

## ●●● Ouverture de chapitre (p. 167)

### Objectif

L'objectif de cette page est de montrer la nécessité pour le sportif de s'hydrater pendant ou après un effort, l'eau permettant aussi d'acheminer les nutriments aux muscles et d'éliminer les déchets liés à l'effort.

*Correspondance avec le programme :*

Savoir qu'une solution peut contenir des molécules ou des ions.

### ■ Réponses aux QUESTIONS

► En plus de l'eau, la boisson absorbée doit apporter les sels minéraux perdus ainsi que certains oligoéléments. Ces apports peuvent être sous forme ionique ou sous forme moléculaire.

### ■ COMMENTAIRES SCIENTIFIQUES

Certains minéraux seront spécifiquement utiles aux sportifs, en quantités variables et à des moments précis selon le type et la durée de l'effort.

► Le sodium et le potassium sont indispensables au bon fonctionnement de l'organisme lors de l'exercice musculaire puisqu'ils participent activement à la contraction du muscle ainsi qu'à l'équilibre hydrique corporel.

► Le calcium est un minéral essentiel aux mécanismes de contractions musculaires et à la solidité des os.

► Le magnésium est nécessaire au bon fonctionnement neuromusculaire et participe donc aux mécanismes de réflexes et de contractions musculaires. Un manque de magnésium peut entraîner des problèmes tels que des spasmes, des crampes, des contractures incontrôlables.

► L'importance du fer chez le sportif tient à son rôle dans le transport de l'oxygène puisque le fer est un constituant essentiel d'une protéine : l'hémoglobine. Les besoins en fer seront augmentés dans le cas d'athlètes ayant un entraînement régulier. Des médicaments comme l'EPO, détournés de leur usage pour le dopage, augmentent la quantité de globules rouges, donc de fer, dans le sang. Le cuivre a plusieurs rôles au sein de l'organisme et a des fonctions spécifiques chez le sportif. Il intervient au niveau du métabolisme du glucose (utilisation du glucose pour produire de l'énergie) ainsi qu'au niveau du stress oxydant en participant à l'élimination des radicaux libres (déchets de l'oxydation). L'activité sportive, surtout à haute dose, est en effet vécue par l'organisme comme un stress.

En règle générale, les oligoéléments ne peuvent pas être une aide à l'amélioration de la performance, mais ils peuvent jouer un rôle important dans la prévention des syndromes liés au surentraînement.

[http://www.staps.univ-avignon.fr/S6/UE3/Entraînement/Le\\_stress\\_oxydant.pdf](http://www.staps.univ-avignon.fr/S6/UE3/Entraînement/Le_stress_oxydant.pdf)

## 1 Les boissons énergétiques (p. 168)

### Objectif

À l'occasion d'une analyse de la composition des boissons énergétiques d'usage courant dans le milieu du sport, l'élève est amené à étudier ou à revoir la notion de concentration molaire et de concentration massique également vues au chapitre 6.

*Correspondance avec le programme :*

- Savoir que la concentration molaire d'une solution en espèce dissoute peut s'exprimer en  $\text{g.L}^{-1}$  ou en  $\text{mol.L}^{-1}$ .
- Connaître et exploiter l'expression de la concentration massique ou molaire d'une espèce moléculaire ou ionique dissoute.
- Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques.
- Déterminer une quantité de matière connaissant la masse d'un solide.

### ■ Réponses aux QUESTIONS

$$1. \quad M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 6 \times M_{\text{C}} + 12 \times M_{\text{H}} + 6 \times M_{\text{O}}$$

$$M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0$$

$$= 180,0 \text{ g/mol ou } 180 \text{ g.mol}^{-1}$$

La quantité de matière dans 30 g de glucose est :

$$n = \frac{m}{M}$$

soit  $n = \frac{30}{180,0} = 0,17 \text{ mol}$

Si dans un litre il y a 0,17 mol de glucose, la concentration molaire est donc 0,17 mol/L.

2. Pour préparer un litre de boisson énergétique de concentration  $C_m = 30 \text{ g.L}^{-1}$  à partir d'un concentré à  $60 \text{ g.L}^{-1}$ , la masse de soluté dans le litre de la solution à préparer est 30 g. Cette masse doit être apportée par la solution mère. Le volume de solution mère à  $60 \text{ g.L}^{-1}$  apportant 30 g de soluté est donné par :

$$C_m = \frac{m}{V} \text{ d'où } V = \frac{m}{C_m} \text{ soit } V = \frac{30}{60} = 0,50 \text{ L}$$

Pour préparer un litre de boisson énergétique, il faut donc mettre un demi-litre de la solution à  $60 \text{ g.L}^{-1}$  et compléter avec de l'eau.

