

# Composition d'un système chimique

## LE PROGRAMME

### 1. Suivi de l'évolution d'un système, siège d'une transformation

Cette partie poursuit l'étude de la modélisation macroscopique de la transformation chimique d'un système.

Les notions de masse molaire, volume molaire et concentration en quantité de matière (en mol · L<sup>-1</sup>) sont introduites pour déterminer la composition d'un système chimique. Pour décrire l'évolution d'un système, siège d'une transformation chimique, des bilans de matière complets sont effectués en

s'appuyant sur la notion d'avancement (en mol). La notion de transformation totale et non totale est introduite en comparant la valeur de l'avancement final à celle de l'avancement maximal, sans référence à la notion d'équilibre chimique.

#### Notions abordées en seconde

Quantité de matière (mol), définition de la mole, solution, soluté, concentration en masse, dosage par étalonnage, modélisation d'une transformation par une réaction chimique, équation de réaction, notion de réactif limitant.

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
Relation entre masse molaire d'une espèce, masse des entités et constante d'Avogadro. Masse molaire atomique d'un élément. Volume molaire d'un gaz.  Concentration en quantité de matière.  Absorbance, spectre d'absorption, couleur d'une espèce en solution, loi de Beer-Lambert.	Déterminer la masse molaire d'une espèce à partir des masses molaires atomiques des éléments qui la composent. Déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon de corps pur à partir de sa masse et du tableau périodique. Utiliser le volume molaire d'un gaz pour déterminer une quantité de matière. Déterminer la quantité de matière de chaque espèce dans un mélange (liquide ou solide) à partir de sa composition.  Déterminer la quantité de matière d'un soluté à partir de sa concentration en masse ou en quantité de matière et du volume de solution.  Expliquer ou prévoir la couleur d'une espèce en solution à partir de son spectre UV-visible. Déterminer la concentration d'un soluté à partir de données expérimentales relatives à l'absorbance de solutions de concentrations connues.  <b>Proposer et mettre en œuvre un protocole pour réaliser une gamme étalon et déterminer la concentration d'une espèce colorée en solution par des mesures d'absorbance. Tester les limites d'utilisation du protocole.</b>

## POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

■ p. 18

### SITUATION 1

Il s'agit ici de vérifier si les élèves ont bien acquis au niveau de la classe de seconde la notion de concentration en masse. Le calcul est effectué dans le cas de la dissolution d'un soluté (le sel) dans un solvant (l'eau) afin d'obtenir une solution (l'eau de mer).

#### › Exemple de réponse attendue

$$c = \frac{m}{V} = \frac{39\,000}{1000} = 39 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

#### › En classe de 1<sup>re</sup>

La notion de concentration molaire sera abordée, le dosage spectrophotométrique par étalonnage (activité 4) permet de déterminer des concentrations molaires et de relier celles-ci à la notion intuitive d'absorbance d'une solution.

## SITUATION 2

Il s'agit ici de vérifier si les élèves ont bien acquis au niveau de la classe de seconde la notion de concentration en masse. Le calcul est effectué dans le cas de la dilution d'une solution par ajout d'un volume connu de solvant.

### ► Exemple de réponse attendue

$$m = c_{\text{sirop}} \times V_{\text{sirop}} = c_{\text{boisson}} \times V_{\text{boisson}}$$

$$c_{\text{sirop}} \times V_{\text{sirop}} = c_{\text{boisson}} \times 8 \times V_{\text{sirop}}$$

$$c_{\text{boisson}} = c_{\text{sirop}} / 8 = 106 \text{ g/L.}$$

### ► En classe de 1<sup>re</sup>

La notion de dilution est appliquée à la réalisation d'une gamme étalon nécessaire à la mise en œuvre d'un dosage spectrophotométrique par étalonnage (activité 4).

## SITUATION 3

Il s'agit ici de vérifier si les élèves ont acquis la notion de spectre continu de la lumière blanche obtenu après passage dans un milieu dispersif (ici les gouttes de pluie).

### ► Exemple de réponse attendue

La lumière blanche du soleil est dispersée par les gouttes de pluie. Le spectre continu de la lumière blanche apparaît.

### ► En classe de 1<sup>re</sup>

La couleur d'une solution est associée aux longueurs d'onde du spectre de la lumière blanche transmise, à partir des spectres d'absorption de la solution.

## ACTIVITÉS

### p. 20 ■ ACTIVITÉ 1

### Volume molaire des gaz

#### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

■ Une approche de la théorie des gaz est exposée au doc. 1 afin de comprendre notamment que leur comportement similaire dans des conditions usuelles de température et de pression provient du même « vide » entre les molécules.

#### ■ Exemples de mesures

La manipulation étant un peu longue à réaliser, une série de mesures est fournie au doc. 3, le plus important ici étant de proposer un protocole expérimental. Le fait que la bouteille soit au départ pleine d'air n'est pas forcément évident pour les élèves.

■ La notion de masse molaire n'ayant pas été abordée en classe de seconde, on raisonnera dans un

premier temps sur une entité (document 2) pour utiliser ensuite la définition d'une mole fournie au document 1.

### ► Exploitation et analyse

- Vider la bouteille avec la pompe à vide.  
– Peser la bouteille vide avec une balance précise au centième de g.  
– Remplir les bouteilles.  
– Peser les bouteilles pleines de gaz  
– Faire une soustraction pour déterminer les masses de gaz dans les bouteilles.

$$2. m(\text{O}_2) = 2 \times m(\text{O}) = 2 \times 2,658 \times 10^{-23} = 5,316 \times 10^{-23} \text{ g.}$$

$$m(\text{CO}_2) = 7,309 \times 10^{-23} \text{ g.}$$

$$m(\text{CH}_4) = 2,657 \times 10^{-23} \text{ g.}$$

$$3. N(\text{O}_2) = 2,63/5,316 \times 10^{-23} = 4,95 \times 10^{22} \text{ molécules.}$$

$$N(\text{CO}_2) = 3,60/7,309 \times 10^{-23} = 4,93 \times 10^{22} \text{ molécules.}$$

$$N(\text{CH}_4) = 1,31/2,657 \times 10^{-23} = 4,93 \times 10^{22} \text{ molécules.}$$

### ► Synthèse

4. D'après le document 1, il y a « le même nombre de molécules dans un volume donné ». Cette affirmation est vérifiée ici.

5. En prenant la valeur  $4,94 \times 10^{22}$  molécules dans 2 L on trouve :

$$V_m = 2 \times 6,02 \times 10^{23} / 4,94 \times 10^{22} = 24,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

D'après le document 1, la température et la pressions ont une influence sur le volume molaire.

### p. 21 ■ ACTIVITÉ 2

### Notion de quantité

#### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

■ Coup de pouce n° 1 : « Tous les échantillons ne possèdent pas la même masse volumique, la connaissance de la masse ou du volume ne permet pas de répondre à la problématique ».

■ Coup de pouce n° 2 : « Le visuel est lié au volume de chaque échantillon : calculer ces volumes en utilisant le document 2 ».

■ Coup de pouce n° 3 : « Il faut calculer le nombre d'entités contenues dans chacun des échantillons en utilisant les données des documents 1 et 3 ».

Le document 2 permet de calculer les différents volumes à partir des masses volumiques :

$$- V_{\text{eau}} = 18 \text{ mL ;}$$

$$- V_{\text{plomb}} = 2 \text{ mL ;}$$

$$- V_{\text{polystyrene}} = 1 \text{ 000 mL.}$$

$$\text{Exemple de calcul pour l'eau, sa masse volumique} \\ = 1 \text{ 000 kg} \cdot \text{m}^{-3} = 1 \text{ kg} \cdot \text{dm}^{-3} = 1 \text{ kg} \cdot \text{l}^{-1} = 1 \text{ 000 g} \cdot \text{L}^{-1} \\ = 1 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

D'où  $V \text{ (mL)} = m/\rho = 18/1\,000 = 18 \times 10^{-3} \text{ L} = 18 \text{ mL}$ .  
La première impression est liée aux volumes respectifs des échantillons de masses identiques. Il semble qu'il y ait beaucoup plus de polystyrène que de plomb ou d'eau.

Il est nécessaire de calculer une grandeur qui permette d'évaluer le nombre d'entités. Il faut calculer la masse molaire de chaque substance puis la quantité de matière, étant donné qu'une mole contient toujours le même nombre d'entités.

$$M(\text{Pb}) = 207,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ et } n = \frac{18}{207,2} = 8,6 \times 10^{-2} \text{ mol} ;$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ et } n = \frac{18}{18,0} = 1,0 \text{ mol} ;$$

$$M(\text{poly}) = 208\,000 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ et } n = \frac{18}{208\,000} = 8,7 \times 10^{-5} \text{ mol}.$$

Il y a environ 10 000 fois plus de molécules d'eau que de polystyrène !

Les critères de la masse et du volume ne sont pas pertinents.

p. 22 ■ **ACTIVITÉ 3**

## Couleur d'une solution

### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

■ L'élève doit savoir depuis la seconde « caractériser un rayonnement monochromatique par sa longueur d'onde dans le vide ou dans l'air » L'étoile chromatique du doc. 4 permet alors d'associer une longueur d'onde à une couleur.

■ La fiche pratique p. 380 permet de réaliser le spectre d'absorption d'une solution.

■ La démarche élémentaire permet, à partir d'un spectre donné, de déterminer la couleur d'une solution de carotène. Cette méthode sera ensuite appliquée au problème posé.

### ➤ Démarche experte

Il s'agit de réaliser le spectre d'absorption de chacun des colorants (voire directement du mélange) puis de repérer les couleurs transmises et absorbées.

Le spectre du bleu patenté indique que ce colorant absorbe les longueurs d'onde correspondant au rouge et au orange.

Le spectre du jaune de tartrazine indique que ce colorant absorbe les longueurs d'onde correspondant au rouge au bleu et au violet.

La solution est alors de la seule couleur transmise : verte.

### ➤ Démarche avancée

1. Réaliser le spectre d'absorption de chacun des deux colorants (doc. 2).

2. a. Le bleu patenté absorbe de 590 nm à 800 nm, il transmet les longueurs d'onde de 280 nm à 590 nm. Le jaune de tartrazine absorbe de 380 nm à 480 nm, il transmet de 480 nm à 800 nm (doc. 4).

b. Le bleu patenté absorbe le rouge, l'orange et le jaune, il transmet le vert, le bleu et le violet. Il apparaît donc bleu.

Le jaune de tartrazine absorbe le violet et le bleu, il transmet le rouge, l'orange, le jaune et le vert. Il apparaît donc jaune (doc. 4).

c. Seul le vert est transmis par les deux solutions, c'est la couleur du mélange.

### ➤ Démarche élémentaire

1. En étudiant le spectre du  $\beta$ -carotène (doc. 3) :

a. Le  $\beta$ -carotène absorbe de 380 nm à 550 nm. Il transmet de 550 nm à 780 nm.

b. Le violet le bleu et le vert sont absorbés (doc. 4). Le jaune, l'orange et le rouge sont transmis. Une solution de  $\beta$ -carotène apparaît donc orange

2. Réaliser le spectre d'absorption de chacun des deux colorants (doc. 2).

a. Le bleu patenté absorbe de 590 nm à 800 nm, il transmet les longueurs d'onde de 280 nm à 590 nm. Le jaune de tartrazine absorbe de 380 nm à 480 nm, il transmet de 480 nm à 800 nm (doc. 4).

Le bleu patenté absorbe le rouge, l'orange et le jaune, il transmet le vert le bleu et le violet. Il apparaît donc bleu.

Le jaune de tartrazine absorbe le violet et le bleu, il transmet le rouge, l'orange, le jaune et le vert. Il apparaît donc jaune (doc. 4).

b. Seul le vert est transmis par les deux solutions, c'est la couleur du mélange.

p. 23 ■ **ACTIVITÉ 4**

## Dosage par spectrophotométrie

### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

■ La loi de Beer-Lambert est donnée doc. 3, on doit vérifier si elle est ici valide et utiliser ensuite le graphe pour déterminer la concentration d'une solution inconnue (Première approche d'un dosage par étalonnage.)

■ La fiche pratique p 380 permet de réaliser le spectre d'absorption d'une solution.

### ■ Animation

(→ disponible par l'application Bordas Flashpage, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

### ► Réalisation d'une dilution

■ p. 23

Cette application permet de réaliser une dilution à partir d'une solution mère. Ce protocole est répété question 2 afin de réaliser la gamme étalon.

## ► Exploitation et analyse

1. Il faut se placer à la longueur d'onde du maximum d'absorbance (environ 640 nm) pour améliorer la précision des mesures.

2. a. et 2. b.

Solution-fille	Volume solution-fille $V_f$ (mL)	Volume solution-mère prélevé $V_0$ (mL)	Concentration solution-fille $c_f = \frac{c_0 \times V_0}{V_f}$ ( $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )
1	50	10	$\frac{34,4 \times 10}{50} = 6,9 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
2	50	20	$\frac{34,4 \times 20}{50} = 13,8 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
3	50	30	$\frac{34,4 \times 30}{50} = 20,6 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
4	50	40	$\frac{34,4 \times 40}{50} = 27,5 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Les concentrations sont très faibles, la loi de Beer-Lambert sera donc valide.

3. Il faut effectuer les mesures permettant de tracer le graphe  $A = f(c)$ . Puis utiliser ce graphe pour trouver la concentration inconnue à partir de la mesure de son absorbance. On trouve environ  $12 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

## ► Synthèse

4. Calcul du nombre de bonbons qu'une personne de 70 kg peut consommer par jour :

$$n_{\text{bleu patenté 2 Scht}} = C_{\text{bleu patenté 2 Scht}} \cdot V_{\text{solution}} = 12 \times 10^{-6} \times 0,100 = 12 \times 10^{-7} \text{ mol.}$$

$$m_{\text{bleu patenté 2 Scht}} = n_{\text{bleu patenté 2 Scht}} \cdot M_{\text{bleu patenté}} = 12 \times 10^{-7} \times 583 = 7,0 \times 10^{-4} \text{ g.}$$

$$m_{\text{bleu patenté 1 Scht}} = \frac{7,0 \times 10^{-4}}{2} = 3,5 \times 10^{-4} \text{ g} = 0,350 \text{ mg.}$$

$$\text{DJA} = 2,5 \text{ mg} \cdot \text{kg}^{-1}, \text{ soit } \text{DJA} = \frac{175 \text{ mg}}{70 \text{ kg en bleu patenté}}$$

Nombre de bonbons consommables par jour en tenant compte de la DJA :  $\frac{175}{0,350} = 500$  bonbons.

## EXERCICES

### ■ Vérifier l'essentiel ■ p. 28

- 1 A et C.      2 A.      3 A et B.  
 4 A.      5 A.      6 B.  
 7 A et B.

## ■ Acquérir les notions

### ► Comptage d'entités chimiques

- 8 1.  $N_A = 6,02 \times 10^{23}$  entités.  
 2.  $M_C = N_A \cdot m_c = 6,02 \times 10^{23} \times 1,99 \times 10^{-23} = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .  
 3. Toutes les masses molaires atomiques sont répertoriées dans le tableau périodique.

9 Le propane de formule brute  $\text{C}_3\text{H}_8$  est utilisé dans les bouteilles de gaz.

1. 3 mol de C et 8 mol de H.  
 2.  $M(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 M_C + 8 M_H = 3 \times 12,0 + 8 \times 1,0 = 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

10

Nom	Formule brute	Masse molaire ( $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ )
méthane	$\text{CH}_4$	16,0
ion fluorure	$\text{F}^-$	19,0
éthanol	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	46,0
ammoniac	$\text{NH}_3$	17,0

11

Nom de l'entité	Masse (en g)	Masse molaire (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ )
proton	$1,67 \times 10^{-24}$	1,00
atome de sodium	$3,82 \times 10^{-23}$	23,0
molécule d'eau	$2,99 \times 10^{-23}$	18,0
bille	2,00	$1,20 \times 10^{24}$
ion magnésium	$4,04 \times 10^{-23}$	24,3

**12** 1. Les électrons sont environ 2 000 fois plus légers que les nucléons.

2.  $m(^1_8\text{O}) = 16 \times 1,67 \times 10^{-24} = 26,7 \times 10^{-24} \text{ g}$ .

3.  $M(^{16}_8\text{O}) = N_A \times 26,7 \times 10^{-24} = 16,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**13** 1.  $N(^{35}\text{Cl}) = \frac{3}{4} \times N_A = 4,515 \times 10^{23}$  isotopes.

$N(^{37}\text{Cl}) = \frac{1}{4} \times N_A = 1,505 \times 10^{23}$  isotopes.

2.  $m(^{35}\text{Cl}) = 4,515 \times 10^{23} \times 5,814 \times 10^{23} = 26,25 \text{ g}$ .

$m(^{37}\text{Cl}) = 1,505 \times 10^{23} \times 6,146 \times 10^{-23} = 9,25 \text{ g}$ .

3.  $M_{\text{Cl}} = 26,25 + 9,25 = 35,50 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**14** 1. Le volume molaire dépend de la pression.

2. Le volume molaire dépend de la température.

### > Calcul des quantités de matière

**15** 1.  $M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

2.  $m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 3\,420 \text{ g}$ .

**16** Un comprimé de vitamine C contient une masse  $m = 500 \text{ mg}$  de vitamine C de formule brute  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ .

1.  $M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 176 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

2.  $n(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = \frac{0,500}{176} = 2,84 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

**17**

Nom	carbone	ion sulfate	acide nitrique
Formule brute	C	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{HNO}_3$
Masse molaire (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ )	12,0	96,1	63,0
Masse de l'échantillon (en g)	10,0	0,48	200
Quantité de matière (en mol)	0,833	$5,0 \times 10^{-3}$	3,17

**18** 1.  $n = \frac{V}{V_m} = \frac{2\,400}{24} = 100 \text{ mol}$ .

2.  $V_m = \frac{V}{n} = \frac{12}{100} = 0,12 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

3. Le volume molaire dépend de la pression.

**19**

Échantillon	1	2	3
Volume molaire (en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$ )	24	22,4	85,0
Volume (en L)	1,5	50,0	5 000
Quantité de matière (en mol)	$6,3 \times 10^{-2}$	2,23	58,8

**20** 1.  $C = \frac{n}{V} = \frac{2,50 \times 10^{-3}}{50,0 \times 10^{-3}} = 0,0500 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

2.  $49,9 \text{ mL} \leq V_{\text{mesuré}} \leq 50,1 \text{ mL}$ .

3. Le milieu de l'intervalle correspond au meilleur estimateur  $V = 50,0 \text{ mL}$ .

La demi-largeur de l'intervalle défini est, en première approximation, un estimateur de l'incertitude-type  $u(V) = 0,1 \text{ mL}$ .

**21**

Solution	1	2	3
Concentration de la solution (en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$ )	5,0	0,010	$5,00 \times 10^{-3}$
Volume de la solution (en L)	0,50	2,0	0,750
Quantité de matière de soluté (en mol)	2,5	0,020	$3,75 \times 10^{-3}$

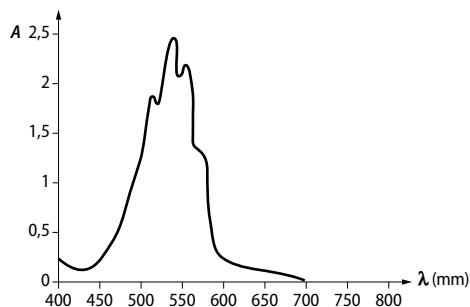
### > Caractérisation des solutions

**22** 1. Les couleurs transmises sont le violet et le rouge.

Les couleurs absorbées sont l'orange, le jaune, le vert et le bleu.

2. Longueurs d'ondes transmises : de 380 nm à 450 nm et de 650 nm à 800 nm. Longueurs d'onde absorbées : de 450 nm à 600 nm.

3.



**23** 1. Les longueurs d'ondes sont absorbées de 520 nm à 700 nm, elles sont transmises de 380 nm à 520 nm.

2. Le rouge, l'orange, le jaune et une bonne partie du vert sont absorbés. Le violet et le bleu sont transmis.

3. Le colorant est bleu.

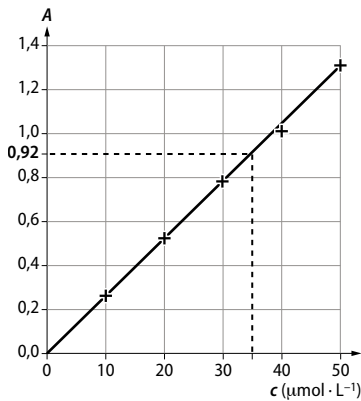
**24** 1. Il faut prélever un volume  $V_m$  de solution-mère à l'aide d'une pipette jaugée, l'introduire dans une fiole jaugée de volume  $V_f$  et compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.

2. La quantité de matière prélevée dans la mère est la même que celle dans la solution-fille.

3.

Solution fille	1	2	3	4
VOLUME solution-mère prélevé $V_0$ (en mL)	10	20	30	40
VOLUME solution-fille $V_f$ (en mL)	50	50	50	50
CONCENTRATION solution-fille $c_f = \frac{c_0 \times V_0}{V_f}$ (en $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )	$\frac{34 \times 10}{50} = 6,8$	$\frac{34 \times 20}{50} = 14$	$\frac{34 \times 30}{50} = 21$	$\frac{34 \times 40}{50} = 27$

25 1. On trouve une droite qui passe par l'origine.



2. C'est une droite qui passe par l'origine.

3. L'absorbance d'une solution est proportionnelle à sa concentration (loi de Beer-Lambert).

4. En utilisant le graphique on trouve  $c_s = 35,0 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

26 1. Pour obtenir une bonne précision dans les mesures, il faut se placer à la longueur d'onde du maximum d'absorption  $\lambda_{\text{max}} = 475 \text{ nm}$ .

2. On obtient une droite qui passe par l'origine. L'absorbance est proportionnelle à la concentration. La loi de Beer-Lambert est respectée.

3. Graphiquement, on trouve  $c = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

4. La solution commerciale est 10 fois plus concentrée :

$$c_{\text{commerciale}} = 10 \times 4,0 \times 10^{-3} = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

### Exercices résolus

#### Exercices similaires

■ p. 32 et 33

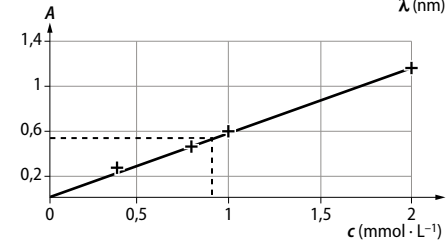
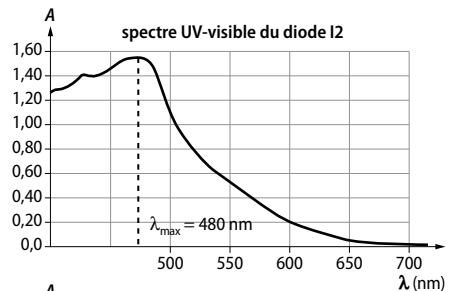
28 1. Solution acide : toutes les longueurs d'onde sont absorbées de 350 nm à 525 nm.

Solution basique : toutes les longueurs d'onde sont absorbées de 525 nm à 700 nm

2. Solution acide : les longueurs d'onde transmises de 525 nm à 750 nm correspondent au jaune et au rouge. Le BBT sera donc jaune orangé.

Solution basique : les longueurs d'onde transmises de 350 nm à 525 nm correspondent aux UV, au bleu et au vert. Le BBT sera donc bleu vert.

30 1. Il faut se placer à la longueur d'onde du maximum d'absorption pour optimiser la précision des mesures. Ici on trouve  $\lambda_{\text{max}} = 480 \text{ nm}$ .



2. La courbe d'étalonnage nous donne la concentration de la solution diluée.  $c_{\text{diluée}} = 0,90 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

La solution officinale est 200 fois plus concentrée

$$c_{\text{officinale}} = 180 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$n = C \cdot V = 0,180 \times 0,100 = 0,018 \text{ mol}$$

### Croiser les notions

■ p. 34

31 1.

$$m(\text{Au}) = \rho \cdot V = 19,3 \times 11,5 \times 5,0 \times 1,0 = 11 \times 10^2 \text{ g}$$

$$n(\text{Au}) = \frac{m(\text{Au})}{M(\text{Au})} = \frac{11 \times 10^2}{197,0} = 5,6 \text{ mol}$$

2.  $N(\text{Au}) = n(\text{Au}) \times N_A = 5,6 \times 6,02 \times 10^{23} = 34 \times 10^{23}$  atomes.

32 > Démarche experte (voir démarche élémentaire : les étapes sont identiques.)

## ► Démarche élémentaire

$$1. m(^{10}\text{B}) = 10 \times 1,67 \times 10^{-24} = 1,67 \times 10^{-23} \text{ g.}$$

$$m(^{11}\text{B}) = 11 \times 1,67 \times 10^{-24} = 1,84 \times 10^{-23} \text{ g.}$$

$$2. N(^{10}\text{B}) = \frac{20}{100} \times 6,02 \times 10^{23} = 1,20 \times 10^{23} \text{ atomes.}$$

$$N(^{11}\text{B}) = \frac{80}{100} \times 6,02 \times 10^{23} = 4,82 \times 10^{23} \text{ atomes.}$$

$$3. M = 1,20 \times 10^{23} \times 1,67 \times 10^{-23} + 4,82 \times 10^{23} \times 1,84 \times 10^{-23} = 10,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$33 \quad 1. n = c \cdot V = 0,100 \times 2,00 = 0,200 \text{ mol.}$$

$$V = n \cdot V_m = 0,200 \times 25,0 = 5,00 \text{ L.}$$

$$2. 1,99 \text{ L} \leq V_{\text{mesuré}} \leq 2,01 \text{ L.}$$

3. Le milieu de l'intervalle correspond au meilleur estimateur  $V = 2,00 \text{ L}$ .

La demi-largeur de l'intervalle défini est, en première approximation, un estimateur de l'incertitude-type :  $u(V) = 0,01 \text{ L}$ .

$$34 \quad 1. 1 \text{ L de solution fournit } 10 \text{ L de } \text{O}_2 :$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} = \frac{10}{22,0} = 0,455 \text{ mol.}$$

$$2. \text{ Donc } 250 \text{ mL fournissent : } \frac{0,455}{4} = 0,114 \text{ mol.}$$

$$\text{Alors } n(\text{H}_2\text{O}_2) = 2 \times n(\text{O}_2) = 0,228 \text{ mol.}$$

$$3. c = \frac{0,228}{0,250} = 0,912 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$4. M(\text{H}_2\text{O}_2) = 2 \times 1,0 + 2 \times 16,0 = 34,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ et } m(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,228 \times 34,0 = 7,75 \text{ g.}$$

$$35 \quad 1. \text{ Dans un litre, soit } 1,5 \text{ kg : } m(\text{Cu}) = 20 \% \times 1,5 = 0,30 \text{ kg.}$$

$$2. n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{300}{63,5} = 4,7 \text{ mol.}$$

Il y a un seul atome de cuivre par composé ionique  $\text{CuSO}_4$  donc  $n(\text{CuSO}_4) = n(\text{Cu})$ .

$$3. m(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4) \times M(\text{CuSO}_4) = 4,7 \times 159,6 = 750 \text{ g.}$$

$$C_m = \frac{750}{1} = 750 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

## 36 Taux de glucose dans le sang

Le taux de glucose dans le sang est un indicateur de certaines pathologies comme indiqué dans le tableau suivant.

Pathologies	Taux de glucose
Hypoglycémie	Moins de $70 \text{ mg} \cdot \text{dL}^{-1}$
Normal	$70\text{-}100 \text{ mg} \cdot \text{dL}^{-1}$
Prédiabète	$100\text{-}126 \text{ mg} \cdot \text{dL}^{-1}$
Diabète	Au delà de $126 \text{ mg} \cdot \text{dL}^{-1}$

Un test sanguin effectué sur un patient révèle un taux de  $1,2 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Données : Formule brute de la molécule de glucose  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

Le corps humain contient environ 6 L de sang.

1. Cette personne souffre-t-elle de diabète ou d'hypoglycémie ?

2. Quelle est la masse totale de glucose dans son sang ?

3. Théoriquement, quelle masse de glucose cette personne doit-elle ingérer pour recouvrer un taux normal ?

$$1. \text{ Dans un litre : } m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \times M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 1,2 \times 10^{-3} \times (6 \times 12,0 + 12 \times 1,00 + 6 \times 16,0) = 0,216 \text{ g ; et } 0,216 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 21,6 \text{ mg} \cdot \text{dL}^{-1}.$$

Cette personne souffre d'hypoglycémie.

$$2. m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = c_m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \times V = 0,216 \times 6,0 = 1,3 \text{ g.}$$

3. Pour une personne ayant un taux normal ( $70 \text{ mg} \cdot \text{dL}^{-1}$ ) :

$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = c_m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \times V = 0,700 \times 6,0 = 4,2 \text{ g.}$$

La personne doit manger  $4,2 - 1,3 = 2,9 \text{ g}$  de glucose.

37 ► Démarche experte (voir démarche élémentaire : les étapes sont identiques.)

## ► Démarche élémentaire

1. On veut préparer 100 mL de solution, le tableau donne les quantités de matière pour 200 mL, il suffit de diviser les valeurs par 2.

Composition	glucose	saccharose	ion sodium
$n$ (en mmol)	10,9	5,8	4,8

$$2. m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \times M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \\ m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 10,9 \times 10^{-3} \times (6 \times 12,0 + 12 \times 1,00 + 6 \times 16,0)$$

$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 10,9 \times 10^{-3} \times 180$$

$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 1,96 \text{ g.}$$

$$3. V_1 = \frac{n_1}{C_1} = \frac{5,8 \times 10^{-3}}{1,16 \times 10^{-1}} = 0,050 \text{ L} = 50 \text{ mL.}$$

$$V_2 = \frac{n_2}{C_2} = \frac{4,8 \times 10^{-3}}{4,80 \times 10^{-1}} = 0,010 \text{ L} = 10 \text{ mL.}$$

4. Introduire 50 mL de solution  $S_1$ , prélevé avec une pipette jaugée, dans une fiole jaugée de 100 mL.

Introduire 10 mL de solution  $S_2$ , prélevé avec une pipette jaugée, dans la fiole jaugée de 100 mL.

Peser 1,96 g de glucose avec une balance et les introduire dans la fiole jaugée.

Homogénéiser le mélange.

Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge en alignant l'œil avec le bas du ménisque.

38 1. La solution de tyrosine absorbe des longueurs d'onde situées dans le domaine UV. La solution n'est pas colorée.

2. Volume de S3 à prélever :

$$V_3 = \frac{C_4 \times V_4}{C_3} = \frac{5,0 \times 10^{-4} \times 100}{1,0 \times 10^{-3}} = 50 \text{ mL.}$$

Introduire 50 mL de la solution S<sub>3</sub>, prélevés grâce à une pipette jaugée, dans une fiole jaugée de 100 mL. Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.

3. Pour améliorer la précision des mesures, il faut se placer à la longueur d'onde du maximum d'absorption, ici  $\lambda_{\text{max}} = 280 \text{ nm}$ .

4. D'après la courbe d'étalonnage l'absorbance de la solution S étant de 1,0 la concentration de S est de  $1,3 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Soit une quantité de matière dans une gélule :

$$n = c \times V = 1,3 \times 10^{-3} \times 2,00 = 2,6 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

5. La formule brute permet de calculer la masse molaire de la tyrosine :  $M(\text{C}_9\text{H}_9\text{NO}_3) = 181 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Alors  $m(\text{C}_9\text{H}_9\text{NO}_3) = n \cdot M = 2,6 \times 10^{-3} \times 181 = 471 \text{ mg}$ . La valeur trouvée est proche de la valeur inscrite sur le flacon de gélules. La différence peut être due à des imprécisions lors de la mesure des volumes des dilutions (il aurait fallu disposer des incertitudes de mesure) :

Pourcentage d'erreur

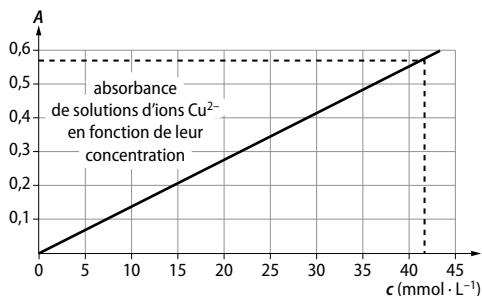
$$= \frac{\text{valeur théorique} - \text{valeur expérimentale}}{\text{valeur théorique} \times 100} = \frac{500 - 471}{500 \times 100} = 6 \%$$

39 1. a. Une solution d'ions fer (III) est de couleur jaune-vert car elle absorbe principalement dans le violet (entre 400 nm et 424 nm).

b. Une solution d'ions cuivre (II) est de couleur bleu-vert car elle absorbe principalement dans le rouge (entre 647 nm et 850 nm).

c. En travaillant à 800 nm, on est sûr que les ions fer (III) n'absorbent pas la lumière et donc que l'absorbance mesurée est uniquement due aux ions cuivre (II).

2. On trace le graphe  $A = f(c)$  :



On obtient une droite passant par l'origine, ce qui correspond bien à une situation de proportionnalité. La loi de Beer-Lambert est vérifiée.

3. On lit l'abscisse du point d'ordonnée  $A = 0,575$  et on obtient  $c = 42 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

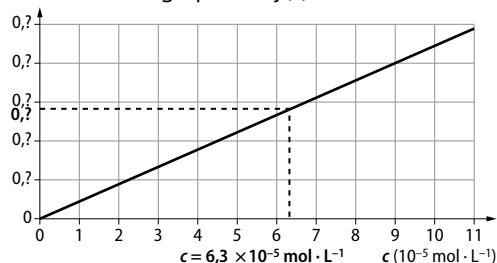
$$m(\text{Cu}) = n(\text{Cu}) \cdot M(\text{Cu}) = c \cdot V \cdot M(\text{Cu}) = 42 \times 10^{-3} \times 0,100 \times 63,5 = 0,27 \text{ g.}$$

$$4. \% \text{ massique} = \frac{0,27}{3,93} \times 100 = 6,9\%$$

40 1. a. Le rouge et une partie du bleu sont transmis, la solution est violette.

b. Pour améliorer la précision des mesures, il faut se placer à la longueur d'onde du maximum d'absorption, ici  $\lambda_{\text{max}} = 530 \text{ nm}$ .

2. a. On trace le graphe  $A = f(c)$ .



On trouve graphiquement  $c = 6,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

b. Ici, une graduation vaut  $0,2 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

3. Masse de permanganate de potassium dans le bain :

$$m = c \cdot V \cdot M(\text{KMnO}_4) = 6,30 \times 10^{-5} \times 100 \times (39,1 + 54,9 + 4 \times 16,0) = 0,995 \text{ g}$$

La valeur obtenue est proche de celle préconisée par les aquariophiles, le bain est donc conforme.

#### 41 Exemple d'exposé oral

(Utilisation de l'animation Bordas sur le principe de la spectrophotométrie.)

La lumière incidente est de la lumière blanche, elle composée de toute les radiations du visible (longueurs d'onde comprises entre 380 nm et 780 nm). Dans un premier temps le spectrophotomètre disperse (grâce à un prisme par exemple) cette lumière blanche et sélectionne une à une les radiations. Certaines de ces radiations sont absorbées par la solution étudiée, d'autres sont transmises.

L'absorbance de la solution pour une longueur d'onde donnée est mesurée par comparaison avec l'intensité transmise par le solvant utilisé (la solution de référence).

Le spectrophotomètre fournit alors un graphe appelé spectre d'absorption, il représente l'absorbance A en fonction de la longueur d'onde  $\lambda$ .

#### 42 Exemple d'exposé oral

Les solutions absorbent une partie du rayonnement électromagnétique.

Seule les radiations transmises parviennent à nos yeux. La solution aura alors la couleur correspondant aux radiations transmises.



## ■ Acquérir des compétences ■ p. 37 et 38

**43** 1. La solution a une absorbance de 0,40 ce qui correspond d'après le graphique (loi de Beer-Lambert) à  $0,60 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Il s'agit donc d'une solution à  $0,60 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$  en tout de glucose et de fructose puisque ces deux sucres réagissent de la même manière avec le DNS.

La solution a été diluée 10 fois donc les 50 mL ont une concentration  $6,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .

2. La solution diluée contient donc  $m = c \cdot V = 6,0 \times 50 \times 10^{-3} = 0,300 \text{ g}$  de sucre.

Réponse à la problématique : ces 0,300 g de sucre sont contenus dans 0,60 g de miel. On calcule la teneur pour 100 g afin de comparer à la norme.

Masse de sucre (en g)	0,300	$\frac{0,300 \times 100}{0,60} = 50$
Masse de miel (en g)	0,60	100

La teneur est supérieure à 45 g de sucre pour 100 g de miel, donc la norme est respectée.

**44** Lors d'une dilution une solution est diluée 100 fois.

La conception d'une solution 9 CH nécessite 9 dilutions successives, la teinture mère est donc diluée  $100^9$  fois.

Alors  $c_{9\text{CH}} = \frac{C_{\text{TM}}}{100^9} = 10^{-18} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

$n_{9\text{CH}} = c_{9\text{CH}} \times V = 10^{-18} \times 10 \times 10^{-3} = 10^{-20} \text{ mol}$ .

Et  $N_{9\text{CH}} = n_{9\text{CH}} \times N_{\text{A}} = 10^{-20} \times 6,02 \times 10^{23} = 6 \text{ 020}$  molécules dans 10 mL environ.

### **45** > Démarche experte

1. Les UVA de longueurs d'onde comprises entre 315 nm et 400 nm atteignent la surface terrestre. Le spectre d'absorbance du doc. 4 indique que

ces longueurs d'onde sont bien absorbées donc la crème est bien adaptée.

2. Le seuil d'efficacité est à 2,5 %. On cherche l'absorbance de cette crème sachant qu'à 3 % on a  $A = 0,52$ .

Le doc. 3 montre qu'il y a proportionnalité entre A et C

(loi de Beer-Lambert) donc  $A_{2,5} = \frac{2,5 \times 0,52}{3} = 0,43$ .

C'est au bout de 9 mois que la crème atteint le seuil d'efficacité : on ne peut pas garder un tube de crème d'une année sur l'autre.

### > Démarche avancée

1. Les UVA de longueurs d'onde comprises entre 315 nm et 400 nm sont bien absorbées par la crème.

2. a. Le seuil d'efficacité est à 2,5 %. On cherche l'absorbance de cette crème sachant qu'à 3 % on a  $A = 0,52$ . Le doc. 3 montre qu'il y a proportionnalité entre A et C (loi de Beer-Lambert) donc

$A_{2,5} = \frac{2,5 \times 0,52}{3} = 0,43$ .

b. C'est au bout de 9 mois que la crème atteint cette absorbance.

3. On ne peut donc pas garder un tube de crème d'une année sur l'autre.

**46** 1. Il faut tout d'abord introduire quelques bonbons bleus dans de l'eau et les filtrer une fois le colorant passé en solution.

Il faut ensuite réaliser sur le même graphe les spectres d'absorption des 3 échantillons de colorants et de la solution obtenue à partir des bonbons.

2. Les deux solutions qui ont la même longueur d'onde au maximum d'absorption sont de même nature. C'est ici le bleu brillant qui est présent dans les bonbons.

# Modélisation d'une transformation

## LE PROGRAMME

Constitution et transformations de la matière  
Suivi de l'évolution d'un système, siège d'une transformation  
Suivi et modélisation de l'évolution d'un système chimique

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
Transformation modélisée par une réaction d'oxydoréduction : oxydant, réducteur, couple oxydant-réducteur, demi-équation électronique.	À partir de données expérimentales, identifier le transfert d'électrons entre deux réactifs et le modéliser par des demi-équations électroniques et par une réaction d'oxydoréduction. Établir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant-réducteur étant donnés. Mettre en œuvre des transformations modélisées par des réactions d'oxydoréduction.
Évolution des quantités de matière lors d'une transformation. État initial, notion d'avancement (mol), tableau d'avancement, état final.	Décrire qualitativement l'évolution des quantités de matière des espèces chimiques lors d'une transformation. Établir le tableau d'avancement d'une transformation chimique à partir de l'équation de la réaction et des quantités de matière initiales des espèces chimiques.
Avancement final, avancement maximal. Transformations totale et non totale. Mélanges stœchiométriques.	Déterminer la composition du système dans l'état final en fonction de sa composition initiale pour une transformation considérée comme totale. Déterminer l'avancement final d'une réaction à partir de la description de l'état final et comparer à l'avancement maximal. Déterminer la composition de l'état final d'un système et l'avancement final d'une réaction. Capacité numérique : Déterminer la composition de l'état final d'un système siège d'une transformation chimique totale à l'aide d'un langage de programmation. Capacité mathématique : Utiliser une équation linéaire du premier degré.

## POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

■ p. 40

### SITUATION 1

Il s'agit ici de vérifier si l'élève a bien assimilé la notion de quantité de matière abordée en seconde et revu dans le chapitre précédent, et son intérêt en chimie.

#### ► Exemple de réponse attendue

On connaît la masse d'une molécule de saccharose :  $5,7 \times 10^{-22}$  g. La boîte de sucre contient 1 000 g de saccharose donc le nombre de molécules de saccharose contenu dans une boîte de 1 kg :

$$N = \frac{1000}{5,7 \times 10^{-22}} = 1,8 \times 10^{24} \text{ molécules de saccharose.}$$

Ce qui correspond à une quantité de matière :

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{1,8 \times 10^{24}}{6,02 \times 10^{23}} = 3,0 \text{ mol.}$$

#### ► En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

La notion de quantité de matière, déjà abordée en classe de seconde pour compter les entités chimiques contenues dans un échantillon, est revue en 1<sup>re</sup> spécialité où l'on montre que l'on

peut la déterminer par la mesure d'une masse, d'un volume ou de la concentration en quantité de matière d'une espèce chimique. Ainsi, pour définir l'état initial et final d'un système, il faudra suivre l'évolution de la quantité de matière des différents réactifs et produits lors d'une transformation. Cette notion sera abordée dans les **activités 2,3 et 4**.

### SITUATION 2

Il s'agit ici de vérifier que l'élève arrive à transcrire une phrase sous la forme d'une équation bilan ajustée en différenciant les réactifs et les produits.

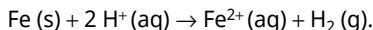
#### ► Exemple de réponse attendue

Les réactifs de cette transformation sont : le fer Fe(s) et l'acide chlorhydrique ( $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ ).

Les produits de cette transformation sont : les ions fer  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  et le dihydrogène  $\text{H}_2(\text{g})$ .

Les produits ne contiennent pas d'atomes de chlore donc les ions chlorure  $\text{Cl}^-(\text{aq})$  sont des ions spectateurs qui n'interviennent pas dans la réaction. Ils n'apparaîtront pas dans l'équation bilan.

On obtient donc :



#### ► En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

La notion d'équation d'une réaction chimique, déjà vue en cycle 4 et en seconde, est appliquée aux transformations d'oxydoréduction. Cette notion sera abordée dans l'**activité 1** et l'**activité 2**.

### SITUATION 3

Il s'agit ici de vérifier que l'élève a compris qu'une transformation chimique s'arrêtait quand il manquait au moins un réactif. Ce réactif étant appelé le réactif limitant.

#### ► Exemple de réponse attendue

Le réactif limitant est le butane car le dioxygène est présent à volonté dans l'air atmosphérique.

#### ► En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Le suivi d'une transformation chimique est abordé en 1<sup>re</sup> spécialité par l'utilisation d'un tableau d'avancement permettant de connaître la quantité de matière de chaque espèce et le réactif limitant. L'**activité 2** permettra de suivre l'évolution d'une transformation d'oxydoréduction est de voir si cette transformation est totale ou non.

## ACTIVITÉS

p. 42 ■ **ACTIVITÉ 1**

### Réaction d'oxydoréduction

#### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Cette activité de découverte permet aux élèves de comprendre que lors d'une réaction d'oxydoréduction, on a un échange d'électrons entre deux espèces qui peuvent être associées en couple appelé couple oxydant/réducteur auquel on peut associer une demi-équation électronique. La difficulté pour les élèves est de combiner les deux demi-équations électroniques pour avoir le même nombre d'électron de part et d'autre afin d'obtenir l'équation-bilan modélisant la transformation chimique.

#### ► Exploitation et analyse

**1. a. Expérience 1 :** la solution est incolore au début puis devient bleue après quelques minutes. Le fil de cuivre se recouvre d'un métal gris brillant.

**Expérience 2 :** la solution initialement bleue devient très légèrement verte après quelques minutes. Le clou en fer se recouvre d'un dépôt métallique orangé.

**b. Expérience 1 :** le test avec l'hydroxyde de sodium donne un précipité bleu mettant en évidence la présence d'ions cuivre  $\text{Cu}^{2+}$ .

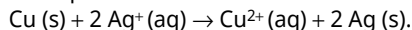
**Expérience 2 :** le test avec l'hydroxyde de sodium donne un précipité vert mettant en évidence la présence d'ions fer  $\text{Fe}^{2+}$ .

**2. a.** Le cuivre Cu (s) est le réducteur car il cède des électrons et l'ion argent  $\text{Ag}^+(\text{aq})$  est l'oxydant, car il gagne un électron. On a les couples :  $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$  et  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ .

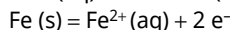
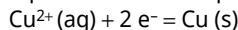
**b.** Pour modéliser la transformation du cuivre, on peut écrire :  $\text{Cu}(\text{s}) = \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$ .

Pour l'ion argent, on a :  $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- = \text{Ag}(\text{s})$

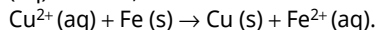
**c.** L'équation bilan est :



**3.** Dans l'expérience 2, on a les couples  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$  et  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s})$  qui suivent les deux demi-équations électroniques d'oxydoréduction :



En additionnant les deux demi-équations montrant un échange d'électrons entre les ions cuivre  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  et le fer, on a :



**4.** Dans l'expérience 1, on a :  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{Cu}(\text{s})$ . Dans l'expérience 2, la demi-équation électronique concernant le couple  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$  est l'inverse de celle de l'expérience 1 d'où le nom de demi-équation électronique renversable.

## › Synthèse

5. C'est une réaction au cours de laquelle il y a un échange d'électrons entre deux espèces chimiques.

p. 43 ■ **ACTIVITÉ 2**

## Réaction d'oxydoréduction

### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Cette activité permet aux élèves de faire la différence entre une transformation totale ou non totale en comparant l'étude théorique à l'aide d'un tableau

Équation de la réaction		2 H <sup>+</sup> (aq) + Mg (s) → H <sub>2</sub> (g) + Mg <sup>2+</sup> (aq)			
État du système	Avancement x (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
initial	x = 0	2,5 × 10 <sup>-2</sup>	8,2 × 10 <sup>-3</sup>	0	0
en cours	x	2,5 × 10 <sup>-2</sup> - 2x	8,2 × 10 <sup>-3</sup> - x	x	x
final	x = x <sub>max</sub>	2,5 × 10 <sup>-2</sup> - 2x <sub>max</sub>	8,2 × 10 <sup>-3</sup> - x <sub>max</sub>	x <sub>max</sub>	x <sub>max</sub>

4. La réaction s'arrête s'il manque un réactif. Deux hypothèses :

- si les ions H<sup>+</sup> (aq) sont limitants, 2,5 × 10<sup>-2</sup> - 2x<sub>max</sub> = 0 donc : x<sub>max</sub> = 1,25 × 10<sup>-2</sup> mol ;

- si le magnésium est limitant, 8,2 × 10<sup>-3</sup> - x<sub>max</sub> = 0 donc : x<sub>max</sub> = 8,2 × 10<sup>-3</sup> mol.

x<sub>max</sub> correspond à la plus petite valeur trouvée, soit x<sub>max</sub> = 8,2 × 10<sup>-3</sup> mol.

Elle est associée au magnésium, qui est donc le réactif limitant.

### › Mesure et conclusion

5. À l'aide du volume de dihydrogène formé, on peut calculer la quantité de matière de dihydrogène expérimentalement formé :

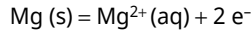
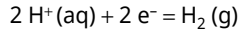
$$n(\text{H}_2)_{\text{exp}} = \frac{V}{V_m} = \frac{0,198}{24} = 8,2 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Le résultat expérimental correspond à la valeur théorique. La transformation étudiée est totale.

d'avancement et l'étude expérimentale en suivant une transformation chimique en travaux pratiques.

## › Analyses

1. Demi-équations électroniques d'oxydoréduction :



Équation bilan : 2 H<sup>+</sup> (aq) + Mg (s) → H<sub>2</sub> (g) + Mg<sup>2+</sup> (aq).

2. n(H<sup>+</sup> (aq)) = c × V = 0,50 × 0,050 = 2,5 × 10<sup>-2</sup> mol ;

$$n(\text{Mg}) = \frac{m}{M} = \frac{0,20}{24,3} = 8,2 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

3. On utilise le tableau suivant :

p. 44 ■ **ACTIVITÉ 3**

## État final d'un système chimique

### Commentaires pédagogiques

Cette démarche d'investigation permet à l'élève de bien s'approprier le suivi d'une réaction à l'aide d'un tableau d'avancement. Cette activité permet également d'initier les élèves au langage Python à l'aide d'un programme fourni.

### › Pistes de résolution

1. Le document 2 permet de calculer la quantité d'ion dichromate ayant réagi :

$$n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq})) = \frac{1}{4} \times 8,5 \times 10^{-6} = 2,1 \times 10^{-6} \text{ mol.}$$

La quantité d'ion dichromate restant à la fin de la transformation est :

$$8,5 \times 10^{-6} - 2,1 \times 10^{-6} = 6,4 \times 10^{-6} \text{ mol.}$$

Il est nécessaire de calculer la quantité d'éthanol contenu dans l'air expiré. On utilise un tableau d'avancement.

Équation de la réaction		2 Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> (aq) + 3 C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O (ℓ) + 16 H <sup>+</sup> (aq) → 4 Cr <sup>3+</sup> (aq) + 3 C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O <sub>2</sub> (ℓ) + 11 H <sub>2</sub> O (ℓ)					
État du système	Avancement x (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
initial	x = 0	n <sub>i</sub> (Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> (aq)) = 8,5 × 10 <sup>-6</sup>	n <sub>i</sub> (C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O (ℓ))	excès	0	0	excès
en cours	x	n <sub>i</sub> (Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> (aq)) - 2x	n <sub>i</sub> (C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O (ℓ)) - 3x		4x	3x	
final	x = x <sub>f</sub>	n <sub>f</sub> (Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> (aq)) - 2x <sub>f</sub> = 6,4 × 10 <sup>-6</sup>	n <sub>f</sub> (C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O (ℓ)) - 3x <sub>f</sub>		4x <sub>f</sub>	3x <sub>f</sub>	

On détermine la valeur de l'avancement final en utilisant la colonne des ions dichromate :

$$n_i(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})) - 2 x_f = 6,4 \times 10^{-6} \text{ mol, donc :}$$

$$x_f = (8,5 \times 10^{-6} - 6,4 \times 10^{-6})/2 = 1,05 \times 10^{-6} \text{ mol.}$$

2. L'éthanol étant entièrement consommé, la quantité de matière d'éthanol se trouvant dans l'air expiré est :

$$n_i(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\ell)) - 3 x_f = 0 \text{ donc :}$$

$$n_i(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\ell)) = 3 x_f = 3,15 \times 10^{-6} \text{ mol.}$$

### Conclusion

3. Il faut calculer la masse molaire de l'éthanol puis la masse d'éthanol dans l'air expiré :

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 16 = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Masse éthanol expiré :

$$m(\text{éthanol expiré}) = 3,15 \times 10^{-6} \times 46 = 1,45 \times 10^{-4} \text{ g.}$$

Masse d'éthanol dans 1 L de sang :  $m(\text{éthanol dans 1 L de sang}) = m(\text{éthanol expiré}) \times 2\,000 = 0,29 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .

La personne est en dessous de la limite légale de 0,5 g d'alcool par litre de sang et pourra donc conduire.

4. On retrouve les mêmes résultats.

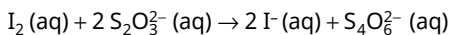
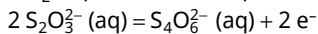
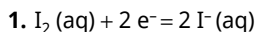
p. 45 ■ **ACTIVITÉ 4**

## Titrage colorimétrique

### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Cette activité permet aux élèves de réaliser un titrage colorimétrique en suivant une transformation chimique d'oxydoréduction. La difficulté pour les élèves sera de faire preuve de précision pour

prélever un volume de solution, pour remplir une burette et pour déterminer l'équivalence avec un changement de couleur à la goutte près.



2. Avant l'équivalence, la solution est brune car elle contient du diiode puis à l'équivalence, elle devient incolore car il ne reste que des solutions incolores en solution, le diiode étant entièrement consommé.

3. On trouve :  $V_{\text{eq}} = 8,2 \text{ mL}$ .

Tableau d'avancement :

$$x_{\text{eq}} = c_1 \times V_1 = \frac{c \times V_{\text{eq}}}{2} \text{ donc : } c_1 = \frac{c \times V_{\text{eq}}}{2 \times V_1}$$

On trouve :  $V_{\text{eq}} = 8,4 \text{ mL}$

$$\text{donc : } c_1 = \frac{0,10 \times 8,2 \times 10^{-3}}{2 \times 10 \times 10^{-3}} = 4,2 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

L'incertitude-type sur la mesure du volume est de 0,1 mL donc :  $8,3 \text{ mL} \leq V_{\text{eq}} \leq 8,5 \text{ mL}$ .

$$\text{Donc : } 0,0415 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \leq c_1 \leq 0,0425 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

4. Quantité de diiode dans 100 mL :

$$n(\text{I}_2(\text{aq})) = 0,042 \times 0,100 = 4,2 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Une molécule de 19 motifs de polyidone contient

$$\text{une molécule de diiode, donc : } n_p = n(\text{I}_2(\text{aq})) = \frac{m_p}{M_p}$$

$$m_p = n(\text{I}_2(\text{aq})) \times M_p = 4,2 \times 10^{-3} \times 2\,363 = 9,9 \text{ g,}$$

$$\text{donc : } 9,8 \text{ g} \leq m_p \leq 10,1 \text{ g.}$$

La masse de polyidone indiquée sur l'étiquette correspond bien à notre résultat expérimental.

Équation de la réaction		$\text{I}_2(\text{aq}) + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{I}^-(\text{aq}) + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})$			
État du système	Avancement x (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
initial	$x = 0$	$n_i(\text{I}_2(\text{aq})) = c_1 \times V_1$	$n_i(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})) = c \times V$	0	0
si $V < V_{\text{eq}}$ (mélange brun)	$x$	$c_1 \times V_1 - x$	$c \times V - 2x = 0$	$2x$	$x$
à l'équivalence $V = V_{\text{eq}}$ (mélange incolore)	$x = x_{\text{eq}}$	$c_1 \times V_1 - x_{\text{eq}} = 0$	$c \times V_{\text{eq}} - 2x_{\text{eq}} = 0$	$2x_{\text{eq}}$	$x_{\text{eq}}$

## EXERCICES

### Vérifier l'essentiel

■ p. 50

- 1 B.      2 A.      3 C.  
4 B et C.      5 B.      6 B.  
7 C.      8 B.

## Acquérir les notions

### Réactions d'oxydoréduction

- 9 a.  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{Zn}(\text{s})$ .  
b.  $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- = \text{Al}(\text{s})$ .  
c.  $\text{I}_2(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = 2 \text{I}^-(\text{aq})$ .  
d.  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$ .

- 10** 1. a.  $\text{Br}_2(\text{aq})$  oxydant et  $\text{Br}^-(\text{aq})$  réducteur.  
 b.  $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$  oxydant et  $\text{Sn}(\text{s})$  réducteur.  
 c.  $\text{MnO}_2(\text{s})$  oxydant et  $\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$  réducteur.

2. a.  $\text{Br}_2(\text{aq})/\text{Br}^-(\text{aq})$ .  
 b.  $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})/\text{Sn}(\text{s})$ .  
 c.  $\text{MnO}_2(\text{s})/\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ .

**11** a.  $\text{Ag}^+(\text{aq})$  et  $\text{H}^+(\text{aq})$  sont les oxydants ;  $\text{H}_2(\text{g})$  et  $\text{Ag}(\text{s})$  sont les réducteurs des couples oxydant/réducteur :

$\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$  et  $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$ .

b.  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq})$  et  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  sont les oxydants ;  $\text{Cu}(\text{s})$  et  $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$  sont les réducteurs des couples oxydant/réducteur :  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq})/\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$  et  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ .

c.  $\text{Au}^{3+}(\text{aq})$  et  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$  sont les oxydants ;  $\text{Au}(\text{s})$  et  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  sont les réducteurs des couples oxydant/réducteur :

$\text{Au}^{3+}(\text{aq})/\text{Au}(\text{s})$  et  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ .

**12** 1.  $2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Pb}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Ag}(\text{s}) + \text{Pb}^{2+}(\text{aq})$

2. C'est une réaction d'oxydoréduction car il y a échange d'électrons entre deux espèces chimiques.

3. Couples :  $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$  et  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})/\text{Pb}(\text{s})$ .

4.  $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- = \text{Ag}(\text{s})$  et  $\text{Pb}(\text{s}) = \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$ .

**13** 1. Couples :  $\text{Au}^{3+}(\text{aq})/\text{Au}(\text{s})$  et  $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})/\text{Mg}(\text{s})$ .

2.  $\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- = \text{Au}(\text{s})$  et  $\text{Mg}(\text{s}) = \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$ .

3.  $2\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{Mg}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Au}(\text{s}) + 3\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$ .

4. Les ions or sont réduits et le magnésium est oxydé.

**14** 1. L'ion fer (II)  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  est le réducteur d'un couple, donc il ne peut réagir qu'avec l'oxydant d'un autre couple, le diiode  $\text{I}_2(\text{aq})$ .

2. Le diiode est l'oxydant du couple, donc il ne peut réagir qu'avec le réducteur d'un autre couple, le métal aluminium.

**15** 1. a.  $\text{PbO}_{2(\text{s})} + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- = \text{PbO}_{(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}(\ell)$ .

$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 3\text{e}^- = \text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$ .

$\text{ClO}^-(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- = \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$ .

2. a.  $\text{PbO}_{2(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}(\ell) + 2\text{e}^- = \text{PbO}_{(\text{s})} + 2\text{HO}^-(\text{aq})$

b.  $\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell) + 3\text{e}^- = \text{NO}(\text{g}) + 4\text{HO}^-(\text{aq})$ .

c.  $\text{ClO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + 2\text{e}^- = \text{Cl}^-(\text{aq}) + 2\text{HO}^-(\text{aq})$ .

**16** 1. a.  $\text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-(\text{aq})$

et  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6(\text{aq}) = \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^-$ .

b.  $\text{I}_2(\text{aq}) + \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6(\text{aq}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{I}^-(\text{aq})$ .

2. a.  $2\text{I}^-(\text{aq}) = \text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

et  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$ .

b.  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$ .

### Étude de l'évolution d'un système chimique

**17** 1.  $n(\text{F}_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{6}{24} = 0,25 \text{ mol}$

et  $n(\text{Fe}) = \frac{m}{M} = \frac{22,3}{55,8} = 0,40 \text{ mol}$ .

2. Le tableau est :

Équation de la réaction		$\text{F}_2(\text{g})$	+	$\text{Fe}(\text{s})$	$\rightarrow$	$2\text{F}^-(\text{aq})$	+	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)						
initial	$x = 0$	$n(\text{F}_2) = 0,25 \text{ mol}$		$n(\text{Fe}) = 0,40 \text{ mol}$		0		0
en cours de transformation	$x$	$0,25 - x$		$0,40 - x$		$2x$		$x$
final	$x = x_f$	$0,25 - x_f$		$0,40 - x_f$		$2x_f$		$x_f$

3. Si  $\text{F}_2$  limitant :  $x_f = 0,25 \text{ mol}$ .

Si fer limitant :  $x_f = 0,40 \text{ mol}$ .

Le réactif limitant est le difluor et  $x_f = 0,25 \text{ mol}$ , car c'est la valeur la plus faible pour l'avancement final.

4. État final :

État final (en mol)	$x_f = 0,25$	0	0,15	0,50	0,25
---------------------	--------------	---	------	------	------

**18** 1.  $n(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{\mu \times V}{M} = \frac{15 \times 20 \times 10^{-3}}{(2 \times 16 + 2 \times 1,0)} = 8,8 \times 10^{-3}$

$\text{mol}$  ;  $n(\text{I}^-) = c \times V = 1,0 \times 0,020 = 0,020 \text{ mol}$ .

2. Le tableau est :

Équation de la réaction		$2 \text{I}^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2 (\text{aq}) + 2 \text{HO}^- (\text{aq})$			
État du système	Avancement $x$ (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
initial	$x = 0$	$n(\text{I}^-) = 0,020$	$n(\text{H}_2\text{O}_2) = 8,8 \times 10^{-3}$	0	0
en cours de transformation	$x$	$0,020 - 2x$	$8,8 \times 10^{-3} - x$	$x$	$2x$
final	$x = x_f$	$0,020 - 2x_f$	$8,8 \times 10^{-3} - x_f$	$x_f$	$2x_f$

3. Si  $\text{I}^- (\text{aq})$  limitant :  $0,020 - 2x_f = 0$  donc  $x_f = 0,010$  mol.

Si  $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$  limitant :  $8,8 \times 10^{-3} - x_f = 0$  donc  $x_f = 8,8 \times 10^{-3}$  mol.

Le réactif limitant est l'eau oxygénée  $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$  et  $x_f = 8,8 \times 10^{-3}$  mol, car c'est la valeur la plus faible pour l'avancement final.

4. État final :

État final (en mol)	$x_f = 8,8 \times 10^{-3}$	$2,4 \times 10^{-3}$	0	$8,8 \times 10^{-3}$	$1,8 \times 10^{-2}$
---------------------	----------------------------	----------------------	---	----------------------	----------------------

19 1.  $n(\text{Ag}^+ (\text{aq})) = c \times V = 0,10 \times 0,040 = 4,0 \times 10^{-3}$  mol.

$n(\text{Fe}^{2+} (\text{aq})) = c' \times V = 0,20 \times 0,020 = 4,0 \times 10^{-3}$  mol.  
Le mélange est bien en proportion stœchiométrique.

2. Couleur rouge dans le tube à essai 1 donc présence d'ion fer (III)  $\text{Fe}^{3+} (\text{aq})$ , coloration bleue dans le tube 2, donc présence d'ion fer (II)  $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$ ,

précipité blanc dans tube 3, donc présence d'ion argent  $\text{Ag}^+ (\text{aq})$ .

3. Le chauffage permet d'augmenter la vitesse de la réaction.

4. La transformation est non-totale car à la fin de la réaction, il reste des deux réactifs.

20 1. Le tableau d'avancement est :

Équation de la réaction		$\text{Mg} (\text{s}) + \text{Zn}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}^{2+} (\text{aq}) + \text{Zn} (\text{s})$			
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
initial	$x = 0$	$n(\text{Mg})$	$n(\text{Zn}^{2+})$	0	0
en cours de transformation	$x$	$n(\text{Mg}) - x$	$n(\text{Zn}^{2+}) - x$	$x$	$x$
final	$x = x_f$	$n(\text{Mg}) - x_f$	$n(\text{Zn}^{2+}) - x_f$	$x_f$	$x_f$

2. Si le mélange des réactifs est en proportion stœchiométrique, alors  $n(\text{Mg}) - x_f = 0$  et  $n(\text{Zn}^{2+}) - x_f = 0$ .

Donc :  $x_f = n(\text{Mg}) = n(\text{Zn}^{2+})$ .

$n(\text{Mg}) = n(\text{Zn}^{2+})$ .

Donc :  $\frac{m_{\text{Mg}}}{M_{\text{Mg}}} = c \times V$ .

Donc :  $V = \frac{m_{\text{Mg}}}{M_{\text{Mg}} \times c} = \frac{7,3}{24,3 \times 0,050} = 6,0$  L.

Donc :  $c' \times V_{\text{éq}} = c \times V$ .

Donc :  $c = \frac{c' \times V_{\text{éq}}}{V} = \frac{2,0 \times 10^{-3} \times 14,2 \times 10^{-3}}{10 \times 10^{-3}} = 2,8 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

3.  $n(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 (\text{aq})) = \frac{m_{\text{vitamine C}}}{M_{\text{vitamine C}}} = c \times V$ .

Donc  $m_{\text{vitamine C}} = c \times V \times M_{\text{vitamine C}} = 2,8 \times 10^{-3} \times 10 \times 10^{-3} \times (6 \times 12 + 8 \times 1 + 16 \times 6) = 0,0050 \text{ g} = 5,0 \text{ mg}$ .

On retrouve la valeur indiquée sur l'ampoule.

### › Titrage et équivalence

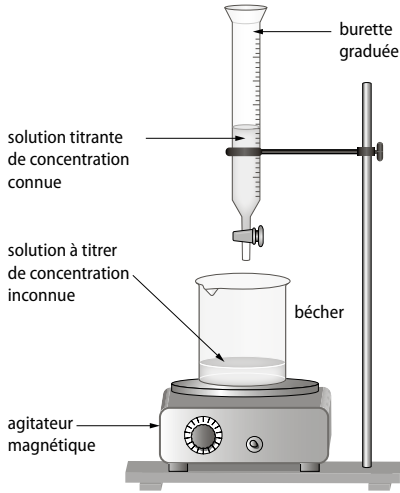
21 1. À l'équivalence, la solution passe de l'incolore au bleu-violet (empois d'amidon + diiode).

2. D'après l'équation bilan, à l'équivalence :

$n(\text{I}_2 (\text{aq})) = n(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 (\text{aq}))$ .

22 1. On utilise une pipette jaugée de 20 mL pour avoir un volume précis.

2. a. et b. On a :



3. La solution deviendra jaune-orangé car il restera du diiode en solution après l'équivalence.

4. Le tableau d'avancement est :

Équation de la réaction		$I_2(aq) + H_2CO_2(aq) \rightarrow 2 I^-(aq) + CO_2(g) + 2 H^+(aq)$				
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)				
initial	$x = 0$	$n_i(I_2) = c_2 \times V_2$	$n_i(H_2CO_2) = c_1 \times V_1$	0	0	0
si $V' < V_{\text{éq}}$	$x$	$c_2 \times V_2 - x = 0$	$c_1 \times V_1 - x$	$2x$	$x$	$2x$
à l'équivalence : $V' = V_{\text{éq}}$	$x = x_{\text{éq}}$	$c_2 \times V_{\text{éq}} - x_{\text{éq}} = 0$	$c_1 \times V_1 - x_{\text{éq}} = 0$	$2x_{\text{éq}}$	$x_{\text{éq}}$	$2x_{\text{éq}}$

5. À l'équivalence :  $x_{\text{éq}} = c_1 \times V_1 = c_2 \times V_{\text{éq}}$

6. Donc :

$$c_1 = \frac{c_2 \times V_{\text{éq}}}{V_1} = \frac{0,080 \times 0,0158}{0,020} = 0,063 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

**23** 1. L'équivalence est l'état final du système pour lequel il y a changement de réactif limitant.

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits en proportions stœchiométriques.

2. Par un changement de couleur, la solution initialement violette devient incolore. (s)

3. On a le tableau d'avancement :

Équation de la réaction		$2 MnO_4^- (aq) + 5 H_2C_2O_4 (aq) + 6 H^+ (aq) \rightarrow 2 Mn^{2+} (aq) + 10 CO_2 (g) + 8 H_2O (l)$					
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
initial	$x = 0$	$n_i(MnO_4^-) = c \times V$	$n_i(H_2C_2O_4) = c' \times V'$	excès	0	0	excès
si $V' < V_{\text{éq}}$	$x$	$n_i(MnO_4^-) - 2x$	$c' \times V' - 5x = 0$		$2x$	$10x$	
à l'équivalence : $V' = V_{\text{éq}}$	$x = x_{\text{éq}}$	$n_i(MnO_4^-) - 2x_{\text{éq}} = 0$	$c' \times V_{\text{éq}} - 5x_{\text{éq}} = 0$		$2x_{\text{éq}}$	$10x_{\text{éq}}$	

À l'équivalence :  $x_{\text{éq}} = n_i(MnO_4^- (aq))/2 = (c \times V_{\text{éq}})/5$

4.  $n_i(MnO_4^- (aq)) = (2 \times c' \times V_{\text{éq}})/5$

$$= \frac{2 \times 0,050 \times 0,0198}{5} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

5.  $c = n_i(MnO_4^- (aq))/V = \frac{4,0 \times 10^{-4}}{10,0 \times 10^{-3}} = 0,040 \text{ mol} \cdot L^{-1}$



24 1. On a le tableau d'avancement :

Équation de la réaction		$6 \text{ Br}^- (\text{aq}) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}) + 14 \text{ H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 3 \text{ Br}_2 (\text{aq}) + 2 \text{ Cr}^{3+} (\text{aq}) + 7 \text{ H}_2\text{O} (\ell)$					
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
initial	$x = 0$	$n_i(\text{Br}^-) = c_1 \times V_1$	$n_i(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = c_2 \times V_2$	excès	0	0	excès
si $V_2 < V_{\text{éq}}$	$x$	$c_1 \times V_1 - 6x$	$c_2 \times V_2 - x = 0$		$3x$	$2x$	
à l'équivalence : $V_2 = V_{\text{éq}}$	$x = x_{\text{éq}}$	$c_1 \times V_1 - 6x_{\text{éq}} = 0$	$c_2 \times V_{\text{éq}} - x_{\text{éq}} = 0$		$3x_{\text{éq}}$	$2x_{\text{éq}}$	

2. À l'équivalence :  $x_{\text{éq}} = \frac{c_1 \times V_1}{6} = c_2 \times V_{\text{éq}}$   
 donc :  $c_1 = \frac{(6 \times c_2 \times V_{\text{éq}})}{V_1} = \frac{6 \times 0,010 \times 0,0096}{0,010} = 5,8 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

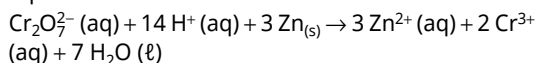
### Exercices résolus

### Exercices similaires

! p. 54 et 55

26 1. On a :  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}) + 14 \text{ H}^+ (\text{aq}) + 6 \text{ e}^- = 2 \text{ Cr}^{3+} (\text{aq}) + 7 \text{ H}_2\text{O} (\ell)$  et  $\text{Zn} (\text{s}) = \text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{ e}^-$ .

Équation de la transformation :



2. Quantité de matière initiale des ions dichromate :  $n_i(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq})) = c_1 \times V_1 = 2,0 \times 10^{-3} \times 0,050 = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$  et de zinc :  $n_i(\text{Zn} (\text{s})) = m/M = 20 \times 10^{-3}/65,4 = 3,1 \times 10^{-4} \text{ mol}$ .

Le tableau d'avancement est le suivant :

Équation de la réaction		$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}) + 3 \text{ Zn} (\text{s}) + 14 \text{ H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{ Cr}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{ Zn}^{2+} (\text{aq}) + 4 \text{ H}_2\text{O} (\ell)$					
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
Initial	$x = 0$	$n_i(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = 1,0 \times 10^{-4}$	$n_i(\text{Zn}) = 3,1 \times 10^{-4}$	excès	0	0	excès
En cours de transformation	$x$	$1,0 \times 10^{-4} - x$	$3,1 \times 10^{-4} - 3x$		$2x$	$3x$	
Final	$x = x_f$	$1,0 \times 10^{-4} - x_f$	$3,1 \times 10^{-4} - 3x_f$		$2x_f$	$3x_f$	

Si les ions dichromate  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq})$  sont limitants :  $1,0 \times 10^{-4} - x_f = 0$  donc :  $x_f = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ .

Si le zinc  $\text{Zn} (\text{s})$  est limitant :

$$3,1 \times 10^{-4} - 3x_f = 0 \text{ donc : } x_f = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

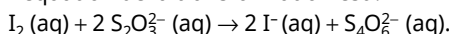
On a un mélange en proportion stœchiométrique avec  $x_f = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ .

La composition de l'état final est :

État final	$x_f = 1,0 \times 10^{-4}$	0	0	Excès	$2,0 \times 10^{-4}$	$3,0 \times 10^{-4}$	Excès
------------	----------------------------	---	---	-------	----------------------	----------------------	-------

28 On a :  $\text{I}_2 (\text{aq}) + 2 \text{ e}^- = 2 \text{ I}^- (\text{aq})$  et  $2 \text{ S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq}) = \text{S}_4\text{O}_6^{2-} (\text{aq}) + 2 \text{ e}^-$ .

L'équation de la transformation est :



La solution de diiode de concentration  $c_1 = 8,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  est diluée vingt fois avant le dosage,

$$\text{donc } c'_1 = \frac{c_1}{20} = \frac{8,0 \times 10^{-2}}{20} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Le tableau d'avancement est le suivant :

Équation de la réaction		$I_2(aq) + 2 S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2 I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$			
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
initial	$x = 0$ mol	$n_i(I_2) = c_1' \times V_1$	$n_i(S_2O_3^{2-}) = c \times V$	0	0
si $V_1 < V_{\text{éq}}$ (solution incolore)	$x$	$c_1' \times V_1 - x = 0$	$c \times V - 2x$	$2x$	$x$
à l'équivalence : $V_1 = V_{\text{éq}}$ (solution jaune orangé)	$x = x_{\text{éq}}$	$c_1' \times V_{\text{éq}} - x_{\text{éq}} = 0$	$c \times V - 2x_{\text{éq}} = 0$	$2x_{\text{éq}}$	$x_{\text{éq}}$

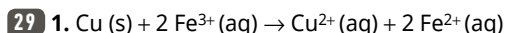
À l'équivalence :  $x_{\text{éq}} = \frac{c \times V}{2} = c_1' \times V_{\text{éq}}$ .

$$\text{Donc : } c = \frac{2 \times c_1' \times V_{\text{éq}}}{V} = \frac{2 \times 4,0 \times 10^{-3} \times 8 \times 10^{-3}}{10 \times 10^{-3}}$$

$$= 6,4 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Le résultat ne correspond pas à la valeur notée sur l'étiquette.

### ■ Croiser les notions ■ p. 56



2. a. D'après l'équation modélisant la transformation :

$$n(\text{Cu}(s)) = \frac{1}{2} \times n(\text{Fe}^{3+}(aq)).$$

$$\text{Donc : } m(\text{Cu}(s)) = 0,5 \times c \times V \times M(\text{Cu}) = 0,5 \times 3,0 \times 0,250 \times 63,5 = 23,8 \text{ g}.$$

b. Volume de la plaque :  $V = S \times e = \frac{m}{\rho}$  donc  $S =$

$$\frac{m}{\rho \times e} = \frac{23,8}{8,9 \times 30 \times 10^{-4}} = 8,9 \times 10^2 \text{ cm}^2.$$

### 30 > Démarche avancée

On doit d'abord écrire l'équation bilan de la réaction :  $4 \text{Al}(s) + 3 \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3(s)$ .

On connaît la quantité de matière d'oxyde d'aluminium formé à l'état final. En s'aidant un tableau d'avancement, dans lequel le dioxygène apparaît en excès, on pourra déterminer l'avancement final de la transformation puis en déduire la quantité de matière d'aluminium consommé en sachant qu'il est le réactif limitant.

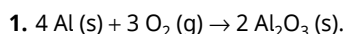
Équation de la réaction		$4 \text{Al}(s) + 3 \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3(s)$		
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)		
initial	$x = 0$	$n(\text{Al}(s))$	excès	0
en cours de transformation	$x$	$n(\text{Al}(s)) - 4x$	excès	$2x$
final	$x = x_f$	$n(\text{Al}(s)) - 4x_f = 0$	excès	$2x_f$

D'après le tableau :  $n(\text{Al}_2\text{O}_3(s)) = 0,40 \text{ mol} = 2x_f$   
donc :  $x_f = 0,20 \text{ mol}$ .

L'aluminium étant entièrement consommé :  $n(\text{Al}(s)) - 4x_f = 0$  donc  $n(\text{Al}(s)) = 4x_f = 4 \times 0,20 = 0,80 \text{ mol}$ .

On peut obtenir la masse d'aluminium consommé :  
 $m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \times M(\text{Al}) = 0,80 \times 27 = 21,6 \text{ g}$ .

### > Démarche élémentaire



2. Tableau d'avancement :

Équation de la réaction		$4 \text{Al}(s) + 3 \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3(s)$		
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)		
initial	$x = 0$	$n(\text{Al}(s))$	excès	0
en cours de transformation	$x$	$n(\text{Al}(s)) - 4x$	excès	$2x$
final	$x = x_f$	$n(\text{Al}(s)) - 4x_f = 0$	excès	$2x_f$

3. D'après le tableau :  $n(\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})) = 0,40 \text{ mol} = 2 x_f$ .  
Donc :  $x_f = 0,20 \text{ mol}$ .

4. L'aluminium étant entièrement consommé :  
 $n(\text{Al}(\text{s})) - 4x_f = 0$ .  
Donc  $n(\text{Al}(\text{s})) = 4 x_f = 4 \times 0,20 = 0,80 \text{ mol}$ .

5. Masse d'aluminium consommé :  
 $m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \times M(\text{Al}) = 0,80 \times 27 = 21,6 \text{ g}$ .

31 1.  $\text{Sn}(\text{s}) = \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$  et  $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{H}_2(\text{g})$  donc :  $\text{Sn}(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$ .

2. On obtient le tableau d'avancement suivant :

Équation de la réaction		$\text{Sn}(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$			
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
initial	$x = 0$	$n(\text{Sn}(\text{s}))$	excès	0	0
en cours de transformation	$x$	$n(\text{Sn}(\text{s})) - x$	excès	$x$	$x$
final	$x = x_f$	$n(\text{Sn}(\text{s})) - x_f = 0$	excès	$x_f$	$x_f$

À l'état final,  $n(\text{H}_2(\text{g})) = x_f = \frac{V}{V_m} = \frac{0,243}{24} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ .

Comme il n'y a plus d'étain :  $n(\text{Sn}(\text{s})) - x_f = 0$  donc  $n(\text{Sn}(\text{s})) = x_f = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ .

3. La masse d'étain dans l'échantillon de 5,0 g de la statue est :

$m(\text{Sn}(\text{s})) = n(\text{Sn}(\text{s})) \times M(\text{Sn}) = 1,0 \times 10^{-2} \times 118,7 = 1,2 \text{ g}$ .

Le pourcentage massique en étain de la statue est :  
 $\frac{1,2 \times 100}{5,0} = 24 \%$  donc 76 % de cuivre.

32 1.  $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{H}_2(\text{g})$ .

$\text{Al}(\text{s}) = \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^-$ .

$\text{Fe}(\text{s}) = \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$ .

Les équations des transformations sont :

$2 \text{Al}(\text{s}) + 6 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$  et  $\text{Fe}(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$ .

2.  $n(\text{Al}) = m(\text{Al})/M(\text{Al}) = 8,1/27 = 0,30 \text{ mol}$ .

$n(\text{Fe}) = m(\text{Fe})/M(\text{Fe}) = 14/55,8 = 0,25 \text{ mol}$ .

$n(\text{H}^+(\text{aq})) = c \times V = 2,0 \times 50 \times 10^{-3} = 0,10 \text{ mol}$ .

Le tableau pour l'aluminium est :

Équation de la réaction		$2 \text{Al}(\text{s}) + 6 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$			
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
initial	$x = 0$	$n(\text{Al}(\text{s})) = 0,30 \text{ mol}$	$n(\text{H}^+(\text{aq})) = 0,10 \text{ mol}$	0	0
en cours de transformation	$x$	$0,30 - 2x$	$0,10 - 6x$	$2x$	$3x$
final	$x = x_f$	$0,30 - 2x_f$	$0,10 - 6x_f$	$2x_f$	$3x_f$

Si Al est le réactif limitant :  $0,30 - 2x_f = 0$  donc  $x_f = 0,15 \text{ mol}$ .

Si  $\text{H}^+(\text{aq})$  est le réactif limitant :  $0,10 - 6x_f = 0$  donc  $x_f = 0,017 \text{ mol}$ .

Le réactif limitant est l'ion hydrogène  $\text{H}^+(\text{aq})$  et  $x_f = 0,017 \text{ mol}$  car c'est la valeur la plus faible pour l'avancement final.

État final (en mol)	$x_f = 0,017$	0,27	0	0,034	0,051
---------------------	---------------	------	---	-------	-------

Le tableau pour le fer est :

Équation de la réaction		$\text{Fe}(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$			
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
initial	$x = 0$	$n(\text{Fe}(\text{s})) = 0,25 \text{ mol}$	$n(\text{H}^+(\text{aq})) = 0,10 \text{ mol}$	0	0
en cours de transformation	$x$	$0,25 - x$	$0,10 - 2x$	$x$	$x$
final	$x = x_f$	$0,25 - x_f$	$0,10 - 2x_f$	$x_f$	$x_f$

Si Fe limitant :  $0,25 - x_f = 0$  donc  $x_f = 0,25$  mol.  
 Si  $H^+$  (aq) limitant :  $0,10 - 2x_f = 0$  donc  $x_f = 0,050$  mol.

Le réactif limitant est l'ion hydrogène  $H^+$  (aq) et  $x_f = 0,050$  mol car c'est la valeur la plus faible pour l'avancement final.

État final (en mol)	$x_f = 0,050$	0,20	0	0,050	0,050
---------------------	---------------	------	---	-------	-------

**3.** Volume de dihydrogène formé :

- avec l'aluminium :  $V(H_2(g)) = n(H_2(g)) \times V_m = 0,051 \times 24 = 1,22$  L ;

- avec le fer :  $V(H_2(g)) = n(H_2(g)) \times V_m = 0,05 \times 24 = 1,2$  L.

On obtient quasiment le même volume de dihydrogène.

**33** 1.  $H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2e^- = 2H_2O(l)$  et  $O_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^- = H_2O_2(aq)$ .

**2.** Dans un couple oxydant/réducteur, elle est l'oxydant, dans l'autre le réducteur. On dit qu'elle est amphotère.

**3. a.**  $MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^- = Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$  et  $H_2O_2(aq) = O_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^-$ .

**b.**  $2MnO_4^-(aq) + 6H^+(aq) + 5H_2O_2(aq) = 2Mn^{2+}(aq) + 8H_2O(l) + 5O_2(g)$ .

**c.** On a :

Équation de la réaction		$5H_2O_2(aq) + 2MnO_4^-(aq) + 6H^+(aq) \rightarrow 5O_2(g) + 2Mn^{2+}(aq) + 8H_2O(l)$					
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
initial	$x = 0$	$n_i(H_2O_2) = c \times V$	$n_i(MnO_4^-) = c' \times V'$		0	0	
si $V' < V_{\text{éq}}$	$x$	$c \times V - 5x$	$c' \times V' - 2x = 0$	excès	5x	2x	excès
à l'équivalence : $V' = V_{\text{éq}}$	$x = x_{\text{éq}}$	$c \times V - 5x_{\text{éq}} = 0$	$c' \times V_{\text{éq}} - 2x_{\text{éq}} = 0$		5x <sub>éq</sub>	2x <sub>éq</sub>	

À l'équivalence :  $x_{\text{éq}} = \frac{c' \times V_{\text{éq}}}{2} = \frac{c \times V}{5}$  donc :

$$n_i(MnO_4^-) / 2 = n_i(H_2O_2) / 5$$

ainsi :  $n_i(H_2O_2) = \frac{5}{2} \times n_i(MnO_4^-) = \frac{5}{2} \times c' \times V_{\text{éq}} = \frac{5}{2} \times 0,20 \times 17,6 \times 10^{-3} = 8,8 \times 10^{-3}$  mol.

$$d. c = \frac{n_i(H_2O_2)}{V} = \frac{8,8 \times 10^{-3}}{10,0 \times 10^{-3}} = 0,88 \text{ mol} \cdot L^{-1}.$$

La concentration en masse vaut :

$$t = c \times M = 0,88 \times 34 = 30 \text{ g} \cdot L^{-1}.$$

La valeur trouvée correspond à celle présente sur l'étiquette.

$$e. n(O_2(g)) = \frac{n(H_2O_2(aq))}{2} = \frac{c \times V}{2} = \frac{0,88 \times 1}{2} = 0,44 \text{ mol}$$

donc  $V(O_2(g)) = n(O_2(g)) \times V_m = 0,44 \times 22,4 = 9,9$  L.

L'eau oxygénée étudiée est à 10 volumes.

**34** 1. Avant l'équivalence, la solution est quasiment incolore (vert pâle = couleur du vin). Après l'équivalence, il reste du diiode, qui apparaîtra bleu-violet avec l'empois d'amidon.

**2.** À l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation du dosage :  $n(SO_2(aq)) = n(I_2(aq))$  donc :  $c_1 \times V_1 = c_2 \times$

$$V_{\text{éq}} \text{ donc } c_1 = \frac{c_2 \times V_2}{V_1} = \frac{1,00 \times 10^{-2} \times 6,28 \times 10^{-3}}{20,00 \times 10^{-3}} = 3,14 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}.$$

Concentration en masse :  $c_{\text{mexp}} = c_1 \times M(SO_2) = 3,14 \times 10^{-3} \times (32 + 2 \times 16) = 0,201 \text{ g} \cdot L^{-1} = 201 \text{ mg} \cdot L^{-1}$

**3.** Cette concentration n'est pas conforme à la législation européenne car on dépasse largement la valeur maximale autorité qui est de  $150 \text{ mg} \cdot L^{-1}$  pour le vin blanc.

**35** 1.  $n(\text{vitamine C}) = \frac{m}{M} = \frac{0,500}{176} = 2,84 \times 10^{-3}$  mol  
 et  $c(\text{vitamine C}) = \frac{n}{V} = \frac{2,84 \times 10^{-3}}{0,250} = 1,14 \times 10^{-2}$  mol  $\cdot$  L<sup>-1</sup>.

**2.**  $I_2(aq) + 2e^- = 2I^-(aq)$  et  $C_6H_8O_6(aq) = C_6H_6O_6(aq) + 2H^+(aq) + 2e^-$  donc :  $I_2(aq) + C_6H_8O_6(aq) \rightarrow C_6H_6O_6(aq) + 2H^+(aq) + 2I^-(aq)$ .

**3.** On réalise un dosage indirect donc le diiode sera en excès. De plus, on nous dit que la solution finale est jaune-orangée donc il reste du diiode à la fin de la réaction.

**4.** On a :  $n(I_2(aq)) = c_1 \times V_1 = 5,00 \times 10^{-3} \times 20,0 \times 10^{-3} = 1,00 \times 10^{-4}$  mol  
 et  $n(C_6H_8O_6(aq)) = c \times V = 1,14 \times 10^{-2} \times 5,0 \times 10^{-3} = 5,7 \times 10^{-5}$  mol.

Équation de la réaction		$I_2(aq) + C_6H_8O_6(aq) \rightarrow C_6H_6O_6(aq) + 2H^+(aq) + 2I^-(aq)$				
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)				
initial	$x = 0$	$n(I_2(aq)) = 1,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$	$n(C_6H_8O_6(aq)) = 5,7 \times 10^{-5} \text{ mol}$	0	0	0
en cours de transformation	$x$	$1,00 \times 10^{-4} - x$	$5,7 \times 10^{-5} - x$	$x$	$2x$	$2x$
final	$x = x_f$	$1,00 \times 10^{-4} - x_f$	$5,7 \times 10^{-5} - x_f$	$x_f$	$2x_f$	$2x_f$

Si  $I_2(aq)$  limitant :  $x_f = 1,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$ .

Si  $C_6H_8O_6(aq)$  limitant :  $x_f = 5,7 \times 10^{-5} \text{ mol}$ .

La vitamine C est le réactif limitant, le diiode est bien en excès.

État final	$x_f = 5,7 \times 10^{-5} \text{ mol}$	$4,3 \times 10^{-5} \text{ mol}$	0	$5,7 \times 10^{-5} \text{ mol}$	$1,1 \times 10^{-4} \text{ mol}$	$1,1 \times 10^{-4} \text{ mol}$
------------	--	----------------------------------	---	----------------------------------	----------------------------------	----------------------------------

5.  $I_2(aq) + 2e^- = 2I^-(aq)$  et  $2S_2O_3^{2-}(aq) = S_4O_6^{2-}(aq) + 2e^-$ .

L'équation modélisant la réaction de titrage est :

$I_2(aq) + 2S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$ .

6. On a :

Équation de la réaction		$I_2(aq) + 2S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$				
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)				
État initial	$x = 0$	$n(I_2(aq)) = 4,3 \times 10^{-5} \text{ mol}$	$n(S_2O_3^{2-}(aq)) = c_X \times V = 0$	0	0	
Si $V < V_{eq}$	$x$	$4,3 \times 10^{-5} - x$	$c_X \times V - 2x = 0$	$2x$	$x$	
À l'équivalence : $V = V_{eq}$	$x = x_{eq}$	$4,3 \times 10^{-5} - x_{eq} = 0$	$c_X \times V_{eq} - 2x_{eq} = 0$	$2x_{eq}$	$x_{eq}$	

À l'équivalence :  $x_{eq} = 4,3 \times 10^{-5} \text{ mol}$  et  $c_X = \frac{2x_{eq}}{V_{eq}} =$

$$\frac{2 \times 4,3 \times 10^{-5}}{0,0150} = 5,7 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

### 36 > Démarche avancée

On réalise un titrage indirect. Les ions nitrates réagissent entièrement en présence d'une solution contenant des ions fer (II). L'excès d'ions fer (II) est dosé dans un second temps à l'aide d'une solution de dichromate de potassium de concentration connue. On peut déterminer la quantité de matière initiale en ions fer (II) utilisé :  $n_i(Fe^{2+}(aq)) = c(Fe^{2+}) \times V_1 = 0,20 \times 20,0 \times 10^{-3} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

On note :

-  $n_i(Fe^{2+})$  la quantité de matière initiale en ions fer (II) dans l'erlenmeyer ;

-  $n_R(Fe^{2+})$  la quantité de matière en ions fer (II) réagissant dans la réaction 1 avec les ions nitrate ;

-  $n_{ex}(Fe^{2+})$  la quantité de matière en ions fer (II) en excès ;

-  $n_E(Cr_2O_7^{2-})$  : la quantité de matière en ions dichromate versée à l'équivalence.

-  $n_i(Fe^{2+}) = n_R(Fe^{2+}) + n_{ex}(Fe^{2+})$ ,

donc :  $n_R(Fe^{2+}) = n_i(Fe^{2+}) - n_{ex}(Fe^{2+})$ .

En utilisant un tableau d'avancement accompagnant la transformation correspondant au titrage, on pourra déterminer la quantité en ion fer (II) en excès ayant réagi avec les ions dichromate que l'on a noté  $n_{ex}(Fe^{2+})$ .

On a :

Équation de la réaction		$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 6Fe^{2+}(aq) + 14H_3O^+(aq) \rightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 6Fe^{3+}(aq) + 21H_2O(l)$					
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
initial	$x = 0$	$n_i(Cr_2O_7^{2-}(aq)) = C_2 \times V$	$n_{ex}(Fe^{2+}(aq))$		0	0	
avant équivalence $V < V_{eq}$	$x$	$C_2 \times V - x$	$n_{ex}(Fe^{2+}(aq)) - 6x$	excès	$2x$	$6x$	excès
à l'équivalence $V = V_{eq}$	$x = x_{eq}$	$C_2 \times V_{eq} - x_{eq} = 0$	$n_{ex}(Fe^{2+}(aq)) - 6x_{eq} = 0$		$2x_{eq}$	$6x_{eq}$	

À l'équivalence :  $x_{\text{eq}} = C_2 \times V_{\text{eq}} = n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq}))/6$   
 donc :  $n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) = 6 \times C_2 \times V_{\text{eq}} = 6 \times 1,7 \times 10^{-2} \times 10,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .  
 On en déduit la quantité de matière en ions fer (II) réagissant dans la réaction 1 avec les ions nitrate :

$$n_{\text{R}}(\text{Fe}^{2+}) = n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}) - n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}) = 4,0 \times 10^{-3} - 1,0 \times 10^{-3} = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

À l'aide d'un second tableau d'avancement associé à la première transformation, on peut déterminer la quantité de matière en ion nitrate se trouvant dans 25 mL de solution S, notée  $n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-(\text{aq}))$ .

Équation de la réaction		$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 3 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + 3 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$					
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
initial	$x = 0$	$n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-(\text{aq}))$	$n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq}))$		0	0	
en cours de transformation	$x$	$n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-(\text{aq})) - x$	$n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) - 3x$	excès	$x$	$3x$	excès
État final	$x = x_{\text{f}}$	$n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-(\text{aq})) - x_{\text{f}}$	$n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) - 3x_{\text{f}} = n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq}))$		$x_{\text{f}}$	$3x_{\text{f}}$	

À l'état final :

$$n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-(\text{aq})) - x_{\text{f}} = 0 \text{ et } n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) - 3x_{\text{f}} = n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq}))$$

$$\text{donc } x_{\text{f}} = n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-(\text{aq}))$$

$$\text{et } n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-(\text{aq})) = (n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) - n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq}))/3$$

$$n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-(\text{aq})) = n_{\text{R}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq}))/3$$

$$n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-(\text{aq})) = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

On a prélevé 25 mL de la solution (S), soit 1/10<sup>e</sup> du volume la solution (S) :  $n(\text{NO}_3^-) = 10 n_{\text{I}}(\text{NO}_3^-) = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ .

En utilisant la formule donnée dans l'énoncé, on en déduit le pourcentage massique en azote nitrique de l'engrais étudié :

$$\%_{(\text{NO}_3)} = \frac{n(\text{NO}_3^-) \times M(N)}{\text{masse } m \text{ d'engrais}} \times 100$$

$$\text{donc } \%_{(\text{NO}_3)} = \frac{1,0 \times 10^{-2} \times 14}{2,5} \times 100 = 5,6 \%$$

On obtient le même ordre de grandeur, car l'étiquette indique 6 % d'azote nitrique.

### ➤ Démarche élémentaire

1.  $n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) = c(\text{Fe}^{2+}) \times V_1 = 0,20 \times 20,0 \times 10^{-3} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

2. On note :

-  $n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+})$  la quantité de matière initiale en ions fer (II) dans l'erlenmeyer ;

-  $n_{\text{R}}(\text{Fe}^{2+})$  la quantité de matière en ions fer (II) réagissant dans la réaction 1 avec les ions nitrate ;

-  $n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+})$  la quantité de matière en ions fer (II) en excès ;

-  $n_{\text{E}}(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})$  : la quantité de matière en ions dichromate versée à l'équivalence.

$$n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}) = n_{\text{R}}(\text{Fe}^{2+}) + n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}), \text{ donc } n_{\text{R}}(\text{Fe}^{2+}) = n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}) - n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}).$$

On a :

Équation de la réaction		$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 6 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 14 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 6 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 21 \text{H}_2\text{O}(\ell)$					
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
initial	$x = 0$	$n_{\text{I}}(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})) = C_2 \times V$	$n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq}))$		0	0	
avant équivalence $V < V_{\text{eq}}$	$x$	$C_2 \times V - x$	$n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) - 6x$	excès	$2x$	$6x$	excès
à l'équivalence $V = V_{\text{eq}}$	$x = x_{\text{eq}}$	$C_2 \times V_{\text{eq}} - x_{\text{eq}} = 0$	$n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) - 6x_{\text{eq}} = 0$		$2x_{\text{eq}}$	$6x_{\text{eq}}$	

À l'équivalence :  $x_{\text{eq}} = C_2 \times V_{\text{eq}} = n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq}))/6$   
 donc :  $n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) = 6 \times C_2 \times V_{\text{eq}} = 6 \times 1,7 \times 10^{-2} \times 10,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

3. Donc :  $n_{\text{R}}(\text{Fe}^{2+}) = n_{\text{I}}(\text{Fe}^{2+}) - n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}) = 4,0 \times 10^{-3} - 1,0 \times 10^{-3} = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

4. On a :

Équation de la réaction		$\text{NO}_3^- (\text{aq}) + 3 \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{NO} (\text{g}) + 3 \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\ell)$						
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)						
initial	$x = 0$	$n_i(\text{NO}_3^- (\text{aq}))$	$n_i(\text{Fe}^{2+} (\text{aq}))$			0	0	
en cours de transformation	$x$	$n_i(\text{NO}_3^- (\text{aq}) - x$	$n_i(\text{Fe}^{2+} (\text{aq})) - 3x$			excès	$x$	$3x$
État final	$x = x_f$	$n_i(\text{NO}_3^- (\text{aq})) - x_f$	$n_i(\text{Fe}^{2+} (\text{aq})) - 3x_f = n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+} (\text{aq}))$				$x_f$	$3x_f$

À l'état final :

$$n_i(\text{NO}_3^- (\text{aq})) - x_f = 0 \text{ et } n_i(\text{Fe}^{2+} (\text{aq})) - 3x_f = n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+} (\text{aq}))$$

$$\text{donc } x_f = n_i(\text{NO}_3^- (\text{aq}))$$

$$\text{et } n_i(\text{NO}_3^- (\text{aq})) = (n_i(\text{Fe}^{2+} (\text{aq})) - n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+} (\text{aq}))/3$$

$$n_i(\text{NO}_3^- (\text{aq})) = n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+} (\text{aq}))/3$$

$$n_i(\text{NO}_3^- (\text{aq})) = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

5. On a prélevé 25 mL de la solution (S), soit 1/10<sup>e</sup> du volume la solution (S) :

$$n(\text{NO}_3^-) = 10 n_i(\text{NO}_3^-) = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$6. \%_{(\text{NO}_3^-)} = \frac{n(\text{NO}_3^-) \times M(N)}{\text{masse } m \text{ d'engrais}} \times 100 \text{ donc } \%_{(\text{NO}_3^-)} = \frac{1,0 \times 10^{-2} \times 14}{2,5} \times 100 = 5,6 \%$$

On obtient le même ordre de grandeur, car l'étiquette indique 6 % d'azote nitrique.

**37** Les métaux réagissent avec le dioxygène de l'air en milieu humide. Le plus connu est le fer qui se désagrège en formant différents oxydes ou hydroxydes de fer communément appelé rouille. D'autres métaux réagissent en formant une couche d'oxyde solide et imperméable en surface du métal et qui le protège. C'est le cas de l'aluminium qui forme l'alumine de formule  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , du zinc qui forme un oxyde de formule  $\text{ZnO}$  ou du cuivre qui forme un oxyde de couleur vert de gris de formule  $\text{CuO}$ . Le couple oxydant/réducteur du dioxygène et de l'eau est :  $\text{O}_2 (\text{g})/\text{H}_2\text{O} (\ell)$ .

Dans les couples oxydant/réducteur avec des métaux, le métal est toujours le réducteur du couple donc il subira une oxydation, l'ion métallique est toujours l'oxydant.

Exemple :  $\text{Cu}^{2+} (\text{aq})/\text{Cu} (\text{s})$  ;  $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})/\text{Fe} (\text{s})$  ;  $\text{Al}^{3+} (\text{aq})/\text{Al} (\text{s})$ .

On aura par exemple :  $\text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 4 \text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O} (\ell)$  et  $\text{Fe} (\text{s}) = \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$ .

L'équation de la transformation donnera :  $\text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{Fe} (\text{s}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\ell) + 2 \text{Fe}^{2+} (\text{aq})$ .

**38** Pour les synthèses dans l'industrie, on essaie de mettre les réactifs en proportion stœchiométrique pour ne pas « perdre » de réactifs qui ont un coût et qu'il va falloir éliminer en fin de réaction pour purifier le produit.

On réalise des titrages ou d'autres types de tests (spectromètre de masse, RMN, etc.) pour vérifier la qualité du produit formé et savoir s'il respecte bien les normes en vigueur.

