\,s$ pour parcourir $d = 1{,}0\,km$ dans l'air.

Comparer la célérité v du son dans l'air avec la valeur tabulée ($340\,m \cdot s^{-1}$).

Rappel — Période et fréquence

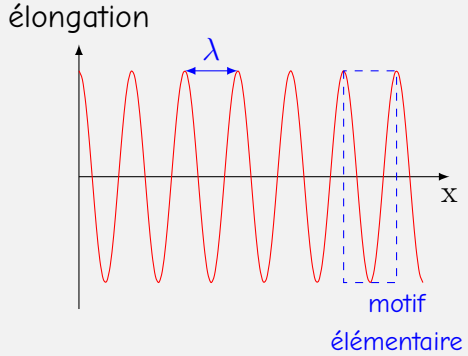
Une onde mécanique progressive est **périodique** si la perturbation se répète à intervalles de temps égaux.
Période T (s) : durée entre deux répétitions du phénomène (durée du motif élémentaire).
Fréquence f (Hz) : nombre de périodes par seconde.

$$f = \frac{1}{T} \quad \Leftrightarrow \quad T = \frac{1}{f}$$



Rappel Longueur d'onde et célérité

Longueur d'onde λ (m) : plus petite distance entre maximas successifs. Cette distance correspond à la distance parcourue par l'onde en une période.



Relation fondamentale : $\lambda = v \times T = \dfrac{v}{f}$.

Exercice 3

Choisir la(les) bonne(s) réponse(s).

1. La période T d'une onde périodique :
   - Est l'inverse de la fréquence.
   - S'exprime en hertz (Hz).
   - Est la plus petite durée entre deux répétitions du phénomène.
2. La longueur d'onde λ :
   - S'exprime en m.
   - Est la distance parcourue par l'onde en une période.
   - Est indépendante de la célérité.

Exercice 4

Une onde sonore de fréquence $f = 440\,\text{Hz}$ (la_3) se propage dans l'air à $v = 340\,\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$.

1. *Calculer* la période T de cette onde.
2. *Calculer* la longueur d'onde λ.

Validation des acquis

Pour terminer le travail réalisé, valide tes acquis grâce au lien ci-contre:

Solutions de la fiche 15

Solution de l'exercice 1 p.47

1. Une onde transporte de l'énergie sans transport de matière. Réponse 2.
2. La célérité dépend du milieu ; 340 $\mathrm{m \cdot s^{-1}}$ est celle du son dans l'air. Réponses 1 et 3.

Solution de l'exercice 2 p.47

$$\mathrm{v} = \frac{\mathrm{d}}{\tau} = \frac{1{,}0 \times 10^{3}\,\mathrm{m}}{3{,}0\,\mathrm{s}} = 3{,}3 \times 10^{2}\,\mathrm{m \cdot s^{-1}}$$

Valeur proche de 340 $\mathrm{m \cdot s^{-1}}$ dans les conditions usuelles.

Solution de l'exercice 3 p.48

1. $\mathrm{f} = 1/\mathrm{T}$, donc T est l'inverse de f. T s'exprime en seconde et c'est la durée entre deux répétitions du phénomène. Réponses 1 et 3.
2. λ s'exprime en mètre et $\lambda = \mathrm{vT}$ et donc λ dépend de la célérité. Réponses 1 et 2.

Solution de l'exercice 4 p.48

1. $\mathrm{T} = \dfrac{1}{\mathrm{f}} = \dfrac{1}{440\,\mathrm{Hz}} = 2{,}27 \times 10^{-3}\,\mathrm{s} = 2{,}27\,\mathrm{ms}$.
2. $\lambda = \mathrm{v} \times \mathrm{T} = 340\,\mathrm{m \cdot s^{-1}} \times 2{,}27 \times 10^{-3}\,\mathrm{s} = 0{,}77\,\mathrm{m}$.

Fiche 16

Images et lentilles

Rappel — Lentille convergente et rayons particuliers

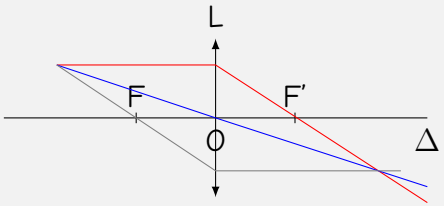
Une lentille convergente est plus épaisse au centre qu'aux bords. Elle concentre les rayons lumineux.