Pour préparer un litre de boisson énergétique de concentration  $C_m = 30 \text{ g.L}^{-1}$  à partir d'un concentré à  $90 \text{ g.L}^{-1}$ , le volume de solution mère à  $90 \text{ g.L}^{-1}$  apportant 30 g de soluté est donné par :

$$V = \frac{30}{90} = 0,33 \text{ L}$$

Pour préparer un litre de boisson, il faut donc mettre un tiers de litre de la solution à  $90 \text{ g.L}^{-1}$  et compléter avec de l'eau.

3.  $C_m$  s'exprime en gramme par litre,  $c$  s'exprime en mole par litre et  $M$  en gramme par mole, pour éliminer l'unité mole et garder l'unité gramme au numérateur, il faut effectuer la multiplication  $c \times M$  (voir l'activité 3 page 80 du chapitre 6). Donc :

$$C_m = c \times M.$$

4. L'ion sodium a la même masse molaire que l'atome de sodium  $M_{\text{Na}} = 23,0 \text{ g.mol}^{-1}$ .

$$C_m = c \times M$$

$$20 \text{ mmol.L}^{-1} < c < 50 \text{ mmol.L}^{-1}$$

d'où  $20.10^{-3} \times 23,0 < C_m < 50.10^{-3} \times 23,0$

Soit  $0,46 \text{ g.L}^{-1} < C_m < 1,2 \text{ g.L}^{-1}$



### Investigation

#### La situation

Il s'agit de lire une étiquette de produit commercial pour mettre au point un mode opératoire pour élaborer une boisson équivalente.

#### La démarche

Pour établir la liste des produits qui peuvent être présents dans la solution fabriquée, repérer dans la liste de l'étiquette les espèces chimiques d'usage

courant en laboratoire ainsi que leur concentration massique. Le professeur peut aider l'élève en donnant des indications sur l'espèce chimique à choisir (pour le sucre, par exemple, on peut choisir le saccharose), sur le nom de l'espèce chimique correspondant à l'acidifiant E330 (acide citrique  $C_6H_8O_7$  qui est présent dans le jus de citron), sur les concentrations massiques usuelles quand elles ne sont pas clairement indiquées sur l'étiquette. Donner, par exemple, une concentration en sucre de  $70 \text{ g.L}^{-1}$  et dire que l'apport en acide citrique

sera obtenue par l'addition de jus de citron (par exemple, 5 % en volume).

#### Reponse

Pour la préparation de 0,100 L d'une boisson comparable à celle de l'étiquette, il faudra prendre une fiole jaugée de 100 mL, peser 7,0 g e de saccharose et 32 mg de caféine, mesurer 5 mL de jus de citron, mettre ces ingrédients dans la fiole jaugée, compléter avec de l'eau jusqu'au trait de jauge et agiter pour homogénéiser la solution.

## Démarche expérimentale d'investigation



### Élaboration d'une boisson énergétique

(p. 169)

#### Objectif

L'objectif de cette démarche d'investigation est de permettre aux élèves d'exploiter les expressions de concentrations massique et molaire en fabriquant une boisson adaptée à l'effort sportif.

#### La situation

Celle qui sert de base à cette démarche d'investigation est issue de la vie quotidienne. Elle rappelle que les sportifs ont besoin de reconstituer leur réserve d'eau, de sel minéraux et d'énergie après l'effort, voire pendant l'effort pour les sports de grande endurance. Ils le font avec des boissons adaptées. Il est demandé aux élèves de fabriquer une telle boisson.

#### La démarche

Les élèves sont confrontés à la problématique de la constitution d'une boisson artificielle, ce qui s'apparente à une difficulté souvent rencontrée en chimie des solutions. Le travail sur la boisson est donc une occasion de faire découvrir les étapes :

- calcul ;
  - pesée ;
  - dissolution ;
  - ajustement à un volume déterminé ;
- ce qui est important et délicat.