### Acquérir des compétences ■ p. 59

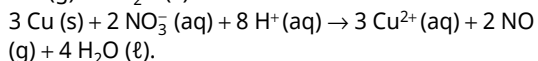
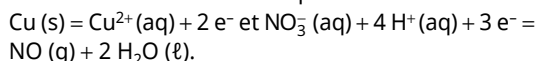
#### **39** > Démarche experte

À l'aide des données de l'énoncé, on peut déterminer la quantité de matière de chaque réactif :

$$n(\text{Cu}_{(\text{s})}) = \frac{m}{M} = \frac{2,2}{63,5} = 3,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{et } n(\text{H}^+ (\text{aq})) = n(\text{NO}_3^- (\text{aq})) = c \times V = 2,0 \times 0,500 = 1,0 \text{ mol.}$$

On détermine les équations modélisant la transformation entre l'acide nitrique et le cuivre :



À l'aide d'un tableau d'avancement, on peut déterminer le réactif limitant :

Équation de la réaction		$3 \text{Cu} (\text{s}) + 2 \text{NO}_3^- (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 3 \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{NO} (\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\ell)$					
État du système	Avancement $x$ (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
initial	$x = 0$	0,035	1,0	1,0	0	0	
en cours de transformation	$x$	$0,035 - 3x$	$1,0 - 2x$	$1,0 - 8x$	$3x$	$2x$	excès
final	$x = x_f$	$0,035 - 3x_f$	$1,0 - 2x_f$	$1,0 - 8x_f$	$3x_f$	$2x_f$	

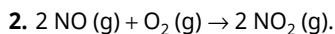
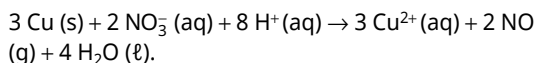
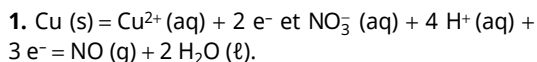
Si le cuivre est limitant :  $0,035 - 3x_f = 0$  donc  $x_f = 1,2 \times 10^{-2}$  mol.

Si  $\text{NO}_3^-$  (aq) limitant :  $1,0 - 2x_f = 0$  donc  $x_f = 0,50$  mol.

Si  $\text{H}^+$  (aq) limitant :  $1,0 - 8x_f = 0$  donc  $x_f = 0,125$  mol.

Le réactif limitant est le cuivre, car il a l'avancement final le plus petit.

### ➤ Démarche avancée



3.  $n(\text{Cu}_{(s)}) = \frac{m}{M} = \frac{2,2}{63,5} = 3,5 \times 10^{-2}$  mol et  $n(\text{H}^+ \text{ (aq)}) = n(\text{NO}_3^- \text{ (aq)}) = c \times V = 2,0 \times 0,500 = 1,0$  mol.

4. Détermination de l'état final après la première transformation :

Équation de la réaction		$3 \text{ Cu (s)} + 2 \text{ NO}_3^- \text{ (aq)} + 8 \text{ H}^+ \text{ (aq)} \rightarrow 3 \text{ Cu}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{ NO (g)} + 4 \text{ H}_2\text{O (l)}$					
État du système	Avancement $x$ (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)					
initial	$x = 0$	0,035	1,0	1,0	0	0	excès
en cours de transformation	$x$	$0,035 - 3x$	$1,0 - 2x$	$1,0 - 8x$	$3x$	$2x$	
final	$x = x_f$	$0,035 - 3x_f$	$1,0 - 2x_f$	$1,0 - 8x_f$	$3x_f$	$2x_f$	

Si le cuivre est limitant :  $0,035 - 3x_f = 0$  donc  $x_f = 1,2 \times 10^{-2}$  mol.

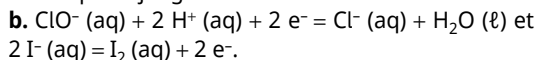
Si  $\text{NO}_3^-$  (aq) limitant :  $1,0 - 2x_f = 0$  donc  $x_f = 0,50$  mol.

Si  $\text{H}^+$  (aq) limitant :  $1,0 - 8x_f = 0$  donc  $x_f = 0,125$  mol.

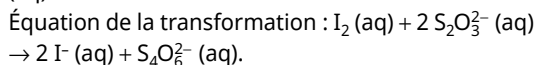
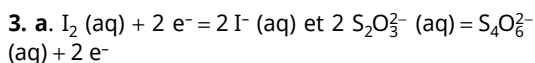
Le réactif limitant est le cuivre, car il a l'avancement final le plus petit.

**40** 1. On dilue l'eau de Javel au dixième donc on prélève 5 mL d'eau de Javel pour préparer 50 mL de solution  $S_1$ .

2. a. Pipette jaugée de 10 mL et 20 mL.



En additionnant les deux demi-équations, on retrouve l'équation de la transformation.



b. la solution jaune orangé devient incolore car le diiode disparaît à l'équivalence.

c. À l'équivalence :  $n(\text{I}_2 \text{ (aq)}) = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \text{ (aq)})}{2}$

$= \frac{c_3 \times V_{\text{eq}}}{2} = \frac{0,10 \times 7,6 \times 10^{-3}}{2} = 3,8 \times 10^{-4}$  mol.

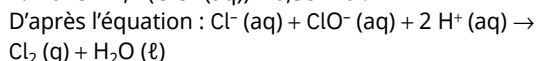
d.  $n(\text{ClO}^- \text{ (aq)}) = n(\text{I}_2 \text{ (aq)}) = 3,8 \times 10^{-4}$  mol.

e.  $c(\text{ClO}^- \text{ (aq)}) = \frac{n(\text{ClO}^- \text{ (aq)})}{V} = \frac{3,8 \times 10^{-4}}{10 \times 10^{-3}} = 3,8 \times 10^{-2}$  mol · L<sup>-1</sup>.

Solution commerciale :

$c(\text{ClO}^- \text{ (aq)})_{\text{com}} = 10 \times c = 0,38$  mol · L<sup>-1</sup>.

4. Dans 1 L,  $n(\text{ClO}^- \text{ (aq)}) = 0,38$  mol.



$n(\text{Cl}_2 \text{ (g)}) = n(\text{ClO}^- \text{ (aq)}) = 0,38$  mol.

5.  $m(\text{Cl}_2 \text{ (g)}) = n(\text{Cl}_2 \text{ (g)}) \times M(\text{Cl}_2) = 0,38 \times 71 = 27$  g pour 1 L d'eau de Javel.

La masse d'un litre d'eau de Javel est :  $m(\text{eau de Javel}) = \rho \times V = 1,03 \times 1\,000 = 1\,030$  g.

Le pourcentage de chlore actif correspond à la masse de dichlore dans 100 g d'eau de Javel donc

$\frac{100 \times 27}{1\,030} = 2,6$  g.

6. Le pourcentage actif de cette eau de Javel est de 2,6 % de chlore actif donc égal à ce qui est affiché.

**41** On réalise un titrage colorimétrique en plaçant grâce à la pipette jaugée 10 mL de la solution contenant des ions fer (II) dans un bécher et en remplissant la burette graduée par la solution de permanganate de potassium puis on réalise le montage ci-contre :

On verse la solution de permanganate de potassium jusqu'au changement de couleur (incolore à violet). On note le volume correspondant  $V_{\text{eq}}$ . On réalise un deuxième dosage de façon plus précise. À l'équivalence, les réactifs ont été introduits en proportion stœchiométrique :

$n(\text{MnO}_4^- \text{ (aq)}) = \frac{n(\text{Fe}^{2+} \text{ (aq)})}{5}$  et  $c = \frac{5 \times C' \times V_{\text{eq}}}{V}$ .



# Structure des entités

## LE PROGRAMME

### 2. De la structure des entités aux propriétés physiques de la matière

Cette partie poursuit la modélisation microscopique de la matière et illustre la démarche de modélisation consistant à rendre compte de certaines propriétés macroscopiques des espèces chimiques grâce à la structure et aux propriétés des entités à l'échelle microscopique. L'écriture des schémas de Lewis est désormais exigible et conduit à prévoir la géométrie des entités qui, associée au concept d'électronégativité, permet de déterminer leur caractère polaire ou non polaire.

Le constat d'une cohésion à l'échelle macroscopique des liquides et des solides est l'occasion d'introduire, au niveau microscopique, le concept

d'interaction entre entités, notamment l'interaction par pont hydrogène. Les différents types d'interaction sont ensuite réinvestis pour rendre compte d'opérations courantes au laboratoire de chimie : dissolution d'un composé solide ionique ou moléculaire dans un solvant et extraction liquide-liquide d'une espèce chimique.

#### Notions abordées en seconde

Tableau périodique, analyse de configuration électronique, électrons de valence, stabilité des gaz nobles, ions monoatomiques, modèle de la liaison covalente, lecture de schémas de Lewis de molécules, solution, solutés, solvant, concentration maximale d'un soluté (solubilité).

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
Schéma de Lewis d'une molécule, d'un ion mono ou polyatomique. Lacune électronique.	Établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono ou polyatomiques, à partir du tableau périodique : O <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O, CO <sub>2</sub> , NH <sub>3</sub> , CH <sub>4</sub> , HCl, H <sup>+</sup> , H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> , Na <sup>+</sup> , NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> , Cl <sup>-</sup> , OH <sup>-</sup> , O <sup>2-</sup> .
Géométrie des entités.	Interpréter la géométrie d'une entité à partir de son schéma de Lewis. <i>Utiliser des modèles moléculaires ou des logiciels de représentation moléculaire pour visualiser la géométrie d'une entité.</i>
Électronégativité des atomes, évolution dans le tableau périodique. Polarisation d'une liaison covalente, polarité d'une entité moléculaire.	Déterminer le caractère polaire d'une liaison à partir de la donnée de l'électronégativité des atomes. Déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une entité moléculaire à partir de sa géométrie et de la polarité de ses liaisons.

## POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

■ p. 62

### SITUATION 1

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis en classe de 2<sup>nde</sup> la notion de famille chimique qui confère aux éléments des propriétés chimiques communes.

Dans la situation proposée, il s'agit de rappeler pourquoi les éléments d'une même famille chimique ont des propriétés chimiques communes, et de rappeler quels éléments correspondent à la famille des gaz nobles.

### › Exemple de réponse attendue

Les éléments appartenant à une même famille chimique se trouvent sur une même colonne du tableau périodique. Ils ont le même nombre d'électrons de valence, ce qui leur donne des propriétés chimiques communes.

La famille des gaz nobles est celle qui regroupe les éléments de la **dernière colonne du tableau** périodique, c'est donc celle des éléments He, Ne et Ar.

### › En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Dans une approche spiralaire de l'enseignement de la physique-chimie, cette approche sera retravaillée dans l'**activité 1** qui traite du schéma de Lewis. Pour l'établir, il faut se référer au tableau

périodique et comparer le nombre d'électrons de valence de chaque atome à celui du gaz noble le plus proche afin de savoir le nombre de doublets liants et non liants qu'il établira dans une molécule, ou le nombre d'électrons qu'il perdra ou gagnera en se transformant en ion.

#### SITUATION 2

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis depuis le cycle 4 et en classe de 2<sup>nde</sup>, la notion de configuration électronique, et le fait que celle-ci permet de déterminer le nombre d'électrons de valence, ou la position de l'élément dans le tableau périodique. Elle permet également de déterminer l'ion que cet atome pourra former en perdant ou gagnant le nombre d'électrons qui lui permettra d'acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche. Dans la situation proposée, il s'agit de déterminer le nom et la formule d'ions formés à partir des atomes de fluor et de magnésium.

#### › Exemple de réponse attendue

L'atome de fluor possède sept électrons de valence. Pour gagner en stabilité chimique, il tend à acquérir la structure électronique du gaz noble néon qui possède huit électrons de valence. Il peut donc gagner un électron et se transformer en **ion fluorure** de formule  $F^-$ .

Le magnésium possède deux électrons de valence sur la couche 3. Pour gagner en stabilité chimique, il tend à acquérir la structure électronique du gaz noble néon qui possède huit électrons sur la couche 2. Il peut donc perdre deux électrons et se transformer en **ion magnésium** de formule  $Mg^{2+}$ .

#### › En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Dans une approche spiralaire de l'enseignement de la physique-chimie, cette approche sera retravaillée dans l'**activité 1** qui traite du schéma de Lewis. Pour l'établir, il faut se référer au tableau périodique et comparer le nombre d'électrons de valence de chaque atome à celui du gaz noble le plus proche afin de savoir le nombre de doublets liants et non liants qu'il établira dans une molécule, ou le nombre d'électrons qu'il perdra ou gagnera en se transformant en ion.

#### SITUATION 3

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis depuis le cycle 4 et en classe de 2<sup>nde</sup>, la notion de molécule et la lecture des schémas de Lewis avec notamment la notion de doublet liant et non liant. Dans la situation proposée, il s'agit d'analyser le schéma de Lewis de la molécule d'ammoniac pour en déduire la stabilité de l'entité par rapport aux atomes isolés.

#### › Exemple de réponse attendue

L'atome d'hydrogène qui se trouve dans la première colonne du tableau périodique possède un seul électron de valence. Il tend à acquérir la structure électronique stable de l'hélium qui possède deux électrons de valence. Pour ce faire, il met en commun son électron de valence avec un autre atome, ici, l'azote. Le doublet d'électrons liant devient ainsi partagé entre les deux atomes liés, et l'hydrogène acquiert ainsi une structure électronique stable.

L'atome d'azote se trouve dans la troisième colonne avant les gaz nobles. Il possède cinq électrons de valence et tend à acquérir la structure électronique du gaz noble néon, qui en possède huit. Il met donc trois de ses électrons de valence en commun avec d'autres atomes, ici, avec trois atomes d'hydrogène. Les trois liaisons de valence formées, ou doublets liants, sont partagés entre les atomes liés. L'atome d'azote acquiert ainsi une structure électronique stable.

Les deux électrons de valence restants à l'azote, et non partagés, s'apparient en un doublet non liant autour de l'atome d'azote.

#### › En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Dans une approche spiralaire de l'enseignement de la physique-chimie, cette approche sera retravaillée dans l'**activité 1** qui traite du schéma de Lewis. Les élèves y apprennent à établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions. Elle sera réinvestie dans l'**activité 2** qui traite de la géométrie des entités, où on voit que la géométrie d'une molécule dépend directement de son schéma de Lewis.

Cette notion sera également réinvestie dans l'**activité 3** qui traite de l'électronégativité et de la polarisation des liaisons. On y apprend que la liaison covalente n'est pas toujours équitablement répartie entre les atomes liés.

### ACTIVITÉS

p. 64 ■ **ACTIVITÉ 1**

#### Schéma de Lewis

##### Commentaires pédagogiques

Les élèves ont appris en classe de 2<sup>nde</sup> à déterminer le nombre d'électrons de valence d'un atome, ainsi que la charge d'ions monoatomiques courants, à partir du tableau périodique. Ils ont également appris à décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule faisant intervenir des doublets liants et non liants, pour justifier la stabilisation de cette entité par rapport aux atomes isolés.

Cette activité permet d'apprendre à établir le schéma de Lewis de molécules ou d'ions mono ou

polyatomiques à partir du tableau périodique. On y réinvestit la notion de doublets liants et non liants, de charge électrique, et on y découvre la notion de lacune électronique.

### ■ Animation

(→ disponible par l'application Bordas Flashpage, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

#### ► Atomes, ions et molécules

■ p. 64

Animation permettant de visualiser la manière dont un atome peut gagner en stabilité en se liant à d'autres atomes au sein d'un édifice moléculaire, ou en se transformant en ion.

### ► Exploitation et analyse

**1. a.** L'atome d'hydrogène se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il a un seul électron de valence.

L'atome d'oxygène se trouve dans la deuxième colonne avant celle des gaz nobles, il possède six électrons de valence.

L'atome d'aluminium se trouve dans la cinquième colonne avant celle des gaz nobles, il possède trois électrons de valence.

L'atome de chlore se trouve dans l'avant dernière colonne du tableau périodique, il possède sept électrons de valence.

**b.** Il manque à l'oxygène deux électrons remplir sa couche 2, il peut donc gagner deux électrons et devenir  $O^{2-}$ , ou bien participer à deux liaisons covalentes en mettant en commun deux de ses électrons de valence (structure électronique du gaz noble néon dans les deux cas).

Le chlore a sept électrons de valence, il peut gagner un électron et devenir  $Cl^-$ , ou mettre un de ses électrons de valence en commun dans une liaison covalente (structure du gaz noble argon dans les deux cas).

**c.  $Cl^-$**  : L'atome de chlore possède sept électrons de valence. Afin d'acquiescer la *structure stable* d'un gaz noble, il peut gagner un électron, et devenir l'ion  $Cl^-$  qui possède huit électrons de valence. Cet ion présente donc un excès de un électron par rapport à l'atome. Ces huit électrons se regroupent par deux pour former quatre doublets non liants représentés par des tirets autour du symbole de l'élément. La charge de l'ion (une charge négative) est écrite sur le schéma de Lewis.

**$H_3O^+$**  : L'atome d'hydrogène possède un *électron de valence*. L'atome d'oxygène possède six *électrons de valence*. Dans l'ion  $H_3O^+$ , l'oxygène met en commun un électron avec chacun des trois atomes d'hydrogène pour former trois liaisons covalentes. Chaque atome d'hydrogène est donc entouré de deux électrons et possède la *structure stable* de l'hélium.

D'après le schéma de Lewis, l'oxygène est entouré de huit électrons, et a la *structure stable* du néon.

Un des doublets non liants de l'oxygène s'est transformé ici en doublet liant. L'élément oxygène présente donc un *défaut d'un électron* par rapport à sa structure neutre, il porte donc une charge positive, celle de l'ion oxonium.

**$AlCl_3$**  : Dans cette molécule, chaque atome de chlore participe à une liaison covalente, ils sont chacun entourés de huit électrons, ils ont toutes leurs couches électroniques remplies, et acquiescent ainsi la *structure stable* de l'argon.

L'atome d'aluminium possède trois *électrons de valence*. Dans cette molécule, l'aluminium met en commun chacun de ses trois électrons de valence dans une liaison covalente. L'aluminium est donc entouré de six électrons. Sa couche électronique 3 n'est pas remplie, il présente donc une *lacune électronique* représentée par un rectangle vide.

**2. a.  $HCl$**  : l'atome d'hydrogène forme une liaison covalente. L'atome de chlore possède sept électrons de valence (cf. **1. a.**), il peut former une liaison covalente en mettant en commun un de ses électrons de valence. Il lui reste alors six électrons non partagés, qui s'apparient en trois doublets non liants.



**b.  $H^+$**  : l'ion hydrogène ne possède aucun électron. Il présente une charge positive. Il présente une lacune électronique : sa couche électronique 1 pouvant contenir deux électrons est vide.



**c.  $HO^-$**  : l'hydrogène forme une liaison covalente. L'oxygène met en commun un de ses six électrons de valence en commun dans cette liaison. L'oxygène porte une charge négative, il possède donc un électron en plus que dans le cas neutre. Il est donc entouré de sept électrons au lieu de 6. Il participe donc à une liaison covalente et est entouré de six électrons qui s'apparient en trois doublets non liants.



### ► Synthèse

#### 3. Molécules

À partir de la position des atomes dans le tableau périodique, on détermine le nombre de liaisons covalentes à établir pour acquiescer la *structure stable* du gaz noble le plus proche. Celles-ci sont établies en mettant en commun certains des électrons de valence. Les électrons de valence restants éventuels s'apparient en doublets non liants.

## Ions monoatomiques

À partir de la position des atomes dans le tableau périodique, on détermine le nombre d'électrons à gagner ou à perdre pour atteindre la structure stable du gaz noble le plus proche. On comptabilise les électrons de valence et on répartit les doublets non liants ou les lacunes électroniques le cas échéant. La charge de l'ion est inscrite, cerclée, à côté du symbole de l'élément.

## Ions polyatomiques

On raisonne de la même manière que pour les molécules, puis on répartit les liaisons covalentes nécessaires pour former l'entité. On répartit ensuite les doublets non liants éventuels. On compare au nombre de doublets liants et non liants établis par l'atome quand il est neutre, et on détermine ainsi la charge éventuelle de l'élément dans la structure.

p. 65 ■ **ACTIVITÉ 2**

## Géométrie des molécules

### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Les élèves ont appris au travers de l'activité 1 à établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono ou polyatomiques faisant intervenir des doublets non liants et/ou des lacunes électroniques. L'élève a tendance à penser que les atomes se disposent dans l'espace comme dans le schéma de Lewis.

Cette activité permet d'aborder la géométrie des entités, et plus particulièrement ici, de molécules simples, mettant en jeu quatre doublets d'électrons autour d'un atome central.

L'élève est invité en fin d'activité à vérifier les réponses proposées en utilisant un logiciel de représentation moléculaire ou une application pour smartphone. On peut également faire travailler les élèves avec des modèles moléculaires solides pour une visualisation plus concrète.

### ■ Animation

(→ disponible par l'application *Bordas Flashpage*, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

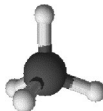


#### ► Loi de Coulomb

■ p. 65

Animation permettant de visualiser l'effet de différents paramètres sur l'interaction entre charges électriques : signe des charges, valeur des charges, distance entre les charges. L'intérêt de cette animation est de faire prendre conscience à l'élève que les doublets d'électrons, tous chargés négativement, se repoussent.

## ► Pistes de résolution

1. Avec la pâte à modeler et les pics en bois, l'élève établit ce qu'il pense être la représentation spatiale du méthane, de l'ammoniac, et de l'eau.
2. La loi de Coulomb précise la loi de répulsion électrique entre entités chargées de même signe ou de signes contraires. Or, les doublets d'électrons sont tous chargés négativement. Il y a donc répulsion électrique entre tous les doublets d'une molécule.
3. a. Les ballons de baudruche occupent un grand volume dans l'espace. En les attachant les uns aux autres, ils se repoussent au maximum pour trouver leur place. Il en est de même pour les doublets d'électrons d'une molécule.  
b. En attachant quatre ballons de baudruche, on visualise la répartition spatiale des doublets d'électrons dans une molécule possédant un atome central entouré de quatre doublets, liants ou non liants. Les quatre doublets d'électrons s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome central occupe le centre.  
c. L'élève revient sur les représentations proposées en 1., et les corrige le cas échéant.
4. Le logiciel de représentation moléculaire permet de visualiser la position des doublets liants autour de l'atome central et de vérifier les représentations proposées.

Le méthane	L'ammoniac	L'eau
		

## ► Conclusion

5. La molécule de méthane a une forme tétraédrique. La molécule d'ammoniac est pyramidale. La molécule d'eau est coudée.

p. 66 ■ **ACTIVITÉ 3**

## Polarisation d'une liaison covalente

### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Les élèves ont appris en classe de 2<sup>nde</sup> qu'une liaison covalente résulte de la mise en commun de deux électrons par deux atomes.

Cette activité vise à faire prendre conscience que les atomes ne sont pas tous équivalents vis-à-vis des électrons d'une liaison covalente.

On y présente la notion d'électronégativité, de polarisation d'une liaison covalente, de liaison polaire ou apolaire, et de charges partielles.

## ■ Animation

(→ disponible par l'application Bordas Flashpage, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

### ► Tableau périodique des éléments

■ p. 65

Animation présentant un tableau périodique interactif, donnant, entre autres, la valeur de l'électronégativité des atomes.

## ► Exploitation et analyse

1. a. L'électronégativité augmente quand on se déplace sur une même ligne vers la droite et dans une même colonne vers le haut.

b. Les halogènes ont leur couche de valence presque remplie, il ne leur manque qu'un électron pour acquérir la structure électronique du gaz noble qui les suit. Ils ont donc une grande tendance à attirer cet électron qui leur manque. Les alcalins, eux, n'ont qu'un seul électron sur leur couche de valence, ils auront plutôt tendance à perdre cet électron pour acquérir la structure électronique du gaz noble qui les précède. Ils ont donc une très faible tendance à attirer les électrons.

c. Les gaz nobles hélium, néon et argon ont leur couche de valence pleine. Ils n'attirent pas du tout les électrons et n'ont donc pas de valeur d'électronégativité.

2. a. La différence entre les valeurs d'électronégativité des atomes C et H est de  $2,55 - 2,20 = 0,35$ .

La différence entre les valeurs d'électronégativité des atomes C et N est de  $3,04 - 2,55 = 0,49$ .

La limite entre les liaisons polaires et les liaisons apolaires se situe donc entre ces deux valeurs.

Si la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés est inférieure à 0,4, la liaison est apolaire, et si cette différence est supérieure à 0,4, la liaison est polaire.

b. Les liaisons C—C et C—H sont apolaires car la différence d'électronégativité entre les deux atomes est inférieure à 0,4. Donc le nuage électronique de la liaison covalente est équitablement réparti entre les deux atomes de la liaison.

Pour la liaison C—O, la différence entre les électronégativités des deux atomes liés est  $3,44 - 2,55 = 0,89 > 0,4$ . Cette liaison est donc polaire, avec l'atome d'oxygène plus électronégatif que l'atome de carbone.

Pour la liaison C—Mg, la différence entre les électronégativités des deux atomes liés est  $2,55 - 1,31 = 1,24 > 0,4$ . Cette liaison est donc polaire, avec l'atome de carbone plus électronégatif que l'atome de magnésium.

c. Les liaisons C—C et C—H sont apolaires, il n'y a donc pas de charges partielles. On les représente ainsi :



Dans la liaison C—O, l'atome d'oxygène est plus électronégatif que l'atome de carbone, l'atome d'oxygène porte une charge partielle négative  $\delta^-$  et l'atome de carbone porte une charge partielle positive  $\delta^+$ .



Dans la liaison C—Mg, l'atome de carbone est plus électronégatif que l'atome de magnésium, l'atome de carbone porte une charge partielle négative  $\delta^-$  et l'atome de magnésium porte une charge partielle positive  $\delta^+$ .



## ► Synthèse

3. Une liaison polaire est une liaison covalente entre deux atomes d'électronégativités suffisamment différentes. La liaison sera considérée comme polaire si la différence entre les électronégativités des deux atomes liés est supérieure à 0,4. Le nuage électronique de la liaison covalente est alors délocalisé vers l'atome le plus électronégatif. L'atome le plus électronégatif porte une charge partielle négative notée  $\delta^-$ , et l'autre porte une charge partielle  $\delta^+$ . Ces charges partielles sont représentées sur le schéma de la liaison covalente, à côté des atomes concernés.

p. 67 ■ ACTIVITÉ 4

## Polarité des molécules

### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Les élèves ont appris au travers de l'activité 2 comment établir la géométrie d'une molécule. Ils ont vu dans l'activité 3 que la répartition des électrons d'une liaison covalente n'est pas toujours équitable, qu'une liaison covalente peut être polaire et faire apparaître des charges partielles sur les atomes liés.

Cette activité permet de réinvestir ces deux notions de géométrie des molécules et de polarité des liaisons de manière conjuguée, en étudiant la polarité des liaisons présentes dans une entité moléculaire et de conclure quant à la polarité d'une molécule. On y introduit la notion de barycentre des charges partielles.

L'élève est invité à utiliser des modèles moléculaires solides afin de visualiser la localisation des barycentres des charges partielles positives et négatives sur une représentation 3D des molécules. On peut également utiliser un logiciel de représentation moléculaire ou une application pour smartphone pour les élèves un peu plus à l'aise avec la

visualisation en 3D et n'ayant pas besoin de modèle matériel.

Nota : dans cette activité, le dichlorométhane est présenté comme une molécule polaire car les barycentres des charges partielles positives et négatives ne coïncident pas. En pratique, le dichlorométhane, très peu polaire, est utilisé comme solvant apolaire.

### ›Coups de pouce

1. Comment qualifier les liaisons C—H ; C—Cl ; C—O ; O—H ? Justifier.

2. Indiquer les charges partielles éventuelles sur les liaisons précédentes.

3. En vous aidant des modèles moléculaires, que dire, le cas échéant, de la position des barycentres des charges partielles positives et négatives dans les molécules de formule  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{CH}_2\text{O}$  et  $\text{H}_2\text{O}$  ?

### ›Réponses aux coups de pouce

1. Avec les valeurs données dans le doc. 2, on calcule la différence d'électronégativité entre les différents atomes pour les liaisons décrites ci-dessous. C—H :  $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$ . Cette liaison est donc apolaire.

C—Cl :  $\Delta\chi = 3,16 - 2,55 = 0,61 > 0,4$ . Cette liaison est donc polaire.

C—O :  $\Delta\chi = 3,44 - 2,55 = 0,89 > 0,4$ . Cette liaison est donc polaire.

O—H :  $\Delta\chi = 3,44 - 2,20 = 1,24 > 0,4$ . Cette liaison est donc polaire.

2. Dans la liaison C—Cl, l'atome de chlore est plus électronégatif que l'atome de carbone, donc Cl porte une charge partielle  $\delta^-$  et C, une charge partielle  $\delta^+$ .

Dans la liaison C—O, c'est O qui porte une charge partielle  $\delta^-$ , et C qui porte une charge partielle  $\delta^+$ .

Dans la liaison O—H, c'est O qui porte une charge partielle  $\delta^-$ , et H qui porte une charge partielle  $\delta^+$ .

3. Dans la molécule de formule  $\text{CH}_4$ , toutes les liaisons sont apolaires. Cette molécule est apolaire.

Dans la molécule de formule  $\text{CO}_2$ , les deux liaisons doubles sont polaires, chaque atome d'oxygène porte une charge partielle  $\delta^-$ , et l'atome de carbone porte donc une charge partielle  $2\delta^+$ . Or, cette molécule est linéaire, donc les barycentres des charges partielles positives et négatives sont confondus au niveau de l'atome de carbone. Cette molécule est apolaire.

Dans la molécule de formule  $\text{CCl}_4$ , les quatre liaisons C—Cl sont polaires, chaque atome de chlore porte une charge partielle  $\delta^-$ , et l'atome de carbone porte donc une charge partielle  $4\delta^+$ . Or, cette molécule forme un tétraèdre dont l'atome de carbone

occupe le centre. Les barycentres des charges partielles négatives et des charges partielles positives sont donc confondus au niveau de l'atome de carbone. Cette molécule est apolaire.

Dans la molécule de formule  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ , les deux liaisons C—H sont apolaires, et les deux liaisons C—Cl sont polaires, chaque atome de chlore portant une charge partielle  $\delta^-$ , et l'atome de carbone portant donc une charge partielle  $2\delta^+$ . Cette molécule est tétraédrique et le barycentre des charges partielles négatives ne coïncide pas avec le barycentre des charges partielles positives. Cette molécule est polaire.

*Remarque* : dans cette molécule, les deux barycentres sont très peu décalés (la liaison C—Cl étant peu polaire) et le moment dipolaire résultant est très faible. Cette molécule est donc très peu polaire. En pratique, on l'utilise comme solvant apolaire.

Dans la molécule de formule  $\text{CH}_2\text{O}$ , toutes les liaisons C—H sont apolaires, et la liaison C=O est polaire, l'atome d'oxygène porte une charge partielle  $\delta^-$ , et l'atome de carbone porte une charge partielle  $\delta^+$ . C'est la seule liaison polaire de la molécule, les barycentres des charges partielles négatives et positives ne coïncident pas. Cette molécule est polaire.

Dans la molécule de formule  $\text{H}_2\text{O}$ , les deux liaisons O—H sont polaires, les atomes d'hydrogène portent une charge partielle  $\delta^+$  et l'atome d'oxygène porte donc une charge partielle  $2\delta^-$ . Cette molécule est coudée, et le barycentre des charges partielles positives ne coïncide pas avec le barycentre des charges partielles négatives. Cette molécule est polaire.

### ›Réponse à la problématique

On constate que les molécules constituées uniquement de liaisons apolaires, ou dont les barycentres des charges partielles positives et négatives coïncident, sont apolaires (molécules de formule  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CO}_2$  et  $\text{CCl}_4$ ).

Les molécules dont les barycentres des charges partielles positives et négatives ne coïncident pas sont polaires (molécules de formule  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{CH}_2\text{O}$  et  $\text{H}_2\text{O}$ ).

Une molécule est donc polaire si elle est constituée de liaisons polaires (mettant en jeu des atomes d'électronégativités suffisamment différentes) et si le barycentre des charges partielles négatives ne coïncide pas avec le barycentre des charges partielles positives. Si la molécule est constituée de liaisons toutes apolaires ou si la forme de la molécule est telle que le barycentre des charges partielles positives coïncide avec le barycentre des charges partielles négatives, alors la molécule est apolaire.

## EXERCICES

### Vérifier l'essentiel

■ p. 72

- 1 A.                    2 A et C.                3 C.  
 4 C.                    5 B et C.                6 B.  
 7 B.                    8 A.                      9 A et C.

### Acquérir les notions

#### > Schéma de Lewis

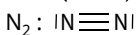
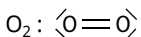
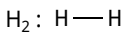
■ p. 73

**10 1. a.** L'hydrogène se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il a donc un seul électron de valence. Il lui manque un électron pour acquérir la structure de l'hélium qui possède deux électrons de valence. Il établit donc une liaison covalente.

L'oxygène, qui se trouve deux colonnes avant celle des gaz nobles a six électrons de valence, il lui en manque deux pour atteindre la structure stable du néon qui en possède huit. Il établit donc deux liaisons covalentes. Il lui reste alors quatre électrons de valence non engagés dans des liaisons, qui s'apparient en deux doublets non liants.

L'azote, qui se trouve trois colonnes avant celle des gaz nobles a cinq électrons de valence. Il lui en manque trois pour atteindre la structure stable du néon. Il établit donc trois liaisons covalentes, et il lui reste alors deux électrons de valence non engagés dans des liaisons, qui s'apparient en un doublet non liant.

**b.** On établit donc les schémas de Lewis.

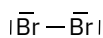


**c.** Dans  $\text{H}_2$ , il y a une liaison simple, dans  $\text{O}_2$ , une liaison double, et dans  $\text{N}_2$ , une liaison triple.

**2. a.** Le chlore se trouve dans l'avant dernière colonne du tableau périodique. Il possède donc sept électrons de valence. Il lui manque un électron pour acquérir la structure stable de l'argon qui possède huit électrons de valence, il forme donc une liaison covalente, et il lui reste six électrons non engagés dans des liaisons, qui s'apparient en trois doublets non liants. Le schéma de Lewis de  $\text{Cl}_2$  est donc :



**b.** Dans la classification périodique, le brome se situe dans la même colonne que le chlore. Ces deux atomes ont donc le même nombre d'électrons de valence. La représentation de Lewis du dibrome est donc analogue à celle du dichlore :



**11 1.** L'hydrogène se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il a donc un seul électron de valence. Il tend à acquérir la structure stable de l'hélium qui possède deux électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente.

Le carbone, l'oxygène et l'azote se trouvent tous trois sur la deuxième ligne du tableau périodique, ils tendent à acquérir la structure du néon qui comporte huit électrons de valence.

Le carbone, qui se trouve quatre colonnes avant celle des gaz nobles, a quatre électrons de valence, il forme donc quatre liaisons covalentes, et n'est entouré d'aucun doublet non liant.

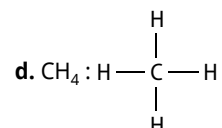
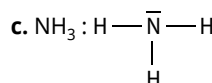
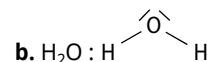
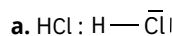
L'oxygène, qui se trouve deux colonnes avant celle des gaz nobles, a six électrons de valence, il forme donc deux liaisons covalentes, et est entouré de deux doublets non liants (les quatre électrons de valence restants qui s'apparient en deux doublets). L'azote, qui se trouve trois colonnes avant celle des gaz nobles, a cinq électrons de valence, il forme donc trois liaisons covalentes, et est entouré d'un doublet non liant (les deux électrons de valence restants qui s'apparient en un doublet).

Le chlore, qui est dans l'avant-dernière colonne, possède sept électrons de valence. Il tend à acquérir la structure stable de l'argon qui possède huit électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente, et est entouré de trois doublets non liants (les six électrons de valence restants qui s'apparient en trois doublets).

On peut regrouper les résultats dans le tableau ci-dessous :

Atome	Doublets	
	liants	non liants
H	1	0
C	4	0
O	2	2
N	3	1
Cl	1	3

**2.** On établit les schémas de Lewis :



**12 1.** L'hydrogène se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il a donc un seul électron de valence. Il tend à acquérir la structure stable de l'hélium qui possède deux électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente.

Le carbone, l'oxygène et l'azote se trouvent tous trois sur la deuxième ligne du tableau périodique, ils tendent à acquérir la structure du néon qui comporte huit électrons de valence.

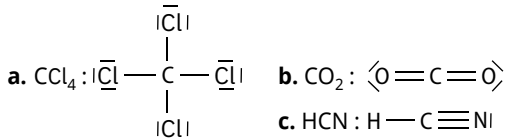
Le carbone, qui se trouve quatre colonnes avant celle des gaz nobles, a quatre électrons de valence, il forme donc quatre liaisons covalentes, et n'est entouré d'aucun doublet non liant.

L'oxygène, qui se trouve deux colonnes avant celle des gaz nobles, a six électrons de valence, il forme donc deux liaisons covalentes, et est entouré de deux doublets non liants (les quatre électrons de valence restants qui s'apparient en deux doublets).

L'azote, qui se trouve trois colonnes avant celle des gaz nobles, a cinq électrons de valence, il forme donc trois liaisons covalentes, et est entouré d'un doublet non liant (les deux électrons de valence restants qui s'apparient en un doublet).

Le chlore, qui est dans l'avant-dernière colonne, possède sept électrons de valence. Il tend à acquérir la structure stable de l'argon qui possède huit électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente, et est entouré de trois doublets non liants (les six électrons de valence restants qui s'apparient en trois doublets).

**2.** On détermine donc les schémas de Lewis :



**3.** Dans  $\text{CCl}_4$ , le carbone est entouré de quatre liaisons simples. Dans  $\text{CO}_2$ , le carbone est entouré de deux liaisons doubles. Dans  $\text{HCN}$ , le carbone est entouré d'une liaison simple, et d'une liaison triple.

**13 1. a.** L'atome d'hydrogène se trouve sur la première ligne du tableau périodique. La seule couche électronique existante est la couche 1 qui comporte au maximum deux électrons.

**b.** L'atome d'hydrogène se trouve dans la première colonne, il possède un seul électron de valence. L'ion hydrogène ne possède donc aucun électron. La couche 1 de l'hydrogène est vide. Cet ion aura donc une lacune électronique.

**c.** Le schéma de Lewis de l'ion hydrogène est donc :  $\text{H}^{\oplus}$ .

**2. a.** L'atome de sodium est sur la troisième ligne du tableau périodique. Les couches occupées pour cet atome sont les couches 1, 2 et 3.

**b.** L'atome de sodium se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il a donc un seul électron de valence. L'ion sodium  $\text{Na}^+$  ne possède donc aucun électron sur la couche 3. Or cette couche peut comporter jusqu'à huit électrons. Cet ion comportera donc quatre lacunes électroniques.

**c.** Le schéma de Lewis de l'ion sodium est donc :



**14 1. a.** L'atome de chlore, qui est dans l'avant-dernière colonne du tableau périodique, possède sept électrons de valence. L'ion chlorure  $\text{Cl}^-$  possède donc huit électrons de valence, un de plus que l'atome de chlore. Ces huit électrons s'apparient en quatre doublets non liants. L'ion  $\text{Cl}^-$  possède une charge négative.



**b.** L'atome d'oxygène se trouve deux colonnes avant celle des gaz nobles. Il possède donc six électrons de valence. L'ion oxygène possède donc huit électrons de valence, deux de plus que l'atome d'oxygène. Ces huit électrons s'apparient en quatre doublets non liants. L'ion  $\text{O}^{2-}$  possède deux charges négatives.



**2.** Le brome est dans la même colonne que le chlore dans le tableau périodique. Il a donc le même nombre d'électrons de valence et l'ion bromure a le même schéma de Lewis que l'ion chlorure.



Le soufre est dans la même colonne du tableau périodique que l'oxygène. L'ion sulfure aura donc, pour les mêmes raisons qu'évoquées précédemment, le même schéma de Lewis que l'ion oxygène.

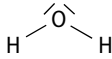


**15 1.** L'hydrogène se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il a donc un seul électron de valence. Il lui manque un électron pour acquérir la structure stable de l'hélium. Il forme donc une liaison covalente.

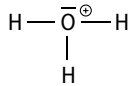
L'atome d'oxygène se trouve deux colonnes avant celle des gaz nobles. Il possède donc six électrons de valence. Il lui manque deux électrons pour acquérir la structure stable du néon. Il forme donc deux liaisons covalentes, et il lui reste 4 électrons non engagés dans des liaisons, qui s'apparient en deux doublets non liants.



Le schéma de la molécule d'eau est donc :



**2. a.** Dans l'ion oxonium, un des doublets non liants de l'oxygène devient un doublet liant entre l'oxygène et un atome d'hydrogène. L'oxygène porte donc une charge positive, celle de l'ion  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Le schéma de la molécule de l'ion oxonium est donc :



**b.** Dans l'ion hydroxyde, un des doublets liants de l'oxygène devient non liant, l'oxygène devient donc porteur d'une charge négative, celle de l'ion  $\text{HO}^-$ . Le schéma de la molécule de l'ion hydroxyde est donc :



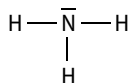
**16 1.** L'hydrogène se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il a donc un seul électron de valence. Il tend à acquérir la structure stable de l'hélium qui possède deux électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente.

L'azote, qui se trouve trois colonnes avant celle des gaz nobles, a cinq électrons de valence, il forme donc trois liaisons covalentes, et est entouré d'un doublet non liant (les deux électrons de valence restants qui s'apparient en un doublet).

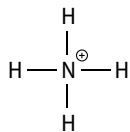
Le schéma de Lewis du diazote est donc :



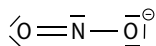
Le schéma de Lewis de l'ammoniac est donc :



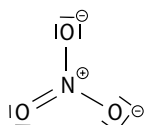
**2.** Le schéma de Lewis de l'ion ammonium est :



Le schéma de Lewis de l'ion nitrite est :



Le schéma de Lewis de l'ion nitrate est :



Dans l'ion ammonium, un des doublets non liants de l'atome d'azote devient un doublet liant entre

l'azote et un atome d'hydrogène. L'élément azote porte donc une charge positive, celle de l'ion  $\text{NH}_4^+$ .

Dans l'ion nitrite, un des doublets liants de l'atome d'oxygène devient non liant. L'oxygène devient donc porteur d'une charge négative, celle de l'ion nitrite.

Dans l'ion nitrate, deux des atomes d'oxygène voient un de leurs doublets liants transformés en doublet non liant. Ces deux atomes d'oxygène deviennent porteurs d'une charge négative. Le doublet non liant de l'atome d'azote devient un doublet liant. L'azote porte donc une charge positive. Au total, l'ion porte une charge négative.

## ► Géométrie des entités

**17** La molécule de méthane a une forme tétraédrique.

La molécule d'ammoniac a une forme pyramidale.

La molécule d'eau est plane et coudée.

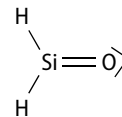
La molécule de dioxyde de carbone est plane et linéaire.

La molécule de méthanal est plane et triangulaire.

**18 1.** D'après les différentes vues de la molécule, on peut dire qu'elle est plane et triangulaire.

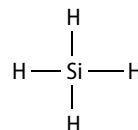
**2.** Le silicium se trouve sous le carbone dans le tableau périodique. Comme l'atome de carbone, le silicium établit donc quatre liaisons covalentes. L'atome d'oxygène participe à deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants. L'atome d'hydrogène participe à une liaison covalente.

Le schéma de Lewis de la molécule de formule  $\text{SiH}_2\text{O}$  est donc :



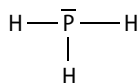
Dans cette molécule, il y a trois liaisons, une double et deux simples. Ces liaisons s'éloignent au maximum les unes des autres. La molécule est donc plane triangulaire.

**19 1. a.** Le silicium est sous le carbone dans le tableau périodique. Comme l'atome de carbone, le silicium établit donc quatre liaisons covalentes. Le schéma de Lewis de la molécule de silane est donc :

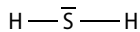


**b.** Le phosphore est sous l'azote dans le tableau périodique. Comme l'atome d'azote, le phosphore établit donc trois liaisons covalentes et est entouré

d'un doublet non liant. Le schéma de Lewis de la molécule de phosphane est donc :



c. Le soufre est sous l'oxygène dans le tableau périodique. Comme l'atome d'oxygène, le silicium établit donc deux liaisons covalentes et est entouré de deux doublets non liants. Le schéma de Lewis de la molécule de sulfure d'hydrogène est donc :



2. a. Dans ces trois molécules, quand on compte les liaisons simples et les doublets non liants, il y en a quatre au total. Les doublets s'éloignent au maximum les uns des autres et s'orientent donc vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome de silicium (respectivement l'atome de phosphore et l'atome de soufre) occupe le centre.

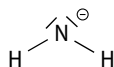
b. La molécule de silane a donc une forme tétraédrique, la molécule de phosphane est pyramidale et la molécule de sulfure d'hydrogène est coudée.

3. À l'aide d'un logiciel de représentation moléculaire, on visualise ces trois molécules.

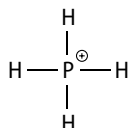


20 1. D'après la représentation des ions, on voit que l'ion  $\text{NH}_2^-$  est coudé, l'ion  $\text{PH}_4^+$  est tétraédrique et l'ion  $\text{CH}_3^-$  est pyramidal.

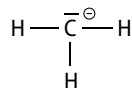
2. Dans l'ion  $\text{NH}_2^-$ , la charge négative est portée par l'élément azote dont un des doublets liants s'est transformé en doublet non liant. Le schéma de Lewis de cet ion est :



Dans l'ion  $\text{PH}_4^+$ , la charge positive est portée par l'élément phosphore dont un des doublets non liants s'est transformé en doublet liant. Le schéma de Lewis de cet ion est :



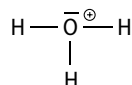
Dans l'ion  $\text{CH}_3^-$ , la charge négative est portée par l'élément carbone dont un des doublets liants s'est transformé en doublet non liant. Le schéma de Lewis de cet ion est :



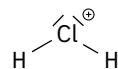
Dans ces trois entités, quand on comptabilise les liaisons et les doublets non liants, il y en a quatre au total. Les doublets, liants et non liants, s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre.

L'ion  $\text{PH}_4^+$  a donc une forme tétraédrique, l'ion  $\text{CH}_3^-$  a une forme pyramidale et l'ion  $\text{NH}_2^-$  est plan et coudé.

21 1. a. L'atome d'oxygène participe à deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants. Dans l'ion  $\text{H}_3\text{O}^+$ , la charge positive est portée par l'élément oxygène dont l'un des doublets non liants s'est transformé en doublet liant. Le schéma de Lewis de cet ion est :



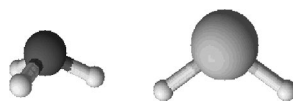
b. L'atome de chlore participe à une liaison covalente et possède trois doublets non liants. Dans l'ion  $\text{ClH}_2^+$ , la charge positive est portée par l'élément chlore dont l'un des doublets non liants s'est transformé en doublet liant. Le schéma de Lewis de cet ion est :



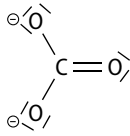
2. a. Dans ces deux entités, les liaisons et doublets non liants sont au nombre de quatre. Les doublets d'électrons s'éloignent au maximum les uns des autres s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre.

b. L'ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  a donc une forme pyramidale. L'ion  $\text{ClH}_2^+$  a une forme plane coudée.

3. On vérifie ces réponses avec un logiciel de représentation moléculaire :



22 1. L'atome de carbone participe à quatre liaisons covalentes. L'atome d'oxygène participe à deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants. Un des doublets liants de l'oxygène peut se transformer en doublet non liant auquel cas l'élément oxygène porte une charge négative. Ce phénomène se produit avec deux des trois éléments oxygène de cette entité, ce qui confère une charge «  $2^-$  » à cet ion. Le schéma de Lewis de l'ion carbonate est :



2. Cet ion comporte trois liaisons, une double et deux simples. Ces liaisons s'éloignent au maximum ce qui donne à l'ion une forme plane et triangulaire.

3. On vérifie cette réponse avec un logiciel de représentation moléculaire :



## > Polarité des molécules

**23 1.** L'électronégativité est une valeur traduisant la tendance d'un atome à attirer les électrons.

2. L'électronégativité augmente quand on se déplace de bas en haut dans une colonne, et de gauche à droite, sur une ligne.

3. L'élément le plus électronégatif est le fluor, qui se situe en haut à droite du tableau périodique.

**24 1. a.** La liaison C—C est apolaire car les deux atomes liés sont identiques.

**b.** La différence d'électronégativité entre les deux atomes liés vaut  $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35$ .

$\Delta\chi < 0,4$ , donc la liaison C—H est apolaire.

**c.** On calcule la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés :  $\Delta\chi = 3,44 - 2,55 = 0,89$ .

Ainsi,  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ . Donc la liaison C—O est polaire.

**d.** On calcule la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés :  $\Delta\chi = 3,16 - 2,55 = 0,61$ .

Ainsi,  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ . Donc la liaison C—Cl est polaire.

**e.** On calcule la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés :  $\Delta\chi = 3,04 - 2,55 = 0,49$ .

Ainsi,  $\Delta\chi$  est légèrement supérieur à 0,4. Donc la liaison C—N est légèrement polaire.

**f.** On calcule la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés :  $\Delta\chi = 3,16 - 2,20 = 0,96$ .

Ainsi,  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ . Donc la liaison H—Cl est polaire.

2. • Dans la liaison C—O, O est plus électronégatif que C, O porte la charge partielle  $\delta^-$ .



• Dans la liaison C—Cl, Cl est plus électronégatif que C, Cl porte la charge partielle  $\delta^-$ .



• Dans la liaison C—N, N est plus électronégatif que C, N porte la charge partielle  $\delta^-$ .



• Dans la liaison H—Cl, Cl est plus électronégatif que H, Cl porte la charge partielle  $\delta^-$ .



**25 1.** • Dans la molécule  $\text{O}_2$ , les deux atomes liés sont identiques, la liaison O—O est donc apolaire et la molécule  $\text{O}_2$  est apolaire.

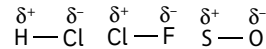
• Dans la molécule HCl, la liaison entre les deux atomes est polaire. En effet, on calcule la différence d'électronégativité  $\Delta\chi = 3,16 - 2,20 = 0,96$  et  $0,4 < 0,96 < 1,7$ . Cl étant plus électronégatif que H, Cl porte une charge partielle  $\delta^-$  et H une charge partielle  $\delta^+$ .

Dans cette molécule, le barycentre des charges partielles positives est centré au niveau de l'atome d'hydrogène, et le barycentre des charges partielles négatives est centré au niveau de l'atome de chlore. Les deux barycentres étant distincts, la molécule HCl est polaire.

• Pour la molécule ClF : On calcule la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés :  $\Delta\chi = 3,98 - 3,16 = 0,82$  et  $0,4 < 0,82 < 1,7$ . Donc la liaison Cl—F est polarisée. F étant plus électronégatif que Cl, F porte une charge partielle  $\delta^-$  et Cl une charge partielle  $\delta^+$ . Les barycentres des charges partielles positives et négatives étant distincts, la molécule ClF est polaire.

• Pour la molécule SO : On calcule la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés :  $\Delta\chi = 3,44 - 2,58 = 0,86$  et  $0,4 < 0,86 < 1,7$ . Donc la liaison S—O est polarisée. O étant plus électronégatif que S, O porte une charge partielle  $\delta^-$  et S une charge partielle  $\delta^+$ . Les barycentres des charges partielles positives et négatives étant distincts, la molécule SO est polaire.

2. On peut représenter les charges partielles sur les liaisons polaires :



**26 1. a.** Dans ces trois molécules, on trouve les liaisons suivantes : C—H, N—H et O—H.

**b.** On calcule la différence entre les électronégativités des atomes liés :

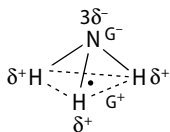
• Liaison C—H :  $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35$ .  $\Delta\chi < 0,4$ , donc la liaison C—H est apolaire.

• Liaison N—H :  $\Delta\chi = 3,04 - 2,20 = 0,84$ . Et  $0,4 < 0,84 < 1,7$ , donc la liaison N—H est polaire.

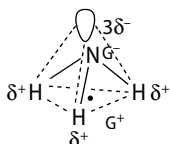
• Liaison O—H :  $\Delta\chi = 3,44 - 2,20 = 1,24$ . Et  $0,4 < 1,24 < 1,7$ , donc la liaison O—H est polaire.

2. **a.** • Dans la liaison N—H, N est plus électronégatif que H, c'est donc N qui porte une charge partielle  $\delta^-$  et H, une charge partielle  $\delta^+$ . Dans la molécule

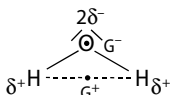
$\text{NH}_3$ , chaque atome H porte une charge partielle  $\delta^+$ , donc l'atome N porte une charge partielle  $3\delta^-$ .



Ou bien, en représentant le doublet non liant qui rentre dans le tétraèdre :



• Dans la liaison  $\text{O}-\text{H}$ , O est plus électronégatif que H, c'est donc O qui porte une charge partielle  $\delta^-$  et H, une charge partielle  $\delta^+$ . Dans la molécule  $\text{H}_2\text{O}$ , chaque atome H porte une charge partielle  $\delta^+$ , donc l'atome O porte une charge partielle  $2\delta^-$ .



**b.** • Dans la molécule  $\text{NH}_3$ , le barycentre des charges partielles négatives se situe au niveau de l'atome N, et le barycentre des charges partielles positives se trouve à équidistance des trois atomes d'hydrogène (voir figure précédente).

• Dans la molécule  $\text{H}_2\text{O}$ , le barycentre des charges partielles négatives se situe au niveau de l'atome O, et le barycentre des charges partielles positives se trouve à équidistance des deux atomes d'hydrogène (voir figure précédente).

**c.** • Dans la molécule  $\text{CH}_4$ , aucune liaison n'est polaire. Donc cette molécule est apolaire.

• Dans la molécule  $\text{NH}_3$ , les barycentres  $G^+$  et  $G^-$  sont distincts, cette molécule est donc polaire.

• Dans la molécule  $\text{H}_2\text{O}$ , les barycentres  $G^+$  et  $G^-$  sont distincts, cette molécule est donc polaire.

**27 1. a.** On calcule les différences d'électronégativité entre les atomes liés.

Liaison  $\text{H}-\text{Cl}$  :  $\Delta\chi = 3,16 - 2,20 = 0,96$ .

Liaison  $\text{C}-\text{Cl}$  :  $\Delta\chi = 3,16 - 2,55 = 0,61$ .

Liaison  $\text{C}-\text{O}$  :  $\Delta\chi = 3,44 - 2,55 = 0,89$ .

Dans ces trois cas, on trouve une différence d'électronégativité comprise entre 0,4 et 1,7. Ces trois liaisons sont donc polaires.

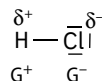
**b.** La liaison  $\text{C}-\text{H}$  est apolaire.

En effet,  $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$ .

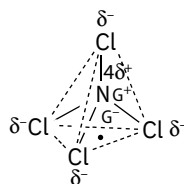
**2. a. et b. c.**

• Dans la molécule  $\text{HCl}$ , Cl porte une charge partielle  $\delta^-$  et H une charge partielle  $\delta^+$ . Le barycentre des charges partielles positives est centré au niveau de

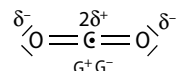
l'atome d'hydrogène, et le barycentre des charges partielles négatives est centré au niveau de l'atome de chlore. Les deux barycentres étant distincts, la molécule  $\text{HCl}$  est polaire.



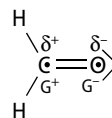
• Dans la molécule  $\text{CCl}_4$ , chaque Cl porte une charge partielle  $\delta^-$  et C une charge partielle  $4\delta^+$ . Le barycentre des charges partielles positives est centré au niveau de l'atome de carbone, et le barycentre des charges partielles négatives est équidistant des quatre atomes de chlore, c'est-à-dire au niveau de l'atome de carbone car la molécule a une géométrie tétraédrique. Les deux barycentres étant confondus, la molécule  $\text{CCl}_4$  est apolaire.



• Dans la molécule  $\text{CO}_2$ , chaque O porte une charge partielle  $\delta^-$  et C une charge partielle  $2\delta^+$ . Le barycentre des charges partielles positives est centré au niveau de l'atome de carbone, et le barycentre des charges partielles négatives est équidistant des deux atomes d'oxygène, c'est-à-dire au niveau de l'atome de carbone car la molécule est linéaire. Les deux barycentres étant confondus, la molécule  $\text{CO}_2$  est apolaire.



• Dans la molécule  $\text{CH}_2\text{O}$ , les liaisons  $\text{C}-\text{H}$  sont apolaires. Seule la liaison  $\text{C}=\text{O}$  est polaire, O portant une charge partielle  $\delta^-$  et C une charge partielle  $\delta^+$ . Le barycentre des charges partielles positives est centré au niveau de l'atome de carbone, et le barycentre des charges partielles négatives est centré au niveau de l'atome d'oxygène. Les deux barycentres étant distincts, la molécule  $\text{CH}_2\text{O}$  est polaire.



**28 1. a.** Dans ces trois molécules, on trouve les liaisons suivantes :  $\text{C}-\text{H}$ ,  $\text{C}-\text{O}$  et  $\text{O}-\text{H}$ .

**b.** La liaison  $\text{C}-\text{H}$  est apolaire.

En effet,  $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$ .

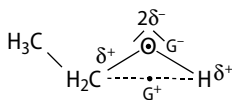
Liaison C—O :  $\Delta\chi = 3,44 - 2,55 = 0,89$ . Et  $0,4 < 0,89 < 1,7$ , donc la liaison C—O est polaire.

Liaison O—H :  $\Delta\chi = 3,44 - 2,20 = 1,24$ . Et  $0,4 < 1,24 < 1,7$ , donc la liaison O—H est polaire.

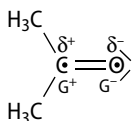
## 2. a. b. et c.

- Dans la molécule de cyclohexane, il n'y a que des liaisons apolaires, donc le cyclohexane est un solvant apolaire.

- Dans la molécule d'éthanol, l'atome C et l'atome H portent chacun une charge partielle  $\delta^+$  et O une charge partielle  $2\delta^-$ . Le barycentre des charges partielles négatives est centré au niveau de l'atome d'oxygène, et le barycentre des charges partielles positives est équidistant des deux atomes C et H. Les deux barycentres étant distincts, l'éthanol est un solvant polaire.



- Dans la molécule d'acétone, l'atome C porte une charge partielle  $\delta^+$  et O une charge partielle  $\delta^-$ . Le barycentre des charges partielles négatives est centré au niveau de l'atome d'oxygène, et le barycentre des charges partielles positives au niveau de l'atome de carbone. Les deux barycentres étant distincts, l'acétone est un solvant polaire.



## Exercices similaires aux exercices résolus

■ p. 76 et 77

**30 1. et 2.** Les atomes présents dans la molécule sont C, H, O et N.

L'hydrogène se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il a donc un seul électron de valence. Il tend à acquérir la structure stable de l'hélium qui possède deux électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente.

Le carbone, l'oxygène et l'azote se trouvent tous trois sur la deuxième ligne du tableau périodique, ils tendent à acquérir la structure du néon qui comporte huit électrons de valence.

Le carbone, qui se trouve quatre colonnes avant celle des gaz nobles, a quatre électrons de valence, il forme donc quatre liaisons covalentes, et n'est entouré d'aucun doublet non liant.

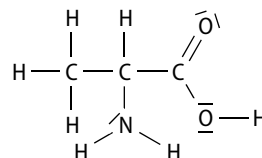
L'oxygène, qui se trouve deux colonnes avant celle des gaz nobles, a six électrons de valence, il forme donc deux liaisons covalentes, et est entouré de deux doublets non liants (les quatre électrons de valence restants qui s'apparient en deux doublets).

L'azote, qui se trouve trois colonnes avant celle des gaz nobles, a cinq électrons de valence, il forme donc trois liaisons covalentes, et est entouré d'un doublet non liant (les deux électrons de valence restants qui s'apparient en un doublet).

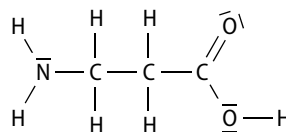
On peut regrouper les résultats dans le tableau ci-contre :

Atome	Doublets	
	liants	non liants
H	1	0
C	4	0
O	2	2
N	3	1

## 3. Schéma de Lewis de l'α-alanine :



## Schéma de Lewis de la β-alanine :

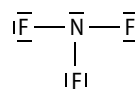


**32 1. et 2.** Les atomes présents dans la molécule sont N et F. L'azote et le fluor se trouvent sur la deuxième ligne du tableau périodique, ils tendent tous deux à acquérir la structure stable du néon qui comporte huit électrons de valence.

L'azote, qui se trouve trois colonnes avant celle des gaz nobles, a cinq électrons de valence, il forme donc trois liaisons covalentes, et est entouré d'un doublet non liant (les deux électrons de valence restants qui s'apparient en un doublet).

Le fluor, qui est dans l'avant-dernière colonne, possède sept électrons de valence. Il tend à acquérir la structure stable du néon qui possède huit électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente, et est entouré de trois doublets non liants (les six électrons de valence restants qui s'apparient en trois doublets).

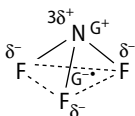
Le schéma de Lewis de la molécule  $\text{NF}_3$  est donc :



Les doublets liants et non liants autour de l'atome d'azote sont au nombre de quatre. Les doublets s'orientent donc vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome d'azote occupe le centre. La molécule est donc pyramidale.

**3. a. b. et c.** On calcule la différence d'électronégativité entre les atomes N et F :

$\Delta\chi = \chi_F - \chi_N = 3,98 - 3,04 = 0,94$ . Ainsi,  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ . Donc la liaison N—F est polaire. Chaque atome de fluor porte une charge partielle  $\delta^-$  et l'atome d'azote porte une charge partielle  $3\delta^+$ . Le barycentre des charges partielles positives  $G^+$  se trouve au niveau de l'atome d'azote, et le barycentre des charges partielles négatives  $G^-$  est équidistant des trois atomes de fluor.

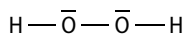


$G^+$  et  $G^-$  étant distants, cette molécule est polaire.

### Croiser les notions ■ p. 78

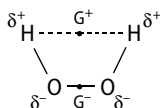
**33 1.** L'atome d'oxygène établit deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants. L'atome d'hydrogène établit une liaison covalente.

Le schéma de Lewis de l'eau oxygénée est donc :



**2.** On compte les liaisons et les doublets non liants autour de chaque atome d'oxygène, ils sont au nombre de quatre. Par répulsion électrostatique, les doublets s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome d'oxygène occupe le centre. Au niveau de chaque atome d'oxygène, la molécule est donc plane coudée.

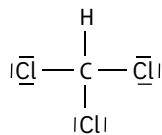
**3.** La liaison O—O est apolaire car reliant deux atomes identiques. Pour la liaison O—H, on calcule :  $\Delta\chi = 3,44 - 2,20 = 1,24$ . Ainsi,  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ . La liaison O—H est polaire. Chaque atome d'oxygène porte une charge partielle  $\delta^-$  et chaque atome d'hydrogène porte une charge partielle  $\delta^+$ . Le barycentre des charges partielles négatives se trouve à mi-distance entre les deux atomes d'oxygène, et le barycentre des charges partielles positives, à mi-distance entre les deux atomes d'hydrogène. D'après la représentation spatiale fournie, ces deux barycentres ne coïncident pas, la molécule d'eau oxygénée est donc polaire.



### 34 > Démarche avancée

**On commence par établir le schéma de Lewis de la molécule :**

On sait que l'atome de carbone établit quatre liaisons covalentes, que l'hydrogène établit une liaison covalente, et que le chlore établit une liaison covalente et est entouré de trois doublets non liants. Le schéma de Lewis du chloroforme est donc :



**Ensuite, on détermine la géométrie de la molécule :**

Le carbone est entouré de quatre liaisons qui s'éloignent au maximum, ce qui confère à cette molécule une forme tétraédrique.

**On étudie enfin la polarité des liaisons et la position des barycentres des charges partielles positives et négatives :**

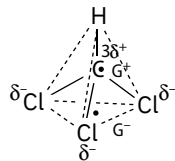
La liaison C—H est apolaire.

En effet,  $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$ .

La liaison C—Cl est polaire.

En effet,  $\Delta\chi = 3,16 - 2,55 = 0,61$ . Ainsi,  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ . Dans cette liaison, l'atome Cl porte une charge partielle négative, et l'atome C une charge partielle positive.

Au total, dans la molécule de chloroforme, chaque atome de chlore porte une charge partielle  $\delta^-$ , et l'atome de carbone porte une charge partielle  $3\delta^+$ . On détermine la position des barycentres  $G^+$  et  $G^-$  sur un schéma représentant la molécule dans sa géométrie réelle : Les barycentres  $G^+$  et  $G^-$  étant distincts, la molécule de chloroforme est polaire.



### > Démarche élémentaire

**1. a.** L'hydrogène se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il a donc un seul électron de valence. Il tend à acquérir la structure stable de l'hélium qui possède deux électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente.

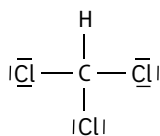
Le carbone, l'oxygène et l'azote se trouvent tous trois sur la deuxième ligne du tableau périodique, ils tendent à acquérir la structure du néon qui comporte huit électrons de valence.

Le carbone, qui se trouve quatre colonnes avant celle des gaz nobles, a quatre électrons de valence,

il forme donc quatre liaisons covalentes, et n'est entouré d'aucun doublet non liant.

Le chlore, qui est dans l'avant-dernière colonne, possède sept électrons de valence. Il tend à acquérir la structure stable de l'argon qui possède huit électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente, et est entouré de trois doublets non liants (les six électrons de valence restants qui s'apparient en trois doublets).

**b.** Le schéma de Lewis du chloroforme est donc :



**2.** L'atome de carbone est entouré de quatre liaisons simples. Ces quatre liaisons s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome de carbone occupe le centre.

**3. a.** La liaison C—H est apolaire.

En effet,  $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$ .

Pour la liaison C—Cl, on calcule :

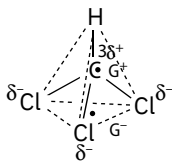
$\Delta\chi = 3,16 - 2,55 = 0,61$ . Ainsi,  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ .

Donc la liaison C—Cl est polaire.

L'atome Cl est plus électronégatif que C, donc chaque atome de chlore porte une charge partielle  $\delta^-$ , et le carbone, une charge partielle  $3\delta^+$ .

**b.** Le barycentre de charges partielles positives  $G^+$  se trouve au niveau de l'atome de carbone. Et le barycentre des charges partielles négatives  $G^-$  est équidistant des trois atomes de chlore, donc dans le plan des trois atomes de chlore qui ne contient pas l'atome de carbone.

**c.**  $G^+$  et  $G^-$  étant distincts, la molécule de chloroforme est polaire.



**35** Traduction de l'énoncé :

Le phosgène, de formule  $\text{COCl}_2$ , est un gaz toxique qui a été utilisé comme arme chimique notamment pendant la Première Guerre mondiale.

**1.** Traduire ce qu'indique ce poster préventif américain datant de la Seconde Guerre mondiale.

**2.** Établir le schéma de Lewis du phosgène.

**3. a.** Établir la géométrie de la molécule de phosgène. Justifier.

**b.** Vérifier la réponse précédente à l'aide d'un logiciel de représentation moléculaire ou d'une application pour smartphone.

**1.** Traduction de l'affiche :

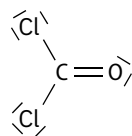
« Sent comme du foin moisi ou du maïs vert ; irrite les poumons ; provoque une sensation d'étourdissement accrue ; gaz incolore »

**2.** Le carbone et l'oxygène se trouvent tous trois sur la deuxième ligne du tableau périodique, ils tendent à acquérir la structure électronique du néon qui comporte huit électrons de valence.

Le carbone, qui se trouve quatre colonnes avant celle des gaz nobles, a quatre électrons de valence, il forme donc quatre liaisons covalentes, et n'est entouré d'aucun doublet non liant.

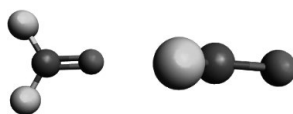
L'oxygène, qui se trouve deux colonnes avant celle des gaz nobles, a six électrons de valence, il forme donc deux liaisons covalentes, et est entouré de deux doublets non liants (les quatre électrons de valence restants qui s'apparient en deux doublets). Le chlore, qui est dans l'avant-dernière colonne, possède sept électrons de valence. Il tend à acquérir la structure stable de l'argon qui possède huit électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente, et est entouré de trois doublets non liants (les six électrons de valence restants qui s'apparient en trois doublets).

Le schéma de Lewis du phosgène est donc :

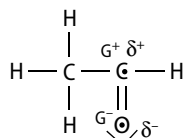


**3. a.** L'atome de carbone est entouré de trois liaisons : une double et deux simples. Par répulsion électrostatique, ces trois liaisons s'orientent dans un plan, avec un angle d'environ  $120^\circ$  entre elles. La molécule est donc plane et triangulaire.

**b.** Avec un logiciel de représentation moléculaire, on représente le phosgène, et on vérifie que la molécule est plane et triangulaire.

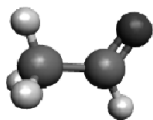


**36** **1.** Chaque atome de carbone établit quatre liaisons covalentes. L'atome d'oxygène établit deux liaisons covalentes et est entouré de deux doublets non liants, et chaque atome d'hydrogène établit une liaison covalente. Le schéma de Lewis de l'éthanal est donc :



**2. a.** L'atome de carbone qui porte les trois atomes d'hydrogène est entouré de quatre liaisons simples. Il a donc une géométrie tétraédrique, chaque liaison pointant vers un sommet du tétraèdre, et l'atome de carbone en occupant le centre. L'atome de carbone qui porte l'atome d'oxygène est entouré de trois liaisons : une double et deux simples. Ces trois liaisons s'orientent dans un plan, à environ  $120^\circ$  les unes des autres. À ce niveau, la molécule est donc plane triangulaire.

**b.** On vérifie avec un logiciel de représentation moléculaire :

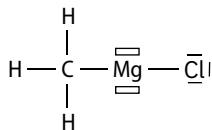


**3.** Les liaisons C—H sont apolaires. En effet,  $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$ .

Pour la liaison C—O, on calcule  $\Delta\chi = 3,44 - 2,55 = 0,89$ . Ainsi,  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ . La liaison C—O est donc polaire. L'atome d'oxygène porte la charge partielle négative  $\delta^-$ , et l'atome de carbone qui porte l'atome d'oxygène porte une charge partielle positive  $\delta^+$ . Dans la molécule d'éthanal, les barycentres  $G^+$  et  $G^-$  sont distincts. L'éthanal est une molécule polaire (cf. 1.).

**37 1.** Le carbone établit quatre liaisons covalentes, l'hydrogène établit une liaison covalente, et le chlore établit une liaison covalente et est entouré de trois doublets non liants.

L'atome de magnésium est dans la deuxième colonne du tableau périodique. Il possède deux électrons de valence, qu'il met en commun dans deux liaisons covalentes. Il lui manquera donc deux doublets par rapport à la structure du gaz noble argon. Il présente donc deux lacunes électroniques. Le schéma de Lewis du chlorure de méthylmagnésium est donc :



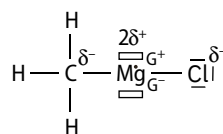
**2.** L'atome de carbone est entouré de quatre liaisons, il occupe le centre d'un tétraèdre, et les quatre liaisons s'orientent vers ses sommets. Le magnésium est entouré de deux liaisons simples. Ces deux liaisons s'éloignent au maximum par répulsion électrostatique. À ce niveau, la molécule est linéaire.

**3.** Les liaisons C—H sont apolaires. En effet,  $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$ .

Étudions la liaison Mg—C : on calcule  $\Delta\chi = 2,55 - 1,31 = 1,24$ . Ainsi,  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ . La

liaison Mg—C est donc polaire. L'atome de carbone porte la charge partielle négative  $\delta^-$ , et l'atome de magnésium porte une charge partielle positive  $\delta^+$ . Étudions la liaison Mg—Cl : on calcule  $\Delta\chi = 3,16 - 1,31 = 1,85$ . Ainsi,  $0,4 < \Delta\chi < 2$ . La liaison Mg—Cl est donc polaire. L'atome de chlore porte la charge partielle négative  $\delta^-$ , et l'atome de magnésium porte une charge partielle positive  $\delta^+$ . Au total, l'atome de magnésium porte une charge partielle positive  $2\delta^+$ .

Le barycentre des charges partielles positives se trouve donc au niveau de l'atome de magnésium, et le barycentre des charges partielles négatives se trouve à mi-distance entre les atomes de carbone et de chlore, soit au niveau de l'atome de magnésium également.



On représente les charges partielles et leurs barycentres sur le schéma de Lewis. Les barycentres des charges partielles positives et négatives étant confondus, cette molécule est apolaire.

**38 1.** Les pictogrammes indiquent que ce produit est inflammable, toxique, et dangereux pour l'environnement.

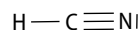
Les phrases de danger indiquées ont la signification suivante :

- H224 : liquide et vapeurs extrêmement inflammables ;
- H300 : mortel en cas d'ingestion ;
- H310 : mortel par contact cutané ;
- H330 : mortel par inhalation ;
- H410 : très toxique pour les organismes aquatiques, entraîne des effets néfastes à long terme.

**2. a.** On peut supposer que l'étiquette du flacon reçu par Sherlock Holmes portait le mot « Poison ».

**b.** L'expéditeur de cette fiole avait l'intention de se suicider. Sherlock Holmes lui avait suggéré de ne pas attenter à sa vie.

**3.** L'atome de carbone établit quatre doublets liants, l'atome d'hydrogène établit un doublet liant, et l'atome d'azote établit trois doublets liants, et est entouré d'un doublet non liant. Le schéma de Lewis du cyanure d'hydrogène est donc :



**4.** L'atome de carbone est entouré de deux liaisons : une simple et une triple. Ces deux liaisons s'éloignent au maximum l'une de l'autre, la molécule de cyanure d'hydrogène est donc linéaire.



5. La liaison H—C est apolaire. En effet,  $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$ .

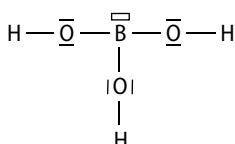
Pour la liaison C—N, on calcule  $\Delta\chi = 3,04 - 2,55 = 0,49$ . Ainsi,  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ . La liaison C—N est donc polaire.

La molécule HCN porte une seule liaison polaire, cette molécule est donc polaire.

**39 1.** L'atome de bore est dans la troisième colonne du tableau périodique, il possède donc trois électrons de valence. Il peut mettre ses trois électrons de valence en commun dans des liaisons covalentes. Il lui manquera alors un doublet par rapport au gaz noble qui le suit, le néon. Il présente donc une lacune électronique.

L'oxygène établit deux liaisons covalentes et est entouré de deux doublets non liants. L'hydrogène établit une liaison covalente.

Le schéma de Lewis de l'acide borique est donc :



2. L'atome de bore est entouré de trois liaisons. Par répulsion électronique, ces trois doublets s'orientent dans un plan, le plus éloigné possible les uns des autres. Autour de l'atome de bore, la molécule est donc plane, triangulaire, avec un angle de  $120^\circ$  entre les liaisons. Chaque atome d'oxygène est entouré de deux liaisons covalentes et de deux doublets non liants. Ces quatre doublets s'éloignent au maximum et s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'oxygène occupe le centre. Autour de chaque atome d'oxygène, la molécule est plane coudée. (Hors programme) La forme la plus stable de la molécule est celle où tous les atomes d'hydrogène sont dans la même plan que l'atome de bore. Ainsi, la molécule d'acide borique est plane.



3. On calcule la différence d'électronégativité entre les atomes.

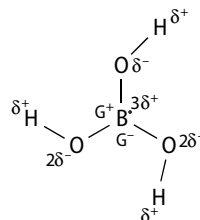
Pour la liaison B—O :  $\Delta\chi = 3,44 - 2,04 = 1,40$ . Ainsi,  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ . La liaison B—O est polaire, l'oxygène étant plus électronégatif que le bore.

Pour la liaison O—H :  $\Delta\chi = 3,44 - 2,20 = 1,24$ . Ainsi,  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ . La liaison O—H est polaire, l'oxygène étant plus électronégatif que l'hydrogène.

Ainsi, chaque atome d'hydrogène porte une charge partielle  $\delta^+$ , chaque atome d'oxygène porte une charge partielle  $2\delta^-$  (l'une provenant de la liaison

O—H, l'autre, de la liaison B—O), et l'atome de bore porte une charge partielle  $3\delta^+$ .

La molécule étant à symétrie circulaire, les barycentres des charges partielles positives et négatives se trouvent au centre de la molécule, c'est-à-dire au niveau de l'atome de bore. La molécule d'acide borique est donc apolaire.



**40 1. a.** Le magnésium se trouve sur la troisième ligne et dans la deuxième colonne du tableau périodique. Il a donc deux électrons de valence sur la couche 3. Cette couche comporte au maximum huit électrons.

L'ion magnésium  $\text{Mg}^{2+}$  possède deux électrons de moins que l'atome de magnésium, et la couche 3 du magnésium est vide. Cet ion comportera donc quatre lacunes électroniques.

Le schéma de Lewis de l'ion magnésium est donc :



b. Le sodium se trouve sur la troisième ligne et dans la première colonne du tableau périodique. Il a donc un seul électron de valence sur la couche 3. Cette couche comporte au maximum huit électrons. L'ion sodium  $\text{Na}^+$  possède un électron de moins que l'atome de sodium, et la couche 3 du sodium est vide. Cet ion comportera donc quatre lacunes électroniques.

Le schéma de Lewis de l'ion sodium est donc :



c. L'atome de chlore est dans l'avant dernière colonne du tableau périodique, il a sept électrons de valence. L'ion chlorure  $\text{Cl}^-$  possède donc huit électrons de valence, un de plus que l'atome de chlore. Ces 8 électrons s'apparient en quatre doublets non liants. L'ion  $\text{Cl}^-$  possède une charge négative. La représentation de Lewis de l'ion chlorure est donc :



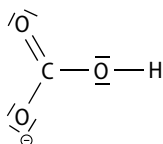
d. L'atome de fluor est dans l'avant dernière colonne du tableau périodique, il possède sept électrons de valence. L'ion fluorure  $\text{F}^-$  possède donc huit électrons de valence, un de plus que l'atome de fluor. Ces huit électrons s'apparient en quatre doublets

non liants. L'ion  $F^-$  possède une charge négative. La représentation de Lewis de l'ion fluorure est donc :



e. L'atome de carbone participe à quatre liaisons covalentes. L'atome d'oxygène participe à deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants. L'atome d'hydrogène participe à une liaison covalente. Dans l'ion  $HCO_3^-$ , un doublet liant de l'oxygène est transformé en doublet non liant, ce qui confère une charge négative à l'élément oxygène. C'est la charge de l'ion.

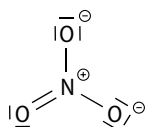
Le schéma de Lewis de l'ion hydrogénocarbonate est :



f. L'atome d'azote établit trois liaisons covalentes et possède un doublet non liant. Chaque atome d'oxygène établit deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants.

Dans l'ion nitrate, le doublet non liant de l'azote est transformé en doublet liant, l'azote porte donc une charge positive. Sur deux des éléments oxygène, un doublet liant est transformé en doublet non liant. Ces deux éléments oxygène portent donc chacun une charge négative. Au total, l'édifice polyatomique porte une charge négative.

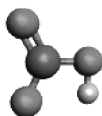
Le schéma de Lewis de l'ion nitrate est :



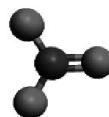
2. a. Dans ces deux entités, l'atome central est entouré de trois liaisons : une double et deux simples. Ces trois liaisons s'éloignent au maximum, et ces deux entités sont planes et triangulaires. Dans l'ion hydrogénocarbonate, au niveau de l'atome d'oxygène qui porte un atome d'hydrogène, la molécule est plane coude.

b. On vérifie avec un logiciel de représentation moléculaire.

L'ion hydrogénocarbonate a pour représentation :

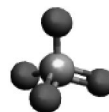


L'ion nitrate a pour représentation :



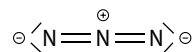
3. a. Dans l'ion sulfate, l'atome de soufre est entouré de quatre liaisons : deux doubles, et deux simples. Ces quatre liaisons s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome de soufre occupe le centre.

b. On vérifie la géométrie des molécules à l'aide d'un logiciel de représentation moléculaire :



41 1. a. L'atome d'azote établit trois liaisons covalentes et comporte un doublet non liant. Dans l'ion azoture, trois atomes d'azote sont liés. Sur l'élément azote du milieu, le doublet non liant se transforme en doublet liant, il porte donc une charge positive. Sur les deux éléments azote des extrémités, un des doublets liants se transforme en doublet non liant ; ces deux éléments azote sont donc porteurs d'une charge négative. Au total, l'édifice polyatomique comporte une charge négative.

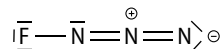
Le schéma de Lewis de l'ion azoture est le suivant :



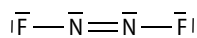
b. L'élément azote central est entouré de deux liaisons doubles. Par répulsion électrostatique, ces liaisons s'éloignent au maximum, et l'ion azoture est plan et linéaire.

2. Pour l'azoture de fluor, on peut reprendre le schéma de Lewis établi précédemment, avec un doublet non liant d'un des deux éléments azote extrêmes qui devient liant avec l'atome de fluor. L'atome de fluor, comme l'atome de chlore, établit une liaison covalente et comporte trois doublets non liants.

Le schéma de Lewis de l'azoture de fluor est le suivant :



3. a. D'après ce qui a été écrit précédemment, on établit le schéma de Lewis du difluorure de diazote :

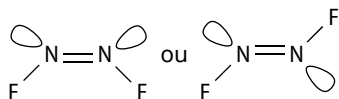


b. Autour de chaque atome d'azote, les liaisons et les doublets non liants sont au nombre de trois : une liaison simple, une liaison double et un doublet

non liant. Par répulsion électrostatique, les liaisons et le doublet s'orientent dans un plan, espacés d'un angle d'environ  $120^\circ$  les uns des autres. La molécule est donc coude au niveau de chaque atome d'azote.

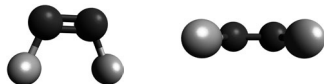
*Remarque* : en réalité, l'angle entre la simple liaison et la double liaison vaut  $111,4^\circ$  car le doublet non liant occupe beaucoup plus d'espace qu'un doublet liant.

Les deux atomes de fluor peuvent se trouver soit du même côté de la double liaison  $N=N$ , soit de part et d'autre :

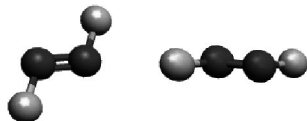


c. On vérifie avec un logiciel de représentation moléculaire que la molécule est bien plane, et coude au niveau de chaque atome d'azote.

Première configuration :



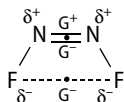
Deuxième configuration :



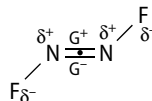
d. La liaison  $N=N$  est apolaire car reliant deux atomes identiques.

Pour la liaison  $N-F$ , on calcule :  $\Delta\chi = 3,98 - 3,04 = 0,94$ . Ainsi,  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ . La liaison  $N-F$  est donc polaire. Le fluor est plus électronégatif que l'azote, donc chaque atome de fluor porte une charge partielle  $\delta^-$ , et chaque atome d'azote porte une charge partielle  $\delta^+$ .

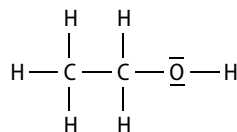
Dans le cas où les deux atomes de fluor sont du même côté de la double liaison, le barycentre des charges partielles positives se trouve entre les deux atomes d'azote, et le barycentre des charges partielles négatives est équidistant des deux atomes de fluor, donc distinct du barycentre des charges partielles positives. Cette molécule est polaire.



Dans le cas où les deux atomes de fluor sont de part et d'autre de la double liaison, les barycentres des charges partielles positives et négatives sont confondus entre les deux atomes d'azote, donc la molécule est apolaire.



**42 1. a.** L'atome de carbone établit quatre liaisons covalentes, l'atome d'oxygène établit deux liaisons covalentes et est entouré de deux doublets non liants, et l'atome d'oxygène établit une liaison covalente. Le schéma de Lewis de l'éthanol est donc :



b. Les deux atomes de carbone sont entourés de quatre liaisons simples. Au niveau des atomes de carbone, la géométrie est tétraédrique. L'atome d'oxygène, lui, est entouré de deux liaisons simples et de deux doublets non liants qui s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre. Au niveau de l'atome d'oxygène, la molécule est plane coude.

c. La liaison  $C-C$  est apolaire car liant deux atomes identiques. Les liaisons  $C-H$  sont apolaires.

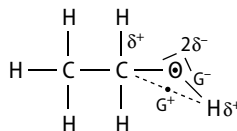
En effet,  $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$ .

Pour la liaison  $C-O$ , on calcule  $\Delta\chi = 3,44 - 2,55 = 0,89$ . Ainsi,  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ . La liaison  $C-O$  est donc polaire. L'atome d'oxygène porte la charge partielle négative  $\delta^-$ , et l'atome de carbone qui porte l'atome d'oxygène porte une charge partielle positive  $\delta^+$ .

Pour la liaison  $O-H$ , on calcule  $\Delta\chi = 3,44 - 2,20 = 1,24$ . Ainsi,  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ . La liaison  $O-H$  est donc polaire. L'atome d'oxygène porte la charge partielle négative  $\delta^-$ , et l'atome de d'hydrogène porte une charge partielle positive  $\delta^+$ .

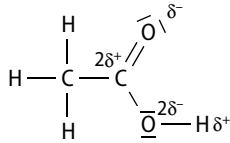
Au total, l'atome d'oxygène porte une charge partielle  $2\delta^-$ .

Au niveau de l'atome d'oxygène, la molécule est plane coude, donc le barycentre des charges partielles positives (équidistant des atomes C et H liés à l'oxygène) et négatives (au niveau de l'atome d'oxygène) ne coïncident pas. La molécule d'éthanol est donc polaire.



**2. a et c.** Dans l'acide éthanique, l'atome de carbone établit une liaison double avec un premier atome d'oxygène, et une liaison simple avec un deuxième.

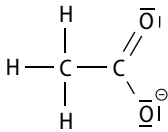
Le schéma de Lewis de l'acide éthanoïque est :



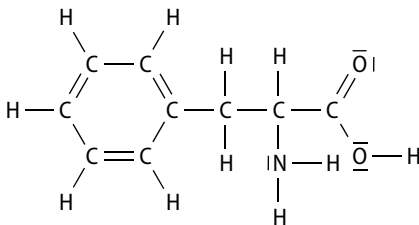
Comme expliqué en 1. c., les liaisons C—C et C—H sont apolaires, et les liaisons C—O et O—H sont polaires. Avec l'atome d'oxygène plus électronégatif que l'atome de carbone, et que l'atome d'hydrogène. Les charges partielles se répartissent donc comme sur le schéma ci-dessus.

b. L'atome de carbone portant les trois atomes d'hydrogène est entouré de quatre liaisons simples, à ce niveau-là, la molécule est tétraédrique. L'atome de carbone portant les deux atomes d'oxygène est entouré de trois liaisons : une double et deux simples. Au niveau de cet atome, la molécule est plane triangulaire. L'atome d'oxygène portant l'atome d'hydrogène est entouré de deux liaisons simples et de deux doublets non liants. Ces quatre doublets d'électrons s'orientent vers le sommet d'un tétraèdre, donc au niveau de cet atome d'oxygène, la molécule apparaît plane coudée.

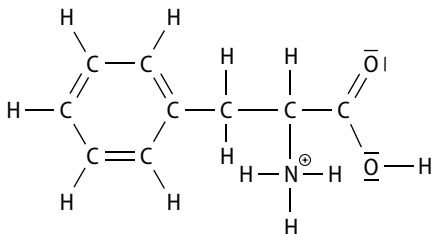
3. Dans l'ion éthanoate, l'atome d'oxygène qui portait un atome d'hydrogène devient porteur d'un doublet non liant supplémentaire, il est donc chargé négativement. Le schéma de Lewis est donc :



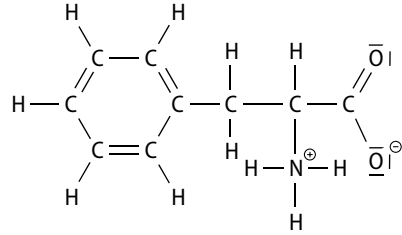
43 1. Le schéma de Lewis de la phénylalanine est :



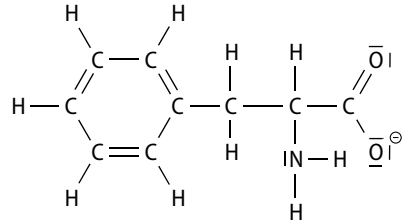
2. a. • Pour  $\text{pH} < 2,6$ , le schéma de Lewis de la phénylalanine est :



• Pour  $2,6 < \text{pH} < 9,2$ , le schéma de Lewis de la phénylalanine est :



• Pour  $\text{pH} > 9,2$ , le schéma de Lewis de la phénylalanine est :



b. Pour  $2,6 < \text{pH} < 9,2$ , la phénylalanine présente une charge positive portée par l'atome d'azote, et une charge négative portée par l'atome d'oxygène, qui ne lui est pas directement lié. C'est le zwitterion de la phénylalanine.

3. • Pour  $\text{pH} < 2,6$ , l'atome d'azote est entouré de quatre liaisons simples. Ces quatre liaisons s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome d'azote occupe le centre. À cet endroit, la molécule est tétraédrique.

L'atome de carbone en bout de chaîne est entouré de trois liaisons : deux liaisons simples et une double. Ces trois liaisons s'éloignent au maximum, et à cet endroit, la molécule est plane et triangulaire.

• Pour  $2,6 < \text{pH} < 9,2$ , au niveau de l'atome d'azote, la réponse est la même que dans le cas précédent : à cet endroit, la molécule est tétraédrique.

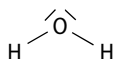
Pour ce qui est de l'atome de carbone en bout de chaîne, la réponse est la même que précédemment, la liaison simple C—OH étant remplacée par une autre liaison simple C—O<sup>-</sup>.

• Pour  $\text{pH} > 9,2$ , l'atome d'azote est entouré de quatre doublets d'électrons : trois doublets liants, et un doublet non liant. Ces quatre doublets s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome d'azote occupe le centre. La forme visible prise par la molécule est pyramidale.

Et pour le carbone en bout de chaîne, la molécule est triangulaire plane, comme précédemment.

44 Afin d'acquérir la structure stable du gaz noble le plus proche, l'oxygène établit deux liaisons covalentes, et il est entouré de deux doublets non liants. L'atome d'hydrogène, lui, établit une liaison covalente.

Le schéma de Lewis de la molécule d'eau est donc :



L'atome d'oxygène est entouré de deux doublets liants et de deux doublets non liants. Les liaisons et les doublets non liants, comptés simultanément sont au nombre de quatre. Par répulsion électrostatique, ces doublets d'électrons s'éloignent au maximum les uns des autres et s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome d'oxygène occupe le centre. La molécule d'eau apparaît donc plane et coudée.

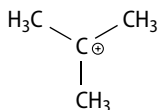
**45** Chaque atome de carbone de la longue chaîne carbonée est entouré de quatre liaisons simples. Il se trouve donc au centre d'un tétraèdre, les quatre liaisons pointant chacune vers un de ses sommets. La chaîne carbonée ne peut donc pas être linéaire, mais en forme de ligne brisée.

## ■ Acquérir des compétences ■ p. 81

### 46 Analyse

**1. a.** Le carbocation impliqué dans la synthèse du 1,1-diméthyléthanol a pour formule  $(\text{H}_3\text{C})_3\text{C}^+$ .

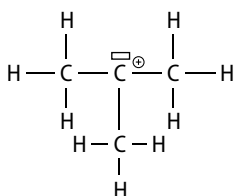
On peut également répondre en donnant la formule de l'entité telle qu'elle apparaît dans les équations chimiques du doc. 2 :



**b.** D'après le doc. 2, le carbocation est formé dans l'étape 1 puis réagit très rapidement dans l'étape 2. C'est donc une espèce dont la disparition est rapide, elle est donc instable.

**2. a.** Chaque atome d'hydrogène forme une liaison covalente simple. Les atomes de carbone périphériques forment quatre liaisons covalentes simples : trois avec des atomes d'hydrogène, et une avec l'atome de carbone central. L'atome de carbone central forme ici trois liaisons covalentes au lieu de quatre, il est donc chargé positivement. De plus, il lui manque un doublet d'électrons pour atteindre la structure stable du néon, il comporte donc une lacune électronique.

Le schéma de Lewis du carbocation étudié est donc :



**b.** Dans le carbocation, le carbone porteur de la charge positive comporte une lacune électronique.

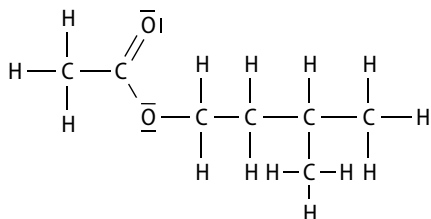
### ► Synthèse

Le schéma de Lewis du carbocation indique que le carbone porteur de la charge comporte une lacune électronique et qu'il participe à trois liaisons simples. La lacune électronique confère au carbocation une grande instabilité et donc une grande réactivité. Ceci est confirmé par le fait qu'il disparaît très rapidement après sa formation.

Le carbone chargé est entouré de trois liaisons simples, qui, par répulsion électrostatique, s'éloignent au maximum les uns des autres. Au niveau de l'atome de carbone central, cette entité est donc plane et triangulaire avec un angle de  $120^\circ$  entre les liaisons.

**47 1.** Le carbone établit quatre liaisons covalentes, et est entouré d'aucun doublet non liant. L'hydrogène établit une liaison covalente. L'oxygène établit deux liaisons covalentes, et est entouré de deux doublets non liants.

Le schéma de Lewis de l'éthanoate d'isoamyle est donc :

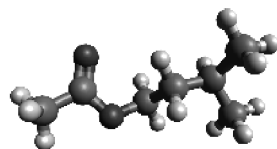


**2. a.** Les atomes de carbone entourés d'au moins un atome d'hydrogène sont tous entourés de quatre liaisons covalentes simples. Autour de chacun de ces atomes de carbone : ces quatre doublets s'éloignent au maximum, ils s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome de carbone occupe le centre. Au niveau de ces atomes de carbone, la molécule est tétraédrique.

**b.** L'atome de carbone lié aux deux atomes d'oxygène est entouré de trois liaisons : deux liaisons simples, et une double. Ces trois liaisons, s'éloignant au maximum, confère à la molécule une géométrie plane et triangulaire à cet endroit.

**c.** L'atome d'oxygène en milieu de chaîne est entouré de deux liaisons simples et deux doublets non liants. À cet endroit, la molécule est plane coudée.

**3.** On vérifie les réponses à la question précédente :



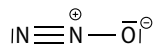
4. Les liaisons C—C sont apolaires car les deux atomes liés sont identiques. Pour la liaison C—H, la différence d'électronégativités entre les atomes liés vaut :  $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35$ .  $\Delta\chi < 0,4$ , donc la liaison C—H est apolaire. Pour les liaisons C—O, on a :  $\Delta\chi = 3,44 - 2,55 = 0,89$ , qui est compris entre 0,4 et 1,7. Les liaisons C—O sont donc polaires, les atomes de carbone portant une charge partielle positive, et les atomes d'oxygène, une charge partielle négative. Au total, le carbone portant les deux oxygènes porte une charge partielle  $2\delta^+$ , et l'oxygène lié à deux carbones porte une charge partielle  $2\delta^-$ . On repère les barycentres des charges partielles positives et négatives sur l'image obtenue avec le logiciel. Ces deux barycentres étant distincts, la molécule d'éthanoate d'isoamyle est polaire.

#### 48 > Démarche experte

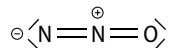
##### Schémas de Lewis

L'oxygène établit deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants. L'azote établit trois liaisons covalentes et possède un doublet non liant. Avec cette configuration des éléments, on ne peut pas proposer de schéma de Lewis satisfaisant pour le protoxyde d'azote. Il faut donc envisager une entité comportant des charges qui s'annulent.

On peut proposer une entité avec un des atomes d'azote qui porte une charge positive et l'atome d'oxygène qui porte une charge négative. L'entité est alors globalement neutre. Dans cette situation, l'azote porteur de la charge positive établit quatre liaisons covalentes, et l'atome d'oxygène établit une liaison covalente et est entouré de trois doublets non liants. Le schéma de Lewis correspondant est le suivant :



On peut proposer une deuxième entité où un des atomes d'azote porte une charge positive, et l'autre atome d'azote porte une charge négative. L'entité est alors globalement neutre. L'azote porteur de la charge positive établit quatre liaisons covalentes, et l'azote porteur de la charge négative établit deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants. Le schéma de Lewis correspondant est :



##### Géométrie de l'entité

Dans ces deux entités l'azote central est entouré de deux liaisons : une triple et une simple dans le premier cas, et deux liaisons doubles dans le deuxième cas. Ces deux liaisons s'éloignant au maximum par répulsion électrostatique, l'entité est linéaire, dans les deux cas.

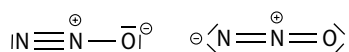
#### > Démarche avancée

1. a. L'atome d'azote établit trois liaisons covalentes et possède un doublet non liant.

Lorsqu'il est chargé positivement, le doublet non liant est devenu liant. L'azote est alors entouré de quatre doublets liants, et aucun doublet non liant. Lorsqu'il est chargé négativement, un des trois doublets liants est devenu non liant. L'azote est donc entouré de deux doublets liants et de deux doublets non liants.

b. L'atome d'oxygène est entouré de deux doublets liants et de deux doublets non liants. Lorsqu'il est chargé négativement, un des doublets liants est devenu non liant, l'oxygène est alors entouré de trois doublets non liants, et d'un doublet liant.

c. Voici deux schémas de Lewis du protoxyde d'azote :



2. Dans les deux schémas de Lewis proposés, l'azote central est entouré de deux liaisons : une liaison simple et une liaison triple dans le premier cas, deux liaisons doubles dans le deuxième cas. Cette entité est donc linéaire.

#### 49 Schéma de Lewis de la molécule

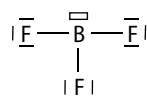
L'atome de bore est dans la troisième colonne du tableau périodique, il possède trois électrons de valence. Le fluor est dans l'avant dernière colonne du tableau périodique, il possède sept électrons de valence.

Le bore et le fluor qui se trouvent sur la même ligne du tableau périodique tendent à acquérir la structure électronique stable du néon qui possède huit électrons de valence.

Le bore établit trois liaisons covalentes, et il lui manque un doublet. Il présente donc une lacune électronique.

Le fluor, lui, établit une liaison covalente, et il lui reste six électrons qui s'apparient en trois doublets non liants.

Le schéma de Lewis de cette molécule est donc :



##### Géométrie de la molécule

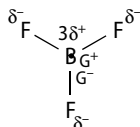
Le bore est entouré de trois doublets liants, qui, par répulsion électrostatique s'orientent dans un plan suivant les trois sommets d'un triangle équilatéral. La molécule est donc plane, triangulaire.

##### Polarité de la molécule

On calcule la différence d'électronégativité entre les atomes :

$\Delta\chi = 3,98 - 2,04 = 1,94$ . Ainsi,  $0,4 < \Delta\chi < 2$ . Donc la liaison B—F est polaire.

Chaque atome de fluor porte une charge partielle négative  $\delta^-$ , et l'atome de bore porte une charge partielle positive  $3\delta^+$ .

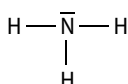


D'après la géométrie de la molécule, les barycentres des charges partielles positives et négatives sont confondus au niveau de l'atome de bore, donc la molécule  $\text{BF}_3$  est apolaire.

**50** Étudions la molécule d'ammoniac  $\text{NH}_3$ .

### Schéma de Lewis de la molécule

L'atome d'azote établit trois liaisons covalentes et possède un doublet non liant. Chaque atome d'hydrogène établit une liaison covalente. Le schéma de Lewis de l'ammoniac est donc :



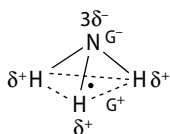
### Géométrie de la molécule

Autour de l'atome d'azote, les liaisons et doublets non liants sont au nombre de quatre. Ces doublets s'éloignant au maximum par répulsion électrostatique, ils s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'azote occupe le centre.