Centre optique O : tout rayon passant par O n'est pas dévié.

Foyer image F' : tout rayon parallèle à l'axe optique émerge de la lentille en passant par F'.

Foyer objet F : tout rayon passant par F émerge parallèlement à l'axe optique (Δ).

Distance focale $\mathrm{f}' = \overline{\mathrm{OF}'} > 0$ (m).



Rappel — Relation de conjugaison et grandissement

Relation de conjugaison :

$$\frac{1}{\overline{\mathrm{OA}'}} - \frac{1}{\overline{\mathrm{OA}}} = \frac{1}{\mathrm{f}'}$$

(Grandeurs algébriques : positives vers la droite.)

Grandissement :

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

- $|\gamma| > 1$: image plus grande que l'objet.
- $\gamma < 0$: image renversée.

Construction de l'image : on trace 3 rayons issus de B :

1. Rayon passant par O $\rightarrow$ non dévié.
2. Rayon parallèle à l'axe $\rightarrow$ émerge en passant par F'.
3. Rayon passant par F $\rightarrow$ émerge parallèlement à l'axe optique.

Exercice 1

Choisir la(les) bonne(s) réponse(s).

1. Une lentille convergente :
   - Est plus épaisse au centre qu'aux bords.
   - Fait diverger les rayons lumineux.
   - Possède une distance focale $\mathrm{f}' > 0$.
2. Un grandissement $\gamma = -2$ signifie que :
   - L'image est deux fois plus grande que l'objet.
   - L'image est renversée.
   - L'image est droite.

Exercice 2

Un objet est placé à $\overline{\mathrm{OA}} = -15\,\mathrm{cm}$ d'une lentille convergente de distance focale $\mathrm{f}' = 10\,\mathrm{cm}$.

Déterminer la position de l'image $\overline{\mathrm{OA}'}$.

Validation des acquis

Pour terminer le travail réalisé, valide tes acquis grâce au lien ci-contre:

Solutions de la fiche 16

Solution de l'exercice 1 p.50

1. Lentille convergente : bords plus fins, fait converger les rayons, $\mathrm{f}' > 0$. Réponses 1 et 3.

2. $|\gamma| = 2$: image 2x plus grande ; $\gamma < 0$: image renversée. Réponses 1 et 2.

Solution de l'exercice 2 p.50

$$\frac{1}{\overline{\mathrm{OA}'}} = \frac{1}{\overline{\mathrm{OA}}} + \frac{1}{\mathrm{f}'} = \frac{1}{-15\,\mathrm{cm}} + \frac{1}{10\,\mathrm{cm}} = 3{,}3 \times 10^{-2}\,\mathrm{cm}^{-1}$$

$$\overline{\mathrm{OA}'} = 30\,\mathrm{cm}$$

L'image est réelle, située à 30 cm après la lentille.

Fiche 17

Modèles ondulatoire et particulaire de la lumière

Rappel — Ondes électromagnétiques

Une **onde électromagnétique** est la propagation d'un champ électrique couplé à un champ magnétique. Contrairement aux ondes mécaniques, elle peut se propager dans le **vide**.

Relation fondamentale :

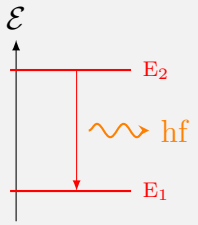
$$c = \lambda \times f$$

- $c = 3{,}00 \times 10^{8}\ \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$: célérité de la lumière dans le vide.
- λ : longueur d'onde (m), f : fréquence (Hz).

Domaines électromagnétiques : rayons γ, rayons X, UV, visible (380 nm–780 nm), IR, micro-ondes, ondes radio.

Rappel — Quantification de l'énergie et photon

Dans un atome, l'énergie est **quantifiée** : seuls certains niveaux d'énergie sont permis.