L'élève ne peut commencer son travail que s'il possède une vue d'ensemble de ce qu'il doit accomplir. Il sera amené à faire des hypothèses sur l'importance de l'ordre des opérations à accomplir. L'observation d'un soluté en train de dissoudre lui montrera que l'ordre des opérations n'a pas d'importance tant que le volume de solvant utilisé est raisonnablement inférieur au

volume de solution attendu, et que le complément au volume se fait en dernier.

Avec cette solution à fabriquer, les élèves doivent choisir un sucre (choix compatible avec les produits présents au laboratoire du lycée : glucose, fructose ou saccharose) et penser à un sel apportant les cations sodium. On peut éventuellement mettre à la disposition des élèves la liste des sels contenant les cations sodium avec les logos de sécurité pour qu'ils puissent choisir un sel non toxique.

#### Reponse

1. L'élève doit demander les produits suivants : glucose, fructose ou saccharose, chlorure de sodium par exemple et eau. La quantité de chlorure de sodium à peser peut être soit gérée avec une balance de précision, soit en fournissant une solution mère.

2. Quantité de matière de sucre nécessaire :

$$n = 0,20 \times 0,10 = 0,020 \text{ mol.}$$

Masse de sucre à peser :  $m = n \times M$ .

Cas du glucose ou du fructose de même masse molaire :  $m = 0,020 \times 180 = 3,6 \text{ g.}$

Cas du saccharose :  $m = 0,020 \times 342 = 6,84 \text{ g.}$

3. Concentration molaire en ions sodium :

$$C = \frac{0,50}{23,0} = 0,022 \text{ mol.L}^{-1}$$

Quantité de matière nécessaire :

$$n = 0,022 \times 0,1 = 22 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Masse molaire du chlorure de sodium :

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

Masse de sel à peser :

$$m = 2,2 \cdot 10^{-3} \times 58,5 = 0,13 \text{ g.}$$

Balance, coupelles de pesée, spatules, fiole de 100 mL.

### ■ COMMENTAIRES PÉDAGOGIQUES

Pour cette démarche d'investigation, il semble suffisant de n'imposer que deux composants aux élèves afin que la solution soit complètement fabriquée au cours d'une séance de TP de 1 h 30. De plus, les balances de lycée ne permettant pas de peser des masses trop faibles, les constituants retenus doivent l'être en quantité suffisante pour que la pesée soit suffisamment précise. Nous avons choisi de faire travailler l'élève à partir de produits chimiques solides ou en solution, ce qui change bien évidemment le travail théorique et expérimental mis en jeu.

### ■ COMMENTAIRES SCIENTIFIQUES

2. Exprimée en mole par litre, une boisson à base de saccharose est deux fois plus énergétique qu'une boisson à base de glucose ou de fructose. Exprimée en gramme par litre, ce ne serait pas le cas.

#### ■ Prolongement

Faire travailler le protocole de la dilution non utilisé en classe.

**Pour le schéma ① :**

- Mot manquant : pipette
- Cherchons la concentration massique de la solution mère de glucose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ).

Quantité de matière nécessaire dans le prélèvement de 20 mL :  $n = c \times V = 0,20 \times 0,500 = 0,10 \text{ mol}$

Concentration molaire de la solution mère :

$$c = \frac{0,10 \times 1}{20 \times 10^{-3}} = 5,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Concentration massique de la solution mère :

$$C_m = c \times M = 5,0 \times (6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0) = 900 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

**Pour le schéma ② :**

- Mot manquant : fiole

**Pour le schéma ③ :**

- Mot manquant : pipette
- Cherchons la concentration molaire de la solution mère de chlorure de sodium.

Masse de chlorure de sodium nécessaire dans le prélèvement de 20 mL :

$$n = C_m \times V = 0,50 \times 0,500 = 0,25 \text{ g}$$

Concentration massique de la solution mère de chlorure de sodium dans un litre de solution mère :

$$\frac{0,25 \times 1}{20 \cdot 10^{-3}} = 12,5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Concentration molaire de la solution mère :

$$c = \frac{C_m}{M} = \frac{12,5}{(23 + 35,5)} = 0,21 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Les étapes ⑥ et ⑦ servent à homogénéiser la solution obtenue.