L'ammoniac a donc une forme pyramidale.

### Polarité de la molécule

Pour la liaison N—H, on a :  $\Delta\chi = 3,04 - 2,20 = 0,84$ . Et  $0,4 < 0,84 < 1,7$ , donc la liaison N—H est polaire. Chaque atome d'hydrogène porte une charge partielle positive  $\delta^+$ , et l'atome d'azote porte une charge partielle négative  $3\delta^-$ .



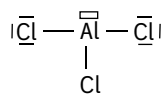
D'après la géométrie de la molécule, les barycentres des charges partielles positives et négatives sont distincts donc la molécule d'ammoniac est polaire.

Étudions à présent la molécule de trichlorure d'aluminium.

### Schéma de Lewis de la molécule

L'aluminium est dans la troisième colonne du tableau périodique. Il possède donc trois électrons de valence. Il met en commun ces trois électrons dans des liaisons covalentes, et il lui manque

un doublet d'électrons par rapport au gaz noble argon. Il présente donc une lacune électronique. Les atomes de chlore établissent chacun une liaison covalente et sont entourés chacun de trois doublets non liants. Le schéma de Lewis du trichlorure d'aluminium est donc :

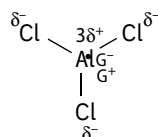


### Géométrie de la molécule

L'atome d'aluminium est entouré de trois liaisons covalentes, et aucun doublet non liant. Ces trois doublets s'éloignent au maximum par répulsion électrostatique, et s'orientent, dans un plan, à  $120^\circ$  les uns des autres. Cette molécule est donc plane et triangulaire.

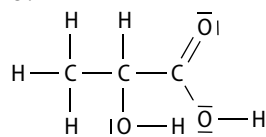
### Polarité de la molécule

Pour la liaison Al—Cl, on a :  $\Delta\chi = 3,16 - 1,61 = 1,55$ . Et  $0,4 < 1,55 < 1,7$ , donc la liaison Al—Cl est polaire. Chaque atome de chlore porte une charge partielle négative  $\delta^-$ , et l'atome d'aluminium porte une charge partielle positive  $3\delta^+$ .

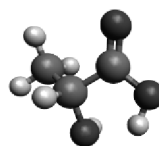


D'après la géométrie de la molécule, les barycentres des charges partielles positives et négatives sont confondus au niveau de l'atome d'aluminium, donc la molécule de trichlorure d'aluminium est apolaire.

**51** 1. a. Dans la représentation fournie, il manque les doublets non liants des atomes d'oxygène. Chaque atome d'oxygène est entouré de deux doublets non liants. Il faut également développer les liaisons C—H. Le schéma de Lewis de l'acide lactique est donc :



2. Avec un logiciel de représentation moléculaire, on représente la molécule d'acide lactique :



**3. a.** En faisant tourner la molécule avec le logiciel, on constate qu'au niveau de l'atome de carbone du groupe COOH, la molécule est plane et triangulaire.

**b.** Au niveau des deux atomes d'oxygène des groupes OH, la molécule est plane coudée.

**c.** Au niveau de l'atome de carbone du milieu de la molécule, la molécule est tétraédrique.

**4.** D'après le schéma de Lewis établi, l'atome de carbone du groupe COOH est entouré de trois liaisons : une double et deux simples. Par répulsion électrostatique, ces trois liaisons s'orientent dans

un plan, à environ  $120^\circ$  les unes des autres, en formant un triangle.

Chaque atome d'oxygène d'un groupe OH est entouré de deux liaisons covalentes et de deux doublets non liants. Ces quatre doublets pointent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome d'oxygène occupe le centre. Le groupe d'atomes C—O—H est donc plan et coudé.

L'atome de carbone du milieu de la molécule est entouré de quatre liaisons simples. À ce niveau, la molécule est donc tétraédrique.



# De la cohésion à la solubilité d'espèces chimiques

## LE PROGRAMME

### 2. De la structure des entités aux propriétés physiques de la matière

Le constat d'une cohésion à l'échelle macroscopique des liquides et des solides est l'occasion d'introduire, au niveau microscopique, le concept d'interaction entre entités, notamment l'interaction par pont hydrogène. Les différents types d'interaction sont ensuite réinvestis pour rendre compte d'opérations courantes au laboratoire de chimie : dissolution d'un composé solide ionique ou moléculaire

dans un solvant et extraction liquide-liquide d'une espèce chimique.

#### Notions abordées en seconde

Tableau périodique, analyse de configuration électronique, électrons de valence, stabilité des gaz nobles, ions monoatomiques, modèle de la liaison covalente, lecture de schémas de Lewis de molécules, solution, solutés, solvant, concentration maximale d'un soluté (solubilité).

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
Cohésion dans un solide. Modélisation par des interactions entre ions, entre entités polaires, entre entités apolaires et/ou par pont hydrogène.	Expliquer la cohésion au sein de composés solides ioniques et moléculaires par l'analyse des interactions entre entités.
Dissolution des solides ioniques dans l'eau. Équation de réaction de dissolution.	Expliquer la capacité de l'eau à dissocier une espèce ionique et à solvater les ions. Modéliser, au niveau macroscopique, la dissolution d'un composé ionique dans l'eau par une équation de réaction, en utilisant les notations (s) et (aq). Calculer la concentration des ions dans la solution obtenue.
Extraction par un solvant. Solubilité dans un solvant. Miscibilité de deux liquides.	Expliquer ou prévoir la solubilité d'une espèce chimique dans un solvant par l'analyse des interactions entre les entités. <i>Comparer la solubilité d'une espèce solide dans différents solvants (purs ou en mélange).</i> Interpréter un protocole d'extraction liquide-liquide à partir des valeurs de solubilités de l'espèce chimique dans les deux solvants. <i>Choisir un solvant et mettre en œuvre un protocole d'extraction liquide-liquide d'un soluté moléculaire.</i>
Hydrophilie/lipophilie/amphiphilie d'une espèce chimique organique.	Expliquer le caractère amphiphile et les propriétés lavantes d'un savon à partir de la formule semi-développée de ses entités. Citer des applications usuelles de tensioactifs. Illustrer les propriétés des savons.

SITUATION 1

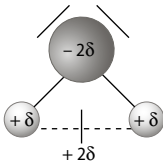
Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis la notion de molécule polaire et apolaire.

Exemple de réponse attendue

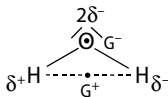
1.  $\chi_{\text{O}} = 3,4$  et  $\chi_{\text{H}} = 2,2$  : l'atome d'oxygène est plus électronégatif que l'atome d'hydrogène.

$\Delta\chi = 3,4 - 2,2 = 1,2$  et  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$  à 2 : chaque liaison O—H est donc polarisée.

Dans la molécule, l'atome d'oxygène porte deux charges partielles négatives  $2\delta^-$  et chaque atome d'hydrogène porte une charge partielle positive  $\delta^+$ .



En raison de la structure coudée de la molécule d'eau, la position du barycentre des charges partielles positives  $G^+$  n'est pas confondue avec la position du barycentre des charges partielles négatives  $G^-$ .



Conclusion

La molécule d'eau est donc polaire, elle possède un pôle positif et un pôle négatif.

2.  $\chi_{\text{C}} = 2,6$  et  $\chi_{\text{H}} = 2,2$  : l'atome de carbone est légèrement plus électronégatif que l'atome d'hydrogène.

$\Delta\chi = 2,6 - 2,2 = 0,4$  et pour que la liaison C—H soit polarisée, il faudrait que  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$  à 2.

La différence d'électronégativité entre les deux atomes n'est pas assez importante et la liaison C—H est donc non polarisée. La molécule d'heptane est constituée uniquement de liaisons non polarisées (C—C et C—H), donc aucune charge partielle n'apparaît sur la molécule.

Conclusion

La molécule d'heptane est apolaire.

SITUATION 2

Il s'agit ici de vérifier que les élèves distinguent bien une liaison covalente d'une liaison ionique.

Exemple de réponse attendue

$\chi_{\text{Cl}} = 3,2$  et  $\chi_{\text{Na}} = 0,9$  :  $\Delta\chi = 3,2 - 0,9 = 2,3$ .

$\Delta\chi > 2$  donc la différence d'électronégativité est trop importante pour qu'une liaison covalente puisse se former. Les deux atomes ne peuvent pas partager un doublet liant car l'atome de chlore

l'« attire » totalement vers lui, il se forme alors un ion chlorure  $\text{Cl}^-$  et un ion sodium  $\text{Na}^+$ . On dit que la liaison entre le chlore et le sodium est une liaison ionique.

SITUATION 3

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis la notion de concentration en quantité de matière.

Exemple de réponse attendue

Dans cette situation, le soluté est le sucre et le solvant est l'eau. La masse de sucre dissoute dans l'eau est  $m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 6,0$  g.

Le volume de la solution obtenue est  $V = 80$  mL =  $80 \times 10^{-3}$  L.

La quantité de matière de soluté est :

$$n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = \frac{m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}{M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}$$

On calcule la concentration en quantité de matière de soluté :

$$c = \frac{n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}{V} = \frac{m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}{M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) \cdot V}$$

Application numérique :

$$c = \frac{6,0}{80 \times 10^{-3}} = 0,22 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Le résultat est donné avec deux chiffres significatifs, comme les données les moins précises de l'énoncé (6,0 g et 80 mL).

ACTIVITÉS

p. 86 ■ ACTIVITÉ 1

Solubilité d'un solide

Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Lors de cette activité expérimentale, les élèves vont dans un premier temps, comparer la solubilité de plusieurs espèces solides dans différents solvants. Ensuite, dans un deuxième temps, à l'aide des pistes de résolution, ils devront rédiger une règle générale qui permet de prévoir la solubilité d'un solide dans un solvant. Seul le critère de polarité du soluté et du solvant sera pris en compte pour rédiger cette règle.

Remarque de mise en œuvre : les solutés et les solvants mis à la disposition des élèves ont été choisis pour que les interprétations et les comparaisons de solubilités soient les plus simples possibles afin de faciliter la rédaction de la règle générale. Par exemple le sulfate de cuivre (solide ionique) n'est

pas mis à la disposition des élèves, car il n'est quasiment pas soluble dans l'éthanol (solvant polaire). De plus l'observation de la faible solubilité du saccharose (molécule polaire) dans l'éthanol et l'acétone (solvants polaires) montre aux élèves que le critère de polarité n'est pas le seul à prendre en compte pour prévoir la solubilité d'une espèce solide dans un solvant.

## ›Hypothèse

La solubilité d'une espèce solide dans un solvant doit dépendre de la nature du solide (du soluté) et de la nature du solvant. On peut penser que la polarité des espèces chimiques (soluté et solvant) joue un rôle dans la solubilité.

## ›Pistes de résolution

### 1. Tests de solubilité des différents solides dans les différents solvants

Solubilité dans	Chlorure de cobalt (solide ionique)	Saccharose (molécule polaire)	Rouge de méthyle (molécule apolaire)
eau (solvant polaire)	grande	grande	presque nulle
éthanol (solvant polaire)	grande	faible	grande
acétone (solvant polaire)	grande	faible	grande
cyclohexane (solvant apolaire)	nulle	nulle	grande

**2. a.** Le chlorure de cobalt est soluble dans l'eau, l'éthanol et l'acétone mais il est insoluble dans le cyclohexane. Les solvants capables de dissoudre le chlorure de cobalt sont des solvants polaires.

**b.** Tout comme le chlorure de cobalt, le sulfate de cuivre est soluble dans l'eau (solvant polaire) et insoluble dans le cyclohexane (solvant apolaire).

**3.** Le rouge de méthyle (molécule quasiment apolaire) est soluble dans le cyclohexane (solvant apolaire) et quasiment insoluble dans l'eau (solvant polaire). Le saccharose (molécule polaire) est insoluble dans le cyclohexane (solvant apolaire) et soluble dans l'eau (solvant polaire).

## ›Conclusion

**4.** « Qui se ressemble s'assemble » signifie que les solvants dissolvent mieux les solutés qui leur ressemblent, c'est-à-dire qu'un soluté est d'autant plus soluble dans un solvant que sa structure est proche de celle du solvant.

Les solutés solides ioniques et polaires sont généralement plus solubles dans les solvants polaires que dans les solvants apolaires.

### Exemples

✓ Le sulfate de cuivre et le chlorure de cobalt, solides ioniques, sont solubles dans l'eau, éthanol, et l'acétone (solvants polaires) mais insolubles dans le cyclohexane (solvant apolaire).

✓ Le saccharose, solide moléculaire polaire, est soluble dans l'eau (solvant polaire), mais insoluble dans le cyclohexane (solvant apolaire).

Les solutés apolaires sont plus solubles dans les solvants apolaires que dans les solvants polaires.

## Exemple

✓ Le rouge de méthyle (solide apolaire ou très faiblement polaire) est soluble dans le cyclohexane (solvant apolaire) et insoluble dans l'eau (solvant polaire).

Pour résumer et simplifier : la polarité n'est pas la seule propriété à prendre en compte pour interpréter la solubilité d'une espèce dans un solvant, cependant pour prévoir la solubilité d'un solide dans un solvant donné, on peut utiliser la règle du « qui se ressemble s'assemble ».

p. 87 ■ **ACTIVITÉ 2**

## Extraction liquide-liquide d'un soluté

### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Dans cette activité expérimentale, les élèves mettent en œuvre un protocole d'extraction liquide-liquide d'un soluté moléculaire. Pour cela, ils choisissent tout d'abord un solvant extracteur en considérant plusieurs critères (solubilité, miscibilité), ensuite ils élaborent un protocole expérimental en respectant les consignes de sécurité et enfin ils réalisent l'extraction.

Remarque de mise en œuvre : cette activité est proposée sous trois formes de démarche. Pour la « démarche experte » seuls les documents donnés permettent d'effectuer les trois étapes de l'activité. Pour les démarches « avancée » et « élémentaire », des questions permettent de guider les élèves.

## ›Démarche experte

**1.** Pour définir un protocole expérimental permettant de réaliser une extraction liquide-liquide du

**benzaldéhyde**, il faut commencer par s'assurer que le **sirop d'orgeat en contient**. D'après le doc. 2, le sirop d'orgeat contient de l'eau en grande quantité, c'est donc une solution aqueuse, c'est-à-dire une solution dont le solvant est l'eau. D'après le doc. 1, le benzaldéhyde est un arôme contenu dans les amandes amères, qui est utilisé pour parfumer le sirop d'orgeat. D'après le doc. 2, on peut penser que le benzaldéhyde est présent dans le sirop d'orgeat, puisqu'il contient un arôme naturel d'amande amère. Le sirop d'orgeat est donc une solution aqueuse contenant du benzaldéhyde. Donc on va pouvoir en extraire le benzaldéhyde.

Ensuite, comme on désire faire une extraction du benzaldéhyde de la phase aqueuse, il faut choisir un **solvant extracteur** dans lequel le benzaldéhyde y est plus soluble que dans l'eau. De plus, le solvant choisi ne doit pas être miscible à l'eau pour que les deux phases liquides soient bien distinctes. D'après le doc. 3, il faut choisir comme solvant extracteur l'éther diéthylique, car le benzaldéhyde y est très soluble (sa solubilité y est très grande). De plus, il n'est pas miscible à l'eau (sa miscibilité à l'eau est nulle).

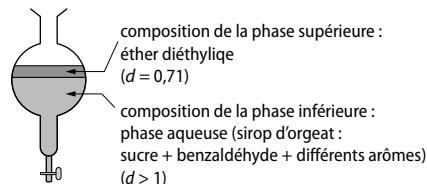
Enfin, il convient de respecter certaines **consignes de sécurité**. D'après le doc. 2, l'éther diéthylique est toxique, irritant et inflammable. Il faudra donc le manipuler sous la hotte et loin de toute source de chaleur ou flamme.

En tenant compte de ces éléments, on peut alors élaborer le **protocole expérimental pour réaliser l'extraction liquide-liquide du benzaldéhyde**.

- On verse le volume de 10 mL de sirop d'orgeat mis à notre disposition dans une ampoule à décanter.
- Il faut prélever un volume d'éther diéthylique. Le volume du solvant extracteur peut être inférieur au volume de solution aqueuse puisque le benzaldéhyde y est beaucoup plus soluble. On prélève environ 5 mL à l'aide de l'éprouvette graduée.
- On observe deux phases dans l'ampoule à décanter : une phase supérieure et une phase inférieure.
- D'après le doc. 3, la masse volumique de l'éther diéthylique est  $0,71 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$  et celle de l'eau est  $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ . Par conséquent, la masse volumique du sirop d'orgeat doit être supérieure à  $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$  puisque c'est une solution aqueuse sucrée. La densité de l'éther diéthylique est :

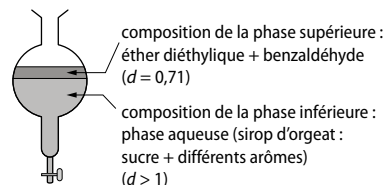
$$d = \frac{\mu(\text{éther})}{\mu(\text{eau})} = \frac{0,71}{1} = 0,71.$$

La phase supérieure est formée par le liquide le moins dense, donc la phase supérieure correspond à l'éther diéthylique.



ampoule à décanter  
avant l'agitation

- Pour favoriser le « passage du benzaldéhyde » de la phase aqueuse vers l'éther diéthylique, il faut agiter l'ampoule à décanter. Il ne faut pas oublier de dégazer de temps en temps pour éviter une surpression dans l'ampoule. Après agitation, on repose l'ampoule sur son support.
- On laisse décanter pour que les deux phases liquides se séparent.
- Normalement, après agitation, le benzaldéhyde est passé du sirop d'orgeat vers l'éther diéthylique, donc la composition des phases a changé. On a maintenant :



ampoule à décanter  
après l'agitation

- Pour récupérer le benzaldéhyde, il faut donc récupérer la phase supérieure. Pour cela, on évacue la phase inférieure dans un béccher, grâce au robinet de l'ampoule à décanter (ne pas oublier d'enlever le bouchon). On prend un autre béccher pour récupérer la phase qui contient le benzaldéhyde.

2. Mise en œuvre de l'extraction.

### 3. Protocole pour récupérer le benzaldéhyde pur

D'après le doc. 1, la température d'ébullition du benzaldéhyde est de  $178,1 \text{ }^\circ\text{C}$  et d'après le doc. 3, la température d'ébullition de l'éther diéthylique est de  $35 \text{ }^\circ\text{C}$ .

$T_{\text{éb}}(\text{éther diéthylique}) = 35 \text{ }^\circ\text{C} < T_{\text{éb}}(\text{benzaldéhyde}) = 178,1 \text{ }^\circ\text{C}$ . Si on chauffe (sous la hotte) la phase récupérée, l'éther diéthylique s'évaporerà à faible température ( $35 \text{ }^\circ\text{C}$ ), et on pourra récupérer le benzaldéhyde pur.

### ➤ Démarche avancée

1. a. D'après le doc. 2, le sirop d'orgeat contient de l'eau en grande quantité, c'est donc une solution aqueuse, c'est-à-dire une solution dont le solvant est l'eau. D'après le doc. 1, le benzaldéhyde est un arôme contenu dans les amandes amères qui est utilisé pour parfumer le sirop d'orgeat. D'après le doc. 2, on peut penser que le benzaldéhyde est

présent dans le sirop d'orgeat, puisqu'il contient un arôme naturel d'amande amère. Le sirop d'orgeat est donc une solution aqueuse contenant du benzaldéhyde. On va donc pouvoir extraire le benzaldéhyde du sirop d'orgeat.

**b.** Il faut utiliser une ampoule à décanter.

**c.** Comme on désire faire une extraction du benzaldéhyde de la phase aqueuse, il faut choisir un solvant extracteur dans lequel le benzaldéhyde y est plus soluble que dans l'eau, et de plus, le solvant choisi ne doit pas être miscible à l'eau pour que les deux phases liquides soient bien distinctes. D'après le doc. 3, il faut choisir comme solvant extracteur l'éther diéthylique, car le benzaldéhyde y est très soluble (sa solubilité y est très grande), et de plus, il n'est pas miscible à l'eau (sa miscibilité à l'eau est nulle).

**2. a.**

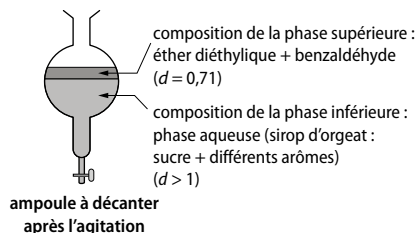
- On verse le volume de 10 mL de sirop d'orgeat mis à notre disposition dans une ampoule à décanter.

- Il faut prélever un volume d'éther diéthylique. Le volume du solvant extracteur peut être inférieur au volume de solution aqueuse puisque le benzaldéhyde y est beaucoup plus soluble. On prélève environ 5 mL à l'aide de l'éprouvette graduée.

- On observe deux phases dans l'ampoule à décanter : une phase supérieure et une phase inférieure. D'après le doc. 3, la masse volumique de l'éther diéthylique est  $0,71 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$  et celle de l'eau est  $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$  (donc celle du sirop d'orgeat doit être supérieure à  $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$  puisque c'est une solution aqueuse sucrée). La densité de l'éther diéthylique est :

$$d = \frac{\mu(\text{éther})}{\mu(\text{eau})} = \frac{0,71}{1} = 0,71.$$

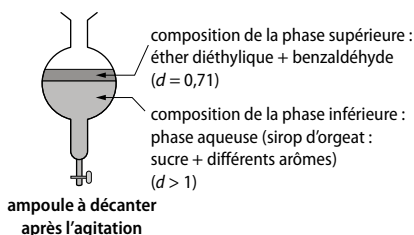
La phase supérieure est formée par le liquide le moins dense, donc la phase supérieure correspond à l'éther diéthylique.



- Pour favoriser le « passage du benzaldéhyde » de la phase aqueuse vers l'éther diéthylique, il faut agiter l'ampoule à décanter. Il ne faut pas oublier de dégazer de temps en temps pour éviter une surpression dans l'ampoule. Après agitation, on repose l'ampoule sur son support.

- On laisse décanter pour que les deux phases liquides se séparent.

- Normalement, après agitation, le benzaldéhyde est passé du sirop d'orgeat vers l'éther diéthylique, donc la composition des phases a changé. On a maintenant :



- Pour récupérer le benzaldéhyde, il faut donc récupérer la phase supérieure. Pour cela on évacue la phase inférieure dans un béccher, grâce au robinet de l'ampoule à décanter (ne pas oublier d'enlever le bouchon). On prend un autre béccher pour récupérer la phase qui contient le benzaldéhyde.

► *Mise en œuvre de l'extraction*

**b.** D'après le doc. 1, la température d'ébullition du benzaldéhyde est de  $178,1 \text{ }^\circ\text{C}$  et d'après le doc. 3, la température d'ébullition de l'éther diéthylique est de  $35 \text{ }^\circ\text{C}$ .

$$T_{\text{eb}}(\text{l'éther diéthylique}) = 35 \text{ }^\circ\text{C} < T_{\text{eb}}(\text{benzaldéhyde}) = 178,1 \text{ }^\circ\text{C}.$$

Si on chauffe (sous la hotte) la phase récupérée, l'éther diéthylique s'évaporerait à faible température ( $35 \text{ }^\circ\text{C}$ ), et on pourra récupérer le benzaldéhyde pur.

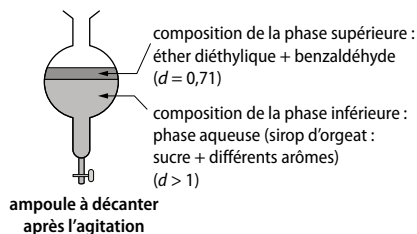
► **Démarche élémentaire**

**1.** On désire faire une extraction du benzaldéhyde de la phase aqueuse, il faut donc choisir un solvant extracteur dans lequel le benzaldéhyde y est plus soluble que dans l'eau et de plus le solvant choisi ne doit pas être miscible à l'eau pour que les deux phases liquides soient bien distinctes. D'après le doc. 3, il faut choisir comme solvant extracteur l'éther diéthylique, car le benzaldéhyde y est très soluble (sa solubilité y est très grande) et de plus il n'est pas miscible à l'eau (sa miscibilité à l'eau est nulle).

**2.** Les consignes de sécurité à respecter : d'après le doc. 3, l'éther diéthylique est toxique, irritant et inflammable. Il faudra donc le manipuler sous la hotte et loin de toute source de chaleur ou flamme.

**3.** Pour cette étape, les élèves peuvent s'aider de la fiche pratique p. 384 « Comment utiliser une ampoule à décanter ».

**4. a.** Après l'agitation et la décantation, on observe deux phases dans l'ampoule à décanter : une phase supérieure et une phase inférieure.



D'après le doc. 2, la masse volumique de l'éther diéthylique est  $0,71 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$  et la celle de l'eau est  $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ . En conséquent, celle du sirop d'orgeat doit être supérieure à 1 puisque c'est une solution aqueuse sucrée. La densité de l'éther diéthylique est :

$$d = \frac{\mu(\text{éther})}{\mu(\text{eau})} = \frac{0,71}{1} = 0,71.$$

La phase supérieure est formée par le liquide le moins dense, donc la phase supérieure correspond à l'éther diéthylique. Pour récupérer le benzaldéhyde, il faut donc récupérer la phase supérieure. Pour cela, on évacue la phase inférieure dans un bécher, grâce au robinet de l'ampoule à décanter (ne pas oublier d'enlever le bouchon). On prend un autre bécher pour récupérer la phase qui contient le benzaldéhyde.

**b.** Récupération de la phase.

**5.** D'après le doc. 1, la température d'ébullition du benzaldéhyde est de  $178,1 \text{ }^\circ\text{C}$  et d'après le doc. 3, la température d'ébullition de l'éther diéthylique est  $35 \text{ }^\circ\text{C}$ .

$T_{\text{eb}}(\text{l'éther diéthylique}) = 35 \text{ }^\circ\text{C} < T_{\text{eb}}(\text{benzaldéhyde}) = 178,1 \text{ }^\circ\text{C}$   
Si on chauffe (sous la hotte) la phase récupérée, l'éther diéthylique s'évaporerà à faible température ( $35 \text{ }^\circ\text{C}$ ), et on pourra récupérer le benzaldéhyde pur.

p. 88 ■ **ACTIVITÉ 3**

## Les propriétés des savons

Lors de cette activité expérimentale, les élèves mettent en évidence le caractère amphiphile et les propriétés lavantes des ions carboxylate présents dans le savon de Marseille, ensuite à l'aide de plusieurs réactions de précipitation, ils découvrent les qualités que doit posséder l'eau d'une lessive pour que l'efficacité d'un savon soit maximale.

Remarque de mise en œuvre : pour gagner du temps, la solution d'eau savonneuse peut être préparée à l'avance.

### ► Exploitation et analyse

**1. a.** Dans le tube A (eau du robinet + huile) : l'huile et l'eau se séparent en deux phases distinctes, car l'huile et l'eau ne sont pas miscibles. Après agitation, de fines gouttelettes d'huiles se forment et

se dispersent dans l'eau, mais après quelques instants ; elles remontent à la surface et se rassemblent pour reformer la phase huileuse.

**Dans le tube B** (solution S + huile) : après agitation de fines gouttelettes d'huiles se forment et se dispersent dans l'eau, mais après quelques instants ; elles ne remontent pas à la surface (comme dans le tube A) elles restent dispersées dans l'eau. Les ions  $\text{RCO}_2^-$  (aq) présents dans le savon de Marseille forment des micelles qui « emprisonnent » les gouttelettes d'huiles, qui ne peuvent plus se rassembler. Les micelles dispersent les gouttelettes d'huiles dans l'eau.

**b.** Ce test met en évidence le caractère amphiphile du savon, caractère qui lui donne ses propriétés lavantes.

### 2. Test n° 2

On observe la formation d'un précipité blanc :  $\text{RCO}_2^-$  (aq) +  $\text{H}^+$  (aq)  $\rightarrow$   $\text{RCO}_2\text{H}$  (s).

### Test n° 3

On observe la formation d'un précipité blanc :  $2\text{RCO}_2^-$  (aq) +  $\text{Ca}^{2+}$  (aq)  $\rightarrow$   $\text{Ca}(\text{RCO}_2)_2$  (s).

### Test n° 4

On observe la formation d'un précipité blanc :  $2\text{RCO}_2^-$  (aq) +  $\text{Mg}^{2+}$  (aq)  $\rightarrow$   $\text{Mg}(\text{RCO}_2)_2$  (s).

### Test n° 5

On observe la formation d'un précipité blanc :  $\text{RCO}_2^-$  (aq) +  $\text{Na}^+$  (aq)  $\rightarrow$   $\text{NaRCO}_2$  (s).

### ► Synthèse

**3.** Les ions  $\text{RCO}_2^-$  (aq) présents dans le savon de Marseille forment un précipité dans :

- une solution acide (riche en ions  $\text{H}^+$  (aq))  $\rightarrow$  test n° 2 ;
- une solution riche en ions calcium ( $\text{Ca}^{2+}$  (aq))  $\rightarrow$  test n° 3 ;
- une solution riche en ions magnésium ( $\text{Mg}^{2+}$  (aq))  $\rightarrow$  test n° 4 ;
- une solution riche en ions sodium ( $\text{Na}^+$  (aq))  $\rightarrow$  test n° 5.

Pour former un précipité les ions  $\text{RCO}_2^-$  (aq) s'associent aux différents cations ( $\text{H}^+$  (aq),  $\text{Ca}^{2+}$  (aq),  $\text{Mg}^{2+}$  (aq) et  $\text{Na}^+$  (aq)) présents dans l'eau. Les ions  $\text{RCO}_2^-$  (aq) ne sont plus disponibles pour former des micelles et le savon est alors moins efficace, en effet il faut attendre que tous les cations soient précipités pour que les ions  $\text{RCO}_2^-$  (aq) en excédent puissent former des micelles.

### ► Conclusion

Pour que le lavage soit efficace, il faut suffisamment d'ions  $\text{RCO}_2^-$  (aq) en solution pour former des micelles. Ces ions ne doivent donc pas être

consommés par des réactions de précipitation. Pour cela, l'eau utilisée ne doit pas contenir de grande quantité d'ions :  $\text{H}^+$  (aq),  $\text{Ca}^{2+}$  (aq),  $\text{Mg}^{2+}$  (aq) et  $\text{Na}^+$  (aq).

L'eau ne doit pas contenir trop d'ions  $\text{H}^+$  (aq), donc elle ne doit pas être acide.

L'eau ne doit pas contenir trop d'ions  $\text{Ca}^{2+}$  (aq) et  $\text{Mg}^{2+}$  (aq), donc elle ne doit pas être trop calcaire.

L'eau ne doit pas contenir trop d'ions  $\text{Na}^+$  (aq), donc elle ne doit pas être salée.

Une eau acide, une eau salée (notamment l'eau de mer) et une eau trop calcaire sont défavorables à l'action d'un savon.

## EXERCICES

### Vérifier l'essentiel

p. 94

- 1 B.      2 B.      3 A et C.  
4 A.      5 A, B et C.      6 B et C.  
7 B et C.

### Acquérir les notions

#### > Cohésion dans un solide

8 Les solides moléculaires, sont des empilements réguliers de molécules. Dans les molécules, les atomes sont reliés entre eux par des liaisons de covalence. Les solides moléculaires sont donc : le saccharose  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  (s), le diiode  $\text{I}_2$  (s), la glace  $\text{H}_2\text{O}$  (s), et le chlorure d'iode  $\text{ICl}$  (s).

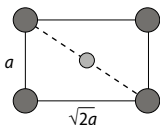
Les solides ioniques, sont des empilements réguliers d'anions et de cations. Les éléments présents dans un solide ionique ont une très grande différence d'électronégativité. Les solides ioniques sont : le chlorure de sodium  $\text{NaCl}$  (s), le chlorure de lithium  $\text{LiCl}$  (s), et le fluorure de sodium  $\text{NaF}$  (s).

9 1. Le chlorure de césium solide est constitué d'un empilement régulier d'anions chlorure  $\text{Cl}^-$  et de cations césium  $\text{Cs}^+$ , c'est donc un solide ionique.

2. Il y a des interactions électrostatiques attractives entre les ions  $\text{Cs}^+$  et les ions  $\text{Cl}^-$ , et des interactions électrostatiques répulsives entre les ions  $\text{Cs}^+$  et  $\text{Cs}^+$  et  $\text{Cl}^-$  et  $\text{Cl}^-$ .

3. a. La distance entre deux ions  $\text{Cl}^-$  est  $a$ .

b. Calcul de la longueur de  $d$ , la diagonale du cube (bleue en pointillés) : dans le triangle rectangle de côté  $a$  et  $\sqrt{2}a$ , on a :



$$(\sqrt{2}a)^2 + a^2 = 3a^2 \text{ donc } d = \sqrt{3}a.$$

$$\text{Donc } d(\text{Cl}^-/\text{Cs}^+) = a \times \frac{\sqrt{3}}{2}.$$

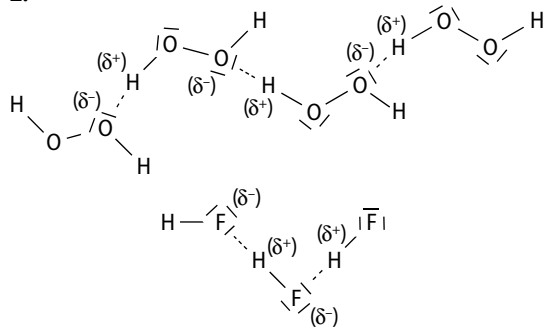
$$\text{c. } a \times \frac{\sqrt{3}}{2} < a.$$

L'intensité des interactions électrostatiques diminue lorsque la distance entre les ions augmente. Dans le solide, la distance entre les ions de même charge est supérieure à la distance entre les ions de charges opposées. L'intensité des interactions attractives est donc supérieure à l'intensité des interactions répulsives.

4. La cohésion du chlorure de césium est assurée par les interactions électrostatiques attractives qui existent entre les cations  $\text{Cs}^+$  et les anions  $\text{Cl}^-$ .

10 1. Un pont hydrogène se forme entre deux molécules si une molécule possède un atome d'hydrogène H relié à un atome très électronégatif (comme O, F ou N), et si l'autre molécule possède un atome très électronégatif porteur de doublets non liants (comme O, F ou N). C'est le cas des molécules de  $\text{H}_2\text{O}_2$  et HF.

2.

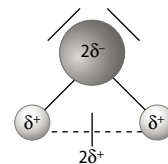


11 1.  $\chi_S = 2,6$ ,  $\chi_O = 3,4$  et  $\chi_H = 2,2$ .

$\Delta\chi = 3,4 - 2,2 = 1,2$  et  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$  à 2 : chaque liaison O—H est donc polarisée.

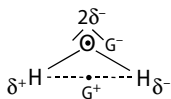
$\Delta\chi = 2,6 - 2,2 = 0,4$  et  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$  à 2 : chaque liaison S—H est donc faiblement polarisée.

Dans la molécule d'eau, l'atome d'oxygène porte une charge partielle négative  $2\delta^-$  et chaque atome d'hydrogène porte une charge partielle positive  $\delta^+$ .



Dans la molécule de sulfure d'hydrogène, l'atome de soufre porte une charge partielle négative  $2\delta^-$  et chaque atome d'hydrogène porte une charge partielle positive  $\delta^+$ .

En raison de la structure coudée des deux molécules, la position du barycentre des charges partielles positives  $G^+$  n'est pas confondue avec la position du barycentre des charges partielles négatives  $G^-$ .



En conclusion, les deux molécules sont polaires : elles possèdent un pôle positif et un pôle négatif.

2. Les deux composés sont solides pour des températures inférieures à la température de fusion.

3. a. Les deux solides sont composés de molécules polaires, il existe donc des interactions attractives entre les charges partielles de signes opposés.

On remarque aussi que des ponts hydrogène peuvent se former entre les molécules d'eau alors qu'ils ne peuvent pas se former entre les molécules de sulfure d'hydrogène, car l'atome de soufre n'est pas assez électronégatif.

En conclusion, la cohésion du sulfure d'hydrogène solide est assurée par les interactions attractives entre les charges partielles de signes opposés des molécules polaires. La cohésion de l'eau solide est assurée par les interactions attractives entre les charges partielles de signes opposés des molécules et par la formation des ponts hydrogène entre les molécules d'eau.

b. Un pont hydrogène est une interaction attractive d'intensité beaucoup plus grande que l'interaction entre charges partielles de signes opposés, les molécules d'eau sont donc plus « solidement accrochées » les unes aux autres que les molécules de sulfure d'hydrogène. Il faut donc fournir plus d'énergie pour rompre ces liaisons.

### ► Dissolution des solides ioniques dans l'eau

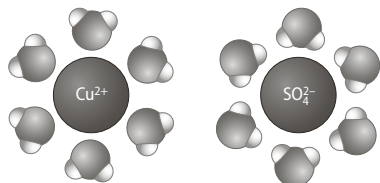
12 1. L'eau est capable de dissoudre un composé ionique, car elle est un solvant polaire.

2. Les deux étapes de la dissolution d'un soluté ionique dans l'eau sont la dissociation et la solvataion.

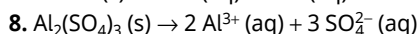
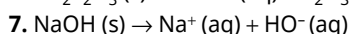
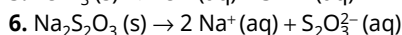
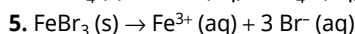
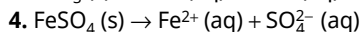
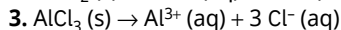
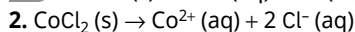
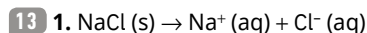
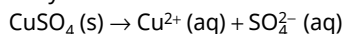
3. a. Dire que les ions sont « solvatés » signifie qu'ils sont entourés de molécules de solvant.

b. Dans cet exemple, le solvant est l'eau, donc on peut dire que les ions sont hydratés.

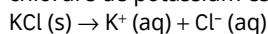
4. Le schéma de la solvataion de ces ions par les molécules d'eau peut être :



5. L'équation de dissolution du sulfate de cuivre anhydre est :



14 1. a. L'équation de dissolution dans l'eau du chlorure de potassium est :



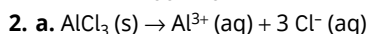
b. D'après l'équation de dissolution :

$$n(\text{KCl}) = n(\text{K}^+(\text{aq})) = n(\text{Cl}^-(\text{aq})).$$

$$\text{Donc } n(\text{K}^+(\text{aq})) = n(\text{Cl}^-(\text{aq})) = n = 2,50 \text{ mmol.}$$

c.  $[\text{K}^+] = [\text{Cl}^-] = \frac{n}{V}$ .

$$[\text{K}^+] = [\text{Cl}^-] = \frac{2,50 \times 10^{-3}}{200 \times 10^{-3}} = 1,25 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$



b. D'après l'équation de dissolution :

$$n(\text{AlCl}_3) = n(\text{Al}^{3+}(\text{aq})) \text{ et } n(\text{AlCl}_3) = \frac{n(\text{Cl}^-(\text{aq}))}{3}.$$

$$\text{Donc } n(\text{Al}^{3+}(\text{aq})) = 5,00 \text{ mmol}$$

$$\text{et } n(\text{Cl}^-(\text{aq})) = 3 \times 5,00 = 15,0 \text{ mmol.}$$

c.  $[\text{Al}^{3+}] = \frac{n(\text{Al}^{3+}(\text{aq}))}{V} = \frac{5,00 \times 10^{-3}}{500 \times 10^{-3}}$

$$= 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n(\text{Cl}^-(\text{aq}))}{V} = \frac{3 \times 5,00 \times 10^{-3}}{500 \times 10^{-3}} = 3,00 \times 10^{-2}$$

$$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

### ► Miscibilité et solubilité

15 Les liaisons C—H de la molécule d'éthanol sont très faiblement polarisées car les électronégativités du carbone et de l'hydrogène sont proches :  $\chi_{\text{C}} = 2,6$  et  $\chi_{\text{H}} = 2,2$  et  $\Delta\chi = 0,4$ .

La liaison C—O est polarisée car  $\chi_{\text{C}} = 2,6$  et  $\chi_{\text{O}} = 3,4$  et  $\Delta\chi = 0,8$ .

La liaison O—H est polarisée car  $\chi_{\text{O}} = 3,4$  et  $\chi_{\text{H}} = 2,2$  et  $\Delta\chi = 1,2$ .

L'atome d'oxygène porte deux charges partielles négatives et le carbone et l'hydrogène portent une charge partielle positive.

En raison de la structure de la molécule d'éthanol, la position du barycentre des charges partielles positives  $G^+$  n'est pas confondue avec la position du barycentre des charges partielles négatives  $G^-$ , la molécule est donc polaire.

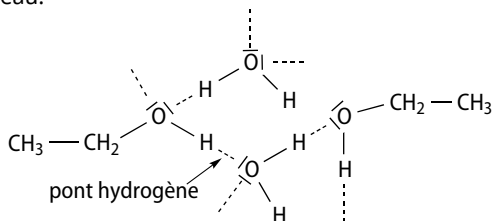
L'eau est aussi une molécule polaire, il existe donc, entre les molécules d'eau et d'éthanol des



interactions attractives entre les charges partielles de signes opposés.

De plus des ponts hydrogène peuvent se former entre les atomes d'hydrogène et d'oxygène des deux molécules.

Ces deux types d'interactions attractives (interactions entre charges partielles et ponts hydrogène) expliquent la grande miscibilité de l'éthanol dans l'eau.



**16** Le diiode est un solide moléculaire constitué de molécules apolaires et l'eau est un solvant polaire, en général les solides moléculaires apolaires ne sont pas solubles (ou très peu solubles) dans les solvants polaires, le diiode est donc très peu soluble dans l'eau. Le cyclohexane est un solvant apolaire, car les liaisons présentes dans la molécule, sont soit non polarisées (C—C) soit très faiblement polarisée (C—H), de plus la molécule est symétrique.

En général, les solides moléculaires apolaires sont solubles dans les solvants apolaires, le diiode est donc soluble dans le cyclohexane.

**17** La formule du borane est  $BH_3$ , les liaisons B—H ne sont pas polaires (ou très faiblement polaires), car  $\chi_B = 2,0$  et  $\chi_H = 2,2$  et  $\Delta\chi = 0,2 < 0,4$ , donc la molécule n'est pas polaire.

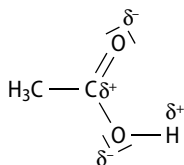
### Remarque

De plus, la molécule est plane et symétrique, donc la position du barycentre des charges partielles positives  $G^+$  est confondue avec la position du barycentre des charges partielles négatives  $G^-$ . La molécule est bien apolaire.

Le borane est un composé moléculaire apolaire et l'eau est un solvant polaire, en général les solides moléculaires apolaires ne sont pratiquement pas solubles dans les solvants polaires : le borane est donc non soluble dans l'eau.

**18** Les liaisons C=O et C—O sont polarisées car  $\chi_C = 2,6$  et  $\chi_O = 3,4$  et  $\Delta\chi = 0,8$ .

La liaison O—H est polarisée car  $\chi_O = 3,4$  et  $\chi_H = 2,2$  et  $\Delta\chi = 1,2$ .

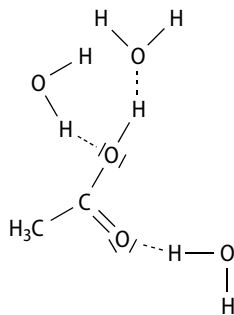


L'acide éthanoïque est donc une molécule polaire, car les liaisons C=O, C—O et O—H sont polarisées, et, car, en raison de la structure de la molécule, la position du barycentre des charges partielles positives  $G^+$  n'est pas confondue avec la position du barycentre des charges partielles négatives  $G^-$ .

L'eau est aussi une molécule polaire, il existe donc, entre les deux molécules polaires des interactions attractives entre les charges partielles de signes opposés.

De plus, des ponts hydrogène peuvent se former entre les atomes d'hydrogène et d'oxygène des deux molécules, ce qui favorise la solubilité de l'acide dans l'eau.

Ces deux types d'interactions attractives (interactions entre charges partielles et ponts hydrogène) expliquent la grande solubilité de l'acide éthanoïque dans l'eau.



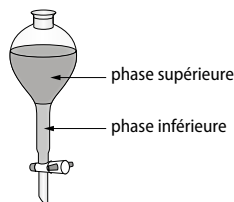
**19** 1. Le butanoate d'éthyle doit être très soluble dans le solvant extracteur et le solvant extracteur ne doit pas être miscible à l'eau.

Le solvant qui rassemble ces deux critères est le dichlorométhane.

2. La phase inférieure est la phase qui possède la plus grande masse volumique.

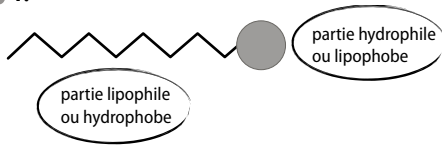
La phase inférieure est donc la phase organique, c'est-à-dire celle dont le solvant est le dichlorométhane et le soluté le butanoate d'éthyle.

La phase supérieure est la phase aqueuse, c'est-à-dire celle dont le solvant est l'eau. Cette phase contient toutes les espèces solubles dans l'eau et un peu de butanoate d'éthyle qui n'est pas passé dans le dichlorométhane.



## >Caractère amphiphile

20 1.

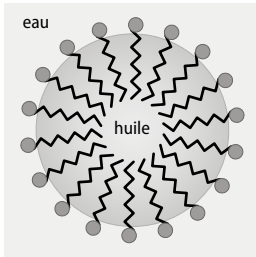


La longue chaîne carbonée est apolaire, donc insoluble dans l'eau (hydrophobe) et soluble dans les graisses (lipophile).

Le groupe  $\text{COO}^-$  est polaire, donc soluble dans l'eau (hydrophile) et insoluble dans les graisses (lipophile).

2. Cet ion est une espèce amphiphile, car il possède une partie lipophile et une partie hydrophile.

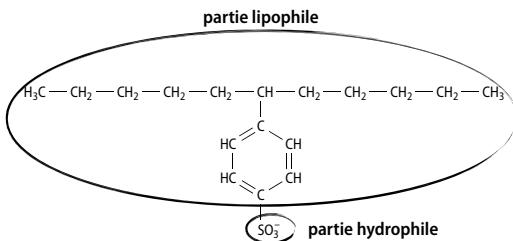
3. C'est le schéma A qui explique le mode d'action du savon, car la partie lipophile (apolaire) de l'ion est soluble dans la graisse, et la partie hydrophile (polaire) de l'ion est en contact avec l'eau.



4. Il se forme une couche d'ions autour de la tache de graisse. Après frottement, la tache graisseuse se retrouve à l'intérieur de micelles. Les salissures graisseuses sont donc « solubilisées » dans l'eau par l'intermédiaire des micelles, qui sont ensuite éliminées par le rinçage.

21 1. L'agent tensioactif du LAS est une espèce chimique amphiphile, car il possède deux parties :

- une partie lipophile, qui est la longue chaîne carbonée constituée par des liaisons C—C et C—H apolaires ;
- une partie hydrophile, qui est le groupe  $-\text{SO}_3^-$ , polaire, attirant les molécules d'eau.



2. La partie hydrophile est soluble dans l'eau et la partie lipophile est soluble dans les graisses. Les

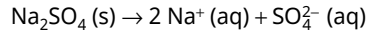
espèces chimiques peuvent s'associer pour former des micelles : les longues chaînes carbonées se regroupent autour d'une salissure graisseuse dans laquelle elles sont solubles, et les têtes hydrophiles sont en contact avec l'eau. Les micelles permettent de « solubiliser » les salissures insolubles dans l'eau.

## Exercices résolus

### Exercices similaires

■ p. 98

23 1. L'équation de dissolution dans l'eau est :



D'après l'équation de dissolution :

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = n(\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}))$$

$$\text{et } n(\text{Na}^+(\text{aq})) = 2 \times n(\text{Na}_2\text{SO}_4).$$

En divisant pas  $V$  les expressions :

$$\frac{n(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{V} = \frac{n(\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}))}{V}$$

$$\text{et } \frac{n(\text{Na}^+(\text{aq}))}{V} = 2 \times \frac{n(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{V}$$

$$c = [\text{SO}_4^{2-}] \text{ et } [\text{Na}^+(\text{aq})] = 2c.$$

$$\text{Donc } [\text{Na}^+] = 2c = 2[\text{SO}_4^{2-}].$$

$$2. c = \frac{n(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{V} \text{ et } n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m}{M(\text{Na}_2\text{SO}_4)}$$

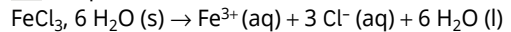
$$c = \frac{m}{V \times M(\text{Na}_2\text{SO}_4)}$$

Application numérique :

$$c = \frac{2,5}{(200 \times 10^{-3} \times (2 \times 23,0 + 32,0 + 4 \times 16,0))} = 8,8 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{Donc } [\text{SO}_4^{2-}] = c = 8,8 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ et } [\text{Na}^+(\text{aq})] = 2c = 2 \times 8,80 \times 10^{-2} = 1,8 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

25 L'équation de dissolution dans l'eau est :



D'après l'équation de dissolution :

$$n(\text{Fe}^{3+}(\text{aq})) = n(\text{FeCl}_3, 6\text{H}_2\text{O})$$

En divisant par  $V$  :

$$\frac{n(\text{Fe}^{3+}(\text{aq}))}{V} = \frac{n(\text{FeCl}_3, 6\text{H}_2\text{O})}{V}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = c = 3,50 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$c = \frac{m_{\text{soluté}}}{V \cdot M_{\text{soluté}}}$$

$$m_{\text{soluté}} = c \cdot V \cdot M(\text{FeCl}_3, 6\text{H}_2\text{O}).$$

Application numérique :

$$m_{\text{soluté}} = 3,50 \times 10^{-2} \times 200 \times 10^{-3} \times (55,8 + 3 \times 35,5 + 6 \times (2 \times 1 + 16))$$

$$m_{\text{soluté}} = 1,89 \text{ g.}$$

**26 1. a.** Les solides dont la cohésion est assurée par les forces de Keesom sont des solides constitués de molécules polaires, c'est-à-dire des dipôles permanents.

$$X_{Cl} = 3,2, \text{ et } \chi_I = 2,7.$$

$\Delta\chi = 3,2 - 2,7 = 0,5$  et  $0,4 < \Delta\chi < 1,7$  à 2 : la liaison I—Cl est donc polarisée.

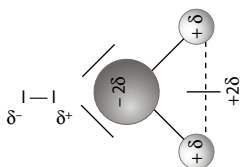
Le liaison I—I est apolaire car  $\Delta\chi = 0$ .

Parmi les deux schémas proposés, ICl (s) est une molécule polaire et I<sub>2</sub> (s) est apolaire, donc le chlorure d'iode ICl (s) est le solide dont la cohésion est assurée par les forces de Keesom.

**b.** Les molécules de I<sub>2</sub> (s) sont apolaires, la cohésion est assurée par les forces de London.

**2.** Les molécules apolaires interagissent quand même, car la répartition des électrons n'est pas homogène au sein des molécules, ce qui provoque l'apparition de charges partielles induites de proche en proche dans les molécules voisines. Des interactions attractives entre charges partielles induites de signes opposés apparaissent entre les molécules apolaires.

**3. a**



La molécule H<sub>2</sub>O qui est polaire (dipôle permanent) induit des charges partielles sur la molécule de I<sub>2</sub> non polaire. La molécule de I<sub>2</sub> se polarise par influence (dipôle induit) et les deux dipôles s'attirent.

**b.** Les forces de Debye.

**4.** L'intensité des forces de van der Waals, dépend de la taille des molécules. Plus les molécules sont volumineuses et plus les atomes possèdent des électrons, plus l'intensité est grande.

**5. a.** Si la distance est multipliée par 2, alors  $d' = 2d$  ;

$$\text{on a } \frac{1}{d'^2} = \frac{1}{(2d)^2} = \frac{1}{(2^2 \times d^2)} = \frac{1}{(4 \times d^2)}$$

La force est divisée par 4 lorsque la distance est multipliée par 2.

**b.** C'est une force de courte portée.

**27**

Anions \ Cations	Cl <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
Na <sup>+</sup>	NaCl	<b>Na<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)</b>	Na <sub>2</sub> (CO <sub>3</sub> )
Cu <sup>2+</sup>	<b>CuCl<sub>2</sub></b>	Cu(SO <sub>4</sub> )	Cu(CO <sub>3</sub> )

Zn <sup>2+</sup>	ZnCl <sub>2</sub>	Zn(SO <sub>4</sub> )	Zn(CO <sub>3</sub> )
K <sup>+</sup>	KCl	<b>K<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)</b>	<b>K<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)</b>
Fe <sup>3+</sup>	FeCl <sub>3</sub>	<b>Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub></b>	<b>Fe<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>3</sub></b>

**28 1. a.** La concentration en quantité de matière  $c$

$$\text{est : } c = \frac{n}{V}$$

$$c = \frac{2,56}{500 \times 10^{-3}} = 5,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration en masse  $C$  est :

$$C = c \cdot M(\text{NaCl})$$

$$C = 5,12 \times (23,0 + 35,5) = 300 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$C = 300 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} < s = 360 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration en masse est inférieure à la solubilité, donc la solution sera homogène.

**b.** NaCl (s) → Na<sup>+</sup> (aq) + Cl<sup>-</sup> (aq)

**c.**  $c = [\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = 5,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

**2. a.** La concentration en quantité de matière serait de :

$$c = \frac{n}{V}$$

$$c = \frac{3,59 \times 10^{-2}}{500 \times 10^{-3}}$$

$$c = 7,18 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration en masse serait de :

$$C = c \cdot M(\text{PbCl}_2)$$

$$C = 7,18 \times 10^{-2} \times (207,2 + 2 \times 35,5)$$

$$C = 20,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$C = 20,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} > s = 9,9 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration en masse est supérieure à la solubilité, la solution sera saturée, l'intégralité du solide ne pourra pas se dissoudre. La solution ne sera donc pas homogène.

**b.** PbCl<sub>2</sub> (s) → Pb<sup>2+</sup> (aq) + 2 Cl<sup>-</sup> (aq)

**c.** D'après l'équation de dissolution :  $c = [\text{Pb}^{2+}]$  et  $[\text{Cl}^-] = 2c$ .

La concentration en masse de la solution sera égale à la valeur de la solubilité :  $s = 9,9 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Donc la concentration en quantité de matière sera :

$$c = \frac{s}{M(\text{PbCl}_2)}$$

$$c = \frac{9,9}{207,2 + (2 \times 35,5)}$$

$$c = 3,6 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = c = 3,6 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{et } [\text{Cl}^-] = 2c = 7,1 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Ce second résultat a été trouvé en gardant en mémoire la valeur non arrondie de  $c$ .

**d.** La quantité de matière de PbCl<sub>2</sub> (s) dissoute est :  $n(\text{PbCl}_2) = c \cdot V$

$$n(\text{PbCl}_2) = 3,6 \times 10^{-2} \times 500 \times 10^{-3}$$

$$n = 1,8 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

La quantité de matière de  $\text{PbCl}_2(s)$  non dissoute est :  
 $3,59 \times 10^{-2} - 1,8 \times 10^{-2} = 1,8 \times 10^{-2} \text{ mol.}$

La masse de  $\text{PbCl}_2(s)$  non dissoute :

$$m = n \cdot M(\text{PbCl}_2)$$

$$m = 1,8 \times 10^{-2} \times (207,2 + 2 \times 35,5)$$

$$m = 5,0 \text{ g.}$$

### 29 > Démarche avancée

**1. a.** La distance entre un ion  $\text{Na}^+$  et un ion  $\text{Cl}^-$  :

$$d_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = r_{\text{Na}^+} + r_{\text{Cl}^-} = 97 + 181 = 278 \text{ pm}$$

$$= 278 \times 10^{-12} \text{ m.}$$

La distance entre deux ions  $\text{Na}^+$  est, d'après Pythagore :

$$d_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}^2 = d_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}^2 + d_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}^2$$

$$d_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}^2 = 2 \times (278 \times 10^{-12})^2$$

$$d_{\text{Na}^+/\text{Na}^+} = 393 \times 10^{-12} \text{ m.}$$

$$F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = k \times \frac{|q_{\text{Na}^+}| \times |q_{\text{Cl}^-}|}{(d_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-})^2}$$

$$F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = 9,0 \times 10^9 \times \frac{|1,6 \times 10^{-19}| \times |(-1,6 \times 10^{-19})|}{(278 \times 10^{-12})^2}$$

$$F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = 3,0 \times 10^{-9} \text{ N}$$

$$F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+} = k \times \frac{|q_{\text{Na}^+}| \times |q_{\text{Na}^+}|}{(d_{\text{Na}^+/\text{Na}^+})^2}$$

$$F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+} = 9,0 \times 10^9 \times \frac{|1,6 \times 10^{-19}| \times |1,6 \times 10^{-19}|}{(393 \times 10^{-12})^2}$$

$$F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+} = 1,5 \times 10^{-9} \text{ N.}$$

$$\text{b. } \frac{F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}}{F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}} = \frac{3,0 \times 10^{-9}}{1,5 \times 10^{-9}} = 2 \Rightarrow F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = 2 \times F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}$$

L'intensité de l'interaction électrostatique attractive  $F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}$  entre deux ions de signes opposés est deux fois plus importante que l'intensité de l'interaction électrostatique répulsive  $F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}$  entre deux ions de même signe, donc l'attraction l'emporte sur la répulsion, cela explique la cohésion du chlorure de sodium solide.

**2. a.** Si on plonge le solide dans l'eau, la seule chose qui change dans les expressions numériques précédentes, c'est la valeur de  $k$ .

$$k(\text{air}) = 9,0 \times 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}$$

$$\text{et } k(\text{eau}) = 1,1 \times 10^8 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}.$$

Comparons ces deux valeurs :

$$\frac{k(\text{air})}{k(\text{eau})} = \frac{9,0 \times 10^9}{1,1 \times 10^8} = 82.$$

La valeur de la constante  $k$  est environ 80 fois plus faible dans l'eau que dans l'air, donc l'intensité des interactions électrostatiques est environ 80 fois plus faible dans l'eau que dans l'air.

**b.** Dans l'eau, les interactions électrostatiques attractives ne sont plus suffisamment intenses pour assurer la cohésion du chlorure de sodium solide, les intensités des interactions attractives entre les molécules d'eau et les ions sont plus importantes, les ions se détachent les uns des autres et le solide se dissocie.

### > Démarche élémentaire

$$\text{1. a. } d_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = r_{\text{Na}^+} + r_{\text{Cl}^-} = 97 + 181 = 278 \text{ pm}$$

$$= 278 \times 10^{-12} \text{ m.}$$

$$\text{b. } F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = 3,0 \times 10^{-9} \text{ N (voir démarche avancée).}$$

**c.** C'est une interaction entre deux charges de signes opposés, c'est donc une interaction attractive.

**2. a.** La distance entre deux ions  $\text{Na}^+$  est, d'après Pythagore :  $d_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}^2 = d_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}^2 + d_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}^2$

$$d_{\text{Na}^+/\text{Na}^+} = 2 \times (278 \times 10^{-12})^2$$

$$d_{\text{Na}^+/\text{Na}^+} = 393 \times 10^{-12} \text{ m.}$$

$$\text{b. } F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+} = 1,5 \times 10^{-9} \text{ N (voir démarche avancée).}$$

**c.** C'est une interaction entre deux charges de même signe, c'est donc une interaction répulsive.

$$\text{3. a. } \frac{F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}}{F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}} = \frac{3,0 \times 10^{-9}}{1,5 \times 10^{-9}} = 2 \Rightarrow F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = 2 \times F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}$$

**b.** L'intensité de l'interaction électrostatique attractive  $F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}$  entre deux ions de signes opposés est deux fois plus importante que l'intensité de l'interaction électrostatique répulsive  $F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}$  entre deux ions de même signe, donc l'attraction l'emporte sur la répulsion, cela explique la cohésion du chlorure de sodium solide.

$$\text{4. a. } F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = k(\text{eau}) \times \frac{|q_{\text{Na}^+}| \times |q_{\text{Cl}^-}|}{(d_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-})^2}$$

$$F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = 1,1 \times 10^8 \times \frac{|1,6 \times 10^{-19}| \times |(-1,6 \times 10^{-19})|}{(278 \times 10^{-12})^2}$$

$$F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = 3,6 \times 10^{-11} \text{ N.}$$

$$\text{b. } \frac{F(\text{air})_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}}{F(\text{eau})_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}} = \frac{3,0 \times 10^{-9}}{3,6 \times 10^{-11}} = 82$$

$$\Rightarrow F(\text{air})_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = 82 \times F(\text{eau})_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}$$

Le calcul a été fait en gardant en mémoire les résultats non arrondis de  $F(\text{air})_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}$  et  $F(\text{eau})_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}$ .

**c.** « Dans l'eau l'intensité des interactions électrostatiques est divisée par environ 80 ».

**d.** Dans l'eau, les interactions électrostatiques attractives ne sont plus suffisamment intenses pour assurer la cohésion du chlorure de sodium solide, les intensités des interactions attractives entre les molécules d'eau et les ions sont plus importantes, les ions se détachent les uns des autres et le solide se dissocie.

**30** 1.  $\text{CaC}_2\text{O}_4(\text{s})$  est un solide électriquement neutre, lors de sa dissolution il forme des ions calcium  $\text{Ca}^{2+}$  et des ions oxalate qui doivent porter deux charges négatives pour assurer l'électroneutralité. La formule des ions oxalate est donc  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ .

2.  $\text{CaC}_2\text{O}_4(\text{s}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq})$

3.  $n = \frac{m(\text{CaC}_2\text{O}_4)}{M(\text{CaC}_2\text{O}_4)} = \frac{0,545}{128,1} = 4,25 \times 10^{-3} \text{ mol.}$

4. La solubilité de l'oxalate de calcium, à 37 °C, est de  $6,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Pour dissoudre  $4,25 \times 10^{-3} \text{ mol}$ , il faut un volume d'eau  $V = \frac{4,25 \times 10^{-3}}{6,0 \times 10^{-5}} = 71 \text{ L.}$

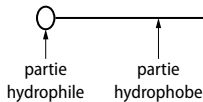
**31** Les molécules d'alcools possèdent une chaîne carbonée (non polaire donc hydrophobe c'est-à-dire non soluble dans l'eau) et un groupe  $-\text{OH}$  (polaire donc hydrophile c'est-à-dire soluble dans l'eau).

La solubilité des alcools dans l'eau est due à la présence du groupe  $-\text{OH}$ , qui établit des ponts hydrogène avec les molécules d'eau. Tant que la longueur de la chaîne carbonée n'est pas trop grande les alcools sont très solubles dans l'eau (voir méthanol, éthanol, propan-1-ol).

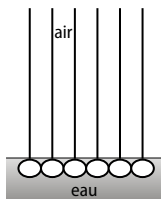
Par contre, lorsque la longueur de la chaîne carbonée augmente, la solubilité des alcools diminue car la partie de la molécule non soluble dans l'eau est de plus en plus importante.

**32**

1.



2.



3. C'est le schéma B. Les parties hydrophobes se mettent à l'abri de l'eau et les têtes hydrophiles sont en contact avec l'eau.

4. On cherche le nombre d'ions présents dans une micelle.

La masse molaire des micelles est :

$$M(\text{micelle}) = 17 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1} = 17\,000 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Une micelle de SDS contient  $N$  espèces SDS de masse molaire  $M(\text{SDS}) = 288 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$M(\text{micelle}) = N \times M(\text{SDS})$$

$$N = \frac{M(\text{micelle})}{M(\text{SDS})}$$

$$N = \frac{17\,000}{288} = 59.$$

Il y a 59 espèces SDS par micelles, donc 59 ions, sur le schéma B, on a représenté que 8 ions. Ce nombre ne correspond pas à la réalité, il est très inférieur.

5. Calcul de la concentration en masse de SDS de la

$$\text{solution} : c = \frac{m}{V}.$$

$$c = \frac{0,30}{200 \times 10^{-3}} = 1,5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$c = 1,5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} < \text{CMC} = 1,9 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

La solution ne comporte pas de micelles.

**33** ■ Animation

(→ disponible par l'application Bordas Flashpage, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

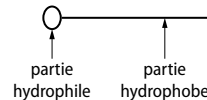
► Gare au gorille

■ p. 102

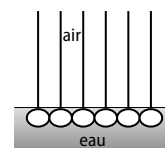
Vidéo permettant de visualiser la manière dont les ions carboxylate présents sur du savon déposé sur un doigt « chassent » du poivre présent à la surface de l'eau.

L'ion carboxylate présent dans le savon est une espèce chimique amphiphile, il possède une partie hydrophile (qui aime l'eau, donc soluble dans l'eau) et une partie lipophile (c'est-à-dire qui aime les graisses, donc insoluble dans l'eau c'est-à-dire hydrophobe).

On peut le schématiser de la façon suivante :



Les ions carboxylate déposés par le doigt vont s'organiser à l'interface air/eau de la façon suivante :



Les têtes hydrophiles dans l'eau et les parties hydrophobes hors de l'eau.

Cette couche d'ions carboxylate s'étend à la surface de l'eau et chasse ainsi les grains de poivre. La couche de savon qui s'étend à la surface de l'eau est grande par rapport à la quantité de savon apporté, car les ions s'organisent en une couche de hauteur très petite puisque constituée d'un seul ion.

**34** Une espèce est soluble s'il existe des interactions entre les entités constituant le soluté et les molécules de solvant. Ces interactions soluté-solvant expliquent

que les entités constituant le soluté ne s'attirent plus suffisamment pour assurer sa cohésion.

La solubilité dépend donc de la nature du soluté et de la nature du solvant.

Les solides ioniques et les solides moléculaires polaires sont généralement solubles dans les solvants polaires. Le permanganate de potassium (solide représenté sur la photo), de formule  $\text{KMnO}_4$  (s) est un solide ionique, il est soluble dans l'eau qui est un solvant polaire.

Les solides moléculaires apolaires (ou peu polaires) sont généralement solubles dans les solvants apolaires.

### Acquérir des compétences p. 103

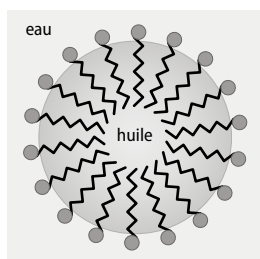
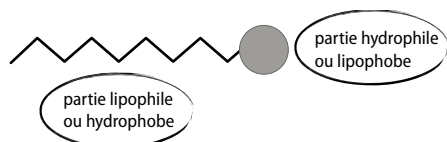
**35 1. a.** C'est une émulsion instable, car les deux liquides non miscibles (l'huile et l'eau) se séparent après quelques instants.

**b.** La molécule d'huile comporte trois longues chaînes carbonées composées essentiellement de carbone et d'hydrogène, ces trois longues chaînes sont apolaires (hydrophobes), donc non solubles dans l'eau. De plus, les molécules d'huile ne peuvent pas former de pont hydrogène avec les molécules d'eau, donc l'huile et l'eau ne sont pas miscibles.

**2.** La mayonnaise est une émulsion, car l'eau contenue dans le jaune d'œuf et l'huile restent mélangées après l'agitation.

**3. a.** L'espèce chimique qui joue le rôle de « stabilisateur d'émulsion » est la lécithine, espèce chimique présente dans le jaune d'œuf.

**b.** C'est une espèce chimique tensioactive, c'est-à-dire amphiphile.



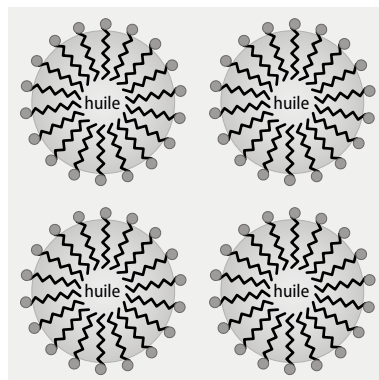
**c.** Cette espèce chimique joue le rôle d'émulsifiant, car c'est une espèce chimique qui a de l'affinité à la fois pour l'eau et pour l'huile. La longue chaîne carbonée est soluble dans l'huile, et la partie hydrophile est soluble dans l'eau. Les espèces chimiques

tensioactives vont entourer et « emprisonner » les gouttelettes d'huile, il va y avoir formation de micelles. Ces micelles permettent de disperser de façon stable les gouttelettes d'huile dans l'eau.

### La formation de la mayonnaise

Lorsqu'on mélange un jaune d'œuf (constitué de 50 % d'eau) et de l'huile, on réalise une émulsion stable, c'est-à-dire que l'huile reste dispersée sous forme de gouttelettes dans l'eau.

Cette dispersion est réalisée grâce à la formation de micelles. Les espèces amphiphiles présentes dans le jaune d'œuf (les lécithines) interagissent avec les gouttelettes d'huile avec leur partie lipophile (soluble dans l'huile), elles entourent les gouttelettes d'huile et forment des micelles.



**36** On calcule  $n_1(\text{Cl}^-)$ , qui est la quantité de matière d'ions chlorure apportés par la solution de volume  $V_1$  de chlorure de sodium.

L'équation de dissolution du chlorure de sodium est :  $\text{NaCl (s)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{(aq)} + \text{Cl}^- \text{(aq)}$

D'après l'équation de dissolution :  $c_1 = [\text{Cl}^-]$ .

$c_1$  est la concentration en quantité de matière de la solution.

L'énoncé donne la concentration en masse  $C_1$ , donc :

$$c_1 = \frac{C_1}{M(\text{NaCl})}$$

$$n_1(\text{Cl}^-) = [\text{Cl}^-] \times V_1 = c_1 \times V_1$$

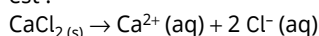
$$n_1(\text{Cl}^-) = \frac{C_1}{M(\text{NaCl})} \times V_1$$

$$\text{A.N. : } n_1(\text{Cl}^-) = \frac{0,60}{23 + 35,5} \times 20 \times 10^{-3}$$

$$n_1(\text{Cl}^-) = 2,1 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

Calcul de  $n_2(\text{Cl}^-)$ , la quantité de matière d'ions chlorure apportés par la solution de volume  $V_2$  de chlorure de calcium.

L'équation de dissolution du chlorure de calcium est :



D'après l'équation de dissolution :  $[\text{Cl}^-] = 2 \times c_2$ .

$c_2$  est la concentration en quantité de matière de la solution.

L'énoncé donne la concentration en masse  $C_2$ , donc :

$$c_2 = \frac{C_2}{M(\text{CaCl}_2)}$$

$$n_2(\text{Cl}^-) = [\text{Cl}^-] \times V_2 = 2 \times c_2 \times V_2$$

$$n_2(\text{Cl}^-) = 2 \times \frac{C_2}{M(\text{CaCl}_2)} \times V_2.$$

$$\text{A.N. : } n_2(\text{Cl}^-) = 2 \times \frac{1,4}{40,1 + 2 \times 35,5} \times 5,0 \times 10^{-3}.$$

$$n_2(\text{Cl}^-) = 1,3 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

Calcul de  $[\text{Cl}^-]$ , la concentration en quantité de matière des ions chlorure de la solution :

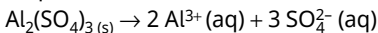
$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_1(\text{Cl}^-) + n_2(\text{Cl}^-)}{V_1 + V_2}.$$

$$\text{A.N. : } [\text{Cl}^-] = \frac{2,1 \times 10^{-4} + 1,3 \times 10^{-4}}{20 \times 10^{-3} + 5,0 \times 10^{-3}} = 1,3 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Le calcul a été fait en gardant en mémoire les résultats non arrondis de  $n_1(\text{Cl}^-)$  et  $n_2(\text{Cl}^-)$ .

### 37 > Démarche experte

L'équation de dissolution du sulfate d'aluminium est :



$$[\text{Al}^{3+}] = 2c \text{ donc } c = \frac{[\text{Al}^{3+}]}{2}.$$

$$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})) = c \cdot V \text{ et}$$

$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})) = n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})) \times M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s}))$$

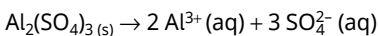
$$m = \frac{[\text{Al}^{3+}]}{2} \times V \times M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})).$$

A.N. :

$$m = \frac{4,0 \times 10^{-3}}{2} \times 5,0 \times (2 \times 27,0 + 3 \times 32,1 + 12 \times 16,0) = 3,4 \text{ g}$$

### > Démarche avancée

1. L'équation de dissolution du sulfate d'aluminium est :



2. D'après l'équation de dissolution :

$$n(\text{Al}^{3+}(\text{aq})) = 2n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3).$$

En divisant par  $V$  :

$$[\text{Al}^{3+}] = 2 C_s \text{ donc } C_s = \frac{[\text{Al}^{3+}]}{2}.$$

$$C_s = \frac{4,0 \times 10^{-3}}{2} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

3.  $n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})) = C_s \cdot V.$

$$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})) = 2,0 \times 10^{-3} \times 5,0 = 10 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

4.  $m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})) = n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})) \times M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s}))$

$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})) = 10 \times 10^{-3} \times (2 \times 27,0 + 3 \times 32,1 + 12 \times 16,0) = 3,4 \text{ g.}$$

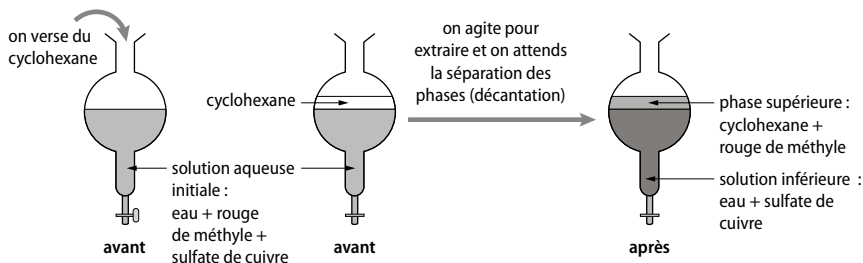
**38** 1. On doit choisir un solvant qui permettra d'extraire le rouge de méthyle de la solution aqueuse. Le rouge de méthyle doit être très soluble dans ce solvant extracteur, et ce solvant ne doit pas être miscible à l'eau.

Le seul solvant qui rassemble ces deux critères est le cyclohexane.

Le sulfate de cuivre qui est très soluble dans l'eau et insoluble dans le cyclohexane restera dans la phase aqueuse.

### Protocole expérimental

- Dans une ampoule à décanter, on verse la solution S et du cyclohexane.
- On bouche, on agite et on laisse décanter.
- La phase aqueuse est la phase inférieure, car sa masse volumique est la plus grande ( $\mu = 1,02 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}$ ) et la phase supérieure est constituée par le cyclohexane ( $\mu = 0,79 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}$ ).
- Après agitation, la quasi-totalité du rouge de méthyle doit se trouver dans la phase supérieure, c'est-à-dire dans le cyclohexane, et le sulfate de cuivre est resté dans la phase aqueuse.
- On recueille ensuite les deux phases séparément.



### Consigne de sécurité

Le cyclohexane est toxique, irritant et inflammable. Il faudra donc le manipuler sous la hotte et loin de toute source de chaleur ou flamme.

2. Le sulfate de cuivre est un solide ionique, et l'eau est un solvant polaire. Des interactions électrostatiques apparaissent entre les charges des ions et les charges partielles des molécules d'eau. Le sulfate de cuivre est donc très soluble dans l'eau.

Le cyclohexane est un solvant apolaire, car les liaisons présentes dans la molécule, sont soit non polarisées (C—C), soit très faiblement polarisées (C—H). De plus, la molécule est symétrique.

L'absence d'interaction électrostatique entre les charges des ions et les molécules apolaires de cyclohexane expliquent pourquoi le sulfate de cuivre n'est pas soluble dans le cyclohexane.

Le rouge de méthyle est un solide moléculaire quasiment apolaire.

En général, les solides moléculaires apolaires sont solubles dans les solvants apolaires et insolubles (ou très peu solubles) dans les solvants polaires, donc le rouge de méthyle est soluble dans le cyclohexane et très peu soluble dans l'eau.



# Structure des composés organiques

## LE PROGRAMME

### 1. Propriétés physico-chimiques, synthèses et combustions d'espèces chimiques organiques

Cette partie vise à fournir une première approche de la chimie organique en réinvestissant les notions précédemment acquises – schéma de Lewis, géométrie et polarité des entités, interactions entre entités et énergie de liaison – pour interpréter certaines étapes d'un protocole de synthèse et rendre compte de l'exothermicité des combustions.

Les notions de chaînes carbonées, de groupes caractéristiques, et de familles de composés sont

introduites. Au niveau de la nomenclature, il est uniquement attendu en classe de première que les élèves justifient la relation entre nom et formule semi-développée de molécules comportant un seul groupe caractéristique. [...]

#### Notions abordées en seconde

Synthèse d'une espèce chimique existant dans la nature, montage à reflux, chromatographie sur couche mince, réactions de combustion, transformations chimiques exothermiques et endothermiques.

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
<b>A) Structure des entités organiques</b>	
Formules brutes et semi-développées. Squelettes carbonés saturés, groupes caractéristiques et familles fonctionnelles.	Identifier, à partir d'une formule semi-développée, les groupes caractéristiques associés aux familles de composés : alcool, aldéhyde, cétone et acide carboxylique.
Lien entre le nom et la formule semi-développée.	Justifier le nom associé à la formule semi-développée de molécules simples possédant un seul groupe caractéristique et inversement.
Identification des groupes caractéristiques par spectroscopie infrarouge.	Exploiter, à partir de valeurs de référence, un spectre d'absorption infrarouge. <i>Utiliser des modèles moléculaires ou des logiciels pour visualiser la géométrie de molécules organiques.</i>

## POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

■ p. 18

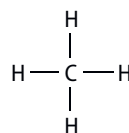
### SITUATION 1

Il s'agit ici de vérifier que les élèves savent déduire le nombre d'électrons de valence de la configuration électronique dans l'état fondamental, notion vue en seconde, et de l'exploiter pour obtenir le modèle de Lewis d'une molécule, notion vue au chapitre 3.

#### ► Exemple de réponse attendue

Le carbone forme quatre liaisons et l'hydrogène une seule.

Le schéma de Lewis de la molécule de méthane est donc :



#### ► En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

L'écriture des formules semi-développées nécessite de connaître le nombre de liaisons établies par les différents atomes. Les **activités 1 et 3** permettent de réinvestir cette notion.

### SITUATION 2

Les modèles moléculaires ont été rencontrés au cycle 4 et il s'agit ici de faire réfléchir les élèves sur la distinction entre modèle compact et éclaté.

## Exemple de réponse attendue

Les modèles éclatés (photo du haut) permettent de bien visualiser l'orientation dans l'espace des liaisons. Les modèles compacts (photo du bas) rendent compte plus fidèlement de l'encombrement des atomes dans l'espace.

## En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Les élèves doivent savoir utiliser des modèles moléculaires ou des logiciels 3D pour visualiser la géométrie de molécules. À travers l'**activité 1**, ils s'initient au maniement de ces outils.

### ACTIVITÉS

#### p. 108 ■ ACTIVITÉ 1

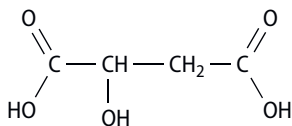
## Représentation des molécules organiques

### Commentaires pédagogiques

L'activité 1 met les élèves en situation de se familiariser avec les modèles moléculaires et les logiciels de représentation 3D et en même temps d'en appréhender les avantages et les inconvénients.

### >>Exploitation et analyse

1. La molécule possède un groupe hydroxyle et deux groupes carboxyle.
2. a. Formule semi-développée de l'acide malique :



- b. On pourrait penser d'après cette écriture, que la molécule est plane.
  - c. La chaîne carbonée est en « zig-zag ». Cela est dû à la structure tétraédrique des atomes de carbone.
  3. a. Construire les modèles moléculaires compact et éclaté de la molécule.
  - b. Les modèles éclatés permettent de bien visualiser la structure, les liaisons chimiques, et surtout l'orientation dans l'espace des liaisons. Les modèles compacts rendent compte correctement de l'encombrement des atomes dans l'espace.
  - c. Utiliser un logiciel tel que « Avogadro » sur ordinateur ou « Molecular Constructor » sur smartphone.
- ### >Synthèse
4. Le logiciel permet de faire tourner la molécule. On peut ainsi la visualiser sous différents angles et en faire des impressions d'écran.

#### p. 109 ■ ACTIVITÉ 2

## Nomenclature des familles de composés

### Commentaires pédagogiques

La nomenclature substitutive revêt une place importante dans la chimie et l'activité 2 propose aux élèves de s'initier aux principales règles. Elle aborde également les notions de chaînes carbonées, de groupes caractéristiques, et de familles de composés. En classe de première, il est uniquement attendu que les élèves justifient la relation entre nom et formule semi-développée de molécules comportant un seul groupe caractéristique.

### >Exploitation et analyse

1. La nomenclature est un ensemble de règles qui permet d'attribuer un nom à un composé organique. Un des hydrogènes du squelette carboné étant remplacé par un groupe d'atomes caractéristique, on parle ainsi de nomenclature substitutive.
2. a. Méthanal.  
b. 2-méthylpropan-2-ol.  
c. Pentan-2-one.  
d. Acide butanoïque.

### >Synthèse

3. Cela permet d'identifier la famille chimique à laquelle appartient une molécule et d'écrire sa formule développée ou de nommer une molécule à partir de sa formule développée.

#### p. 110 ■ ACTIVITÉ 3

## Identification des groupes caractéristiques

### Commentaires pédagogiques

Dans l'activité 3 l'accent est mis sur l'identification expérimentale des groupes caractéristiques associés à quelques familles courantes de composés. On insistera sur les consignes de sécurité lors de ces manipulations. Le lien entre le nom et la formule semi-développée d'une molécule sera également travaillé dans cette activité.

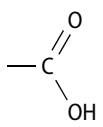
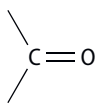
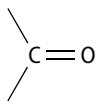
### >Expériences

1. a. La réalisation de tests chimiques permet de déterminer les groupes caractéristiques présents dans les molécules contenues dans les 3 flacons (acide éthanoïque, propan-2-one et éthanal).
- b.

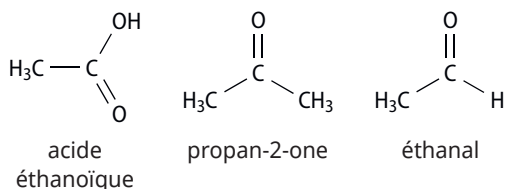
Flacon	Test positif
1	BBT
2	2,4-DNPH
3	2,4-DNPH + Liqueur de Felhing

## Conclusion

### 2. a. et b.

Flacon	Test positif	Groupe	Famille	Nom
1	BBT		Acide carboxylique	Acide éthanóïque
2	2,4-DNPH		Cétone	Propan-2-one
3	2,4-DNPH + Liqueur de Fehling		Aldéhyde	Éthanal

b. Les formules semi-développées sont les suivantes :



p. 111 ■ ACTIVITÉ 4

## Spectroscopie infrarouge

### Commentaires pédagogiques

La démarche d'investigation proposée dans l'activité 4 est l'occasion de faire travailler les élèves sur de véritables spectres d'absorption infrarouge de molécules, dans un contexte qui leur est familier.

### Pistes de résolution et conclusion

1. Les enregistrements obtenus par la police scientifique représentent la transmittance en fonction du nombre d'onde. Il s'agit de spectres IR. La technique utilisée est donc la spectroscopie infrarouge.

2. a. Les spectres du paracétamol et de l'échantillon présentent plusieurs bandes communes :  $2\ 950$ ,  $1\ 700$  et  $880\text{ cm}^{-1}$  donc le médicament est du paracétamol.

b. Le médicament frelaté n'est pas pur : la lidocaïne est un des constituants principaux présents dans l'échantillon car on retrouve plusieurs bandes communes dans les deux spectres :  $3\ 415$ ,  $2\ 610$ ,  $2\ 480$  et  $1\ 545\text{ cm}^{-1}$ .

## EXERCICES

### Vérifier l'essentiel

■ p. 116

- |           |      |           |
|-----------|------|-----------|
| 1 C.      | 2 A. | 3 C.      |
| 4 B.      | 5 B. | 6 A.      |
| 7 A et C. | 8 B. | 9 B et C. |

### Acquérir les notions

#### Molécules organiques

10 1. a. Une molécule organique contient essentiellement des atomes de carbone et d'hydrogène.  
b. Une molécule organique peut contenir d'autres atomes, comme l'azote, le chlore, le soufre, le brome, etc. : ils constituent les « hétéroatomes ».

2. Les molécules organiques sont : **a**, **b**, **d** et **g**.

11 1. Ces écritures sont des formules semi-développées.

2. Il y a plusieurs façons d'écrire la formule semi-développée d'une même molécule : les formules écrites correspondent toutes à la même molécule.

3. Le formule brute de ces quatre molécules est  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ .

12 Les molécules **A** et **C** possèdent une chaîne carbonée linéaire.

La molécule **B** possède une chaîne carbonée ramifiée.

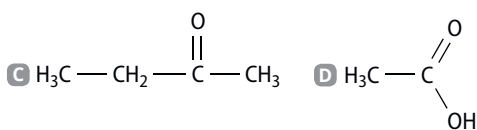
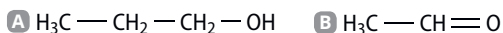
La molécule **D** possède une chaîne carbonée cyclique.

13 La représentation **A** correspond à un modèle moléculaire éclaté, et la représentation **B** à un modèle compact de la même molécule  $\text{C}_2\text{HCl}_3\text{O}$ .

- 14** 1. La molécule est représentée à l'aide d'un logiciel 3D ou d'une application pour smartphone.  
 2. La molécule est vue sous deux angles différents.  
 3. Un modèle moléculaire aurait pu permettre d'obtenir une autre représentation de la molécule.  
 4. La formule brute de la molécule est  $C_2H_6O$ .  
 5. La formule semi-développée de la molécule est  $H_3C-CH_2-OH$ .  
 6. C'est une molécule organique, car elle contient les éléments C et H.

### > Groupes caractéristiques et familles de composés

**15** 1. a.



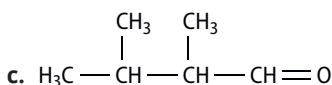
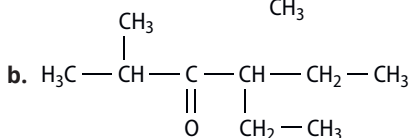
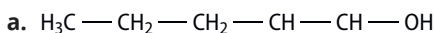
**b.** La molécule **A** possède un groupe hydroxyle. Les molécules **B** et **C** possèdent un groupe carbonyle. La molécule **D** possède un groupe carboxyle.

**2. a.** La molécule **A** appartient à la famille des alcools. La molécule **B** appartient à la famille des aldéhydes. La molécule **C** appartient à la famille des cétones. La molécule **D** appartient à la famille des acides carboxyliques.

**16** 1. a. Le composé appartient à la famille des alcools.

**b.** Le composé appartient à la famille des cétones.  
**c.** Le composé appartient à la famille des aldéhydes.

**2.**



**17** 1. Il s'agit dans les deux cas du groupe carbonyle  $C=O$ .

**2.** Le composé **d**.

**18** 1. Les deux molécules possèdent le groupe carbonyle  $C=O$ .

**2.** Le test à la 2,4-dinitrophénylhydrazine est positif pour les deux molécules alors que le test à la liqueur de Fehling sera seulement positif avec le 2-méthylbutanal qui est un aldéhyde.

**19** 1. Le groupe entouré est caractéristique de la famille des acides carboxyliques.

Ce groupe se nomme groupe carboxyle.

**2.** Le groupe entouré est caractéristique de la famille des alcools.

Ce groupe se nomme groupe hydroxyle.

**20** 1. Les molécules portent le groupe hydroxyle.

**2.** La molécule **A** se nomme le butan-2-ol.

La molécule **B** se nomme le 2-méthylpropan-1-ol.

La molécule **C** se nomme le 3,4-diméthylhexan-1-ol.

**3.** Ces molécules appartiennent à la famille des alcools.

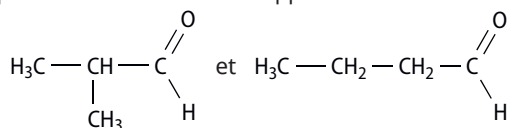
**21** 1. Quel est le nom en nomenclature IUPAC du composé suivant ?

Le composé représenté est le propanal.

**2.** À quelle famille de composés organiques appartient cette molécule ?

Cette molécule appartient à la famille des aldéhydes.

**22** 1. Les aldéhydes de formule brute  $C_4H_8O$  ont pour formules semi-développées :



**2.** Les molécules trouvées sont le 2-méthylpropanal et le butanal.

**3.** Il n'est pas nécessaire de préciser la position du carbone fonctionnel car il est situé en bout de chaîne.

**4.** La molécule **A** est le 2,3-diméthylbutanal.

La molécule **B** est le 2,2-diméthylpropanal.

**23**

Nom	Formule
méthanal	$H_2C=O$
acide pentanoïque	$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-\overset{\overset{O}{  }}{C}-OH$
hexan-1-ol	$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-OH$
3-méthylbutan-2-one	$H_3C-\underset{\underset{CH_3}{ }}{CH}-\overset{\overset{O}{  }}{C}-CH_3$

Nom	Formule
3,4-diméthylpentanal	$\begin{array}{ccccccc} & & & & \text{O} & & \\ & & & & // & & \\ \text{H}_3\text{C} & - & \text{CH} & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{C} & - & \text{H} \\ & &   & &   & & & & & & \\ & & \text{CH}_3 & & \text{CH}_3 & & & & & & \end{array}$
acide butanoïque	$\begin{array}{ccccccc} & & & & \text{O} & & \\ & & & & // & & \\ \text{H}_3\text{C} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{C} & - & \text{H} \\ & & & & & &   & & \\ & & & & & & \text{OH} & & \end{array}$

## > Spectroscopie infrarouge

**24** 1. Ces bandes caractéristiques sont associées à la famille des aldéhydes.

$$2. \lambda = \frac{10\,000}{1\,700} = 5,9 \mu\text{m} \text{ et } \lambda = \frac{10\,000}{2\,700} = 3,7 \mu\text{m}.$$

**25** 1. Le spectre **B** représente un spectre infrarouge.

2. En abscisse, on trouve comme grandeur le nombre d'onde, dont l'unité est le  $\text{cm}^{-1}$ .

En ordonnée, on trouve comme grandeur la transmittance, exprimée en % mais sans unité.

3. Les longueurs d'onde du domaine infrarouge sont plus grandes que celles du domaine visible.

**26** 1. Pour la molécule **A**, le nombre d'onde de la bande caractéristique de la liaison  $\text{C}\equiv\text{N}$  se situe vers  $2\,200 \text{ cm}^{-1}$ .

Pour la molécule **B**, le nombre d'onde de la bande caractéristique de la liaison  $\text{O}-\text{H}$  se situe vers  $3\,300 \text{ cm}^{-1}$ .

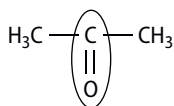
2. Le spectre **A** correspond à la molécule **A**.  
Le spectre **B** correspond à la molécule **B**.

## Exercices similaires aux exercices résolus

■ p. 120 et 121

**28** 1. La molécule est composée de trois atomes de carbone, un atome d'oxygène et six atomes d'hydrogène, d'où sa formule brute  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ .

2. La formule semi-développée de cette molécule est :



3. Le groupe caractéristique entouré est le groupe carbonyle. La molécule appartient à la famille des cétones.

4. La molécule se nomme propanone.

5. Il s'agit d'un modèle éclaté, sur lequel on peut visualiser les liaisons chimiques de la molécule.

**30** 1. La grandeur en abscisse est le nombre d'onde, qui est l'inverse de la longueur d'onde.

2. Les aldéhydes et les cétones portent comme groupe caractéristique le groupe carbonyle, de formule  $\text{C}=\text{O}$ .

3. La bande caractéristique de ce groupe est repérable sur le spectre infrarouge grâce à la zone de forte absorption entre  $1\,705 \text{ cm}^{-1}$  et  $1\,740 \text{ cm}^{-1}$ . Elle permet d'identifier la liaison  $\text{C}=\text{O}$ .

4. L'absence de bande vers  $2\,650 \text{ cm}^{-1}$ - $2\,830 \text{ cm}^{-1}$ , caractéristique de la liaison  $\text{C}-\text{H}$  d'un aldéhyde, indique qu'il s'agit d'une cétone.

## Croiser les notions

■ p. 122

**31** 1. La molécule **A** possède un groupe carboxyle. Les molécules **B**, **C** et **D** possèdent un groupe carbonyle.

2. La molécule **A** se nomme acide éthanóïque, la **B** butanal, la **C** pentanal et la **D** pentan-3-one.

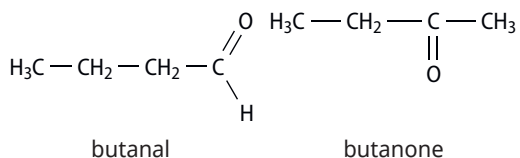
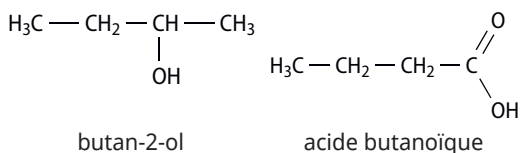
**32** 1. Les deux composés ont la même formule brute :  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ .

2. Les deux molécules possèdent le groupe carbonyle.

3. La molécule **A** est une cétone et la molécule **B** est un aldéhyde.

4. La molécule **A** est la propanone et la **B** le propanal.

**33** 1. et 2.



**34** 1. On reconnaît dans la représentation du thymol le groupe hydroxyle  $\text{OH}$ .

2. Il s'agit de la famille des alcools.

3. La bande caractéristique correspondant à la vibration de la liaison  $\text{O}-\text{H}$  se situe vers  $3\,200 \text{ cm}^{-1}$ - $3\,700 \text{ cm}^{-1}$ .

**35** > Démarche avancée

La bande vers  $1\,700 \text{ cm}^{-1}$  correspond à la liaison  $\text{C}=\text{O}$  d'un aldéhyde ou d'une cétone. Cependant, l'absence d'une bande vers  $2\,700 \text{ cm}^{-1}$ ,

caractéristique de la liaison C—H d'un aldéhyde, indique que la molécule appartient à la famille des cétones.

### ► Démarche élémentaire

1. La liaison facilement identifiable sur le spectre est la bande située vers  $1\,700\text{ cm}^{-1}$ . Elle correspond à la liaison C=O.

2. Le groupe caractéristique correspond à cette liaison se nomme le groupe carbonyle.

3. Les familles de composés qui possèdent ce groupe sont les aldéhydes et les cétones.

4. On ne trouve pas d'autre bande caractéristique des aldéhydes sur ce spectre.

En effet, la bande vers  $2\,700\text{ cm}^{-1}$ , caractéristique de la liaison C—H d'un aldéhyde, est absente.

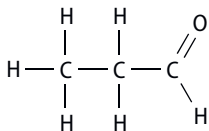
5. On peut donc en conclure que cette molécule appartient à la famille des cétones.

**36** 1. Cette large bande d'absorption entre  $3\,200\text{ cm}^{-1}$  et  $3\,400\text{ cm}^{-1}$  signale la présence de la liaison O—H, caractéristique d'un composé appartenant à la famille des alcools. On en déduit la formule semi-développée de cette molécule :  $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$ .

2. Cette molécule se nomme éthanol.

**37** 1. D'après la table des bandes infrarouge, la bande d'absorption à  $1\,730\text{ cm}^{-1}$  est caractéristique d'une liaison C=O pour les aldéhydes. De la même façon, la bande d'absorption à  $2\,726\text{ cm}^{-1}$  est caractéristique d'une liaison C—H pour les aldéhydes. Ce composé appartient donc à la famille des aldéhydes.

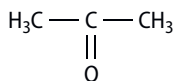
2. La formule brute de ce composé indique qu'il possède trois atomes de carbone donc sa chaîne carbonée possède obligatoirement trois atomes de carbone (pas de ramification possible). On place ensuite la liaison C=O en bout de chaîne (au milieu, on obtiendrait une cétone). Enfin, on ajoute les six atomes d'hydrogène.



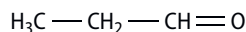
3. Ce composé est le propanal.

**38** 1. Les cétones possèdent le groupe caractéristique carbonyle.

2. La propanone a pour formule semi-développée :



3. La formule semi-développée d'une molécule qui serait un aldéhyde et qui aurait la même formule brute que la molécule précédente serait :



4. Le spectre de la propanone doit présenter une bande d'absorption vers  $1\,700\text{ cm}^{-1}$ , caractéristique de la liaison C=O.

5. Seul le spectre **A** présente la bande de la liaison C=O vers  $1\,700\text{ cm}^{-1}$ .

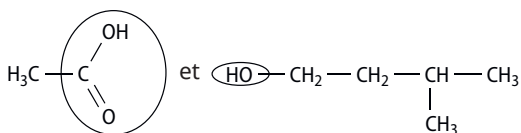
6. Le nombre d'onde est l'inverse de la longueur d'onde :

$$\tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda}$$

La longueur d'onde correspondant à la bande caractéristique de la liaison C=O vers  $1\,700\text{ cm}^{-1}$  vaut donc :

$$\lambda = \frac{1}{\tilde{\nu}} \text{ donc } \lambda = \frac{1}{1\,700} \text{ soit } \lambda = 5,9 \times 10^3 \text{ nm.}$$

**39** 1. a. Les formules semi-développées de l'acide éthanóique et du 3-méthylbutan-1-ol sont :



b. Le groupe caractéristique de l'acide éthanóique se nomme le groupe carboxyle.

Le groupe caractéristique du 3-méthylbutan-1-ol se nomme le groupe hydroxyle.

c. L'acide éthanóique appartient à la famille des acides carboxyliques.

Le 3-méthylbutan-1-ol appartient à la famille des alcools.

2. On trouve sur le spectre la bande d'absorption caractéristique de la liaison C=O autour de  $1\,700\text{ cm}^{-1}$ .

**40** 1. a. Les chaînes carbonées des molécules **A**, **C** et **D** sont linéaires. La chaîne carbonée de la molécule **B** est ramifiée.

b. Oui, ces quatre chaînes sont saturées car elles ne possèdent que des liaisons simples entre les atomes de carbone. Une molécule est dite « insaturée » si elle possède au minimum une liaison double ou triple entre deux atomes de carbone.

2. Les molécules **A** et **D** possèdent le groupe caractéristique carbonyle.

Les molécules **B** et **C** possèdent le groupe caractéristique hydroxyle.

3. La molécule **A** appartient à la famille des cétones. Les molécules **B** et **C** appartiennent à la famille des alcools.

La molécule **D** appartient à la famille des aldéhydes.

4. La molécule **A** est la propanone.

La molécule **B** est le 2-méthylbutan-2-ol.

La molécule **C** est le butan-2-ol.

La molécule **D** est le propanal.

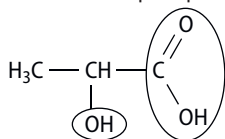
5. a.

	Ajout de...	
	2,4-DNPH	liqueur de Fehling
flacon 1	-	-
flacon 2	-	-
flacon 3	+	+

b. Son test à la liqueur de Fehling étant positif, on est certain que le flacon 3 contient un aldéhyde. Parmi les composés nommés à la question 4, un seul est un aldéhyde. On peut donc en conclure que le flacon 3 contient du propanal.

c. Leurs tests à la 2,4-DNPH et à la liqueur de Fehling étant négatifs, on est certain que les flacons 1 et 2 ne contiennent ni aldéhyde ni cétone. Parmi les composés nommés à la question 4, on trouve une cétone, deux alcools et un aldéhyde. On en déduit que les composés des flacons 1 et 2 sont des alcools. Cependant, on ne dispose pas d'informations qui permettraient d'associer le contenu de chacun des flacons à un composé de la famille des alcools.