Émission : un atome excité passe à un niveau inférieur en émettant un **photon**. **Absorption** : un atome absorbe un photon et passe à un niveau supérieur.

$$\Delta\mathcal{E} = h \times f = \frac{h \times c}{\lambda}$$

- h: constante de Planck (valeur fournie).
- $\Delta\mathcal{E}$: différence d'énergie entre deux niveaux (J ou eV).

Exercice 1

Choisir la(les) bonne(s) réponse(s).

1. Une onde électromagnétique :
   - Peut se propager dans le vide.
   - Nécessite un milieu matériel.
   - Se propage à la vitesse c dans le vide.
2. L'énergie d'un photon émis par un atome :
   - peut prendre n'importe quelle valeur.
   - Correspond exactement à la différence entre deux niveaux d'énergie.
   - Est donnée par $\Delta\mathcal{E} = hf$.

Exercice 2

Calculer l'énergie d'un photon de longueur d'onde $\lambda = 550\,\text{nm}$ (vert).

Données :
- $h = 6{,}63 \times 10^{-34}\ \text{J} \cdot \text{s}$, $1\,\text{eV} = 1{,}60 \times 10^{-19}\ \text{J}$.

Validation des acquis

Pour terminer le travail réalisé, valide tes acquis grâce au lien ci-contre:

Solutions de la fiche 17

Solution de l'exercice 1 p.52

1. Une OEM se propage dans le vide à la vitesse c. Réponses 1 et 3.
2. $\Delta\mathcal{E}_{\text{atome}} = \mathrm{hf}$, énergie quantifiée. Réponses 2 et 3.

Solution de l'exercice 2 p.52

La valeur de la célérité de la lumière dans le vide doit être connue.

$$\Delta\mathcal{E} = \frac{\mathrm{hc}}{\lambda} = \frac{6{,}63 \times 10^{-34}\,\mathrm{J\cdot s} \times 3{,}00 \times 10^{8}\,\mathrm{m\cdot s^{-1}}}{550 \times 10^{-9}\,\mathrm{m}} = 3{,}62 \times 10^{-19}\,\mathrm{J}$$

$$\Delta\mathcal{E} = \frac{3{,}62 \times 10^{-19}\,\mathrm{J}}{1{,}60 \times 10^{-19}\,\mathrm{J\cdot eV^{-1}}} = 2{,}26\,\mathrm{eV}$$

partie V

Méthodologie

Fiche 18

Notation scientifique et puissances de 10

Rappel — Notation scientifique

En **notation scientifique**, un nombre s'écrit sous la forme :

$$\pm a \times 10^n \quad \text{avec} \quad 1 \leqslant a < 10$$

où n est un entier relatif (positif ou négatif).

Exemples :

- $9827{,}789 = 9{,}827\,789 \times 10^3$
- $0{,}002\,458 = 2{,}458 \times 10^{-3}$
- $32\,009 = 3{,}2009 \times 10^4$

L'écriture décimale est l'écriture « classique » avec une virgule et un nombre fini de chiffres après la virgule.

Rappel — Propriétés des puissances de 10

Soient n et m deux entiers :

$$10^n \times 10^m = 10^{n+m} \qquad \frac{10^n}{10^m} = 10^{n-m} \qquad (10^n)^m = 10^{n\times m}$$

$$\frac{1}{10^n} = 10^{-n} \qquad 10^0 = 1$$

Signe :

- $10^n > 1$ si $n > 0$
- $0 < 10^n < 1$ si $n < 0$

Comparaison : si $n > m$, alors $10^n > 10^m$.

Rappel — Ordre de grandeur

Pour un nombre $a \times 10^n$ (avec $1 \leqslant a < 10$) :

- Si $a < 5$, l'ordre de grandeur est 10^n.
- Si $a \geqslant 5$, l'ordre de grandeur est 10^{n+1}.

Exemples :

- $2{,}8 \times 10^4$: $a = 2{,}8 < 5 \rightarrow$ ordre de grandeur $= 10^4$.
- $8{,}9 \times 10^4$: $a = 8{,}9 \geqslant 5 \rightarrow$ ordre de grandeur $= 10^5$.

Exercice 1

Cocher les égalités correctes.