41 1. Groupes caractéristiques présents :



2. La formule brute de l'acide lactique est  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ .

3. Non la chaîne carbonée est linéaire.

4. Oui son squelette carboné est saturé car il ne comporte que des liaisons simples C—C.

5. C'est le spectre **A** qui correspond à l'acide lactique : les deux spectres possèdent vers  $1\,700\text{ cm}^{-1}$  la bande caractéristique de la liaison C=O pour les composés de la famille des acides carboxyliques, mais seul le premier spectre présente la bande O—H des alcools et des acides carboxyliques ( $3\,200\text{ cm}^{-1}$ - $3\,700\text{ cm}^{-1}$  pour les alcools et  $2\,500\text{ cm}^{-1}$ - $3\,200\text{ cm}^{-1}$  pour les acides).

42 On observe un spectre IR avec en abscisse le nombre d'onde, inverse de la longueur d'onde, et en ordonnée la transmittance. La spectroscopie IR est une technique d'analyse qui permet de repérer les groupes caractéristiques des aldéhyde, cétone, alcool...d'une molécule grâce à la position des

bandes sur le spectre. Les positions des groupes sont répertoriées dans des tables.

Le groupe OH se manifeste par une bande intense entre  $2\,500\text{ cm}^{-1}$  et  $3\,200\text{ cm}^{-1}$  et le groupe carbonyle présente une absorption vers  $1\,700\text{ cm}^{-1}$ . Il s'agit d'un acide carboxylique.

#### 43 Exemple d'exposé oral

Les groupes d'atomes caractéristiques des molécules organiques peuvent être identifiés par spectroscopie infrarouge. Lorsqu'une radiation infrarouge traverse des molécules, certaines liaisons absorbent de l'énergie. Dans ce cas, l'intensité lumineuse de la radiation au sortir de l'échantillon est plus faible qu'à son entrée.

La longueur d'onde à laquelle est absorbée une radiation dépend de l'environnement du groupe d'atomes considéré. Le ou la chimiste peut alors repérer les groupes caractéristiques d'une molécule grâce à la position des bandes sur le spectre.

### Acquérir des compétences p. 125

#### 44 >Analyse

1. Le spectre du liant et celui de la cire d'abeille présentent de grandes similitudes : pics identiques à  $2\,955\text{ cm}^{-1}$ ,  $2\,850\text{ cm}^{-1}$ ,  $1\,737\text{ cm}^{-1}$  et  $725\text{ cm}^{-1}$ . Ils présentent seulement quelques différences, comme le pic à  $3\,450\text{ cm}^{-1}$  visible dans le spectre du liant.

2. Le groupe caractéristique d'un acide carboxylique est le groupe carboxyle —COOH.

Le groupe caractéristique d'un alcool est le groupe hydroxyle —OH.

3. À l'aide des tables des bandes infrarouges, dans le spectre infrarouge du liant présent dans les portraits du Fayoum, on repère le groupe OH grâce au pic situé à  $3\,450\text{ cm}^{-1}$ .

#### >Synthèse

Les archéologues ont comparé les spectres infrarouges de la cire d'abeille et du liant présent dans les portraits. Ils ont observé une légère différence entre les spectres de référence des cires d'abeille actuelles et les prélèvements archéologiques. Dans le spectre du liant, ils ont retrouvé les pics identiques à ceux de la cire d'abeille, mais en plus un pic à  $3450\text{ cm}^{-1}$ , caractéristique du groupe —OH de l'alcool, issu de la transformation au cours du temps de la cire d'abeille.

#### 45 >Le problème à résoudre

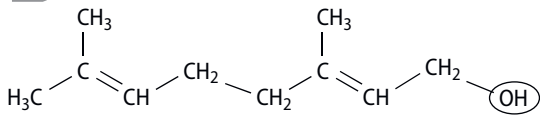
— Les trois molécules doivent avoir la même formule brute  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$  ;  
— on cherche deux autres molécules qui ne sont pas des alcools ;

- la première est un aldéhyde  $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{O}$  (éthanal)

- la seconde est  $\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} \text{---} \text{CH}_2 \\ \diagdown \quad / \\ \text{O} \end{array}$  (oxyde d'éthylène)

dans laquelle on trouve deux liaisons  $\text{C}-\text{O}$ .

**46** 1.



Le géranol contient le groupe caractéristique hydroxyle.

2. La molécule de géranol appartient à la famille des alcools.

### ►Le problème à résoudre

La molécule de géranol contient le groupe hydroxyle, qui est caractéristique de la famille des alcools. Un des moyens pour le chimiste de vérifier qu'il a bien synthétisé du géranol sera donc de vérifier que le composant qu'il a synthétisé possède un groupe hydroxyle, mais aussi des liaisons entre carbones comme la chaîne carbonée le montre.

Pour cela, il peut réaliser une spectroscopie infrarouge de ce composant. S'il repère sur le spectre obtenu la bande caractéristique de la liaison OH vers  $3200-3700 \text{ cm}^{-1}$ , ou encore la bande caractéristique de la liaison  $\text{C}=\text{C}$  à  $1650 \text{ cm}^{-1}$ , il aura ainsi vérifié que le composant synthétisé possède les caractéristiques chimiques du géranol.

**47** On va effectuer des tests caractéristiques des familles chimiques qui contiennent de l'oxygène telles les composés carbonylés et les acides carboxyliques.

Dans un tube à essais, placer 1 mL de 2,4-DNPH puis ajouter quelques gouttes de composé organique à tester.

Dans un second tube à essais contenant 1 mL du composé organique à tester ajouter quelques gouttes de liqueur de Fehling, puis chauffer le tube au bain-marie.

Dans un troisième tube à essais contenant 1 mL du composé organique à tester, ajouter quelques gouttes de BBT.

La comparaison des résultats des tests chimiques permet de déterminer les groupes caractéristiques puis la famille de la molécule :

Test positif	Groupe caractéristique	Famille
BBT		acide carboxylique
2,4-DNPH		cétone
2,4-DNPH + liqueur de Fehling		aldéhyde



# Synthèse organique

## LE PROGRAMME

Constitution et transformations de la matière  
Propriétés physico-chimiques, synthèses et combustions d'espèces chimiques organiques  
Synthèses d'espèces chimiques organiques

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
Étapes d'un protocole.	Identifier, dans un protocole, les étapes de transformation des réactifs, d'isolement, de purification et d'analyse (identification, pureté) du produit synthétisé. Justifier, à partir des propriétés physico-chimiques des réactifs et produits, le choix de méthodes d'isolement, de purification ou d'analyse.
Rendement d'une synthèse.	Déterminer, à partir d'un protocole et de données expérimentales, le rendement d'une synthèse. Schématiser des dispositifs expérimentaux des étapes d'une synthèse et les légènder. <b>Mettre en œuvre un montage à reflux pour synthétiser une espèce chimique organique.</b> <b>Isoler, purifier et analyser un produit formé.</b>

## POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

■ p. 128

### SITUATION 1

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis le fait « qu'ajuster l'équation associée à la réaction modélisant une transformation » permet également d'apprécier les proportions relatives en lesquelles réagissent et disparaissent les réactifs et se forment les produits.

#### › Exemple de réponse attendue

La stœchiométrie de la réaction implique que «  $n$  » moles de linalol introduites vont réagir avec «  $n$  » moles d'anhydride éthanóique pour former «  $n$  » moles d'éthanoate de linalyle... en supposant la réaction totale.

Le milieu à l'état initial contient  $1,0 \times 10^{-2}$  mol de linalol et  $2,0 \times 10^{-2}$  mol d'anhydride éthanóique.

Le réactif limitant est donc le linalol dont la quantité introduite détermine l'avancement maximal, soit :  
 $x_m = 1,0 \times 10^{-2}$  mol.

La quantité d'éthanoate de linalyle formée est égale à  $x_m = 1,0 \times 10^{-2}$  mol, soit une masse de 1,96 g.

#### › En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Cette notion de stœchiométrie d'une réaction sera réinvestie au cours des **activités 2 et 4**, et de façon générale, dès lors que le rendement d'une synthèse chimique sera un questionnement proposé.

### SITUATION 2

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis le principe de la chromatographie sur couche mince : une technique qui permet de séparer les constituants d'un mélange homogène mais également de les identifier par comparaison avec des espèces chimiques de référence déposées sur la plaque.

#### › Exemple de réponse attendue

À chaque tache sur un chromatogramme correspond une espèce chimique, caractérisée pour un éluant et une phase fixe donnée, par sa hauteur de migration (ou son rapport frontal).

Par comparaison des hauteurs de migration, on peut voir que le produit synthétisé est de la menthone, l'objet de la synthèse.

## ›En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

La technique de chromatographie sur couche mince sera réinvestie dans l'**activité 3** et dans nombre d'exercices où la nécessité d'identifier le produit de synthèse obtenu sera un questionnement proposé. La chromatographie sur colonne, une méthode de séparation et d'identification, sera également présentée.

### SITUATION 3

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis la notion de concentration en masse et donc celle de solubilité qui lui est corrélée mais également qu'ils sont capables d'utiliser un graphique traduisant l'évolution d'une grandeur en fonction d'une autre : ici, la solubilité d'une espèce chimique en fonction de la température de la solution de celle-ci.

## ›Exemple de réponse attendue

À 69 °C, une concentration en acide benzoïque de  $10,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  correspond à sa solubilité, c'est-à-dire sa concentration molaire maximale.

À 37 °C, cette dernière n'est que de  $4,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  : plus de la moitié du solide initialement dissout va donc précipiter !

## ›En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

La solubilité, ou encore la concentration en masse maximale d'une espèce dans un solvant sera utilisée en première spécialité dès lors qu'il s'agira de choisir un solvant de synthèse, d'extraction ou encore de recristallisation. L'évolution de cette grandeur relativement à la température du milieu sera également étudiée.

## ACTIVITÉS

### p. 130 ■ ACTIVITÉ 1

## Étapes d'une synthèse organique

### Commentaires pédagogiques

Cette activité de découverte permet aux élèves de se familiariser avec la notion de synthèse chimique et de réaliser que cette dernière est fondée sur 3 grandes étapes que l'on pourra systématiquement retrouver.

## ›Exploitation et analyse

1. Les réactifs de cette synthèse organique sont l'alcool benzylique et la solution aqueuse de permanganate de potassium. Le produit obtenu à l'issue de cette transformation est le benzoate de sodium.

2. Le dispositif expérimental utilisé permet de diminuer la durée de la transformation chimique. En effet, chauffer le milieu, se traduit à l'échelle des

particules, par une augmentation de leur vitesse et donc de leur probabilité de rencontre au sein du milieu et donc de leur réaction... Le reflux quant à lui, évite toute perte de matière par vaporisation.

3. Le solide blanc qui précipite dans le bécher est de l'acide benzoïque comme l'indique le doc.1.

On refroidit le contenu du bécher à l'eau glacée car la solubilité de l'acide benzoïque dans l'eau diminue avec la température de cette dernière : l'abaissement de la température va donc favoriser sa cristallisation.

4. Relativement aux modalités de la transformation réalisée, on peut penser que l'alcool benzylique est soluble dans les solutions aqueuses. Dissoudre le solide obtenu dans de l'eau bouillante puis laisser refroidir va permettre de purifier le solide obtenu : lors du refroidissement progressif de la solution, l'acide benzoïque très peu soluble dans l'eau, va cristalliser, et les impuretés qu'il pouvait contenir, vont rester en solution, non piégée au sein du cristal par une formation trop rapide de ce dernier.

## ›Synthèse

5. "Réaliser le dispositif ... chauffage." : mise en œuvre de la transformation.

"En maintenant la circulation ... le solide obtenu." : isolement du produit recherché.

"Dans un erlenmeyer ... et mesurer en la masse." : purification du produit recherché.

### p. 131 ■ ACTIVITÉ 2

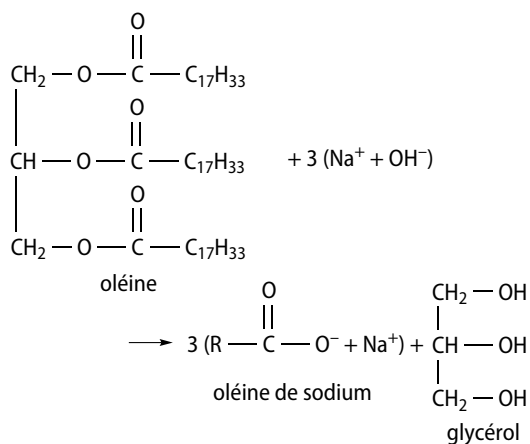
## Synthèse d'un savon et solubilité

### Commentaires pédagogiques

Cette activité d'investigation permet à l'élève *via* un corpus documentaire de mettre en œuvre une synthèse raisonnée. Le travail sur la stœchiométrie de la réaction proposée est ici essentiel.

## ›Pistes de résolution

1. Équation de la synthèse ajustée :



2. L'oléine est insoluble dans l'eau et donc dans les solutions aqueuses. Sa réaction avec les ions hydroxyde contenus dans la soude sera améliorée en ajoutant au milieu réactionnel un solvant dans lequel les deux réactifs sont solubles... l'éthanol.

### ➤ Conclusion

3. S'intéresse dans un premier temps aux quantités de matière de réactifs nécessaires à l'obtention de 10 g d'oléate de sodium.

On calcule la quantité de matière de savon correspondante.

$$n_{(\text{savon})} = \frac{m}{M} = \frac{10}{304} = 3,3 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

La stœchiométrie de la réaction indique que pour former «  $n$  » moles de savon, il convient que «  $n$  » moles d'ions hydroxyde réagissent avec «  $n/3$  » moles d'oléine.

Le milieu réactionnel doit donc être constitué de :

$$- 3,3 \times 10^{-2} \text{ mol d'ions hydroxyde soit } V = \frac{n}{C} = 16 \times$$

$$10^{-3} \text{ L} = \mathbf{16 \text{ mL}} \text{ de soude à disposition ;}$$

$$- \frac{3,3 \times 10^{-2}}{C} = 1,1 \times 10^{-2} \text{ mol d'oléine soit } m = n \times M =$$

$$1,1 \times 10^{-2} \times 889 = 9,7 \text{ g d'oléine.}$$

### ➤ Protocole expérimental

- == Dans un ballon de 250 mL, on introduit avec précaution 20 mL de soude (de concentration en quantité de matière  $2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ), mesurée à l'éprouvette graduée.
- == On ajoute 9,7 g d'huile d'olive supposée ici exclusivement constituée d'oléine et 10 mL d'éthanol mesuré à l'éprouvette graduée.
- == On introduit quelques grains de pierre.
- == On chauffe à reflux le milieu réactionnel pendant une trentaine de minutes.
- == À l'issue de la transformation, on laisse refroidir le ballon à l'air puis on le place sous un filet d'eau.
- == On verse ensuite le milieu obtenu dans une solution aqueuse saturée de chlorure de sodium : le savon précipite.
- == On filtre sur Büchner.
- == Le solide obtenu est lavé plusieurs fois à l'eau froide, sur Büchner également.
- == Laisser sécher le savon obtenu.

p. 132 ■ **ACTIVITÉ 3**

## Purification d'un produit de synthèse

### Commentaires pédagogiques

Cette activité expérimentale permet aux élèves de mettre en œuvre nombre de techniques opératoires

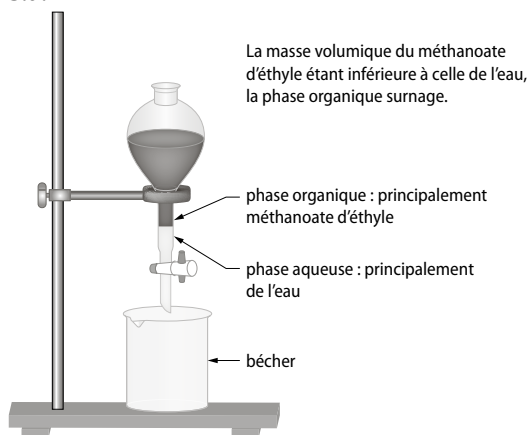
propres à la synthèse chimique : le chauffage à reflux, l'extraction en ampoule à décanter, et la distillation.

### ➤ Expérience et exploitation

1. Mise en œuvre du protocole expérimental.

2. Pour diminuer la durée de la transformation, celle-ci est réalisée avec un montage à reflux et en présence d'un catalyseur.

3.a.



La masse volumique du méthanoate d'éthyle étant inférieure à celle de l'eau, la phase organique surnage.

b. L'eau salée est introduite glacée car la solubilité du méthanoate d'éthyle dans l'eau diminue avec la température de celle-ci.

4. La phase organique peut contenir des traces de réactifs.

### ➤ Conclusion

5. Pour s'assurer de la pureté du produit obtenu, on peut réaliser une chromatographie sur couche mince en comparant le chromatogramme du produit obtenu avec ceux de méthanoate d'éthyle et d'acide méthanoïque commerciaux.

p. 133 ■ **ACTIVITÉ 4**

## Rendements d'une synthèse

### Commentaires pédagogiques

Cette activité permet à l'élève de saisir les enjeux de telle ou telle voies de synthèse et de dépasser l'unique considération relative au rendement. C'est un premier pas vers la chimie verte, où, énergie, durée, nature des réactifs, dangerosité doivent être considérées.

On calcule les quantités de matière en réactifs introduites afin d'en déduire l'avancement maximal de la transformation.

Pour le protocole utilisant le chauffage à reflux :

$$n(\text{alcool}) = \rho \times \frac{V}{M} = 0,14 \text{ mol}$$

$$n(\text{acide}) = 0,35 \text{ mol}$$

Relativement à la stœchiométrie de la réaction, le réactif limitant est le 3-méthylbutan-1-ol, et l'avancement maximal est égal à 0,14 mol.

Pour le protocole utilisant le chauffage micro-ondes :

$$n(\text{alcool}) = \rho \times \frac{V}{M} = 0,14 \text{ mol}$$

$$n(\text{acide}) = 0,14 \text{ mol}$$

Les réactifs étant introduits dans les proportions stœchiométriques, ils sont simultanément limitant et l'avancement maximal est égal à 0,14 mol.

Dans la première méthode de synthèse, le milieu réactionnel est porté à 120 °C, alors qu'il l'est à 180 °C dans la seconde. Il y a une différence de 60 °C. Si une augmentation de 10 °C permet de diviser par deux le temps de réaction alors une augmentation de 60 °C permet de réduire le temps de réaction d'un facteur 2<sup>6</sup>.

Le temps de réaction pour la seconde voie de synthèse est donc :  $\Delta t = \frac{45}{2^6} = 0,70 \text{ min} = 42 \text{ s}$ .

### ► Le problème à résoudre

	Rendement $= \frac{m(\text{ester obtenue})}{m(\text{ester maximale})}$	Énergie $E(J) = P(W) \times \Delta t(s)$
Synthèse avec reflux	$\eta = (\rho(\text{ester}) \times V(\text{ester})) / (n(\text{ester}) \times M(\text{ester})) = (0,87 \times 15,5) / (0,14 \times 130) = 0,74 = 74 \%$	$E(J) = 250 \times (45 \times 60) = 6,8 \times 10^5 \text{ J}$
Synthèse avec micro-ondes	$\eta = (0,87 \times 19,5) / (0,14 \times 130) = 0,93 = 93 \%$	$E(J) = 1\,000 \times 42 = 4,2 \times 10^4 \text{ J}$

La voie de synthèse utilisant le chauffage du milieu réactionnel grâce au four micro-ondes est donc celle qu'il convient de privilégier. Le rendement de la transformation est amélioré et la dépense énergétique divisée par un facteur 10.

En outre, le fait de travailler avec un mélange stœchiométrique évite la perte du réactif en excès ou plutôt les opérations nécessaires à son extraction pour une réutilisation.

## EXERCICES

### Vérifier l'essentiel

p. 138

- |           |           |           |
|-----------|-----------|-----------|
| 1 A et C. | 4 B.      | 7 A et C. |
| 2 B.      | 5 B et C. | 8 A et C. |
| 3 A.      | 6 A et B. |           |

## Acquérir les notions

p. 139

### ► Mise en œuvre de la transformation

9 1. Les réactifs successivement utilisés lors des étapes de cette synthèse sont : le benzène, le propène et le dioxygène.

2. Le catalyseur utilisé lors de la première étape de cette synthèse est l'ion hydrogène H<sup>+</sup>, apporté par un acide.

3. Par milieu « acide » ou « basique » on désigne la nature du solvant, lieu de la réaction.

4. Le coproduit du phénol est la propanone, encore appelée acétone. Cette dernière est un solvant très utilisé dans l'industrie et en laboratoire car présentant l'avantage d'être miscible avec les solutions aqueuses et les composés organiques et avoir une température d'ébullition basse (56 °C).

10 1. Une transformation chimique est qualifiée d'athermique si aucun échange d'énergie sous forme de chaleur se fait avec l'extérieur. Une transformation chimique est en revanche qualifiée d'exothermique si le système chimique cède de l'énergie sous forme de chaleur à l'extérieur.

2. Lors d'une synthèse chimique, le chauffage permet d'accélérer la réaction.

3. Le montage **A** sera utilisé dans l'hypothèse d'une réaction légèrement exothermique, le chauffage sera de fait modéré et une réfrigération par air sera suffisante. Dans le cas d'une réaction athermique, un chauffage plus vif sera nécessaire et donc un réfrigérant à eau plus efficace que le précédent **C**. Dans le cas d'une réaction très fortement exothermique, l'ajout de réactif se fera lentement par une ampoule de coulée, la réfrigération devra également être efficace, un montage à reflux à eau est donc nécessaire **B**.

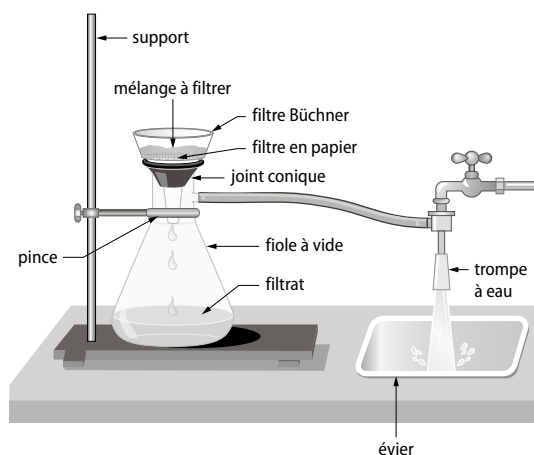
11 1. L'aniline est toxique, il convient donc de la manipuler avec blouse, gants et masques sous la hotte. L'acide et l'anhydride éthanóique étant corrosifs, il convient de les manipuler avec les mêmes précautions.

2. L'aniline est soluble dans l'eau, en ajouter améliorerait donc sa dissolution mais l'anhydride éthanóique, réactif de cette synthèse est décomposé par l'eau. On préférera donc dissoudre l'aniline dans de l'acide éthanóique.

## >Vers l'obtention d'un produit pur

12 1. D → B → A → E → C

### 2. Schéma d'une filtration sur Büchner :



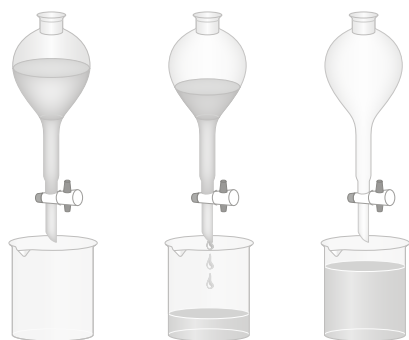
La filtration sur Büchner est une méthode de filtration sous vide partiel. Le différentiel de pression entre l'air contenu dans la fiole et l'air extérieur permet une filtration plus rapide.

La précaution à prendre a lieu lorsque l'on ferme le robinet d'eau : un retour d'eau peut avoir lieu. C'est pourquoi on conseille de placer un flacon de garde. L'autre solution consiste à détacher le tube qui lie la trompe à la fiole à vide avant de fermer le robinet.

**13 a.** Filtration : utilisation d'un montage filtration classique ou filtration sous vide.

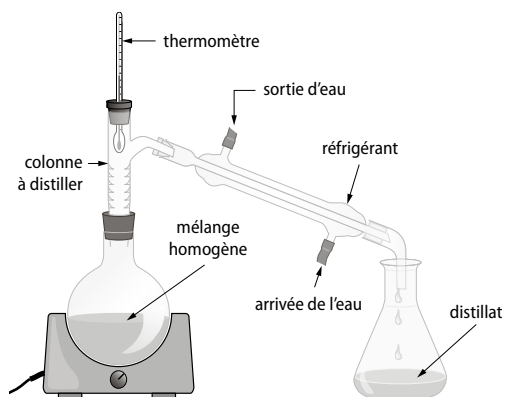
**b.** Décantation : on placera le milieu réactionnel dans une ampoule à décanter et on recueille le produit recherché.

Illustration :



**c.** Distillation : permet de séparer les liquides en utilisant le fait que leurs températures d'ébullition sont différentes.

Illustration :



**14 1.** Les différentes étapes et leur description sont : La transformation. « Dans un ballon de 100 mL, on introduit 2,50 mL de linalol et 5,0 mL d'anhydride éthanoïque. On ajoute quelques grains de pierre ponce. On adapte un réfrigérant à eau et on réalise un chauffage à reflux à ébullition douce pendant trente minutes. »

L'isolement. « Après refroidissement, on introduit 25 mL d'eau salée froide dans le milieu réactionnel *via* le réfrigérant. On verse le contenu du ballon dans une ampoule à décanter. On récupère la phase contenant l'ester ... »

La purification. « ...et on la soumet à une distillation fractionnée. On recueille la fraction constituée de l'acétate de linalyle »

**2.** Le produit recherché, l'acétate de linalyle est très peu soluble tout comme le linalol dans l'eau salée. En revanche, l'acide éthanoïque l'est, tout comme l'anhydride éthanoïque... se formeront alors deux phases distinctes dans le milieu réactionnel : c'est le relargage.

**3.** La densité de l'ester formé et du linalol étant inférieure à celle de l'eau, solvant de la phase aqueuse, ces deux espèces vont surnager et donc constituer la phase supérieure de l'ampoule à décanter.

**4.** La température en tête de colonne lorsque l'ester va commencer à distiller sera de 220 °C. Il conviendra alors d'arrêter le chauffage ... l'ester constituant le contenu du ballon.

**15 1.** Le toluène est le solvant de la réaction.

**2.** On utilise un mélange eau-éthanol comme solvant de recristallisation car, à chaud la N-phénylbenzamide, et les impuretés qu'elle est susceptible de contenir, le chlorure de N-phénylammonium et l'acide benzoïque y sont solubles. En revanche à froid, la N-phénylbenzamide y est insoluble. L'amide va donc précipiter au cours du refroidissement de

la solution contrairement aux impuretés qui vont rester dissoutes.

### ► Analyse de la voie de synthèse

**16** 1. La chromatographie sur couche mince consiste en la séparation des espèces d'un mélange homogène par migration différenciée de celles-ci le long d'une phase fixe, du fait de leur plus ou moins grande solubilité avec le solvant utilisé et du fait qu'elles soient plus ou moins retenues à la surface de la couche mince.

2. Comme l'atteste le chromatogramme, le produit de synthèse est constitué de deux espèces chimiques correspondant à chacune des tâches qui apparaissent sur celui-ci : de l'éthanoate de benzyle et de l'alcool benzylique, identification réalisée par comparaison des hauteurs de migration.

3. On peut purifier la phase organique obtenue par distillation.

**17** 1. La fraction du produit recherché distille à 223 °C.

2. Pour identifier le produit obtenu on peut réaliser une chromatographie sur couche mince avec un échantillon de salicylate de méthyle commercial de référence.

3. Identification des minima de transmittance des liaisons caractéristiques :

- $\alpha(\text{C}=\text{O}) = 1\,750\text{ cm}^{-1}$  ;
- $\alpha(\text{O}-\text{H}) = 3\,100 - 3\,500\text{ cm}^{-1}$  ;
- $\alpha(\text{C}=\text{C}\text{ aromatique}) = 1\,600\text{ cm}^{-1}$  (2 bandes).

$$\begin{aligned} \mathbf{18} \quad 1. \quad n(\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3) &= \frac{m(\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3)}{M(\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3)} \\ &= \frac{0,50}{151} = 3,3 \times 10^{-3}\text{ mol.} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) &= \frac{\rho(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) \cdot V(\text{C}_3\text{H}_6\text{O})}{M(\text{C}_3\text{H}_6\text{O})} \\ &= \frac{(0,785 \times 10)}{58} = 0,14\text{ mol.} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n(\text{OH}^-) &= [\text{OH}^-] \cdot V(\text{OH}^-) = 2,0 \times 5,0 \times 10^{-3} \\ &= 10 \times 10^{-3}\text{ mol.} \end{aligned}$$

2. Relativement à la stœchiométrie de la réaction, le réactif limitant est le 2-nitrobenzaldéhyde et  $x_m =$

$$\frac{m(\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3)}{2} = 1,7 \times 10^{-3}\text{ mol.}$$

$$n(\text{indigo}) = x_m = 1,7 \times 10^{-3}\text{ mol.}$$

3.  $m(\text{indigo}) = n(\text{indigo}) \times M(\text{indigo}) = 1,7 \times 10^{-3} \times 262 = 0,45\text{ g.}$

$$R = \frac{\text{masse indigo obtenue}}{\text{masse indigo attendue}} = 45\%.$$

### Exercices similaires aux exercices résolus

■ p. 142 et 143

**20** 1. La benzoïne est isolée du milieu réactionnel lors des étapes ③ à ⑥. Synthèse du produit brut : étapes ① et ② *Séparation* (ou isolement ou extraction) : étapes ③ et ④ *Purification* : étapes ⑤ à ⑨ *Identification* (caractérisation) : étape ⑩.

2. La benzoïne est peu soluble dans l'eau. Sa solubilité est encore moindre dans l'eau salée. D'autre part, la solubilité décroît avec la température.

3. Refroidir le mélange réactionnel dans le mélange d'eau salée glacée va donc conduire à la précipitation de la benzoïne.

$$\begin{aligned} \mathbf{22} \quad 1. \quad n(\text{aniline}) &= \frac{\rho(\text{aniline}) \cdot V(\text{aniline})}{M(\text{aniline})} \\ &= \frac{(1,02 \times 10,0)}{93,0} = 0,110\text{ mol.} \end{aligned}$$

Au vu de la stœchiométrie de la réaction et dans la mesure où l'aniline est le réactif limitant,  $x_m = 0,110\text{ mol.}$

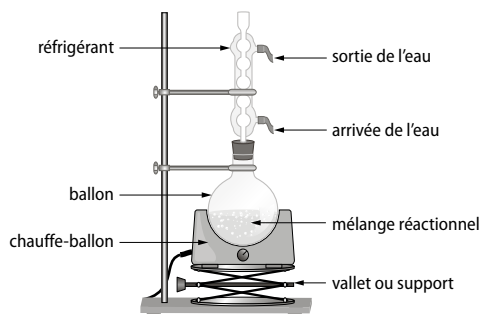
$$\begin{aligned} 2. \quad n(\text{acétanilide}) &= \frac{m(\text{acétanilide})}{M(\text{acétanilide})} \\ &= \frac{11,2}{135,0} = 8,30 \times 10^{-2}\text{ mol.} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 3. \quad R &= \frac{n(\text{acétanilide obtenue})}{n(\text{acétanilide attendue})} \\ &= \frac{8,30 \times 10^{-2}}{0,110 \times 100} = 75,4\%. \end{aligned}$$

### Croiser les notions

■ p. 144

**23** a. Montage du reflux légendé :



b. Le chauffe ballon permet en élevant la température du milieu réactionnel d'accélérer la réaction. Le réfrigérant à eau permet de condenser les vapeurs formées afin que les réactifs et produits refluent dans le ballon.

2. La soude et l'oléine n'étant pas miscible, la réaction ne peut avoir lieu qu'à leur interface. Rajouter de l'éthanol, miscible aux deux réactifs, permet de

multiplier les lieux de réaction et donc d'accélérer la réaction.

3. Le savon n'est que peu soluble dans l'eau et sa solubilité diminue avec la température et il ne l'est que très peu dans l'eau salée.

4. La filtration Büchner est une filtration sous vide partiel : elle permet d'accélérer le processus.

5. Pour achever cette synthèse, il conviendrait de purifier le savon obtenu.

**24** 1. L'acide sulfurique n'est pas un réactif de la synthèse, c'est un catalyseur de réaction.

$$2. n(\text{alcool}) = \frac{m(\text{alcool})}{M(\text{alcool})} = \frac{22,0}{88} = 0,25 \text{ mol.}$$

$$n(\text{acide éth.}) = \frac{\rho(\text{acide éth.}) \cdot V(\text{acide éth.})}{M(\text{acide éth.})}$$

$$= \frac{(1,05 \times 30)}{60} = 0,53 \text{ mol.}$$

Relativement à la stœchiométrie de la réaction, l'acide éthanóique est introduit en excès. L'alcool est bien le réactif limitant. L'acide éthanóique est soluble dans l'eau salée utilisée pour l'extraction.

**25** 1. a.  $\text{HClO} + \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$

et  $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{C}_7\text{H}_{16}\text{O}$

b.  $\text{HClO} + \text{H}^+ + \text{C}_7\text{H}_{16}\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{C}_7\text{H}_{14}\text{O} + 2 \text{H}^+$   
soit,  $\text{HClO} + \text{C}_7\text{H}_{16}\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{C}_7\text{H}_{14}\text{O} + \text{H}^+$

2. a. b.

	HClO	+	C <sub>7</sub> H <sub>16</sub> O	→	Cl <sup>-</sup>	+	H <sub>2</sub> O	+	C <sub>7</sub> H <sub>14</sub> O	+	H <sup>+</sup>
<b>état initial</b>	5,4 × 10 <sup>-2</sup>		3,4 × 10 <sup>-2</sup>		0		solvant		0		0
<b>état inter.</b>	5,4 × 10 <sup>-2</sup> - x		3,4 × 10 <sup>-2</sup> - x		x		solvant		x		x
<b>état final</b>	5,4 × 10 <sup>-2</sup> - x <sub>m</sub>		3,4 × 10 <sup>-2</sup> - x <sub>m</sub>		x <sub>m</sub>		solvant		x <sub>m</sub>		x <sub>m</sub>

$$n(\text{C}_7\text{H}_{16}\text{O}) = \frac{m(\text{C}_7\text{H}_{16}\text{O})}{M(\text{C}_7\text{H}_{16}\text{O})} = \frac{4,0}{116} = 3,4 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$n(\text{HClO}) = [\text{HClO}] \times V(\text{eau de Javel}) = 1,8 \times 30 \times 10^{-3} = 5,4 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

Relativement à la stœchiométrie de la réaction, l'alcool est le réactif limitant et  $x_m = 3,4 \times 10^{-2} \text{ mol.}$

$$c. m(\text{heptanone}) = n(\text{heptanone}) \cdot M(\text{heptanone}) = x_m \cdot M(\text{heptanone}) = 3,4 \times 10^{-2} \times 114 = 3,9 \text{ g.}$$

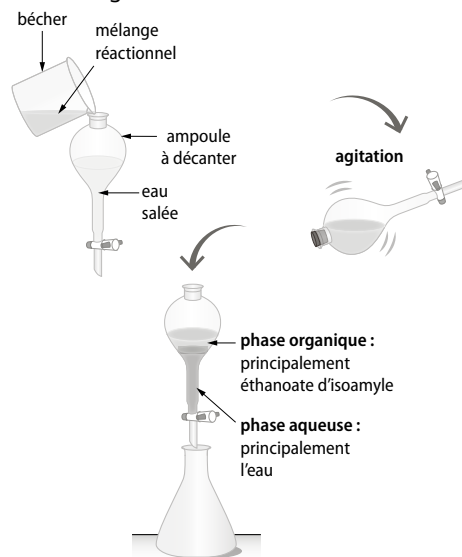
$$d. R = \frac{m(\text{heptanone obtenue})}{m(\text{heptanone attendue})} = \frac{2,4}{3,9} = 62 \text{ \%}$$

## **26** Synthèse du paracétamol

1. Phases 1 et 2 : transformation.

Phase 1 : il s'agit plus exactement d'une étape de dissolution. Le para-aminophénol est dissous dans une solution aqueuse acide, certainement pour pouvoir favoriser la rencontre des réactifs par la suite.

3. Schéma légendé de l'extraction réalisée :



4. La phase organique peut être purifiée par distillation.

5. Identification des minima de transmittance des liaisons caractéristiques  $\sigma(\text{C}=\text{O}) = 1750 \text{ cm}^{-1}$  et de la bande de liaison  $\text{C}-\text{O}$  à  $1250 \text{ cm}^{-1}$ .

Phase 2 : à cette étape se déroule la réaction de synthèse à proprement parler. Les deux réactifs sont mis en contact dans un dispositif de chauffage à reflux.

Phase 3 : isolement.

Phase 4 : purification.

2. La phase 3 se justifie car le paracétamol est moins soluble dans l'eau froide que dans l'eau chaude. En diminuant la température du solvant, on minimise la solubilité du paracétamol qui précipite.

La filtration sous Büchner permet d'isoler le solide, que l'on veut garder, du mélange réactionnel. Le rinçage du précipité avec « un minimum d'eau glacée », permet d'entraîner des espèces qui piégées dans le solide sont solubles dans l'eau sans entraîner pour autant la dissolution du paracétamol. La phase 4 consiste à purifier le précipité obtenu précédemment. Celui-ci est dissous dans de l'eau bouillante. La température de la solution diminuant progressivement, la cristallisation s'effectue très lentement et ainsi, on minimise le risque de piéger des impuretés dans le réseau cristallin qui se forme.

Remarque : le para-aminophénol est également peu soluble dans l'eau à froid ... il risque donc de cristalliser tout comme le paracétamol. L'introduire en défaut peut être un moyen de minimiser sa présence à l'état final de la transformation.

3. Phase d'identification :

« Sécher les cristaux dans une étuve à 80 °C puis peser le solide obtenu. Déposer un échantillon de ce cristal sur un banc Kofler et déterminer sa température de fusion. »

$$4. n(\text{alcool}) = \frac{m(\text{alcool})}{M(\text{alcool})} = \frac{2,7}{109} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$n(\text{anhydride}) = \frac{\rho(\text{anhydride éth.}) \cdot V(\text{anhydride éth.})}{M(\text{anhydride éth.})}$$

$$= \frac{(1,08 \times 3,5)}{102} = 3,7 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

Relativement à la stœchiométrie de la réaction, le para-aminophénol est introduit en défaut et  $x_m = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol.}$

La masse de paracétamol que nous sommes susceptibles d'obtenir à l'état final du système chimique est donc :  $m(\text{paracétamol}) = n(\text{paracétamol}) \times M(\text{paracétamol}) = 2,5 \times 10^{-2} \times 151 = 3,8 \text{ g.}$

**27** 1. a.  $n_0 = c_0 \cdot V_0$

$$n_0 = 6,0 \times 2,0 \times 10^3$$

$$n_0 = 1,2 \times 10^4 \text{ mol.}$$

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1}$$

$$n_1 = \frac{1,3 \times 10^6}{638}$$

$$n_1 = 2,0 \times 10^3 \text{ mol.}$$

Tableau d'avancement de la transformation :

		$\text{C}_{39}\text{H}_{74}\text{O}_6 + 3 \text{Na}^+ + 3\text{HO}^- = 3(\text{C}_{12}\text{H}_{23}\text{O}_2^- + \text{Na}^+) + \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$				
		Quantités de matière (mol)				
État initial	Avancement (mol)	$n_1$	$n_0$	$n_0$	$n_2 = 0$	0
État intermédiaire	$x$	$n_1 - x$	$n_0 - 3x$	$n_0 - 3x$	$n_2 = 3x$	$x$
État final	$x_m$	$n_1 - x_m$	$n_0 - 3x_m$	$n_0 - 3x_m$	$n_2 = 3x_m$	$x_m$

b. Si la soude est le réactif limitant :  $n_0 - 3x_m = 0$

alors  $x_{\text{max}} = \frac{n_0}{3}$  soit,  $x_m = 4,0 \times 10^3 \text{ mol.}$

Si l'huile est le réactif limitant :  $n_1 - x_m = 0$  alors  $x_{\text{max}} = n_1$  soit,  $x_m = 2,0 \times 10^3 \text{ mol.}$

L'huile est donc le réactif limitant et  $x_m = 2,0 \times 10^3 \text{ mol.}$

3. À l'état final :  $n_2 = 3x_m = 6,0 \times 10^3 \text{ mol.}$

$$m_2 = n_2 \cdot M_2 = 3 \times M_2.$$

$$m_2 = 3 \times 2,0 \times 10^3 \times 222 = 1,3 \times 10^6 \text{ g} = 1,3 \text{ t de laurate de sodium attendue.}$$

On en déduit le rendement :

$$R = \frac{m(\text{savon réellement obtenu})}{m(\text{savon attendu})} = \frac{1,0}{1,3} = 77 \text{ \%.}$$

**28** 1. a. Le montage expérimental est un montage à reflux donc le montage C.

b. Le montage à reflux permet en chauffant le milieu réactionnel de réduire la durée de la transformation. Toutefois cette opération peut s'accompagner de l'ébullition de certaines espèces chimiques du système ; le tube réfrigérant vertical permet par condensation des vapeurs éventuellement formées de ne perdre aucune matière.

2. Le toluène est le solvant de la réaction.

3. Le solvant d'extraction utilisé est le pentane, on peut donc supposer que la lidocaïne est plus soluble dans le pentane que dans l'eau (qui provient de l'ajout d'acide chlorhydrique et de la solution d'hydroxyde de potassium).

4. Le sulfate de magnésium anhydre permet de sécher la phase organique. En effet, il est possible



que lors de la séparation des deux phases dans l'ampoule à décanter, un peu d'eau ait été extraite.

**5.** Pour évaporer la totalité du pentane la température doit être supérieure à sa température d'ébullition soit supérieure à 36 °C. Pour cristalliser simultanément la lidocaïne la température doit être inférieure à la température de fusion de celle-ci soit inférieure à 68 °C.

On choisira donc une température  $36\text{ °C} < \theta < 68\text{ °C}$ .

**6. a.** La température de fusion du produit obtenu est comprise entre 64 °C et 66 °C, ce qui ne correspond pas à la température de fusion de la lidocaïne... le produit obtenu n'est donc pas de la lidocaïne pure.

**b.** Pour purifier le solide obtenu il convient de procéder à une recristallisation de ce dernier en utilisant un solvant dans lequel la lidocaïne et ses impuretés sont solubles à chaud, mais dans la lidocaïne est insoluble à froid, contrairement à ses impuretés.

$$7. \text{ a. } n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{4,0}{197} = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} = 20 \text{ mmol.}$$

$$n_2 = \frac{m_2}{M_2} = \frac{\rho_2 \cdot V_2}{M_2} = \frac{(0,707 \times 10,0)}{73,0} = 9,68 \times 10^{-2} \text{ mol} = 96,8 \text{ mmol.}$$

**b.** Le tableau d'avancement est le suivant :

		A + diéthylamine = lidocaïne + HCl			
		Quantités de matière (mol)			
État initial	Avancement (mol)	$n_1$	$n_2$	0	0
En cours de transformation	$x$	$n_1 - x$	$n_2 - x$	$x$	$x$
État final	$x_m$	$n_1 - x_m$	$n_2 - x_m$	$x_m$	$x_m$

Si A est limitant  $n_1 - x_m = 0$ , soit  $n_1 = x_m = 20$  mmol.

Si la diéthylamine est limitant  $n_2 - x_m = 0$ , soit  $n_2 = x_m = 96,8$  mmol.

A est donc le réactif limitant et  $x_m = 20$  mmol.

**c.** À l'état final :  $n_{\text{lidocaïne}} = x_m = 20$  mmol.

**d.** Expérimentalement on obtient  $m = 3,8$  g de lidocaïne, soit  $n = \frac{m(\text{lidocaïne})}{M(\text{lidocaïne attendue})} = \frac{3,8}{234,3} = 16$  mmol.

Le rendement de la synthèse est :

$$R = \frac{n(\text{lidocaïne obtenue})}{n(\text{lidocaïne attendue})} = \frac{16}{20} = 80 \%$$

### 29 Exemple d'exposé oral

Comme le paracétamol est soluble à chaud dans l'eau mais peu à froid, on pourrait penser que celle-ci constitue un bon solvant de recristallisation... mais, une des impuretés susceptibles d'être contenu dans le solide cristallisé, en l'occurrence le para-aminophénol, présente les mêmes caractéristiques.

Ces deux espèces sont également solubles dans l'éthanol à chaud comme à froid, mais on peut noter que le para-aminophénol est plus soluble que le paracétamol dans l'éthanol car il forme davantage de liaisons intermoléculaires de type Van der Waals et liaisons hydrogène.

Une recristallisation dans l'éthanol est par conséquent plus efficace que dans l'eau. Idéalement,

un mélange eau/éthanol sera un bon solvant de recristallisation.

Le protocole de recristallisation peut s'énoncer ainsi :

- Faire chauffer un mélange eau/éthanol (50/50).
- Déposer le solide à recristalliser dans un bécher.
- Verser sur ce dernier un minimum de solvant de recristallisation chaud et agiter jusqu'à dissolution totale du solide.
- Laisser refroidir lentement : seul le paracétamol va cristalliser.
- Filtrer sur Büchner pour éliminer les impuretés dissoutes dans le solvant.
- Sécher à l'étude le solide recristallisé et mesurer sa température de fusion au banc Kofler.
- Procéder de la même façon jusqu'à obtenir du paracétamol pur.

### 30 Exemple d'exposé oral

Afin de purifier le produit d'une synthèse, plusieurs techniques s'offrent à l'expérimentateur relativement à l'état physique du milieu à purifier.

Si ce dernier est en phase liquide, une distillation fractionnée va conduire à la séparation des espèces constitutives du milieu obtenue par ordre de température d'ébullition (s'il ne se forme pas de mélange azéotropique).

Si le composé à purifier est à l'état solide dans le milieu à l'état final de la transformation, ou s'il est possible de le précipiter dans ce même milieu à

l'issue de la transformation, une recristallisation dans un solvant approprié sera la méthode choisie pour sa purification.

Une méthode alternative à celles-ci reste la chromatographie sur colonne : les espèces introduites en solution en haut de la colonne sont séparées par migration différentielle sur la phase fixe de silice et donc physiquement séparables en bas de colonne.

### ■ Acquérir des compétences ■ p. 147

**31 1. a.** Lors du chauffage, l'eau formée par la réaction et le cyclohexane passent en phase vapeur, puis sont conjointement refroidis dans le tube condenseur et refluent dans le tube décanteur de Dean Stark. Dans ce dernier, du fait de sa masse volumique inférieure à celle de l'eau, le cyclohexane surnage.

**b.** L'eau formée se retrouve donc « piégée » sous le cyclohexane et ne peut donc de fait refluer dans le milieu réactionnel.

**2.** Ce dispositif, permet donc de diminuer la durée de la transformation par le chauffage du milieu réactionnel mais également d'éliminer par déplacement l'eau formée au cours de la réaction ; ainsi l'hydrolyse de l'éthanoate d'amyle ne peut être réalisée au sein du milieu, la réaction entre l'acide éthanoïque et l'alcool amylique est rendue totale.

**3.** On arrête le chauffage lorsque l'on observe que le volume de la phase aqueuse dans le tube décanteur Dean Starck n'augmente plus : la transformation a atteint son état final.

**32** On souhaite vérifier que 1 150 kg d'huile de colza permettent la synthèse de 1 200 L de Diester selon la réaction (simplificatrice du procédé) proposée.

D'après l'équation de la réaction, la consommation d'une mole de trioléate de glycéride conduit à la formation de 3 moles de Diester.

En supposant la réaction totale, le volume de Diester attendu peut donc être calculé à partir des relations suivantes :

$$n_{\text{trioléate}} = \frac{n_{\text{diester}}}{3}$$

$$\frac{m_{\text{trioléate}}}{M_{\text{trioléate}}} = \frac{\rho_{\text{diester}} \cdot V}{3 M_{\text{diester}}}$$

$$V = \frac{m_{\text{trioléate}} \cdot 3 M_{\text{diester}}}{M_{\text{trioléate}} \cdot \rho_{\text{diester}}}$$

$$V = \frac{1\,150 \times 10^3 \times 3 \times 296}{884 \times 880 \times 10^3}$$

$$V = 1,31 \times 10^3 \text{ L.}$$

On constate que le volume théoriquement attendu est supérieur au volume effectivement obtenu ; on peut donc légitimement supposer que l'hypothèse selon laquelle l'huile de colza peut être assimilée à du trioléate de glycéride est erronée.

**33** Une chromatographie sur couche mince du milieu réactionnel à la date  $t = 20$  min peut nous permettre de nous assurer que la transformation chimique dont est le siège le système a atteint son état final.

#### Protocole expérimental

- == - Préparer la cuve à chromatographie en introduisant dans cette dernière quelques mL d'éluant. Fermer le couvercle de celle-ci.
- == - Tracer au crayon à papier une ligne de dépôt à 1 cm du bas de la plaque CCM.
- == - Déposer sur la plaque à l'aide d'un tube capillaire, un extrait du milieu réactionnel à la date  $t = 20$  min.
- == - Déposer sur la plaque à l'aide de tubes capillaires, deux espèces témoins (ou de référence) : l'alcool benzylique, le réactif en défaut, et l'espèce attendue, l'éthanoate de benzyle.
- == - Introduire la plaque CCM dans la cuve en veillant à ce que le niveau de l'éluant soit au-dessous de la ligne des dépôts.
- == - Laisser l'élution se poursuivre jusqu'à ce que le front de l'éluant se situe à 2 cm de haut de la plaque.
- == - Sécher celle-ci avant de la placer sous une lampe UV.
- == - Observer le chromatogramme obtenu et en déduire si la transformation est arrivée à son terme.

# Les combustions

## LE PROGRAMME

Constitution et transformations de la matière.  
 Propriétés physico-chimiques, synthèses et combustions d'espèces chimiques organiques.

Conversion de l'énergie stockée dans la matière organique.

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
<p>Combustibles organiques usuels.</p> <p>Modélisation d'une combustion par une réaction d'oxydo-réduction.</p> <p>Énergie molaire de réaction, pouvoir calorifique massique, énergie libérée lors d'une combustion. Interprétation microscopique en phase gazeuse : modification des structures moléculaires, énergie de liaison.</p> <p>Combustions et enjeux de société.</p>	<p>Citer des exemples de combustibles usuels.</p> <p>Écrire l'équation de réaction de combustion complète d'un alcane et d'un alcool.</p> <p>Estimer l'énergie molaire de réaction pour une transformation en phase gazeuse à partir de la donnée des énergies des liaisons.</p> <p><b>Mettre en œuvre une expérience pour estimer le pouvoir calorifique d'un combustible.</b></p> <p>Citer des applications usuelles qui mettent en œuvre des combustions et les risques associés.</p> <p>Citer des axes d'études actuels d'applications s'inscrivant dans une perspective de développement durable.</p>

## POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

■ p. 150

### SITUATION 1

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis les connaissances relatives à l'utilisation des combustibles et aux conditions pour les faire brûler acquises au cours du cycle 4. Les élèves retrouvent ici quelques combustibles usuels, qu'ils ont vu brûler.

#### › Exemple de réponse attendue

Pour faire brûler les combustibles, il faut un comburant, en général le dioxygène de l'air et une énergie d'activation : chauffage, flamme, étincelle. Parmi les autres utilisations essentielles des combustions, on retrouve les moteurs thermiques et l'obtention d'énergie mécanique ou électrique.

#### › En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Dans le cadre spiralaire de l'enseignement de physique-chimie, cette approche sera retravaillée dans l'**activité 1**, à propos des combustibles usuels et de la biomasse.

### SITUATION 2

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis les connaissances relatives à l'ajustement des équations chimiques revues en seconde et d'ouvrir le champ aux agrocarburants.

#### › Exemple de réponse attendue

Que ce soit des combustibles d'origine fossile ou de sources renouvelables, les combustions sont modélisées par des équations semblables : combustible + comburant → produits de combustion.

#### › En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Dans le cadre spiralaire de l'enseignement de physique-chimie, cette approche sera retravaillée dans l'**activité 1**, en ajustant des équations de combustion complète d'alcane et d'un alcool conduisant à de l'eau et à du dioxyde de carbone.

### SITUATION 3

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis les connaissances relatives à l'énergie libérée par une réaction chimique acquises en seconde.

### ›Exemple de réponse attendue

L'énergie de réaction est proportionnelle à la quantité de matière de réactif limitant. Le dioxygène de l'air est en excès dans le cas d'une cheminée, aussi l'énergie produite lors de la combustion est plus importante si plusieurs bûches ont brûlé.

### ›En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Dans le cadre spiralaire de l'enseignement de physique-chimie, cette approche sera retravaillée dans l'**activité 3**, en déterminant l'énergie molaire de combustion du propane dans le cadre d'une démarche différenciée.

## ACTIVITÉS

p. 152 ■ **ACTIVITÉ 1**

### Combustion

#### Commentaires pédagogiques

Cette activité redonne aux élèves des informations relatives aux conditions de combustion et leur fournit des éléments sur l'utilisation des combustions. L'ajustement des équations chimiques étudié en seconde est réinvesti dans le cadre des combustions complètes des alcanes et des alcools produisant de l'eau et du dioxyde de carbone.

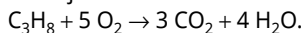
#### ›Exploitation et analyse

1. Le feu et sa maîtrise constituent une des plus grandes conquêtes humaines. Cela a permis à l'Homme de se protéger des animaux dangereux, de s'abriter du froid et d'assurer un lien social. Par ailleurs, la consommation d'aliments cuits a permis de libérer de l'énergie pour le cerveau et d'accroître ses capacités intellectuelles.

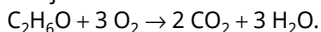
2. a. Une combustion nécessite un combustible, un comburant et une énergie d'activation pour s'établir.

b. Dans le cas d'un moteur à essence, c'est l'étincelle créée par la bougie d'allumage qui permet l'amorçage de la combustion. Dans le cas d'une lampe à alcool, la flamme d'une allumette permet de mettre le feu aux vapeurs d'éthanol au niveau de la mèche.

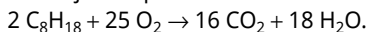
3. a. L'équation ajustée est :



b. L'équation ajustée est :



c. L'équation ajustée pour l'octane est :



4. Les nouveaux combustibles disponibles sont les hydrocarbures.

### ›Synthèse

5. a. Une combustion nécessite un combustible, un comburant et une énergie d'activation pour s'établir.

b. L'équilibrage d'une équation de combustion d'un alcane ou d'un alcool se réalise comme tout autre équilibrage d'équation chimique, les produits de combustion étant ici l'eau et le dioxyde de carbone. Il y a conservation du nombre et de la nature des éléments chimiques et il faut d'abord équilibrer les éléments que l'on ne trouve qu'une fois de part et d'autre : le carbone et l'hydrogène.

p. 153 ■ **ACTIVITÉ 2**

### Pouvoir calorifique massique ..... TP

#### Commentaires pédagogiques

Cette activité expérimentale permet de réinvestir les compétences de mesure de masse et de température ; elle leur fait découvrir de manière autonome comment déterminer un pouvoir calorifique massique. On considère que toute l'énergie de la combustion permet de chauffer l'eau et le bécher (une partie de cette énergie chauffe l'air ambiant).

#### ›Expérience et analyse

1. Mise en œuvre du protocole.

2. La masse  $m_{\text{alcool}}$  d'alcool est voisine de 2 g.

3. L'équation est  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$ .

L'énergie produite par cette réaction sert à chauffer l'ensemble eau et bécher. L'éthanol subit donc une combustion exothermique.

4. Pour augmenter la température d'un kilogramme d'eau de 1,0 °C, il faut lui apporter 4,2 kJ, alors la valeur de l'énergie  $Q_{\text{eau}}$  reçue par l'eau est  $Q_{\text{eau}} = 4,2 \times 0,300 \times 30 = 38 \text{ kJ}$ .

5. Ces deux grandeurs sont opposées s'il n'y a pas eu de pertes thermiques.

6. On peut écrire  $\Delta E = -Q_{\text{eau}}$ , aussi l'énergie transférée par gramme d'éthanol vaut  $-Q_{\text{eau}}/m = 19 \text{ kJ}$ . Pour déterminer le pouvoir calorifique PC par kilogramme, on multiplie le résultat précédent par  $10^3$ .

#### ›Conclusion

7. On peut calculer un écart relatif  $|29 - 19|/29 = 34 \%$ . Ce pourcentage élevé indique que les pertes thermiques sont importantes et que l'on n'a pas tenu compte de l'énergie stockée dans le verre du bécher.

p. 154 ■ **ACTIVITÉ 3**

### Énergie issue d'une combustion

#### Commentaires pédagogiques

Cette activité basée sur la démarche différenciée permet de réinvestir la notion d'ajustement d'une

équation de combustion et de découvrir de manière autonome à partir des énergies de liaison, comment déterminer une énergie de combustion. La difficulté consiste à bien dénombrer les liaisons contenues dans les espèces chimiques tout en tenant compte des nombres stœchiométriques.

### › Démarche experte

L'équation ajustée de la combustion complète du propane est :  $C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$ .

On détermine alors les liaisons rompues pour le propane : huit liaisons C—H et deux liaisons C—C et pour le dioxygène, cinq double liaison O=O. On prend en compte les liaisons formées pour le dioxyde de carbone : six doubles liaisons C=O et pour l'eau : huit liaisons O—H.

L'énergie de la réaction est la différence entre l'énergie nécessaire pour rompre les liaisons et celle pour former les nouvelles, soit  $Q = (8 E_{C-H} + 2 E_{C-C} + 5 E_{O=O} = 8 \times 415 + 2 \times 345 + 5 \times 498) - (6 E_{C=O} + 8 E_{O-H} = 6 \times 804 + 8 \times 463) = -2\,028 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Il s'agit d'une combustion, réaction chimique exothermique qui libère de l'énergie, le signe est donc négatif.

### › Démarche avancée

1. L'équation ajustée de la combustion complète du propane est :  $C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$ .

2. Les liaisons rompues sont :

– pour le propane, huit liaisons C—H et deux liaisons C—C ;

– pour le dioxygène, cinq double liaison O=O.

L'énergie théorique pour transformer les réactifs en atomes à l'état gazeux est donc :

$$8 E_{C-H} + 2 E_{C-C} + 5 E_{O=O} = 8 \times 415 + 2 \times 345 + 5 \times 498 = 6\,500 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Les liaisons formées sont :

– pour le dioxyde de carbone, six doubles liaisons C=O ;

– pour l'eau, huit liaisons O—H.

L'énergie théorique pour transformer les réactifs en atomes à l'état gazeux est donc :

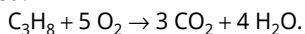
$$6 E_{C=O} + 8 E_{O-H} = 6 \times 804 + 8 \times 463 = 8\,528 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

3. L'énergie de la réaction est la différence entre l'énergie nécessaire pour rompre les liaisons et celle pour former les nouvelles, soit  $Q = 6\,500 - 8\,528 = -2\,028 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Il s'agit d'une combustion, réaction chimique exothermique qui libère de l'énergie, le signe est donc négatif.

### › Démarche élémentaire

1. L'équation ajustée de la combustion complète du propane est :



2. a. Le propane comporte 8 liaisons C—H et deux liaisons C—C.

Le dioxygène a une double liaison O=O.

Le dioxyde de carbone a deux doubles liaisons C=O.

Enfin, l'eau dispose de deux liaisons O—H.

b. Les liaisons rompues sont :

pour le propane, huit liaisons C—H et deux liaisons C—C ; pour le dioxygène, cinq double liaison O=O. L'énergie théorique pour transformer les réactifs en atomes à l'état gazeux est donc :

$$8 E_{C-H} + 2 E_{C-C} + 5 E_{O=O} = 8 \times 415 + 2 \times 345 + 5 \times 498 = 6\,500 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

c. Les liaisons formées sont :

pour le dioxyde de carbone, six doubles liaisons C=O ; pour l'eau, huit liaisons O—H.

L'énergie théorique pour transformer les réactifs en atomes à l'état gazeux est donc :

$$6 E_{C=O} + 8 E_{O-H} = 6 \times 804 + 8 \times 463 = 8\,528 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

3. L'énergie de la réaction est la différence entre l'énergie nécessaire pour rompre les liaisons et celle pour former les nouvelles, soit  $Q = 6\,500 - 8\,528 = -2\,028 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Il s'agit d'une combustion, réaction chimique exothermique qui libère de l'énergie, le signe est donc négatif.

p. 155 ■ **ACTIVITÉ 4**

## Les agrocarburants

### Commentaires pédagogiques

Cette activité basée sur l'investigation permet de découvrir deux des trois générations d'agrocarburant et de réfléchir en tant que citoyen à l'implication d'utiliser des plantes comestibles dans ce but, à la nécessité de prolonger les recherches sur d'autres voies et à comprendre que le pétrole ne sera pas remplacé si facilement par les agrocarburants qui demandent des surfaces agraires importantes.

### › Pistes de résolution

1. Il est plus juste d'utiliser le terme « agrocarburant » plutôt que « biocarburant » car ces carburants sont d'origine agricole mais certainement pas biologiques puisque des engrais synthétiques et des pesticides sont employés.

2. a. Les agrocarburants de première génération sont fabriqués à partir de la partie comestible de la plante.

b. L'utilisation des agrocarburants de première génération pose problème car la partie comestible ne sert pas à nourrir les populations mais est détournée pour fabriquer un carburant alors que

des problèmes de ressources alimentaires se manifestent. De plus, cela fait augmenter le prix de ces matières premières alimentaires.

3. Non, ce n'est pas possible puisque le territoire national n'y suffirait pas puisqu'il faudrait plus de 4 fois la surface cultivable pour y parvenir.

4. Cette deuxième génération de biocarburants est venue régler un des problèmes posés par l'utilisation de ceux de la première génération, car ils sont produits à partir de sources végétales non alimentaires. Cependant, les matières premières pour cette génération risquent d'être insuffisantes, et si ce n'est pas le cas, la nécessité de terres spécialement dédiées aux biocarburants de deuxième génération va se faire ressentir. Enfin l'apparition des biocarburants issus des microalgues viennent concurrencer cette génération.

### ➤ Conclusion

5. Les agrocarburants ne constituent pas actuellement une solution efficace, cependant il ne faut pas arrêter les recherches. Un remplacement progressif des carburants issus du pétrole par des agrocarburants limitant la production de gaz à effet de serre et moins toxique pourrait voir le jour à moyen terme avec une volonté politique.

## EXERCICES

### ■ Vérifier l'essentiel | p. 160

- |               |              |      |
|---------------|--------------|------|
| 1 A et C.     | 2 B et C.    | 3 B. |
| 4 A, B et C*. | 5 A et C.    | 6 C. |
| 7 B.          | 8 A, B et C. | 9 C. |
| 10 A, B et C. | 11 B et C.   |      |

\* : la réponse C est possible dans la mesure où les combustibles d'origine fossile sont produits par la nature (mais il y a des transformations).

### ■ Acquérir les notions | p. 161

12 1. Les combustibles organiques sont le papier, le kérosène, le mazout, la houille, le méthanol et l'éther.

2. Le GPL est un combustible organique car il contient du carbone et de l'hydrogène.

13 1. Ce dépôt noir est constitué de carbone.

2. La combustion de cet alcane n'est donc pas complète.

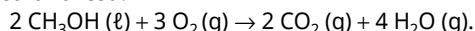
14 1. Faux : la combustion d'un alcane ne produit pas toujours uniquement du dioxyde de carbone et de l'eau si elle n'est pas complète.

2. Faux : la combustion complète d'une mole d'éthane ( $C_2H_6$ ) ne consomme pas la même quantité de dioxygène que celle d'une mole d'éthanol ( $C_2H_5OH$ ) puisque les équations de combustion ne sont pas identiques :

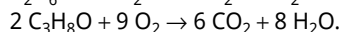
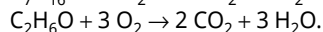
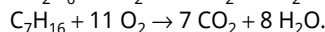
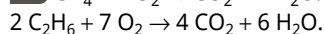
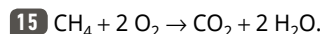
- pour l'éthanol,  $C_2H_6O + 3 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$  ;
- pour l'éthane,  $2 C_2H_6 + 7 O_2 \rightarrow 4 CO_2 + 6 H_2O$ .

3. Vrai.

4. Faux : l'équation de la combustion complète du méthanol est :



5. Le dihydrogène brûle très facilement avec le dioxygène de l'air, mais ce n'est pas un combustible organique.



16 Les équations ajustées sont :

- pour l'hexane,  $2 C_6H_{14} (\ell) + 19 O_2 (g) \rightarrow 12 CO_2 (g) + 14 H_2O (g)$  ;

- pour l'hexanol,  $C_6H_{13}OH (\ell) + 9 O_2 (g) \rightarrow 6 CO_2 (g) + 7 H_2O (g)$  ;

- pour le propanol,  $2 C_3H_7OH (\ell) + 9 O_2 (g) \rightarrow 6 CO_2 (g) + 8 H_2O (g).$

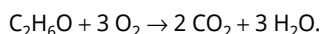
17 La combustion complète de l'éthanol

L'éthanol est un liquide volatile, incolore, appelé aussi « alcool de grain », puisqu'il est produit par la fermentation de différents fruits (raisin, pomme...). Sa formule chimique est  $C_2H_5OH (\ell)$ .

1. Écrire l'équation de la combustion complète de l'éthanol.

2. Calculer la masse d'eau produite par la combustion totale de 50 g d'éthanol.

1. L'équation de la combustion complète de l'éthanol est :



2. Pour trouver la masse d'eau produite lors de la combustion complète de 50 grammes d'éthanol, on commence par déterminer la quantité d'éthanol présent à l'état initial :

$$n_{\text{éthanol}} = \frac{m_{\text{éthanol}}}{M(\text{éthanol})} = \frac{50}{46} = 1,1 \text{ mol.}$$

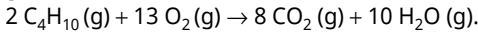
En tenant compte des coefficients stœchiométriques, on établit la quantité de matière d'eau formée à l'issue de la combustion :

$$n_{\text{eau}} = 3 \times n_{\text{éthanol}} = 3 \times 1,1 = 3,3 \text{ mol.}$$

Enfin, on calcule la masse d'eau produite :

$$m_{\text{eau}} = n_{\text{eau}} \times M(\text{eau}) = 3,3 \times ((2 \times 1,0) + 16,0) = 3,3 \times 18 = 59 \text{ g.}$$

**18 1.** L'équation de la combustion complète du gaz butane est :



**2.** Pour trouver la masse d'eau formée lors de la combustion complète de 10 mL de butane, on commence par déterminer la masse de butane contenu dans le briquet :

$$m = \rho \cdot V = 580 \times 0,010 = 5,8 \text{ g}.$$

Puis, on détermine la quantité de matière de butane présent dans le briquet :

$$n_{\text{butane}} = \frac{m_{\text{butane}}}{M(\text{butane})} = \frac{5,8}{58} = 0,10 \text{ mol} ;$$

Puis, en tenant compte des coefficients stœchiométriques, on établit la quantité de matière d'eau formée à l'issue de la combustion :

$$n_{\text{eau}} = 13 \times n_{\text{éthanol}} = 13 \times 0,10 = 1,3 \text{ mol}.$$

Enfin, on calcule la masse d'eau produite :

$$m_{\text{eau}} = n_{\text{eau}} \times M(\text{eau}) = 1,3 \times ((2 \times 1,0) + 16,0) = 1,3 \times 18 = 23 \text{ g}.$$

**19 1.** La combustion du butane de ce chauffage en terrasse est une combustion incomplète car la flamme est jaune éclairante et non bleue.

**2.** Les réactifs consommés lors cette combustion sont le butane et le dioxygène de l'air.

**3.** Les produits formés dans le cas d'une combustion complète sont l'eau et le dioxyde de carbone. Dans ce cas, l'équation de combustion est :

$$2 \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + 13 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}.$$

**4.** Si la combustion est incomplète, du monoxyde de carbone CO et du carbone C peuvent se former. Il est déconseillé, voire dangereux, d'utiliser ces chauffages à l'intérieur d'un bâtiment, car dans le cas d'une combustion incomplète, les teneurs en monoxydes de carbone peuvent provoquer l'asphyxie des êtres vivants présents.

**20 a.** Faux. Il est nécessaire d'établir le bilan des liaisons rompues et formées au cours de la réaction.

**b.** Faux. En partant des unités de ces deux grandeurs, on voit que le pouvoir calorifique d'un combustible s'exprime en joule par kilogramme alors que l'énergie molaire s'exprime en joule par mole. Les deux grandeurs ne sont donc pas « égales ».

**c.** Vrai et pas seulement dans le cas des alcanes et alcools.

**d.** Faux. C'est l'inverse : une énergie de liaison correspond à l'énergie à fournir à l'état gazeux pour dissocier la liaison à partir des atomes assemblés.

**e.** Faux. Le pouvoir calorifique massique est lié à la différence entre les énergies des liaisons rompues et celles des produits formées... pas seulement au nombre de liaisons rompues.

**21**

• Pour le méthane  $\text{CH}_4$  :

$$M(\text{CH}_4) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,016 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$$

donc l'énergie de combustion est le produit du pouvoir calorifique massique par la masse molaire est :

$$50 \times 0,016 = 0,80 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

• Pour l'éthanol  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  :  $M(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH})$

$$= 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,046 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$$

donc le pouvoir calorifique massique est le rapport de l'énergie de combustion par la masse molaire est :

$$\frac{1,3}{0,046} = 28 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

• Pour l'octane  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  :

$$M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,114 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$$

donc le pouvoir calorifique massique est le rapport de l'énergie de combustion par la masse molaire est :

$$\frac{5,1}{0,114} = 45 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

**22 1.** Le méthane  $\text{CH}_4$  comporte 4 liaisons C—H.

Le dioxygène  $\text{O}_2$  comporte 1 liaison O=O.

Le dioxyde de carbone comporte 2 liaisons C=O.

L'eau  $\text{H}_2\text{O}$  comporte 2 liaisons H—O.

Le butan-1-ol  $\text{H}_3\text{C—H}_3\text{C—H}_3\text{C—H}_3\text{C}$  comporte 9 liaisons C—H, 3 liaisons C—C, 1 liaison C—O et 1 liaison H—O.

Le propane  $\text{C}_3\text{H}_8$  comporte 8 liaisons C—H et 2 liaisons C—C.

**2.** Pour la première réaction, 4 liaisons C—H et 2 liaisons O=O sont rompues, tandis que 2 liaisons C=O et 4 liaisons H—O sont formées.

L'énergie molaire de la combustion complète du méthane équivaut donc à :

$$\Delta E = (4 E_{\text{C—H}} + 2 E_{\text{O=O}}) - (2 E_{\text{C=O}} + 4 E_{\text{H—O}})$$

$$\Delta E = (4 \times 415 + 2 \times 498) - (2 \times 804 + 4 \times 463)$$

$$\Delta E = 2\,656 - 3\,460$$

$$\Delta E = -804 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Pour la deuxième réaction, 4 liaisons C—H, 3 liaisons C—C, 1 liaison C—O, 1 liaison H—O et 6 liaisons O=O sont rompues, tandis que 2 liaisons C=O et 4 liaisons H—O sont formées.

L'énergie molaire de la combustion du butan-1-ol équivaut donc à :

$$\Delta E = (9 E_{\text{C—H}} + 3 E_{\text{C—C}} + E_{\text{C—O}} + E_{\text{H—O}} + 6 E_{\text{O=O}}) - (8 E_{\text{C=O}} + 10 E_{\text{H—O}})$$

$$\Delta E = (9 \times 415 + 3 \times 345 + 358 + 463 + 6 \times 498) - (8 \times 804 + 10 \times 463)$$

$$\Delta E = 8\,579 - 11\,062$$

$$\Delta E = -2\,483 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Pour la troisième réaction, 5 liaisons O=O, de 8 liaisons C—H, 2 liaisons C—C sont rompues, tandis que 6 liaisons C=O et de 8 liaisons O—H sont formées.

L'énergie molaire de la combustion complète du propane équivaut donc à :

$$\Delta E = (5 E_{\text{O}=\text{O}} + 8 E_{\text{C}-\text{H}} + 2 E_{\text{C}-\text{C}}) - (6 E_{\text{C}=\text{O}} + 8 E_{\text{O}-\text{H}})$$

$$\Delta E = (5 \times 498 + 8 \times 415 + 2 \times 345) - (6 \times 804 + 8 \times 463)$$

$$\Delta E = 6\,500 - 8\,528$$

$$\Delta E = -2\,027 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

**23** 1. Pour calculer l'énergie nécessaire pour décomposer le méthanol gazeux, on utilise les énergies de liaison. Le méthanol gazeux comporte 3 liaisons C—H, 1 liaison C—O et 1 liaison O—H. On peut alors déterminer l'énergie de réaction :  $3 E_{\text{C}-\text{H}} + E_{\text{C}-\text{O}} + E_{\text{O}-\text{H}} = 2\,066 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . L'énergie nécessaire pour décomposer le méthanol gazeux est donc de  $2\,066 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

2. L'éthane nitrile  $\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{N}$  (g) comporte 3 liaisons C—H, 1 liaison C—C et 1 liaison  $\text{C}\equiv\text{N}$ , il faut donc une énergie :

$$\Delta E = 3 E_{\text{C}-\text{H}} + E_{\text{C}-\text{C}} + E_{\text{C}\equiv\text{N}} = 2\,480 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Ainsi  $E_{\text{C}\equiv\text{N}} = \Delta E - (3 E_{\text{C}-\text{H}} + E_{\text{C}-\text{C}})$

$$E_{\text{C}\equiv\text{N}} = 2\,480 - (3 \times 415 + 345)$$

$$E_{\text{C}\equiv\text{N}} = 2\,480 - 1\,590$$

$$E_{\text{C}\equiv\text{N}} = 890 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

L'énergie de la liaison triple  $E_{\text{C}\equiv\text{N}}$  vaut donc  $890 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**24** 1. a. La puissance  $P_{\text{ch}}$  fournie par le moteur vaut :

$$P_{\text{ch}} = \frac{P}{\text{rendement}}$$

$$P_{\text{ch}} = \frac{20}{0,25}$$

$$P_{\text{ch}} = 80 \text{ kW}.$$

b. En prenant la définition de l'énergie produite indiquée en donnée  $\Delta E = P \times \Delta t$ , on obtient :

$$\Delta E = 80 \times 10^3 \times 10 \times 60$$

$$\Delta E = 48 \text{ MJ}.$$

2. La masse d'octane consommée vaut donc :

$$m = \frac{\Delta E}{PC}$$

$$m = \frac{48}{45}$$

$$m = 0,92 \text{ kg}.$$

3. Le réservoir contient une masse  $m = \rho \times V = 0,70 \times 70 = 49 \text{ kg}$  d'octane. Or ce moteur nécessite  $0,92 \text{ kg}$  d'octane pour fonctionner pendant 10 minutes, ainsi avec un produit en croix, on détermine la durée totale :

$$49 \times 10 / 0,92 = 5,32 \times 10^2 \text{ min} = 9,5 \text{ h}.$$

**25** 1. Le pouvoir calorifique massique inférieur est l'énergie produite par la combustion d'un kilogramme de combustible conduisant de l'eau à l'état gazeux.

2. La quantité de matière  $n$  de propane contenue dans un mètre cube de propane est :

$$n = \frac{V}{V_m}$$

$$n = \frac{1\,000}{24}$$

$$n = 42 \text{ mol}.$$

3. La masse molaire  $M$  du propane est :

$$M = 3 \times M_{\text{C}} + 8 \times M_{\text{H}}$$

$$M(\text{propane}) = 3 \times 12,0 + 8 \times 1,0$$

$$M(\text{propane}) = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Ainsi, un mètre cube de propane a une masse  $m$  :

$$m = n \times M$$

$$m = 42 \times 44$$

$$m = 1,8 \text{ kg}.$$

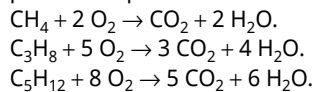
Le pouvoir calorifique massique inférieur du propane, qu'on peut noter  $PC$ , vaut donc :

$$PC = \frac{PCI}{m}$$

$$PC = \frac{84}{1,8}$$

$$PC = 45 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

**26** Les équations ajustées du méthane, du propane et du pentane sont :



Pour expliquer l'évolution du pouvoir calorifique massique des alcanes en fonction de leur masse molaire, on peut utiliser l'un des deux raisonnements décrits ci-après.

Pour passer du méthane au propane, ainsi que pour passer du propane au pentane, on allonge la chaîne de deux carbones, auxquels sont associés des atomes d'hydrogène, qu'on peut représenter par leur formule  $\text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2$ .

On ajoute donc à l'alcane deux liaisons C—C et quatre liaisons C—H, qui vont se dissocier, auxquelles il faut ajouter trois liaisons O=O supplémentaires pour les trois molécules de dioxygène supplémentaires nécessaires à la combustion.

Il y a formation de deux molécules de dioxyde de carbone en plus, soit quatre liaisons C=O supplémentaires, ainsi que deux molécules d'eau, soit quatre liaisons O—H supplémentaires.

Si l'on fait le bilan énergétique par chaîne de deux carbones ajoutés, cela correspond à une variation de l'énergie de combustion  $\Delta E$  équivalente à :

$$\Delta E = (4 E_{\text{C}-\text{H}} + 2 E_{\text{C}-\text{C}} + 3 E_{\text{O}=\text{O}}) - (4 E_{\text{C}=\text{O}} + 4 E_{\text{O}-\text{H}})$$

$$\Delta E = (4 \times 415 + 2 \times 345 + 3 \times 498) - (4 \times 804 + 4 \times 463)$$

$$\Delta E = 3\,844 - 5\,068$$

$$\Delta E = -1,2 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$



Ainsi, la combustion du propane est plus exothermique que celle du méthane et moins que celle du pentane.

L'énergie de combustion du méthane est le produit de son pouvoir calorifique massique par sa masse molaire, soit :  $-50 \times 0,016 = -0,80 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

De même pour le propane :

$-46 \times 0,044 = -2,02 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  et le pentane  $-45 \times 0,072 = -3,20 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

L'énergie de combustion du méthane est le produit de son pouvoir calorifique massique par sa masse molaire, soit :  $-50 \times 0,016 = -0,80 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . De même pour le propane :  $-46 \times 0,044 = -2,0 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  et le pentane  $-45 \times 0,072 = -3,2 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Les variations d'énergies de combustion sont proches de la valeur trouvée précédemment.

- Au niveau du pouvoir calorifique massique, on peut expliquer les variations en tenant compte des quantités de matière par kilogramme : la quantité de propane est plus petite que celle de méthane dans un kilogramme mais plus grande que celle de

pentane.  $n_{\text{méthane}} = \frac{1000}{16,0} = 62,5 \text{ mol}$ ,  $n_{\text{propane}} = \frac{1000}{44,0} = 22,7 \text{ mol}$ ,  $n_{\text{pentane}} = \frac{1000}{72,0} = 13,9 \text{ mol}$ .

Même si l'énergie de combustion augmente de 150 % du méthane au propane, comme la quantité de matière est réduite de 65 %, le pouvoir calorifique diminue.

**27 1.** Ce schéma représente l'énergie utilisée dans les transports selon le type de carburant.

**2. a.** Les carburants d'origine fossile représentent  $100 - (3,7 + 0,5) = 95,8 \%$  de la consommation totale. Il faut enlever les agrocarburants et l'électricité.

**b.** Ce n'est pas possible actuellement car ils sont trop présents.

**28 1.** La part de carburant contenant de l'éthanol augmente régulièrement au cours des années.

**2.** SP 95 E10 signifie super sans plomb contenant 10 % d'éthanol. On ne peut pas incorporer plus d'éthanol dans l'essence car il faudrait réaliser des réglages au préalable.

**29 1.** Les agrocarburants de deuxième génération sont des carburants synthétisés à partir de végétaux issus des parties non comestibles des plantes ou de déchets agricoles.

**2.** Les ressources employées pour fabriquer des agrocarburants sont constituées de matières agricoles non comestibles : des résidus agricoles (paille) et forestiers ou des cultures dédiées.

**3.** Ces nouveaux agrocarburants ne sont pas issus de terres arables.

**30** Les agrocarburants de troisième génération constituent l'avenir : leurs rendements sont excellents sur des surfaces réduites, tout en consommant du dioxyde de carbone atmosphérique : il n'y a pratiquement pas de création de gaz à effet de serre. Des problèmes d'extraction de lipides inclus dans la structure organique des algues sont progressivement levés et les meilleures souches sont sélectionnées.

### Exercices résolus - exercices similaires

■ p. 164 et 165

**32 1.** En considérant la température d'ébullition du lait égale à  $100 \text{ }^\circ\text{C}$ , alors il y a une élévation de température de  $90 \text{ }^\circ\text{C}$ .

La masse de lait est  $m_{\text{lait}} = 10 \text{ kg}$  puisque la masse volumique du lait vaut  $1,0 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$ .

L'énergie à apporter au lait est  $Q = 10 \times 4,18 \times 90 = 3,8 \text{ MJ}$ .

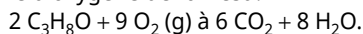
**2.** On considère que l'énergie de combustion  $\Delta E$  est l'opposée de l'énergie thermique  $Q$  s'il n'y a pas de perte lors du transfert thermique. Ainsi  $\Delta E = -Q = -3,8 \text{ MJ}$ .

D'autre part, l'énergie de combustion est liée au pouvoir calorifique massique :

$$|\Delta E| = m \times PC \text{ ainsi } m = \frac{|\Delta E|}{PC} = \frac{3,8}{46} = 8,3 \times 10^{-2} \text{ kg},$$

soit  $m = 83 \text{ g}$ .

**34 1.** Le propan-1-ol a comme formule brute  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$  et son équation de combustion ajustée dans le dioxygène de l'air est :



**2.** Au cours de la réaction :

- pour le propan-1-ol, on dénombre 7 liaisons C—H, 2 liaisons C—C, 1 liaison C—O et 1 liaison O—H sont brisées par molécule or la réaction met en jeu 2 molécules donc 14 liaisons C—H, 4 liaisons C—C, 2 liaisons C—O et 2 liaisons O—H sont rompues,

- pour le dioxygène, 1 liaison O=O est brisée par molécule, or la réaction met en jeu 9 molécules de dioxygène, il y donc 9 liaisons O=O brisées ;

- pour le dioxyde de carbone, 12 liaisons C=O sont formées en tout puisqu'il y a 6 molécules de dioxyde de carbone ;

- pour l'eau, 8 liaisons O—H sont formées puisqu'il y a 4 molécules d'eau.

On calcule alors l'énergie dégagée par différence :

$$\Delta E = (14 E_{\text{C-H}} + 4 E_{\text{C-C}} + 2 E_{\text{C-O}} + 2 E_{\text{H-O}} + 9 E_{\text{O=O}}) - (6 E_{\text{C=O}} + 8 E_{\text{H-O}})$$

$$\Delta E = (14 \times 415 + 4 \times 345 + 2 \times 358 + 2 \times 463 + 9 \times 498) - (12 \times 804 + 16 \times 463)$$

$$\Delta E = 13\,314 - 17\,056$$

$$\Delta E = -3\,742 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Le résultat est ici donné par mol d'avancement. Comme la réaction met en œuvre 2 molécules de propanol, l'énergie de combustion du propanol est la moitié de la valeur trouvée, soit  $1\,871 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

3. Si l'on compare avec la valeur tabulée, on note une différence absolue de  $27 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  soit une différence relative égale à  $39/1\,844$ , soit  $1,5\%$ . Ce résultat est très satisfaisant.

### ■ Croiser les notions | p. 166

**35** 1. Avec 500 €, on peut se procurer :  
 -  $500/950 = 0,526 \text{ m}^3$  de fioul, soit  $0,526 \times 840 = 444 \text{ kg}$  de fioul ;  
 -  $500/290 = 1,72 \text{ t}$  de granulés ;  
 -  $500/2\,000 = 250 \text{ kg}$  de propane.

2. Pour déterminer l'énergie théorique fournie par chaque combustible, on multiplie la masse précédente par le pouvoir calorifique :

- pour le fioul :  $444 \times 40,5 = 18,0 \text{ GJ}$  ;  
 - pour les granulés :  $1,72 \times 10^3 \times 20,2 = 34,7 \text{ GJ}$  ;  
 - pour le propane :  $250 \times 50 = 12,5 \text{ GJ}$ .

3. Le résultat précédent est multiplié par le rendement :

- pour le fioul  $18,5 \times 85\% = 15,7 \text{ GJ}$ ,  
 - pour le propane  $12,5 \times 0,85 = 10,6 \text{ GJ}$  ;  
 - pour les granulés de bois :  $34,7 \times 80\% = 27,8 \text{ GJ}$ .

4. Les granulés de bois permettent d'obtenir une énergie thermique presque deux fois plus importante que le fioul ou presque trois fois plus que le gaz. Ils font de plus partie de la filière biomasse et génèrent nettement moins de gaz à effet de serre que les deux autres combustibles. On ne pourrait que recommander ce choix, si on ne prenait pas en compte l'émission importante de particules lors de la combustion du bois.

**36** 1. La consommation vaut  $4,8 \text{ L}$  pour  $100 \text{ kilomètres}$  et la masse volumique est  $\rho = 0,70 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$ , aussi la masse  $m = 4,8 \times 0,70 = 3,4 \text{ kg}$  de carburant.

2. La masse molaire de la molécule  $M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,114 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$  aussi la quantité de matière se calcule par  $n = m/M = 3,4/0,114 = 30 \text{ mol}$ .

3. L'équation de combustion est :  
 $2 \text{ C}_8\text{H}_{18} + 25 \text{ O}_2 \rightarrow 18 \text{ H}_2\text{O} + 16 \text{ CO}_2$ .

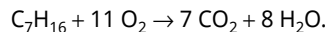
4. D'après l'équation de combustion, on produit 9 fois plus d'eau que de  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  soit  $9 \times 30 = 270 \text{ mol}$ , et 8 fois plus de dioxyde de carbone soit  $8 \times 30 = 240 \text{ mol}$ .

5. La masse de dioxyde de carbone formée est  $m = n \times M(\text{CO}_2) = 270 \times 44,0 = 1,19 \times 10^4 \text{ g}$  pour  $100 \text{ kilomètres}$ , soit  $119 \text{ g}$  pour un kilomètre.

6. L'énergie chimique transformée est  $|\Delta E| = m \times PC = 3,4 \times 45 = 153 \text{ MJ}$  pour ce parcours de  $100 \text{ kilomètres}$ . Cette énergie ne sert pas uniquement à la

propulsion du véhicule : une partie sert à l'éclairage, à recharger la batterie mais la majeure partie est rejetée sous forme thermique dans l'atmosphère.

**37** 1. L'équation de la réaction de combustion totale est :



2. L'énergie de la réaction de combustion est la différence de la somme des énergies de liaison rompues moins la somme des énergies de liaison formées :

$$\Delta E = (11 E_{\text{O}=\text{O}} + 6 E_{\text{C}-\text{C}} + 16 E_{\text{C}-\text{H}}) - (14 E_{\text{C}=\text{O}} + 16 E_{\text{O}-\text{H}})$$

$$\Delta E = (11 \times 498 + 6 \times 345 + 16 \times 415) - (14 \times 804 + 16 \times 463)$$

$$\Delta E = 14\,188 - 18\,664$$

$$\Delta E = -4\,476 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Soit } \Delta E = -4,48 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

3. Le pouvoir calorifique inférieur  $PCI = \frac{|\Delta E|}{M(\text{heptane})}$ ,  
 or  $M(\text{heptane}) = 100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,100 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

$$\text{Ainsi } PCI = \frac{4,48}{0,100} = 44,8 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

4. Pour l'heptane,  $n = 7$ , ainsi le pouvoir calorifique inférieur est :

$$PCI = 220 + 606 \times 7 = 4\,462 \text{ en } \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 44,6 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

Les deux résultats sont proches, à  $0,4\%$  près.

5. La chaudière doit fournir en une heure une énergie  $E = P \times \Delta t = 30 \times 10^3 \times 3\,600 = 108 \text{ MJ}$ .

6. L'énergie de combustion vaut  $4,48 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

$$\text{Il faut donc faire brûler une quantité } n = \frac{108}{4,48} = 24,1$$

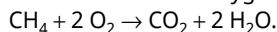
mol d'heptane.

D'après l'équation bilan, il faut 11 fois plus de dioxygène que d'heptane, soit  $24,1 \times 11 = 265 \text{ mol}$ , et donc un volume  $V(\text{O}_2) = 265 \times 24 = 6\,364 \text{ L}$ , soit  $V(\text{O}_2) = 6,36 \text{ m}^3$ .

Or le dioxygène ne représente que  $20\%$  de l'air en volume, il faut donc un volume d'air 5 fois plus important, soit  $31,8 \text{ m}^3$ .

Le débit d'air est alors de  $31,8 \text{ m}^3 \cdot \text{h}^{-1}$ .

**38** 1. L'équation de combustion complète du méthane dans le dioxygène s'écrit :



2. L'énergie de la réaction de combustion, avec l'eau formée à l'état gazeux, est la différence de la somme des énergies de liaison rompues moins la somme des énergies de liaison formées :

$$\Delta E = (2 E_{\text{O}=\text{O}} + 4 E_{\text{C}-\text{H}}) - (2 E_{\text{C}=\text{O}} + 4 E_{\text{O}-\text{H}})$$

$$\Delta E = (2 \times 498 + 4 \times 415) - (2 \times 804 + 4 \times 463)$$

$$\Delta E = 2\,656 - 3\,460$$

$$\Delta E = -804 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

3. Si on prend l'énergie de combustion en considérant l'eau à l'état liquide (chaudière à condensation),  $\Delta E = -0,804 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Puisque la quantité de chaleur doit être au moins égale à 100 MJ, il faut une quantité de méthane :

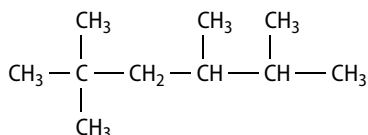
$$n = \frac{100}{0,804} = 124 \text{ mol et un débit molaire de méthane égal à } 124 \text{ mol} \cdot \text{h}^{-1}.$$

4. On obtient alors le débit volumique en multipliant le débit molaire par le volume molaire :

$$Q_v = 124 \times 22,4 \times 10^{-3} = 2,79 \text{ m}^3 \cdot \text{h}^{-1}.$$

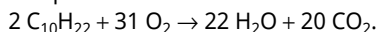
Le coût horaire est le produit du débit volumique par le prix d'un mètre cube de gaz, soit :  $2,79 \times 0,0267 = 0,067 \text{ euro} = 7,4 \text{ centimes d'euro}$ .

**39 1. a.** La formule semi-développée du 2,2,4,5-tétraméthylhexane est :



b. Sa formule brute est donc bien  $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ .

2. a. L'équation correspondant à la combustion complète du kérosène est :



b. Un kilogramme d'alcane de formule  $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$  contient une quantité de matière :

$$n = \frac{m}{M(\text{C}_{10}\text{H}_{22})}$$

$$n = \frac{1000}{142}$$

$$n = 7,0 \text{ mol}.$$

D'après l'équation de combustion, on produit 10 fois plus de dioxyde de carbone que de  $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$  consommés, soit  $10 \times 7,0 = 70 \text{ mol}$ .

La masse de dioxyde de carbone formée au cours de la combustion complète d'un kilogramme de kérosène est donc :

Le tableau d'avancement est :

Équation de la réaction		$\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{ O}_2 \rightarrow 3 \text{ CO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$			
État du système	Avancement $x$ (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
initial	$x = 0$	22,7	excès	0	0
en cours	$x$	$22,7 - x$	excès	$3x$	$4x$
final	$x_{\text{max}} = 22,7 \text{ mol}$	0	excès	68,1	90,8

3. La valeur de  $x_{\text{max}}$  vaut 22,7 mol puisque le propane est le réactif limitant.

4. L'état final est déterminé dans le tableau.

$$m = n \times M(\text{CO}_2) = 70 \times 44,0 = 3,1 \times 10^3 \text{ g, soit } m = 3,1 \text{ kg}.$$

3. On commence par déterminer le volume  $V$  de kérosène consommé par voyageur sur ce trajet de

$$6000 \text{ km} : V = \frac{6000 \times 2,9}{100}, \text{ soit } V = 174 \text{ L}.$$

On calcule ensuite à quelle masse  $m'$  de kérosène par voyageur cela correspond, en se servant de la masse volumique du kérosène :

$$m' = V \times \rho$$

$$m' = 174 \times 0,70$$

$$m' = 122 \text{ kg}.$$

Or, l'Airbus A380 emporte 525 passagers. La masse  $m''$  de kérosène rejetée dans l'atmosphère au cours de ce vol par l'A380 est donc :

$$m'' = 525 \times 122 = 525 \times 122 = 6,4 \times 10^4 \text{ kg, soit } m'' = 64 \text{ t}.$$

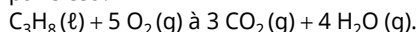
Enfin, on utilise le résultat obtenu à la question précédente sur la masse  $m$  de dioxyde de carbone formée au cours de la combustion complète d'un kilogramme de kérosène :  $m = 3,1 \text{ kg}$ .

Ce qui donne une masse  $m(\text{CO}_2)$  rejetée :

$$m(\text{CO}_2) = 3,1 \times 64 = 199 \text{ t}.$$

La masse de dioxyde de carbone rejetée par un A380 complet au cours d'un trajet Paris-New York est donc de 199 tonnes.

**40 1.** L'équation de combustion complète du propane est :



2. La quantité de matière de propane est :

$$n_{\text{propane}} = \frac{m}{M(\text{C}_3\text{H}_8)}$$

$$n_{\text{propane}} = \frac{m}{(3 \times 12,0) + (8 \times 1,0)}$$

$$n_{\text{propane}} = \frac{1000}{44}$$

$$n_{\text{propane}} = 22,7 \text{ mol}.$$

5. La masse de dioxyde de carbone rejetée dans l'atmosphère vaut :

$$m = n \times M(\text{CO}_2)$$

$$m = 68,1 \times (12,0 + (2 \times 16,0))$$

$m = 68,1 \times 44,0$   
 $m = 3\,000\text{ g}$ .  
 Soit  $m = 3,00\text{ kg}$ .

**41** 1. Les équations de combustion complète sont dans l'air :

Carburant	Formule	Conso (L/100 km)	Masse volumique (kg · L <sup>-1</sup> )	Masse (kg)	M (kg · mol <sup>-1</sup> )	n (mol)	n <sub>CO<sub>2</sub></sub> (mol)	Masse CO <sub>2</sub> 100 km 1 km
propane	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	9,3	0,55	5,1	0,0440	116	348	15,3 kg 153 g
octane	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	7,5	0,70	5,25	0,114	46	368	16,2 kg 162 g
heptadécane	C <sub>17</sub> H <sub>36</sub>	5,5	0,84	4,6	0,240	19,2	326	1,43 kg 143 g

Dans le cas de l'octane : la masse de carburant utilisée sur un parcours de 100 km est :

$m = \rho \times V = 7,5 \times 0,70 = 5,25\text{ kg}$ , ce qui permet de calculer la quantité de matière correspondant :

$n = m/M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 46\text{ mol}$ .

D'après l'équation bilan, pour 2 mol d'octane consommées, 16 mol de dioxyde de carbone sont produites donc pour 46 mol d'octane, il y a 8 fois plus de dioxyde de carbone produit soit 368 mol. On en déduit alors la masse de dioxyde de carbone produit :

$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \times M(\text{CO}_2) = 368 \times 0,044 = 16,2\text{ kg}$  pour 100 km, soit 162 g par kilomètre.

**4.** Le moteur diesel produit le moins de gaz à effet de serre.

**42** 1. La combustion réalisée n'est pas une combustion complète puisqu'il ne se forme pas que de l'eau et du dioxyde de carbone.

**2.** La masse molaire du butanol est  $M(\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}) = 74,0\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  et une mole de butanol contient 4 mol de carbone soit 48,0 g.

Le pourcentage de carbone dans le butanol est donc  $\frac{48,0}{74,0} = 64,8\%$ , ainsi les 3,00 g de butanol contiennent  $3,00 \times 0,648 = 1,95\text{ g}$  de carbone.

Lors de la combustion, le butanol brûle avec le comburant dioxygène qui ne contient pas de carbone, aussi la conservation de l'élément carbone stipule que l'on doit retrouver 1,95 g de carbone dans les produits.

Par raisonnement analogue, les 4,00 g de dioxyde de carbone contiennent  $\frac{4,00 \times 12,0}{44,0} = 1,09\text{ g}$  de carbone.

Aussi, par différence, il doit y avoir  $1,95 - (1,09 + 0,300) = 0,56\text{ g}$  de carbone dans le monoxyde de carbone formé.

- pour le propane,  $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{ O}_2 \rightarrow 3\text{ CO}_2 + 4\text{ H}_2\text{O}$  ;  
 - pour l'octane,  $2\text{ C}_8\text{H}_{18} + 25\text{ O}_2 \rightarrow 18\text{ H}_2\text{O} + 16\text{ CO}_2$  ;  
 - pour l'heptadécane,  $\text{C}_{17}\text{H}_{36} + 26\text{ O}_2 \rightarrow 17\text{ CO}_2 + 18\text{ H}_2\text{O}$ .

**2. et 3.** On regroupe les résultats dans un tableau :

La masse de monoxyde de carbone formé lors de cette réaction est obtenue par raisonnement inverse :

$m_{\text{CO}} \times \frac{12,0}{28,0} = 0,56\text{ g}$  de carbone,

ainsi  $m_{\text{CO}} = \frac{28,0}{12,0 \times 0,56}\text{ g} = 1,31\text{ g}$ .

**3.** Le volume de cette pièce vaut  $9,00 \times 3,00 = 27,0\text{ m}^3$ , ainsi la concentration en monoxyde de carbone est :

$\frac{1,31}{27,0} = 0,0484\text{ g} \cdot \text{m}^{-3} = 48,4\text{ mg} \cdot \text{m}^{-3}$  ce qui est inférieur à la norme fixée à  $60,0\text{ mg} \cdot \text{m}^{-3}$ .

**43** Les agrocarburants de troisième génération, lorsqu'ils seront mis au point industriellement, pourront solutionner les problèmes d'énergie, car :

- leur production sera entre 3 et 6 fois plus importante par hectare que les meilleures huiles actuellement ;
- n'utiliseront pas de sols cultivables ;
- ne sont pas consommables ;
- utilisent du CO<sub>2</sub> atmosphérique ou capté à cet effet.

Ils n'ont donc pas les inconvénients des agrocarburants actuels tout en développant leurs avantages.

**44** Cette flamme vive de couleur orange en sortie de réacteur correspond à une combustion de kérosène qui est fortement consommé au décollage lorsque l'avion doit prendre de la vitesse et s'élever.

## Acquérir des compétences ■ p. 168

### 45 >Analyse

**1.** La légende du schéma correspond à :

- A : le foyer où le charbon brûle ;
- B : la vapeur créée par l'eau chauffée ;
- C : l'alternateur pour produire de l'électricité ;
- D : la cheminée pour évacuer les fumées.

2. La société EDF conserve cette centrale pour pallier aux pics de consommation d'électricité. Les foyers restent allumés en permanence afin de pouvoir répondre immédiatement à la demande.

3. Le charbon est un combustible solide, facile à transporter sans danger.

4. L'équation de combustion complète est  $C + O_2$

5. Ce gaz à effet de serre libéré est le dioxyde de carbone.

### › Synthèse

Une centrale thermique à flamme peut démarrer facilement en faisant brûler un combustible solide ou liquide, qui va chauffer de l'eau pour former de la vapeur sous pression, entraînant un alternateur qui produit de l'électricité. Son intérêt majeur est de répondre quasiment instantanément à la demande, cependant le coût de production est

élevé et cela entraîne une pollution par des fumées et par un gaz à effet de serre.

**46** En ordonnée, on retrouve l'énergie exprimée ici en Mtep (million de tonnes équivalent pétrole) et en abscisse les années depuis 1850 jusqu'à nos jours. C'est donc l'évolution de la consommation des différentes énergies dans le monde au cours du temps (depuis la seconde révolution industrielle). D'après le graphe, plus de 80 % de l'énergie dans le monde est apportée par les combustibles fossiles. L'énergie blanche, issue de l'hydroélectricité est exploitée depuis les années 1930 tandis que l'énergie nucléaire est employée depuis le premier choc pétrolier. Progressivement de l'énergie est tirée de la biomasse et d'autres énergies renouvelables. Cette évolution est lente et la part des énergies fossiles restera majoritaire encore de nombreuses années sans modification majeure de notre mode de vie.