- ☐ $10^3 \times 10^8 = 10^{24}$
- ☐ $10^3 \times 10^8 = 10^{11}$
- ☐ $10^5 \times 10^{10} = 10^{15}$
- ☐ $10^{-3} \times 10^8 = 10^5$
- ☐ $\dfrac{10^8}{10^3} = 10^5$
- ☐ $(10^3)^4 = 10^{12}$

Exercice 2

Écrire les nombres suivants en notation scientifique :

a. 30
b. 4008
c. $0{,}0415$
d. $0{,}082\,61$
e. 97×10^2
f. 408×10^{-3}

Exercice 3

Donner l'ordre de grandeur des nombres suivants :

a. $2{,}5 \times 10^3$
b. $7{,}8 \times 10^{-4}$
c. Rayon de la Terre : $6{,}4 \times 10^3$ km
d. Masse d'un électron : $9{,}1 \times 10^{-31}$ kg

Solutions de la fiche 18

Solution de l'exercice 1 p.57

- ☑ $10^3 \times 10^8 = 10^{11}$ (vrai)
- ☑ $10^5 \times 10^{10} = 10^{15}$ (vrai)
- ☑ $10^{-3} \times 10^8 = 10^5$ (vrai)
- ☑ $\dfrac{10^8}{10^3} = 10^5$ (vrai)
- ☑ $(10^3)^4 = 10^{12}$ (vrai)

Solution de l'exercice 2 p.57

a. $30 = 3{,}0 \times 10^1$

b. $4008 = 4{,}008 \times 10^3$

c. $0{,}0415 = 4{,}15 \times 10^{-2}$

d. $0{,}082\ 61 = 8{,}261 \times 10^{-2}$

e. $97 \times 10^2 = 9{,}7 \times 10^3$

f. $408 \times 10^{-3} = 4{,}08 \times 10^{-1}$

Solution de l'exercice 3 p.58

a. $\mathrm{a} = 2,5 < 5 \rightarrow$ ordre de grandeur $= 10^3$.

b. $\mathrm{a} = 7,8 \geqslant 5 \rightarrow$ ordre de grandeur $= 10^{-3}$.

c. $6{,}4 \times 10^3$ km : $\mathrm{a} = 6,4 \geqslant 5 \rightarrow$ ordre de grandeur $= 10^4$ km.

d. $9{,}1 \times 10^{-31}$ kg : $\mathrm{a} = 9,1 \geqslant 5 \rightarrow$ ordre de grandeur $= 10^{-30}$ kg.

Fiche 19

Chiffres significatifs et mesure

Rappel — Chiffres significatifs (CS)

Les **chiffres significatifs** d'une valeur numérique sont tous les chiffres connus avec certitude, plus un dernier chiffre incertain.

Règles :

- Tous les chiffres non nuls sont significatifs. Ex : 1234 $\rightarrow$ 4 CS.
- Les zéros entre deux chiffres non nuls sont significatifs. Ex : 1002 $\rightarrow$ 4 CS.
- Les zéros à droite d'un nombre décimal sont significatifs. Ex : 2,30 $\rightarrow$ 3 CS.
- Les zéros à gauche ne sont pas significatifs. Ex : 0,0045 $\rightarrow$ 2 CS.

Notation scientifique : $\mathrm{a} \times 10^{\mathrm{n}}$ avec $1 \leqslant \mathrm{a} < 10$. Le nombre de CS est celui de a. Ex : 3140 = $3,14 \times 10^3$ (3 CS).

Opérations :

- Addition/soustraction : résultat avec la plus petite précision décimale.
- Multiplication/division : résultat avec le plus petit nombre de CS.

Rappel — Incertitude de mesure

Toute mesure est entachée d'une **incertitude**. On l'exprime sous la forme :

$$\mathrm{m} = (\mathrm{x} \pm \Delta\mathrm{x}) \text{ unité}$$

où x correspond à la valeur mesurée et $\Delta\mathrm{x}$ l'incertitude absolue (généralement arrondie à 1 CS).

Incertitude relative : $\dfrac{\Delta\mathrm{x}}{\mathrm{x}}$ (sans unité, souvent en %).