# Interactions fondamentales et notion de champ

## LE PROGRAMME

### 1. Interactions fondamentales et introduction à la notion de champ

Les interactions fondamentales sont des éléments essentiels de la physique car elles permettent de comprendre l'univers qui nous entoure. Dans ce chapitre deux interactions sont étudiées. L'interaction gravitationnelle a déjà été abordée en classe de seconde. Elle est complétée dans ce chapitre par la notion de champ gravitationnel.

L'interaction électrostatique est mise en évidence par des expériences simples et la loi de Coulomb permet de modéliser l'expression de la force électrostatique. Le champ électrostatique engendré par une charge complète ce chapitre.

L'étude des forces et des champs vectoriels modélisant ces interactions permet de mettre en évidence une analogie entre la force gravitationnelle et électrostatique.

La notion de ligne de champ est abordée pour donner une illustration d'un champ de vecteurs gravitationnel ou électrostatique.

#### Notions abordées en seconde

Modélisation d'une action par une force, principe des actions réciproques (3<sup>e</sup> loi de Newton), caractéristiques d'une force. Modèle du point matériel. Utilisation des expressions vectorielles pour caractériser les forces suivantes : force d'interaction gravitationnelle, poids, force exercée par un support et par un fil.

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
<p>Charge électrique, interaction électrostatique, influence électrostatique. Loi de Coulomb.</p> <p>Force de gravitation et champ de gravitation. Force électrostatique et champ électrostatique.</p>	<p>Interpréter des expériences mettant en jeu l'interaction électrostatique. Utiliser la loi de Coulomb. Citer les analogies entre la loi de Coulomb et la loi d'interaction gravitationnelle.</p> <p>Utiliser les expressions vectorielles :                      – de la force de gravitation et du champ de gravitation ;                      – de la force électrostatique et du champ électrostatique. Caractériser localement une ligne de champ électrostatique ou de champ de gravitation.  <b>Illustrer l'interaction électrostatique. Cartographier un champ électrostatique.</b></p>

## POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

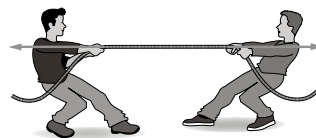
■ p. 176

### SITUATION 1

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis la représentation des vecteurs forces modélisant une interaction appliquée à un système mécanique.

#### ► Exemple de réponse attendue

On peut voir sur le dessin que deux personnes tirent sur une corde. Ils sont donc en interaction modélisée par deux forces. La force du personnage de droite sur le personnage de gauche et inversement. Les vecteurs ont pour direction le long de la corde et sont orientés vers les personnes. On peut les représenter de la façon suivante.



#### ► En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

L'élève, en début de 1<sup>re</sup> spécialité, doit maîtriser la représentation vectorielle, il doit savoir l'appliquer à un système mécanique simple. Cet outil mathématique a été utilisé durant la classe de seconde et notamment pour décrire une force et une vitesse.

## SITUATION 2

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis le principe des actions réciproques (3<sup>e</sup> loi de Newton) lorsque deux corps sont en interaction à distance.

### ► Exemple de réponse attendu

La Lune et la Terre sont en interaction car d'après le principe des actions réciproques (3<sup>e</sup> loi de Newton), si la Lune exerce une action mécanique sur la Terre alors la Terre exerce une action mécanique sur la Lune. Ces actions sont modélisées par des forces qui ont la même direction, de sens opposé et de même valeur. Ainsi, dans ce cas les deux forces possèdent la même intensité.

### ► En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Toujours dans une logique spiralaire de l'enseignement de sciences physiques, la notion de force gravitationnelle est abordée de nouveau dans ce chapitre. Dans l'activité 1, on complète le modèle gravitationnel en introduisant les notions de champ liées aux interactions de ce type.

## ACTIVITÉS

### p. 178 ■ ACTIVITÉ 1

### Champ de gravitation terrestre

#### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Dans cette activité les élèves découvrent une méthode de mesure extrêmement précise du champ de gravitation. On comprend ainsi que ce champ est susceptible de subir des variations dues à la composition interne de la Terre. La différence entre le champ de pesanteur et champ gravitationnel est mise en évidence à travers l'étude des différents documents.

#### ► Exploitation et analyse

1. On voit dans le document 2 que le vecteur champ de pesanteur et champ gravitationnel sont différents. En effet, du fait de la rotation de la Terre le vecteur champ de pesanteur n'est pas dirigé vers le centre de la Terre.

Mais cette différence est faible et n'intervient que pour des mesures demandant une grande précision. C'est pour cela qu'il est précisé que l'on peut en première approximation confondre les deux champs.

2. a. On voit dans le texte qu'il s'agit de  $N \cdot kg^{-1}$ .  
À noter que l'unité est normalement homogène à une accélération donc  $m \cdot s^{-2}$ .

b. D'après le document 3, on voit que l'altitude a une influence sur la valeur. Il s'agit en fait de la distance entre le centre de la Terre et le satellite qui effectue la mesure. Soit le rayon de la Terre et la hauteur à partir du sol.

Dans une moindre mesure et très faiblement la non homogénéité de la Terre intervient dans le champ de gravitation (voir document 4). En effet, la Terre n'a pas une masse répartie de façon homogène ce qui entraîne une variation de l'intensité du champ gravitationnel.

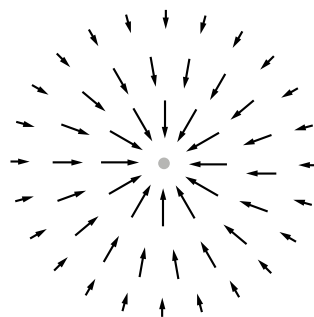
La latitude n'est pas un facteur intervenant dans l'intensité du champ de gravitation, mais elle influence le champ de pesanteur car cette valeur est prise aux environs du sol. Le satellite mesure le champ de gravitation et se place sur une orbite circulaire donc à une altitude égale au rayon de la Terre et la hauteur à partir du sol. La distance au centre reste identique. Ce qui n'est pas le cas pour le champ pesanteur dont la valeur est prise au niveau du sol et comme la Terre n'est pas parfaitement sphérique, car elle est aplatie au niveau des pôles, alors l'intensité du champ de pesanteur varie avec la latitude.

c. On peut négliger, en première approximation, le caractère non homogène de la Terre. En effet dans le texte on voit que la variation est de quelques  $mN \cdot kg^{-1}$ .

3. a. On appelle ce champ, un champ vectoriel car la valeur étudiée est un vecteur. C'est un champ car il existe en tout point de l'espace à proximité de la Terre un vecteur champ de gravitation.

b. La direction est radiale et le sens dirigé vers le centre de la Terre.

### ► Synthèse



### p. 179 ■ ACTIVITÉ 2

### Interaction et influence électrostatiques..... TP

#### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Cette activité expérimentale permet d'aborder l'électrostatique par des expériences simples et

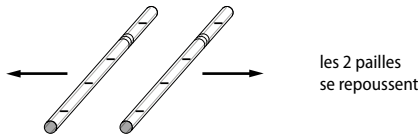
assez spectaculaires. En se servant du diagramme de préférences de transfert des électrons, on peut aisément, les interpréter. Ces expériences aident aussi à définir quelques notions comme : l'électrisation d'un objet, l'interaction électrostatique et le phénomène influence électrostatique.

### ›Expérimentation et analyse

1. a. On observe que les deux pailles se repoussent. On observe que le bâton en plexiglas et la paille s'attirent.

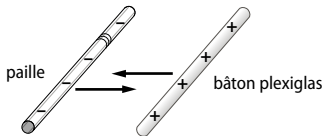
b. On électrise la paille avec des charges négatives en frottant avec de la laine. Les électrons sont arrachés au tissu en laine, les pailles se chargent négativement. Pour connaître le signe des objets frottés, on utilise le diagramme de préférence du transfert d'électrons du document 1.

Schéma des deux pailles qui se repoussent.



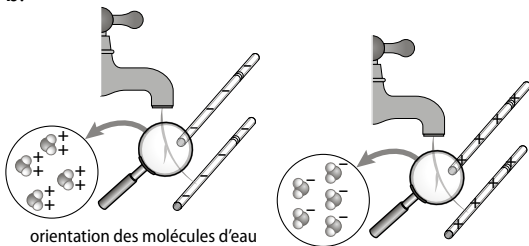
On électrise un bâton en plexiglas toujours avec le même tissu en laine. Dans ce cas le plexiglas va se charger positivement. En effet, on voit sur le diagramme de préférence du transfert d'électrons que le plexiglas est placé bien plus haut que la laine. La laine va donc arracher des électrons au plexiglas.

Les deux étant de signe différent, ils vont s'attirer. Schéma de la paille et du bâton de plexiglas.



2. a. On observe que le filet d'eau est dévié dans les deux cas vers la paille ou le bâton en plexiglas.

b.



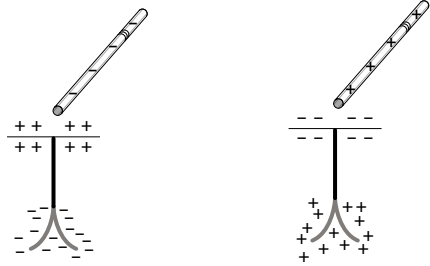
Cas de la paille chargée négativement

Cas du bâton du plexiglas chargé positivement

3. a. On observe qu'une paille chargée approchée près de l'électroscope engendre un écartement des

feuilles conductrices. Il en est de même lorsqu'un bâton de plexiglas est approché.

b.



Cas de la paille chargée

Cas du bâton de plexiglas chargé

### ›Synthèse

**Électrisation** : l'électrisation d'un objet consiste à charger électriquement un objet. On peut électriser un objet par frottement comme dans ce TP ou par influence comme dans le cas de l'électroscope.

**Interaction électrostatique** : il y a interaction électrostatique entre deux corps chargés électriquement. (Interaction entre les pailles et entre une paille et le bâton en plexiglas.)

**Influence électrostatique** : lorsque l'on approche un objet chargé près d'un conducteur, on modifie la répartition des charges à la surface de ce dernier. L'influence sur le conducteur s'effectue sans qu'il y ait contact.

p. 180 ■ **ACTIVITÉ 3**

### Cartographier un champ électrostatique .. TP

#### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Cette activité consiste à tracer des lignes de champ électrostatique dans une cuve rectangulaire entre deux plaques parallèles (modèle du condensateur). On indique aux élèves que les lignes de champ sont perpendiculaires aux équipotentielles, il peut s'avérer indispensable de réexpliquer cette notion d'équipotentielle.

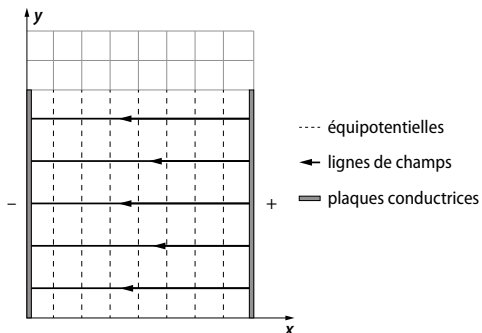
Pour faciliter la mesure de la tension, on remplit la cuve d'une solution de sulfate de cuivre. Il peut être intéressant de fournir aux élèves une feuille représentant le quadrillage du fond de la cuve.

#### ›Analyse et mesure

1. a. On sait qu'un faisceau d'électrons est chargé de particules négatives. La déviation du faisceau permet de connaître les charges accumulées sur les armatures. Si le faisceau est dévié vers une plaque, cela signifie que cette plaque est chargée positivement et ainsi l'autre sera négative.

b. et c. Les lignes de champ sont orientées des charges positives vers les charges négatives.





d. La valeur du champ électrostatique est de valeur constante entre les armatures.

### ➤ Synthèse

3. Le champ peut être qualifié d'uniforme car les intensités du champ sont constantes en valeur, de plus le sens et la direction sont identiques en tout point situés entre les deux armatures.

p. 181 ■ **ACTIVITÉ 4**

## Charges électriques et interaction électrostatique..... TP

### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Dans cette activité les élèves doivent interpréter une expérience d'électrostatique avec à leur disposition quelques documents.

Cette expérience spectaculaire est réalisée à l'aide du générateur de Van de Graff.

Ce générateur charge électriquement une demi-sphère avec des charges positives. Les électrons sont arrachés à une courroie animée d'un mouvement par un moteur électrique. Les électrons sont transportés par la courroie, de la demi-sphère vers la petite sphère. La quantité de charges accumulées peut être très élevée. Les électrons sont arrachés à la courroie par friction.

La personne touche la demi-sphère chargée positivement, les charges transitent d'une extrémité à une autre à la surface du corps. Les charges négatives vont se déplacer jusqu'à la main tandis que les charges positives vont se situer aux extrémités inverses dont les cheveux en font partie. L'expérience de l'électroscope illustre ce phénomène.

Tous les cheveux sont chargés positivement, ils vont donc s'écarter pour s'éloigner le plus possible les uns des autres, en se dressant les uns par rapport aux autres comme dans le cas des feuilles mobiles de l'électroscope.

Si la demi-sphère est touchée par la petite sphère alors les cheveux perdent leur électrisation et donc retombent.

## EXERCICES

### Vérifier l'essentiel

p. 186

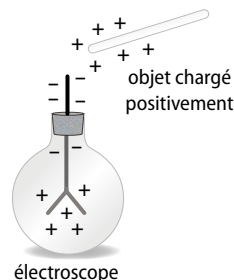
- 1 Réponse A et B. Un proton possède une charge élémentaire et positive.
- 2 Réponse B. l'interaction peut être attractive ou répulsive. Cela dépend des charges qui s'opposent.
- 3 Réponse B. Les charges se repoussent et sont soumises à une interaction qui se modélise par des forces de même sens.
- 4 Réponse C.
- 5 Réponse A.
- 6 Réponse A, B et C.
- 7 Réponse C.
- 8 Réponse A.

### Acquérir les notions

9 Le tissu en laine arrache des électrons au bâton en verre, le bâton en verre va donc présenter un défaut de charge positive. Il est donc chargé positivement.

Le bâton en plastique arrache des électrons au tissu en laine, le bâton en plastique va donc présenter un défaut de charge négatif. Il est donc chargé négativement.

10 1.



2. La répulsion est moins importante car l'objet approché n'est plus chargé, car lié à la Terre, et donc les charges négatives vont se déplacer pour compenser les charges positives présentes sur les feuilles conductrices mobiles. Les feuilles conductrices mobiles n'étant plus chargées, elles ne vont plus se repousser et vont ainsi retrouver leur position initiale.

11 La règle en plastique est chargée négativement, cela signifie qu'elle possède un excès d'électrons. Lorsque la règle s'approche des petits morceaux de papier, ceux-ci vont s'électriser par influence.

Sur les petits morceaux de papier les charges négatives vont se déplacer vers l'extrémité opposée à

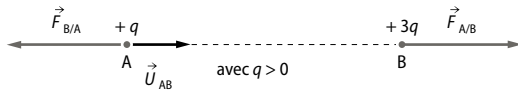
l'extrémité placée en regard de la règle. Ce déplacement de charges négatives entraîne un défaut de charge positive à l'extrémité proche de la règle. Les charges électriques étant de signe opposé, le morceau de papier est donc attiré par la règle.

**12** 1. Il s'agit d'une interaction électrostatique.

2. L'expression de la loi de Coulomb est :

$$F = k \cdot \frac{q^2}{d^2} = 9,0 \times 10^9 \times \frac{(1,0 \times 10^{-6})^2}{(5,0 \times 10^{-2})^2} = 3,6 \text{ N}$$

**13**



1. Les particules sont toutes les deux chargées positivement, elles vont donc se repousser.

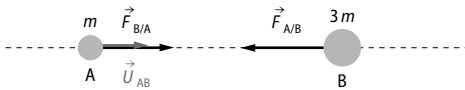
2. La loi de Coulomb s'écrit :

$$\vec{F}_{A/B} = -\vec{F}_{B/A} = k \cdot \frac{q \times (3q)}{AB^2} \vec{u}_{AB} = 3k \cdot \frac{q^2}{d^2} \vec{u}_{AB}$$

3. Voir sur le schéma.

4. Les deux charges électriques étant de même signes les deux particules vont se repousser. On obtient les mêmes relation et représentation vectorielles.

**14**



1. Il s'agit d'une interaction gravitationnelle, les deux masses vont s'attirer.

$$\vec{F}_{A/B} = -\vec{F}_{B/A} = -G \cdot \frac{m \times (3m)}{AB^2} \vec{u}_{AB} = -3G \cdot \frac{m^2}{d^2} \vec{u}_{AB}$$

3. Voir schéma.

4. Les analogies sont liées à l'expression des forces de gravitation et la loi de Coulomb qui sont presque identiques. On peut identifier  $k$  et  $G$  comme constante,  $q$  et  $m$  comme paramètres responsables de l'interaction.

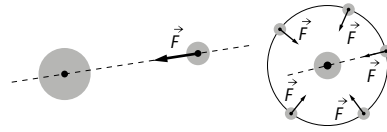
De plus les vecteurs sont portés par la même droite d'action.

**15** 1. La Lune est dans le champ de gravitation de la Terre car elle est attirée par celle-ci.

2. a.  $F = G \cdot m_L \cdot \frac{M_T}{d^2}$

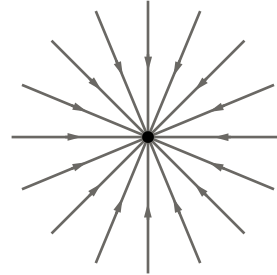
b.

$$F = \frac{(6,67 \times 10^{-11} \times 7,35 \times 10^{22} \times 5,98 \times 10^{24})}{(3,84 \times 10^5)^2} = 1,99 \times 10^{26} \text{ N}$$



c. Le champ de gravitation terrestre est un champ vectoriel centripète.

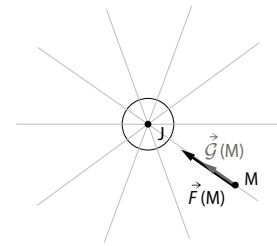
d.



**16** 1. Les vecteurs champs de gravitation sont orientés vers le centre de Jupiter donc le sens des lignes de champ le sont aussi.

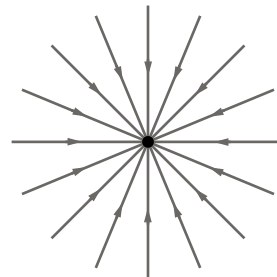
2. Voir construction sur le schéma du vecteur  $\vec{g}(M)$ . Le vecteur  $\vec{g}(M)$  est dans le même sens et est tangent à la ligne de champ.

3. Comme  $\vec{F} = m \cdot \vec{g}$  alors  $\vec{F}$  est dans le même sens et direction du vecteur  $\vec{g}$  mais de norme différente.



**17** On voit sur le schéma que les vecteurs  $\vec{g}_0$  possèdent une direction, un sens et une norme identique. Le champ de vecteur est donc dit uniforme.

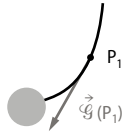
**18** 1. a.



b. Les lignes de champ sont radiales et elles sont dirigées vers le centre de la masse  $m_1$  donc centripète. Voir la représentation.

2. La masse  $m_2$  engendre elle aussi un champ de gravitation. Ainsi le vecteur champ de gravitation en un point de l'espace est la superposition des deux champs de gravitation. L'allure des lignes de champ sont donc différentes car elles sont issues de la composition de deux sources de champ gravitationnel.

3. et 4. Voir la représentation ci-contre. On trace le vecteur  $\vec{g}(P_1)$  tangent à la ligne de champ et dans le même sens que les lignes de champ indiquées.



5. Le vecteur  $\vec{g}(P_1)$  n'est pas dirigé vers le centre de l'astre comme indiqué sur la représentation ci-dessus.

En effet les lignes de champ n'étant plus radiales à cause de l'influence du champ gravitationnel engendré par la masse  $m_2$ , les vecteurs champ de gravitation ne sont plus dirigés vers le centre de l'astre.

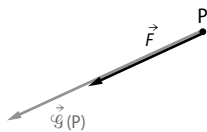
19 On mesure la longueur du vecteur sur le schéma, on trouve : 3,25 cm.

On trouve ainsi une force :  $3,25 \times 100 = 325 \text{ N}$ .

D'après la relation :  $\vec{F} = m \cdot \vec{g}$  on en déduit la valeur du vecteur  $\vec{g}$  telle que  $g = \frac{F}{m} = \frac{325}{120} = 2,71 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$ .

En utilisant l'échelle indiquée, on trouve que :

$2,71 \times 2 = 5,4 \text{ cm}$ . Puis on trace le vecteur  $\vec{g}(P)$  dans le même sens et direction que le vecteur  $\vec{F}$ .

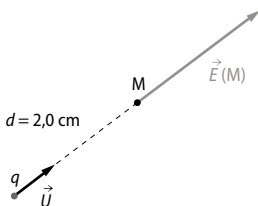


20 1. La relation d'un vecteur champ électrostatique en un point M engendré par une charge ponctuelle  $q$  est :

$$\vec{E} = k \cdot \frac{q}{d^2} \vec{u} = 9,010^9 \cdot \frac{9,6 \times 10^{-18}}{(2,0 \times 10^{-2})^2} \vec{u} = 2,2 \times 10^{-4} \vec{u}.$$

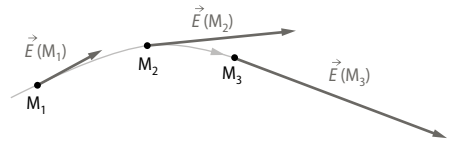
2. La valeur est de  $2,2 \times 10^{-4} \text{ V} \cdot \text{m}^{-1}$ .

3. La longueur du vecteur d'après l'échelle donnée est de 2,2 cm. La représentation est donnée ci-dessous.



21 1. et 2. On trace les vecteurs champ électrostatique en les plaçant tangent à la ligne de champ, dans le sens de celle-ci. La longueur est trouvée en utilisant l'échelle donnée.

$E(M_1) \rightarrow 1 \text{ cm}$  ;  $E(M_2) \rightarrow 2 \text{ cm}$  et  $E(M_3) \rightarrow 3 \text{ cm}$



22 1. L'orientation des lignes de champ montrent que celles-ci sont orientées partant des charges électriques. Ce qui montre que les charges sont positives.

2. Deux charges positives se repoussent, ce qui influence les lignes de champ donnant une figure où les lignes de champ se repoussent.

23 1. On sait que  $\vec{E} = k \cdot \frac{q}{d^2} \vec{u}$  or d'après la figure le vecteur  $\vec{E}$  est orienté vers la charge électrique  $q$ . Ce qui montre que la charge est négative.

2. On mesure une distance  $d = 4,5 \text{ cm}$ .

3. On mesure 1,9 cm pour la longueur du vecteur  $\vec{E}$ , donc la valeur du champ est  $1,9 \text{ V} \cdot \text{m}^{-1}$ .

4. On en déduit de la relation  $E = k \cdot \frac{q}{d^2}$  la relation

$$\text{de la charge électrique : } q = \frac{Ed^2}{k}$$

$$\text{Ainsi : } q = \frac{1,9 \times (4,5 \times 10^{-2})^2}{9,0 \times 10^9} = 4,2 \times 10^{-13} \text{ C}.$$

24 1. On observe que tous les vecteurs ont mêmes sens, direction et valeur. C'est ce qui définit qu'un champ  $\vec{E}$  est uniforme car il est partout identique.

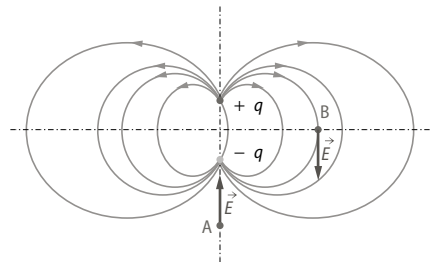
2. Un proton de charge  $q$  dans un champ électrostatique subit une force électrostatique qui s'écrit :

$$\vec{F}_e = q \cdot \vec{E}.$$

Son intensité sera donc de :

$$F_e = 1,6 \times 10^{-19} \times 1,0 \times 10^2 = 1,6 \times 10^{-17} \text{ N}.$$

25 En tout point la direction du vecteur champ électrostatique est tangente aux lignes de champ. Son sens suit celui de la ligne de champ.



27 Pour montrer si l'ensemble des lignes de champ sont correctes prendre quelques vecteurs bien choisis. On voit sur la figure des lignes de champ avec :  $d_1 = 2,8 \text{ cm}$  et  $d_2 = 1,0 \text{ cm}$

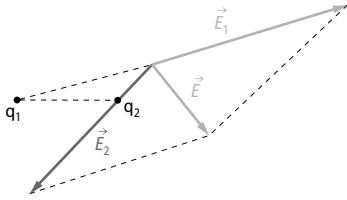
$$E_1 = k \cdot \frac{q_1}{d_1^2} = 9,0 \times 10^9 \times \frac{9,0 \times 10^{-12}}{(2,8 \times 10^{-2})^2}$$

$$= 1,0 \times 10^3 \text{ V} \cdot \text{m}^{-1} \rightarrow 4 \text{ cm}$$

$$E_2 = k \cdot \frac{q_2}{d_2^2} = 9,0 \times 10^9 \times \frac{10 \times 10^{-12}}{(1,0 \times 10^{-2})^2}$$

$$= 9,0 \times 10^{12} \text{ V} \cdot \text{m}^{-1} \rightarrow 3,6 \text{ cm}$$

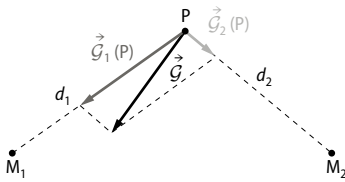
On prend une échelle de  $250 \text{ V} \cdot \text{m}^{-1} \rightarrow 1 \text{ cm}$ .



On voit que le vecteur construit ci-dessus correspond bien à la situation des lignes de champ présentes sur la représentation. Il faudrait vérifier avec plusieurs constructions vectorielles.

**29**

1.



2.  $d_1 = 4,4 \times 10^8 \text{ m}$  et  $d_2 = 4,0 \times 10^8 \text{ m}$ .

3. On en déduit graphiquement les valeurs du champ de gravitation :

$$G_1 = 2,4 \times 10^{-2} \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1} ;$$

$$G_2 = 8 \times 10^{-3} \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

4. Pour connaître les masses on utilise la relation :

$$G_1 = G \cdot \frac{M_1}{d_1^2}.$$

$$\text{On a donc } M_1 = \frac{G_1 \times d_1^2}{G} = \frac{2,4 \times 10^{-2} \times (4,4 \times 10^8)^2}{6,67 \times 10^{-11}}$$

$$= 7,0 \times 10^{25} \text{ kg}.$$

$$M_2 = \frac{G_2 \times d_2^2}{G} = \frac{0,8 \times 10^{-2} \times (4,0 \times 10^8)^2}{6,67 \times 10^{-11}}$$

$$= 1,9 \times 10^{25} \text{ kg}.$$

**30** 1.

$$F_{\text{grav}} = G \frac{m^2}{d^2} = 6,67 \times 10^{-11} \times \frac{(10 \times 10^{-3})^2}{(1,0 \times 10^{-2})^2}$$

$$= 6,7 \times 10^{-11} \text{ N}$$

2.  $F_{\text{élec}} = k \frac{q^2}{d^2}$

3. a. Il faut :  $F_{\text{élec}} = F_{\text{grav}}$

Et donc :  $G \frac{m^2}{d^2} = k \frac{q^2}{d^2}$  donc  $q^2 = G \frac{m^2}{k}$

ainsi  $q = \sqrt{G \frac{m^2}{k}} = m \sqrt{\frac{G}{k}}$ .

$$Q = 1,0 \times 10^{-3} \sqrt{\frac{6,67 \times 10^{-11}}{9,0 \times 10^9}} = 8,6 \times 10^{-13} \text{ C}.$$

b.  $q = 5,4 \times 10^6 \times e$ . Cette charge ne représente qu'une infime partie d'une mole d'électrons.

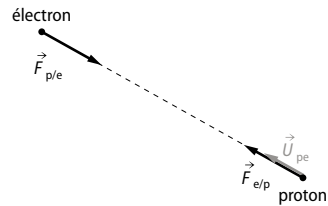
c. L'interaction électrique est prédominante à notre échelle.

**31** 1. Un atome d'hydrogène est composé d'un proton et d'un électron.

2. On peut citer :

- l'interaction gravitationnelle entre l'électron et le proton ;
- l'interaction gravitationnelle entre l'électron et la Terre ainsi que le proton et la Terre ;
- l'interaction électrostatique entre le proton et l'électron.

3. La loi de Coulomb s'écrit :



$$\vec{F}_{e/p} = -\vec{F}_{p/e} = k \times \frac{e^2}{R^2} \vec{u}_{pe}$$

Application numérique :

$$F_{e/p} = F_{p/e} = k \times \frac{e^2}{R^2}$$

$$F_{e/p} = F_{p/e} = 9,0 \times 10^9 \times \frac{(1,6 \times 10^{-19})^2}{(53 \times 10^{-12})^2} = 8,2 \times 10^{-8} \text{ N}$$

4. De nouveau, on peut écrire que :

$$\vec{F}'_{e/p} = -\vec{F}'_{p/e} = G \times \frac{m_e \times m_p}{R^2} \vec{u}_{pe}$$

L'intensité des forces s'écrit alors :

$$F'_{e/p} = F'_{p/e} = G \frac{m_e \times m_p}{R^2}$$

$$= 6,67 \times 10^{-11} \times \frac{9,11 \times 10^{-31} \times 1,67 \times 10^{-27}}{(53 \times 10^{-12})^2}$$

$$= 3,6 \times 10^{-47} \text{ N}$$

5. Poids de l'électron :  $P_e = m_e \times g = 9,11 \times 10^{-31} \times 9,8 = 8,9 \times 10^{-30} \text{ N}$ .

Poids du proton :  $P_p = m_p \times g = 1,67 \times 10^{-27} \times 9,8 = 1,6 \times 10^{-26} \text{ N}$ .

6. Les interactions gravitationnelles sont très inférieures à l'interaction électrostatique.

### 32 Spectre électrostatique

Une forte tension est appliquée entre deux plaques métalliques plongées dans un liquide isolant, que l'on a saupoudré de corps légers, comme des graines. On observe alors une certaine répartition de ces corps légers :

1. Que semble décrire cette répartition ?
2. Représenter l'allure des lignes de champ correspondant à cette situation.
3. Peut-on, d'après la photographie, déterminer l'orientation des lignes de champ ?

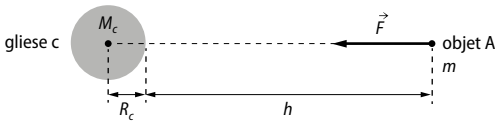
1. Les graines s'orientent selon les lignes de champ. Elles décrivent donc les lignes de champ entre les armatures placées en regard l'une de l'autre.

2. Les lignes de champ peuvent être représentées ainsi :



3. Sans la connaissance du signe des charges accumulées sur les armatures, on ne peut pas connaître le sens des lignes de champ.

### 33 1.



$$2. F = G \frac{M_c \times m}{(R_c + h)^2}$$

$$3. \vec{g}_c = \frac{\vec{F}}{m}$$

$$a. g_c = \frac{F}{m} = \frac{G \frac{M_c \times m}{R_c^2}}{m} = G \frac{M_c}{R_c^2}$$

$$b. g_c = 6,67 \times 10^{-11} \times \frac{3,0 \times 10^{25}}{(9,6 \times 10^6)^2} = 22 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$$

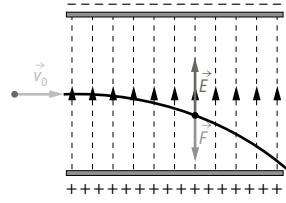
$$c. \frac{g_c}{g_0} = \frac{22}{9,8} = 2,2 : \text{ le champ de gravitation de Gliese c est un peu plus de 2 fois plus grand que le champ de pesanteur de la Terre.}$$

Le champ de pesanteur peut être habitable car le champ de gravitation de Gliese c n'est pas trop élevé.

34 1. Le vecteur champ électrostatique est tangent aux lignes de champ et dans le même sens.

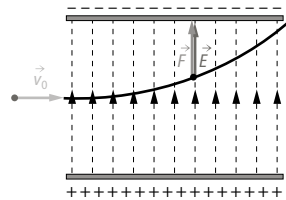
2. Les lignes de champ sont orientées des charges positives vers les charges négatives.

### 3. a. et b.



$$c. F = q \times E = e \times E = 1,6 \times 10^{-19} \times 2,0 \times 10^3 = 3,2 \times 10^{-16} \text{ N.}$$

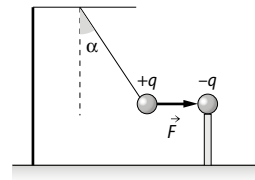
4. Pour un proton : l'intensité de la force est identique mais la trajectoire est différente car la charge du proton est positive.



35 1. L'expression modélisant l'interaction électrostatique entre les deux sphères s'écrit :

$$F = k \cdot \frac{q^2}{d^2}$$

2.



D'après la relation du texte, on peut écrire que :

$$m \cdot g \cdot \tan \alpha = k \cdot \frac{q^2}{d^2} \text{ donc : } q^2 = \frac{d^2 \cdot m \cdot g \cdot \tan \alpha}{k}$$

Ainsi la valeur de la charge électrique portée est :

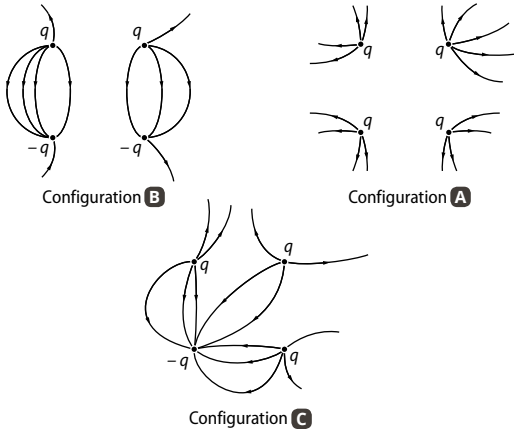
$$q = d \cdot \sqrt{\frac{m \cdot g \cdot \tan \alpha}{k}} \\ = 10 \times 10^{-2} \times \sqrt{\frac{1,0 \times 10^{-3} \times 9,8 \times \tan(30)}{9,0 \times 10^9}} \\ = 7,9 \times 10^{-8} \text{ C.}$$

36 1. La représentation des lignes de champ électrostatique A correspond à la configuration (2) car les charges sont toutes positives et se repoussent.

La représentation des lignes de champ électrostatique B correspond à la configuration (1) car deux charges sont positives et deux autres sont négatives.

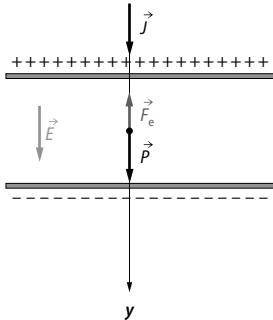
La représentation des lignes de champ électrostatique C correspond à la configuration (3) car trois charges sont positives et une charge est négative.

2. a. et b.



**37** 1. L'armature supérieure est chargée positivement car elle doit permettre d'attirer la goutte chargée négativement.

2. a. et b.



$$\vec{F}_e = q \cdot \vec{E} \text{ avec } q < 0 \text{ et}$$

$$\vec{P} = m \cdot \vec{g} = \rho \cdot V \cdot \vec{g} = \frac{4}{3} \pi R^3 \rho \vec{g} = \frac{4}{3} \pi \frac{D^3}{8} \rho \vec{g} = \frac{\pi}{6} D^3 \rho \vec{g}$$

D'après le principe d'inertie  $\Sigma \vec{F}_{\text{ext}} = \vec{0}$ .

$$\text{Donc } \vec{F}_e + \vec{P} = \vec{0}$$

$$-q \cdot \vec{E} + m \cdot \vec{g} = \vec{0}$$

Ainsi :  $-q \cdot \vec{E} + \frac{\pi}{6} D^3 \rho \vec{g} = \vec{0}$  en projetant sur l'axe y, on a :

$$-q \cdot E + \frac{\pi}{6} D^3 \rho g = 0. \text{ Donc } q = \frac{\pi D^3 \rho g}{6 E}$$

$$\text{b. } q = \frac{\pi}{6} \times \frac{(4,1 \times 10^{-6})^3 \times 900 \times 9,8}{2,0 \times 10^5} = 1,6 \times 10^{-18} \text{ C.}$$

Si on effectue  $\frac{q}{e} \approx 10$  donc il y a 10 charges électriques élémentaires dans la gouttelette.

**38** 1.  $a = 2r_{\text{Cl}^-} + 2r_{\text{Na}^+} = 5,6 \times 10^2 \text{ pm.}$

2. a. En utilisant le schéma ci-dessous, la distance entre ions chlorure les plus proches correspond à la demi-diagonale du carré.

$$\text{Soit } d_{\text{Cl}^-/\text{Cl}^-} = \frac{a\sqrt{2}}{2} = 4,0 \times 10^2 \text{ pm.}$$

b. L'interaction est répulsive.

c. La charge portée par les ions chlorure est  $-e$ , on a :

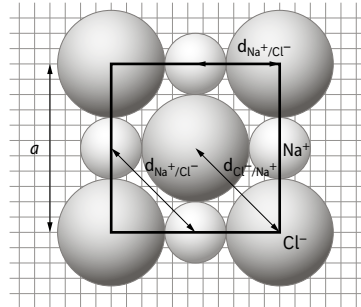
$$F_{\text{Cl}^-/\text{Cl}^-} = k \frac{|-e| \times |-e|}{(d_{\text{Cl}^-/\text{Cl}^-})^2} = 1,5 \times 10^{-9} \text{ N.}$$

Pour les deux ions sodium  $\text{Na}^+$ , la distance est  $d_{\text{Na}^+/\text{Na}^+} = d_{\text{Cl}^-/\text{Cl}^-}$ . La force a donc la même intensité. La distance entre un ion chlorure et un ion sodium

les plus proches est :  $d_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = \frac{a}{2}$ .

$$F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = k \frac{|e| \times |e|}{\left(\frac{a}{2}\right)^2} = 4k \frac{e^2}{a^2} = 2,9 \times 10^{-9} \text{ N.}$$

Ce sont les interactions électriques attractives entre ions de charges opposées, qui sont plus intenses que les interactions répulsives entre ions de charges de même signe.



**39** Éléments pour préparer l'oral.

On utilise l'animation Edumedia.

Durant l'oral, on peut se servir de l'animation pour étayer les différentes affirmations. Notamment la représentation du vecteur champ électrostatique résultant de la superposition des deux champs engendrés par les charges. On peut se placer en plusieurs points de l'espace afin de justifier les lignes de champ. L'animation traite d'un champ électrostatique généré par deux charges de signe différent mais ayant la même valeur. On souhaite ainsi comprendre l'allure de ces lignes de champ généré par ce dipôle.

Le champ électrostatique est représenté en un point par un vecteur  $\vec{E}$ .

Chaque charge électrique produit un champ électrostatique. Le vecteur  $\vec{E}$  résultant est la superposition des champs créés par les deux charges électriques.

L'ensemble de tous ces vecteurs décrivent les lignes de champ en imposant le sens et la direction. Les vecteurs champ sont tangents aux lignes de champ et le sens est imposé par le sens de ce vecteur.

En effectuant une simulation sur l'animation, on voit que plus le point est proche d'une des charges

plus la composante du vecteur engendrée par cette charge est importante. Le vecteur  $\vec{E}$  devient radial. Plus le point s'éloigne des charges plus la direction et le sens changent, ce qui donne une allure particulière à l'ensemble de ces lignes de champ. La représentation visualisée s'éloigne de la configuration radiale avec une seule charge électrique.

**40** Durant un orage, les courants de l'air produisent dans les nuages la collision entre les gouttelettes d'eau et les cristaux de glace qui s'y trouvent. Lors de ces chocs les gouttelettes se chargent négativement. Les gouttelettes les plus massives et chargées négativement vont aller en bas du nuage en repoussant les cristaux plus légers chargés positivement en haut de celui-ci.

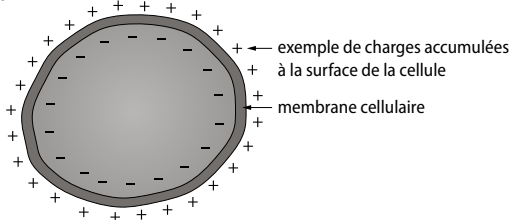
Le sol se charge positivement par influence électrostatique des gouttelettes négatives situées au bas du nuage. Il se crée un champ électrostatique qui augmente lorsque les charges s'accumulent de plus en plus en bas du nuage.

Lorsque le champ électrostatique devient trop important, l'air devient conducteur et les charges accumulées en bas du nuage vont rejoindre les charges positives au sol. Ce phénomène est celui de l'éclair ou foudre.

À noter qu'il existe des éclairs entre les couches de signe opposés dans les nuages, ce sont les éclairs les plus fréquentes lors d'un orage.

#### 41 >Analyse

1.



2. On sait que la densité surfacique de charge électrique est de  $1,2 \times 10^{-5} \text{ C} \cdot \text{m}^{-2}$ , à la surface extérieure de la cellule. On considère la cellule comme une sphère.

Donc la surface extérieure de cette sphère est :

$$4\pi \cdot R^2 = 4\pi \cdot \frac{D^2}{4} = \pi \cdot D^2 = 1,3 \times 10^{-9} \text{ m}^2.$$

Il y a donc :  $q = 1,2 \times 10^{-5} \times 1,3 \times 10^{-9} = 1,5 \times 10^{-14} \text{ C}$ .

3. D'après le document 2, on sait que

$$E = \frac{U}{d} = \frac{70 \times 10^{-3}}{10 \times 10^{-9}} = 7,0 \times 10^3 \text{ kV} \cdot \text{m}^{-1} \text{ avec } d = 10 \text{ nm}$$

correspondant à l'épaisseur de la membrane de la cellule.

#### >Synthèse

Les échanges ioniques entre le milieu intérieur et extérieur de la cellule donnent un bilan de charges non équilibré entre les deux milieux. Ainsi, on trouve un excès de charges positives dû à des ions positifs présents aux alentours de la membrane extérieure et un excès de charges négatives portées par les ions négatifs (ce ne sont pas des électrons) près de la paroi interne.

Il se crée entre les deux parois de la membrane un champ électrostatique intense. La valeur est très élevée, supérieure au champ disruptif de l'air.

Cette membrane est donc résistante car elle admet une intensité presque deux fois plus élevée que le champ disruptif de l'air ( $7\,000 \text{ kV} \cdot \text{m}^{-1} > 3\,600 \text{ kV} \cdot \text{m}^{-1}$ ) et cela montre aussi qu'il existe une accumulation importante de charges sur les parois.

**42** L'activité est composée d'un document montrant l'image d'un pistolet à peinture qui ionise une grande partie des particules de peinture pulvérisées. Le support est mis à la Terre afin que celui-ci se charge positivement par influence électrostatique. Ainsi, les particules de peinture chargées négativement vont se diriger vers les charges positives. Les particules sont « guidées » par l'interaction électrostatique entre les particules de peinture et le support chargé. Peu de particules peinture ne vont pas parvenir jusqu'au support, il y a donc peu d'éclaboussure.

#### 43 >Démarche Experte

Pour résoudre ce problème, il faut effectuer un schéma de la Terre et la Lune en respectant une échelle.

Ensuite il faut tracer quelques vecteurs champ de gravitation afin de vérifier que le sens et la direction des lignes de champ soient corrects par rapport aux quelques vecteurs tracés.

Les points situés loin de la Lune et proche de la Terre sont très faiblement influencés par le champ de gravitation de la Lune. C'est pourquoi l'aspect des lignes de champ est classique : radiales et dirigées vers le centre de la Terre. Ce qui est plus remarquable, ce sont les lignes de champ proche de la Lune. C'est proche de la Lune que l'on doit visualiser les vecteurs champ de gravitation.

Pour cela traçons quelques vecteurs pour comprendre.

Soit la représentation avec l'échelle de construction suivante :

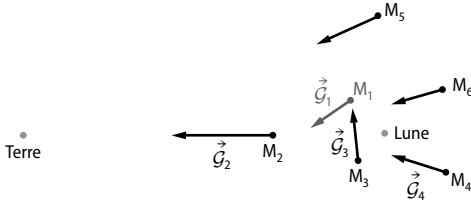
$$2 \text{ cm} \quad 1,0 \times 10^8 \text{ m}$$

$$1 \text{ cm} \quad 1,0 \times 10^{-4} \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$$

On place sur un schéma la Terre et la Lune avec l'échelle choisie, puis on calcule les différents vecteurs.

On peut utiliser un tableur pour s'aider à faire les nombreux calculs mais aussi d'un programme en Python. On obtient les différents vecteurs champ gravitationnel et on observe notamment pour les vecteurs proches de la Lune que la direction et leur sens sont compatibles avec les lignes de champ tracées sur l'animation.

Exemple de représentation de quelques vecteurs :



### ► Démarche avancée

La démarche avancée suit les mêmes étapes que la démarche experte, voir schéma ci-dessus.

1. La représentation de la situation avec une échelle adaptée de la position de la Lune et de la Terre.

2. Le tracé de quelques vecteurs correctement choisis, voir schéma ci-dessus, permet de confirmer que les lignes de champ sont correctes.

3. Étapes :

- on trace la position de la Lune et de la Terre avec une échelle adaptée ;
- on utilise la relation du champ engendré par une masse pour calculer l'intensité du champ gravitationnel produit par la Lune et la Terre en un point de l'espace ;
- on superpose les champs gravitationnels terrestre et lunaire. Pour construire le vecteur résultant, on effectue une construction vectorielle avec la somme des deux vecteurs ;
- on fait attention à ce que les lignes de champ soient tangentes à chaque vecteur construit ;
- on vérifie que chaque vecteur peut correspondre à une ligne de champ ;
- on effectue la vérification avec plusieurs vecteurs bien choisis.

**44** 1. Pour mesurer précisément, on effectue le lancer du pendule avec un angle inférieur à 20° par rapport à la position d'équilibre du pendule. On attend que l'oscillation s'installe, puis on se met à compter plusieurs oscillations.

On mesure la durée de 10 oscillations ou plus afin de diminuer l'incertitude de la mesure sur une période puis on divise par 10 ou plus pour avoir la durée d'une période.

2. La mesure s'effectuant avec un mètre, l'incertitude est d'un millimètre.

3. Effectuer plusieurs mesures permet de diminuer l'incertitude sur la mesure.

4.  $T = 2,005 \text{ s}$  et  $U(X) = \frac{S_x}{\sqrt{N}} = \frac{0,0217}{\sqrt{10}} = 0,007 \text{ s}$ , ainsi le résultat vaut  $T = 2,005 \pm 0,007 \text{ s}$ , avec comme incertitude-type 0,007 s.

5.  $g = 4\pi^2 \frac{\ell}{T^2} = 4\pi^2 \frac{1,00}{2,005^2} = 9,77 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$ .

La tâche laissée à l'ordinateur permet la répétition des calculs. On peut aussi afficher une cartographie des vecteurs en utilisant un langage de programmation. Voici un exemple de solution en python.

```

from math import *
from matplotlib import pyplot

#Limite du graphique en Megamètre
Xmax=600
Xmin=0
Ymax=100

# Origine des astres
# Position de la Terre dans le graphe
XorigineTerre = Xmax/5
YorigineTerre = Ymax/2

# Position de la Lune
XorigineLune = XorigineTerre +380
YorigineLune = YorigineTerre

# Nombre de vecteurs
echelleX=int((Xmax-Xmin)/20)
echelleY=int(Ymax/20)

#Choix de l'échelle des vecteurs
gravitation
N=float(input(«échelle du vecteur ---->
«))

#Caractéristiques du graphe
pyplot.title("Champ de vecteurs")
pyplot.xlabel("X (Mm)")
pyplot.ylabel("Y (Mm)")
pyplot.axis([Xmin,Xmax,0,Ymax])
pyplot.text(XorigineTerre ,YorigineTerre
,"Terre", fontsize=15,color='r')
pyplot.text(XorigineLune ,YorigineLune
,"Lune", fontsize=15,color='b')

# Nombre de vecteurs
echelleX=int((Xmax-Xmin)/20)
echelleY=int(Ymax/20)

# paramètres
G=6.67e-11
MasseTerre = 5.972e24
MasseLune =7.36e22

for X1 in range(0,Xmax,echelleX):
    for Y1 in range(0,Ymax,echelleY):
        # cas limite origine de la Terre
        if ((X1-XorigineTerre)==0 and
            (Y1-YorigineTerre)==0)):
            XT=0
            YT=0
    
```



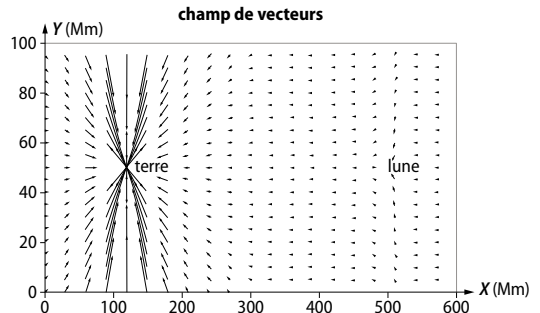
```

else:
# Calcul des vecteurs
gravitations dû à la Terre en
coordonnées cartésiennes
    XT=-1e-12*G*MasseTerre*(X1-
XorigineTerre)/
    (((X1-XorigineTerre)**2+(Y1-
YorigineTerre)**2)**(3/2))
    YT=-1e-12*G*MasseTerre*(Y1-
YorigineTerre)/
    (((X1-XorigineTerre)**2+(Y1-
YorigineTerre)**2)**(3/2))
# cas limite origine de la Lune
if (((X1-XorigineLune)==0 and
(Y1-YorigineLune)==0)):
    XL=0
    YL=0
#Calcul des vecteurs gravitations
dû à la Terre en coordonnées
cartésiennes
else:
    XL=-1e-12*G*MasseLune*(X1-
XorigineLune)/
    (((X1-XorigineLune)**2+(Y1-
YorigineLune)**2)**(3/2))
    YL=-1e-12*G*MasseLune*(Y1-
YorigineLune)/
    (((X1-XorigineLune)**2+(Y1-
YorigineLune)**2)**(3/2))
#superposition des deux champs
X=XT+XL
Y=YT+YL
    test=sqrt(X**2+Y**2) # Calcule
la norme du vecteur
if (N*test<60): #limite les
vecteurs trop grands
# trace une flèche représentant
le vecteur champ
    pyplot.
arrow(X1,Y1,N*X,N*Y,head_
width=1,head_length
=1.5,length_includes_head=True)
pyplot.show()

```

Ce programme simple permet de simuler un champ de vecteurs. Il est à noter que plusieurs paramètres sont réglables comme les limites du graphe, le

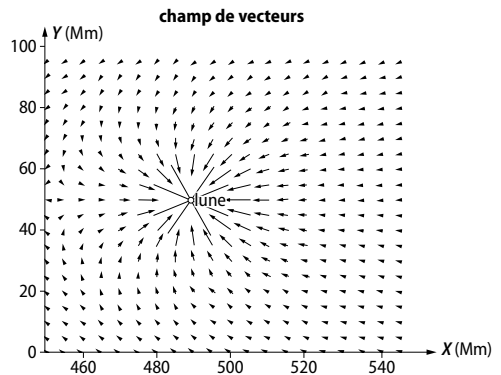
nombre de vecteurs affichés, l'échelle des vecteurs et la limitation de la taille affichées des vecteurs. Ainsi pour résoudre le problème de l'exercice, en utilisant une échelle adaptée, on obtient le graphe suivant.



Le graphe montre que l'intensité du champ Terrestre est beaucoup plus importante que l'intensité du champ engendré par la Lune. Les vecteurs autour de la Terre sont tous radiaux, ce qui confirme l'allure des lignes de champ près de la Terre de l'énoncé.

Pour vérifier l'allure des lignes de champ autour de la Lune, on fixe autre une fenêtre de visualisation dans le programme, par exemple avec Xmax = 550 et Xmin = 400.

On obtient le graphe suivant :



On remarque donc que les vecteurs champs obtenus sont compatibles avec l'allure des lignes de champ près de la Lune.

# Fluide au repos

## LE PROGRAMME

### 2. Description d'un fluide au repos

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
Échelles de description. Grandeurs macroscopiques de description d'un fluide au repos : masse volumique, pression, température.	Expliquer qualitativement le lien entre les grandeurs macroscopiques de description d'un fluide et le comportement microscopique des entités qui le constituent.
Modèle de comportement d'un gaz : loi de Mariotte.	Utiliser la loi de Mariotte. <b>Tester la loi de Mariotte, par exemple en utilisant un dispositif comportant un microcontrôleur.</b>
Actions exercées par un fluide sur une surface : forces pressantes.	Exploiter la relation $F = P \cdot S$ pour déterminer la force pressante exercée par un fluide sur une surface plane $S$ soumise à la pression $P$ .
Loi fondamentale de la statique des fluides.	Dans le cas d'un fluide incompressible au repos, utiliser la relation fournie exprimant la loi fondamentale de la statique des fluides : $P_2 - P_1 = \rho g(z_1 - z_2)$ . <b>Tester la loi fondamentale de la statique des fluides.</b>

## POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

■ p. 198

### SITUATION 1

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis depuis le cycle 4 les propriétés caractéristiques des états de la matière ainsi que les représentations microscopiques les modélisant et plus particulièrement, celles correspondant aux états liquide et gazeux. Dans la situation proposée, il s'agit dans un premier temps d'identifier, à partir d'une propriété macroscopique (les fluides n'ont pas de forme propre), qu'un fluide regroupe les états liquide et gazeux puis dans un second temps, d'associer une représentation microscopique à chacun de ces états.

#### › Exemple de réponse attendue

L'état liquide est un état compact et désordonné. Les molécules y sont très proches et bougent les unes par rapport aux autres. La représentation microscopique correspondante est la troisième. L'état gazeux est un état dispersé et désordonné, ce que la première représentation traduit à l'échelle microscopique.

#### › En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Dans l'**activité 1**, construite sous une forme de « classe inversée », les élèves pourront réinvestir les notions abordées au cycle 4 sur ce sujet. L'activité s'appuie sur des animations qui illustrent les changements dans le comportement microscopique des entités qui constituent un fluide lors de la modification d'un paramètre (volume, température, quantité de matière). L'observation amènera les élèves à établir le lien entre les grandeurs macroscopiques de description d'un fluide (masse volumique, pression, température) et le comportement microscopique de ses entités.

### SITUATION 2

Il s'agit ici de vérifier d'une part que les élèves ont acquis qu'une espèce chimique est identifiable par sa masse volumique, d'autre part qu'ils maîtrisent la détermination de la masse volumique d'une espèce chimique à partir de la mesure de la masse d'un volume donné de l'espèce chimique.

### ► Exemple de réponse attendue

Détermination de la masse volumique de l'espèce chimique présente dans l'éprouvette A :

$$\rho_A = \frac{18,02}{17 \times 10^{-3}} = 1\,060 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Détermination de la masse volumique de l'espèce chimique présente dans l'éprouvette B :

$$\rho_B = \frac{18,96}{24 \times 10^{-3}} = 790 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

De l'éthanol est présent dans l'éprouvette B.

### ► En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Dans l'**activité 1**, construite sous une forme de « classe inversée », les élèves devront réinvestir la notion de la masse volumique. Dans l'**activité 2**, construite sous la forme de « démarche d'investigation », les élèves seront amenés à élaborer une stratégie de résolution dont l'une des étapes nécessite la maîtrise de la notion de la masse volumique. Enfin, dans l'**activité 4**, les élèves devront élaborer et mettre en œuvre un protocole expérimental pour tester, dans le cas de l'eau, la loi fondamentale de la statique des fluides.

#### SITUATION 3

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont acquis qu'une force est représentée (sur un schéma et en utilisant le modèle du point matériel) par un vecteur qui rend compte de la direction, du sens et de la valeur de la force. L'exemple du poids d'un morceau de sucre mis en jeu ici permet par ailleurs de remémorer aux élèves que le poids est une force dont la valeur s'exprime en newton et non en gramme. L'utilisation de la donnée ( $g = 9,8 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$ ) les amène à retrouver ou utiliser la relation :  $P = m \cdot g$ .

### ► Exemple de réponse attendue

Le poids d'un objet de masse  $m$  est représenté par un vecteur  $\vec{P}$  vertical, orienté vers la Terre et dont la longueur est proportionnelle à la valeur  $P$  du poids de l'objet :  $P = m \cdot g$ .

Ici :  $P = 6,0 \times 10^{-3} \times 9,8 = 5,9 \times 10^{-2} \text{ N}$ .

En choisissant une échelle de représentation de 1,0 cm pour  $2,0 \times 10^{-2} \text{ N}$ , la longueur du vecteur est  $\vec{P}$  de 3,0 cm.

Le morceau de sucre est modélisé par un point.

### ► En classe de 1<sup>re</sup>

Dans l'**activité 2**, construite sous la forme de « démarche d'investigation », les élèves seront amenés à élaborer une stratégie de résolution nécessitant de :

– représenter les actions mécaniques qui agissent sur un objet par des forces sur un schéma ;

- déterminer la valeur du poids d'un « objet » (un volume d'eau contenu dans un verre de forme cylindrique) et celle d'une force pressante qui modélise l'action d'un fluide ;
- comparer les valeurs de deux forces de sens opposé (poids et force pressante).

## ACTIVITÉS

p. 200 ■ **ACTIVITÉ 1**

### Les grandeurs de description d'un fluide

#### Commentaires pédagogiques

L'activité est essentiellement basée sur l'observation et l'analyse. Trois animations illustrent le comportement d'un gaz à l'échelle microscopique. Après avoir visionné et manipulé les animations, il s'agit, pour les élèves, d'identifier les changements dans le comportement des particules lors de la modification d'un paramètre (le volume, la température ou la quantité de matière de fluide). Les questions guident les élèves afin d'établir le lien entre les grandeurs macroscopiques de description d'un fluide et le comportement de ses constituants microscopiques. Remarque : plusieurs animations peuvent être utilisées pour répondre à une même question.

#### ■ Animations et vidéos

(→ disponibles par l'application Bordas Flashpage, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

► **Pression : influence du volume** ■ p. 200  
Simulation montrant l'effet d'une variation du volume d'un fluide contenu dans un récipient sur le comportement de ses constituants microscopiques ainsi que sur la valeur de la pression.

► **Pression : influence de la température** ■ p. 200  
Simulation montrant l'effet d'une variation de température sur le comportement des constituants microscopiques d'un fluide et sur la valeur de la pression. Animation montrant également l'influence du nombre de particules constituant un volume donné de fluide sur la valeur de la pression.

► **Modèle microscopique du gaz parfait** ■ p. 200  
Simulation comptant le nombre de chocs des particules d'un gaz sur les parois d'un récipient. Plusieurs paramètres peuvent être modifiés : le volume du récipient, la quantité de fluide emprisonné, la température.

#### ► Exploitation et analyse

1. Une diminution du volume occupé par un gaz dans un récipient s'accompagne d'une augmentation de la valeur de la pression du gaz dans le

réceptif **(a)** ainsi que d'une augmentation du nombre de chocs de ses particules sur les parois **(b)**. En revanche le nombre de particules contenues dans le réceptif reste le même **(c)**. De ce fait, la masse de l'échantillon reste constante alors que le volume est réduit : cela entraîne une augmentation de la masse volumique du fluide **(d)**.

**2. a.** Si la température augmente, l'agitation des molécules devient plus importante : elles se déplacent plus rapidement dans le réceptif.

**b.** Une augmentation de température modifie également la valeur de la pression ainsi que le nombre de chocs des particules sur les parois du réceptif : la pression augmente et les chocs sont plus fréquents.

**3.** Lorsque la quantité de gaz emprisonné dans un réceptif augmente, la fréquence des chocs des particules de ce gaz sur les parois du réceptif s'accroît : la pression augmente. La masse de gaz contenu dans le volume du réceptif augmente également : la masse volumique est donc plus grande.

## › Synthèse

**4. a.** La masse volumique d'un fluide rend compte de l'état de dispersion de ses constituants microscopiques. Plus le nombre de particules présentes dans un volume donné est grand, plus les particules sont proches et plus la masse volumique est importante.

**b.** La température d'un fluide rend compte de l'état d'agitation de ses constituants. Plus les particules sont agitées, plus la température est élevée.

**c.** La pression d'un fluide traduit la fréquence des chocs de ses particules contre une paroi. Plus la fréquence des chocs est importante, plus la valeur de la pression exercée est grande.

p. 201 ■ **ACTIVITÉ 2**

## Force pressante

### Commentaires pédagogiques

L'activité consiste à comparer la valeur de la force pressante qui modélise l'action mécanique exercée par l'air atmosphérique sur une feuille de papier à celle du poids d'un volume d'eau afin d'interpréter une expérience dont la mise en œuvre est assez simple. L'expérience sert de situation déclenchante afin de questionner les élèves, faire émerger quelques hypothèses et éventuellement discuter des actions mécaniques mises en jeu ; rappeler quelques notions de mécanique selon les besoins afin que tous les élèves puissent démarrer un raisonnement. L'animation permet de visualiser l'origine de la force pressante qui modélise l'action

d'un gaz sur une paroi. L'action mécanique exercée par l'air atmosphérique est amenée à la lecture du document 1, sa modélisation par une force pressante l'est dans le document 2. La situation n° 3 p 198 a permis d'effectuer un retour sur le poids d'un objet et la représentation d'une force.

## ■ Animations et vidéos

(→ disponibles par l'application Bordas Flashpage, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

### ► Gonfler un ballon

■ p. 201

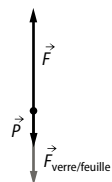
Simulation montrant l'influence de la quantité de molécules sur la pression.

## › Hypothèse

L'action verticale vers le haut de l'air sur la feuille l'emporte sur l'action verticale vers le bas de l'eau sur la feuille.

## › Pistes de résolution

**1.** La feuille de papier est soumise à l'action de l'eau dans le verre (modélisée par le poids  $\vec{P}$  du volume d'eau dans le verre), à l'action du verre lui-même (modélisée par la force  $\vec{F}_{\text{verre/feuille}}$ ) et à l'action de l'air atmosphérique modélisée par la force pressante  $\vec{F}$ . L'action de la Terre sur la feuille est négligeable devant ces actions et le poids de la feuille est donc négligé.



La feuille est modélisée par un point matériel.

Si la feuille est immobile alors :

$$\sum \vec{F} = \vec{P} + \vec{F} + \vec{F}_{\text{verre/feuille}} = \vec{0} \text{ et } P + F_{\text{verre/feuille}} = F.$$

Il vient alors :  $P \leq F$  (à vérifier ici).

**2.** La valeur du poids du volume d'eau dans le verre est  $P = m \cdot g$  avec  $m = \rho_{\text{eau}} \cdot V_{\text{verre}}$  et  $V_{\text{verre}} = \pi \cdot R^2 \cdot h$ . Ainsi il vient  $P = \rho_{\text{eau}} \cdot \pi \cdot R^2 \cdot h \cdot g$ .

On estime  $R$  à 2,5 cm et  $h$  à 10 cm (cas d'un verre de forme cylindrique)

$$P = 1\,000 \times \pi \times (2,5 \times 10^{-2})^2 \times 10 \times 10^{-2} \times 9,8 = 2,0 \text{ N}$$

## › Conclusion

**3.** La valeur de la force pressante qui modélise l'action de l'air sur la surface de la feuille est donnée par :

$$F = P_{\text{atm}} \cdot S \text{ avec } P_{\text{atm}} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa et } S = \pi \cdot R^2.$$

Ainsi il vient  $F = P_{\text{atm}} \cdot \pi \cdot R^2$  soit

$$F = 1,013 \times 10^5 \times \pi \times (2,5 \times 10^{-2})^2 = 2,0 \times 10^2 \text{ N.}$$

$\frac{F}{P} = 100$  ; la valeur de la force pressante qui modé-

lise l'action de l'air sur la feuille est 100 fois plus importante que le poids de l'eau qui modélise l'action de l'eau sur la feuille. La feuille ne tombe donc pas sous l'effet du poids de l'eau dans le verre.

*Remarque* : Une colonne d'eau 100 fois plus haute, soit de 10 m, permettrait de compenser la force pressante.

p. 202 ■ **ACTIVITÉ 3**

## Loi de Mariotte

### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

L'activité consiste à tester la loi de Mariotte dans le cas de l'air à partir de mesures de pression effectuées au moyen d'un microcontrôleur programmé. Quelques lignes de commandes du programme doivent être adaptées au capteur de pression utilisé (trois exemples sont proposés ci-dessous). Pour cela, il faut fournir aux élèves les informations leur permettant d'établir le lien entre la tension délivrée par le capteur et la pression mesurée : il peut par exemple s'agir d'un extrait de la notice de l'appareil, de la caractéristique pression-tension du capteur, du modèle mathématique de celle-ci.

### ► Mesures et analyse

**1. a.** Cas d'un capteur de pression *Pressio* (présenté sur le doc. 2)

Étendue de mesure : 0 – 4 000 hPa pour 0 – 4,0 V.  
Sensibilité : 1 mV/hPa.

Les programmes **Arduino** présentent une structure commune : la partie d'initialisation et la partie de commande.

#### Partie d'initialisation

```
void setup() {  
  Serial.begin(9600) ; //initialise la  
  communication avec le PC  
}
```

#### Partie de commande

```
void loop() { //Fonction loop(), appelée  
  continuellement en boucle tant que la  
  carte Arduino est alimentée  
  int valeur = analogRead(A0) ; // Mesure la  
  tension sur la broche A0  
  float tension = valeur * (5.0/1023.0) ;  
  // Transforme la mesure en tension via un  
  produit en croix  
  Serial.println(tension) ; // envoi la  
  mesure au PC pour affichage  
  delay (1000) ; // on attend 1000 ms soit  
  1s  
}
```

Il s'agit d'insérer une nouvelle ligne de commande à la suite de la ligne 6 :

```
void loop() { //Fonction loop(), appelée  
  continuellement en boucle tant que la  
  carte Arduino est alimentée  
  int valeur = analogRead(A0) ; // Mesure la  
  tension sur la broche A0  
  float tension = valeur * (5.0/1023.0) ;  
  // Transforme la mesure en tension via un  
  produit en croix  
  float pression = tension * 1.0 ; //  
  Transforme la mesure de tension en pression  
  Serial.println(tension) ; // envoi la  
  mesure au PC pour affichage  
  delay (1000) ; // on attend 1000 ms soit  
  1s  
}
```

*Autre exemple : cas d'un capteur de pression Manosa*  
Étendue de mesure : 0 – 2 000 hPa pour – 2,5 V/+ 2,5 V.

Sensibilité : 2,5 mV/hPa.

**7. pression = tension \* 0.4 + 1.0** (lorsque que le volume d'air dans la seringue est réduit, P en bar)  
ou

**7. pression = 1.0 - tension \* 0.4** (lorsque que le volume d'air dans la seringue est augmenté, les bornes A0 et GND ayant été inversées car une carte Arduino ne mesure pas de valeurs de tension négatives, P en bar)

*Autre exemple de capteur de pression : MPX5100DP*

Étendue de mesure : 0 – 1 000 hPa pour 0 V/+ 4,5 V.

Sensibilité : 4,5 mV/hPa

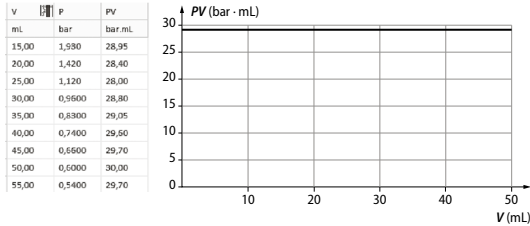
**1. b.** Il s'agit de modifier la ligne n° 7 du programme initiale (désormais la ligne de commande n° 8) afin de faire afficher la valeur de la pression mesurée. Il est éventuellement possible d'ajouter une nouvelle ligne pour l'affichage de l'unité.

```
void loop() { //Fonction loop(), appelée  
  continuellement en boucle tant que la  
  carte Arduino est alimentée  
  int valeur = analogRead(A0) ; // Mesure la  
  tension sur la broche A0  
  float tension = valeur * (5.0/1023.0) ;  
  // Transforme la mesure en tension via un  
  produit en croix  
  float pression = tension * 1.0 ; //  
  Transforme la mesure de tension en pression  
  Serial.println(tension) ; // envoi la  
  mesure au PC pour affichage  
  Serial.println("bar") ; // envoi  
  l'affichage de l'unité  
  delay (1000) ; // on attend 1000 ms soit  
  1s  
}
```

2. a. Relever différents couples de valeurs ( $P$ ,  $V$ ) dans un tableur grapheur.

V en mL	30	25	20	15	35	40	45	50	55
P en bar	0,96	1,12	1,42	1,93	0,83	0,74	0,66	0,60	0,54

b.



### » Synthèse

3. a. La loi de Mariotte est vérifiée. En effet, on constate que  $PV = \text{constante} = 29,1 \text{ bar} \cdot \text{mL}$ .

Des erreurs de lecture du volume (graduations peu précises sur la seringue et parfois même assez « grossières »), de mesures du volume (le volume d'air dans l'extrémité de la seringue n'est pas pris en compte), de mesures de la pression (capteur de pression mal étalonné, linéarité de la réponse du capteur non parfaite, fuites d'air pour de fortes variations de volume) ou encore le fait que la température ne soit pas parfaitement constante permettent d'expliquer les écarts observés.

b. Au sol,  $P = P_0 = 1\,013 \text{ hPa}$  et  $V = V_0 = 3 \text{ m}^3$ . A 30 km d'altitude,  $P = P_1 = 12 \text{ hPa}$  et la pression est donc divisée d'un facteur égal à 84. Le volume  $V$  augmente lui de ce même facteur :  $V_1 = 84 \cdot V_0$ . D'après la loi de Mariotte :  $P \cdot V = \text{constante}$  donc  $P_0 \cdot V_0 = P_1 \cdot V_1$ .

$$\text{Ainsi, } V_1 = \frac{P_0 \cdot V_0}{P_1} \text{ soit } V_1 = \frac{1013 \times 3}{12} = 253 \text{ m}^3 \text{ soit un}$$

diamètre de près de 8 m : le ballon éclate.

p. 203 ■ **ACTIVITÉ 4**

## Loi fondamentale de la statique des fluides

### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

L'activité consiste à tester la loi fondamentale de la statique des fluides dans le cas de l'eau douce. Les élèves sont amenés à proposer un protocole expérimental puis à mesurer la pression au sein d'un fluide pour différentes altitude  $z$ . Un traitement informatique des mesures permet alors de tester la loi fondamentale.

### » Coup de pouce

Plusieurs mesures, au sein d'un fluide, de la pression  $P$  en différents points d'altitude  $z$  permettent de tracer un graphique représentant l'évolution de la différence de pression  $\Delta P = (P_B - P_A)$  entre deux points A et B du fluide en fonction de leur différence d'altitude  $\Delta z = (z_A - z_B)$ .

La loi fondamentale de la statique des fluides est validée, dans le cas du fluide étudié, si :

1. il est constaté qu'une relation de proportionnalité lie les grandeurs  $\Delta P$  et  $\Delta z$ . Il s'agit donc d'effectuer une modélisation du graphique  $\Delta P = f(\Delta z)$  par une fonction linéaire et de s'assurer d'une faible dispersion des valeurs du coefficient directeur. Cela se traduit par une valeur de l'incertitude-type associée à la mesure du coefficient directeur faible → Voir fiche pratique « Mesures et incertitudes » p. 399 ;

2. la valeur expérimentale moyenne du coefficient directeur est proche de la valeur théorique calculée à partir de la loi fondamentale de la statique des fluides (c'est-à-dire la valeur du produit  $\rho_{\text{eau}} \cdot g$  dans le cas de l'eau).

*Remarque pour le professeur :* l'incertitude relative, l'écart relatif et la composition des incertitudes ne sont pas au programme.

Si l'incertitude type  $u_a$  associée à la mesure du coefficient directeur  $a$  est disponible, on pourra proposer un intervalle dans lequel la valeur « vraie »  $a$  se trouve probablement et vérifier si la valeur théorique calculée est contenue dans cet intervalle. On pourra alors interroger l'élève sur des sources d'erreurs permettant d'expliquer les écarts constatés.

### » Protocole expérimental

Relier le capteur de pression au tube en verre par l'intermédiaire du tuyau souple (doc. 3). Graduer la hauteur de l'éprouvette en cm à partir de sa base puis la remplir d'eau.

Mesurer la pression  $P$  de l'eau pour différentes hauteurs  $z$  régulièrement réparties sur la totalité de l'éprouvette. Récapituler les résultats dans un tableau.

Calculer plusieurs différences de pression ( $P_B - P_A$ ) entre deux points A et B du liquide ainsi que les différences de hauteurs ( $z_A - z_B$ ) correspondantes.

À l'aide du tableur grapheur :

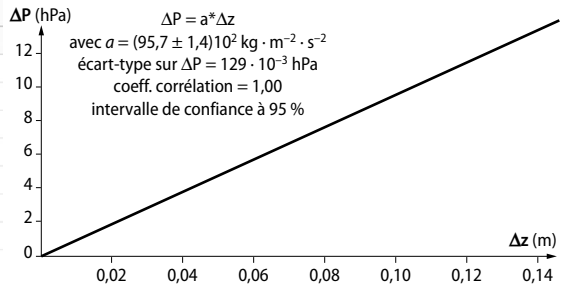
- tracer le graphique représentant ( $P_B - P_A$ ) en fonction de ( $z_A - z_B$ ) ;
- modéliser la courbe par une fonction linéaire et relever la valeur du coefficient directeur ;
- vérifier que la valeur de ce coefficient correspond au produit  $\rho \cdot g$  soit  $1000 \times 9,8 = 9\,800 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-2} \cdot \text{s}^{-2}$  dans le cas de l'eau. Cela valide la loi fondamentale de la statique des fluides (doc. 2).

## ➤ Résultats expérimentaux

P	z
hPa	m
972,5	0,1400
975,1	0,1100
977,9	0,0800
980,0	0,0600
982,8	0,0300
985,7	0,000

## ➤ Exploitation des mesures

$\Delta z$	$\Delta P$
m	hPa
0,000	0,000
0,0200	2,100
0,0300	2,900
0,0500	4,900
0,0600	5,700
0,0800	7,800
0,1100	10,60
0,1400	13,20



On vérifie que  $\Delta P = (P_B - P_A)$  est proportionnel à  $\Delta z = (z_A - z_B)$ . Le coefficient directeur vaut  $a = 9,57 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-2} \cdot \text{s}^{-2}$  avec comme incertitude-type  $Ua = 0,14 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-2} \cdot \text{s}^{-2}$ . L'incertitude-type  $Ua$  associée à la mesure du coefficient directeur est faible :  $0,14 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-2} \cdot \text{s}^{-2}$ . De plus  $a = 9,57 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-2} \cdot \text{s}^{-2}$  est proche du produit  $\rho(\text{eau})$  et  $g = 9,80 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-2} \cdot \text{s}^{-2}$ .

Remarque : ici on peut écrire :

$$9,43 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-2} \cdot \text{s}^{-2} \leq a \leq 9,71 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-2} \cdot \text{s}^{-2}$$

Des erreurs de lecture de la hauteur  $z$  (graduations peu précises) ou de mesures de la pression (capteur de pression mal étalonné) peuvent permettre d'expliquer les écarts observés

## ➤ Conclusion

La relation mathématique entre la variation de pression entre deux points d'un fluide et la différence de hauteur, nommée loi fondamentale de la statique des fluides, est vérifiée dans le cas de l'eau :  $(P_B - P_A) = \rho \cdot g \cdot (z_A - z_B)$  avec  $\rho$  est la masse volumique de l'eau (ou du fluide) en  $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$  et  $g$  est l'intensité de pesanteur en  $\text{N} \cdot \text{kg}^{-1}$ .

## EXERCICES

### ■ Vérifier l'essentiel ■ p. 208

- 1 C.    2 A.    3 C.    4 C.  
5 C.    6 B et C.    7 C.

### ■ Acquérir les notions

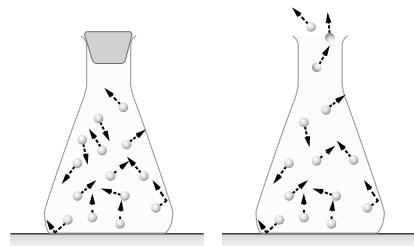
#### ➤ Grandeurs de description d'un fluide ■ p. 209

8 1. a. Les molécules d'eau sont éloignées les unes des autres. L'état représenté est dispersé et désordonné. L'eau dans l'erlenmeyer est donc à l'état de vapeur (gaz).

b. Les molécules d'eau sont en mouvement incessant et désordonné. Elles sont dispersées et se déplacent en ligne droite entre deux chocs (a).

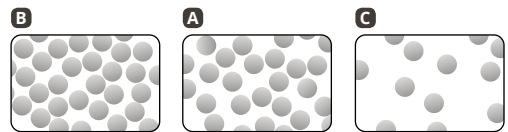
2. L'eau à l'état liquide est un état compact et désordonné. Les molécules sont proches et glissent les unes sur les autres.

3. Les molécules se déplacent en ligne droite et certaines s'échappent progressivement de l'erlenmeyer (b).



9 1. L'unité de masse volumique du système international est le kilogramme par mètre cube ( $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$ ).

2. À l'échelle microscopique, la masse volumique d'un fluide traduit le nombre de ses particules par unité de volume. Plus celui-ci est important, plus la masse volumique est grande.



10 1. L'air enfermé dans le ballon est constitué de molécules en mouvement incessant et désordonné. Elles sont dispersées et se déplacent en ligne droite entre deux chocs.

2. Au niveau microscopique, une augmentation de la température se traduit par augmentation de la vitesse et de l'agitation des molécules.

3. a. À notre échelle, les chocs des molécules sur les parois du ballon correspondent à la pression de l'air dans le ballon.

b. Le fait que le ballon soit plus « dur » permet de déduire que la pression d'un gaz augmente avec la

température. En effet, une augmentation de l'agitation des molécules s'accompagne d'une augmentation de la fréquence de leurs chocs sur les parois du ballon.

**11 1.** Au niveau microscopique, les molécules de gaz roux sont en mouvement incessant et désordonné. Elles sont dispersées et se déplacent en ligne droite entre deux chocs, ce qui explique la présence de gaz roux dans les deux flacons en fin d'expérience.

**2. a.** Le nombre de molécules de dioxyde d'azote lors de l'expérience reste constant.

**b.** La masse volumique du gaz roux diminue lors de l'expérience.

**12 1. a.** À l'échelle macroscopique, un fluide, ici l'air, est décrit par trois grandeurs physiques : la pression, la température et la masse volumique.

**b.** Au cours de l'expérience, la masse volumique et la pression de l'air augmentent. La réduction du volume est suffisamment lente (d'après l'énoncé) pour que l'on néglige l'augmentation de température du système : on considère donc que la température reste constante.

**2. a.** Au cours de l'expérience, les molécules se rapprochent les unes des autres mais restent encore dispersées. Elles se déplacent en ligne droite et frappent plus fréquemment les parois de la seringue.

**b.** La dispersion plus faible des molécules se traduit par une masse volumique plus grande ; la fréquence des chocs des molécules sur les parois de la seringue plus grande conduit à une pression plus importante. Cela est en accord avec les réponses apportées en **1. b.**

**13 1.** Dans un liquide, les molécules sont proches les unes des autres. Ainsi, pour un volume donné, leur nombre est plus important que pour un gaz. La masse volumique d'un gaz est plus faible que celle d'un liquide.

**2. a.** La densité moléculaire du diazote gazeux est la plus faible des trois proposées :  $N_3 = 2,6 \times 10^{25} \text{ m}^{-3}$ .

Pour un volume donné (ici  $1 \text{ m}^3$ ), le nombre de molécules est plus faible pour un gaz que pour un liquide.

**b.** À l'échelle microscopique, la masse volumique d'un fluide traduit le nombre de ses particules par unité de volume (c'est-à-dire sa densité moléculaire). Pour un fluide donné, plus ce nombre est important, plus la masse volumique est importante.

Le diazote liquide ayant une masse volumique inférieure à celle de l'eau alors sa densité moléculaire doit être plus faible que celle de l'eau (d'autant plus que la masse d'une molécule de diazote est plus lourde qu'une molécule d'eau). La densité moléculaire du

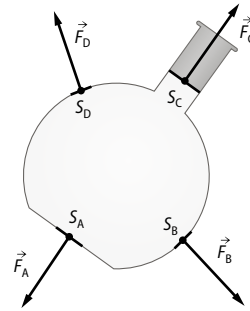
diazote liquide est donc  $N_1 = 1,7 \times 10^{28} \text{ m}^{-3}$  et celle de l'eau liquide vaut  $N_2 = 3,3 \times 10^{28} \text{ m}^{-3}$ .

## ► Force pressante

■ p. 210

**14 1.** Du fait de l'agitation thermique, les particules d'un fluide entrent constamment en collision avec les parois du récipient qui les contient. Ces chocs sont à l'origine d'une action mécanique exercée par le fluide sur la paroi.

**2.**



**15 1.** La force pressante  $\vec{F}$  d'un fluide sur une surface a une valeur  $F$  définie par la relation :  $F = P \cdot S$   
 –  $F$  est la valeur de la force pressante en Newton (N).  
 –  $S$  est l'aire de la surface en mètre carré ( $\text{m}^2$ ).  
 –  $P$  est la valeur de la pression en pascal (Pa).

**2. a.** La valeur  $F$  d'une force pressante est multipliée par deux si l'aire  $S$  de la surface est doublée.

**b.** La valeur  $F$  d'une force pressante est divisée par deux si la pression  $P_{\text{atm}}$  est réduite de moitié.

**3.**  $F = 1\,083,8 \times 10^2 \times 1,5 = 1,6 \times 10^5 \text{ N}$ .

**16**

	$F$	$P$	$S$
Expression littérale	$F = P \cdot S$	$P = F / S$	$S = F / P$
Cas n° 1	20 N	1,013 bar	2,0 $\text{cm}^2$
Cas n° 2	4,5 kN	$1,8 \times 10^5 \text{ Pa}$	2,5 $\text{dm}^2$
Cas n° 3	$9,0 \times 10^2 \text{ N}$	$3,6 \times 10^2 \text{ hPa}$	2,5 $\text{dm}^2$

## ► Loi de Mariotte

■ p. 210

**17 1. a.** D'après la loi de Mariotte, à température constante, le volume  $V$  d'une quantité de gaz donnée est inversement proportionnel à sa pression  $P$ .

**b.** Puisque la pression du gaz est divisée par deux, son volume est doublé. Le volume  $V_A$  de l'air dans le ballon vaut  $V_A = 2,0 \text{ L}$  à la pression  $P_A = 2,0 \text{ bar}$ .

**2. a.** D'après la loi de Mariotte :  $P_C \cdot V_C = P_B \cdot V_B$

**b.** Le volume  $V_B$  de l'air dans le ballon est donné par :  $V_B = \frac{P_C \cdot V_C}{P_B}$  soit  $V_B = 1,3 \text{ L}$ .



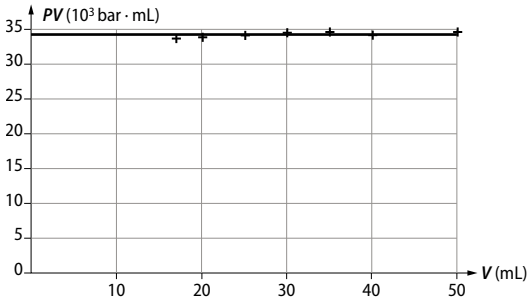
3. En surface, à pression atmosphérique  $P_0 = 1,0$  bar, l'air enfermé dans un ballon occupe un volume  $V_0 = 4,0$  L.

4. L'augmentation du volume de l'air contenu dans les poumons d'un plongeur (qui n'expire pas régulièrement) peut entraîner des déchirures pulmonaires.

**18** 1. De l'air est présent à l'intérieur comme à l'extérieur d'une bulle de mousse à raser. Les molécules d'air frappent donc la membrane des deux côtés et les forces pressantes qui en résultent se compensent. Lorsque l'on fait le vide sous la cloche, les molécules d'air à l'extérieur, moins nombreuses, frappent moins fréquemment la membrane de la bulle que les molécules situées à l'intérieur. Le volume de chaque bulle augmente jusqu'à ce que les forces pressantes se compensent à nouveau : le volume de la mousse à raser augmente.

2. La pression de l'air sous la cloche (initialement égale à la pression atmosphérique d'environ 1,0 bar) doit être divisée par trois pour tripler le volume de la mousse soit  $P = \frac{1,0}{3} = 3,3 \times 10^{-1}$  bar.

**19** D'après la loi de Mariotte, à température constante,  $P \cdot V = \text{constante}$ . Le tracé du graphique  $P \cdot V = f(V)$  permet de vérifier que l'air emprisonné dans une seringue à température constante suit la loi de Mariotte.  $PV = 3,4 \times 10^4$  hPa · mL.



## >Loi fondamentale de la statique des fluides

■ p. 211

**20** 1. Tout corps immergé dans un fluide incompressible est soumis à une pression exercée par la partie de fluide située au-dessus de lui donc :  $P_A < P_C < P_B$ .

2. a. D'après la loi fondamentale de la statique des fluides, la différence de pression entre deux points d'un fluide est proportionnelle à la différence de hauteur entre ces deux points :

$$P_B - P_A = \rho \cdot g \cdot (z_A - z_B).$$

$P$  s'exprime en pascal (Pa) ;  $\rho$  est la masse volumique du fluide en  $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$  ;  $g$  est l'intensité de pesanteur en Newton par kilogramme ( $\text{N} \cdot \text{kg}^{-1}$ ) ;  $z$  est l'altitude en mètre (m).

$$\text{b. } (P_B - P_A) = 1000 \times 9,8 \times (12,8 - 3,8) \times 10^{-2} = 882 \text{ Pa} \approx 8,9 \times 10^2 \text{ Pa.}$$

$$3. (P_C - P_A) = 1000 \times 9,8 \times (12,8 - 6,0) \times 10^{-2} = 666 \text{ Pa} \approx 6,7 \times 10^2 \text{ Pa.}$$

Le résultat valide la réponse donnée en 1 :  $P_B > P_C$ .

**21** 1. a.  $P_B - P_A = \rho \cdot g \cdot (z_A - z_B)$ .

$$\Delta P = P_B - P_A = \rho \cdot g \cdot h \text{ soit } \Delta P = 1025 \times 9,8 \times 3,0 = 3,0 \times 10^4 \text{ Pa.}$$

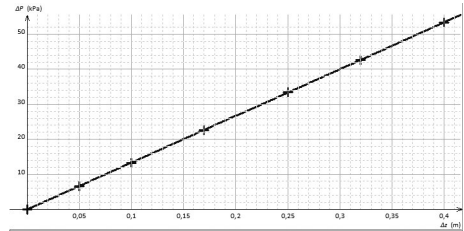
$$\text{b. } P_B = P_A + \rho \cdot g \cdot h \text{ soit } P_B = P_A + \Delta P.$$

$$P_B = 1,0 \times 10^5 + 3,0 \times 10^4 = 1,3 \times 10^5 \text{ Pa} = 1,3 \text{ bar.}$$

2. a. La pression d'un fluide est la même en tout point d'un même plan horizontal donc  $P_C = P_B$ .

b. Le point C doit se situer en dessous de B (à une altitude  $z_C < z_B$ ) pour que  $P_C > P_B$ .

**22** 1.



2. a. le graphique représentant l'évolution de  $\Delta P$  (en Pa) en fonction de  $\Delta z$  (en m) est celui d'une fonction linéaire. La différence de pression  $\Delta P$  entre deux points du liquide est donc proportionnelle à la différence d'altitude  $\Delta z$  entre ces deux points.

$$\text{b. } \Delta P = a \cdot \Delta z \text{ avec } a = 133,49 \times 10^3 \text{ Pa/m.}$$

c. D'après la loi fondamentale de la statique des fluides :  $a = \rho \cdot g$ .

Ainsi :  $\rho = \frac{a}{g}$  soit  $\rho = 1,4 \times 10^4 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ . Le fluide est le mercure.

**23** 1. a.  $(P_A - P_{\text{atm}}) = \rho \cdot g \cdot (z_0 - z_A)$

b. Cette relation est la loi fondamentale de la statique des fluides.  $P$  s'exprime en pascal (Pa) ;  $\rho$  est la masse volumique du fluide en  $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$  ;  $g$  est l'intensité de pesanteur en Newton par kilogramme ( $\text{N} \cdot \text{kg}^{-1}$ ) ;  $z$  est l'altitude en mètre (m)

$$\text{c. } P_A = P_{\text{atm}} + \rho \cdot g \cdot (z_0 - z_A) \text{ soit } P_A = 1,013 \times 10^5 + 1025 \times 9,8 \times (0 - -10) = 2,0 \times 10^5 \text{ Pa} = 2,0 \times 10^3 \text{ hPa.}$$

$$2. \text{ a. } P_B - P_A = \rho \cdot g \cdot (z_A - z_B).$$

$$\text{b. } z_B = z_A - \frac{P_B - P_A}{\rho \cdot g} \text{ soit } z_B = -10 - \frac{3,0 \times 10^5 - 2,0 \times 10^5}{1025 \times 9,8} = -20 \text{ m.}$$

**24 1. a.** D'après la loi fondamentale de la statique des fluides :  $P_1 - P_2 = \rho \cdot g \cdot h$ .

**b.** La valeur de  $h$  augmente lorsque la pression  $P_1$  augmente :  $h = \frac{P_1 - P_2}{\rho \cdot g}$  (la valeur de  $P_2$  est constante)

**2.** Pour  $P_1 - P_2 = P_{\text{atm}} = 1,013 \times 10^5$  Pa alors :

**a.**  $h = \frac{1,013 \times 10^5}{1000 \times 9,8} = 10$  m. Une colonne d'eau de

hauteur égale à 10 m est nécessaire ;

**b.**  $h = \frac{1,013 \times 10^5}{1,36 \times 10^4 \times 9,8} = 0,76$  m = 760 mm. Une

colonne de mercure de hauteur égale à 760 mm est nécessaire.

### Exercices similaires aux exercices résolus

■ p. 212 et 213

**26 1.** Le volume de l'air dans les poumons du plongeur diminue au cours de sa descente car la pression augmente.

**2. a.** Le volume moyen d'une orange peut être estimé à  $V_{\text{orange}} \approx 0,52$  L (pour  $R = 5,0$  cm).

**b.** D'après la loi de Mariotte :  $P \cdot V = \text{constante}$  donc  $P_0 \cdot V_0 = P_1 \cdot V_1$ .

Ainsi :  $P_1 = \frac{P_0 \cdot V_0}{V_1}$  soit  $P_1 = \frac{1,013 \times 6,0}{5,0 \times 10^{-1}} = 12$  bar.

D'après  $P - P_{\text{atm}} = \rho \cdot g \cdot z$  il vient  $z = \frac{P - P_{\text{atm}}}{\rho \cdot g}$  soit

$$z = \frac{12 \times 10^5 - 1,013 \times 10^5}{1,03 \times 10^3 \times 9,8} = 1,1 \times 10^2 \text{ m.}$$

**28 1. a.** D'après la loi fondamentale de statique des fluides :  $P_B - P_A = \rho \cdot g \cdot (z_A - z_B)$ .

Pour  $(z_A - z_B) = 253$  m alors  $(P_B - P_A) = 26$  bar. La pression à 253 m de profondeur vaut donc :  $P_B = P_A + 26$  bar = 27 bar car  $P_A = P_{\text{atm}} \approx 1,0$  bar.

**b.** Pour  $(z_A - z_B) = 10$  m alors  $(P_B - P_A) = 1$  bar. Dans l'eau de mer, la pression augmente d'un bar tous les 10 m.

**2.** La valeur de la force pressante  $F_B$  est donnée par :  $F_B = P_B \cdot S \cdot F_B = 27 \times 10^5 \times 1,4 \times 10^{-3} = 3,8 \times 10^3$  N.

En surface,  $P_{\text{atm}} = 1013$  hPa soit  $F = 1,013 \times 10^5 \times 1,4 \times 10^{-3} = 1,4 \times 10^2$  N.

$F_B$  est donc près de 27 fois plus grande que la force pressante en surface.

### Croiser les contenus

■ p. 214

**29 1.** D'après les observations d'Evangelista Torricelli,  $z_B = 760$  mm.

**2. a.** L'action mécanique exercée par l'air atmosphérique sur la surface du liquide explique la hauteur de liquide restant dans le tube.

**b.**  $P_A = P_{\text{atm}}$ .

**3. a.**  $P_B = P_A - \rho_{\text{Hg}} \cdot g \cdot (z_B - z_A)$ .

**b.**  $P_B = 1,013 \times 10^5 - 13,6 \times 10^3 \times 9,81 \times (0,760 - 0) = -96$  Pa  $\approx 0$  hPa (une pression absolue négative n'a pas de sens).

**c.** Cette valeur est cohérente avec les observations de Torricelli : « en laissant un espace vide au-dessus de lui ». Du point de vue microscopique, le vide ne contient aucune particule. Il n'y a donc pas de chocs des particules sur la surface du récipient. Le vide n'exerce donc aucune force pressante en haut de la colonne de mercure :  $P_B = 0$ .

**4. a.** La colonne de mercure est soumise à l'action de la Terre modélisée par son poids et à l'action de l'air atmosphérique modélisée par une force pressante. Ces actions se compensent car la colonne de mercure est immobile.

**b.**  $P = m \cdot g = \rho_{\text{Hg}} V g = \rho_{\text{Hg}} \cdot S \cdot h \cdot g$ .

$$P = 13,6 \times 10^3 \times 1,0 \times 0,760 \times 9,81 = 1,01 \times 10^5 \text{ N.}$$

**5. a.**  $z_B = \frac{P_A}{\rho_{\text{Hg}} \cdot g}$ . Si la pression atmosphérique

diminue ( $P_A$  diminue) alors la position  $z_B$  du point B diminue.

Pour  $P_A = 1013$  hPa,  $z_B = 759$  mm.

Pour  $P_A = 1013 - 10 = 1003$  hPa,  $z_B = 752$  mm.

Donc  $\Delta z = -7$  mm

Pour une variation  $\Delta P = 10$  hPa alors la position  $z_B$  diminue de 7 mm.

**b.** Le choix du mm de mercure est donc correct : il y a une relation de proportionnalité entre la pression en A (la pression atmosphérique) et la hauteur de la

colonne de liquide :  $z_B = \frac{1}{\rho_{\text{Hg}} \cdot g} \cdot P_A$ .

**30 1. a.** La valeur de la force pressante  $F_1$  est égale au poids de la charge de masse  $m_1$  déposée sur la surface  $S_1$ .

$$F_1 = m_1 \cdot g \text{ soit } F_1 = 10 \times 10^3 \times 9,8 = 9,8 \times 10^4 \text{ N.}$$

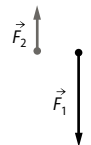
**b.**  $P_1 = \frac{F_1}{S_1}$  soit  $P_1 = \frac{9,8 \times 10^4}{2,0} = 4,9 \times 10^4$  Pa.

**2.** La pression d'un fluide est la même en tout point d'un même plan horizontal donc  $P_1 = P_2 \cdot F_2 = P_2 \cdot S_2$  soit  $F_2 = 4,9 \times 10^4 \times 1,0 \times 10^{-2} = 4,9 \times 10^2$  N

**3.** La valeur  $P$  du poids de la masse minimale  $m_2$  à placer en  $S_2$  pour soulever la charge est égale à la valeur  $F_2$  de la force pressante.

$$m_2 = \frac{F_2}{g} \text{ soit } m_2 = \frac{4,9 \times 10^2}{9,8} = 50 \text{ kg.}$$

**4.**  $P_1 = P_2$  donc  $\frac{F_1}{S_1} = \frac{F_2}{S_2}$  soit  $F_1 = \frac{S_2}{S_1} \cdot F_2$ .



Pour une pression donnée, réduire l'aire de la surface pressée permet de diminuer la force pressante exercée. De même, augmenter l'aire de la surface pressée permettra d'accroître considérablement la force pressante. Si l'aire de la surface pressée est doublée (ici  $S_1 = 2 \cdot S_2$ ) alors la force pressante exercée est doublée (ici  $F_1 = 2 \cdot F_2$ ). Un vérin hydraulique est ainsi capable de produire des actions mécaniques importantes.

**31** 1.  $\Delta P = \rho \cdot g \cdot \Delta z$

$\Delta P$  s'exprime en pascal (Pa);  $\rho$  est la masse volumique du fluide en  $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$ ;  $g$  est l'intensité de pesanteur en newton par kilogramme ( $\text{N} \cdot \text{kg}^{-1}$ );  $\Delta z$  est l'altitude en mètre (m).

2. a.  $P = \frac{F}{S}$  donc  $Pa = \text{N} \cdot \text{m}^{-2}$ .

b.  $\Delta P$  s'exprime en  $Pa = \text{N} \cdot \text{m}^{-2} = \text{kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2} \cdot \text{m}^{-2} = \text{kg} \cdot \text{m}^{-1} \cdot \text{s}^{-2}$

3.  $\rho \cdot g \cdot \Delta z$  s'exprime en  $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2} \cdot \text{m} = \text{kg} \cdot \text{m}^{-1} \cdot \text{s}^{-2}$ .

4. La relation est cohérente : l'unité du membre de droite est la même que l'unité du membre de gauche.

**32** > Démarche experte

Écrire la loi fondamentale de la statique des fluides appliquée à la hauteur  $h_a$  du liquide A.

Écrire la loi fondamentale de la statique des fluides appliquée à la hauteur  $h_b$  du liquide B.

Constater que  $P_a = P_b$  pour exprimer  $h_a$  en fonction de  $h_b$

Calculer la hauteur  $h_b$  de liquide B à partir de son volume et du diamètre du tube.

Calculer  $h_a$  puis la valeur de  $\Delta h$ .

Mettre en évidence que  $\Delta h$  est liée à la masse volumique des deux fluides.

> Démarche avancée

La loi fondamentale de la statique des fluides s'écrit :

$(P_a - P_{\text{atm}}) = \rho_A \cdot g \cdot h_a$  et  $(P_b - P_{\text{atm}}) = \rho_B \cdot g \cdot h_b$

Or la pression d'un fluide est la même en tout point d'un même plan horizontal donc  $P_a = P_b$ .

Ainsi :  $\rho_A \cdot g \cdot h_a = \rho_B \cdot g \cdot h_b$  et  $\frac{hb}{ha} = \frac{\rho_{\text{huile}}}{\rho_{\text{eau}}}$

Par ailleurs :  $V_{\text{huile}} = \pi R^2 \cdot h_b$  soit  $h_b = \frac{V}{\pi R^2}$ .

$h_b = \frac{40}{\pi \times 1,0^2} = 12,7 \text{ cm}$ .

On en déduit  $h_a = \frac{\rho_{\text{huile}}}{\rho_{\text{eau}}} \cdot hb$

soit  $h_a = \frac{8,00 \times 10^2}{1,00 \times 10^3} \times 12,7 = 10,2 \text{ cm}$

et  $\Delta h = 12,7 - 10,2 = 2,5 \text{ cm}$ .

La masse volumique des fluides est à l'origine de cette dénivellation.

> Démarche élémentaire

1. La surface de chaque liquide est soumise à la pression atmosphérique  $P_{\text{atm}} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$ .

2. a.  $(P_a - P_{\text{atm}}) = \rho_A \cdot g \cdot h_a$

b.  $(P_b - P_{\text{atm}}) = \rho_B \cdot g \cdot h_b$

3. a. La pression d'un fluide est la même en tout point d'un même plan horizontal donc  $P_a = P_b$

b. Ainsi :  $\rho_A \cdot g \cdot h_a = \rho_B \cdot g \cdot h_b$  soit  $\frac{hb}{ha} = \frac{\rho_A}{\rho_B} = \frac{\rho_{\text{huile}}}{\rho_{\text{eau}}}$ .