Écriture d'un résultat : le dernier chiffre significatif doit être à la même position décimale que l'incertitude. *Exemple :* $\mathrm{m} = (12,30 \pm 0,05)\,\mathrm{g}$.

Exercice 1

Choisir la(les) bonne(s) réponse(s).

1. Le nombre 0,560 comporte :
   - 2 chiffres significatifs.
   - 3 chiffres significatifs.
   - 5 chiffres significatifs.
2. L'incertitude relative s'exprime :
   - Dans la même unité que la grandeur.
   - Sans unité (ou en pourcentage).
   - En m.

Exercice 2

Écrire les nombres suivants en notation scientifique avec le bon nombre de chiffres significatifs :

1. $\mathrm{m} = 0{,}0340\,\mathrm{kg}$
2. $\mathrm{V} = 1500\,\mathrm{mL}$

Exercice 3

Pour déterminer le volume d'un liquide, on utilise $\mathrm{V} = \dfrac{\mathrm{m}}{\rho}$.

1. Une masse $\mathrm{m} = 125{,}5\,\mathrm{g}$ et $\rho = 1{,}00\,\mathrm{g \cdot mL^{-1}}$. *Calculer* V (attention aux CS).

2. Un autre échantillon : $\mathrm{m} = 150{,}00\,\mathrm{g}$, $\rho = 0{,}789\,\mathrm{g \cdot mL^{-1}}$. *Calculer* V.

Exercice 4

$\mathrm{C_m} = \mathrm{m_{soluté}}/\mathrm{V_{solvant}}$.

1. $\mathrm{m} = 5{,}0\,\mathrm{g}$ de NaCl dans $\mathrm{V} = 1{,}000\,\mathrm{L}$. *Calculer* $\mathrm{C_m}$.
2. $\mathrm{m} = 10{,}25\,\mathrm{g}$ de glucose dans $\mathrm{V} = 250{,}0\,\mathrm{mL}$. *Déterminer* $\mathrm{C_m}$ en $\mathrm{g \cdot L^{-1}}$.

Exercice 5

On mesure $\mathrm{m} = 27{,}02\,\mathrm{g}$ pour un cube de $\mathrm{L} = \mathrm{l} = \mathrm{h} = 3{,}0\,\mathrm{cm}$.

1. *Calculer* V puis $\rho = \mathrm{m}/\mathrm{V}$ (attention aux CS).
2. Un autre solide : $\mathrm{m} = 45{,}6\,\mathrm{g}$, $\mathrm{V} = 15{,}2\,\mathrm{cm^3}$. *Calculer* ρ.

Exercice 6

Le résultat d'une addition/soustraction dépend du nombre de décimales.

1. $\mathrm{L_1} = 12{,}50\,\mathrm{cm}$, $\mathrm{L_2} = 1{,}2\,\mathrm{cm}$. *Calculer* $\mathrm{L_1} + \mathrm{L_2}$.
2. $\mathrm{L} = 25{,}65\,\mathrm{cm}$, on découpe $\mathrm{l} = 8{,}2\,\mathrm{cm}$. *Calculer* la longueur restante.

Exercice 7

$\mathrm{Q} = \mathrm{m} \times \mathrm{c} \times \Delta\theta$ (mêle multiplication et soustraction).

1. $\mathrm{m} = 15{,}00\,\mathrm{g}$ d'eau ($\mathrm{c} = 4{,}18\,\mathrm{J \cdot g^{-1} \cdot °C^{-1}}$), $\theta_\mathrm{i} = 20{,}5\,\mathrm{°C}$, $\theta_\mathrm{f} = 85{,}25\,\mathrm{°C}$.
   a) *Calculer* $\Delta\theta$ (attention aux décimales).
   b) *Calculer* Q (attention aux CS).
2. $\mathrm{m} = 25{,}50\,\mathrm{g}$ de fer ($\mathrm{c} = 0{,}444\,\mathrm{J \cdot g^{-1} \cdot °C^{-1}}$), de $15{,}0\,\mathrm{°C}$ à $100{,}0\,\mathrm{°C}$.
   a) *Calculer* $\Delta\theta$.
   b) *Calculer* Q.