4. a.  $V_{\text{huile}} = \pi R^2 \cdot h_b$

soit  $h_b = \frac{V}{\pi R^2} \cdot h_b = \frac{40}{\pi \times 1,0^2} = 12,7 \text{ cm}$ .

b.  $h_a = \frac{\rho_{\text{huile}}}{\rho_{\text{eau}}} \cdot hb$  soit  $h_a = \frac{8,00 \times 10^2}{1,00 \times 10^3} \times 12,7 = 10,2 \text{ cm}$

et  $\Delta h = 12,7 - 10,2 = 2,5 \text{ cm}$ .

c. La masse volumique des fluides est à l'origine de cette dénivellation.

**33** 1. a. D'après la loi de Mariotte :  $P \cdot V = \text{constante}$ .

On peut écrire :  $P_0 \cdot V_0 = P_1 \cdot V_1$  où  $P_0$  et  $V_0$  désignent respectivement la pression et le volume de la quantité d'air considérée en surface et  $P_1$  et  $V_1$  la pression et le volume de cette même quantité d'air comprimée à la pression de 200 bar.

Ainsi, il vient :  $V_0 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_0}$  soit  $V_0 = \frac{12 \times 200}{1,0} = 2\,400 \text{ L}$

soit  $2,4 \text{ m}^3$ .

b. La masse volumique de l'air à l'intérieur est bien supérieure à celle de l'air à l'extérieur de la bouteille. En effet en comprimant l'air atmosphérique, les molécules d'air se rapprochent les unes des autres et la densité de molécules à l'intérieur de la bouteille augmente.

c. Dans la bouteille, les constituants microscopiques de l'air frappent beaucoup plus fréquemment les parois. La pression de l'air dans la bouteille est nettement supérieure à la pression atmosphérique.

2. La variation de pression maximale subit par le plongeur lors d'une plongée à 15 m de profondeur vaut  $\Delta P = \rho_{\text{eau}} \cdot g \cdot \Delta h$

soit  $\Delta P = 1\,025 \times 9,8 \times 15 = 1,5 \times 10^5 \text{ Pa} = 1,5 \text{ bar}$ .

3. À la profondeur de 15 m, la variation de pression est  $\Delta P = P_2 - P_{\text{atm}} = 1,5 \text{ bar}$  donc  $P_2 = P_{\text{atm}} + \Delta P = 2,5 \text{ bar}$ . D'après la loi de Mariotte :  $P_2 \cdot V_2 = P_1 \cdot V_1$  avec  $P_1$  et  $V_1$  la pression et le volume de la quantité d'air considérée et comprimée à la pression de 200 bar et  $P_2$  et  $V_2$  la pression et le volume de cette même quantité d'air à la profondeur de 15 m.

Ainsi :  $V_1 = \frac{P_2 \cdot V_2}{P_1}$  soit  $V_1 = \frac{2,5 \times 6,0}{200} = 7,5 \times 10^{-2} \text{ L}$   
 = 75 mL soit 0,6 % de la bouteille (12,0 L).

**34** 1.  $(P_B - P_A) = \rho_{\text{eau glucosée}} \cdot g \cdot h$ .

2. a.  $T = P_S - P_{\text{atm}}$ .

b. Pour  $P_B = P_S$  et  $P_A = P_{\text{atm}}$   
 alors  $T = \rho_{\text{eau glucosée}} \cdot g \cdot h$ .

3.  $h_{\text{minimale}} = \frac{T}{\rho_{\text{eau glucosée}} \cdot g}$

soit  $h_{\text{minimale}} = \frac{10,8 \times 10^3}{1,03 \times 10^3 \times 9,81} = 1,06 \text{ m}$ .

4. a.  $P_S = T + P_{\text{atm}}$  soit  $P_S = 10,8 \times 10^3 + 1,013 \times 10^5$   
 =  $1,12 \times 10^5 \text{ Pa} = 1,12 \text{ bar}$ .

b. Si la poche est placée à une hauteur  $h$  inférieure alors  $P_B < P_S$  et un retour sanguin dans la perfusion peut se produire.

5.  $T = \frac{12+8}{2} = 10 \text{ cm Hg} = 100 \text{ mm Hg} = 1,33 \times 10^4 \text{ Pa}$ .

Pour  $T = 13,3 \text{ kPa}$  alors  $h_{\text{minimale}} = \frac{13,3 \times 10^3}{1,03 \times 10^3 \times 9,81}$   
 = 1,31 m.

**35** Le 14 octobre 2012, Felix Baumgartner a effectué un saut de 39 km d'altitude. Sans sa combinaison pressurisée à  $0,6 \text{ kg} \cdot \text{cm}^{-2}$ , les fluides de son corps auraient bouilli car, à cette altitude, la pression atmosphérique n'est que de 300 kPa.

1. Calculez la valeur de la force de pression  $F_1$  qui modélise l'action de l'air exercée sur la visière extérieure de son casque dont la surface est  $S = 400 \text{ cm}^2$ .

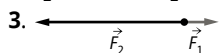
2. Calculez la valeur de la force de pression  $F_2$  qui modélise l'action de l'air exercée sur la visière intérieure de son casque

3. Représentez sans souci d'échelle sur un diagramme le  $\vec{F}_1$  et  $\vec{F}_2$ . Que pouvons-nous conclure ?

1.  $P_1 = 300 \text{ Pa}$  et on estime  $S = 20 \times 20 = 400 \text{ cm}^2 = 4,0 \times 10^{-2} \text{ m}^2$ .

$F_1 = P_1 \cdot S$  soit  $F_1 = 300 \times 4,0 \times 10^{-2} = 1,2 \times 10^1 \text{ N}$ .

2.  $F_2 = P \cdot S$  soit  $F_2 = 6 \times 10^4 \times 4,0 \times 10^{-2} = 2,4 \times 10^2 \text{ N}$ .



$\frac{F_2}{F_1} = 20$ . La force pressante exercée par l'air pressurisé est 20 fois plus importante que celle de l'air extérieur.

La combinaison de Felix Baumgartner est conçue pour tolérer de fortes contraintes mécaniques.

**36** 1. La densité de particules N peut se calculer à partir de la relation :  $N = \frac{\rho \cdot V \cdot N_A}{M}$ .

En effet, pour un échantillon de volume V, de masse volumique  $\rho$  et de masse m, on a :  $m = \rho \cdot V$ . La quantité de matière n de cet échantillon vaut donc

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \cdot V}{M}$$

Le nombre de molécules N est alors donné par

$$N = n \cdot N_A = \frac{\rho \cdot V \cdot N_A}{M}$$

Liquide	Eau	Alcool C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	Glycérine C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> O <sub>3</sub>
Densité de particules N en molécules par m <sup>-3</sup>	3,3 × 10 <sup>28</sup>	1,0 × 10 <sup>28</sup>	8,2 × 10 <sup>27</sup>

2. D'après la loi fondamentale de statique des fluides, on peut écrire :

- d'une part que :  $(P_B - P_{\text{Atm}}) = \rho_{\text{eau}} \cdot g \cdot h$ ,

- d'autre part  $(P_B - P_{\text{Atm}}) = \rho_{\text{liquide}} \cdot g \cdot (z_0 - z_M)$  avec  $z_0 = 0 \text{ m}$  ( surface prise comme origine des altitudes) car  $P_B = P_M$  (d'après l'énoncé).

Ainsi, il vient :  $\rho_{\text{liquide}} = \frac{\rho_{\text{eau}} \cdot h}{(z_0 - z_M)}$

soit  $\rho_{\text{liquide}} = \frac{1\,000 \times 10,0}{8,0} = 1\,250 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ .

Le liquide est donc la glycérine.

3. D'après la relation établie en 2, la dénivellation h

est donnée par :  $h = \frac{\rho_{\text{liquide}}(z_0 - z_M)}{\rho_{\text{eau}}}$ .

Cette dénivellation h ne varie donc pas lors d'un déplacement de la capsule entre M et M' car  $z_M = z_{M'}$  (M et M' se trouvent sur le même plan horizontal donc  $(z_0 - z_{M'}) = (z_0 - z_M)$ ).

En revanche, elle diminue lors d'un déplacement de la capsule entre M' et P car  $z_{M'} > z_P$  ( $(z_0 - z_P) < (z_0 - z_M)$ ).

### 37 ■ Animation et vidéos

(→ disponibles par l'application Bordas Flashpage, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

#### ► Château d'eau

■ p. 216

Animation montrant le rôle du château d'eau et l'influence de sa hauteur dans la distribution d'eau potable.

D'après la loi fondamentale de la statique des fluides la différence de pression entre deux points d'un fluide est proportionnelle à la différence de hauteur entre ces deux points :

$P_B - P_A = \rho \cdot g \cdot (z_A - z_B)$ . Dans le cas de l'eau courante  $\rho = 1\,000 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ , ainsi pour  $(z_A - z_B) = 10 \text{ m}$  alors  $P_B - P_A = 1,0 \times 10^5 \text{ Pa} = 1,0 \text{ bar}$

Les robinets fonctionnant de façon optimale pour une pression de 3 bar à la sortie, la différence de

hauteur entre la surface de l'eau dans le château d'eau et le robinet doit être de 30 m. Pour alimenter de façon optimale tous les étages de l'immeuble, la hauteur minimale du château d'eau doit être de 30 m supérieure à la hauteur du dernier étage. Ainsi, dans le cas d'un immeuble de 4 étages et en estimant la hauteur d'un étage à 3 m, la hauteur minimale du château d'eau est de 42 m.

Dans ces conditions, la pression de l'eau pour les habitants du rez-de-chaussée sera de 4,2 bar et ils devront s'équiper de détendeurs.

3 m de colonne d'eau sont équivalents à une pression de 0,3 bar. Les habitants situés entre les 1<sup>er</sup> et 3<sup>e</sup> étages seront alimentés en eau avec des pressions allant de 3,9 bar (au 1<sup>er</sup> étage) à 3,3 (au 3<sup>e</sup> étage).

**38** D'après la loi de Mariotte, à température constante, le volume  $V$  occupé par un nombre donné de molécules d'un gaz est inversement proportionnel à la pression  $P$  de ce gaz. Bien que la température ne soit pas restée constante lors de l'ascension, on peut tout de même expliquer l'augmentation du volume du ballon par une forte diminution de la pression atmosphérique entre le sol et l'altitude de 39 km. Une pression de 500 Pa (cohérente pour une altitude de 40 km) est environ 200 fois plus faible que la pression atmosphérique au sol.

De l'hélium est présent à pression atmosphérique à l'intérieur du ballon et de l'air est présent à l'extérieur. Au niveau microscopique, les molécules d'air et d'hélium frappent des deux côtés la membrane du ballon et les forces pressantes qui en résultent se compensent. L'air se raréfiant en altitude, la densité de molécules diminue. Les molécules de l'air extérieur, moins « nombreuses », frappent moins fréquemment sur l'enveloppe du ballon que les molécules d'hélium situées à l'intérieur. Le volume du ballon augmente jusqu'à ce que les forces pressantes se compensent à nouveau. Le ballon augmente donc de volume au fur et à mesure de son ascension dans l'atmosphère.

### ■ Acquérir des compétences ■ p. 217

#### 39 > Démarche experte

L'application de la loi fondamentale de la statique des fluides (doc. 1 :  $\Delta P = \rho \cdot g \cdot h$ ) permet d'accéder à la différence d'altitude entre le point de départ et le point d'arrivée de la visite à partir de la différence de pression mesurée ce jour-là (et lue sur le doc. 2).  $\Delta P = 1\,017 - 958 = 59$  hPa.

La masse volumique de l'air (doc. 3) le jour de la visite (doc. 4), peut être déterminé par la relation :

$$\rho = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

avec

$$M_{\text{air}} = 0,80 \times 14,0 \times 2 + 0,20 \times 16,0 \times 2 = 28,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{et } P = \frac{1\,017 + 958}{2} = 987,5 \text{ hPa.}$$

$$\rho_{\text{air}} = \frac{987,5 \times 10^2 \times 28,8 \times 10^{-3}}{8,314 \times (17,0 + 273,15)} = 1,18 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

$$\text{Ainsi : } h = \frac{\Delta P}{\rho \cdot g} \text{ soit } h = \frac{59 \times 10^2}{1,18 \times 9,81} = 510 \text{ m.}$$

D'après le doc. 5, on constate que le seul monument permettant d'atteindre cette altitude est le *One World Trend Center*.

#### > Démarche avancée

##### 1. a.

$$M_{\text{air}} = 0,80 \times 14,0 \times 2 + 0,20 \times 32,0 \times 2 = 28,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$\text{b. } \rho_{\text{air}} = \frac{987,5 \times 10^2 \times 28,8 \times 10^{-3}}{8,314 \times (17,0 + 273,15)} = 1,18 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}.$$

$$\text{2. a. } P_B - P_A = \rho \cdot g \cdot (z_A - z_B) \text{ donc } (z_A - z_B) = \frac{P_B - P_A}{\rho \cdot g}$$

$$(z_A - z_B) \text{ soit } (z_A - z_B) = \frac{59 \times 10^2}{1,18 \times 9,81} = 510 \text{ m.}$$

b. Le monument visité est le *One World Trend Center*.

#### 40 Questions préliminaires

1. a. Au sol, le hublot est soumis à l'action de l'air extérieur ainsi qu'à celle de l'air intérieur. Ces deux actions mécaniques, modélisées par des forces pressantes, se compensent.

b. La pression dans la cabine est au moins égale à la pression de l'air extérieur de l'avion à une altitude de 2 400 mètres (doc. 1.) soit 730 hPa par lecture graphique (doc. 2.)

2. En assimilant le fuselage de l'avion à un cylindre, son volume peut être estimé à :  $V = L \cdot \pi \cdot R^2$ .

D'après le doc. 3,  $L = 37,57$  m et  $R \approx 2,5$  m soit  $V = 37,57 \times \pi \times 2,5^2 = 736 \text{ m}^3 \approx 7,4 \times 10^2 \text{ m}^3$ .

#### Le problème à résoudre

En vol de croisière, l'avion contient un volume d'air  $V = 7,4 \times 10^2 \text{ m}^3$  pressurisé à  $P = 730$  hPa.

A son altitude de croisière (10 km d'après le doc. 3), la pression de l'air extérieur est  $P_1 = 260$  hPa (doc. 2). Si il n'était pas pressurisé, l'air intérieur devrait occuper à cette altitude un volume  $V_1 = \frac{P \cdot V}{P_1}$  soit

$$V_1 = \frac{730 \times 7,4 \times 10^2}{260} = 2\,078 \text{ m}^3.$$

L'air intérieur tend ainsi à vouloir occuper un volume près de 3 fois plus grand. De ce fait, il exerce de fortes contraintes mécaniques sur les parois intérieures de l'avion. Son action sur le fuselage de l'appareil est plus intense que l'action de l'air extérieur

à l'avion, ce qui tend à le déformer. Ces actions sont modélisées par des forces pressantes.

Par exemple, sur la surface d'un hublot d'aire

$$S = \pi \cdot \frac{0,29^2}{4} = 6,6 \times 10^{-2} \text{ m}^2, \text{ la valeur de la force}$$

pressante  $\vec{F}_{\text{int}}$  qui modélise l'action mécanique de l'air pressurisé est  $F_{\text{int}} = 730 \times 10^2 \times 6,6 \times 10^{-2} = 4,8 \times 10^3 \text{ N}$ .

Celle de la force pressante  $\vec{F}_{\text{ext}}$  qui modélise l'action mécanique de l'air extérieur est égale à  $F_{\text{ext}} = 260 \times 10^2 \times 6,6 \times 10^{-2} = 1,7 \times 10^3 \text{ N}$  c'est-à-dire 3 fois moins importante.

#### 41 1. Protocole expérimental :

À l'aide d'une application pour smartphone du type Baromètre, mesurer la valeur de la pression atmosphérique au niveau du sol du rez-de-chaussée du lycée puis au niveau du sol du dernier étage.

Calculer la différence de pression entre les deux points de mesures réalisées.

En déduire la différence d'altitude entre les deux points puis la hauteur d'un étage.

Exemple ci-contre de mesures de pression sur une altitude correspondant à 1 étage (montée + descente) avec l'application *Sensors* pour iPhone :

$$\Delta P = 965,5 - 965,2 = 0,3 \text{ hPa soit } h = 2,4 \text{ m}$$

Renouveler les mesures dans les mêmes conditions à plusieurs reprises afin de réaliser un traitement statistique

Calculer la valeur moyenne et l'écart type associés aux mesures et en déduire l'incertitude-type sur la mesure de la hauteur d'un étage.

Présenter le résultat accompagné de son incertitude-type.

2. a. Les groupes 1 à 4 se sont déplacés du 3<sup>e</sup> étage au rez-de-chaussée, les groupes 5 à 8 sont, eux, montés du rez-de-chaussée au 3<sup>e</sup> étage.

$$b. h = \frac{|P_{\text{finale}} - P_{\text{initiale}}|}{\rho \cdot g}$$

avec  $\rho_{\text{air}} = 1,3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$  et  $g = 9,8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-2}$ .

c. Un traitement statistique des mesures amène :  $\bar{h} = 2,99 \text{ m}$  et  $S_m = 0,085 \text{ m}$ .

L'incertitude-type vaut :  $u_h = \frac{0,085}{\sqrt{8}} = 0,03005 \text{ m}$ .

La hauteur  $h$  vaut 2,99 m avec une incertitude-type :  $u_h = 0,04 \text{ m}$ .

# Mouvement d'un système

## LE PROGRAMME

### 3. Mouvement d'un système

La mécanique est un domaine très riche du point de vue de l'observation et de l'expérience, mais aussi du point de vue conceptuel et méthodologique. Elle permet d'illustrer de façon pertinente la démarche de modélisation. Deux caractéristiques inhérentes à l'apprentissage de la mécanique méritent d'être soulignées :

- l'immédiateté et la familiarité des situations de mouvement et d'interactions qui ont permis d'ancrer chez les élèves des raisonnements spontanés souvent opératoires et donc à déconstruire ;
- la nécessaire mise en place de savoirs et savoir-faire d'ordre mathématique dont la maîtrise conditionne l'accès aux finalités et concepts propres à la mécanique.

Dans la continuité du programme de la classe de seconde, un lien quantitatif entre la force appliquée à un système et la variation de sa vitesse est construit à travers une formulation approchée de la deuxième loi de Newton.

Il ne s'agit nullement de proposer aux élèves une présentation décontextualisée de la mécanique. Au contraire, les situations d'étude ou d'application sont nombreuses dans des domaines aussi variés que les transports, l'aéronautique, l'exploration spatiale, la biophysique, le sport, la géophysique,

la planétologie, l'astrophysique. Par ailleurs, l'étude de la mécanique fournit d'excellentes opportunités de faire référence à l'histoire des sciences. Le fait de montrer qu'un même ensemble de notions permet de traiter des situations et des phénomènes d'échelles très diverses constitue un objectif de formation à part entière.

Lors des activités expérimentales, il est possible d'utiliser les outils courants de captation et de traitement d'images, ainsi que les nombreux capteurs présents dans les smartphones. L'activité de simulation peut également être mise à profit pour exploiter des modèles à des échelles d'espace ou de temps difficilement accessibles à l'expérimentation. Ce thème est l'occasion de développer des capacités de programmation, par exemple pour simuler et analyser le mouvement d'un système.

Au-delà des problématiques liées à la mise en place d'un modèle - s'appuyant ici sur la deuxième loi de Newton - la mécanique permet d'illustrer la physique comme science de la description des systèmes matériels en évolution.

#### Notions abordées en seconde

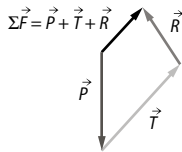
Référentiel, vecteur position, vecteur vitesse, variation du vecteur vitesse, exemples de forces, principe d'inertie.

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
<p>Vecteur variation de vitesse.</p> <p>Lien entre la variation du vecteur vitesse d'un système modélisé par un point matériel entre deux instants voisins et la somme des forces appliquées sur celui-ci.</p> <p>Rôle de la masse.</p>	<p>Utiliser la relation approchée entre la variation du vecteur vitesse d'un système modélisé par un point matériel entre deux instants voisins et la somme des forces appliquées sur celui-ci :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- pour en déduire une estimation de la variation de vitesse entre deux instants voisins, les forces appliquées au système étant connues ;</li> <li>- pour en déduire une estimation des forces appliquées au système, le comportement cinématique étant connu.</li> </ul> <p><i>Réaliser et/ou exploiter une vidéo ou une chronophotographie d'un système modélisé par un point matériel en mouvement pour construire les vecteurs variation de vitesse. Tester la relation approchée entre la variation du vecteur vitesse entre deux instants voisins et la somme des forces appliquées au système.</i></p> <p><b>Capacité numérique :</b> Utiliser un langage de programmation pour étudier la relation approchée entre la variation du vecteur vitesse d'un système modélisé par un point matériel entre deux instants voisins et la somme des forces appliquées sur celui-ci.</p> <p><b>Capacité mathématique :</b> Sommer et soustraire des vecteurs.</p>

SITUATION 1

Il s'agit ici de vérifier que les élèves maîtrisent l'addition de vecteurs, et en particulier la somme de vecteurs force dans cet exemple.

► Exemple de réponse attendue



► En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

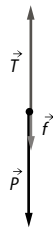
L'élève est amené à représenter des vecteurs (vecteurs vitesse et vecteurs force) en sciences physiques et à effectuer la somme de vecteurs en mathématiques. Il s'agit ici de réunir ces deux compétences.

SITUATION 2

Il s'agit ici de vérifier que les élèves sont capables de faire le bilan des actions qui s'exercent sur un système (en utilisant par exemple un diagramme interactions-objets) et qu'ils ont acquis qu'une force est représentée sur un schéma par un vecteur qui rend compte de la direction, du sens et de la valeur de la force. La schématisation pourrait être l'occasion de passer par la modélisation du système par point.

► Exemple de réponse attendue

La fusée est modélisée par un point M. Les actions sur la fusée sont exercées par la Terre (modélisée par le poids  $\vec{P}$  de la fusée), par les gaz qui s'échappent (modélisée par la force  $\vec{T}$ ), par les frottements sur l'air – que l'on peut éventuellement négliger dans un premier temps (et modélisés par la force  $\vec{f}$ ).



► En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

La démarche de modélisation d'une action par une force a été introduite, ainsi que la représentation d'une force par un vecteur ayant une direction, un sens et une norme. La maîtrise de ces deux compétences est nécessaire pour aborder les activités de ce chapitre.

SITUATION 3

Il s'agit ici de vérifier d'une part que les élèves connaissent le principe d'inertie, rappelé dans les acquis indispensables, et qu'ils ont capables de vérifier si une situation s'inscrit dans ce principe. La modélisation de la vitesse par un vecteur nécessite de prendre en compte toutes les caractéristiques d'un vecteur et pas seulement sa norme.

► Exemple de réponse attendue

Si la valeur de la vitesse ne change pas, en revanche la direction (et le sens) du vecteur vitesse est modifiée. Le vecteur vitesse n'est donc pas constant (ou nul), le principe d'inertie ne s'applique pas (et la contraposée de ce principe amène à dire que le somme des forces modélisant les actions qui s'exercent sur un passager n'est pas nulle).

► En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Dans une approche spiralaire de l'enseignement de la physique chimie, le principe d'inertie ou sa contraposée, étudiés en seconde, sont réutilisés dans des situations différentes et plus complexes dans les différentes activités.

ACTIVITÉS

Lien mouvement-action

Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Cette activité permet de montrer expérimentalement qu'il existe un lien entre la variation du vecteur vitesse d'un point modélisant un objet en mouvement et la somme des forces modélisant les actions qui s'exercent sur cet objet.

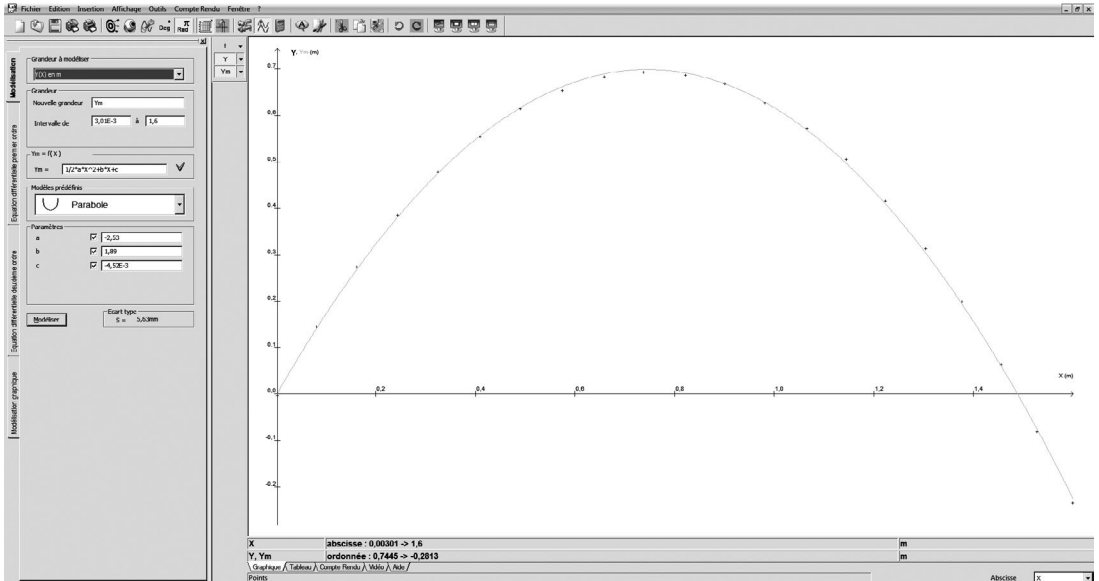
L'expérience conduit à effectuer un enregistrement vidéo d'un lancer de balle et d'utiliser un logiciel de pointage (type « Atelier scientifique » de Jeulin). Il est nécessaire que le logiciel utilisé donne l'équation de la trajectoire pour pouvoir utiliser le programme Python du document 3.

Ce programme dans une version plus complète peut permettre également de tracer les vecteurs vitesse.

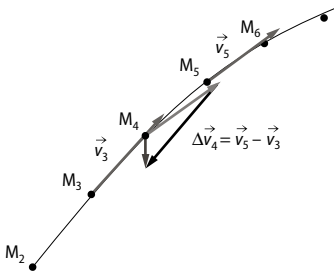


## ► Exploitation et analyse

### 1. a. et b. Protocole mis en œuvre.



2. a. et 2 b. Selon le logiciel utilisé la courbe peut directement être exploitée (après impression éventuellement).



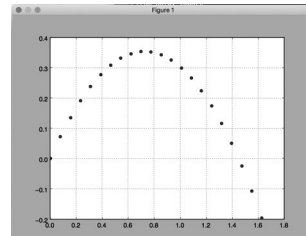
3. Bilan des forces modélisant les actions qui s'exercent sur la balle au point  $M_4$  :  $\vec{F}_{\text{Terre/balle}} = \vec{P}$ .  
En négligeant l'action exercée par l'air, seule l'action exercée par la Terre sur la balle subsiste, c'est-à-dire le poids de la balle. Cette force s'applique à tous les points de la trajectoire.

4. a. Le programme Python permet de tracer la trajectoire parabolique de la balle puis, dans une nouvelle fenêtre, de représenter les vecteurs variation de vitesse. (Note : une version plus complète du programme permet d'afficher dans une fenêtre intermédiaire les vecteurs vitesse à chaque point de la courbe.)

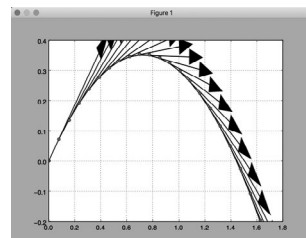
b. La durée de la séquence du lancer, les coefficients de l'équation de la trajectoire doivent être saisis dans le programme :

```
#Modélisation du mouvement parabolique d une balle lancée
2
3 import numpy as np
4 from scipy import *
5 import matplotlib.pyplot as plt
6
7 #Préciser la durée de la séquence
8 T=0.84
9
10 #Préciser les coefficients de l équation de la parabole de la forme y=ax²+bx+c
11 a=-2.53
12 b=1.89
13 c=0
14
```

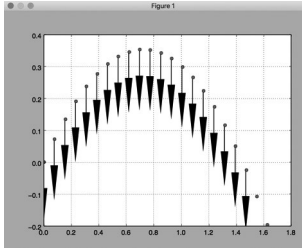
c. Les vecteurs variation de vitesse, à chaque point, ont la même direction, le même sens et la même valeur.



Trajectoire



Vecteur vitesse



Variation vecteur vitesse

### Conclusion

5. La variation du vecteur vitesse et la somme des forces qui modélisent les actions mécaniques s'exerçant sur le système sont de même direction et de même sens. Leurs valeurs sont proportionnelles.

p. 223 ■ **ACTIVITÉ 2**

### Masse du Soleil

#### Commentaires pédagogiques

Cette activité permet d'utiliser la relation approchée entre la variation du vecteur vitesse d'un système (la Terre) modélisé par un point entre deux instants voisins (ici les « instants » choisis sont éloignés dans la démarche élémentaire mais plus pratiques dans la construction de la variation des vecteurs vitesse) et la somme des forces appliquées sur celui-ci (réduite à la force de gravitation). Elle conduit à déterminer la masse du soleil et à la comparer à une valeur de référence. On présente ici toutes les étapes de la démarche élémentaire, étapes nécessairement effectuées en démarches experte et avancée.

#### Démarche élémentaire

1. a. Vitesse de rotation de la Terre

Distance parcourue par la Terre :

$$d = 2 \cdot \pi \cdot R = 2 \cdot \pi \cdot 1,50 \times 10^8 \text{ m} = 9,42 \times 10^{11} \text{ m.}$$

Durée de parcours :

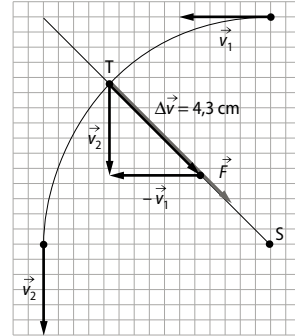
$$\Delta t = 365,25 \times 24 \times 3600 = 3,1558 \times 10^7 \text{ s.}$$

Vitesse de rotation :

$$v = \frac{d}{\Delta t} = \frac{9,42 \times 10^{11}}{3,1558 \times 10^7} = 2,99 \times 10^4 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}.$$

1. b. Tracé de la trajectoire de la Terre autour du soleil, et des vecteurs vitesse à l'échelle 1 cm pour  $10^4 \text{ m/s}$  (questions 1 et 2 de la démarche avancée).

Tracé du vecteur variation de vitesse (ici les deux instants voisins ne sont pas proches, cela n'a pas d'incidence sur le résultat, et facilitera les calculs). (question 3 de la démarche avancée)



1. c. La longueur du vecteur variation de vitesse est de 4,3 cm, soit une valeur de  $\Delta v = 4,3 \times 10^4 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

2. a. Seul le Soleil exerce une action sur la Terre modélisée par la force gravitationnelle

b. Représentation de la force gravitationnelle  $\vec{F}$  : à partir du point modélisant la terre, selon le rayon du cercle, et dirigée vers le Soleil.

c. La force gravitationnelle et le vecteur variation de vitesse sont même direction, de même sens et de valeurs proportionnelles.

3. a. En utilisant la relation approchée de la deuxième loi de Newton, on peut écrire :  $F = m_{\text{Terre}} \cdot \frac{\Delta v}{\Delta t}$

$$\text{soit } G \cdot \frac{m_{\text{Terre}} \cdot m_{\text{Soleil}}}{d^2} = m_{\text{Terre}} \cdot \frac{\Delta v}{\Delta t}$$

Après transformation la masse du soleil s'exprime :

$$m_{\text{soleil}} = \frac{d^2}{G} \cdot \frac{\Delta v}{\Delta t}$$

(question 4 de la démarche avancée)

3. b. La variation de vitesse déterminée en 1. c. est obtenue pour une durée d'un quart d'année.

La calcul est :

$$m_{\text{soleil}} = \frac{d^2}{G} \cdot \frac{\Delta v}{\Delta t} = \frac{(1,50 \times 10^{11})^2}{6,67 \times 10^{-11}} \cdot \frac{4,3 \times 10^4}{365,25 \times 24 \times 3600 / 4} = 1,84 \times 10^{30} \text{ kg}$$

On retrouve bien l'ordre de grandeur de la valeur de la masse du Soleil. L'écart relatif avec la valeur donnée est de  $\frac{1,99 - 1,84}{1,99} \times 100 = 7,5 \%$ .

(question 5 de la démarche avancée)

p. 224 ■ **ACTIVITÉ 3**

### Variation de vitesse et force

#### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Cette activité permet de tester la relation approchée entre la variation du vecteur vitesse entre deux instants voisins et la somme des forces appliquées au système.

L'expérience conduit dans un premier temps à effectuer une étude statique du dispositif puis à une étude dynamique. L'enregistrement vidéo et l'utilisation de la relation approchée de la 2<sup>e</sup> loi de Newton permet de montrer que l'action exercée par la charge n'est plus égale à son poids puisqu'en mouvement accéléré.

Un mobile de masse  $m = 28 \text{ g}$  et une charge de  $m' = 10 \text{ g}$  ont été utilisés.

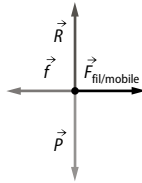
## ► Exploitation et Analyse

### Phase immobile

#### 1. Bilan des actions

Le mobile est soumis à :

- l'action de la terre, modélisée par le poids  $\vec{P}$  ;
- l'action du support sans frottement, modélisée par la réaction du support  $\vec{R}$  ;



- l'action du dynamomètre modélisée par la force  $\vec{f}$  ;
- l'action du fil (attaché à la charge) modélisée par la tension  $\vec{F}_{\text{fil/mobile}}$ .

2. D'après le principe d'inertie, si le système est immobile alors les actions qui s'exercent sur lui se compensent.

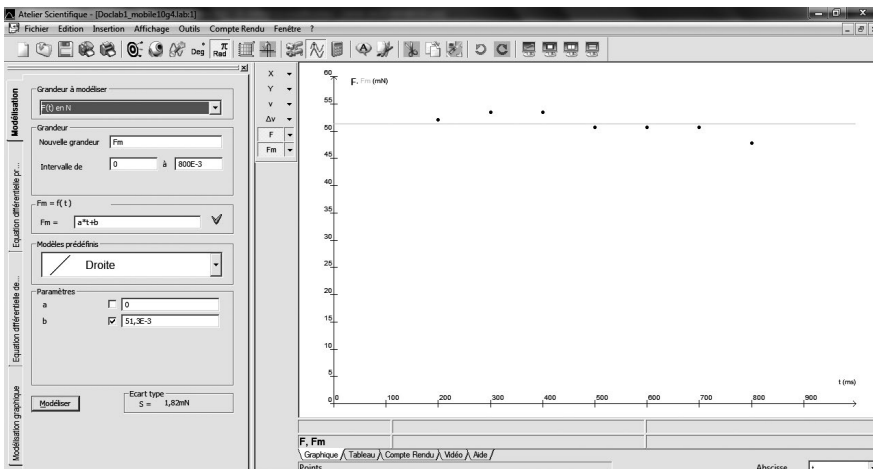
La force exercée par le fil sur le mobile a les caractéristiques :

- direction : horizontale ;
- sens : vers la droite (vers la charge) ;
- valeur : on lit sur le dynamomètre 0,1 N ce qui correspond au poids de la charge.

#### 3. Mise en œuvre du protocole

Un mobile de masse  $m = 28 \text{ g}$  et une charge de  $m' = 10 \text{ g}$  ont été utilisés.

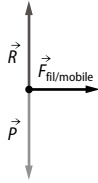
Grd	A	B	C	D	E	F	G	H	I	J
t	X	Y	v	$\Delta v$	F					
Unité	s	m	m	ms	ms	N				
1	0,000	0,000	-0,002							
2	0,100	0,020	-0,000	0,281						
3	0,200	0,056	-0,000	0,462	0,372	0,052				
4	0,300	0,113	-0,000	0,653	0,382	0,053				
5	0,400	0,187	-0,002	0,844	0,382	0,053				
6	0,500	0,281	-0,000	1,035	0,362	0,051				
7	0,600	0,394	-0,000	1,206	0,362	0,051				
8	0,700	0,523	-0,000	1,397	0,362	0,051				
9	0,800	0,673	-0,002	1,568	0,342	0,048				
10	0,900	0,836	-0,000	1,739						
11	1,000	1,021	-0,000							
12										
13										
14										
15										
16										
17										
18										
19										
20										
21										
22										
23										
24										
25										
26										
27										
28										



*Phase en mouvement*

**4. a. et b.** Le mobile est soumis à :

- l'action de la terre, modélisée par le poids ;
- l'action du support sans frottement, modélisée par la réaction du support ;
- l'action du fil (attaché à la charge) modélisée par la tension  $\vec{F}_{\text{fil/mobile}}$ .



Le poids du mobile et la réaction du support se compensent (il n'y a pas de déplacement selon la verticale), il ne reste que la force exercée par le fil sur le mobile.

On peut écrire  $\vec{\Sigma F} = \vec{F}_{\text{fil/mobile}}$ .

**5.** On pourrait s'attendre à ce que la force exercée par le fil soit toujours égale au poids de la charge. Or ce n'est pas le cas : on vérifie expérimentalement  $F_{\text{fil/mobile}} < P_{\text{charge}}$ . En effet le système est en mouvement accéléré, le principe d'inertie ne s'applique pas.

**>Conclusion**

La relation approchée entre le vecteur variation de vitesse et la somme des forces qui modélisent les actions mécaniques sur le système est bien vérifiée expérimentalement. En effet la charge étant en mouvement accéléré, la valeur de l'action qu'elle exerce sur le fil n'est plus égale à son poids.

En théorie on doit avoir :

$$F_{\text{fil/m}} = m \cdot \left( \frac{m'}{m+m'} \cdot g \right) = 0,072 \text{ N}$$

(0,052 N expérimentalement).

p. 225 ■ **ACTIVITÉ 4**

**Décollage d'une fusée**

**Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux**

Cette activité permet d'étudier le rôle de la masse : lorsque les actions qui s'exercent sur un système sont constantes (la poussée des moteurs d'une fusée), alors les variations de vitesse de ce système (la vitesse passe de 0 à 0,7 km · s<sup>-1</sup> la première minute, puis de 0,7 à 1,7 km · s<sup>-1</sup> la deuxième minute) sont d'autant plus grande que sa masse diminue (la fusée perd la moitié de sa masse environ par éjection de la poudre de combustion).

**>Piste de résolution**

**1.** Les actions qui s'exercent sur la fusée sont :

- l'action exercée par la terre modélisée par le poids  $\vec{P}$  ;
- l'action exercée par les gaz de propulsion, modélisée par la force  $\vec{F}_p$  ;



• l'action exercée par l'air qui sera négligée pour simplifier.

Il faut vérifier que la force exercée par les moteurs est supérieure au poids de la fusée au décollage.

$$P = m_{\text{fusée au décollage}} \cdot g_{h=0}$$

$$= 780 \times 10^3 \times 6,67 \times 10^{-11} \times \frac{5,97 \times 10^{24}}{(6,37 \times 10^6)^2}$$

$$= 7,65 \times 10^6 \text{ N}$$

$$F_p = 2 \times 5\,060 \times 10^3 = 10,1 \times 10^6 \text{ N}$$

**2.** Après le décollage jusqu'à 70 km d'altitude :

- a.** la force de la poussée ne change pas ;
- b.** à 70 km d'altitude l'intensité de la pesanteur vaut :

$$g_{h=70 \text{ km}} = 6,67 \times 10^{-11} \times \frac{5,97 \times 10^{24}}{(6,37 \times 10^6 + 70 \times 10^3)^2}$$

$$= 9,60 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$$

Elle a diminué de façon peu significative ;

**c.** la masse de la fusée diminue beaucoup de 780 tonnes à 780 - 2 × 237 = 306 tonnes à 70 km d'altitude.

**3.** Au fur et à mesure de la montée de la fusée, la force de la poussée  $F_p$  ne change pas mais son poids  $P$  diminue de manière importante car sa masse diminue, donc la valeur de la somme des forces  $F = F_p - P$  (dirigée vers le haut) augmente avec l'altitude.

**4.** D'après le doc. 2, La vitesse de la fusée est de plus en plus grande, sa variation de vitesse augmente pendant les deux premières minutes.

**>Conclusion**

**5.** Alors que la poussée des fusées reste constante, la variation de vitesse de la fusée augmente parce que sa masse diminue.

**EXERCICES**

■ **Vérifier l'essentiel** ■ p. 230

- 1 C.
- 2 C.
- 3 A et B.
- 4 B et C.
- 5 A et B ( $\vec{F}_1 + \vec{F}_2 + \vec{F}_3 = 0$ ).
- 6 B.
- 7 C.
- 8 B et C.

■ **Acquérir les notions** ■ p. 231

**>Vecteur variation de vitesse**

**9 1.** Le vecteur vitesse au point  $M_5$  est défini :

$$\vec{v}_5 = \frac{M_6 M_A}{2 \cdot \Delta t}$$

**2.** Le vecteur variation de vitesse en  $M_5$  s'exprime :

$$\Delta \vec{v}_5 = \vec{v}_6 - \vec{v}_4.$$

**10** Le vecteur vitesse est caractérisé par sa **direction**, son **sens** et sa valeur en  $\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$ . Il est **tangent** à la trajectoire.

Si le vecteur vitesse reste constant alors la variation de vitesse est **nulle**, le mouvement est **rectiligne** uniforme

Si le vecteur vitesse conserve sa direction mais change en valeur alors le mouvement est rectiligne et soit **accélééré**, soit **ralenti**.

Le mouvement est circulaire dès lors que le vecteur vitesse change uniquement en **direction**. Le vecteur variation de vitesse est dirigé vers **le centre du cercle**.

**11** 1. La variation de vitesse au point  $M_3$  est  $\Delta \vec{v}_3 = \vec{v}_4 - \vec{v}_2$ .

2. Pour représenter le vecteur variation de vitesse en  $M_2$ , il faut tracer  $\Delta \vec{v}_2 = \vec{v}_3 - \vec{v}_1$ .

3. On ne peut représenter le vecteur variation de vitesse en  $M_4$  car on ne dispose pas du vecteur vitesse en  $M_5$ .

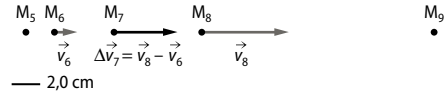
**12** 1. (voir 4)

$$2. v_6 = \frac{M_7 M_5}{2 \cdot \Delta t} = \frac{6,0 \text{ cm}}{2 \times 2,0 \text{ s}} = 1,5 \text{ cm} \cdot \text{s}^{-1} \text{ et}$$

$$v_8 = \frac{M_9 M_7}{2 \cdot \Delta t} = \frac{24,0 \text{ cm}}{2 \times 2,0 \text{ s}} = 6,0 \text{ cm} \cdot \text{s}^{-1}.$$

$$3. \Delta v_7 = v_8 - v_6 = 4,5 \text{ cm} \cdot \text{s}^{-1}.$$

4. La représentation des vecteurs vitesse :



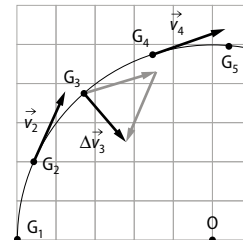
**13**

Question	Enregistrement 1	Enregistrement 2	Enregistrement 3
1.	Vecteur variation de vitesse nul	Vecteur variation de vitesse augmente au cours du temps. Direction horizontale et sens vers la droite	Vecteur variation de vitesse diminue au cours du temps. Direction horizontale et sens vers la gauche
2.	Mouvement rectiligne uniforme	Mouvement rectiligne accéléré	Mouvement rectiligne ralenti
3.	$\Delta v_5 = 0$	$\Delta v_5 = \frac{0,625 - 2 \times 0,27 + 0,08}{2 \times 0,040} = 2,0 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$	$\Delta v_5 = \frac{3,1 - 2 \times 2,5 + 1,7}{2 \times 0,040} = -2,5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

$$\Delta v_5 = v_6 - v_4 = \frac{x_7 - x_5}{2 \cdot \Delta t} - \frac{x_5 - x_3}{2 \cdot \Delta t} = \frac{x_7 - 2x_5 + x_3}{2 \cdot \Delta t}$$

**14** 1. Le vecteur vitesse varie seulement en direction au cours du temps (la valeur est constante car les points G sont à égale distance, et le sens est celui du mouvement).

2. 3. et 4. Représentations des vecteurs vitesse aux points  $G_2$  et  $G_4$ . Représentation du vecteur variation de vitesse au point  $G_3$ .

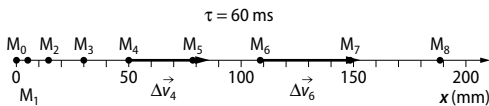


## >De la variation de vitesse aux forces

15

	Variation de vitesse	Direction et sens de la somme des forces
<b>Mouvement 1</b>	Mouvement rectiligne uniforme Variation de vitesse nulle	Somme des forces nulle.
<b>Mouvement 2</b>	Mouvement rectiligne accéléré Variation de vitesse augmente	Direction : droite Dans le sens du mouvement
<b>Mouvement 3</b>	Mouvement circulaire uniforme Vitesse change en direction Variation de vitesse est dirigé vers le centre	Direction : rayon du cercle Sens : vers le centre du cercle.
<b>Mouvement 4</b>	Mouvement circulaire uniforme Vitesse change en direction Variation de vitesse est dirigé vers le centre	Direction : rayon du cercle Sens : vers le centre du cercle.

16 1. et 3.



2. Résultats affichés dans le tableur

	A	B	C	D
1	Positions	$x_i$ (mm)	$v_i$ (m/s)	$\Delta v_i$
2	M0	0		
3	M1	4	0,12	
4	M2	14	0,22	0,18
5	M3	30	0,30	0,18
6	M4	50	0,40	0,18
7	M5	78	0,48	0,18
8	M6	108	0,58	0,18
9	M7	148	0,67	
10	M8	188		

4. La force modélisant l'ensemble des actions qui s'exercent sur le mobile a même direction et même sens que le vecteur variation de vitesse. Sa valeur est proportionnelle à la valeur de la variation de vitesse.

17 1. Après la 5<sup>e</sup> position, le mouvement est rectiligne uniforme (les distances entre chaque bille sont identiques).

2. Comme la vitesse est constante, la variation de vitesse est nulle pour tous les points après la 5<sup>e</sup> position.

3. La variation de vitesse étant nulle, le principe d'inertie est applicable, la somme des forces modélisant les actions qui s'exercent sur la bille est nulle.

4. Les forces de frottements ne compensant pas le poids de la bille, on peut en déduire qu'il existe une troisième force opposée au poids : elle

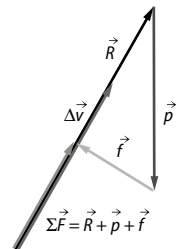
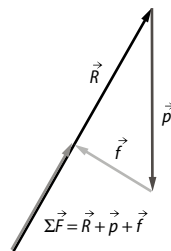
est verticale, vers le haut et sa valeur ajoutée à celle des forces de frottements est égale à la valeur du poids. (C'est la poussée d'Archimède.)

## >Des forces à la variation de vitesse

18 1. La somme des forces ne peut pas être nulle car le mouvement n'est pas rectiligne.

2. Somme des forces

3. Représentation du vecteur variation de vitesse



19

(A) Incorrect. Le vecteur vitesse doit être tangent à la courbe. Le vecteur variation de vitesse doit être colinéaire à la somme des forces.

(B) Correct.

(C) Incorrect. Le vecteur variation de vitesse doit être de même sens que le vecteur force.

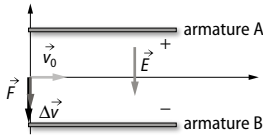
(D) Correct.

20

1. Lorsque la bille est lâchée sans vitesse initiale, elle subit uniquement l'action de la Terre. La somme des forces modélisant les actions qui s'exercent sur la bille n'étant pas nulle, la contraposée du principe d'inertie implique que la vitesse de la bille varie.

2. Puisque le poids de la bille ne varie pas au cours du temps, alors la variation de vitesse est constante (puisque proportionnelle à la force) donc la vitesse augmente régulièrement.

**21** 1. Comme la charge est positive, la force  $\vec{F} = q \cdot \vec{E}$  est de même direction et de même sens que  $\vec{E}$ .



2. Le vecteur  $\Delta\vec{v}$  est de même direction et de même sens que  $\vec{F}$ .

3. L'allure de la trajectoire est parabolique.

4. Pour une charge négative, les vecteurs force et variation de vitesse sont opposés, et la trajectoire vers le haut.

**22** Il faut utiliser la relation  $\vec{F} = m \cdot \frac{\Delta\vec{v}}{\Delta t}$  pour déterminer la valeur de la force de frottement :

$$F = m \cdot \frac{\Delta v}{\Delta t} = 4 \times \frac{2}{1} = 8 \text{ N.}$$

La force de frottement qui s'oppose au mouvement a donc pour valeur  $f = 10 - 8 = 2 \text{ N}$ .

Si on considère que les forces de frottements restent les mêmes pour une force appliquée de 14 N, la somme des forces a pour valeur  $14 - 2 = 12 \text{ N}$ . On peut déterminer la valeur de l'accroissement de vitesse.

- 1<sup>re</sup> méthode : la force et la variation de vitesse sont proportionnelles donc  $\frac{\Delta v}{2} = \frac{12}{8} \rightarrow \Delta v = 3 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

- 2<sup>e</sup> méthode : on utilise la relation

$$F = m \cdot \frac{\Delta v}{\Delta t} \rightarrow \Delta v = \frac{F \times \Delta t}{m} = \frac{12 \times 1}{4} = 3 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}.$$

### › Rôle de la masse

**23** 1. Le solide est en mouvement rectiligne accéléré.

2. Avec une masse double, son accélération serait deux fois plus faible.

**24** 1. Si la force de freinage est la même, la variation de vitesse du véhicule le plus lourd sera plus petite que la variation de vitesse du véhicule le plus léger.

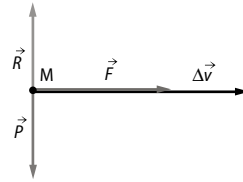
2. En conséquence, la distance de freinage d'un véhicule deux fois plus lourd sera deux fois plus longue (sans autre considérations).

**25** À partir de la relation  $\vec{F} = m \cdot \frac{\Delta\vec{v}}{\Delta t}$ , on déduit la variation de vitesse :  $\Delta v = \frac{F \times \Delta t}{m}$ .

Application numérique :

$$\Delta v = \frac{0,10 \times 10^{-3} \times 2,0}{50 \times 10^{-3}} = 0,004 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} = 0,4 \text{ cm} \cdot \text{s}^{-1}.$$

La nouvelle vitesse du bateau est  $3,2 + 0,4 = 3,6 \text{ cm} \cdot \text{s}^{-1}$ .



### Exercices similaires aux exercices résolus

■ p. 234 et 235

**27** 1. Pour vérifier si les programmeurs ont bien respecté la valeur de l'intensité de la pesanteur, il faut déterminer la valeur de la force modélisant l'action à laquelle est soumise le boulet à partir de la connaissance des valeurs de variation de vitesse.

*Note : la vérification peut être faite pour l'ensemble des points ou pour un point en particulier.*

Dans une feuille de calcul :

- on relève les positions successives  $Y_i$  du boulet au cours du temps ;

- on calcule les vitesses puis les variations de vitesse :  $v_i = \frac{Y_{i-1} - Y_{i+1}}{2 \cdot \Delta t}$  et  $\Delta v_i = v_{i+1} - v_{i-1}$  ;

- dans une dernière colonne on calcule la valeur de la force :  $F = m \cdot \frac{\Delta v}{2 \cdot \Delta t}$ .

	A	B	C	D	E
1	Temps	Position Y	vitesse	$\Delta v$	F
2		0,0	49,4		
3		0,5	48,2	4,9	
4		1,0	44,5	9,7	9,6
5		1,5	38,5	14,5	9,9
6		2,0	30,0	19,6	10,1
7		2,5	18,9	24,6	
8		3,0	5,4		

La force modélisant l'action exercée par la Terre s'exprime  $F = P = m \cdot g$

On déduit  $g = \frac{F}{m} = 9,9 \text{ m} \cdot \text{s}^{-2}$ , ce qui est conforme à

la valeur de l'intensité donnée.

2. Pour montrer que le boulet n'est soumis qu'à l'action de la Terre, il faut dans un tableur :

- déterminer les positions à 2 dimensions ( $X_i$  ;  $Y_i$ ) successives du boulet ;

- calculer la vitesse  $v_i = \frac{\sqrt{(X_{i+1} - X_{i-1})^2 + (Y_{i+1} - Y_{i-1})^2}}{2 \cdot \Delta t}$  ;

- calculer la variation de vitesse  $\Delta v_i = v_{i+1} - v_{i-1}$  ;

- calculer la force  $F = m \cdot \frac{\Delta v}{2 \cdot \Delta t}$ .

Il faut montrer que cette force est constante et égale au poids du boulet :

D3						
=RACINE((C4-C2)^2+(B4-B2)^2)						
	A	B	C	D	E	F
1	Temps	position X	Position Y	Vitesse	$\Delta v$	F
2	0,0	1,7	49,4			
3	0,5	4,3	48,3	6,9		
4	1,0	6,7	44,6	11,0	8,501343999	8,501343999
5	1,5	9,3	38,5	15,4	9,225885743	9,225885743
6	2,0	11,7	30,0	20,2	9,592753933	9,592753933
7	2,5	14,3	18,9	25,0		
8	3,0	16,8	5,5			
9						

Les résultats sont à peu près conformes à l'attendu, puisque l'action de la Terre qui est modélisée par la poids a pour valeur :  $P = m \times g = 1 \text{ kg} \times 9,8 \frac{\text{N}}{\text{kg}} = 9,8 \text{ N}$ .

**29** 1. Les actions sur la bille blanche sont exercées par :

- la terre, modélisée par le poids  $\vec{P}$  ;
- la table, modélisée par la réaction du support  $\vec{R}$  ;
- la flèche sur la balle, modélisée par la force  $\vec{F}$ .

On négligera les forces de frottement dans un premier temps.

2. Pendant la durée de l'impact, la somme des forces modélisant les actions qui s'exercent sur la bille blanche, ne s'annulent pas (le poids et la réaction du support se compensent). Durant ce cours instant, la vitesse de la bille varie. Son mouvement est rectiligne accéléré.

3. Si la bille ne rencontre pas d'obstacle, et qu'elle finit par s'arrêter c'est qu'elle subit alors une autre action qui s'oppose à son mouvement : les frottements de la bille sur la table.

### >Croiser les notions

■ p. 236

**30** 1. La grandeur qui permet de caractériser « les changements qui arrivent dans le mouvement » est la variation de vitesse.

2. La phrase indiquant que la somme des forces et la variation de vitesse sont de même direction et de même sens est « ce mouvement est toujours déterminé du même côté que la force génératrice ».

3. La force et la variation de vitesse sont proportionnelles.

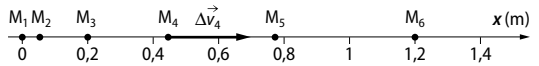
4. Si la force est opposée au mouvement, la variation de vitesse est opposée au mouvement, c'est-à-dire que la vitesse décroît.

**31** 1. Valeur de la variation de vitesse pour le 4<sup>e</sup> point :

$$\Delta v_4 = v_5 - v_3 = \frac{M_6 M_4}{2 \cdot \Delta t} - \frac{M_4 M_2}{2 \cdot \Delta t} = \frac{1,20 - 0,44}{2 \times 0,4}$$

$$\frac{0,44 - 0,20}{2 \times 0,4} = 0,65 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

2. Trajectoire et vecteur variation de vitesse :



3. On calcule  $m \cdot \frac{\Delta v}{\Delta t} = 5 \times \frac{0,65}{2 \times 0,4} = 4,0 \text{ N}$ , ce qui cor-

respond bien à la valeur de la force appliquée au point M.

4. Le mobile est soumis à la même force constante, la variation de vitesse est donc la même pour chaque point.

### 32 Vitesse, force et masse

1. Le graphique de la vitesse d'un chariot en fonction du temps est représenté ci-dessous. Une force s'exerce sur le chariot pour diminuer sa vitesse de  $23$  à  $10 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

a. Quelle est la masse du chariot si la force s'exerçant sur lui a pour valeur  $5,7 \text{ N}$  ?

b. Quelle est la masse du chariot si la force s'exerçant sur lui a pour valeur  $11,4 \text{ N}$  ?

2. La vitesse d'un chariot de masse  $5 \text{ kg}$ , varie de  $12 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$  à  $34 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$  en  $5$  secondes. Quelle est la valeur de la force s'exerçant sur lui ?

3. Le graphique vitesse/temps d'un chariot de masse  $500 \text{ g}$  est représenté ci-dessous. Combien vaut la force durant ces  $14$  secondes ?

1. a. Pendant  $14$  secondes, la variation de vitesse est de  $23 - 10 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} = 13 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ . La force vaut  $5,7 \text{ N}$ . La masse du chariot peut être calculée avec la relation  $F = m \cdot \frac{\Delta v}{\Delta t} \rightarrow m = F \cdot \frac{\Delta t}{\Delta v} = 5,7 \times \frac{14}{13} = 6,1 \text{ kg}$ .

b. Si la force a pour valeur  $11,4 \text{ N}$ , soit le double de  $5,7 \text{ N}$  et que la variation de vitesse est la même, cela signifie que la masse est deux fois plus lourde soit  $m = 2 \times 6,1 = 12,2 \text{ kg}$ .

2. La variation de vitesse est  $34 - 12 = 22 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$  en  $5$  secondes, la force agissant sur un chariot de  $5 \text{ kg}$  a pour valeur  $F = m \cdot \frac{\Delta v}{\Delta t} = 5 \times \frac{22}{5} = 22 \text{ N}$ .

3. La variation de vitesse est  $40 - 10 = 30 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$  en  $14$  secondes, la force agissant sur un chariot de  $0,500 \text{ kg}$  a pour valeur :

$$F = m \cdot \frac{\Delta v}{\Delta t} = 0,500 \times \frac{30}{14} = 1,1 \text{ N}$$

**33** 1. a. Le bilan des actions exercées sur les wagons recense les différentes actions s'exerçant sur le système :

- l'action exercée par la Terre sur les wagons ;
- l'action exercée par le sol sur les wagons ;
- l'action exercée par le véhicule tracteur.

Les actions exercées par la Terre et le sol se compensent.



1. b. En modifiant la relation

$$F = m \cdot \frac{\Delta v}{\Delta t} \rightarrow \Delta v = \frac{F \times \Delta t}{m}$$

on trouve la valeur de la variation de vitesse des wagons :  $\Delta v = \frac{3080 \times 1}{2,2 \times 10^3} = 1,4 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

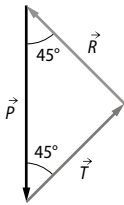
1. c. La vitesse doit augmenter de  $0$  à  $20 \text{ km} \cdot \text{h}^{-1} = \frac{20}{3,6} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} = 5,6 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

Il faudra donc  $\frac{20/3,6}{1,4} = 4,0 \text{ s}$  environ.

2. Une fois la vitesse atteinte, les wagons avancent en ligne droite à vitesse constante et, d'après le principe d'inertie, toutes les actions qui s'exercent sur eux se compensent. Donc *a priori* l'action exercée par le tracteur est nulle. En réalité le tracteur doit s'opposer aux forces de frottement et exerce donc une action pour entretenir le mouvement.

**34** 1. La somme des forces modélisant les actions s'exerçant sur le solide est nulle car le système est immobile.

2. Représentation des forces



3. Le poids a pour valeur

$$P = m \times g = 0,250 \times 9,8 = 2,5 \text{ N.}$$

4. La somme des forces forme un triangle rectangle isocèle : la tension du fil et la réaction du support sont égales et à l'aide du théorème de Pythagore on peut écrire :  $P^2 = R^2 + T^2$ , soit  $2T^2 = P^2$ .

$$\text{Donc } T = R = \sqrt{\frac{P^2}{2}}$$

$$\text{AN : } T = R = \sqrt{\frac{(0,250 \times 9,8)^2}{2}} = 1,7 \text{ N.}$$

5. Dès lors que le fil est coupé, le solide n'est plus soumis qu'aux actions de la Terre et du support. Les deux forces modélisant ces actions ne sont pas modifiées et on a  $\sum \vec{F} = \vec{P} + \vec{R} = -\vec{T}$ .

La somme des forces est bien égale et opposée à la force qu'exerce le fil sur le solide.

6. À partir de la relation  $\vec{F} = m \cdot \frac{\Delta \vec{v}}{\Delta t}$ , on peut calculer :

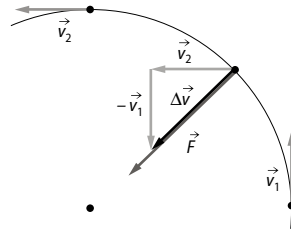
$$\frac{\Delta v}{\Delta t} = \frac{F}{m} \rightarrow \Delta v = \frac{F}{m} \times \Delta t$$

Application numérique :

$$\Delta v = \frac{1,7}{0,250} \times 1 = 6,8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

Le solide a atteint la vitesse de  $6,8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$  au bout d'une seconde.

**35** 1. Schéma de la rotation de la Lune autour de la Terre :



2. La force modélisant l'action de la Terre sur la Lune a pour caractéristiques :

- sa direction : le diamètre du cercle ;
- son sens : vers le centre de la Terre ;
- sa valeur :

$$F = G \cdot \frac{m_{\text{Terre}} \times m_{\text{Lune}}}{d^2} = 6,67 \times 10^{-11} \times \frac{5,97 \times 10^{24} \times 7,3 \times 10^{22}}{(3,84 \times 10^8)^2} = 1,97 \times 10^{20} \text{ N}$$

3. On peut déterminer la variation de la vitesse de la Lune grâce à la relation  $\vec{F} = m \cdot \frac{\Delta \vec{v}}{\Delta t}$ .

Après transformation de la relation on obtient

$$\Delta v = F \times \frac{\Delta t}{m_{\text{Lune}}}$$

$$\Delta t = \frac{27 \text{ jours } 8 \text{ heures}}{4}$$

$$= \frac{27 \times 24 \times 3600 + 8 \times 3600}{4} = 5,9 \times 10^5 \text{ s.}$$

Le calcul donne

$$\Delta v = 1,97 \times 10^{20} \times \frac{5,9 \times 10^5}{7,3 \times 10^{22}} = 1,6 \times 10^3 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}.$$

4. Pour un quart de tour, le vecteur vitesse a effectué une rotation de  $90^\circ$ . La variation de vitesse et les deux vecteurs vitesses forment un triangle rectangle isocèle.

Le théorème de Pythagore conduit à

$$\Delta v^2 = v^2 + v^2 \rightarrow \Delta v^2 = 2v^2 \rightarrow \frac{\Delta v^2}{2} = v^2 \rightarrow v = \frac{\Delta v}{\sqrt{2}}$$

5. Le calcul conduit à

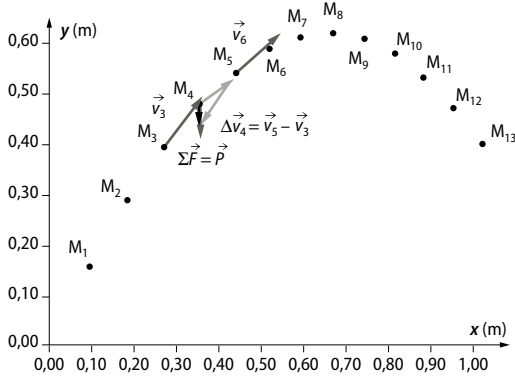
$$v = \frac{1,6 \times 10^3}{\sqrt{2}} = 1,1 \times 10^3 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} = 1,1 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}.$$

Sur Internet ou d'autres sources, on retrouve bien cette valeur.

**36 1. a.** Coordonnées des positions successives

	M <sub>0</sub>	M <sub>1</sub>	M <sub>2</sub>	M <sub>3</sub>	M <sub>4</sub>	M <sub>5</sub>	M <sub>6</sub>	M <sub>7</sub>	M <sub>8</sub>	M <sub>9</sub>	M <sub>10</sub>	M <sub>11</sub>	M <sub>12</sub>	M <sub>13</sub>
X (m)	0	0,10	0,18	0,27	0,35	0,44	0,51	0,59	0,67	0,74	0,81	0,88	0,95	1,02
Y (m)	0	0,16	0,29	0,39	0,48	0,54	0,59	0,61	0,62	0,61	0,58	0,53	0,47	0,40

**1. b. 2. a. et 2. b.**



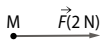
**3.** Les caractéristiques du vecteur somme des forces sont :

- sa direction : verticale ;
- son sens : vers le bas ;
- sa valeur :  $F = P$ .

On retrouve les caractéristiques du poids de la balle.

**4.** Pour les autres points, les caractéristiques sont identiques, la balle ne subit que l'action de la Terre.

**37 1.** Schéma de la situation :



**2.** La relation approchée permet d'affirmer que l'objet va se mettre en mouvement.

**3.** Après transformation de la relation approchée,

$$\text{on peut écrire : } \Delta v = \frac{F \cdot \Delta t}{m}.$$

Au bout de 2 secondes, la vitesse atteinte est de :

$$\Delta v = v_{2s} - v_{0s} = v_{2s} = \frac{F \cdot \Delta t}{m} = \frac{2 \times 2}{0,200} = 2 \times 10^1 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}.$$

**38 Démarche élémentaire**

On présente ici toutes les étapes de la démarche élémentaire, étapes nécessairement effectuées en démarche avancée.

**1.** On sait que  $M = \frac{m}{n}$  et on considère un ion potas-

sium et un ion sodium soit  $n = \frac{1}{N}$  mol

il s'en suit  $M = N \cdot m_{ion}$

$$\text{donc } \frac{M_{Na}}{M_K} = \frac{N \cdot m_{Na}}{N \cdot m_K} = \frac{m_{Na}}{m_K}$$

donc pour la même quantité d'ion (ici un seul), le rapport de masse est égale au rapport de masse molaire.

**2.** Les deux ions sont soumis à la même action électrostatique car il possède la même charge électrique positive  $q = +e$ . Elle est modélisé par la force électrostatique  $\vec{F} = +e \cdot \vec{E}$ .

**3.** La variation de vitesse de l'ion sodium est :

$$\Delta v_{Na} = 4,0 - 2,5 = 1,5 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}.$$

**4.** On sait que

$$F = m \cdot \frac{\Delta v}{\Delta t} \rightarrow \Delta v_{Na} = \frac{F \cdot \Delta t_{Na}}{m_{Na}} \text{ et } \Delta v_K = \frac{F \cdot \Delta t_K}{m_K}.$$

En effectuant le rapport

$$\frac{\Delta v_K}{\Delta v_{Na}} = \frac{\frac{F \cdot \Delta t_K}{m_K}}{\frac{F \cdot \Delta t_{Na}}{m_{Na}}} = \frac{m_{Na}}{m_K} \times \frac{\Delta t_K}{\Delta t_{Na}} = \frac{M_{Na}}{M_K} \times \frac{\Delta t_K}{\Delta t_{Na}}.$$

La variation de vitesse pour l'ion potassium est

$$\text{donc } \Delta v_K = \Delta v_{Na} \times \frac{M_{Na}}{M_K} \times \frac{\Delta t_K}{\Delta t_{Na}}.$$

Application numérique :

$$\Delta v_K = 1,5 \times \frac{23}{39} \times \frac{1,7}{1,5} = 1,0 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}.$$

La vitesse atteinte par l'ion potassium à la sortie de l'accélérateur est de  $2,5 + 1,0 = 3,5 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$ .

**39 Accélération d'un proton**

**1.** Le proton n'est soumis qu'à l'action des armatures, modélisée par la force  $\vec{F} = +e \cdot \vec{E}$  dont les caractéristiques sont :

- sa direction : axe horizontal OX ;
- son sens : vers la droite ;
- sa valeur :

$$F = e \cdot E = 1,6 \cdot 10^{-19} \times 2,5 \cdot 10^3 = 4,0 \cdot 10^{-16} \text{ N}.$$

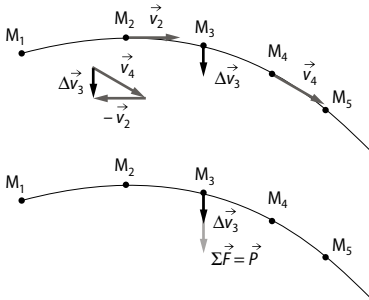
**2.** Expression de  $\Delta t$  en fonction de  $m$ ,  $e$ ,  $E$  et  $\Delta v$  :

$$\text{On sait } F = m \cdot \frac{\Delta v}{\Delta t} = e \cdot E \rightarrow \Delta t = \frac{m \cdot \Delta v}{e \cdot E}.$$

**3.** Pour que sa vitesse soit multipliée par 4, c'est-à-dire  $\Delta v = 4 \cdot v - v = 3 \cdot v$ , il faudra qu'il soit soumis au champ électrique pendant :

$$\Delta t = \frac{m \cdot \Delta v}{e \cdot E} = \frac{m \cdot 3v}{e \cdot E} = \frac{1,7 \times 10^{-27} \times 3 \times 4,0 \times 10^3}{4,0 \times 10^{-16}} = 5,1 \times 10^{-8} \text{ s} = 51 \text{ ns}.$$

**40** En utilisant la chronophotographie réalisée par l'équipe de tournage, il est possible de pointer les positions successives du snowboardeur à intervalle de temps régulier.



Il est alors possible de représenter à une échelle arbitraire, les vecteurs vitesse aux points  $M_2$  et  $M_4$ . En effectuant la soustraction de ces deux vecteurs vitesse, on représente le vecteur variation de vitesse au point  $M_3$  :  $\Delta \vec{v}_3 = \vec{v}_4 - \vec{v}_2$ .

La contraposée du principe d'inertie, permet alors de dire que la variation de vitesse n'étant pas nulle, la somme des forces modélisant les actions qui s'exercent sur le système (snowboardeur) n'est pas nulle. Elle peut également être donnée par la relation approchée  $\vec{F} = m \cdot \frac{\Delta \vec{v}}{\Delta t}$ .

En effet le bilan des actions fait apparaître que le snowboardeur n'est soumis qu'à l'action de la Terre, modélisée par le poids du skieur  $\vec{P}$ .

**41** Il est possible en pointant les positions successives du ballon de vérifier que les variations de vitesse du ballon avant le filet (trajectoire parabolique) et que les variations de vitesse après le filet (trajectoire linéaire) sont égales.

En utilisant la relation approchée  $\vec{F} = m \cdot \frac{\Delta \vec{v}}{\Delta t}$ , on peut en déduire que le ballon est soumis à la même action tout au long du trajet. Cette action n'est autrement modélisée que par la force exercée par la Terre, c'est-à-dire le poids du ballon.

**Acquérir des compétences** | p. 239

**42** >Analyse

1. On distingue la durée nécessaire pour réagir (le temps de réaction) et la durée nécessaire au véhicule pour s'arrêter pendant le freinage.

2. On utilise la relation  $\vec{F} = m \cdot \frac{\Delta \vec{v}}{\Delta t}$ . La vitesse du véhicule de masse 900 kg doit passer de 50 à 0 km · h<sup>-1</sup> avec une force de freinage de 7 kN.

Après transformation de la relation, on a une durée

$$\text{de freinage } \Delta t = \frac{m \cdot \Delta v}{F} = \frac{900 \times \frac{50 - 0}{3,6}}{7 \times 10^3} = 1,8 \text{ s.}$$

Auquel on ajoute le temps de réaction soit 1,8 + 0,5 = 2,3 s pour s'arrêter.

3. Ce résultat est cohérent avec les mesures expérimentales du graphique du document 2 puisque le temps pour s'arrêter est de 2,1 s environ.

4. On reprend le même calcul. Pour une vitesse de 90 km · h<sup>-1</sup> :

$$t_{\text{arrêt}} = t_{\text{réaction}} + \Delta t = t_{\text{réaction}} + \frac{m \cdot \Delta v}{F} \\ = 0,5 + \frac{900 \times \frac{90 - 0}{3,6}}{7 \times 10^3} = 3,7 \text{ s.}$$

Pour une vitesse de 130 km · h<sup>-1</sup> :

$$t_{\text{arrêt}} = t_{\text{réaction}} + \Delta t = t_{\text{réaction}} + \frac{m \cdot \Delta v}{F} \\ = 0,5 + \frac{900 \times \frac{130 - 0}{3,6}}{7 \times 10^3} = 5,1 \text{ s}$$

**>Synthèse**

Sur autoroute la vitesse est limitée à 130 km · h<sup>-1</sup>, il faut en théorie 5,1 s à un véhicule pour s'arrêter. L'intervalle conseillé est de 2 secondes, il correspond seulement au temps de réaction, car le véhicule qui le précède roule aussi en théorie en 130 km · h<sup>-1</sup>. Ce temps de réaction est optimisé pour toutes les situations (fatigue, inattention, vitesse plus élevée...). En revanche en cas d'obstacle immobile sur la chaussée (animal traversant la chaussée, véhicule immobilisé, obstacles...), il faudra bien plus de 5 secondes au véhicule pour s'arrêter et il est donc important de porter son regard au loin à plus de 100 m pour anticiper tout danger.

**43** Pour connaître la durée d'ascension, il faut utiliser la relation donnée dans le document 2 :

$$h = \frac{1}{2} \times \frac{F}{m} \times t^2 \rightarrow t = \sqrt{\frac{2 \cdot h \cdot m}{F}}$$

Elle implique de déterminer la masse du système et la valeur de la force qui s'exerce sur le système.

*Détermination de la valeur de la force*

La montgolfière est soumise à l'action de la Terre (le poids du système) et l'action de l'air, sur l'air chaud. Dans le document 1, la somme des actions de la Terre et de l'air, sur l'air chaud est donnée : « Le volume de la montgolfière est de 2 200 m<sup>3</sup>, et un mètre cube d'air à 85 °C peut soulever 220 grammes ».

On la note

$$F_1 = F_{\text{terre/airchaud}} + F_{\text{air/airchaud}} \\ = 2\,200 \text{ m}^3 \times 0,220 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \times 9,8 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1} = 4,7 \times 10^3 \text{ N}$$

Il reste à déterminer la valeur de la force modélisant l'action de la Terre sur la masse de {la nacelle, l'enveloppe, les brûleurs et des trois personnes} (on néglige l'action de l'air sur ces éléments) :

$$F_2 = P_{\text{nacelle+3personnes}} = (200 \text{ kg} + 3 \times 80 \text{ kg}) \cdot 9,8 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1} \\ = 4,3 \times 10^3 \text{ N.}$$

On déduit la valeur de la force  $F$  permettant à la montgolfière de s'élever :

$$F = F_1 - F_2 = 4,7 \times 10^3 - 4,3 \times 10^3 = 0,4 \times 10^3 \text{ N}$$

*Détermination de la masse du système (air chaud + nacelle, enveloppe, brûleurs + 3 personnes)*

$$m = 2\,200 \text{ m}^3 \times 0,986 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} + 200 \text{ kg} + 3 \times 80 \text{ kg} \\ = 2,6 \times 10^3 \text{ kg.}$$

*Calcul de la durée pour s'élever d'une hauteur*  
 $h = 800 \text{ m.}$

$$t = \sqrt{\frac{2 \cdot h \cdot m}{F}} = \sqrt{\frac{2 \times 800 \times 2,6 \times 10^3}{0,4 \times 10^3}} \\ = 102 \text{ s} = 1 \text{ min } 42 \text{ s.}$$

En réalité il faut environ 5 minutes selon les conditions météo.

**44** 1. Le bilan des forces modélisant les actions qui s'exercent sur le parachutiste pendant le saut est le suivant :

- action de la Terre modélisée par :

$$\vec{F}_{\text{Terre/parachutiste}} = \vec{P}_{\text{parachutiste}} ;$$

- action de l'air modélisée par une force de frottement :  $\vec{F}_{\text{air/parachutiste}} = \vec{f}_{\text{frottement}}$ .

**2. a.** Pendant les deux premières secondes, la variation de vitesse est constante car la vitesse croît linéairement.

**b.** Si la variation de vitesse est constante alors la somme des forces est elle aussi constante d'après la relation approchée de la deuxième loi de Newton. Comme le poids du parachutiste ne change pas et comme à  $t = 0 \text{ s}$  la vitesse est nulle, alors les forces de frottements sont nulles (donc négligeables) pendant les deux premières secondes.

**3. a.** Entre 2 et 15 secondes la variation de vitesse diminue.

Entre 5 et 10 s la vitesse augmente de  $\Delta v = 51 - 37 = 14 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

Et entre 10 et 15 s, sa vitesse n'augmente plus que de  $\Delta v = 53 - 51 = 2 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

**b.** Le poids du parachutiste n'étant pas modifié cela signifie que les forces de frottements augmentent.

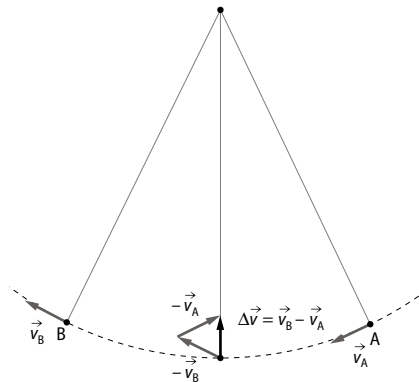
**4. a.** Après 15 secondes, la vitesse n'augmente plus, la variation de vitesse est donc nulle alors la somme des forces s'exerçant sur le parachutiste est nulle d'après le principe d'inertie.

**b.** La valeur maximale des forces de frottement est égale au poids du parachutiste :

$$f = P = 82 \times 9,8 = 800 \text{ N.}$$

**45** 1. Les vitesses en deux points symétriques de l'axe verticale sont tangentes à l'arc de cercle décrit par le pendule, et ont des valeurs égales (en l'absence de force de frottement).

2. Voir schéma :



**3.** D'après la relation approchée de la 2<sup>e</sup> loi de Newton, le vecteur somme des forces s'exerçant sur la masse est de même direction, de même sens et est proportionnelle au vecteur variation de vitesse.

**4.** Comme la somme des forces n'est pas nulle, la tension du fil est donc plus grande que le poids du pendule. Plus la masse est grande et, plus la vitesse du pendule est grande, plus la résistance du fil doit être importante.

# Aspects énergétiques des phénomènes électriques

## LE PROGRAMME

### 1. Aspects énergétiques des phénomènes électriques

L'électricité est un domaine très présent au travers de ses multiples applications et riche, tant d'un point de vue conceptuel, que méthodologique et expérimental.

Dans la continuité du programme de seconde, cette partie met l'accent sur l'utilisation de dipôles électriques simples pour modéliser le comportement de systèmes électriques utilisés dans la vie quotidienne ou en laboratoire : générateurs, dont les piles, et capteurs. En évitant soigneusement toute confusion entre les concepts d'électricité et d'énergie, l'enjeu est d'analyser quelques situations typiques à l'aide de concepts énergétiques préalablement construits, notamment au collège. L'électricité est en effet un thème propice à l'étude de bilans énergétiques. La problématique de l'efficacité d'une conversion énergétique, fondamentale pour les enjeux environnementaux, est également abordée.

L'application de ces notions renvoie à de nombreux secteurs d'activités : télécommunications, transports, environnement, météorologie, santé, bioélectricité, etc. Dans tous ces domaines, des capteurs très divers, associés à des circuits électriques, sont utilisés pour mesurer des grandeurs physiques. Le programme permet d'aborder toutes ces applications avec un point de vue énergétique. La mise en œuvre de cette partie du programme est l'occasion d'utiliser des multimètres, des microcontrôleurs associés à des capteurs, des smartphones, des cartes d'acquisitions, des oscilloscopes, etc.

**Notions abordées au collège (cycle 4) et en seconde**  
Énergie, puissance, relation entre puissance et énergie, identification des sources, transferts et conversions d'énergie, bilan énergétique pour un système simple, conversion d'un type d'énergie en un autre. Tension, intensité, caractéristique tension-courant, loi d'Ohm, capteurs.

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
Porteur de charge électrique. Lien entre intensité d'un courant continu et débit de charges.	Relier intensité d'un courant continu et débit de charges.
Modèle d'une source réelle de tension continue comme association en série d'une source idéale de tension continue et d'une résistance.	Expliquer quelques conséquences pratiques de la présence d'une résistance dans le modèle d'une source réelle de tension continue. <i>Déterminer la caractéristique d'une source réelle de tension et l'utiliser pour proposer une modélisation par une source idéale associée à une résistance.</i>
Puissance et énergie. Bilan de puissance dans un circuit. Effet Joule. Cas des dipôles ohmiques. Rendement d'un convertisseur.	Citer quelques ordres de grandeur de puissances fournies ou consommées par des dispositifs courants. Définir le rendement d'un convertisseur. <i>Évaluer le rendement d'un dispositif.</i>

## POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

■ p. 246

### SITUATION 1

Il s'agit de vérifier que l'élève sait que le courant électrique est le même en tout point d'une branche d'un circuit et plus particulièrement pour vérifier que

le concept erroné « d'épuisement du courant électrique » n'est pas ancré dans l'esprit des élèves.

### ► Exemple de réponse attendue

Pour mesurer l'intensité du courant électrique qui traverse L, on peut brancher l'ampèremètre à 3 endroits différents : entre le point A et L, entre L

et  $R_2$  et entre  $R_2$  et le point B. En effet, l'intensité du courant électrique est la même en chaque point d'une branche d'un circuit électrique.

### ► En classe de première

La mesure de l'intensité du courant électrique à l'aide d'un ampèremètre est incontournable de l'étude des circuits. L'élève ne doit plus se poser la question de positionner l'ampèremètre avant ou après le dipôle étudié. Cette compétence est réinvesti dans les **activités 2 et 4**, traitant respectivement de la caractéristique des dipôles et des puissances électriques.

#### SITUATION 2

Il s'agit de vérifier que l'élève sait ce qu'est la caractéristique d'un dipôle électrique, puisque cette notion est présentée en classe de seconde. Cette représentation étant proposée pour la loi d'Ohm en seconde, la caractéristique demandée est, de ce fait, normalement connue d'un élève de première.

### ► Exemple de réponse attendue

L'allure de la caractéristique d'un tel dipôle sera une droite passant par l'origine (fonction linéaire) dont le coefficient directeur n'est autre que le coefficient de proportionnalité entre  $U$  et  $I$ .

### ► En classe de première

L'étude du générateur de tension idéal et réel en classe de première sera l'occasion de réinvestir la représentation de la caractéristique d'un dipôle électrique. Cette compétence sert de base pour permettre à l'élève, à travers l'**activité 2**, de découvrir d'autres types de caractéristiques, comme celle d'une source réelle de tension et de commencer à en comprendre le fonctionnement.

#### SITUATION 3

Il s'agit ici de vérifier que non seulement l'élève connaît la loi d'Ohm, mais qu'il ait également compris les conséquences mathématiques de cette relation de proportionnalité.

### ► Exemple de réponse attendue

En application de la loi d'ohm, la tension aux bornes d'un dipôle ohmique est proportionnelle à l'intensité du courant électrique qui traverse le dipôle.

$$U_1 = R \cdot I_1 \text{ et } U_2 = R \cdot I_2$$

$$\text{soit } \frac{U_1}{I_1} = R = \frac{U_2}{I_2} \text{ et donc } I_2 = U_2 \cdot \frac{I_1}{U_1} = \frac{25 \times 8}{20} = 10 \text{ A.}$$

### ► En classe de première

La connaissance du comportement des conducteurs ohmiques est nécessaire pour comprendre la notion de résistance interne dans le cas d'une source réelle de tension et ainsi appréhender ses

conséquences. Cette notion est réinvestie dans l'**activité 4**, qui met en évidence les pertes énergétiques de telles sources en raison de la présence d'une résistance interne.

## ACTIVITÉS

p. 248 ■ **ACTIVITÉ 1**

### Vitesse des électrons dans le cuivre

#### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

*Cette première activité est une introduction l'association de la notion de courant électrique et des mouvements de charges. En effet, le rôle et le types des porteurs de charges responsables du courant électrique dans la matière ne sont pas des connaissances exigibles d'un élève de fin de seconde générale. C'est pour cela qu'aucun acquis de la première page du chapitre ne s'y rapporte.*

*On peut cependant imaginer qu'à travers les divers notions déjà abordées sur le thème de l'électricité, cette question se soit posé et que l'élève n'arrive pas en première avec absolument aucune idée sur l'origine du courant électrique.*

*Cette activité, sous la forme d'une démarche différenciée permettant à l'élève de choisir son niveau de difficulté, va bien sûr plus loin puisque l'élève de première doit savoir relier l'intensité du courant électrique au débit des charges qui en sont responsables.*

#### ► Démarche experte

Le nombre d'électrons libre dans  $1 \text{ m}^3$  de métal est égal au nombre d'atomes de cuivre dans le même

volume.  $N = \frac{\rho_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \cdot N_A$  électrons libres par  $\text{m}^3$  de cuivre.

La charge électrique qui traverse une section d'un fil de cuivre de rayon  $r$  est :  $Q = N \cdot V \cdot e$ . Or, d'après l'expression de  $V$  fournie dans l'énoncé,  $Q = N \cdot \pi \cdot r^2 \cdot v \cdot \Delta t \cdot e$  en remplaçant  $V$  par son expression. D'après le document 1 :  $Q = I \cdot \Delta t$ , or, d'après la question précédente :  $Q = N \cdot \pi \cdot r^2 \cdot v \cdot \Delta t \cdot e$  ; D'où  $I \cdot \Delta t = N \cdot \pi \cdot r^2 \cdot v \cdot \Delta t \cdot e$  soit, en simplifiant par  $\Delta t$  :  $I = N \cdot \pi \cdot r^2 \cdot v \cdot e$

On remplace  $N$  par son expression et on trouve :  $I = N \cdot \pi \cdot r^2 \cdot v \cdot e$

$$I = N \cdot \pi \cdot r^2 \cdot v \cdot e = \frac{\rho_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \cdot N_A \times \pi \cdot r^2 \cdot v \cdot e$$

Ainsi, on trouve :

$$v = \frac{I \cdot M_{\text{Cu}}}{\rho_{\text{Cu}} \cdot \pi \cdot r^2 \cdot e}$$

$$v = \frac{100 \times 10^{-3} \times 63,5 \times 10^{-3}}{8,96 \cdot 10^3 \cdot \pi \times (0,50 \times 10^{-3})^2 \times 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}} = 9,35 \times 10^{-6} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} = 9,35 \mu\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$$

### ► Démarche avancée

1. Le nombre d'électrons libre dans  $1 \text{ m}^3$  de métal est égal au nombre d'atomes de cuivre dans le même volume.

$$N = \frac{\rho_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \cdot N_A = \frac{8,96 \times 10^3}{63,5 \times 10^{-3}} \times 6,022 \times 10^{23} = 8,50 \times 10^{28}$$

électrons libres

2. a.  $Q = N \cdot V \cdot e = N \cdot \pi \cdot r^2 \cdot v \cdot \Delta t \cdot e$  en remplaçant  $V$  par son expression.

b. D'après le document 1 :  $Q = I \cdot \Delta t$ , or, d'après la question précédente :  $Q = N \cdot \pi \cdot r^2 \cdot v \cdot \Delta t \cdot e$  ;  
D'où  $I \cdot \Delta t = N \cdot \pi \cdot r^2 \cdot v \cdot \Delta t \cdot e$  soit, en simplifiant par  $\Delta t$  :  $I = N \cdot \pi \cdot r^2 \cdot v \cdot e$

$$\begin{aligned} \text{c. } v &= \frac{I}{N \cdot \pi \cdot r^2 \cdot e} \\ &= \frac{100 \times 10^{-3}}{8,50 \times 10^{28} \times \pi \times (0,50 \times 10^{-3})^2 \times 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}} \\ &= 9,35 \times 10^{-6} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} = 9,35 \mu\text{m} \cdot \text{s}^{-1} \end{aligned}$$

### ► Démarche élémentaire

1. Le nombre d'électrons libre dans  $1 \text{ m}^3$  de métal est égal au nombre d'atomes de cuivre dans le même volume.

$$N = \frac{\rho_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \cdot N_A = \frac{8,96 \times 10^3}{63,5 \times 10^{-3}} \times 6,022 \times 10^{23} = 8,50 \times 10^{28}$$

électrons libres.

2. a.  $Q = N \cdot V \cdot e$

b.  $Q = N \cdot \pi \cdot r^2 \cdot v \cdot \Delta t \cdot e$  en remplaçant  $V$  par son expression. On prendra  $r = 0,5 \times 10^{-3} \text{ m}$ , ainsi en effectuant l'application numérique, on trouve :

$$Q = 1,07 \times 10^4 \times v \cdot \Delta t$$

c. D'après le document 1 :  $Q = I \cdot \Delta t$ .

$$\text{d. } 1,07 \times 10^4 \cdot v \cdot \Delta t = I \cdot \Delta t,$$

$$\text{d'où } v = \frac{I}{1,07 \times 10^4} = \frac{100 \times 10^{-3}}{1,07 \times 10^4} = 9,35 \times 10^{-6} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} = 9,35 \mu\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$$

(droite linéaire)

p. 249 ■ **ACTIVITÉ 2**

### Caractéristique d'une pile

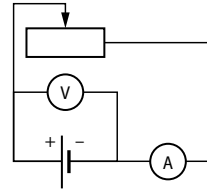
#### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

A travers la démarche expérimentale qui est proposé ici, l'élève est amené à réinvestir la notion de caractéristique d'un dipôle électrique et notamment celle qu'il connaît déjà : le dipôle ohmique. Il est question ici, bien entendu, de construire la caractéristique d'une source réelle de tension et d'utiliser ainsi les capacités expérimentales de base de l'élève, liées à l'électricité : construire un circuit et mesurer les grandeurs électriques dans un circuit.

1. a. D'après la loi d'Ohm :  $U = R \cdot I$ . Si on diminue  $R$  en maintenant  $u$  constant, alors la valeur de  $I$  doit augmenter.

b. Le rhéostat permet de faire varier l'intensité débitée par la pile.

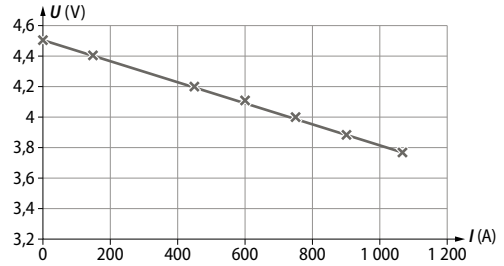
c. Schéma du circuit électrique :



2. a.

$U$ (V)	4,49	4,4	4,3	4,2	4,11	4	3,88	3,76
$I$ (mA)	0	150	300	450	600	750	900	1 066

b.



L'équation de la droite est :  $U = 4,50 - 0,684 \times I$  ( $U$  en V et  $I$  en A)

3. L'ordonnée à l'origine nous donne  $U_0$ . On lit graphiquement  $U_0 = 4,50 \text{ V}$ .

La modélisation de la droite nous donne un coefficient directeur  $r = 0,684$ .

p. 250 ■ **ACTIVITÉ 3**

### Principe de l'électrophorèse

#### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

L'activité proposée ici est un complément à l'activité 1 à propos de la notion de déplacement des porteurs de charges. Elle peut, à ce propos, être faite en amont, l'ordre n'ayant aucune importance. Il est question ici de mettre en évidence le déplacement des ions en solution. Cette activité, comme l'activité 1 n'a pas de prérequis pour un élève rentrant en première générale.

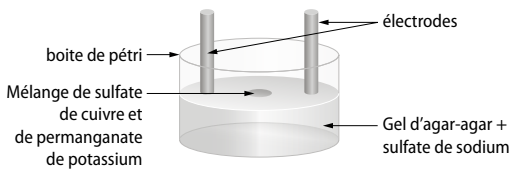
1. a. Le gel doit contenir des charges libres de se déplacer dans le gel : des ions

b. D'après le document 3, les brins d'ADN se déplacent vers l'électrode reliée à la borne + du générateur. On peut supposer qu'ils sont chargés négativement.

2. a. On prépare une solution d'agar-agar en dissolvant, par exemple, 2,0 g d'agar-agar dans 200 mL d'eau tiède. On ajoute 1 g de sulfate de sodium, puis on porte le mélange à ébullition.

On verse cette solution dans une boîte de pétri, on immerge 2 électrodes (de graphite ou de platine) placées parallèlement séparées de quelques cm dans la solution. Avant la prise complète du gel, on verse quelques gouttes d'un mélange de permanganate de potassium ( $10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ) et de sulfate de cuivre ( $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ) entre les deux électrodes (voir schéma)

Les électrodes sont reliées aux bornes d'un générateur de tension.



b. Après quelques minutes, les ions migrent vers les électrodes. Les ions permanganates (violets) migrent en direction de la borne + car ils sont chargés négativement et les ions cuivre (bleus) migrent en direction de la borne - car ils sont chargés positivement.

On observe donc une séparation des couleurs de la tache centrale.

3. L'électrophorèse permet de séparer les ions d'un mélange. Les espèces chargées migrent en fonction de leurs charges électriques (signe, valeur) mais on peut imaginer qu'elles migrent à des vitesses différentes en raison également de leur taille. On peut

donc les identifier dans différents échantillons. Une séparation des couleurs de la tache centrale.

## Bilan de puissance dans un circuit

### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Cette dernière activité réinvesti la notion de puissance dans un circuit électrique, afin d'en faire un bilan et de voir que la résistance interne d'une source réelle de tension engendre des pertes par effet joule.

Il pourra être intéressant, en introduction de cette activité, d'utiliser avec les élèves l'animation Edumédia : « Installation électrique » qui permet de montrer que dans l'installation électrique de la maison, la somme des puissances des appareils branchés est égale à celle délivré au niveau du compteur électrique général.

Remarque de mise en œuvre : Les mesures effectuées ici ont été faites avec le matériel suivant : lampe  $L_1$  : 6V ; 100 mA, lampe  $L_2$  6V ; 350 mA et pile plate de 4,5V. La précision du calcul de la puissance dissipée par effet joule dans le cas du circuit série est faible. Cette activité pourra donc être l'occasion d'un échange pertinent sur la précision des mesures.

1. Mesure au voltmètre :  $U_0 = 4,43 \text{ V}$ .

2. L'ampèremètre doit être branché en série avec le dipôle et le voltmètre en dérivation. A partir des mesures de l'intensité du courant électrique  $I$  et de la tension  $U$ , on calcule la puissance fournie ou utilisée par le dipôle. Dans l'illustration du document 1 :  $P = 0,26 \times 230 \approx 60 \text{ W}$

3. a.

Type de circuit	$U_{\text{pile}}$	$I_{\text{pile}}$	$P_{\text{pile}}$	$P_{L1}$	$P_{L2}$	$P_{0_{\text{pile}}}$
Dérivation	4,27 V	319 mA	1,36 W	$4,27 \times 0,071 = 0,30 \text{ W}$	$4,27 \times 0,249 = 1,06 \text{ W}$	$4,43 \times 0,319 = 1,41 \text{ W}$
Série	4,40 V	70,5 mA	0,310 W	$4,16 \times 0,0705 = 0,293 \text{ W}$	$0,267 \times 0,0705 = 0,188 \text{ W}$	$4,43 \times 0,0705 = 0,312 \text{ W}$

b.  $P_{\text{joule}} = P_{0_{\text{pile}}} - P_{\text{pile}}$  et  $P_{\text{pile}} = P_{L1} + P_{L2}$ , d'où :  
 $P_{0_{\text{pile}}} - P_{\text{joule}} = P_{L1} + P_{L2}$  ou  $P_{0_{\text{pile}}} = P_{\text{joule}} + P_{L1} + P_{L2}$

4. Circuit série :  $P_{\text{joule}} = 2 \text{ mW}$   
 Circuit dérivation :  $P_{\text{joule}} = 0,051 \text{ W} = 51 \text{ mW}$

On applique  $r = \frac{P_{\text{joule}}}{I_{\text{pile}}^2}$ .

On trouve :

- pour le circuit série :  $R = 0,4 \Omega$
- pour le circuit dérivation  $0,50 \Omega$

5.  $\rho = \frac{P_{\text{pile}}}{P_{0_{\text{pile}}}} = \frac{1,36}{1,41} = 0,964 = 96,4 \%$  pour le circuit en dérivation.

$\rho = \frac{P_{\text{pile}}}{P_{0_{\text{pile}}}} = \frac{310}{312} = 0,994 = 99,4 \%$  pour le circuit en série.

6. La puissance fournie par la transformation chimique de la pile est convertie sous forme électrique. Cette puissance électrique est égale à la somme des puissances des dipôles du circuit et de la puissance dissipée par effet joule.



## EXERCICES

### Vérifier l'essentiel

p. 160

#### 1. Le courant électrique.

- 1 B.      2 C.      3 B.

#### 2. Source réelle de tension.

- 4 A et C.      5 B.

#### 3. Puissance et énergie.

- 6 C.      8 A et B.  
7 C.      9 A et C.

### Acquérir les notions

p. 257

#### 1. Le courant électrique

10 1. Les ions colorés contenus dans le tube ont migrés vers les électrodes, sous l'effet de la tension électrique. Comme ils sont de signes opposés ( $\text{Cu}^{2+}$  et  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ) ils ont migré chacun d'un côté du tube, en direction d'une borne du générateur.

2. Les ions  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  ont été attirés par la borne + du générateur. Elle est donc reliée du côté gauche. Les ions  $\text{Cu}^{2+}$  sont attirés par la borne - du générateur. Elle est donc reliée du côté droit.

11 1.  $Q = I \cdot \Delta t = 0,10 \times 60 = 6,0 \text{ C}$

2. Un électron a une charge de  $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$ . Il faudra donc  $N = \frac{6}{1,602 \times 10^{-19}} = 3,7 \cdot 10^{19}$  électrons libres

soit  $n = \frac{3,7 \times 10^{19}}{6,022 \times 10^{23}} = 6,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$  d'électrons.

12 1.  $Q = 72 \times 3\,600 = 2,6 \cdot 10^5 \text{ C}$

2. Un électron a une charge de  $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$ . Cela correspond donc à  $N = \frac{2,6 \times 10^5}{1,602 \times 10^{-19}} = 1,6 \cdot 10^{24}$  électrons libres soit  $n = \frac{1,6 \times 10^{24}}{6,022 \times 10^{23}} = 2,7 \text{ mol}$  d'électrons.

13 1.  $Q = 1,12 \times 10^{19} \cdot 1,602 \times 10^{-19} = 1,79 \text{ C}$

2.  $I = \frac{Q}{\Delta t} = \frac{1,79}{180} = 9,97 \times 10^{-3} \text{ A} = 9,97 \text{ mA}$

14 1. a. Un ion argent comporte une charge « + » résiduelle. Sa charge est donc  $q = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$   
b. La pièce à argenter est reliée à la borne -, celle qui attire les ions  $\text{Ag}^+$ .

2. a. La masse molaire de l'argent est  $M_{\text{ag}} = 108 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Puisqu'il s'est déposé 5,00 mg soit  $m = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ g}$  d'argent, cela correspond à  $n = \frac{5,00 \times 10^{-3}}{108} = 4,63 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$  d'argent.

2. b. La charge totale correspondant aux ions argent déplacés est :  $Q = 1,602 \times 10^{-19} \times 4,63 \times 10^{-5} \times 6,022 \times 10^{23} = 4,47 \text{ C}$ .

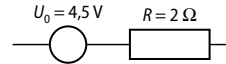
2. c. ce qui correspond à une intensité de courant électrique moyenne :  $I = \frac{4,47}{1,25} = 9,92 \times 10^{-3} \text{ A}$

15 1.  $I = \frac{Q}{\Delta t}$  donc  $I$  est proportionnel à la charge.  $n = C \cdot V$ , donc le nombre de charge est proportionnel à la concentration. Ainsi,  $I$  est proportionnel à  $C$ .

2. Un ion  $\text{Fe}^{2+}$  possède deux fois plus de charge résiduelle qu'un ion  $\text{F}^-$ . Ainsi chaque ions  $\text{Fe}^{2+}$  apporte 2 fois plus de charge, et puisque  $I$  est proportionnel à  $Q$ , alors  $I$  est multiplié par 2. (Ce raisonnement est valable à la condition que les ions  $\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{F}^-$  migrent à la même vitesse, ce qui est le cas).

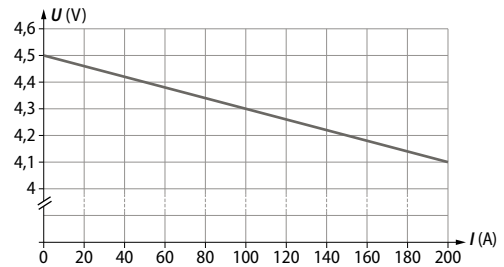
#### Source réelle de tension

16 1. Schéma de l'équivalent électrique de la source de tension :



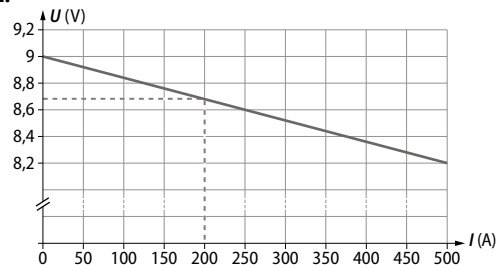
2. Une source idéale de tension a une tension constante entre ses bornes (qui ne dépend donc pas de l'intensité du courant électrique qu'elle délivre).

3. La caractéristique d'une telle source est la représentation graphique de  $U = U_0 - R \cdot I$  :



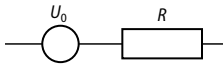
17 1. La tension à vide correspond à la tension de la pile lorsque rien n'est branché à ses bornes. L'intensité du courant électrique débité vaut alors 0 A. Pour la pile décrite,  $U_0 = 9,0 \text{ V}$

2.



3. Si on calcule la pente de la droite, on trouve une résistance interne  $r = 1,5 \Omega$ .

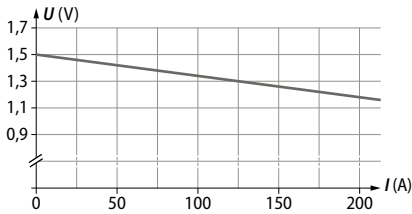
18 1.



$U_0$  est la tension à vide de la source idéale de tension et  $R$  est la résistance interne de la source réelle de tension.

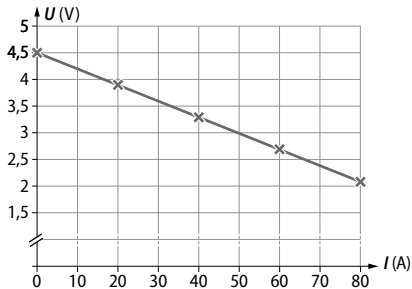
2. L'équation de la droite est :  $U = 1,5 - 5 \times I$  avec  $U$  en volt et  $I$  en ampère. Ainsi,  $U_0 = 1,5 \text{ V}$  et  $R = 5 \Omega$ .

19 1.



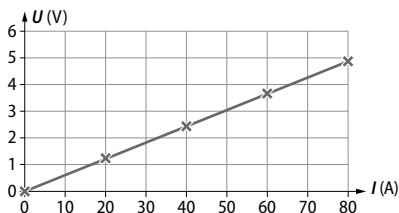
2. La présence d'une résistance interne fait diminuer la tension électrique aux bornes de la pile au fur et à mesure que l'intensité du courant qu'elle débite augmente. Sa tension n'est donc pas stable.

20



Dipôle 1

Équation :  $U = 4,5 - 30 \times I$   
(avec  $I$  en A et  $U$  en V)



Dipôle 2

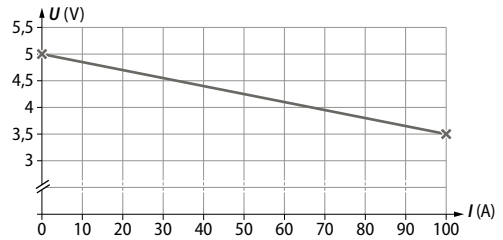
Équation :  $U = 30 \times I$   
(avec  $U$  en V et  $I$  en A)

2. Le dipôle 1 est une source réelle de tension et le dipôle 2 est un conducteur ohmique.

3. Pour le dipôle 1 : La tension de la source idéale est  $U_0 = 4,5 \text{ V}$  et la résistance interne est  $r = 30 \Omega$ .

Pour le dipôle 2, la résistance du conducteur est  $R = 30 \Omega$

21 1.



2. Pour  $I = 20 \text{ mA}$ , on a  $U = 5,0 - 15 \times 0,02 = 4,7 \text{ V}$

3. Pour  $U = 4,4 \text{ V}$ ,  $I = (5 - 4,4)/15 = 0,04 \text{ A} = 40 \text{ mA}$

> Puissance et énergie

22 1. 800 mW : Un smartphone (B)

2. 100 W : un téléviseur (OLED) (C)

3. 150 kW : une voiture électrique (D)

4. 9 MW : un TGV (A)

5. 4 GW : Une centrale nucléaire (E)

23 1. Le générateur délivre une puissance

$$P_G = 4,5 \times 0,200 = 0,90 \text{ W}$$

2. Puissance reçue par les lampes :

$$P_{L1} = 3,2 \times 0,200 = 0,64 \text{ W}$$

$$P_{L2} = 1,3 \times 0,200 = 0,26 \text{ W}$$

3.  $P_{\text{total}} = P_{L1} + P_{L2} = 0,64 + 0,26 = 0,90 \text{ W}$ . On retrouve  $P_G$  ce qui confirme que la puissance délivrée par le générateur est bien celle utilisée par les lampes. Ainsi, l'énergie est conservée dans le circuit.

24 1.  $P = R \cdot I^2$  d'où  $R = \frac{P}{I^2} = \frac{10 \times 10^{-3}}{1^2} = 1,0 \times 10^{-2} \Omega$ .

2. Pour multiplier la puissance par 4, il faut multiplier l'intensité du courant électrique par 2 (car  $I$  est au carré). Ainsi,  $I = 2 \text{ A}$

25 1. Pour une heure d'utilisation,  $E_{\text{fourni}} = 75,0 \times 3\,600 = 2,70 \times 10^5 \text{ J}$ . Si le rendement est de 2,0 %,  $E_{\text{utile}} = 0,02 \times 2,70 \times 10^5 = 5,4 \times 10^3 \text{ J}$  et  $E_{\text{effet joule}} = 0,98 \times 2,70 \times 10^5 = 2,65 \times 10^5 \text{ J}$ .

2. Pour une lampe DEL de 6,0 W,  $E_{\text{fourni}} = 6 \times 3\,600 = 2,16 \times 10^4 \text{ J}$ . Puisque la puissance lumineuse est la même, alors  $E_{\text{utile}} = 5,4 \times 10^3 \text{ J}$

$$\text{d'où } \rho = \frac{E_{\text{utile}}}{E_{\text{fourni}}} = \frac{5,4 \times 10^3}{2,16 \times 10^4} = 0,25 = 25 \%$$

3. Pour 30 min d'utilisation,  $E_r$  et  $E_u$  sont divisés par 2. Le rendement est donc exactement le même. Il ne dépend pas de la durée d'utilisation.

26 1.  $P = R \cdot I^2 = 30 \times 7,74^2 = 1\,797 \text{ W}$

2.  $E = P \cdot \Delta t = 1\,797 \times 600 = 1,1 \times 10^6 \text{ J}$

**27** 1.  $E = P \cdot \Delta t = U \cdot I \cdot \Delta t = 10 \times 3 \times 3\,600 = 1,08 \cdot 10^5 \text{ J}$

2.  $\rho = \frac{E_u}{E_f} = \frac{1,05 \times 10^5}{1,08 \times 10^5} = 0,972 = 97,2 \%$

3. L'énergie dissipée par effet joule est  $E_{\text{joule}} = 1,08 \times 10^5 - 1,05 \times 10^5 = 3 \text{ kJ}$

$P_{\text{joule}} = \frac{E_{\text{joule}}}{\Delta t} = \frac{3\,000}{3\,600} = 0,83 \text{ W}$

et  $R = \frac{P}{I^2} = \frac{0,83}{3^2} = 9,2 \times 10^{-2} \Omega = 92 \text{ m}\Omega$

**29** 1. a.  $E = 1,5 \times 10^3 \times 285 \times 10^3 = 4,28 \times 10^8 \text{ J} = 428 \text{ MJ}$

b.  $\Delta t = \frac{E}{P} = \frac{4,28 \times 10^8}{45 \times 10^3} = 9\,500 \text{ s} = 2 \text{ h } 37 \text{ min } 48 \text{ s}$

2. a.  $P_0 = 1,48 \times 2,25 = 3,33 \text{ W}$

b.  $P_{\text{reel}} = 1,455 \times 2,25 = 3,27 \text{ W}$  D'où  $P_{\text{joule}} = 0,056 \text{ W}$

et  $\Delta = \frac{P_u}{P_f} = \frac{3,27}{3,33} = 0,983 = 98,3 \%$

**31** 1. La présence de ions  $\text{Al}^{3+}$  et  $\text{O}^{2-}$ , charges libres de se déplacer, permet le transport du courant électrique dans la solution.

2. a.  $P = 4,20 \times 3,5 \times 10^5 \times 360 = 5,29 \times 10^8 \text{ W} = 529 \text{ MW}$

b.  $\Delta t = \frac{E}{P} = \frac{4,86 \times 10^{10}}{5,29 \times 10^8} = 91,8 \text{ s}$

c.  $Q = I \cdot \Delta t = 3,5 \times 10^5 \times 91,8 = 3,2 \times 10^7 \text{ C} = 32 \text{ MC}$

**32** 1.  $P_f = U \cdot I = 5,0 \times 0,25 = 1,25 \text{ W}$

2.  $P_{\text{joule}} = R \cdot I^2 = 2 \times 0,25^2 = 0,125 \text{ W}$

3.  $P_u = P_f - P_{\text{joule}} = 1,25 - 0,125 = 1,125 \text{ W}$

4.  $\rho = \frac{P_u}{P_f} = \frac{1,125}{1,25} = 0,9 = 90 \%$

5.  $P_f = U \cdot I = 5,0 \times 0,5 = 2,5 \text{ W}$

$P_{\text{joule}} = R \cdot I^2 = 2 \times 0,5^2 = 0,5 \text{ W}$

$P_u = P_f - P_{\text{joule}} = 2,5 - 0,5 = 2,0 \text{ W}$

$\rho = \frac{P_u}{P_f} = \frac{2,0}{2,5} = 0,8 = 80 \%$

**33** 1. Les ions en solution sont des espèces chargées libres de se déplacer : ils conduisent le courant électrique dans la solution.

2. a. On a  $E = P \cdot \Delta t = U \cdot I \cdot \Delta t$

d'où  $I = \frac{E}{U \cdot \Delta t} = \frac{28,5 \times 10^3}{1,48 \times 3\,600} = 5,35 \text{ A}$

b. Soit  $n$  le nombre d'électron :

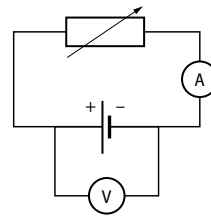
$n = \frac{Q}{e \cdot N_A} = \frac{I \cdot \Delta t}{e \cdot N_A} = \frac{5,35 \times 3\,600}{1,60 \times 10^{-19} \times 6,022 \times 10^{23}} = 0,200 \text{ mol}$

3. Une partie de l'énergie sera dissipée sous forme de chaleur par effet joule.

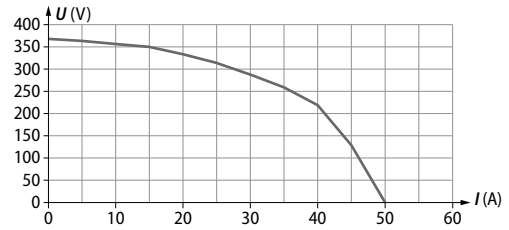
b.  $E_{\text{joule}} = P_{\text{joule}} \cdot \Delta t = R \cdot I^2 \cdot \Delta t = 1,14 \times 10^{-2} \times 5,35^2 \times 3\,600 = 1\,170 \text{ J} = 1,17 \text{ kJ}$

c.  $\rho = \frac{E_u}{E_f} = \frac{28,5 - 1,17}{28,5} = 0,959 = 95,9 \%$

**34** 1.



2. a.

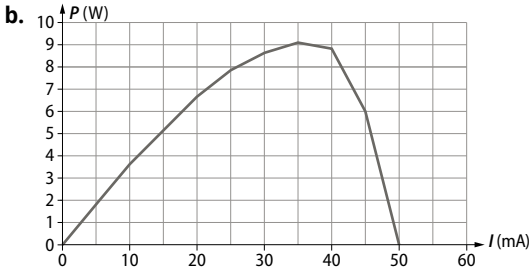


b. Alors qu'aucun courant ne traverse le circuit, on mesure tout de même une tension aux bornes de ce dipôle. Lorsque l'intensité qui le traverse augmente, la tension à ses bornes diminue. Ce qui permet de dire, par comparaison avec le modèle de la source réelle de tension, qu'il s'agit également d'une source de tension.

c. La fonction mathématique qui permet de modéliser ce dipôle n'est pas une fonction simple.

3. a.

I (mA)	U (mA)	P (mW)
0	370	0
5	365	1,825
10	358	3,58
15	350	5,25
20	335	6,7
25	315	7,875
30	290	8,7
35	260	9,1
40	220	8,8
45	130	5,85
50	0	0



c.  $P_{\max} = 9,1 \text{ mW}$  pour  $I = 35 \text{ mA}$ .

35 1. a. Chaque atome nécessite 2 électrons.

$$n = 2 \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} = \frac{2 \times 50 \times 10^{-3}}{65,4} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol} = 1,5 \text{ mmol}$$

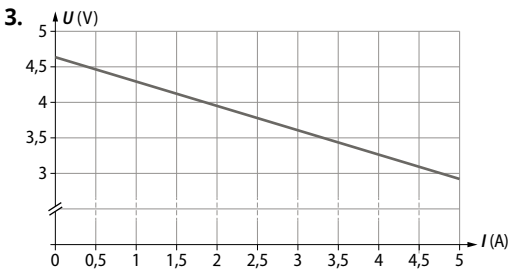
b.  $Q = n \cdot e \cdot N_A = 1,5 \times 10^{-3} \times 1,60 \times 10^{-19} \times 6,022 \times 10^{23} = 1,5 \times 10^2 \text{ C}$ .

c.  $I = \frac{Q}{\Delta t} = \frac{1,5 \times 10^2}{20 \times 60} = 0,12 \text{ A} = 120 \text{ mA}$

2.  $E_{\text{joule}} = P_{\text{joule}} \cdot \Delta t = R \cdot I^2 \cdot \Delta t = 35 \times 0,12^2 \times 20,0 \times 60 = 6,0 \cdot 10^2 \text{ J}$ .

36 1. Dans les disques métalliques (argent et zinc) les porteurs de charge sont les électrons. Dans le carton imbibé ce sont les ions chlorure ( $\text{Cl}^-$ ) et sodium ( $\text{Na}^+$ ) qui conduisent le courant électrique.

2.  $P_u = U \cdot I = 4,33 \times 1 \times 10^{-3} = 4,33 \times 10^{-3} \text{ W}$



L'équation de la droite moyenne est :

$$U = 4,68 - 350 \times I \text{ (avec } U \text{ en V et } I \text{ en A)}$$

b. La tension de la source idéale est donc  $U_0 = 4,68 \text{ V}$  et la résistance interne est  $r = 350 \Omega$ .

37 1. a.  $P_u = U_0 \cdot I - r \cdot I^2 = 5 \times I - 5 \times I^2$

$$P_{L1} = 555 \times I^2 \text{ et } P_{L2} = 683 \times I^2$$

b. Par conservation de l'énergie (et donc de la puissance) :  $P_u = P_{L1} + P_{L2}$  d'où :

$$5 \times I - 5 \times I^2 = 555 \times I^2 + 683 \times I^2$$

$$\Leftrightarrow 5 - 5 \times I = 555 \times I + 683 \times I$$

c.  $\Leftrightarrow I = \frac{5}{5 + 555 + 683} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ A} = 4,0 \text{ mA}$

d.  $\rho = \frac{E_u}{E_f} = \frac{P_u}{P_f} = \frac{U_0 \cdot I - r \cdot I^2}{U_0 \cdot I}$

$$= \frac{5,00 \times 4,02 \times 10^{-3} - 5 \times (4,02 \times 10^{-3})^2}{5,00 \times 4,02 \times 10^{-3}}$$

$$= 0,996 = 99,6 \%$$

2. a.  $P_u = P_{L1} + P_{L2} = 46,5 + 37,8 = 84,3 \text{ mA}$ .

Or  $P_u = U_0 \cdot I - r \cdot I^2$ , d'où l'équation :

$$5,00 \times I - 5 \times I^2 = 0,0843 \Leftrightarrow 5 \times I^2 - 5,00 \times I + 0,0843 = 0$$

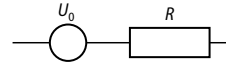
Cette équation admet deux solutions :  $I_1 = 0,0171 \text{ A}$  et  $I_2 = 0,983 \text{ A}$ . Comme  $I < 20 \text{ mA}$ , alors seule la première valeur est valide.  $I = 0,0171 \text{ A} = 17,1 \text{ mA}$

b.  $\rho = \frac{E_u}{E_f} = \frac{P_u}{P_f} = \frac{U_0 \cdot I - r \cdot I^2}{U_0 \cdot I}$

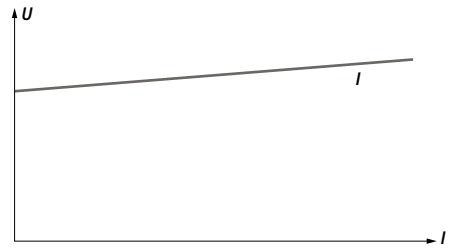
$$= \frac{5,00 \times 17,1 \times 10^{-3} - 5 \times (17,1 \times 10^{-3})^2}{5,00 \times 17,1 \times 10^{-3}}$$

$$= 0,983 = 98,3 \%$$

38 1. a. Modèle électrique du moteur :

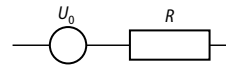


b. Caractéristique intensité-tension d'un moteur.

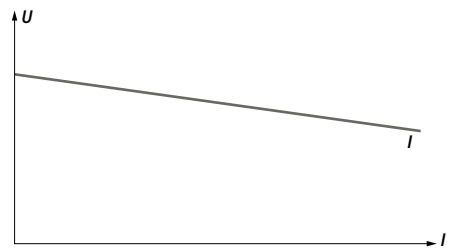


c. Lorsque l'intensité du courant électrique qui traverse le moteur augmente, la tension à ses bornes augmente également. Il s'agit donc d'un dipôle passif et non d'une source de tension.

2. Modèle électrique de l'alternateur :



Caractéristique intensité-tension d'un alternateur.



Lorsque l'intensité du courant électrique qui traverse le moteur augmente, la tension à ses bornes diminue. Il s'agit donc bien d'une source réelle de tension.

3.  $\rho = \frac{E_u}{E_f} = \frac{P_u}{P_f} = \frac{U_0 \cdot I - r \cdot I^2}{U_0 \cdot I}$  dans le cas de l'alternateur et  $\rho = \frac{E_u}{E_f} = \frac{P_u}{P_f} = \frac{U_0 \cdot I}{U_0 \cdot I + r \cdot I^2}$  dans le cas du

moteur.

Plus la résistance interne est faible, plus les deux rendements tendent à être identiques. On peut

en déduire que la résistance interne est donc très faible.

**39** Le **lumen** (symbole :  $lm$ ) est une unité de mesure de la quantité totale de lumière visible émise par une source. La limite théorique pour une source qui transforme toute son énergie électrique en énergie lumineuse, dans le spectre visible, est  $683 \text{ lm} \cdot \text{W}^{-1}$ . À l'heure actuelle, une lampe fluocompacte de  $25 \text{ W}$  produit  $1\,600$  lumens. Elle est équivalente à une lampe DEL de  $18 \text{ W}$ .

**1. a.** Calculer le rendement théorique d'une lampe fluocompacte de  $25 \text{ W}$ .

**b.** Calculer le rendement théorique d'une DEL de  $18 \text{ W}$ .

**2.** L'énergie convertie en un an (en utilisant la lampe 4 heures par jour) avec une lampe DEL de  $18 \text{ W}$  est de  $93,6 \text{ MJ}$ . Quelle est l'énergie convertie en un an (en utilisant la lampe 4 h par jour) avec une lampe fluocompacte de  $25 \text{ W}$  ?

$$1. \text{ a. } \rho = \frac{E_u}{E_f} = \frac{P_u}{P_f} = \frac{1600}{683 \times 25} = 9,4 \times 10^{-2} = 9,4 \%$$

$$\text{b. } \rho = \frac{E_u}{E_f} = \frac{P_u}{P_f} = \frac{1600}{683 \times 18} = 0,13 = 13 \%$$

**2.** La lampe fluocompacte convertira une énergie  $E_f = E = \frac{25 \times 93,6}{18} = 130 \text{ MJ}$

**40** **1. a.**  $P = 67 \times 745,7 = 5,0 \times 10^4 \text{ W}$ .

**b.**  $\Delta t = \frac{d}{v} = \frac{400}{110} = 6,64 \text{ h} = 1,3 \times 10^4 \text{ s}$ .

**c.**  $E_u = P \cdot \Delta t = 5,0 \times 10^4 \times 1,3 \times 10^4 = 6,5 \times 10^8 \text{ J}$ .

**d.**  $\rho = \frac{E_u}{E_f}$  d'où  $E_f = \frac{E_u}{\rho} = \frac{6,5 \times 10^8}{0,95} = 6,8 \times 10^8 \text{ J}$ .

**2. a.**  $P = \frac{E_f}{\Delta t} = \frac{6,8 \times 10^8}{1,3 \times 10^4} = 5,2 \times 10^4 \text{ W}$ .

**b.**  $I = \frac{P}{U} = \frac{5,2 \times 10^4}{350} = 149 \text{ A}$ .

**c.**  $Q = I \cdot \Delta t = 149 \times 1,3 \times 10^4 = 1,9 \times 10^6 \text{ C} = 1,9 \text{ MC}$

**41** **1. a.**  $E_{\text{joule}} = R \cdot I^2 \cdot \Delta t$

**b.**  $E_{\text{joule}} = 3,2 \times (75 \times 10^{-3})^2 \times 8 \times 3\,600 = 5,2 \times 10^2 \text{ J}$

**2.**  $E_f = 2\,590 \text{ J}$  et  $E_u = 2\,590 - 5,2 \times 10^2 = 2,07 \times 10^3 \text{ J}$

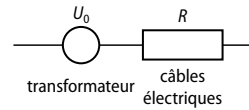
d'où  $\rho = \frac{E_u}{E_f} = \frac{2,07 \times 10^3}{2\,590} = 0,800 = 80,0 \%$

**3.**  $Q = I \cdot \Delta t = 75,0 \times 10^{-3} \times 8,00 \times 3\,600 = 2\,160 \text{ C}$

**4. a.** Cette fois,  $E_f = 2,07 \times 10^3 \text{ J}$  et  $\rho = 0,800$ .  $E_u = \rho \cdot E_f = 0,8 \times 2,07 \times 10^3 = 1,66 \times 10^3 \text{ J}$

**b.**  $\rho_{\text{total}} = \rho_{\text{charge}} \times \rho_{\text{decharge}} = 0,64 = 64 \%$

**42** **1. a.**



**b.** La résistance électrique des câbles va dissiper de l'énergie sous forme de chaleur par effet joule.

**2. a.**  $P_f = 400 \times 10^3 \times 50 = 20 \times 10^6 \text{ W}$

**b.**  $P_{\text{joule}} = 5 \times 50^2 = 1,25 \times 10^4 \text{ W}$

**c.**  $\rho = \frac{E_u}{E_f} = \frac{P_u}{P_f} = \frac{P_f - P_{\text{joule}}}{P_f} = \frac{20 \times 10^6 - 1,125 \times 10^4}{20 \times 10^6} = 0,9993... \approx 1,0 = 100 \%$

**3. a.** Si la puissance est la même,

$$I = \frac{P}{U} = \frac{20 \times 10^6}{100 \times 10^3} = 200 \text{ A}$$

$$P_{\text{joule}} = 5 \times 200^2 = 2,00 \times 10^5 \text{ W}$$

$$\rho = \frac{E_u}{E_f} = \frac{P_u}{P_f} = P_f - \frac{P_{\text{joule}}}{P_f} = \frac{20 \times 10^6 - 2,0 \times 10^5}{20 \times 10^6} = 0,99 = 99 \%$$

Plus la tension est haute, plus le rendement du transport tend vers 1 (100 %)

**43** L'énergie fournie par la transformation chimique est convertie en énergie pour le circuit électrique. Elle correspond à l'énergie fournie par la source idéale de tension. Cette source délivre un courant électrique qui, en traversant la résistance interne de la source réelle de tension, est convertie en chaleur, par effet joule. Ainsi, l'énergie fournie par la source réelle de tension est inférieure à l'énergie fournie par la transformation chimique car une partie de celle-ci est dissipée par effet joule. Le rendement est donc forcément inférieur à 100 %

**44** **Exemple d'exposé oral.**

Un datacenter comporte de nombreux sources de tension : les alimentations de tous les serveurs, routeurs, etc. présents dans les armoires. Leurs résistances internes dissipent donc une partie de l'énergie sous forme de chaleur et le nombre important de ces sources en produit ainsi une grande quantité. C'est pour cela que le système de refroidissement d'un datacenter doit être efficace.

**45** **L'énigme de Volta.**

La pile Volta est une source réelle de tension. L'expression de la tension à ses bornes est donc :

$$U = U_0 - r \cdot I$$

En réalité, lorsque Volta ferme l'interrupteur, l'intensité du courant électrique débité par la pile augmente jusqu'à ce que  $U = 0$ . La pile se décharge à cause du courant électrique débité, mais ne se décharge pas complètement si l'interrupteur ne reste pas fermé trop longtemps. Lorsqu'il rouvre

l'interrupteur, l'intensité du courant électrique redevient nulle et donc la tension remonte jusqu'à la valeur  $U_0$  de départ.

**46** Rendement électrique : La lecture graphique nous donne, pour  $v = 13 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$  :  $P_u = 30 \text{ kW} = U \cdot I = 690 \times I - 0,55 \times I^2 \Leftrightarrow 0,55 \times I^2 - 690 \times I + 30\,000 = 0$ . On trouve  $I = 45 \text{ A}$  (la valeur  $I = 1\,209 \text{ A}$  est aberrante)

$$P_f = U \cdot I = 690 \times 45 = 31,1 \text{ kW}$$

La puissance mécanique fourni à l'éolienne par le vent vaut :

$$P_0 = \frac{1}{2} \times 1,2 \times 67,5 \times 13^3 = 88,9 \text{ kW}$$

Ainsi le rendement aérodynamique vaut :

$$\rho_{\text{aero}} = \frac{P_f}{P_0} = \frac{31,1}{88,9} = 0,350 = 35 \%$$

**47** 1.  $Q = I \cdot \Delta t = 535 \times 10^{-3} \times (2 \times 3\,600 + 43 \times 60) = 5,2 \times 10^3 \text{ C}$

$$E = P \cdot \Delta t = U \cdot I \cdot \Delta t = 3,907 \times 535 \times 10^{-3} \times (2 \times 3\,600 + 43 \times 60) = 20,4 \times 10^3 \text{ J} = 20,4 \text{ kJ}$$

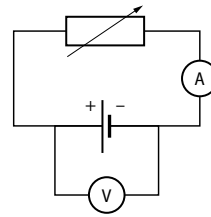
2. a. Ces quantités représentent 80 % de la charge (car la batterie est chargée à 20 %).

b. On en déduit les valeurs pour 100 % :

$$Q_{100\%} = \frac{5,2 \times 10^3}{0,8} = 6,5 \times 10^3 \text{ C}$$

$$\text{et } E_{100\%} = \frac{20,4 \times 10^3}{0,8} = 25,5 \times 10^3 \text{ J}$$

**48** 1. On effectue les mesures à partir du circuit suivant :



La résistance variable permet de faire varier l'intensité débitée par la source de tension. On mesure  $U$  et  $I$  pour le générateur de tension, puis on calcule  $P = U \cdot I$  à l'aide d'un tableur

2. Il y a 2 valeurs nulles pour la puissance : lorsque  $U = 0$  et lorsque  $I = 0$ . Quand l'intensité délivrée par la source de tension est nulle, la tension à ses bornes vaut  $U_0 = 6,0 \text{ V}$  (graphiquement). C'est la tension à vide du générateur.

3. a. Lors  $P$  est maximal, on lit  $U = 3,0 \text{ V}$  et  $P = 2,0 \text{ W}$ .

$$\text{Ainsi, } I = \frac{P}{U} = \frac{2,0}{3,0} = 0,67 \text{ A}$$

$$\text{b. } U = U_0 - r \cdot I \Leftrightarrow r = \frac{U_0 - U}{I} = \frac{6,0 - 3,0}{0,67} = 4,5 \Omega$$

$$\text{c. } P_{\text{joule}} = r \cdot I^2 = 4,5 \times 0,67^2 = 2,0 \text{ W}$$

$$\text{d. } P_u = 2,0 \text{ W et } P_f = P_u + P_{\text{joule}} = 4,0 \text{ W.}$$

$$\text{Ainsi } \rho = 0,5 = 50 \%$$

# Aspects énergétiques des phénomènes mécaniques

## LE PROGRAMME

### 2. Aspects énergétiques des phénomènes mécaniques

Cette partie prolonge le thème « Mouvement et interactions » dont les situations d'étude peuvent être analysées du point de vue de l'énergie. Le travail des forces est introduit comme moyen d'évaluer les transferts d'énergie en jeu et le théorème de l'énergie cinétique comme bilan d'énergie, fournissant un autre lien entre forces et variation de la vitesse. Les

concepts d'énergie potentielle et d'énergie mécanique permettent ensuite de discuter de l'éventuelle conservation de l'énergie mécanique, en particulier pour identifier des phénomènes dissipatifs.

#### Notions abordées au collège (cycle 4)

Énergie cinétique, énergie potentielle (dépendant de la position), bilan énergétique pour un système simple, conversion d'un type d'énergie en un autre.

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
<p>Énergie cinétique d'un système modélisé par un point matériel. Travail d'une force. Expression du travail dans le cas d'une force constante. Théorème de l'énergie cinétique.</p> <p>Forces conservatives. Énergie potentielle. Cas du champ de pesanteur terrestre.</p> <p>Forces non-conservatives : exemple des frottements.</p> <p>Énergie mécanique. Conservation et non conservation de l'énergie mécanique. Gain ou dissipation d'énergie.</p>	<p>Utiliser l'expression de l'énergie cinétique d'un système modélisé par un point matériel. Utiliser l'expression du travail <math>W_{AB}(\vec{F}) = \vec{F} \cdot \vec{AB}</math> dans le cas de forces constantes. Énoncer et exploiter le théorème de l'énergie cinétique.</p> <p>Établir et utiliser l'expression de l'énergie potentielle de pesanteur pour un système au voisinage de la surface de la Terre.</p> <p>Calculer le travail d'une force de frottement d'intensité constante dans le cas d'une trajectoire rectiligne.</p> <p>Identifier des situations de conservation et de non conservation de l'énergie mécanique. Exploiter la conservation de l'énergie mécanique dans des cas simples : chute libre en l'absence de frottement, oscillations d'un pendule en l'absence de frottement, etc. Utiliser la variation de l'énergie mécanique pour déterminer le travail des forces non conservatives. <i>Utiliser un dispositif (smartphone, logiciel de traitement d'images, etc.) pour étudier l'évolution des énergies cinétique, potentielle et mécanique d'un système dans différentes situations : chute d'un corps, rebond sur un support, oscillations d'un pendule, etc.</i></p> <p><b>Capacité numérique :</b> utiliser un langage de programmation pour effectuer le bilan énergétique d'un système en mouvement. <b>Capacité mathématique :</b> utiliser le produit scalaire de deux</p>

## SITUATION 1

Il s'agit de vérifier que les élèves ont bien acquis au niveau du cycle 4 que l'énergie cinétique était une énergie liée au mouvement d'un objet.

### ► Exemple de réponse attendue

Le club de golf, avant impact, a une vitesse de plus de  $180 \text{ km} \cdot \text{h}^{-1}$ . Donc le type principal d'énergie que possède le club, avant impact, est l'énergie cinétique.

### ► En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Divers cas de variation d'énergie cinétique sont au programme et seront traités quantitativement dans ce chapitre.

## SITUATION 2

Il s'agit de vérifier que les élèves ont bien acquis au niveau du cycle 4 que l'énergie potentielle était une énergie liée à la position du système.

### ► Exemple de réponse attendue

L'énergie accumulée par le système {eau} est liée à son altitude. Donc le type principal d'énergie que possède le système est l'énergie potentielle (de pesanteur).

### ► En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

La notion d'énergie potentielle dont l'énergie potentielle de pesanteur est traitée ainsi que la notion de force conservative associée.

## SITUATION 3

Il s'agit de vérifier que les élèves ont bien acquis au niveau du cycle 4 qu'au cours du mouvement, énergie cinétique et énergie potentielle de pesanteur peuvent se convertir l'une en l'autre.

### ► Exemple de réponse attendue

Au cours du saut, le système {plongeur} chute donc son altitude et son énergie potentielle de pesanteur diminue. Tandis que la vitesse du système augmente donc son énergie cinétique augmente. Il y a conversion d'énergie potentielle en énergie cinétique au cours du saut.

### ► En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

La notion de transfert d'énergie est généralisée à l'étude des systèmes conservatifs (activités 2 et 3) et non conservatifs (activités 3 et 4).

## Énergie cinétique et travail d'une force ..... Classe inversée

### Commentaires pédagogiques

Cette activité de découverte en classe inversée permet de découvrir la notion de travail en physique, un nouvel outil mathématique traité en spécialité mathématiques : le produit scalaire et le vocabulaire associé. Cette activité permet également d'établir une première approche du théorème de l'énergie cinétique et un lien entre variation d'énergie cinétique d'un système (dans le cas d'une translation) et la somme des travaux des forces modélisant les actions mécaniques qui s'appliquent sur le système.

### ■ Animation

(→ disponible par l'application Bordas Flashpage, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

#### ► Travail d'une force électrique constante p. 270

Cette animation met en évidence les paramètres affectant le travail d'une force.

### ► Exploitation et analyse

1. Lors de la mise en mouvement du camion, l'énergie cinétique (de translation) liée au mouvement varie.

2. a. La réaction normale et le poids forment chacun un angle de  $90^\circ$  avec le déplacement donc les travaux de ces deux forces sont nuls.

b. Le travail de la force de traction est moteur car la traction favorise le mouvement. Le travail des forces de frottements est résistant car les forces de frottement s'opposent au mouvement.

c. Pour la force de frottement,  $W_{AB}(\vec{f}) < 0$  car  $\alpha = 180^\circ$  et  $\cos \alpha = -1$  alors que pour la force de traction  $W_{AB}(\vec{f}) > 0$  car  $\alpha = 0^\circ$  et  $\cos \alpha = 1$ .

Un travail moteur sera donc positif tandis qu'un travail résistant sera négatif.

3. a. Au cours du transfert, le système a son énergie cinétique qui augmente donc  $\Delta E_c > 0$ .

b. Le transfert énergétique positif est supérieur au transfert négatif car  $\Delta E > 0$  donc la somme des travaux des forces est positive.

### ► Synthèse

La variation d'énergie cinétique est égale à la somme des travaux des forces modélisant les actions mécaniques qui s'exercent sur le système. C'est le théorème de l'énergie cinétique.



## Un numéro de cirque

### Commentaires pédagogiques

Cette activité permet de réinvestir la notion de conversion d'énergie vue au collège en cycle 4 entre énergie cinétique et énergie potentielle de pesanteur. Cette activité introduit la notion de force conservative associée à la conservation de l'énergie. Les démarches différenciées permettent de mieux accompagner les élèves dans le formalisme de ce type d'exercice.

#### ■ Animation

(→ disponible par l'application Bordas Flashpage, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

#### ► Transfert d'énergie mécanique p. 271

Une animation sur le transfert d'énergie mécanique en lien direct avec le numéro de cirque de la bascule coréenne permet d'accompagner certains élèves dans la résolution de l'activité.

#### ► Démarche élémentaire

1. **a.** Lors de la phase aérienne, le poids modélise l'action mécanique exercée par la Terre sur le système Zach.

**b.** Le poids  $\vec{P}$  est une force constante donc c'est une force conservative et on peut associer une énergie potentielle à cette force que l'on nommera énergie potentielle de pesanteur  $E_{pp}$ .

2. **a.** En l'absence de frottement, un opérateur extérieur doit apporter un travail  $W_{AB}(\vec{P}) = -\Delta E_{pp}$  pour amener le système de l'altitude  $z_A$  à l'altitude  $z_B$ ,  $\Delta E_{pp} = E_{ppB} - E_{ppA} = mg(z_A - z_B)$ .

Remarque :  $\Delta E_{pp} = -mg(z_A - z_B) \cos(0) = mg(z_B - z_A)$ .

**b.**  $\Delta E_{pp} = 50 \times 9,8 \times 4,5 = 2,2 \times 10^3$  J.

**c.**  $\Delta E_{pp} > 0$ , il s'agit d'un gain d'énergie.

3. **a.** En formulant les hypothèses que seules des forces conservatives s'exercent et que la bascule transfère l'énergie d'Anton vers Zach sans perte la variation d'énergie d'Anton doit être de  $-2,2 \times 10^3$  J.

**b.** La variation d'énergie potentielle de pesanteur pour Anton s'écrit :

$$\Delta E_{pp} = -m'gh \text{ soit } h = \frac{-\Delta E_{pp}}{m' \times g} = -3,0 \text{ m. Anton se}$$

place sur l'échelle à 3,0 m.

#### ► Démarche avancée

1. Le poids  $\vec{P}$  est une force constante donc c'est une force conservative et on peut associer à cette force une énergie potentielle que l'on nommera énergie potentielle de pesanteur  $E_{pp}$ .

2. **a.** En l'absence de frottement, un opérateur extérieur doit apporter un travail  $W_{AB}(\vec{P}) = -\Delta E_{pp}$  pour amener le système de l'altitude  $z_A$  à l'altitude  $z_B$ ,  $\Delta E_{pp} = E_{ppB} - E_{ppA} = mg(z_A - z_B)$ .

Remarque :  $\Delta E_{pp} = -mg(z_A - z_B) \cos(0) = mg(z_B - z_A)$

**b.** Pour une projection à 4,5 m du sol,  $\Delta E_{pp} = 50 \times 9,8 \times 4,5 = 2,2 \times 10^3$  J.

3. En supposant que seules des forces conservatives s'exercent et que la bascule transfère l'énergie d'Anton vers Zach sans perte d'énergie, la variation d'énergie d'Anton doit être de  $-2,2 \times 10^3$  J. La variation d'énergie potentielle de pesanteur pour Anton s'écrit :

$$\Delta E_{pp} = -m'gh \text{ soit } h = \frac{-\Delta E_{pp}}{m' \times g} = -3,0 \text{ m. Anton se pla-}$$

cera donc sur l'échelle à 3,0 m.

#### ► Démarche experte

Pour Zach,  $\Delta E_{pp} = -mg(z_A - z_B) \cos(0) = mg(z_B - z_A)$ , soit, pour une projection à 4,5 m du sol,  $\Delta E_{pp} = 50 \times 9,8 \times 4,5 = 2,2 \times 10^3$  J.

En supposant négligeable les forces de frottement, seul le poids qui est une force conservative s'exerce. En supposant également que la bascule transfère l'énergie d'Anton vers Zach sans perte d'énergie. D'après la conservation de l'énergie, Anton doit céder une énergie correspondante à celle reçue par Zach.

Soit  $h$  la hauteur de chute d'Anton. Pour Anton, la variation d'énergie potentielle de pesanteur s'écrit

$$\Delta E_{pp} = -m'gh \text{ soit } h = \frac{-\Delta E_{pp}}{m' \times g} = -3,0 \text{ m. Anton se}$$

placera donc sur l'échelle à 3,0 m.

## Étude énergétique d'un pendule ..... TP

### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Cette activité de type démarche expérimentale permet d'identifier des situations de conservation et de non conservation de l'énergie mécanique. Les élèves réaliseront une vidéo puis utiliseront un tableur-grapheur pour représenter l'évolution des énergies cinétique et potentielle de pesanteur.

#### ► Exploitation et analyse

1. **a.** Le système décrit un mouvement périodique avec des oscillations autour de la position du pendule au repos. Sa trajectoire est une portion de cercle.

**b.** La période  $T$  du système est mesurée pour plusieurs aller-retours du pendule afin d'augmenter la précision de la mesure.

2. La vitesse du système est la plus grande lorsque l'altitude est la plus basse. La vitesse est la plus faible (nulle) pour les altitudes les plus élevées.

3. a. L'énergie mécanique  $E_m$  à  $t = t_0$  est sous forme d'énergie potentielle de pesanteur  $E_{pp}$ . Elle vaut  $mg y_0$ . L'énergie mécanique  $E_m$  à  $t = t_0 + \frac{T}{4}$  est sous forme d'énergie cinétique.

Elle vaut  $mg y_0 = \frac{1}{2} m v_{(t_0 + \frac{T}{4})}^2$ .

b. Au cours de cette durée,  $\Delta E_m = 0$  J,  $\Delta E_c = -\Delta E_{pp}$ .

c. Au cours de cette durée,  $E_{pp}$  est convertie intégralement en  $E_c$ . Puis entre  $t_0 + \frac{T}{4}$  et  $t_0 + \frac{T}{2}$ ,  $E_c$  est convertie intégralement en  $E_{pp}$ .

4. On peut remplacer la masse du pendule par un objet de densité plus proche de l'air. Les forces de frottements fluides seront alors non négligeables.

### ➤ Synthèse

Dans le premier cas, il y a conservation de l'énergie mécanique. Dans le second cas, il y a non conservation de l'énergie mécanique mais dissipation d'énergie, le travail des forces non conservatives est égal à la variation de l'énergie mécanique (négative).

p. 273 ■ ACTIVITÉ 4

## Rebond sur un support

### Commentaires pédagogiques

Dans cette activité de type résolution de problème, l'élève étudie la chute avec rebond d'une bille. Il met en évidence des phénomènes dissipatifs lors des collisions. Le suivi d'une chute peut être réalisé avec l'application gratuite d'un smartphone Phyphox®. La modélisation proposée à l'élève est en langage Python. L'élève doit exécuter le programme fourni en renseignant le programme avec les valeurs extraites du document 1, puis raisonner à partir des résultats et de la courbe du document 2 pour comprendre le principe de fonctionnement de l'application.

Programme Python

```
«»»
Programme associé à la résolution de problème :
rebond sur un support
physique chimie 1re spécialité éditions bordas
«»»

m = float(input("entrez la masse m de la
bille en gramme : "))
t1 = float(input("entrez la durée t1
affichée sur le smartphone : "))
t2 = float(input("entrez la durée t2 : "))
h1 = 9.81/2*(t1/2)**2
h2 = 9.81/2*(t2/2)**2
h0 = h1**2/h2
K0 = P0 = m*10**-3*9.81*h0
K1 = P1 = t2/t1*P0
K2 = P2 = (t2/t1)**2*P1
```

```
print("Résultats :")
print("hauteur de lâcher calculée ho =",
round(h0,2), "m")
print("Energie potentielle initiale
Epp(h0) =",round(P0,2),"J")
print("Energie cinétique avant collision
Ec(0) =",round(K0,2),"J")
print("Epp(h1) =",round(P1,2),"J")
print("Avant deuxième collision Ec(1) =
",round(K1,2),"J")
print("Epp(h2) =",round(P2,2),"J")
print("Avant troisième collision Ec(2)
=",round(K2,2),"J")
```

### ➤ Réponse aux questions préliminaires

1. a. D'après les valeurs retournées par le programme python  $E_c(0) = E_{pp}(h_0) = 0,15$  J ;  $E_{pp}(h_1) = E_c(1) = 0,1$  J ;  $E_{pp}(h_2) = E_c(2) = 0,04$  J. Donc entre deux collisions, il y a conservation de l'énergie mécanique, l'énergie cinétique est intégralement convertie en énergie potentielle de pesanteur et réciproquement. Au cours de chaque collision, l'énergie mécanique diminue.

b. Il y a dissipation de l'énergie mécanique du système pendant la collision où l'énergie cinétique après collision est plus faible que l'énergie cinétique avant la collision ( $R < 1$ ).

2. a. D'après la conservation de l'énergie mécanique entre deux collisions (modèle de la chute libre), il y a conversion intégrale de l'énergie potentielle de pesanteur en énergie cinétique (et réciproquement). Donc l'énergie cinétique avant la collision est égale à l'énergie potentielle maximale précédente :  $E_c(n) = E_{pp}(h_n)$ .

Ainsi  $R = \frac{E_c(n)}{E_c(n-1)} = \frac{E_{pp}(h_n)}{E_{pp}(h_{n-1})}$ . Or  $E_{pp}(z = h) = mgh$

d'où finalement :  $R = \frac{E_{pp}(h_n)}{E_{pp}(h_{n-1})} = \sqrt{\frac{h_n}{h_{n-1}}}$ .

b. D'après les valeurs affichées par le smartphone, on vérifie que le rapport  $\frac{h_n}{\Delta t_{n^2}}$  est quasi constant

pour tous les rebonds et vaut  $1,22 \text{ m} \cdot \text{s}^{-2}$ . On retrouve cette proportionnalité dans les expressions de  $h_1$  et  $h_2$  du programme Python.

### ➤ Le problème à résoudre

Grâce à l'enregistrement sonore des rebonds, l'application du smartphone mesure les intervalles de temps  $\Delta t$  entre chacun d'eux. Elle en déduit la hauteur maximale du rebond correspondant (voir le programme python). Elle calcule ensuite la hauteur de chute initiale  $h_0$  par la relation  $h_0 = \frac{h_1^2}{h_2}$  du programme.

L'application du smartphone utilise les valeurs de  $\Delta t_n$  mesurées à l'aide du microphone de l'appareil. Pour le suivi des énergies en supposant que l'énergie initiale  $E_0$  est de 100 % au départ de la chute, l'appli calcule les énergies après chacun des deux premiers rebonds par :  $E_n = R^n \times E_0$ , avec  $R = \frac{\Delta t_2}{\Delta t_1}$ .

Remarque : d'autres facteurs correctifs sont ajoutés ensuite par l'application pour les pourcentages suivants.

## EXERCICES

### ■ Vérifier l'essentiel ■ p. 278

- |           |           |              |
|-----------|-----------|--------------|
| 1 A et C. | 2 A.      | 3 A et C.    |
| 4 A et B. | 5 C.      | 6 A, B et C. |
| 7 B et C. | 8 A et B. |              |

### ■ Acquérir les notions ■ p. 279

#### ➤ Énergie cinétique et travail d'une force

9 1.  $v = \frac{253}{3,600} = 70,3 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

2.  $E_c = \frac{1}{2} mv^2$ ;  $E_c = \frac{1}{2} \times 55 \times 10^{-3} \times \left(\frac{253}{3,600}\right)^2 = 136 \text{ J}$ .

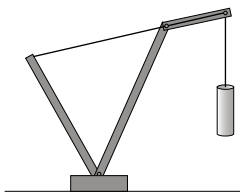
10 1.  $\vec{R}$  et  $\vec{AB}$  forment un angle  $\alpha = 90,0^\circ$ . Donc c'est la force  $\vec{R}$  dont le travail est nul.

2.  $W_{AB}(\vec{F}) = \vec{F} \cdot \vec{AB} = F \times AB \times \cos 0$  car  $(\vec{F}; \vec{AB}) = 0^\circ$  d'où  $W_{AB}(\vec{F}) = 80 \times 12,0 \times 1 = 9,6 \cdot 10^2 \text{ J}$ .

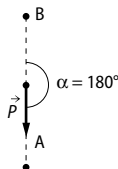
$W_{AB}(\vec{P}) = \vec{P} \cdot \vec{AB} = P \times AB \times \cos(100)$  car  $(\vec{P}; \vec{AB}) = 100^\circ$  donc  $W_{AB}(\vec{P}) = -6,25 \times 10^2 \text{ J}$ .

3. Le travail du poids est résistant car sa valeur est négative, le travail de la force de traction est moteur car positif.

11 1. Placer les points A et B, orienter le vecteur poids  $\vec{P}$  selon la verticale vers le bas, et représenter l'angle  $\alpha = 180^\circ$ .



schéma



modélisation

2.  $W_{AB}(\vec{P}) = \vec{P} \cdot \vec{AB} = P \times AB \times \cos(180)$  donc

$W_{AB}(\vec{P}) = -260 \times 10^3 \times 9,8 \times 100 = -2,5 \times 10^8 \text{ J}$ .

3. Ce travail est négatif car le travail du poids est résistant, le poids s'oppose au mouvement du dôme.

12 1. La variation d'énergie cinétique d'un système qui se déplace d'un point A à un point B est égale à la somme des travaux des forces qui modélisent les actions mécaniques qui s'appliquent sur le solide lors de son déplacement.

2.  $\Delta E_c = \frac{1}{2} mv_f^2 - 0$ , soit  $\Delta E_c = \frac{1}{2} \times 14 \times 10^3 \times \left(\frac{250}{3,600}\right)^2 = 3,4 \times 10^7 \text{ J}$ .

3. D'après le théorème de l'énergie cinétique, la somme vaut :  $3,4 \times 10^7 \text{ J}$ .

13 1.  $\vec{R}$  et  $\vec{P}$  sont perpendiculaires à  $\vec{AB}$  donc leur travail est nul.

2.  $W_{AB}(\vec{F}) = \vec{F} \cdot \vec{AB} = F \times AB \times \cos 0$  car  $(\vec{F}; \vec{AB}) = 0^\circ$  d'où  $W_{AB}(\vec{F}) = 250 \times 20 \times 1 = 5,0 \times 10^3 \text{ J}$

$W_{AB}(\vec{f}) = \vec{f} \cdot \vec{AB} = f \times AB \times \cos(180)$  car  $(\vec{f}; \vec{AB}) = 180^\circ$  donc  $W_{AB}(\vec{f}) = -5,0 \times 10^2 \text{ J}$ .

3. D'après le théorème de l'énergie cinétique appliqué entre A et B,

$\Delta E_c = \frac{1}{2} mv_B^2 - \frac{1}{2} mv_A^2 = W_{AB}(\vec{F}) + W_{AB}(\vec{f})$  soit avec  $v_A =$

$0$ ,  $v_B = \sqrt{\frac{2 \times (W_{AB}(\vec{F}) + W_{AB}(\vec{f}))}{m}}$ , soit  $v_B = 5,5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

#### ➤ Forces conservatives et non-conservatives

14 1. L'intensité de la force dépend de l'étirement du ressort et donc de la position du système : la force n'est pas constante.

2. Par définition, une force conservative est une force dont la valeur du travail est indépendante du chemin suivi, donc la force de rappel est une force conservative.

15 1. a.

$W_{AB}(\vec{P}) = \vec{P} \cdot \vec{AB} = \vec{P} \cdot (\vec{AH} + \vec{HB})$   
 $= \vec{P} \cdot \vec{AH} + \vec{P} \cdot \vec{HB} = W_{AH}(\vec{P}) + W_{HB}(\vec{P})$ .

b.  $(\vec{P}; \vec{HB}) = 90^\circ$  et  $(\vec{P}; \vec{AH}) = 180^\circ$  donc  
 $W_{AB}(\vec{P}) = \vec{P} \cdot \vec{AH} + \vec{P} \cdot \vec{HB} = \vec{P} \cdot \vec{AH} = P \times AH \times \cos 180$   
 $= mg \times AH \times (-1) = -mg \times (z_H - z_A)$ .

Puisque  $z_H = z_B$ ,  $W_{AB}(\vec{P}) = mg \times (z_A - z_B)$ .

c. Le travail du poids ne dépend que de l'altitude  $z_A$  et  $z_B$  et non du chemin suivi. Le poids est donc une force conservative.

d.  $W_{AB}(\vec{P}) = mg \times (z_A - z_B) < 0$  le travail du poids est résistant, le poids s'oppose au mouvement.

2. a.  $\Delta E_{pp} = -W_{AB}(\vec{P})$

c'est-à-dire  $E_{ppB} - E_{ppA} = mg \times (z_B - z_A) > 0$

**b.** Cette variation est positive car en augmentant son altitude, le système a emmagasiné une énergie en réserve appelée énergie potentielle. Cette énergie pourra être restituée ensuite par exemple en perdant de l'altitude.

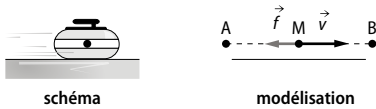
**c.**  $E_{ppB} - E_{ppA} = mgz_B - mgz_A$  donc on peut écrire  $E_{pp} = mgz$  avec  $E_{pp}$  nulle à l'origine des  $z$  pour  $z = 0$ .

**d.** Cette expression n'est pas unique, elle est définie à une constante près car elle dépend du niveau de référence choisi.

**16 1.** En prenant le niveau du sol pour niveau de référence,  $E_{pp} = mgz = 18 \text{ J}$ .

**2.** En prenant le niveau du panier pour niveau de référence alors  $E_{pp} = 0 \text{ J}$ .

**17 1. a. et b.**  $\vec{v}$  et  $\vec{f}$  sont de sens opposé.



**2.**  $W_{AB}(\vec{f}) = \vec{f} \cdot \vec{AB} = -f \times AB$  et  $W_{AB}(\vec{f}) = -7,5 \text{ J}$ .

**3. a.** Sur un déplacement retour,  $\vec{f}$  est d'intensité constante mais le vecteur change de sens car la force de frottement est de sens opposé au vecteur vitesse.

$W_{AB}(\vec{f}) = \vec{f} \cdot \vec{BA} = -f \times AB$  soit  $W_{AB}(\vec{f}) = -7,5 \text{ J}$ .

**b.** Si  $f$  est une force conservative, alors son travail ne dépend pas du chemin suivi.

Pour un aller-retour depuis A en passant par B,  $W_{\text{total}} = -15 \text{ J}$ .

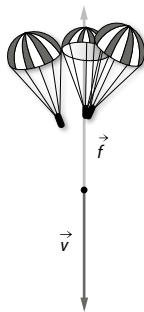
Pour un aller-retour jusqu'au milieu M de AB, le travail aurait été moitié moindre. Ainsi le travail dépend du chemin suivi et les forces de frottement sont non conservatives.

**18 1. a. et b.**  $\vec{v}$  vertical orienté vers le sol et  $\vec{f}$  vertical et de sens opposé.

**2. a.**  $W_{AB}(\vec{f}) = \vec{f} \cdot \vec{AB} = -f \times AB$ .

**b.** En une minute soit  $1/60^{\text{e}}$  d'heure,  $AB = 35 \times 10^3 / 60 = 583 \text{ m}$  soit  $W_{AB}(\vec{f}) = -1,3 \times 10^6 \text{ J}$ .

**c.** Le travail est négatif car la force s'oppose au mouvement.



### > Conservation et non-conservation de l'énergie mécanique

**19 1.** Réponse b.

**2.** Réponse a.

**3.** Réponse c. Lorsque l'énergie cinétique d'un wagon de montagne russe diminue, son énergie potentielle de pesanteur peut augmenter ou non cela dépend de l'existence de force de frottements.

**20 1. a.** Le tracé représentant l'énergie mécanique est en jaune sur le graphique. L'énergie potentielle de pesanteur est en violet, sa variation est proportionnelle à l'altitude du ballon. L'énergie cinétique est en bleu sur le graphique, elle diminue lors de la phase de montée du ballon puis augmente lors de la phase de descente.

**b.** L'énergie mécanique se conserve au cours du mouvement, donc il n'y a pas de forces non conservatives modélisant une action mécanique lors du lancer.

**2.** La valeur de l'énergie mécanique est égale à  $12 \text{ J}$  environ.

**21 1. a.** Toute l'énergie potentielle du skateur se transforme en énergie cinétique lors de la descente et inversement lors de la montée.

**b.** Une partie de l'énergie potentielle de pesanteur du skateur se transforme en énergie cinétique et l'autre en énergie thermique par l'intermédiaire des forces de frottement lors de la descente.

**2.** L'énergie mécanique se conserve au cours du mouvement si les frottements sont négligeables et ne se conserve pas dans le cas contraire.

**3. a.**  $E_m = E_{pp} + E_c$  soit  $E_m = 2,8 \text{ kJ}$ .

**b.** Em diminue, il y a dissipation d'énergie pour le système.

**22 1. a.** Comme l'énergie potentielle diminue au cours du temps, l'étude énergétique représente la descente de l'enfant depuis la balançoire jusqu'au sol.

**b.**  $\Delta E_{pp} = -mgh$  soit  $h = \frac{-\Delta E_{pp}}{m \times g} = -1,4 \text{ m}$ . Le système

était à une hauteur de  $1,4 \text{ m}$  au-dessus du sol.

**2. a.** L'enfant est soumis à des frottements dans le cas où l'énergie mécanique ne se conserve pas au cours du temps. Il s'agit du graphe représenté à droite.

**b.** S'exercent alors les actions mécaniques modélisées par le poids et les forces de frottement. Le poids est une force conservative mais pas les forces de frottement.

**c.** Le travail des forces non conservatives correspond à la variation d'énergie mécanique :

$$\Delta E_m = \Delta E_{pp} = 280 - 400 = -120 \text{ J}$$

### Exercices similaires aux exercices résolus

■ p. 282 et 283

**24 1.** Le poids et la réaction sont perpendiculaires au déplacement donc  $W_{AB}(\vec{R}) = \vec{R} \cdot \vec{AB}$

or  $(\vec{R}; \vec{AB}) = 90^{\circ}$  donc  $W_{AB}(\vec{R}) = 0 \text{ J}$ .

$W_{AB}(\vec{P}) = \vec{P} \cdot \vec{AB}$  or  $(\vec{P}; \vec{AB}) = 90^{\circ}$  donc  $W_{AB}(\vec{P}) = 0 \text{ J}$ .

$$W_{AB}(\vec{F}) = \vec{F} \cdot \vec{AB}, (\vec{F}; \vec{AB}) = 20^\circ$$

$$\text{donc } W_{AB}(\vec{F}) = F \times AB \times \cos 20.$$

2. La variation d'énergie cinétique d'un système qui se déplace d'un point A à un point B est égale à la somme des travaux des forces qui modélisent les actions mécaniques qui s'appliquent sur le solide lors de son déplacement :

$$\Delta E_c = \frac{1}{2}mv_B^2 - \frac{1}{2}mv_A^2 = W_{AB}(\vec{F})$$

$$\text{d'où } W_{AB}(\vec{F}) = F \times AB \times \cos 20 = \frac{1}{2}mv_B^2 - \frac{1}{2}mv_A^2$$

$$\text{d'où } F = \frac{m \times (v_B^2 - v_A^2)}{2 \times AB \times \cos(20)} \text{ et } F = 3,6 \text{ N.}$$

Cette intensité est faible donc on ne peut pas négliger les frottements.

**26 1.** En l'absence de frottement, il y a conservation de l'énergie mécanique entre le point A et le point C correspondant à l'arrêt du système (pour  $v_C = 0$ ).

$$E_{mC} = E_{mA} \text{ d'où } mg(z_C - z_A) = \frac{1}{2}mv_A^2 \text{ ce qui donne}$$

$$z_C = \frac{v_A^2}{2g} \text{ et } z_C = 1,3 \text{ m.}$$

Diana remontera bien la rampe intégralement.

2. En présence de frottement, le système Diana pour entrer en jeu doit atteindre l'altitude  $z_B$  du point B avec une vitesse  $v_B = 0 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$  :

$$\Delta E_m = E_{mB} - E_{mA} = E_{ppB} - E_{CA} = mgz_B - \frac{1}{2}mv_A^2 = W_{AB}(\vec{f})$$

$$\text{Ce qui donne : } W_{AB}(\vec{f}) = -135 \text{ J. Or } W_{AB}(\vec{f}) = -f \cdot AB$$

$$\text{soit } f = \frac{-W_{AB}(\vec{f})}{AB} \text{ } f = 42 \text{ N.}$$

La force ne doit pas dépasser 42 N.

## ■ Croiser les notions ■ p. 284

**27 1.** La force vive est proportionnelle à la masse et au carré de la vitesse, on peut l'associer à l'énergie cinétique. Son unité est le joule.

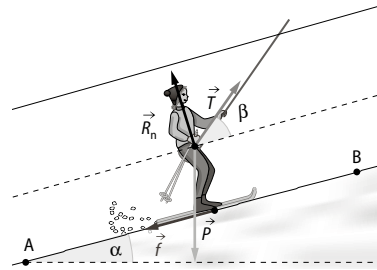
2. Au moment de la chute des billes de cuivre, il y a conversion intégrale d'énergie potentielle de pesanteur en énergie cinétique si l'action de l'air est négligée.

3. Si l'action de l'air est négligée, il y a conservation de l'énergie mécanique en l'absence de forces non conservatives.  $E_{mA} = E_{mB}$  d'où  $\frac{1}{2} \cdot mv_B^2 = mgh$  :  $v_B^2$  et  $h$  sont proportionnels.

4. a. Après utilisation des fonctions statistiques de la calculatrice, on trouve  $v_{moyenne} = 3,12 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$  et écart type  $= 0,014 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

b. La dispersion est faible.

**28 1. a.** Le skieur est soumis au poids  $\vec{P}$ , à la force de traction  $\vec{T}$ , à la réaction  $\vec{R}$  de la piste et une force de frottement  $\vec{f}$ .



b. Le mouvement est rectiligne uniforme. D'après le principe d'inertie, la résultante des forces est nulle.

$$\begin{aligned} \text{c. } W_{AB}(\vec{P}) + W_{AB}(\vec{R}) + W_{AB}(\vec{f}) + W_{AB}(\vec{T}) \\ = \vec{P} \cdot \vec{AB} + \vec{R} \cdot \vec{AB} + \vec{f} \cdot \vec{AB} + \vec{T} \cdot \vec{AB} \\ = (\vec{P} + \vec{R} + \vec{f} + \vec{T}) \cdot \vec{AB} = \vec{0} \cdot \vec{AB} = 0. \end{aligned}$$

2.  $\vec{T}$  fournit un travail moteur,  $\vec{R}$  ne travaille pas,  $\vec{f}$  et  $\vec{P}$  fournissent un travail résistant.

3. a. En notant A le bas de la piste, B le sommet, on a :  $z_A - z_B = -L \cdot \sin \alpha = -112 \text{ m}$ .

$$\text{b. } W_{AB}(\vec{P}) = mg(z_A - z_B) = -9,4 \times 10^4 \text{ J.}$$

$$W_{AB}(\vec{T}) = T \times AB \times \cos \beta \text{ car } (\vec{F}; \vec{AB})$$

$$= \beta \cdot W_{AB}(\vec{T}) = 1,1 \times 10^5 \text{ J.}$$

$$W_{AB}(\vec{f}) = \vec{f} \cdot \vec{AB} = -f \times AB.$$

$$W_{AB}(\vec{R}) = 0 \text{ J.}$$

c. Puisque la somme des travaux des forces est nul :

$$W_{AB}(\vec{f}) = -(W_{AB}(\vec{P}) + W_{AB}(\vec{R}) + W_{AB}(\vec{T})) = -f \times AB$$

$$\text{d'où } f = \frac{W_{AB}(\vec{P}) + W_{AB}(\vec{R}) + W_{AB}(\vec{T})}{AB} = 59 \text{ N.}$$

**29 1.** Les forces de rappel sont associées à des énergies potentielles donc ce sont des forces conservatives.

2. a. L'énergie mécanique varie donc le système est soumis à l'action de forces non conservatives (comme l'action du support sur le système modélisée par des forces de frottements solides).

$$\text{b. } \Delta E_{m1s} = 27 \text{ mJ}, \Delta E_{m\text{total}} = 30 \text{ mJ.}$$

3. L'énergie cinétique maximale est égale à 21 mJ.

$$\text{D'où } v_{\max} = \sqrt{\frac{E_{c\max}}{2 \times m}}$$

$$\text{soit } v_{\max} = \sqrt{\frac{0,021}{2 \times 0,120}} = 0,30 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}.$$

b. La dissipation d'énergie varie irrégulièrement au cours du temps, la dissipation est maximale quand la vitesse est maximale ce qui correspond à des frottements maximaux.

**30** La fin de la piste

Un bobsleigh de masse 500 kg termine sa course avec une vitesse finale de  $40 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ . Il enclenche les freins pour ralentir. L'engin s'arrête au bout de 200 m de parcours sur une portion horizontale de la piste.

1. Calculer le travail de la force pour stopper le bobsleigh.

2. En supposant la force de freinage constante, calculer la valeur de cette force.

1. D'après le théorème de l'énergie cinétique,  $\Delta E_c = W_{AB}(\vec{P}) + W_{AB}(\vec{R}) + W_{AB}(\vec{f})$ , seule la force de freinage  $f$  travaille car la réaction et le poids sont perpendiculaires à la portion de piste horizontale :

$$W_{AB}(\vec{f}) = \Delta E_c = 0 - \frac{1}{2} m v_A^2 = -4,0 \times 10^5 \text{ J.}$$

$$2. f = \frac{-W_{AB}(\vec{f})}{AB} = 2,0 \times 10^3 \text{ N.}$$

**31** 1. a. L'énergie initiale est sous forme d'énergie potentielle de pesanteur.

$$E_{pp}(0) = mgh_0 = 0,049 \text{ J.}$$

b. Elle est transférée sous forme d'énergie cinétique.

2. a.  $E_c$  est nulle à l'origine,  $E_{pp}$  est maximale à  $t = 0$  et  $E_m$  est constante.

b.  $E_m$  se conserve car les forces de frottements sont négligeables devant l'action du poids.

$$c. E_m = E_{pp}(0) = mgz_0; E_m = 0,049 \text{ J.}$$

$$\mathbf{32} \quad 1. a. E_c = \frac{1}{2} m v^2; E_p = mgy;$$

$$E_m = E_c + E_{pp} = \frac{1}{2} m v^2 + mgy.$$

b. L'évolution de  $E_{pp}$  est la courbe bleue car  $E_{pp}$  est proportionnelle à  $y$ , celle de  $E_c$  est la courbe rouge qui augmente lors de la phase descendante. Leur somme  $E_m$  est la courbe verte.

2.  $E_c(0) = 0,2 \text{ J}$  au départ de la balle donc  $v_0 = 3 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

$E_{pp}(0) = 1,3 \text{ J}$  au départ de la balle de  $y_0 = 2,2 \text{ m}$ .

$E_{c\max} = 1,3 \text{ J}$  donc  $v_{\max} = 6,6 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

3. Avant le premier choc, l'énergie mécanique se conserve. Il se produit un transfert total d'énergie de la forme potentielle de pesanteur vers la forme cinétique.

4. a. À l'instant du choc, l'énergie mécanique passe d'une valeur constante à une autre plus faible. Il y a une dissipation de l'énergie mécanique de la balle.

b. Graphiquement, on estime  $\Delta E_m = \Delta E_c = -0,6 \text{ J}$ .

5. a. Après le rebond, il y a transfert d'énergie de la forme cinétique vers la forme potentielle de pesanteur.

b. Graphiquement, on estime  $E_{pp1} = 0,8 \text{ J}$  et  $E_{c1} = 0,05 \text{ J}$  donc  $y_1 = 1 \text{ m}$  et  $v_1 = 1 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

6. a. Avant et après le rebond, l'énergie mécanique se conserve. Le travail des forces de frottements est donc négligeable.

b. La présence de frottements entraînerait une diminution progressive de l'énergie mécanique au cours du temps entre deux rebonds successifs.

**33** Comme les frottements sont négligés, l'énergie mécanique du saumon se conserve. Soit A le point d'où il part au bas de la chute et B le point où il atteint le haut de la chute. Soit A l'origine du repère vertical ( $Az$ ) prise au niveau du bas de la chute ( $E_{ppA} = 0 \text{ J}$ ).

Ainsi  $E_{mA} = E_{mB}$  soit  $E_{cA} + E_{ppA} = E_{cB} + E_{ppB}$  avec  $E_{ppA} = 0 \text{ J}$  et  $E_{cB} = 0 \text{ J}$  (le système atteint le point B avec une vitesse nulle).  $z_B = \frac{v_A^2}{2 \times g}$ .

La hauteur maximale atteinte par ce saumon est  $z_B = 3,5 \text{ m}$ .

$$\mathbf{34} \quad 1. a. z_A = -L \cos \alpha_A \text{ et } z_B = -L \cos \alpha_B$$

$$b. E_{ppA} = -mgL \cos \alpha_A \text{ et } E_{ppB} = -mgL \cos \alpha_B$$

$$2. a. E_{mA} = E_{ppA} + E_{cA} = -mgL \cos \alpha_A + \frac{1}{2} m v_A^2$$

et  $E_{mB} = E_{ppB} + E_{cB} = -mgL \cos \alpha_B$  car  $E_{cB} = 0 \text{ J}$ .

b. Les frottements étant négligeables, l'énergie mécanique du pendule se conserve au cours de son mouvement. Il vient donc :  $E_{mA} = E_{mB}$  soit :

$$-mgL \cos \alpha_A + \frac{1}{2} m v_A^2 = -mgL \cos \alpha_B$$

$$-gL \cos \alpha_A + \frac{1}{2} m v_A^2 = -gL \cos \alpha_B$$

$$\cos \alpha_B = \cos \alpha_A - \frac{v_A^2}{2gL}$$

$$\cos \alpha_B = 0,61 \text{ soit } \alpha_B = 52^\circ.$$

**35** > Démarche élémentaire

1. Au cours du mouvement de la balle, une partie de l'énergie cinétique est convertie en énergie potentielle de pesanteur. L'autre partie est dissipée par les frottements.

$$2. W_{AC}(\vec{f}) = -f \cdot AC = -\frac{mg}{5} \times AC \times \sin \alpha$$

par hypothèse.

$$3. a. \Delta E_m = E_{mC} - E_{mA} = E_{pC} - E_{cA}$$

$$= mg \times AC \times \sin(\alpha) - \frac{1}{2} m v_A^2.$$

$$b. \Delta E_m = W_{AC}(\vec{f}) \text{ d'où } mg \times AC \times \sin \alpha - \frac{1}{2} m v_A^2$$

$$= -\frac{mg}{5} \times AC \times \sin \alpha.$$

$$-\frac{1}{2} m v_A^2 = -\frac{mg}{5} \times AC \times \sin \alpha - mg \times AC \times \sin \alpha$$

$$\frac{1}{2} m v_A^2 = \frac{6mg}{5} \times AC \times \sin \alpha$$

$$AC = \frac{5v_A^2}{12g \times \sin\alpha}$$

AC = 4,4 m. La balle n'atteint pas le trou. Elle s'arrête à 0,6 m du trou.

### ► Démarche avancée

Soit C le point atteint par la balle lorsque son mouvement cesse. La variation d'énergie mécanique entre A et C est égale au travail des forces de frottement qui modélisent les actions mécaniques qui s'exercent entre A et C.

$$\begin{aligned} \Delta E_m &= E_{mC} - E_{mA} = E_{pC} - E_{cA} \\ &= mg \times AC \times \sin\alpha - \frac{1}{2}mv_A^2 \end{aligned}$$

$$\text{Or } \Delta E_m = W_{AC}(\vec{f})$$

$$\text{d'où } mg \times AC \times \sin\alpha - \frac{1}{2}mv_A^2 = -\frac{mg}{5} \times AC \times \sin\alpha$$

$$AC = \frac{5v_A^2}{12g \times \sin\alpha}$$

AC = 4,4 m. La balle n'atteint pas le trou. Elle s'arrête à 0,6 m du trou.

### 36 Exemple d'exposé oral

Les différents types d'énergie à évoquer seront l'énergie cinétique, énergie potentielle de pesanteur, énergie mécanique du perchiste, l'énergie potentielle élastique de la perche.

Il s'agira de présenter les transferts d'énergies au cours des différentes étapes du saut : course d'élan, appui sur la perche, phase d'ascension, phase de descente et réception sur le tapis.

### 37 Exemple d'exposé oral

On considérera le skieur comme un point matériel. Au cours de la descente à plus de 240 km · h<sup>-1</sup>, interviennent des forces de frottement. D'après le théorème de l'énergie cinétique, la variation d'énergie cinétique est égale à la somme du travail du poids et du travail des forces de frottement. La variation d'énergie cinétique et le travail du poids sont proportionnels à la masse m par contre il n'y a pas de proportionnalité entre la masse et le travail des forces de frottements. On en déduit que la masse intervient dans la performance.

### ■ Acquérir des compétences ■ p. 287

### 38 Analyse

1. a. On donne z l'altitude du système par rapport au sol, choisi comme référence.

$$E_{mC} = \frac{1}{2}m \cdot v_C^2 + 0 \text{ et } E_{mE} = \frac{1}{2}m \cdot v_E^2 + m \cdot g \cdot z_E.$$

b. L'action de l'air est négligeable donc l'énergie mécanique se conserve :  $E_{mC} = E_{mE}$

$$\text{d'où } \frac{1}{2}m \cdot v_C^2 = \frac{1}{2}m \cdot v_E^2 + m \cdot g \cdot z_E$$

$$\text{et } v_E = \sqrt{v_C^2 - 2gz_E} \text{ soit } v_E = 2,0 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}.$$

2. a. Lors du *grind*, l'altitude reste constante, donc l'énergie potentielle de pesanteur ne varie pas.  $E_{pp}$  correspond à la courbe 2.  $E_m$  est la somme de  $E_c$  et  $E_{pp}$ , la courbe 3 correspond à  $E_m$ , la courbe 1 à  $E_c$ .

b. On lit graphiquement  $\Delta E_m = W_{EF}(\vec{f}) = -70 \text{ J}$ . En supposant la force de frottement constante, on obtient  $W_{EF}(\vec{f}) = -f \cdot EF$  soit  $f = \frac{-W_{EF}(\vec{f})}{EF}$  d'où  $f = 35 \text{ N}$ .

### ► Synthèse

Au cours du « ollie », après le décollage, le système est en chute libre de C à E, il y a conservation de l'énergie mécanique et conversion d'énergie cinétique en énergie potentielle de pesanteur (et réciproquement dans la phase de descente).

Au cours du *grind*, les frottements sur la barre permettent de ralentir le skate. L'énergie mécanique ne se conserve plus dans cette figure.

39 On considère le système Wagon, assimilé à un point matériel.

Si le système parcourt la boucle, la vitesse minimale au cours du parcours est obtenue au sommet de la boucle, situé à la verticale de B. On nommera ce sommet de la boucle point S.  $v_S$  doit être supérieure à 20 km · h<sup>-1</sup> par hypothèse.

L'énergie mécanique du système se dissipe par l'intermédiaire des forces de frottements des rails représentées par le vecteur  $\vec{f}$ , on néglige l'action de l'air.

Entre les points A et S ;  $\Delta E_m = E_{mS} - E_{mA} = W_{AS}(\vec{f})$ . Or  $\Delta E_m = E_{ppS} + E_{cS} - (E_{ppA} + E_{cA})$ . En choisissant l'altitude du système par rapport au sol comme référence, on obtient :

$$\Delta E_m = mgh' + \frac{1}{2}mv_S^2 - mgh - \frac{1}{2}mv_A^2 = W_{AS}(\vec{f}).$$

Expression de  $W_{AS}(\vec{f})$  :

$$W_{AS}(\vec{f}) = W_{AB}(\vec{f}) + W_{BS}(\vec{f}) = -f \times AB - f \times \pi \times \frac{h'}{2}.$$

On isole  $v_A$  dans l'équation suivante :

$$mgh' + \frac{1}{2}mv_S^2 - mgh - \frac{1}{2}mv_A^2 = -f \times AB - f \times \pi \times \frac{h'}{2}$$

$$mgh' + \frac{1}{2}mv_S^2 - mgh + f \times AB + f \times \pi \times \frac{h'}{2} = \frac{1}{2}mv_A^2$$

$$mgh' + \frac{1}{2}mv_S^2 - mgh + f \times (AB + \pi \times \frac{h'}{2}) = \frac{1}{2}mv_A^2$$

$$2gh' + v_S^2 - 2gh + \frac{2f}{m} \times (AB + \pi \times \frac{h'}{2}) = v_A^2$$

$$v_A = \sqrt{v_S^2 + 2g(h' - h) + \frac{2f}{m} \times (AB + \pi \times \frac{h'}{2})}$$

Soit en prenant pour  $v_s$  la vitesse minimale de  $20 \text{ km} \cdot \text{h}^{-1}$  :

$$v_A = \sqrt{\left(\frac{20}{3,6}\right)^2 + 2 \times 9,8 \times (20 - 40) + \frac{2 \times 600}{500} \times \left(120 + \pi \times \frac{20}{2}\right)} = 1,5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}.$$

La vitesse minimale en A doit être de  $1,5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

#### 40 > Démarche avancée

1. Avec un rapporteur, on obtient une mesure de l'angle égale à  $20^\circ$ . Le tremplin est un tremplin débutant.

2. a. Le toboggan est abondamment mouillé, on peut négliger les frottements du tremplin. La seule force non conservative qui intervient est la réaction de la piste mais celle-ci étant perpendiculaire à la piste, son travail est nul. On peut ainsi supposer que l'énergie mécanique du système se conserve entre A et O.

b. D'après la conservation de l'énergie mécanique et en prenant pour niveau de référence des énergies potentielles de pesanteur le niveau du sol, on obtient :

$$E_{mO} = E_{mA} \text{ soit : } mgh + \frac{1}{2}mv_O^2 = mgH + \frac{1}{2}mv_A^2$$

$$\text{d'où } \frac{1}{2}mv_O^2 = mgH - mgh \text{ car } v_A = 0$$

$$\text{et } v_O = \sqrt{2g(H-h)}$$

$$\text{soit } v_O = \sqrt{2 \times 9,81 \times (3,5 - 0,85)} = 7,2 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}.$$

41 1. On réalise la vidéo d'une chute de bille dans une éprouvette remplie d'huile. Avec un logiciel de traitement d'image, après étalonnage et positionnement des axes, on obtient un fichier contenant

les positions successives de la bille à différents instants. A l'aide d'un tableur-grapheur, on peut alors obtenir les vitesses verticales  $v_y$  associées à chaque instant.

On crée les grandeurs  $E_c = \frac{1}{2}mv_y^2$ ,  $E_{pp} = mg_y$  et

$E_m = E_c + E_{pp}$  puis on trace leur évolution en fonction du temps.

2. a. Phase 1 : mouvement rectiligne accéléré entre  $t = 0 \text{ s}$  et  $t = 0,7 \text{ s}$ .

Phase 2 : mouvement rectiligne uniforme à partir de  $t = 0,7 \text{ s}$ .

b. L'énergie cinétique de la bille augmente dans la première phase puis reste constante dès le début de la seconde phase. L'énergie potentielle de pesanteur et l'énergie mécanique diminuent au cours des deux phases. La courbe verte représente l'énergie cinétique et la courbe bleue l'énergie potentielle de pesanteur.

c. Au cours de la première phase :

$$\Delta E_{c1} = 0,25 \text{ J} \text{ et } \Delta E_{pp1} = -1,1 \text{ J}.$$

$$\Delta E_m = \Delta E_c + \Delta E_{pp} \text{ soit } \Delta E_{m1} = -0,85 \text{ J}.$$

$$\text{Or } W_1(f) = \Delta E_{m1} \text{ donc } W_1(f) = -0,85 \text{ J}$$

De même au cours de la seconde phase :  $\Delta E_{c2} = 0 \text{ J}$

$$\text{et } \Delta E_{pp2} = -1,75 + 1,1 = -0,65 \text{ J}$$

$$\text{d'où } \Delta E_{m2} = -0,65 \text{ J. Or } W_2(f) = \Delta E_{m2}$$

$$\text{donc } W_2(f) = -0,65 \text{ J}.$$

d. Au cours de la première phase, il y a transfert d'énergie potentielle de pesanteur en énergie cinétique et dissipation d'énergie (sous forme thermique). Au cours de la seconde phase, il y a dissipation d'énergie potentielle de pesanteur sous forme thermique.



# Ondes mécaniques

## LE PROGRAMME

### • 1. Ondes mécaniques

Cette partie s'appuie sur les connaissances acquises en classe de seconde à propos des signaux sonores pour décrire des ondes dans des domaines variés. Le rôle particulier joué par le modèle des ondes périodiques permet d'introduire la double périodicité et la notion de longueur d'onde, comme grandeur dépendant à la fois de la source et du milieu. Les domaines d'application sont nombreux : musique, médecine, investigation par ondes ultrasonores, géophysique, audiométrie, etc. Les

activités expérimentales associées à cette partie du programme fournissent aux élèves l'occasion d'utiliser des outils variés comme des capteurs, des microcontrôleurs, des logiciels d'analyse ou de simulation d'un signal sonore, etc. L'emploi d'un smartphone comme outil d'acquisition et de caractérisation d'un son peut être envisagé.

#### Notions abordées en seconde

Signal sonore, propagation, vitesse de propagation, fréquence, période.

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
<p>Onde mécanique progressive. Grandeurs physiques associées.</p>	<p>Décrire, dans le cas d'une onde mécanique progressive, la propagation d'une perturbation mécanique d'un milieu dans l'espace et au cours du temps : houle, ondes sismiques, ondes sonores, etc. Expliquer, à l'aide d'un modèle qualitatif, la propagation d'une perturbation mécanique dans un milieu matériel. <i>Produire une perturbation et visualiser sa propagation dans des situations variées, par exemple : onde sonore, onde le long d'une corde ou d'un ressort, onde à la surface de l'eau.</i></p>
<p>Célérité d'une onde. Retard.</p>	<p>Exploiter la relation entre la durée de propagation, la distance parcourue par une perturbation et la célérité, notamment pour localiser une source d'onde. <i>Déterminer, par exemple à l'aide d'un microcontrôleur ou d'un smartphone, une distance ou la célérité d'une onde. Illustrer l'influence du milieu sur la célérité d'une onde.</i></p>
<p>Ondes mécaniques périodiques. Ondes sinusoïdales. Période. Longueur d'onde. Relation entre période, longueur d'onde et célérité.</p>	<p>Distinguer périodicité spatiale et périodicité temporelle. Justifier et exploiter la relation entre période, longueur d'onde et célérité. Déterminer les caractéristiques d'une onde mécanique périodique à partir de représentations spatiales ou temporelles. <i>Déterminer la période, la longueur d'onde et la célérité d'une onde progressive sinusoïdale à l'aide d'une chaîne de mesure.</i></p> <p><b>Capacités numériques</b> : représenter un signal périodique et illustrer l'influence de ses caractéristiques (période, amplitude) sur sa représentation. Simuler à l'aide d'un langage de programmation, la propagation d'une onde périodique.</p> <p><b>Capacité mathématique</b> : utiliser les représentations graphiques des fonctions sinus et cosinus.</p>

## SITUATION 1

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis depuis le cycle 4 et en classe de 2<sup>de</sup>, la relation qui relie la distance parcourue par le son, la durée de propagation du son et sa vitesse.

Dans la situation proposée, il s'agit de déterminer une distance connaissant la durée de propagation du son et sa vitesse.

### ► Exemple de réponse attendue

Il existe une relation mathématique qui relie la distance  $d$  parcourue par le son, la durée  $\Delta t$  de propagation du son et sa vitesse  $v$  :

$$v = \frac{d}{\Delta t}$$

On cherche ici la distance  $d$  parcourue par le son :

$$d = v \times \Delta t$$

A.N.  $d = 340 \times 5 = 1\,700$  m

Comme la durée n'est donnée qu'avec un chiffre significatif, on exprimera le résultat qu'avec un chiffre significatif, donc  $d = 2\,000$  m = 2 km

### ► En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Dans une approche spiralaire de l'enseignement de la physique-chimie, cette approche sera retravaillée dans l'**activité 2** qui traite du sonar avec une difficulté liée au fait que dans ce cas l'onde sonore fait un aller-retour. En classe de 1<sup>re</sup> spécialité, on parlera de célérité pour nommer la vitesse des ondes pour insister sur le fait qu'elle se propage sans transport de matière.

## SITUATION 2

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien assimilé au cours du cycle 4 et en classe de 2<sup>de</sup> les notions de période et de signal périodique. Il dispose d'un enregistrement d'un son et sont invités à dire s'il s'agit d'un signal périodique. C'est l'occasion de revoir aussi la mesure et sa précision.

### ► Exemple de réponse attendue

L'enregistrement du signal présente des motifs qui se répètent régulièrement. Le signal est périodique. La période peut se déterminer ainsi (ce qui n'est pas demandé) :  $4T = 9,0$  s donc  $T = 2,3$  s.

### ► En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Là aussi dans une logique spiralaire, la notion de signal périodique est abordée dans le programme de 1<sup>re</sup> spécialité où les élèves vont découvrir les signaux périodiques sinusoïdaux. L'**activité 3** abordera les ondes mécaniques progressives sinusoïdales qui peuvent se propager à la surface de l'eau

et dans l'activité 4 seront utilisés des ondes ultrasonores qui sont là aussi des ondes mécaniques progressives sinusoïdales.

## SITUATION 3

Dans cette troisième situation, les élèves sont invités à réinvestir la relation qui relie fréquence à la période. Ils ont à déterminer la fréquence du signal sonore enregistré pour la comparer à une fréquence donnée. C'est là encore l'occasion de revoir aussi la mesure et sa précision.

### ► Exemple de réponse attendue

Pour être précis, on va mesurer plusieurs périodes :  $4T = 9,0$  ms.

On en déduit la période de ce signal :  $T = 2,25$  ms donc en respectant le nombre de chiffres significatifs  $T = 2,3$  ms.

La fréquence du signal est  $f = \frac{1}{0,0023} = 440$  Hz.

### ► En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Le terme de fréquence d'un signal sonore est à nouveau abordé en 1<sup>re</sup> spécialité, il s'agit, comme en seconde, de le relier à la période de ce signal. Il sera question de fréquence dans l'**activité 3** et l'**activité 4** pour caractériser les signaux.

## ACTIVITÉS

## p. 296 ■ ACTIVITÉ 1

## Le phénomène de la ola

### Commentaires pédagogiques

Cette activité de découverte permet aux élèves de construire par eux-mêmes le concept d'onde mécanique progressive.

### ► Exploitation et analyse

1. a. La perturbation générant une ola est créée quand des spectateurs se lèvent ensemble puis se rassoient ensemble.

b. La ola se propage au sein des spectateurs.

c. Cette « vague » se déplace sans transport de matière : les spectateurs ne se déplacent pas.

2. a. La direction de propagation de la ola se fait en suivant les gradins.

b. Le mouvement des spectateurs se fait perpendiculairement à la direction de propagation.

c. La perturbation est transversale car elle est perpendiculaire à la direction de propagation de l'onde.

### ► Synthèse

3. a. Une ola peut être considérée comme une onde mécanique progressive car la ola se propage dans la matière.

b. Une onde mécanique progressive est un phénomène de propagation d'une perturbation dans un milieu matériel (sans transport de matière).

p. 297 ■ **ACTIVITÉ 2**

**Principe du sonar** ..... TP

**Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux**

La base de temps de l'oscilloscope permet de mesurer des durées. À l'écran de l'oscilloscope, il est possible d'observer un décalage entre le signal émis par l'émetteur ultrasonore et celui perçu au niveau du récepteur. Ce décalage correspond au retard pris par l'onde ultrasonore pour se propager de l'émetteur au récepteur en se réfléchissant sur l'écran. L'objectif est de permettre aux élèves de réinvestir la relation qui existe entre la vitesse d'une onde sonore ou ultrasonore, la distance parcourue et la durée du parcours. La difficulté pour eux est qu'il leur faut tenir compte de l'aller-retour que fait l'onde entre l'émetteur et le récepteur.

Remarque de mise en œuvre : cette activité permet aux élèves de déterminer une distance en utilisant le principe du sonar et de valider leur protocole en comparant la valeur calculée à celle de la mesure directe de cette distance qui peut se faire à l'aide d'un décimètre.

Cette activité peut être prolongée par une utilisation d'un smartphone ou d'un microcontrôleur pour réaliser une mesure similaire en utilisant le principe du sonar.

**> Démarche experte**

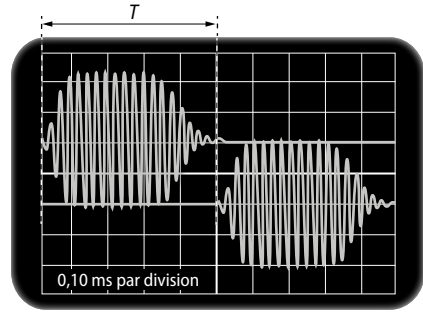
Le protocole permettant de déterminer d'illustrer le principe du sonar est le suivant :

- on alimente l'émetteur ultrasonore ;
- on branche l'émetteur sur une voie de l'oscilloscope et le récepteur sur une autre voie ;
- on place l'émetteur et le récepteur côte à côte et on les dirige vers un écran qui se trouvent à une distance  $d$ .

Pour mesurer  $d$  en utilisant le principe du sonar, on mesure à l'oscilloscope le décalage temporel entre le signal du récepteur et celui de l'émetteur : ce décalage correspond au retard pris par l'onde ultrasonore pour se propager de l'émetteur au récepteur en se réfléchissant sur l'écran.

Dans l'exemple du document 4, on détermine le retard à l'oscilloscope :

$$\tau = 5 \text{ div} \times 0,10 \text{ ms} \cdot \text{div}^{-1} = 0,50 \text{ ms.}$$



La célérité du son dans l'air est  $v_{\text{son}} = 340 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$  à  $20 \text{ }^\circ\text{C}$ .

On en déduit la distance parcourue par l'onde ultrasonore :

$$D = v_{\text{son}} \times \tau = 340 \times 0,00050 = 0,17 \text{ m} = 17 \text{ cm.}$$

Comme l'onde ultrasonore a fait un aller-retour :

$$d = \frac{D}{2} = 8,5 \text{ cm.}$$

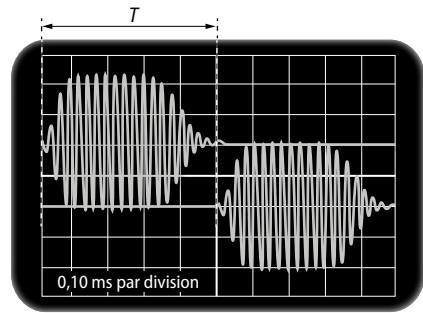
On peut mesurer  $d$  avec un mètre-ruban et vérifier le résultat.

**> Démarche avancée**

**1. a** Montage à effectuer.

**b** Quand l'émetteur et le récepteur sont côte à côte dirigés vers l'écran, on retrouve les éléments du sonar avec le couple émetteur-récepteur côté à côté et l'écran modélise le fond marin.

**2. a.** Pour déterminer le retard de la salve entre son émission et sa réception, on détermine le décalage temporel entre les signaux de l'émetteur et ceux perçus par le récepteur.



Dans l'exemple du document 3, on a :

$$\tau = 5 \text{ div} \times 0,10 \text{ ms} \cdot \text{div}^{-1} = 0,50 \text{ ms.}$$

**b.** On en déduit la distance  $d$  entre le sonar constitué et l'écran sachant que  $v_{\text{son}} = 340 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$  à  $20 \text{ }^\circ\text{C}$   
 $D = v_{\text{son}} \times \tau = 340 \times 0,00050 = 0,17 \text{ m} = 17 \text{ cm.}$

Comme l'onde ultrasonore a fait un aller-retour :

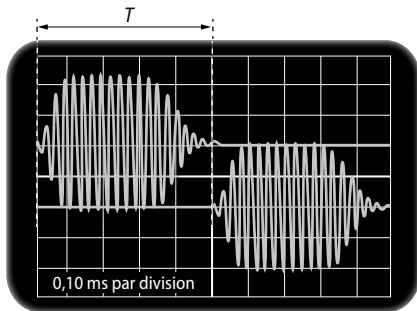
$$d = \frac{D}{2} = 8,5 \text{ cm.}$$

**c.** En effectuant la mesure on retrouve un résultat similaire.

## ➤ Démarche élémentaire

1. a. et 1. b. Montage à effectuer.

2. a.



b. La base temps de l'oscilloscope est :  
 $0,10 \text{ ms} \cdot \text{div}^{-1}$ .

On mesure 5 div.

Donc  $\tau = 5 \text{ div} \times 0,10 \text{ ms} \cdot \text{div}^{-1} = 0,50 \text{ ms}$ .

3. a. Comme la salve a fait un aller-retour elle a parcouru la distance  $2d$  :

Donc  $2d = v_{\text{son}} \times \tau$

Donc  $d = v_{\text{son}} \times \frac{\tau}{2}$

b.  $d = 340 \times \frac{0,00050}{2} = 0,085 \text{ m} = 8,5 \text{ cm}$ .

p. 298 ■ **ACTIVITÉ 3**

Faire des vagues ..... *Classe inversée*

### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Cette activité permet de découvrir la notion de longueur d'onde à l'aide d'une simulation.

Cette activité permet également d'initier les élèves à la représentation d'une fonction mathématique qui décrit la propagation d'une onde en utilisant un programme Python fourni.

#### ■ Animations et vidéos

(→ disponible par l'application *Bordas Flashpage*, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

► Ondes à la surface de l'eau **00 : 04**

Cette vidéo permet de montrer comment, à partir des vibrations régulières à la surface d'une cuve à onde, un objet génère des ondes mécaniques circulaires.

► Onde circulaire et longueur d'onde **1 : 46**

Cette animation permet de montrer la propagation d'une onde périodique et d'appréhender les notions de phase, période, fréquence et longueur d'onde.

#### ■ Programme Python

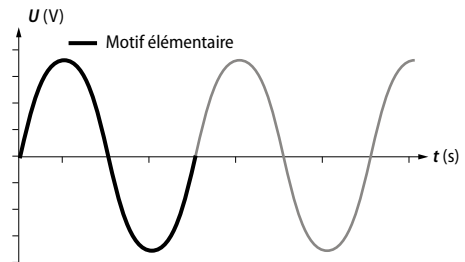
(→ disponible sur les manuels numériques enseignant et élève, et sur le site [lycee.editions-bordas.fr](http://lycee.editions-bordas.fr))

Le programme en langage Python permet de simuler la propagation d'une onde périodique.

## ➤ Exploitation et analyse

1. a. Des vagues à la surface de l'eau ne déplacent pas une bouée à leur passage. La bouée va juste osciller perpendiculairement au sens de propagation (verticalement) des vagues lors de leur passage.

b. L'onde générée à la surface de l'eau se répète en un point de façon périodique. Le signal généré est périodique car son enregistrement en un point présente la répétition régulière d'un même motif :



Elle est sinusoidale car la perturbation est une fonction sinusoidale du temps.

2. Les points qui vibrent en phase à la surface de l'eau sont ceux qui sont simultanément dans un creux de la vague formée ou simultanément sur une bosse de la vague formée.

3. a. Dans ce programme, on utilise la fonction sinus pour représenter l'onde en fonction du temps (t) et de l'espace (x).

b. Dans le programme, il est écrit :

$T = 2.0$

$v = 1.0$

`mescourbes=[sin(2*pi/T*(t-x/v)) for x in positionsx]`  
 for t in temps]

On peut modifier la valeur de la célérité  $v$  et de la période  $T$ .

## ➤ Synthèse

4. a. Une onde entretenue par une source de perturbation périodique, qui se propage à la surface de l'eau, est une onde mécanique progressive (sinusoidale si la source l'est également).

b. La longueur d'onde augmente quand la fréquence diminue et diminue quand la fréquence augmente.

On utilise la simulation du document 3.

Plus la longueur d'onde est petite, plus les creux ou les bosses de la vague sont rapprochés et la fréquence est élevée.

Inversement plus la longueur d'onde est grande, plus les creux ou les bosses de la vague sont éloignés et la fréquence est faible.

## Longueur d'onde ultrasonore

### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Cette activité a pour objectif de faire le lien entre la période temporelle d'un signal et sa période spatiale qui est la longueur d'onde. La difficulté pour les élèves est de se représenter ces deux grandeurs. La base de temps de l'oscilloscope permet de mesurer une durée et donc d'accéder à la période temporelle. Une règle est utilisée pour déterminer la longueur d'onde.

Remarque de mise en œuvre : la longueur d'onde d'une onde ultrasonore est de l'ordre de grandeur du centimètre. Afin d'accéder à une mesure précise de la longueur d'onde, il conviendra de mesurer une distance correspondant à plusieurs longueurs d'onde. Cette stratégie permet de sensibiliser les élèves aux mesures et à leurs incertitudes.

### Expérimentation et mesures

1. Le signal est :

- périodique car il est constitué d'un motif qui se répète régulièrement ;
- sinusoïdal car il est une fonction sinusoïdale du temps.

On mesure une période de  $T = 50 \mu\text{s}$ .

On en déduit la valeur de la fréquence :

$$f = \frac{1}{T} = 20 \text{ kHz.}$$

Le domaine des ultrasons commence à 20 kHz, il s'agit donc bien d'un signal ultrasonore.

2. Les deux signaux ont la même période donc la fréquence du signal reçu au niveau du récepteur est la même que celle du signal émis.

3.  $x_1 = 10,0 \text{ cm}$  (exemple).

4. La courbe liée au signal enregistrée par le récepteur se décale vers la droite par rapport à celle liée au signal de l'émetteur. Cela est dû au retard supplémentaire dans la propagation du signal qu'induit le déplacement du récepteur par rapport à l'émetteur.

$x_2 = 11,7 \text{ cm}$  (exemple cohérent avec l'exemple du 3).

5. Par définition, la longueur d'onde  $\lambda$  est la plus petite distance séparant deux points où les signaux perçus sont en phase.

Si on veut déterminer avec précision  $\lambda$ , il faut mesurer la longueur ( $n\lambda$ ) de  $n$  l'onde d'onde  $\lambda$ , puis en déduire  $\lambda$  en divisant le nombre  $n\lambda$  par  $n$  :  $\left(\frac{n\lambda}{n}\right)$ .

On part d'une position où les signaux sont en phases et on déplace le récepteur jusqu'à observer

pour la 10<sup>e</sup> fois les signaux en phases. On aura ainsi mesuré  $10\lambda$  :

$$10\lambda = 17 \text{ cm donc } \lambda = 1,7 \text{ cm.}$$

### Exploitation et analyse

6. a. Le retard est une durée qui se mesure sur l'oscilloscope. Quand on a déplacé le récepteur de  $x_1$  à  $x_2$ , la courbe du récepteur s'est déplacé d'une période. Donc  $\tau = T$ .

b.  $x_2 - x_1$  correspond à la plus petite distance séparant deux points où les signaux sont en phase donc cela correspond à la longueur d'onde.

$$\text{Donc } x_2 - x_1 = \lambda.$$

### Conclusion

7. a. D'après 6. a. et 6. b., la période de l'onde correspond à la durée mise par l'onde pour parcourir une distance égale à sa longueur d'onde.

b. On en déduit que  $v = \frac{\lambda}{T}$

$$\text{On a } \lambda = 1,7 \text{ cm et } T = 50 \mu\text{s}$$

$$v = \frac{\lambda}{T} = \frac{17}{0,05} = 340 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

On retrouve bien la valeur de la célérité des ultrasons dans l'air à 20 °C.

## EXERCICES

### Vérifier l'essentiel

p. 304

- 1 A, B et C.    2 A.    3 B et C.  
 4 B.    5 A et C.    6 B et C.  
 7 B et C.

### Acquérir les notions

p. 305

### Propagation d'une onde mécanique

8 1. a. On peut parler d'onde progressive à une dimension car l'onde ne se propage que selon une seule direction.

b. L'onde se déplace de gauche à droite.

2. Pour pouvoir calculer  $d$ , il faudrait connaître l'échelle du dessin.

Pour déterminer  $d$ , il faut donc mesurer la distance, sur le dessin, entre les deux points M et M' et multiplier par un coefficient qui traduit l'échelle du dessin (si l'échelle est au 1/10<sup>e</sup>, il faudra prendre 10 comme coefficient).