Validation des acquis

Pour terminer le travail réalisé, valide tes acquis grâce au lien ci-contre:



Solutions de la fiche 19

Solution de l'exercice 1 p.59

1. 0,560 : les zéros à gauche ne comptent pas, le zéro à droite oui. Soit 3 CS : 5, 6, 0. Réponse 2.

2. L'incertitude relative $\Delta x/x$ est sans unité (rapport de deux grandeurs de même unité). Réponse 2.

Solution de l'exercice 2 p.59

1. $m = 0{,}0340\,\text{kg} = 3,40 \times 10^{-2}\,\text{kg}$ (3 CS : 3, 4 et 0).

2. $V = 1500\,\text{mL} = 1{,}500 \times 10^{3}\,\text{mL}$ (4 CS si les zéros ne sont pas significatifs) ou $1,500 \times 10^{3}$ (4 CS).

Solution de l'exercice 3 p.59

1. $V = \dfrac{125{,}5\,\text{g}}{1{,}00\,\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}} = 125,5$ — ρ a 3 CS $\Rightarrow$ $\boxed{V = 1{,}26 \times 10^{2}\,\text{mL}}$ (3 CS).

2. $V = \dfrac{150{,}00\,\text{g}}{0{,}789\,\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}} = 190,114\ldots$ — ρ a 3 CS $\Rightarrow$ $\boxed{V = 190\,\text{mL}}$ (3 CS).

Solution de l'exercice 4 p.60

1. $C_m = \dfrac{5{,}0\,\text{g}}{1{,}000\,\text{L}} = 5,0$ — m a 2 CS $\Rightarrow$ $\boxed{C_m = 5{,}0\,\text{g}\cdot\text{L}^{-1}}$.

2. $C_m = \dfrac{10{,}25\,\text{g}}{0{,}2500\,\text{L}} = 41,00$ — 4 CS $\Rightarrow$ $\boxed{C_m = 41{,}00\,\text{g}\cdot\text{L}^{-1}}$.

Solution de l'exercice 5 p.60

1. $V = 3{,}0\,\text{cm} \times 3{,}0\,\text{cm} \times 3{,}0\,\text{cm} = 27\,\text{cm}^3$ (2 CS).
   $\rho = \dfrac{27{,}02\,\text{g}}{27\,\text{cm}^3} = 1,0007\ldots \Rightarrow$ $\boxed{\rho = 1{,}0\,\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}}$ (2 CS).

2. $\rho = \dfrac{45{,}6\,\text{g}}{15{,}2\,\text{cm}^3} = 3,00 \Rightarrow$ $\boxed{\rho = 3{,}00\,\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}}$ (3 CS).

Solution de l'exercice 6 p.60

1. $12{,}50\,\text{cm} + 1{,}2\,\text{cm} = 13,70$ — 1 décimale $\Rightarrow$ $\boxed{L = 13{,}7\,\text{cm}}$.

2. $25{,}65\,\text{cm} - 8{,}2\,\text{cm} = 17,45$ — 1 décimale $\Rightarrow$ $\boxed{L = 17{,}5\,\text{cm}}$.

Solution de l'exercice 7 p.60

1. a) $\Delta\theta = 85{,}25\,°\text{C} - 20{,}5\,°\text{C} = 64,75$ — 1 décimale $\Rightarrow$ $\boxed{\Delta\theta = 64{,}8\,°\text{C}}$.
   b) $Q = 15{,}00\,\text{g} \times 4{,}18\,\text{J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot°\text{C}^{-1} \times 64{,}8\,°\text{C} = 4\,062,96$ — 3 CS $\Rightarrow$ $\boxed{Q = 4{,}06 \times 10^{3}\,\text{J}}$.

2. a) $\Delta\theta = 100{,}0\,°\text{C} - 15{,}0\,°\text{C} = 85,0$ — 1 décimale $\Rightarrow$ $\boxed{\Delta\theta = 85{,}0\,°\text{C}}$.
   b) $Q = 25{,}50\,\text{g} \times 0{,}444\,\text{J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot°\text{C}^{-1} \times 85{,}0\,°\text{C} = 962,037$ — 3 CS $\Rightarrow$ $\boxed{Q = 962\,\text{J}}$.