3. a.  $\tau$  représente le retard.

b. La perturbation au point M' est celle qui se trouvait en M à l'instant  $t = t' - \tau$

c.  $\tau$  est appelé retard car l'onde arrive en M' avec un retard par rapport à M (la propagation n'est pas immédiate).

d. Pour calculer  $\tau$  entre M et M', il faut connaître la valeur de la célérité  $v$  de l'onde dans la corde et ainsi calculer  $\tau = \frac{d}{v}$  (on sait que  $v = \frac{d}{\tau}$ ).

9 1. Si en 2 s la ola a parcouru 2 m, elle aura parcouru 7 m en 7 s. Donc le personnage placé à la position  $x = 7$  m va se lever et s'asseoir avec un retard de  $\tau = 7$  s.

X  
X X X X X X X X X X

---

2. a. et b. Pour  $t_1 = 2$  s :

X  
X X X X X X X X X X

---

Pour  $t_2 = 7$  s :

X  
X X X X X X X X X X X

---

Pour  $t_3 = 11$  s :

X  
X X X X X X X X X X X

---

c. La progression de la ola est bien la propagation d'une perturbation dans un milieu matériel sans transport de matière : elle simule bien la propagation d'une onde mécanique progressive.

3. La ola se déplace avec une célérité de  $1 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

10 1. a. Un point de la corde bouge verticalement mais ne bouge pas dans la direction de la propagation.

b. C'est une onde mécanique progressive.

2. 30 cm sur la règle fait 3,0 cm sur le dessin. L'échelle est donc de 1/10. Pendant  $\Delta t$ , l'onde parcourt 6,5 cm sur le dessin et donc 65 cm en réalité.

3. On en déduit la célérité  $v$  de l'onde le long de la corde  $v = \frac{d}{\Delta t} = \frac{0,65}{0,165} = 3,9 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

11 1. La feuille ne va pas être transportée par l'onde, elle va bouger verticalement au passage de l'onde : en effet, on est en présence d'une onde mécanique progressive.

2.  $v = \frac{d}{\Delta t} = \frac{0,2}{2} = 0,1 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

### >Onde mécanique périodique, onde sinusoïdale

12 1. On observe des cercles concentriques qui se propagent à la surface de l'eau.

2. Il s'agit bien d'une onde mécanique puisqu'elle se propage dans la matière (ici l'eau), périodique sinusoïdale car de profil la perturbation générée est une fonction sinusoïdale du temps.

13 1. Dans les deux cas, il s'agit d'une onde mécanique car l'onde sonore se propage dans la matière mais seul le premier enregistrement correspond à une onde mécanique sinusoïdale car ce n'est que dans ce cas qu'on observe une courbe qui est une fonction sinusoïdale du temps.

2. a. Les deux ondes n'ont pas la même période. Sur les enregistrements, les motifs qui se répètent n'ont pas la même durée dans les deux cas.

b. Cas 1 : on a  $2T = 4,5 - 0,5 = 4$  ms donc  $T = 2$  ms.

On en déduit que  $f = \frac{1}{T} = \frac{1}{0,02} = 50$  Hz.

Cas 2 : on a  $2T = 25$  ms.

On en déduit que  $f = \frac{1}{T} = \frac{1}{0,025} = 80$  Hz.

14 1. Il s'agit d'une onde mécanique car l'onde ultrasonore se propage dans la matière et est périodique sinusoïdale car on observe une courbe qui est une fonction sinusoïdale du temps (avec un motif qui se répète régulièrement).

2. a. Pour mesurer le plus précisément la période  $T$ , on cherche à mesurer la durée correspondant un maximum de périodes présentes sur l'enregistrement.

b. On a  $6T = 144 \mu\text{s} \rightarrow T = 144 \mu\text{s}/6 = 24 \mu\text{s}$ .

En tenant compte de l'épaisseur du signal et d'une lecture approximative, on peut proposer l'encadrement suivant  $23 \mu\text{s} \leq T \leq 25 \mu\text{s}$ .

La demi-largeur de l'intervalle défini est, en première approximation, un estimateur de l'incertitude-type :  $u(T) = 1 \mu\text{s}$ .

3. On en déduit la fréquence :

$f = \frac{1}{T} = 42$  kHz.

Donc  $f = 42$  kHz.

On a bien un signal qui a une fréquence supérieure à 20 kHz.

15 1. La valeur 440 Hz correspond à la fréquence du son émis.

2. a. On a  $4T = 9,0 \text{ div} \times 1 \text{ ms} \cdot \text{div}^{-1} = 9,0$  ms.

Donc  $T = 2,25$  ms donc  $f = 440$  Hz en tenant compte des chiffres significatifs.

b. On en déduit que  $f = \frac{1}{T} = 4,4 \times 10^2$  Hz.

Elle caractérise bien la  $T$  note du diapason.

3. Si on double la fréquence sans changer la base de temps :

a. on obtient un signal plus « écrasé » ;

b. si on double la fréquence, la période est divisée par deux :  $T' = \frac{T}{2} = \frac{2,3}{2} = 1,15 \text{ ms}$ .

### >Longueur d'onde

**16** 1. a. La distance entre les crêtes des vagues est constante.

b. La distance entre deux crêtes s'appelle la longueur d'onde (la plus petite distance entre deux points qui vibrent en phase).

2. a. La durée qui sépare deux vagues successives est constante.

b. Cette durée est la période (le plus petit intervalle de temps au bout duquel le phénomène se reproduit identique à lui-même).

3. La relation qui existe entre la période spatiale  $\lambda$  et la période temporelle  $T$  est :  $\lambda = v \times T$  (pendant une période, l'onde s'est déplacée d'une longueur d'onde).

**17** 1. La longueur d'onde est la plus petite distance entre deux points qui vibrent en phase.

2. La relation qui existe entre la longueur d'onde  $\lambda$  et la période temporelle  $T$  est :  $\lambda = v \times T$  (pendant une période, l'onde s'est déplacée d'une longueur

d'onde) donc  $\lambda = \frac{v}{f}$ .

**18** 1. a. Pour mesurer le plus précisément la longueur d'onde  $\lambda$ , on cherche à mesurer la longueur correspondant à un maximum de longueurs d'onde présentes sur l'enregistrement.

On a  $7 \lambda_1 = 7,1 \text{ cm}$ .

Donc  $\lambda_1 = 1,0 \text{ cm}$ .

b.  $v_1 = \lambda_1 \times f = 1,0 \times 8,0 = 8,0 \text{ cm} \cdot \text{s}^{-1}$ .

2. On a maintenant  $9 \lambda_2 = 6,7 \text{ cm}$ .

Donc  $\lambda_2 = 0,75 \text{ cm}$ .

Donc  $v_2 = \lambda_2 \times f = 0,75 \times 17 = 13 \text{ cm} \cdot \text{s}^{-1}$ .

La célérité des ondes varie bien avec la fréquence puisque  $v_2 \neq v_1$ .

**19** On observe que, suivant la profondeur, l'espacement entre les crêtes donc la longueur d'onde n'est pas la même.

Comme la fréquence du vibreur est constante et que  $v = \lambda \times f$ , on en déduit que la célérité dépend bien de la profondeur.

### Exercices similaires

#### aux exercices résolus

■ p. 308 et 309

**21** 1. Les ondes circulaires se déplacent du centre où il y a la perturbation vers les extrémités.

Donc le front d'onde est en b à  $t = t_1$  et en a à  $t = t_2$ .

2.  $v = \frac{d}{\Delta t} = \frac{1,0}{3,0} = 3,0 \times 10^1 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$  (environ  $30 \text{ cm} \cdot \text{s}^{-1}$ ).

**23** On cherche la célérité de l'onde sinusoïdale générée par le vibreur.

On visualise à la surface de l'eau, des crêtes qui se forment à intervalle régulier. Cet intervalle est la longueur d'onde.

Pour être précis, on mesure la longueur de plusieurs longueurs d'onde :

On a  $9 \lambda = 13 \text{ cm}$ .

Donc  $\lambda = 1,5 \text{ cm}$ .

Or  $v = \lambda \cdot f$ .

Donc  $v = 1,5 \times 23 = 35 \text{ cm} \cdot \text{s}^{-1}$ .

### Croiser les notions

■ p. 310

**24** 1. Une onde mécanique est une perturbation qui se propage dans un milieu matériel sans transport de matière.

2. On a  $d = 9\,549,6 \times 1,949 = 18\,620 \text{ m}$ .

$\Delta t = 54,6 \text{ s}$ .

$v_{\text{exp}} = \frac{d}{\Delta t} = 341 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

3. Pour les observateurs, la célérité du son semble *a priori* dépendre de la température et du sens du vent.

**25** 1. On peut déterminer la célérité de l'onde sonore avec le plus de précision en déterminant la distance entre les deux micros les plus éloignés,  $M_1$  et  $M_3$  et en déterminant le retard de l'onde sonore entre  $M_1$  et  $M_3$ .

$M_1M_3 = 5,00 \text{ m}$

$T_{M_1M_3} = 0,017 - 0,002 = 0,015 \text{ s}$

Donc  $v_{M_1M_3} = 3,3 \times 10^2 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

2. a. Sur la distance  $M_1M_2$

$M_1M_2 = 2,00 \text{ m}$

$\tau_{M_1M_2} = 0,008 - 0,002 = 0,006 \text{ s}$

Donc  $v_{M_1M_2} = 3,3 \times 10^2 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

Sur la distance  $M_2M_3$

$M_1M_3 = 3,00 \text{ m}$ .

$\tau_{M_2M_3} = 0,017 - 0,008 = 0,009 \text{ s}$

Donc  $v_{M_2M_3} = 3,3 \times 10^2 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

b. Les résultats sont cohérents :

$v_{M_1M_3} = v_{M_1M_2} = v_{M_2M_3}$

**26** 1. Au vu des graphiques, la propagation des ultrasons est le plus rapide dans l'eau car le signal est perçu plus rapidement par le récepteur quand le milieu de propagation est l'eau.

2. On a  $d = 20,0 \text{ cm}$ .

$\Delta t_{\text{eau}} = 160 \mu\text{s}$ .

$v_{\text{eau}} = \frac{0,200}{0,000160} = 1\,250 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

**27** 1. Une onde ultrasonore est une onde mécanique progressive car elle est une perturbation qui se propage dans un milieu matériel.

**2. a.** Le signal A correspond à celui de l'émetteur, et celui plus en retard, le signal B, correspond au récepteur.

**b.** On peut déterminer le retard grâce à l'oscilloscope :  
 $\tau = 2 \text{ div} \times 1,0 \text{ ms/div} = 2,0 \text{ ms}$

**3. a.**  $D = v \times \tau$

Et comme l'onde a fait un aller-retour :

$$2d = D = v \times \tau$$

$$\text{Donc } d = \frac{(340 \times 0,002)}{2} = 0,34 \text{ m} = 34 \text{ cm.}$$

**b.** Les ultrasons peuvent être utilisés pour déterminer des distances « à distance » c'est le cas pour un sonar par exemple.

### 28 > Démarche avancée

On cherche à déterminer la célérité de l'onde.

Le milieu de l'intervalle proposée pour la valeur de  $D$  correspond au meilleur estimateur de la grandeur mesurée, donc on prendra  $D = 3,85 \text{ m}$ .

On peut déterminer la longueur d'onde qui correspond à la plus petite distance qui sépare deux points qui vibrent en phase :

$$5\lambda = D = 3,85 \text{ m}$$

$$\text{Donc } \lambda = 0,770 \text{ m.}$$

On peut aussi déterminer la période du signal sonore à l'aide des enregistrements. Pour être précis, on détermine plusieurs périodes :

$$4T = 22,5 \text{ div} \times 0,4 \text{ ms/div} = 9,0 \text{ ms}$$

$$4T = 9,0 \text{ ms}$$

Donc  $T = 2,25 \text{ ms}$  donc en tenant compte des chiffres significatifs :  $T = 2,2 \text{ ms}$ .

On en déduit la valeur de la célérité :

$$v = \frac{\lambda}{T} = \frac{0,772}{2,2} = 350 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}.$$

$340 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ , qui est la valeur de référence, est bien comprise dans l'intervalle.

### > Démarche élémentaire

**1. a.** La longueur d'onde est la plus petite distance qui sépare deux points qui vibrent en phase.

**b.** On compte plusieurs positions pour augmenter la précision de la mesure.

**c.** Le milieu de l'intervalle proposée pour la valeur de  $D$  correspond au meilleur estimateur de la grandeur mesurée, donc on prendra  $D = 3,85 \text{ m}$ .

$$5\lambda = D = 3,85 \text{ m}$$

$$\text{Donc } \lambda = 0,770 \text{ m.}$$

**2.** Pour être précis, on détermine plusieurs périodes :  
 $4T = 8,8 \text{ ms}$ .

$$\text{Donc } T = 2,2 \text{ ms.}$$

$$3. v = \frac{\lambda}{T} = \frac{0,772}{2,2} = 350 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}.$$

**29** On considère une onde ayant une longueur d'onde  $\lambda = 2,5 \text{ cm}$  et qui se propage avec une célérité de  $10 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

**1.** En combien de temps la vague parcourt-elle une distance d'une longueur d'onde ?

**2. a.** Combien de longueurs d'onde défile en 1 s ?

**b.** Quelle est la valeur de la fréquence de l'onde ?

**3.** Que peut-on conclure quant à la relation entre la longueur d'onde et la fréquence ?

**1.** L'onde parcourt 10 m en 1 s, elle parcourt donc 2,5 cm en  $\frac{2,5 \times 10^{-2}}{1 \times 10} = 2,5 \times 10^{-3} \text{ s}$ .

**2. a.** En 1 s, l'onde s'est déplacée de 10 m, donc on observe  $\frac{10}{0,025} = 400$  longueurs d'onde.

**b.** La fréquence est le nombre de fois qu'un phénomène se reproduit en 1 s donc la fréquence est ici de 400 Hz.

**3.** On en déduit que  $\lambda = \frac{v}{f}$  puisque  $0,025 = \frac{10}{400}$ .

**30 1. a.** La longueur d'onde est la plus petite distance qui sépare deux points qui vibrent en phase.

**b.** La longueur d'onde correspond à la distance qui sépare deux crêtes claires ou deux crêtes sombres. Pour être précis, on en détermine plusieurs (sur une plus grande longueur).

**c.**  $5\lambda = 6 \text{ cm}$  on en déduit  $\lambda = 1,2 \text{ cm}$ .

**2.** Des représentations, on peut dire :

– à l'instant  $t + T$  ; on retrouve la même allure que la photo initiale (centre clair) ;

– à l'instant  $t + \frac{T}{2}$  ; on a une allure complémentaire à celle de la photo initiale (centre sombre).

**31 1. a.** Figure 1 :  $5\lambda = 10 \text{ cm}$  donc  $\lambda = 2,0 \text{ cm}$ .

Figure 2 :  $4\lambda' = 10 \text{ cm}$  donc  $\lambda' = 2,25 \text{ cm}$ .

**b.** Figure 1 :  $v = \lambda_1 \cdot f = 2,0 \times 20 = 40 \text{ cm} \cdot \text{s}^{-1}$ .

Figure 2 :  $v' = \lambda' \cdot f' = 2,25 \times 10 = 22,5 \text{ cm} \cdot \text{s}^{-1}$ .

**2.** L'eau est un milieu dispersif puisque la célérité d'onde mécanique qui s'y propage dépend de la fréquence :  $v \neq v'$ .

**32 1. a.** Avant l'ouverture :  $2\lambda = 1,5 \text{ cm}$ .

Donc  $\lambda = 0,75 \text{ cm}$ .

**b.** Après l'ouverture :  $8\lambda' = 6,0 \text{ cm}$ .

Donc  $\lambda' = 0,75 \text{ cm}$ .

**2.** Comme  $\lambda = \lambda'$ , on en déduit que le phénomène de diffraction ne modifie pas la valeur de la longueur d'onde.

**3.** Comme la valeur de la longueur d'onde n'est pas modifiée et que le vibreur vibre à une fréquence constante, la célérité de l'onde n'est pas modifiée lors d'une diffraction.

**33** Exemple d'exposé oral :

« Une source sonore qui produit un son émet une **onde sonore dans l'air** qui est une **onde mécanique**



**progressive** puisqu'elle se propage dans la matière qui est ici constituée de molécules d'air. Il y a ainsi propagation d'une vibration qui entraîne l'existence de **zones de compression** et de zones de dépression espacées régulièrement. La distance entre deux zones de compression est appelée la **longueur d'onde**. En un endroit de l'espace, les molécules sont donc régulièrement comprimées au passage de la perturbation. Le nombre de fois que des molécules sont comprimées par seconde correspond à la fréquence de vibration provoquée par l'onde sonore. La **célérité du son** se détermine en multipliant la valeur de la longueur d'onde par la valeur de la fréquence. »

**34** Exemple d'exposé oral :

« Lors du phénomène, ce qui se propage est une perturbation dans la matière sans déplacement de celle-ci (l'eau ne se déplace pas). Il existe un lien entre la fréquence  $f$  avec laquelle les oiseaux bougent et l'écart entre les rides qui correspond à la longueur d'onde  $\lambda$  de l'onde générée à la surface de l'eau. En effet  $v = \lambda \cdot f$  avec  $v$  célérité de l'onde à la surface de l'eau. »

**Acquérir des compétences** | p. 313

**35** > Démarche experte

1. Sur la photographie avec l'échelle présente on peut déterminer la longueur d'onde de la houle qui correspond à la distance entre deux crêtes.

On a ainsi :  $3\lambda = 180 \text{ m}$  d'où  $\lambda = 60 \text{ m}$

- En eau profonde :

$$v = \sqrt{\frac{g\lambda}{2\pi}}$$

On a  $g = 9,8 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$

$\lambda = 60 \text{ m}$

Donc  $v = 9,7 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

- En eau peu profonde :

$$v = \sqrt{gh}$$

On a  $g = 9,8 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$

$h = 4 \text{ m}$

et donc  $v = 6,3 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

2. La période est la seule propriété de l'onde qui ne change pas à l'approche de la côte.

$T = \frac{\lambda}{v} = \frac{60}{9,7} = 6,2 \text{ s}$  en eau profonde, et donc aussi près du rivage.

$$F = \frac{1}{T} = 0,16 \text{ Hz}$$

> Démarche avancée

1. La période est la seule propriété de l'onde qui ne change pas à l'approche de la côte.

2. a. Sur la photographie avec l'échelle présente on peut déterminer la longueur d'onde de la houle qui correspond à la distance entre deux crêtes.

On a ainsi :  $3\lambda = 180 \text{ m}$  d'où  $\lambda = 60 \text{ m}$ .

b. - En eau profonde :

$$v = \sqrt{\frac{g\lambda}{2\pi}}$$

On a  $g = 9,8 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$

$\lambda = 60 \text{ m}$

Donc  $v = 9,7 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

$$T = \frac{\lambda}{v} = \frac{60}{9,7} = 6,2 \text{ s.}$$

- En eau peu profonde :

$$v = \sqrt{gh}$$

On a  $g = 9,8 \cdot \text{kg}^{-1}$

$h = 4 \text{ m}$

donc  $v = 6,3 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

Près du rivage on aura donc toujours  $T = 6,2 \text{ s}$ .

3. Donc tous les 6,2 s arrive une nouvelle vague.

**36** > Questions préliminaires

1.  $d_{\min} = 0,3 \text{ m}$

Le capteur émet des salves ultrasonores dont la célérité dans l'air est  $v_{\text{son}} = 340 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

Entre l'émission et la réception, la distance parcourue  $D = 2d_{\min}$

Donc  $2d_{\min} = v_{\text{son}} \times \Delta t$

$$\text{d'où } \Delta t = 2 \times \frac{0,3}{340} = 1,7 \text{ ms.}$$

On a bien  $\Delta t = \Delta t_1$ .

2. Si la durée que met l'onde émise pour revenir au capteur est inférieure à  $\Delta t_1$ , le capteur ne peut pas déterminer l'obstacle de façon satisfaisante car le capteur est encore en mode émission.

> Le problème à résoudre

La valeur de la portée maximum du capteur est donnée quand  $\Delta t = \Delta t_2 = 12 \text{ ms}$ .

On a alors  $2d_{\max} = v_{\text{son}} \times \Delta t_2$

$$\text{donc } d_{\max} = v_{\text{son}} \times \frac{\Delta t_2}{2} = 2 \text{ m.}$$

On retrouve la valeur donnée dans l'énoncé.

**37** 1. À l'aide d'un tableur grapheur, on trace respectivement le graphe de  $\tau_{\text{liq}} = f(L)$  et de  $\tau_{\text{air}} = f(L)$  et on détermine le coefficient de chaque droite obtenue qui correspond respectivement à l'inverse de la vitesse des ultrasons dans l'eau et à l'inverse dans celle dans l'air.

$$\text{En effet } v = \frac{L}{\tau} \text{ donc } \tau = (1/v) \times L.$$

Pour le premier graphe on a un coefficient directeur de  $a = 0,667$

donc  $v_{\text{eau}} = 1/a = 1,5 \text{ m} \cdot \text{ms}^{-1} = 1\,500 \text{ m} \cdot \text{ms}^{-1}$ .

Pour le premier graphe on a un coefficient directeur de  $a = 2,94$

donc  $v_{\text{eau}} = 1/a = 0,340 \text{ m} \cdot \text{ms}^{-1} = 340 \cdot \text{ms}^{-1}$ .

2. On retrouve les valeurs présentes dans les tables.

# Images et couleurs

## LE PROGRAMME

### La lumière : images et couleurs, modèles ondulatoire et particulaire

Dans la continuité du programme de seconde, cette partie vise à expliciter les relations algébriques relatives à la formation d'une image par une lentille mince convergente et à permettre d'utiliser cette description quantitative dans le cadre de technologies actuelles, recourant par exemple à des lentilles à focale variable. En complément de ce modèle géométrique, deux modèles de la lumière – ondulatoire et particulaire – sont ensuite abordés ; ils seront approfondis dans le cadre de l'enseignement de spécialité physique-chimie de la classe de terminale.

Les domaines d'application de cette partie sont très variés : vision humaine, photographie, vidéo, astrophysique, imagerie scientifique, art, spectacle, etc. La mise en œuvre de cette partie du programme est source de nombreuses expériences démonstratives et d'activités expérimentales quantitatives.

#### Notions abordées en seconde

Lentille mince convergente, image réelle d'un objet réel, distance focale, grandissement, dispersion, spectres, longueur d'onde dans le vide ou dans l'air.

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
<p>Relation de conjugaison d'une lentille mince convergente. Grandissement.</p> <p>Image réelle, image virtuelle, image droite, image renversée.</p> <p>Couleur blanche, couleurs complémentaires. Couleur des objets. Synthèse additive, synthèse soustractive. Absorption, diffusion, transmission. Vision des couleurs et trichromie.</p>	<p>Exploiter les relations de conjugaison et de grandissement fournies pour déterminer la position et la taille de l'image d'un objet-plan réel.</p> <p>Déterminer les caractéristiques de l'image d'un objet-plan réel formée par une lentille mince convergente.</p> <p><b>Estimer la distance focale d'une lentille mince convergente.</b> <b>Tester la relation de conjugaison d'une lentille mince convergente.</b> <b>Réaliser une mise au point en modifiant soit la distance focale de la lentille convergente soit la géométrie du montage optique.</b></p> <p>Capacités mathématiques : Utiliser le théorème de Thalès. Utiliser des grandeurs algébriques.</p> <p>Choisir le modèle de la synthèse additive ou celui de la synthèse soustractive selon la situation à interpréter.</p> <p>Interpréter la couleur perçue d'un objet à partir de celle de la lumière incidente ainsi que des phénomènes d'absorption, de diffusion et de transmission.</p> <p>Prévoir le résultat de la superposition de lumières colorées et l'effet d'un ou plusieurs filtres colorés sur une lumière incidente.</p> <p><b>Illustrer les notions de synthèse additive, de synthèse soustractive et de couleur des objets.</b></p>

## POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

■ p. 316

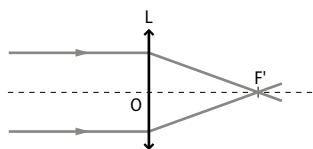
### SITUATION 1

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis depuis la classe de 2<sup>nde</sup> la notion de foyer image. Dans la situation proposée, il s'agit de déterminer la distance à laquelle il faut placer la lentille pour concentrer l'énergie sur le combustible.

### ► Exemple de réponse attendue

La loupe est une lentille convergente.

Le soleil étant très éloigné, les rayons qui arrivent sont parallèles entre eux. Si la loupe est orientée de telle manière que les rayons arrivent parallèlement à l'axe optique ils viendront converger au foyer image de la lentille. Il faut donc que la distance entre la loupe et le combustible soit égale à la distance focale de la lentille.



### ›En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

La notion de distance focale est à nouveau abordée en 1<sup>re</sup> spécialité : l'estimation de sa valeur par une approche expérimentale sera mise en œuvre dans l'activité 3.

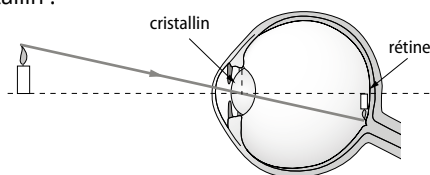
#### SITUATION 2

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis depuis la classe de 2<sup>nde</sup> le modèle de l'œil.

Dans la situation proposée, il s'agit d'expliquer pourquoi l'image formée par le cristallin est à l'envers sur la rétine.

### ›Exemple de réponse attendue

Construction géométrique de l'image formée par le cristallin :



### ›En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Dans une approche spiralaire de l'enseignement de la physique-chimie, la formation d'une image par une lentille convergente sera retravaillée dans l'activité 2 pour expliquer le principe de la mise au point d'un système optique. En classe de 1<sup>re</sup> spécialité, l'utilisation de la relation de conjugaison permettra de déterminer les caractéristiques de l'image par le calcul. Cela complète la technique de la construction géométrique abordée en classe de seconde.

#### SITUATION 3

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis depuis la classe de 2<sup>nde</sup>, le principe de dispersion de la lumière blanche par un prisme.

Dans la situation proposée, il s'agit de comprendre qu'une goutte de pluie joue le rôle de prisme et permet la dispersion de la lumière blanche du soleil.

### ›Exemple de réponse attendue

Lorsque la lumière passe d'un milieu transparent à un autre, les rayons lumineux changent de direction. Chaque longueur d'onde est déviée différemment. Lors de la traversée d'une goutte de pluie, un rayon de lumière blanche est décomposée en plusieurs rayons de lumières colorées.

### ›En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Dans une approche spiralaire de l'enseignement de la physique-chimie, la notion de lumières colorées sera retravaillée dans les activités 1 et 4, pour introduire les modèles de synthèses additive et soustractive.

#### ACTIVITÉS

p. 318 ■ ACTIVITÉ 1

### Filtrage de la lumière ..... Classe inversée

1. a. Lorsqu'un faisceau de lumière blanche arrive sur un filtre, une partie de la lumière est transmise, le reste est absorbé.

b. Après traversée d'un filtre, une partie du spectre a disparu : sur le spectre de la lumière transmise par le filtre jaune les radiations bleues et violettes sont supprimées ; sur le spectre de la lumière transmise par le filtre rouge toutes les couleurs excepté le rouge ont disparu.

2. Le faisceau bleu a disparu de la photo retouchée : aucune lumière n'a été transmise. La lumière bleue a été absorbée par le filtre rouge.

Le faisceau rouge apparaît à l'identique sur la photo retouchée : la lumière rouge a été intégralement transmise par le filtre rouge.

Le faisceau jaune apparaît rouge sur la photo retouchée. Le filtre rouge a transmis la lumière rouge mais absorbée la lumière verte qui compose la lumière jaune.

3. a. À la ligne 4, il faut remplacer (r,0,0) par (0,v,0).

b. Lorsqu'on remplace une valeur par 0, on soustrait la valeur initiale.

4. Synthèse : Lorsqu'un filtre coloré est placé sur le trajet de la lumière blanche, le filtre absorbe certaines lumières colorées : il s'agit d'une synthèse soustractive.

p. 319 ■ ACTIVITÉ 2

### Mise au point

#### ›Pistes de résolution

1. a et b. En utilisant une lentille de distance focale  $f' = 12,5$  cm, on relève les valeurs suivantes :

$\overline{OA}$ (en cm)	- 50,0	- 40,0	- 35,0	- 30,0	- 25,0	- 20,0	- 15,0
$\overline{OA'}$ (en cm)	16,9	18,4	19,3	21,3	24,4	32,3	68,5

2. En utilisant le tableur-grapheur pour tracer  $\frac{1}{\overline{OA'}}$  en fonction de  $\frac{1}{\overline{OA}}$ , on obtient une droite de

coefficient directeur égal à 0,961 et d'ordonnée à l'origine 0,0782 cm<sup>-1</sup>.

En considérant que le coefficient directeur est approximativement égal à 1 cette équation est compatible avec la relation de conjugaison

$$\frac{1}{OA'} = \frac{1}{OA} + \frac{1}{f'}$$

On en déduit que l'ordonnée à l'origine correspond à l'inverse de la distance focale :  $f' = 1/0,0782 = 12,8$  cm.

3. La valeur donnée par le fabricant est  $f' = 12,5$  cm, soit un écart relatif de moins de 3 %.

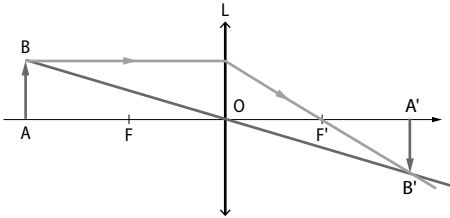
4. Pour que la mise au point soit réussie, la relation de conjugaison doit être vérifiée.

p. 320 ■ **ACTIVITÉ 3**

### Distance focale d'une lentille convergente

#### ► Exploitation et analyse

1. a.



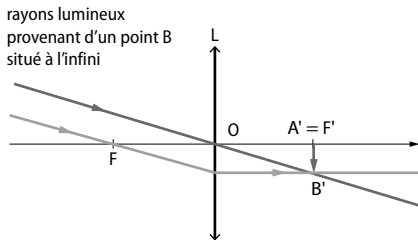
b. Dans cette configuration, on remarque que  $OA = OA' = 2 \times f'$ , soit  $AA' = D = 4 f'$

c. La valeur mesurée de la distance  $AA'$  est comprise entre 41,7 cm et 41,8 cm. L'incertitude-type sur la valeur mesurée peut être estimée par la demi-largeur de cet intervalle. Soit  $u_{AA'} = 0,5$  mm.

d. D'après le document 2 :  $u_{AA'} = 4 \times u_f$  donc  $u_f$  peut être estimée à 0,2 mm

La distance focale mesurée par la méthode de Silbermann vaut 10,4 cm avec une incertitude-type de 0,02 cm.

2. a.



b. Les rayons lumineux qui arrivent de l'infini viennent converger au foyer image  $F'$ , l'image d'un objet à l'infini se forme donc à la distance  $f'$  de la lentille. On trouve une valeur approchée de  $f'$  en mesurant la distance entre la lentille et l'écran.

c. Avec la méthode de l'objet à l'infini, on observe une image nette pour une distance lentille écran comprise entre 10,4 cm et 10,6 cm.

L'incertitude-type associée peut être estimée par la demi-largeur de cet intervalle. Soit  $u_f = 0,1$  cm.

La distance focale mesurée par la méthode de l'objet à l'infini vaut 10,5 cm avec une incertitude-type de 0,1 cm.

#### ► Conclusion

3. La méthode de Silbermann est plus précise car l'incertitude-type est plus faible. De plus l'objet n'est pas rigoureusement à l'infini dans l'autre méthode.

p. 321 ■ **ACTIVITÉ 4**

### Synthèse des couleurs

#### ► Coups de pouces pour la résolution

1. Quel procédé de synthèse est mis en œuvre pour produire la couleur d'un pixel ?
2. Quelle sera la couleur d'un pixel dont les codes sont 0 pour le rouge, 255 pour le vert et 0 pour le bleu ?
3. Comment la couleur orange peut-elle être synthétisée ?

#### ► Exemple de réponse attendue

1. La couleur d'un pixel résulte de la synthèse additive des lumières colorées produites par les sous pixels rouge, bleu et vert.
2. Seul le sous pixel vert émet de la lumière, les deux autres sont éteints le pixel apparaîtra donc vert.
3. La couleur orange résulte de la synthèse additive du jaune et du rouge avec une proportion plus importante de rouge. L'intensité lumineuse du sous-pixel rouge est plus grande que celle du sous-pixel vert.

#### ► Synthèse

La couleur d'un pixel résulte de la synthèse additive des lumières colorées produites par les 3 sous pixels rouge, bleu et vert. En faisant varier l'intensité lumineuse de chaque sous pixel, il est possible de reconstituer une grande gamme de couleurs.

### EXERCICES

#### ■ Vérifier l'essentiel ■ p. 326

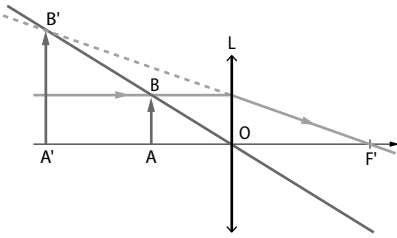
- |      |            |           |
|------|------------|-----------|
| 1 B. | 2 C.       | 3 A et C. |
| 4 C. | 5 A.       | 6 B.      |
| 7 A. | 8 A et C.  |           |
| 9 C. | 10 A et C. |           |

**>Image formée par une lentille convergente**

- 11 a.  $\overline{OA} = -3,10 \text{ cm}$  ;  
 b.  $\overline{OA'} = 3,10 \text{ cm}$  ;  
 c.  $f' = 1,55 \text{ cm}$  ;  
 d.  $\overline{AB} = 0,75 \text{ cm}$  ;  
 e.  $\overline{A'B'} = -0,75 \text{ cm}$ .

- 12  $\overline{AB} = 2,0 \text{ cm}$  ;  $\overline{OA} = -25 \text{ cm}$  ;  $f' = 20 \text{ cm}$ .

- 13 1. Schéma de la situation :

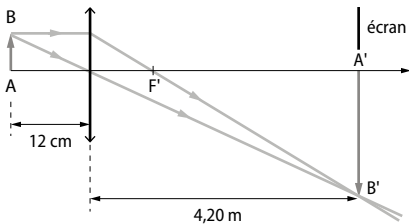


Si l'image ne peut pas être observée sur un écran c'est qu'elle est virtuelle : elle se forme avant la lentille.

2. L'objet doit être placé à une distance supérieure à la distance focale de la lentille.

- 14 1. a.  $\overline{OA'} = 2,6 \text{ cm}$  ; b. réelle ; c. à l'envers ;  
 d.  $\overline{A'B'} = -0,8 \text{ cm}$  ; e.  $\overline{\gamma} = -1,0$ .  
 2. a.  $\overline{OA'} = -0,9 \text{ cm}$  ; b. virtuelle ; c. à l'endroit ;  
 d.  $\overline{A'B'} = 1,3 \text{ cm}$  ; e.  $\overline{\gamma} = 1,6$ .

- 15 1. Schéma optique du dispositif de projection :



2.  $\overline{OA'} = 4,20 \text{ m}$  ;  $\overline{OA} = -12 \text{ cm} = -0,12 \text{ m}$ .

$$\overline{\gamma} = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}} = \frac{4,20}{-0,12} = -35.$$

3.  $24 \times 35 = 840 \text{ mm}$  ;  $36 \times 35 = 1260 \text{ mm}$ .  
 À l'écran, l'image aura pour dimension  $0,84 \times 1,26 \text{ m}$ .  
 4. Le grandissement étant négatif, il faudra placer la diapositive à l'envers.

- 16

$$1. \frac{1}{\overline{OA'}} = \frac{1}{\overline{OA}} + \frac{1}{f'}$$

$$2. \frac{1}{\overline{OA'}} = \frac{1}{\overline{OA}} + \frac{1}{f'} = \frac{1}{-15} + \frac{1}{6,0} \approx 0,013 \text{ cm}^{-1}$$

soit  $\overline{OA'} = 7,5 \text{ cm}$ .

L'image se situe à 7,5 cm de la lentille.

$$3. \frac{1}{\overline{OA}} = \frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{f'} = \frac{1}{10} - \frac{1}{6,0} \approx -0,067 \text{ cm}^{-1}$$

soit  $\overline{OA} = -15 \text{ cm}$ .

L'objet se situe à 15 cm de la lentille.

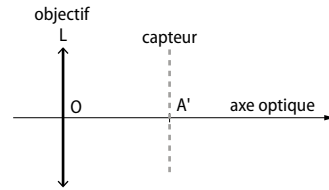
$$4. \frac{1}{f'} = \frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} = \frac{1}{10} - \frac{1}{-15} \approx 0,17 \text{ cm}^{-1}$$

soit  $f' = 5,9 \text{ cm}$ .

La distance focale de la lentille utilisée vaut 5,9 cm.

- 17 1.  $f'$  correspond à la distance focale de l'objectif de l'appareil photo.

Schéma optique de l'appareil photo :



2. J'applique la relation de conjugaison :

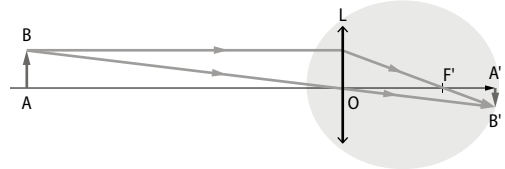
$$\frac{1}{\overline{OA'}} = \frac{1}{\overline{OA}} + \frac{1}{f'} = \frac{1}{-1,5} + \frac{1}{50 \times 10^{-3}} \approx 19 \text{ m}^{-1}$$

soit  $\overline{OA'} = 0,052 \text{ m} = 5,2 \text{ cm}$ .

Le capteur se situe à 5,2 cm de l'objectif.

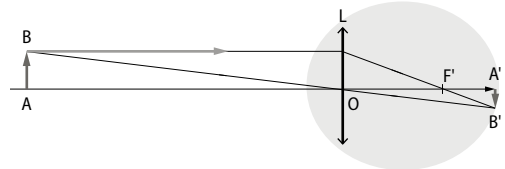
- 18 1. Le cristallin est la lentille de l'œil.

- 2.



3. L'image se forme sur la rétine donc l'objet observé est vu net.

4. Lorsque l'objet AB se rapproche, la distance focale  $f'$  diminue.



5. La relation de conjugaison donne le lien entre la position  $\overline{OA}$  de l'objet et la position  $\overline{OA'}$  de son image conjuguée à travers la lentille de distance focale  $f'$  :

$$\frac{1}{\overline{OA'}} = \frac{1}{\overline{OA}} + \frac{1}{f'}$$

Lorsque la position  $\overline{OA}$  de l'objet varie dans un appareil photo, la distance focale  $f'$  étant fixe, c'est

la distance objectif-captteur  $\overline{OA'}$  qui est modifiée lors de la mise au point. Dans le cas de l'œil, c'est la distance cristallin-rétine  $\overline{OA'}$  qui est fixe et la distance focale  $f'$  qui varie lors de l'accommodation.

### > Vision des couleurs

**19** 1. a. Le jaune est obtenu par mélange de lumières rouge et verte.

b. Le magenta est obtenu par mélange de lumières rouge et bleue.

2. Un éclairage blanc est obtenu par mélange des trois couleurs primaires : bleu, rouge et vert.

3. Pour obtenir toutes les autres couleurs, il faut que l'on puisse faire varier les proportions des différentes couleurs en modifiant l'intensité lumineuse des trois projecteurs.

4. Le mélange de lumières colorées correspond à une synthèse additive.

**20** 1. La couleur jaune résulte de la superposition du rouge et du vert : les pixels rouges et verts sont donc allumés.

2. Une lumière orange contient une proportion plus importante de rouge que de vert : les pixels rouges émettent donc une lumière plus intense que les pixels verts.

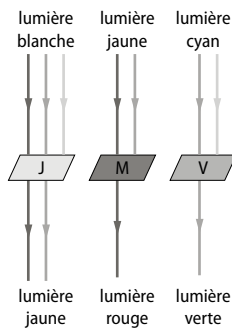
**21** 1. Le filtre jaune absorbe le bleu et transmet le rouge et le vert.

Le filtre magenta absorbe le vert et transmet le rouge (il transmettrait également le bleu si la lumière incidente en contenait).

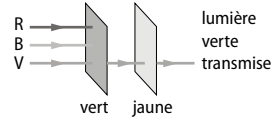
Le filtre vert absorbe le bleu et transmet le vert (il absorberait également le rouge si la lumière incidente en contenait).

2. La couleur de la lumière incidente et de la lumière observée à la sortie du filtre résulte de la synthèse additive des lumières colorées qui les constituent. Les couleurs des lumières absorbées par un filtre résultent d'une synthèse soustractive.

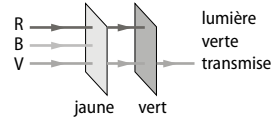
**22** 1. Le bleu et le vert sont des couleurs primaires : ils transmettent leur couleur respective. Le jaune et le magenta sont des couleurs secondaires : ils transmettent les couleurs primaires qui les constituent. Le filtre jaune transmet donc le vert et le rouge et le filtre magenta transmet le rouge et le bleu.



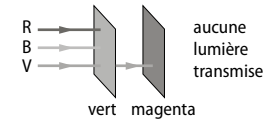
2. La superposition du filtre vert et du filtre jaune transmet seulement le vert.



3. L'ordre des filtres ne modifie la couleur de la lumière transmise



4. La superposition du filtre vert et du filtre magenta absorbe toute la lumière.



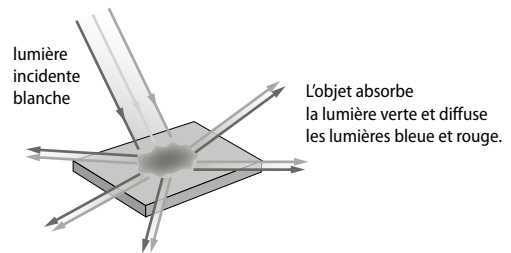
5. Ces deux couleurs sont dites complémentaires.

6. La couleur complémentaire du bleu et le jaune : l'association d'un filtre bleu et d'un filtre jaune absorbe donc toute la lumière.

Remarque : l'association de 2 filtres de couleurs primaires absorbe également toute la lumière

**23** 1. L'objet diffuse le rouge et le bleu, il absorbe le vert.

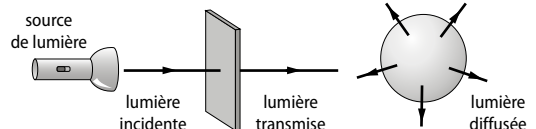
2. Schéma illustrant les interactions entre l'objet et la lumière :



3. La synthèse additive du rouge et du bleu produit le magenta : l'objet est perçu magenta.

**24**

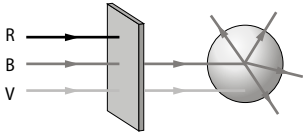
1. Figure complétée :



2. Le filtre est le siège de phénomène de transmission et d'absorption et la balle est le siège de phénomène de diffusion et d'absorption.

3. La lumière blanche résulte de la synthèse additive de bleu, rouge et vert.

4. a. Couleurs primaires des lumières incidente, transmise et diffusée :



b. L'objet diffuse les lumières rouge et verte qui produisent le jaune par synthèse additive. L'objet jaune ne recevant pas de lumière rouge (absorbée par le filtre cyan), il diffuse seulement la lumière verte vers l'œil de l'observateur : l'objet est perçu vert.

25 1. Le cyan est un mélange de bleu et de vert : un objet cyan diffuse donc le bleu et le vert.

2. La lumière magenta est composée de bleu et de rouge, l'objet cyan absorbe le rouge et diffuse le bleu seulement car la lumière incidente ne contient pas de vert. L'objet est donc perçu bleu. Éclairé en lumière verte, l'objet cyan diffuse toute la lumière qu'il reçoit : il est perçu vert.

26 1. The complementary color of the green is magenta.

2. a. The chameleon diffuses green color.

b. It absorbs red and blue.

3. Under a cyan light the chameleon should be green because it absorbs blue.

27 1. En considérant la couleur qui correspond au maximum de sensibilité, on en déduit que la courbe a correspond au cône bleu ; la courbe b au cône vert et la courbe c au cône rouge.

2. On parle de vision trichromatique car la détection par 3 types de cônes seulement permet de reconstituer une large palette de couleurs.

3. a. Le graphique nous indique qu'une longueur d'onde de 430 nm correspond à la couleur bleue.

b. À cette longueur d'onde, les courbes b et c ont une intensité relative proche de 0 %, seuls les cônes bleus sont stimulés.

c. La couleur perçue est donc bleue.

4. Lorsque l'œil perçoit la couleur jaune, les courbes b et c ont une intensité relative proche de 100 %, les cônes rouges et verts sont donc stimulés.

28 1. Lorsque la pupille de l'œil est plus large que le centre de la lentille, une partie de la lumière qui pénètre dans l'œil sera absorbée par la lentille colorée ce qui modifiera la perception des couleurs.

2. Une lentille de couleur cyan absorbera sa couleur complémentaire : le rouge.

## Exercices résolus – exercices similaires

■ p. 330 et 331

1. D'après les données de l'énoncé, on a :

$$\overline{OA} = -1,71 \text{ cm} ; f' = 17,0 \text{ mm} = 1,70 \text{ cm} ;$$

$$\overline{AB} = 1,2 \text{ mm}.$$

On applique la relation de conjugaison :

$$\frac{1}{\overline{OA'}} = \frac{1}{\overline{OA}} + \frac{1}{f'} = \frac{1}{-1,71} + \frac{1}{1,70} \approx 0,00344 \text{ cm}^{-1}$$

$$\text{soit } \overline{OA'} = 291 \text{ cm} = 2,91 \text{ m}.$$

Il faut positionner l'écran à environ 2,90 m de l'objectif.

2. On applique les relations de grandissement :

$$\overline{A'B'} = \gamma \times \overline{AB} = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}} \times \overline{AB} = \frac{291}{-1,71} \times 1,2$$

$$= -2,1 \times 10^2 \text{ mm} = -21 \text{ cm}.$$

La lettre projetée à l'écran a une hauteur de 21 cm.

3. Le grandissement  $\gamma$  étant négatif, l'image sera renversée par rapport à l'objet, le texte doit donc être écrit à l'envers sur la plaque LCD.

32 1. Une rayure rouge diffuse seulement le rouge : elle apparaît rouge en lumière jaune et rouge et apparaît noire en lumière bleue.

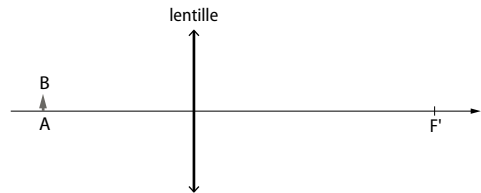
Une rayure jaune diffuse le vert et le rouge : elle apparaît jaune en lumière jaune, rouge en lumière rouge et apparaît noire en lumière bleue.

2. On peut donc distinguer les rayures lorsque l'éclairage est jaune mais pas en lumière rouge (le pantalon est perçu uni rouge) ni en lumière bleue (le pantalon est perçu uni noir).

## Croiser les notions

■ p. 332

33 1. Schéma de la situation :



$$2. f' = 4,0 \text{ cm} ; \overline{OA} = -2,5 \text{ cm} ; \overline{AB} = 1,2 \text{ mm}.$$

$$3. \frac{1}{\overline{OA'}} = \frac{1}{\overline{OA}} + \frac{1}{f'} = \frac{1}{-2,5} + \frac{1}{4,0} = -0,15 \text{ cm}^{-1}$$

$$\text{soit } \overline{OA'} = -6,7 \text{ cm}.$$

L'image est virtuelle, elle est située à 6,7 cm avant la lentille.

$$4. \gamma = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}} = \frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}}$$

$$\text{donc } \overline{A'B'} = \frac{\overline{AB} \times \overline{OA'}}{\overline{OA}} = \frac{1,2 \times -6,7}{-2,5} = 3,2 \text{ mm}.$$

L'image est virtuelle à l'endroit et agrandie.

**34** 1. La couleur rouge est obtenue par mélange de magenta et de jaune : utilisation des cartouches magenta et jaune.

La couleur jaune nécessite l'utilisation de la cartouche jaune.

La couleur bleue est obtenue par mélange de magenta et de cyan : utilisation des cartouches magenta et cyan.

2. Sans cartouche jaune, « LA PHYSIQUE » apparaîtra en magenta, « C'EST » en blanc et « FANTASTIQUE ! » en bleu.

3. Il s'agit de la synthèse soustractive.

**35**

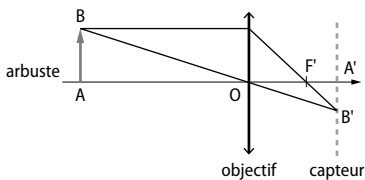
	Belgique			France			Italie			Mali		
Couleurs primaires diffusées par le drapeau éclairé en lumière blanche	-	R V	R	B	R V B	R	V	R V B	R	V	R V	R
Couleur perçue sous éclairage bleu	N	N	N	B	B	N	N	B	N	N	N	N
Couleur perçue sous éclairage rouge	N	R	R	N	R	R	N	R	R	N	R	R
Couleur perçue à travers un filtre jaune	N	J	R	N	J	R	V	J	R	V	J	R

1. Les drapeaux malien et belge apparaissent identiques sous un éclairage bleu : ils seraient perçus entièrement noirs.

2. Tous les drapeaux semblent identiques sous un éclairage rouge : noir/rouge/rouge.

3. À travers un filtre jaune, le bleu absorbe le jaune et apparaît noir, le blanc diffuse le rouge et le vert et apparaît jaune et le rouge absorbe le vert et apparaît rouge.

**36** 1. Schéma optique :



2. J'extrais les grandeurs algébriques utiles :  $f' = 50 \text{ mm} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ m}$  et  $OA = -1,8 \text{ m}$ .

J'applique la relation de conjugaison :

$$\frac{1}{OA'} = \frac{1}{OA} + \frac{1}{f'} = \frac{1}{-1,8} + \frac{1}{5,0 \times 10^{-2}} \approx 19 \text{ m}^{-1}$$

soit  $OA' = 5,3 \times 10^{-2} \text{ m} = 5,3 \text{ cm}$ .

L'image réelle de l'objet se forme à environ 5,3 cm de l'objectif.

3.  $\overline{\gamma} = \frac{OA'}{OA} = \frac{5,3 \times 10^{-2}}{-1,8} = -0,029$ .

4.  $\overline{A'B'} = \overline{\gamma} \times \overline{AB} = -0,029 \times 95 \approx 2,8 \text{ cm}$ .

5. L'objet à photographier est situé à une très grande distance de l'objectif, on peut donc considérer que  $\frac{1}{OA} \approx 0$

La relation de conjugaison devient donc :  $\frac{1}{OA'} = \frac{1}{f'}$  soit  $\overline{OA'} = f' = 5,0 \text{ cm}$  ce qui revient à diminuer la distance entre l'objectif et le capteur de 0,3 cm.

**37** 1. L'équation de la droite obtenue montre que le coefficient directeur de la droite est approximativement égal à 1. L'équation s'écrit alors :

$$\frac{1}{OA'} = \frac{1}{OA} + 7,87$$

cette équation est compatible avec la relation de conjugaison  $\frac{1}{OA'} = \frac{1}{OA} + \frac{1}{f'}$ .

2. On en déduit que l'ordonnée à l'origine correspond à l'inverse de la distance focale :

$$f' = \frac{1}{7,87} = 0,127 \text{ m}$$

La distance focale de la lentille étudiée vaut  $f' = 12,7 \text{ cm}$ .

3. L'écart type vaut  $\sigma_f = 0,374 \text{ cm}$ .

Le nombre de mesures effectuées vaut  $n = 6$ .

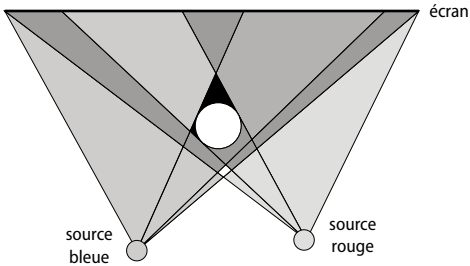
On en déduit une incertitude-type  $u_f = 0,2 \text{ cm}$  (en conservant un seul chiffre significatif pour l'incertitude)

4. La distance focale mesurée vaut donc  $f' = 12,7 \text{ cm}$  avec une incertitude-type  $u_f = 0,2 \text{ cm}$ .

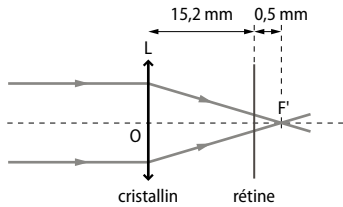


### ► Démarche élémentaire

- On observe deux ombres sur l'écran ; il y a donc deux sources de lumière. La couleur de l'écran étant magenta, on en déduit que les sources de lumière sont rouge et bleue (idem pour la démarche avancée).
- La couleur de l'écran résulte de la synthèse additive des deux lumières émises par les sources (idem démarche avancée).
- (idem démarche avancée)



### 39 1. Schéma optique de l'œil hypermétrope :



- Sur le schéma, on peut lire :  $f' = OF' = 15,7 \text{ mm}$ .
- Pour une accommodation maximum,  $f' = 15,7 - 1,0 = 14,7 \text{ mm}$ .

La distance cristallin rétine étant fixe :

$$OA' = 15,2 \text{ mm.}$$

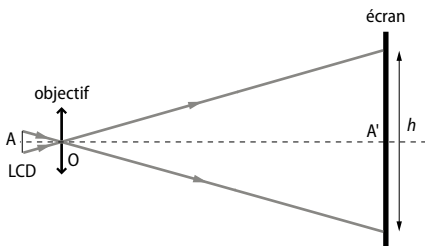
En appliquant la relation de conjugaison, il vient :

$$\frac{1}{OA} = \frac{1}{OA'} - \frac{1}{f'} = \frac{1}{15,2} - \frac{1}{14,7} \approx -2,24 \times 10^{-3} \text{ mm}^{-1}$$

$$\text{soit } \overline{OA} = -446 \text{ mm.}$$

L'œil hypermétrope peut voir net un objet situé à 44,6 cm.

### 40 1. Schéma optique du principe de projection :



Les distances OA et OA' étant fixées, la molette permet de modifier la distance focale de l'objectif. En pratique, on modifie la géométrie de l'association de plusieurs lentilles qui compose l'objectif.

- J'extrais les grandeurs algébriques utiles :

$$\overline{OA} = -2,20 \text{ cm} = -2,20 \times 10^{-2} \text{ m} \text{ et } \overline{OA'} = 7,00 \text{ m.}$$

J'applique la relation de conjugaison :

$$\frac{1}{f'} = \frac{1}{OA'} - \frac{1}{OA} = \frac{1}{7,00} - \frac{1}{-2,20 \times 10^{-2}} \approx 45,6 \text{ m}^{-1}$$

$$\text{soit } f' = 2,19 \times 10^{-2} \text{ m.}$$

La distance focale de l'objectif vaut alors 2,19 cm.

- a. J'extrais les grandeurs algébriques utiles :

$$\overline{OA} = -2,20 \text{ cm} \text{ et } f' = 20,9 \text{ mm} = 2,09 \text{ cm.}$$

J'applique la relation de conjugaison :

$$\frac{1}{\overline{OA'}} = \frac{1}{OA} + \frac{1}{f'} = \frac{1}{-2,20} + \frac{1}{2,09} \approx 0,0239 \text{ cm}^{-1} \text{ soit}$$

$$\overline{OA'} = 41,8 \text{ cm.}$$

La distance entre l'objectif et l'écran ne pourra pas être inférieure à 40 cm.

$$\text{b. } \overline{\gamma} = \frac{\overline{OA'}}{OA} = \frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}}$$

$$\text{donc } \overline{A'B'} = \frac{\overline{AB} \times \overline{OA'}}{OA} = \frac{3,0 \times 41,8}{-2,2} = -57 \text{ cm.}$$

La hauteur de l'image ne pourra pas être supérieure à 57 cm dans ces conditions d'observation.

1. Le filtre A transmet les radiations de couleur bleue, il est donc bleu.

Le filtre B transmet les radiations de couleurs verte, jaune et rouge : la lumière qu'il transmet résulte de la synthèse additive de ces trois couleurs : il est jaune.

Le filtre C transmet les radiations de couleur rouge, il est donc rouge.

Le filtre D transmet les radiations de couleur verte, il est donc vert.

- Un filtre supprime toutes les radiations qui ne compose pas sa couleur. Lorsqu'on superpose des filtres, chacun soustrait une partie de la lumière émise.

- Le magenta résulte de la synthèse additive du bleu et du rouge, le profil spectral d'un filtre magenta sera une superposition des profils spectraux A et C.

1. Il s'agit du daltonisme.

- Le fond du panneau est jaune : les cônes rouges et verts sont stimulés.

L'intitulé de la conférence est indiquée en rouge : les cônes rouges sont stimulés.

Le numéro de la salle est indiqué en vert : les cônes verts sont stimulés.

3. Une personne atteinte de protanopie souffre d'une absence des cônes sensibles au rouge : le panneau sera perçu vert, l'intitulé de la conférence noire et le numéro de la salle en vert. Elle ne pourra donc pas distinguer le numéro de la salle.

4. Une personne atteinte de deutéranopie souffre d'une absence des cônes sensibles au vert : le panneau sera perçu rouge, l'intitulé de la conférence rouge et le numéro de la salle en noir. Elle ne pourra donc pas distinguer l'intitulé de la conférence.

5. Il suffit de changer la couleur du fond qui ne devra être ni rouge, ni verte, ni noire.

**43** 1. a. Pour que le trinôme présente deux solutions, il faut que le discriminant soit strictement positif :

$$\Delta = D^2 - 4 \times D \times f' = D \times (D - 4f') > 0 \text{ soit } D > 4f'.$$

$$\text{b. } \overline{O_1A} = \frac{-D + \sqrt{D \times (D - 4f')}}{2}$$

$$\text{et } \overline{O_2A} = \frac{-D - \sqrt{D \times (D - 4f')}}{2}.$$

c. La distance  $D$  étant fixée et supérieure à  $4f'$ , il existe deux positions de la lentille pour lesquelles on peut observer une image nette sur l'écran.

2. En appliquant la relation de Chasles :

$$\begin{aligned} d &= \overline{O_1O_2} = \overline{O_1A} + \overline{AO_2} = \overline{O_1A} - \overline{O_2A} \\ &= \frac{-D + \sqrt{D \times (D - 4f')}}{2} - \frac{-D - \sqrt{D \times (D - 4f')}}{2} \\ d &= \frac{-D + \sqrt{D \times (D - 4f')} + D + \sqrt{D \times (D - 4f')}}{2} \\ &= \sqrt{D \times (D - 4f')}. \end{aligned}$$

On en déduit :

$$d^2 = D^2 - 4Df' \Leftrightarrow 4Df' = D^2 - d^2 \Leftrightarrow f' = \frac{D^2 - d^2}{4D}.$$

3. La valeur de la distance  $D$  est située entre deux graduations séparées d'un millimètre, l'incertitude-type associée peut être estimée par la demi-largeur de cet intervalle : soit  $u_D = 0,5 \text{ mm}$

$$4. f' = \frac{D^2 - d^2}{4D} = \frac{91,4^2 - 29,7^2}{4 \times 91,4} \approx 20,4 \text{ cm}$$

$$u_{f'} = \frac{1}{4} \times \left( 1 + \frac{d^2}{D^2} \right) \times u(D) = 0,25 \times \left( 1 + \frac{29,7^2}{91,4^2} \right) \times 0,5 \\ = 0,2 \text{ mm} = 0,02 \text{ cm}$$

La distance focale mesurée par la méthode de Bessel vaut 20,4 cm avec une incertitude-type de 0,02 cm

$$5. \overline{O_1A} = \frac{-D + \sqrt{D \times (D - 4f')}}{2} = -30,8 \text{ cm}$$

$$\overline{O_1A'} = \overline{O_1A} + \overline{AA'} = \overline{O_1A} + D = 60,6 \text{ cm}$$

$$\overline{\gamma}_1 = \frac{\overline{O_1A'}}{\overline{O_1A}} = \frac{60,6}{-30,8} \approx -1,97$$

$$\overline{O_2A} = \frac{-D - \sqrt{D \times (D - 4f')}}{2} = -60,7 \text{ cm}$$

$$\overline{O_2A'} = \overline{O_2A} + \overline{AA'} = \overline{O_2A} + D = 30,7 \text{ cm}$$

$$\overline{\gamma}_2 = \frac{\overline{O_2A'}}{\overline{O_2A}} = \frac{30,7}{-60,7} \approx -0,506$$

L'image obtenue est renversée dans les deux cas : environ deux fois plus grande pour la position  $O_1$  de la lentille et deux fois plus petite pour la position  $O_2$ .

#### 44 ORAL

**45** Exemple d'exposé oral :

Les images colorées sont projetées à l'aide de vidéo-projecteurs. L'objectif est une lentille convergente qui permet de former une image nette sur les murs des monuments. Les nuances de couleurs sont réalisées par synthèse additive à partir de pixels colorés bleus, verts et rouges.

#### Acquérir des compétences p. 335

##### 46 >Analyse

1. Lorsque les rayons issus du soleil pénètrent dans l'atmosphère, les phénomènes de diffusion, transmission et absorption ont lieu simultanément.

2. Le graphique du document 2 montre que les radiations de couleur bleue sont les plus diffusées.

3. L'épaisseur d'atmosphère traversée est beaucoup plus importante pour un observateur situé au point C au moment du crépuscule que pour un observateur situé au point Z lorsque le soleil est au zénith.

##### >Synthèse

Lorsque le soleil est au zénith, la lumière diffusée par l'atmosphère est bleue, cela explique que la couleur du ciel soit perçue bleue.

Au crépuscule, la lumière qui nous arrive du soleil a traversé une couche importante d'atmosphère qui a diffusé les radiations bleues : la lumière transmise par l'atmosphère ne contient plus de bleu et la couleur résultante est rouge orangée.

##### 47 Coups de pouces pour la résolution

Déterminer le grandissement de l'image comptenu de la largeur de l'écran.

Utiliser la valeur du grandissement pour exprimer la grandeur algébrique  $OA$  dans ces conditions d'observation.

Appliquer la relation de conjugaison pour déterminer la distance focale nécessaire.

##### >Proposition de résolution

Si la largeur de l'image mesurée  $\ell = 1,50 \text{ m}$ , sa hauteur mesurera :

$$h = \frac{9}{16} \times \ell = 0,844 \text{ m} \text{ soit } 84,4 \text{ cm}.$$

L'image sera inversée par rapport à la matrice donc  $\overline{A'B'} = -84,4$  cm et  $\overline{AB} = 8,3$  mm = 0,83 cm.

Le grandissement vaudra alors :

$$\overline{\gamma} = \frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}} = \frac{-84,4}{0,83} \approx -100.$$

Dans ces conditions, avec  $\overline{OA'} = D = 2,50$  m,

$$\overline{OA} = \frac{\overline{AB} \times \overline{OA'}}{\overline{A'B'}} = \frac{0,83 \times 2,5}{-84,4} = -0,024 \text{ m}.$$

La distance focale de l'objectif nécessaire vérifie la relation de conjugaison :

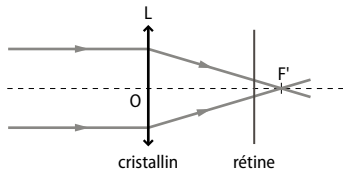
$$\frac{1}{f'} = \frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} = \frac{1}{2,5} - \frac{1}{-0,024} \approx 42 \text{ m}^{-1}$$

soit  $f' = 0,024$  m = 24 mm.

Le dispositif adapté est donc l'appareil n° 1.

#### 48 > Démarche avancée

1. Schéma optique de l'œil immergé dans de l'eau :



2. a. Lors de la vision sous l'eau, la distance focale de l'œil augmente : cela correspond à la vision d'un œil hypermétrope.

b. La distance focale d'un œil hypermétrope est trop importante par rapport à la distance cristallin-rétine, l'immersion sous l'eau viendra accentuer le défaut. Pour un œil myope en revanche la distance focale est trop courte, l'immersion sous l'eau

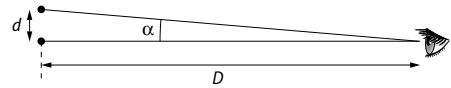
qui entraîne une augmentation peut permettre de ramener le foyer image sur la rétine.

Un œil myope aura donc meilleure vision sous l'eau qu'un œil sans défaut.

49 1. D'après le schéma, le pouvoir séparateur  $\alpha$

d'un œil vérifie :  $\tan(\alpha) = \frac{d}{D}$  avec  $d$  la distance minimale entre deux points que l'œil situé à une distance  $D$  peut distinguer.

#### > Protocole proposé



Dessiner deux points séparés par une distance  $d$  (ou une mire de lignes horizontales). Fixer la feuille sur un mur.

Fermer un œil et s'éloigner progressivement jusqu'à ce qu'il ne soit plus possible de distinguer les deux points.

Mesurer la distance  $D$  correspondante.

Effectuer le calcul nécessaire pour obtenir la valeur du pouvoir séparateur.

$$2. D = \frac{d}{\tan(\alpha)} = \frac{3 \times 10^{-3}}{\tan(1,7 \times 10^{-2})} \approx 10 \text{ m}.$$

3. a. Le mélange des couleurs en peinture correspond à une synthèse soustractive.

b. Pour expliquer la couleur perçue, il faut raisonner en synthèse additive.

# Modèles ondulatoire et particulaire de la lumière

## LE PROGRAMME

### 2. La lumière : images et couleurs, modèles ondulatoire et particulaire

Dans la continuité du programme de seconde, cette partie vise à expliciter les relations algébriques relatives à la formation d'une image par une lentille mince convergente et à permettre d'utiliser cette description quantitative dans le cadre de technologies actuelles, recourant par exemple à des lentilles à focale variable. En complément de ce modèle géométrique, deux modèles de la lumière – ondulatoire et particulaire – sont ensuite abordés ; ils seront approfondis dans le cadre de l'enseignement de

spécialité physique-chimie de la classe terminale. Les domaines d'application de cette partie sont très variés : vision humaine, photographie, vidéo, astrophysique, imagerie scientifique, art, spectacle, etc. La mise en œuvre de cette partie du programme est source de nombreuses expériences démonstratives et d'activités expérimentales quantitatives.

#### Notions abordées en seconde

Lentille mince convergente, image réelle d'un objet réel, distance focale, grandissement, dispersion, spectres, longueur d'onde dans le vide ou dans l'air.

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
<p>Domaines des ondes électromagnétiques. Relation entre longueur d'onde, célérité de la lumière et fréquence.</p> <p>Le photon. Énergie d'un photon. Description qualitative de l'interaction lumière-matière : absorption et émission. Quantification des niveaux d'énergie des atomes.</p>	<p>Utiliser une échelle de fréquences ou de longueurs d'onde pour identifier un domaine spectral. Citer l'ordre de grandeur des fréquences ou des longueurs d'onde des ondes électromagnétiques utilisées dans divers domaines d'application (imagerie médicale, optique visible, signaux wifi, micro-ondes, etc.).</p> <p>Utiliser l'expression donnant l'énergie d'un photon. Exploiter un diagramme de niveaux d'énergie en utilisant les relations <math>\lambda = \frac{c}{\nu}</math> et <math>\Delta E = h\nu</math>.</p> <p><i>Obtenir le spectre d'une source spectrale et l'interpréter à partir du diagramme de niveaux d'énergie des entités qui la constituent.</i></p>

## POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

■ p. 338

### SITUATION 1

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis le vocabulaire lié aux spectres et en particulier la notion de raies.

#### › Exemple de réponse attendue

On observe deux raies colorées sur un fond noir. Il s'agit d'un spectre d'émission de raies.

#### › En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Dans une approche spiralaire de l'enseignement de la physique-chimie, le modèle particulaire de la lumière est introduit dans ce chapitre. Dans

l'**activité 2**, construite sous une forme de « tâche complexe », les élèves découvrent la notion de dualité onde-particule. L'aspect particulaire de la lumière va permettre d'interpréter les spectres d'émission de raies. L'**activité 3**, une activité expérimentale, permet de revoir comment obtenir expérimentalement et analyser des spectres d'émission.

### SITUATION 2

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis le vocabulaire lié aux spectres en particulier la notion de spectre continu.

#### › Exemple de réponse attendue

L'arc en ciel est un spectre continu.

## ► En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Dans une approche spiralaire de l'enseignement de la physique-chimie, le spectre de la lumière blanche délimité par ses longueurs d'onde dans le vide est étendu aux autres domaines d'ondes électromagnétiques. Ces domaines ont été introduits au cycle 4, classés en fréquences. Dans l'**activité 4**, construite sous une forme de « tâche complexe », les élèves vont interpréter l'origine des raies d'absorption du spectre d'émission de la lumière des étoiles à partir du modèle particulière de la lumière et de la quantification de l'énergie.

### SITUATION 3

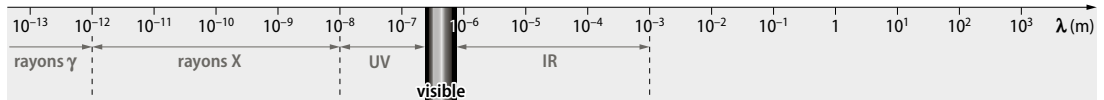
Il s'agit ici de vérifier que les élèves connaissent bien la grandeur « longueur d'onde », sa notation et son unité.

## ► Exemple de réponse attendue

La longueur d'onde du laser est  $\lambda = 650 \text{ nm}$ .

## ► En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Là aussi dans une logique spiralaire, les élèves vont utiliser la longueur d'onde, introduite en classe de seconde pour caractériser une radiation lumineuse, pour distinguer les différents domaines d'ondes électromagnétiques. Dans l'**activité 1**, construite sous une forme de « classe inversée », les élèves classent les différents domaines d'ondes électromagnétiques en fonction de leurs longueurs d'onde dans le vide et leurs fréquences et situent le domaine du visible.



### 2. a.

• Pour les IR  $1 \text{ mm} < \lambda < 800 \text{ nm}$  ce qui correspond aux fréquences limites :

$$v = \frac{3,00 \times 10^8}{800 \times 10^{-9}} = 3,75 \times 10^{14} \text{ Hz avec un ordre de grandeur de } 10^{14} \text{ Hz et } v = \frac{3,00 \times 10^8}{1 \times 10^{-3}} = 3 \times 10^{11} \text{ Hz}$$

avec un ordre de grandeur de  $10^{11} \text{ Hz}$ .

• Pour les rayons gamma  $\lambda < 1 \text{ pm}$  ce qui correspond à la fréquence :

$$v = \frac{3,00 \times 10^8}{1 \times 10^{-12}} = 3 \times 10^{20} \text{ Hz avec un ordre de grandeur de } 10^{20} \text{ Hz.}$$

• Pour les UV  $10 \text{ nm} < \lambda < 400 \text{ nm}$  ce qui correspond aux fréquences limites :

$$v = \frac{3,00 \times 10^8}{400 \times 10^{-9}} = 7,50 \times 10^{14} \text{ Hz avec un ordre de grandeur de } 10^{15} \text{ Hz et } v = \frac{3,00 \times 10^8}{10 \times 10^{-9}} = 3,0 \times 10^{16} \text{ Hz avec un ordre de grandeur de } 10^{16} \text{ Hz.}$$

## ACTIVITÉS

p. 340 ■ **ACTIVITÉ 1**

## Les rayonnements invisibles ... Classe inversée

### Commentaires pédagogiques

Cette activité permet aux élèves de revoir les différents domaines d'ondes électromagnétiques introduits au cycle 4 dans une approche historique qui permet d'aborder l'histoire des sciences. Ils classent les domaines en longueur d'onde puis en fréquence

en utilisant la relation  $v = \frac{c}{\lambda}$ . Ils comprennent ainsi

que les classements en longueur d'onde et en fréquence sont inversés et s'approprient les ordres de grandeurs des fréquences et longueurs d'onde des différents domaines.

### ■ Animations et vidéos

(→ disponibles par l'application Bordas Flashpage, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

► **La découverte des infrarouges** 2 : 49 ■ p. 340

Cette animation raconte l'histoire de la découverte des infrarouges par William Herschel.

► **La découverte des rayons X** 1 : 39 ■ p. 340

Cette vidéo relate la découverte des rayons X et l'histoire de la première radiographie.

### ► Exploitation et analyse

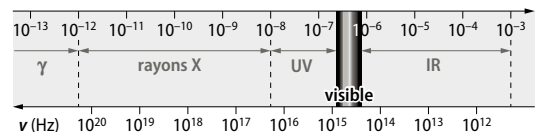
1. Voir schéma ci-dessous.

• Pour les rayons X  $1 \text{ pm} < \lambda < 10 \text{ nm}$  ce qui correspond aux fréquences limites :

$$v = \frac{3,00 \times 10^8}{1 \times 10^{-12}} = 3 \times 10^{20} \text{ Hz avec un ordre de grandeur de } 10^{20} \text{ Hz et } v = \frac{3,00 \times 10^8}{10 \times 10^{-9}} = 3,0 \times 10^{16} \text{ Hz avec un ordre de grandeur de } 10^{16} \text{ Hz.}$$

un ordre de grandeur de  $10^{16} \text{ Hz}$ .

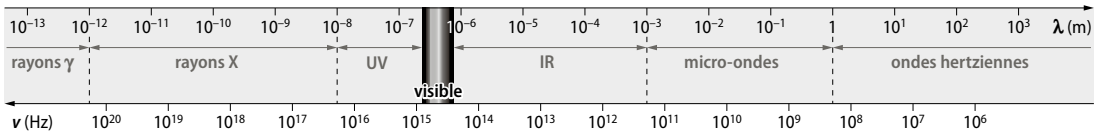
b. Voir schéma ci-dessous.



c. La fréquence varie à l'inverse de la longueur d'onde dans le vide.

d. Les appellations infrarouges (en dessous du rouge) et ultraviolets (au-dessus du violet) font référence au classement en fréquence car c'est avec ce classement que les infrarouges sont en dessous du rouge et les ultraviolets au-dessus du violet.

### 3. Voir schéma ci-dessous.



## > Synthèse

On classe les ondes électromagnétiques en fonction de leur longueur d'onde dans le vide ou leur fréquence.

p. 341 ■ **ACTIVITÉ 2**

## Dualité de la lumière

### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Cette activité permet aux élèves d'appréhender la notion de dualité onde-particule de la lumière à travers l'étude de manifestations ondulatoires et particulaires de la lumière. Ils découvrent la notion de photon et l'énergie du photon dans le document sur l'effet photoélectrique. Les élèves sont amenés à comprendre que la lumière a ces deux aspects et que l'un s'exprime selon les expériences.

### ■ Animations et vidéos

(→ disponibles par l'application Bordas Flashpage, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

#### ► Spectre électromagnétique p. 341

Cette animation balaye les différents domaines d'ondes électromagnétiques classés en longueur d'onde et en fréquence.

La lumière est une onde électromagnétique du domaine du visible et un ensemble de particules appelées photons qui transportent chacun l'énergie  $E = h\nu$ . Selon l'expérience, un de ses aspects va s'exprimer. Par exemple, le phénomène de diffraction et la vitesse dans l'eau inférieure à celle dans l'air sont des manifestations de l'aspect ondulatoire. L'effet photoélectrique et les spectres d'émission de raies sont une manifestation de l'aspect particulaire de la lumière.

p. 342 ■ **ACTIVITÉ 3**

## Lampes fluorescentes..... TP

### Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Dans cette activité, les élèves revoient comment obtenir expérimentalement des spectres d'émission. Ils apprennent ensuite à les interpréter avec les diagrammes d'énergie des atomes et le modèle particulaire de la lumière. Ils revoient également que les longueurs d'onde des spectres d'émission des atomes permettent de les identifier.

Remarque de mise en œuvre : On peut étudier différents types de lampes fluorescentes et les lampes spectrales à disposition. L'animation disponible par Bordas Flashpage permet d'avoir les spectres d'émission des différents éléments chimiques et donc de pouvoir réaliser l'activité sans lampes spectrales.

### ■ Animations et vidéos

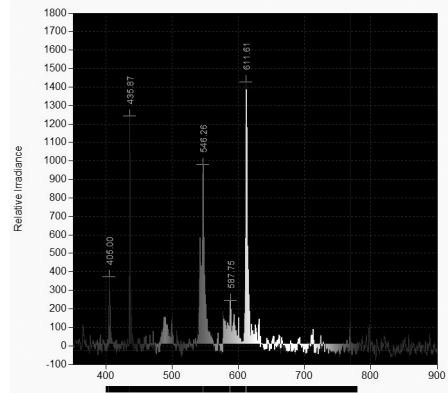
(→ disponibles par l'application Bordas Flashpage, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

#### ► Spectres d'émission et d'absorption p. 342

Cette animation présente les spectres d'émission et d'absorption des éléments.

## > Exploitation

Exemple de résultats obtenus avec spectrovio pour la lampe fluocompacte :



1. a. On obtient des spectres d'émission de raies.

b. Pour le tube néon on mesure entre autres les longueurs d'onde suivantes : 404,55 nm ; 435,87 nm ; 546,26 nm ; 599,77 nm ; 576,94 nm.

Pour la lampe fluocompacte, on mesure les longueurs d'onde suivantes : 405,00 nm ; 435,07 nm ; 456,26 nm ; 611,61 nm.

Pour la lampe à vapeur de mercure, on mesure les longueurs d'onde suivantes : 405,00 nm ; 435,87 nm ; 546,26 nm ; 579,03 nm.

### > Analyse

2. Pour l'atome de mercure :

$$E_6 \rightarrow E_4 : \Delta E = |-3,72 - (-1,57)| = 2,15 \text{ eV ;}$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = 577 \text{ nm.}$$

$$E_5 \rightarrow E_3 : \Delta E = |-4,97 - (-2,69)| = 2,28 \text{ eV} ;$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = 545 \text{ nm}.$$

$$E_5 \rightarrow E_2 : \Delta E = |-5,54 - (-2,69)| = 2,85 \text{ eV} ;$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = 436 \text{ nm}.$$

3. Pour l'atome de néon :

$$E_4 \rightarrow E_3 : \Delta E = |-2,9 - (-0,9)| = 2,0 \text{ eV} ;$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = 622 \text{ nm}.$$

## › Synthèse

4. Il y a bien du mercure dans les lampes fluorescentes car les raies d'émission prévues par le diagramme d'énergie et mesurées sur le spectre de la lampe à vapeur de mercure se retrouvent également dans le spectre des lampes fluorescentes. Par contre, il n'y a pas de néon car on ne mesure pas les raies d'émission du néon sur le spectre des lampes fluorescentes.

p. 343 ■ **ACTIVITÉ 4**

## Lumière d'une étoile

### Commentaires pédagogiques

Dans cette activité, les élèves revoient l'origine des raies d'absorption du spectre de la lumière des étoiles et les interprètent à l'aide du modèle particulière de la lumière et la quantification de l'énergie des atomes, sur l'exemple de l'hydrogène.

Remarque de mise en œuvre : Cette activité peut éventuellement se faire sans l'animation en utilisant le diagramme d'énergie de l'hydrogène du doc. 4.

### ■ Animations et vidéos

(→ disponibles par l'application *Bordas Flashpage*, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

#### ► Niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène p. 343

Cette animation explique pourquoi uniquement certains photons sont absorbés par l'atome d'hydrogène.

#### Éléments de réponse :

La photosphère des étoiles émet un spectre continu. Si un photon de longueur d'onde  $\lambda$  possède une énergie  $E = \frac{hc}{\lambda}$  qui correspond à une dif-

férence d'énergie entre deux niveaux de l'atome d'hydrogène, le photon sera absorbé et on observera une raie noire à cet endroit du spectre. Pour l'hydrogène, il s'agit, entre autres, des raies de longueur d'onde 656,2 nm, 486,1 nm, 434,0 nm, 364,6 nm.

## EXERCICES

### Vérifier l'essentiel

p. 348

- 1 A, B et C.    2 A et C.    3 A, B et C.  
 4 A et C.    5 A et B.    6 A et B.  
 7 A et B.    8 A.

### Acquérir les notions

p. 349

## › Modèle ondulatoire de la lumière

9 **Radiologie** : rayons X

**Télécommunication** : ondes hertziennes

**Caméra thermique** : infrarouges

**Bronzage** : ultraviolets

**Chirurgie laser** : infrarouges

10 1.  $\lambda$  est la longueur d'onde.

2. **A** Rayons X, **B** ultra-violets, **C** visible, **D** infrarouges, **E** micro-ondes.

3. **Rayons X** : radiographie ; **ultraviolets** : bronzage ; **visible** : éclairage ; **infrarouges** : caméra thermiques ; **micro-ondes** : four à micro-ondes.

11 1. a. L'échelle B est graduée en fréquence.

b. L'échelle A est graduée en longueur d'onde dans le vide.

2. On a la relation  $\lambda = \frac{c}{\nu}$  donc  $\nu = \frac{c}{\lambda}$ ,  $c$  est la célérité de la lumière dans le vide. C'est une constante donc la longueur d'onde et la fréquence varient à l'inverse l'une de l'autre.

12 On a les correspondances suivantes :

2,4 GHz – 125 mm – wi-fi ;  
 $3,22 \times 10^{13}$  Hz – 9,32  $\mu\text{m}$  – chirurgie laser ;  
 107,7 MHz – 2,786 m – radio ;  
 $2,83 \times 10^{13}$  Hz – 10,6  $\mu\text{m}$  – thermographie.

13 1. a. C'est la fréquence qui caractérise ces ondes : 2 450 MHz.

b. L'ordre de grandeur est 1 000 MHz donc 1 000 000 000 donc  $10^9$  Hz.

$$2. \lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3,00 \times 10^8}{2\,450 \times 10^6} = 0,122 \text{ m}.$$

3. Cette longueur d'onde appartient au domaine des micro-ondes, d'où l'appellation « micro-ondes ».

$$14 1. \lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3,00 \times 10^8}{3,2 \times 10^{14}} = 9,4 \times 10^{-7} \text{ m}.$$

2. a. Ces ondes appartiennent au domaine des infrarouges.

b. Ces ondes ne sont pas visibles car elles n'appartiennent pas au domaine du visible.

3. Le capteur de l'appareil photo du téléphone portable permet de voir le rayonnement infra-rouges qui n'est pas visible à l'œil nu.

15 1. L'ordre de grandeur des fréquences des ondes est 87 et 110 MHz  $\approx$  100 MHz =  $10^8$  Hz.

2. Ces ondes appartiennent au domaine des ondes hertziennes.

3. Pour  $v_1 = 87$  MHz,  $\lambda_1 = \frac{c}{v_1} = \frac{3,00 \times 10^8}{87 \times 10^6} = 3,4$  m et  $\ell_1 = \frac{\lambda_1}{4} = 0,85$  m.

Pour  $v_2 = 110$  MHz,  $\lambda_2 = \frac{c}{v_2} = \frac{3,00 \times 10^8}{110 \times 10^6} = 2,7$  m et  $\ell_2 = \frac{\lambda_2}{4} = 0,68$  m.

La taille des antennes est comprise entre 68 et 85 cm.

### >Modèle particulaire de la lumière

16 1. Faux, la lumière est onde et particule.

2. Vrai.

3. Faux, un photon transporte l'énergie  $E = hv$ .

4. Vrai.

17 1.  $E = \frac{hc}{\lambda}$ .

2. C'est le photon 3 car il a la longueur d'onde la plus petite donc l'énergie la plus grande.

3. Photon 1 :  $E = 2,00 \times 10^{-21}$  J = 0,0124 eV.

Photon 2 :  $E = 3,63 \times 10^{-17}$  J = 226 eV.

Photon 3 :  $E = 2,00 \times 10^{-13}$  J =  $1,23 \times 10^6$  eV

18 1.  $E = \frac{hc}{\lambda}$ .

a.  $E = 9,95 \times 10^{-22}$  J

b.  $E = 3,43 \times 10^{-19}$  J

c.  $E = 2,00 \times 10^{-21}$  J

2.  $E = hv$

a.  $E = 2,59 \times 10^{-19}$  J

b.  $E = 3,32 \times 10^{-24}$  J

c.  $E = 9,95 \times 10^{-28}$  J

3. a. Plus la longueur d'onde augmente et plus l'énergie des photons diminue.

b. Plus la fréquence augmente et plus l'énergie des photons augmente.

19 1.  $E_b = \frac{hc}{\lambda_b} = 4,91 \times 10^{-19}$  J.

2.  $\lambda_r > \lambda_b$  et  $E$  est inversement proportionnelle à  $\lambda$  donc  $E_r < E_b$ .

3. a. Pour le laser bleu,  $N = \frac{50 \times 10^{-3}}{4,91 \times 10^{-19}} = 1,0 \times 10^{17}$  photons.

b. Pour le laser rouge,  $E_r = \frac{hc}{\lambda_r} = 3,1 \times 10^{-19}$  J.

$$N = \frac{50 \times 10^{-3}}{3,1 \times 10^{-19}} = 1,6 \times 10^{17} \text{ photons.}$$

### >Interaction lumière-matière

20 1. Il s'agit d'un diagramme d'énergie.

2. L'énergie de l'atome de mercure est quantifiée car elle ne peut prendre que certaines valeurs : celles indiquées sur le diagramme.

3. a. L'énergie de l'atome de mercure dans son état fondamental est - 10,44 eV.

b. On peut citer le niveau d'énergie à 5,77 eV.

4. L'atome de mercure ne peut pas avoir une énergie de 6,5 eV car cette valeur n'est pas indiquée sur le diagramme d'énergie de l'atome de mercure.

5. L'atome de mercure ne peut pas absorber un photon d'énergie 10 eV car il n'y a pas de niveaux d'énergie séparés de 10 eV.

21 1. Les traits horizontaux représentent les valeurs de l'énergie possible de l'atome.

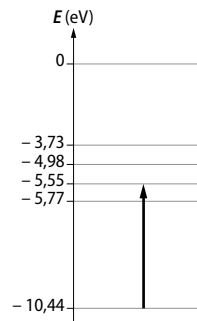
2. a. Le schéma a. représente l'absorption d'un photon car l'énergie de l'atome augmente.

b. Le schéma b. représente l'émission d'un photon car l'énergie de l'atome diminue.

3. a. Dans le cas b. l'atome perd de l'énergie.

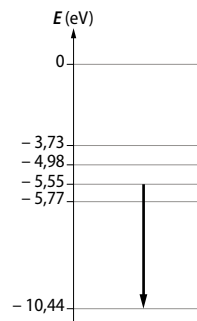
b. Dans le cas a. l'atome gagne de l'énergie.

22 1. a.



b. Le photon a absorbé une énergie de :  $|-5,55 - (-5,77)| = 0,22$  eV.

2. a.





b. Le photon a émis une énergie de :  
 $|-5,77 - (-5,55)| = 0,22$  eV.

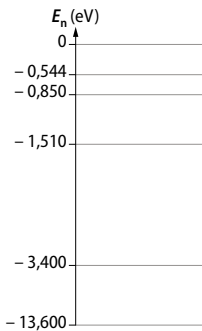
**23** 1. Il s'agit d'un spectre d'émission.

2.  $E = \frac{hc}{\lambda}$  donc pour  $\lambda = 589,0$  nm,  $E = 3,38 \times 10^{-19}$  J  
 $= \frac{3,38 \times 10^{-19}}{1,602 \times 10^{-19}} = 2,11$  eV.

pour  $\lambda = 589,6$  nm,  $E = 3,32 \times 10^{-19}$  J  $= \frac{3,32 \times 10^{-19}}{1,602 \times 10^{-19}}$   
 $= 2,11$  eV.

3. Les deux photons absorbés par l'atome de sodium auront une énergie de 2,11 eV.

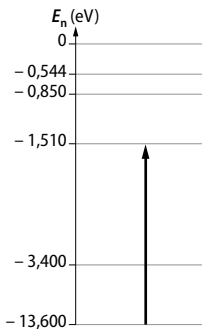
**24** 1. Voir schéma.



2. Dans l'état fondamental, l'énergie vaut 13,6 eV.

3. a.  $\Delta E = 13,6 - 1,51 = 12,1$  eV.

b. Voir schéma.



$c \cdot \lambda = \frac{hc}{\Delta E}$  avec  $\Delta E = 12,1 \times 1,602 \times 10^{-19}$  J :  $\lambda = 103$  nm.

### Exercices résolus - exercices similaires

p. 352 et 353

**26** 1. Pour  $\nu = 10 \times 10^{14}$  Hz,  $\lambda = \frac{c}{\nu} = 300$  nm.

Pour  $\nu = 10 \times 10^{15}$  Hz,  $\lambda = \frac{c}{\nu} = 30$  nm.

Non la crème ne protège pas car elle absorbe entre 30 nm et 300 nm.

2. On choisit  $\lambda = 100$  nm pour les UVC et  $\lambda = 300$  nm pour les UVB.

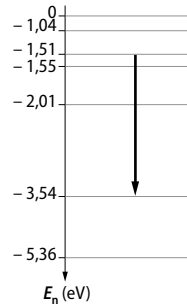
$E_{UVC} = 2,00 \times 10^{-18}$  J  $>$   $E_{UVB} = 6,63 \times 10^{-19}$  J. Les UVC sont plus énergétiques que les UVB.

**28** 1.  $\lambda = 612$  nm.

2.  $E = \frac{hc}{\lambda} = 3,25 \times 10^{-19}$  J.

3. a.  $E = 2,03$  eV  $= 3,54 - 1,51$  correspondant à la transition du 4<sup>e</sup> état excité vers le 1<sup>er</sup> état excité.

b. 0 ; - 1,04 ; - 1,51 ; - 1,55 ; - 2,01 ; - 3,54 ; - 5,36



### Croiser les notions

p. 354

**29** 1. L'énergie de l'atome est quantifiée. La lumière est un ensemble de photons qui transportent des valeurs précises d'énergie.

2. a. Elle illustre l'absorption d'un photon.

b.  $\Delta E = |-1,51 - (-3,40)| = 1,89$  eV  $= 3,03 \times 10^{-19}$  J.  
 $\lambda = 656$  nm ce qui correspond à une raie noire sur le spectre (la raie G) donc il y a bien de l'hydrogène.

**30** 1.  $E = h\nu$  donc  $\nu = \frac{E}{h} = \frac{13,6 \times 1,602 \times 10^{-19}}{6,63 \times 10^{-34}} = 3,29 \times 10^{15}$  Hz.

$\lambda = \frac{c}{\nu} = 9,12 \times 10^{-8}$  m.

2. Les domaines d'ondes ionisantes sont celles qui sont telles que  $E > 13,6$  eV donc  $\lambda < 9,12 \times 10^{-8}$  m donc les ultraviolets, les rayons X et les rayons  $\gamma$ .

3. Les rayonnements ionisants provoquent des brûlures, des mutations génétiques.

4. On constate sur le schéma que l'absorption de l'atmosphère est maximale pour les ondes de longueurs d'onde inférieure à  $10^{-7}$  m donc les rayonnements ionisants sont absorbés par l'atmosphère terrestre.

**31** 1. Les traits horizontaux représentent les valeurs de l'énergie permises pour l'atome.

2. Émission d'un photon par phosphorescence : 3

Émission d'un photon par fluorescence : 2

Absorption d'un photon : 1

3. a. Selon la définition de la fluorescence et de la phosphorescence le photon absorbé est un photon UV, les deux photons émis sont dans le visible.

b. L'énergie des photons émis par fluorescence et phosphorescence est inférieure à celle du photon absorbé, on le constate sur le schéma.

**32** 1. La lumière est une onde électromagnétique et un transport de particules appelées photons.

2.  $v = \frac{c}{\lambda} = \frac{3,00 \times 10^8}{405 \times 10^{-9}} = 7,41 \times 10^{14} \text{ Hz.}$

On observe donc l'effet photoélectrique pour les matériaux tels que  $v_s < 7,41 \times 10^{14} \text{ Hz}$  donc le césium, le potassium et le baryum.

3.  $E = hv$  donc plus la fréquence nécessaire à l'effet photoélectrique est grande et plus le matériau nécessite un photon énergétique. Le métal qui nécessite le photon le plus énergétique est le cuivre, celui qui nécessite le photon le moins énergétique est le césium.

**33** 1. a. Il s'agit de la fréquence qui s'exprime en Hz.

b. WPAN :  $10^9 \text{ Hz}$  ; WLAN :  $10^9 \text{ Hz}$  et  $10^{10} \text{ Hz}$  ; WWAN :  $10^9 \text{ Hz}$ .

c. Cela appartient au domaine des micro-ondes.

2.  $\lambda = \frac{c}{v}$ . WPAN :  $10^{-1} \text{ m}$  ; WLAN :  $10^{-1} \text{ m}$  et  $10^{-2} \text{ m}$  ; WWAN :  $10^{-1} \text{ m}$ .

3. Ces ondes sont à très longue portée et peu absorbée par l'atmosphère.

**34** 1. On a  $v\lambda = c$ ,  $c$  étant une constante donc multiplier la fréquence par 2 nécessite de diviser la longueur d'onde par 2.

2. a.  $\frac{\lambda}{2} = \frac{1064}{2} = 532 \text{ nm.}$

b. Sur le spectre de la lumière blanche on constate que 532 nm correspond dans le vide (et dans l'air) à une couleur verte ce qui est bien ce que l'on observe sur la photographie.

3. L'énergie d'un photon est telle que  $E_{\text{photon}} = \frac{hc}{\lambda} = 3,74 \times 10^{-19} \text{ J}$ , avec  $\lambda = 532 \text{ nm}$ .

Le nombre de photon  $N$  se calcule ainsi :

$$N = \frac{E_{\text{impulsion}}}{E_{\text{photon}}} = \frac{200 \times 10^{-3}}{3,75 \times 10^{-19}} = 5,35 \times 10^{17} \text{ photons.}$$

**35** Depuis 1967, le bureau international des poids et mesures définit la seconde de la manière suivante :

« La seconde est la durée de 9 192 631 770 périodes de la radiation correspondant à la transition entre les deux niveaux hyperfins de l'état fondamental de l'atome de césium 133. Il en résulte que la fréquence de la transition hyperfine de l'état fondamental de l'atome de césium est égale à 9 192 631 770 Hz ».

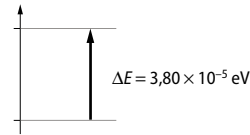
Dans les horloges atomiques on fait passer une onde de fréquence 9 192 631 770 Hz dans une cavité contenant des atomes de césium 133. Si la valeur de la fréquence est bien réglée, les atomes de césium 133 absorbent cette onde.

1. La fréquence est de 9 192 631 770 Hz donc d'ordre de grandeur  $10^{10} \text{ Hz}$  ce qui correspond au domaine des micro-ondes.

2. C'est la propriété de quantification des niveaux d'énergie de l'atome qui est utilisée.

3.  $E = hv = 6,09 \times 10^{-24} \text{ J} = \frac{6,09 \times 10^{-24}}{1,602 \times 10^{-19}} = 3,80 \times 10^{-5} \text{ eV.}$

4.

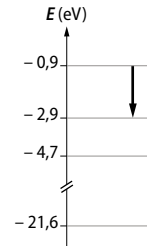


**36** La démarche avancée consiste à réaliser les étapes de la démarche élémentaire sans questionnement.

1.  $E = \frac{hc}{\lambda} = 3,20 \times 10^{-19} \text{ J} = 2,00 \text{ eV.}$

2. a. Cette énergie correspond à l'écart entre le niveau d'énergie - 0,9 eV et celui d'énergie - 2,9 eV.

b.



**37** ■ Animations et vidéos

(→ disponibles par l'application Bordas Flashpage, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

► Radiographie p. 356

Cette animation explique le principe de la radiographie.

► Scintigraphie p. 356

Cette animation explique le principe de la scintigraphie.

Éléments de réponse :

	Scintigraphie	Radiographie	Lampe germicide	Chirurgie laser	Thermographie
<b>Domaine OEM</b>	Rayons $\gamma$	Rayons X	UV	Visible-IR	IR
<b>ODG fréquence</b>	$\nu > 10^{20}$ Hz	$10^{16}$ Hz $< \nu < 10^{20}$ Hz	$10^{15} < \nu < 10^{16}$ Hz	$10^{11}$ Hz $< \nu < 10^{14}$ Hz	$10^{11}$ Hz $< \nu < 10^{14}$ Hz
<b>ODG longueur d'onde</b>	$\lambda < 10^{-12}$ m	$10^{-12}$ m $< \lambda < 10^{-8}$ m	$10^{-8}$ m $< \lambda < 10^{-6}$ m	$10^{-6}$ m $< \lambda < 10^{-3}$ m	$10^{-3}$ m $< \lambda < 10^{-6}$ m
<b>Utilisation</b>	Diagnostic	Diagnostic	Traitement	Traitement	Diagnostic
<b>Principe</b>	Le patient ingère un produit qui émet des rayons gamma que l'on détecte ensuite.	Les rayons X sont plus ou moins absorbés par les différents organes du corps humain.	Les UV émis engendrent la production d'ozone à partir du dioxygène. L'ozone peut tuer les germes.	On utilise la puissance d'un faisceau laser pour faire de la chirurgie.	On utilise une caméra IR pour obtenir une image thermique.
<b>Danger</b>	Les produits injectés (qui émettent des rayons gamma) peuvent être dangereux.	Les rayons X utilisés sont dangereux. Le personnel doit être protégé.	Les UV présentent un danger.	Les sources laser puissantes présentent un danger en particulier pour l'œil.	Cette technique ne présente aucun danger car elle consiste uniquement à enregistrer les IR.

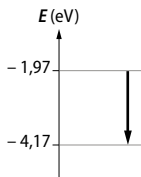
**38** Éléments de réponse :

Les éléments chimiques présents dans les lampes vont émettre de la lumière suite à l'absorption d'énergie (due à une décharge électrique). Selon les longueurs d'onde des photons émis, la lumière émise présente une certaine couleur.

**Acquérir des compétences** ■ p. 357

**39** La démarche experte consiste à réaliser les étapes de la démarche élémentaire sans questionnement.

1.



2. a. L'écart en énergie entre les deux niveaux d'énergie de l'oxygène concernées est :

$$\Delta E = |-4,17 - (-1,97)| = 2,2 \text{ eV} = 2,2 \times 1,602 \times 10^{-19} = 3,5 \times 10^{-19} \text{ J.}$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = 568 \text{ nm.}$$

b. Sur le spectre de la lumière blanche, on constate que cette longueur d'onde correspond au domaine du vert, ce que l'on observe aussi sur la photographie d'aurores boréales.

**40** Une onde électromagnétique d'une énergie  $E > 4,01$  eV est absorbée par l'ozone pour sa photodissociation.

Cela correspond à des ondes de longueurs d'onde inférieure à  $\frac{hc}{E}$  donc :

$$\frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8}{4,01 \times 1,602 \times 10^{-19}} = 310 \text{ nm.}$$

Les ultra-violetts sont tels que  $10 \text{ nm} < \lambda < 400 \text{ nm}$  donc la majorité des rayonnements UV sont absorbés pour la photodissociation de l'ozone. Ils sont donc arrêtés par la couche d'ozone.

**41** >Analyse

1. Les interférences sont une manifestation de l'aspect ondulatoire de la lumière car il s'agit de l'effet de la superposition de 2 ondes.

2. Le photon et ses impacts aléatoires sont une manifestation de l'aspect corpusculaire de la lumière.

>Synthèse

Les impacts aléatoires des photons, particules de lumière reconstituent une figure d'interférences caractéristique de l'aspect ondulatoire de la lumière.

**42** 1. On va observer un spectre d'émission de raies car il s'agit de la lumière émise par un gaz.

2. On disperse la lumière émise par la boule plasma et celle émise par la lampe à vapeur de néon. Si les raies d'émission du néon sont présentes dans le spectre d'émission de la lumière de la boule plasma, on prouve qu'il y a du néon dans la boule plasma.

3. Lorsque l'atome de néon est dans un état excité, il émet une onde électromagnétique et dans certain cas il s'agit de la lumière.

Par exemple, lorsque le néon passe du niveau d'énergie  $-0,9$  eV au niveau d'énergie  $-2,9$  eV, il émet des photons de longueur d'onde  $622$  nm (dans le domaine du rouge). Lorsque le néon passe du niveau d'énergie  $-2,9$  eV au niveau d'énergie  $-4,7$  eV, il émet des photons de longueur d'onde  $690$  nm (dans le domaine du rouge).