## Exercices

### ⑥ Concentration massique

Concentration massique :  $C_m = \frac{m}{V}$

a.  $C_m = \frac{58}{2,0} = 29 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

b. 200 mL = 0,200 L donc  $C_m = \frac{58}{2,0} = 29 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

c. 100 mg = 0,100 g donc  $C_m = \frac{0,100}{0,100} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

### ⑦ Concentration molaire

Concentration molaire :  $c = \frac{n}{V}$

a.  $c = \frac{1,5}{2,0} = 0,75 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

b. 250 mL = 0,250 L

et  $M_{\text{NaCl}} = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

donc  $n = \frac{5,85}{58,5} = 0,100 \text{ mol}$

soit  $c = \frac{0,100}{0,250} = 0,400 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

c. 250 mL = 0,250 L

et  $M_{\text{KCl}} = 39,1 + 35,5 = 74,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

donc  $n = \frac{5,85}{74,6} = 7,84 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

soit  $c = \frac{7,84 \cdot 10^{-2}}{0,250} = 3,14 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

### 8 Solution de chlorure de sodium

a. Concentration molaire en glucose :

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0,15}{0,200} = 0,75 \text{ mol.L}^{-1}$$

b. Concentration massique en glucose :

$$C_m = c \times M$$

$$M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 = 180 \text{ g.mol}^{-1}$$

d'où  $C_m = 0,75 \times 180 = 135 \text{ g.L}^{-1}$

c. Concentration massique en chlorure de sodium :

$$C_m = \frac{m}{V} = \frac{5,85}{0,200} = 29,3 \text{ g.L}^{-1}$$

d. Concentration molaire en glucose :  $c = \frac{n}{V}$

Ici  $n = \frac{m}{M}$  et  $M = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$

d'où  $n = \frac{5,85}{58,5} = 0,100 \text{ mol}$ .

$$c = \frac{0,100}{0,200} = 0,500 \text{ mol.L}^{-1}$$

Autre raisonnement possible :

$$c = \frac{C_m}{M} = \frac{29,25}{58,5} = 0,500 \text{ mol.L}^{-1}$$

### 9 Exercice corrigé dans le manuel, page 314.

### 10 Composition de la sueur

Soluté	Ions sodium	Ions potassium	Ions calcium	Vitamine C (C <sub>6</sub> H <sub>8</sub> O <sub>6</sub> )
Masse molaire de l'ion ou de l'espèce chimique M (en g.mol <sup>-1</sup> )	23,0	39,1	40,1	176
Masse dans 200 mL de sueur : m (en g)	0,12	5,9.10 <sup>-2</sup>	1,6.10 <sup>-4</sup>	9,9.10 <sup>-3</sup>
Quantité de matière dans 200 mL de sueur : n (en mol)	5,2.10 <sup>-3</sup>	1,5.10 <sup>-3</sup>	4,0.10 <sup>-6</sup>	5,6.10 <sup>-5</sup>
Concentration massique C <sub>m</sub> (en g.L <sup>-1</sup> )	0,60	2,9.10 <sup>-1</sup>	8,0.10 <sup>-4</sup>	4,9.10 <sup>-2</sup>
Concentration molaire c (en mol.L <sup>-1</sup> )	2,6.10 <sup>-2</sup>	7,5.10 <sup>-3</sup>	2,0.10 <sup>-5</sup>	2,8.10 <sup>-4</sup>

### 11 Exercice corrigé dans le manuel, page 315.

### 12 Lemonade recipe

a. Masse molaire du saccharose :

$$M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 12 \times 12 + 22 + 11 \times 16 = 342 \text{ g.mol}^{-1}$$

Quantité de matière du saccharose :

$$n_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = \frac{m}{M} = \frac{10,0}{342} = 2,92 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Concentration molaire du saccharose :

$$c_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = \frac{n}{V} = 2,92 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \text{ car } V = 1,00 \text{ L}$$

Masse molaire du glucose :

$$M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 6 \times 12 + 12 + 6 \times 16 = 180 \text{ g.mol}^{-1}$$

Quantité de matière du glucose :

$$n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \frac{22,0}{180} = 1,22 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

Concentration molaire du glucose :

$$c_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 1,22 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

Masse molaire de l'acide citrique :

$$M_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7} = 6 \times 12 + 8 + 7 \times 16 = 192 \text{ g.mol}^{-1}$$

Quantité de matière de l'acide citrique :

$$n_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7} = \frac{3,50}{192} = 1,82 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Concentration molaire de l'acide citrique :

$$c_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7} = 1,82 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

b. Quantité de matière dans le verre de limonade :

$$n = c \times V \text{ avec } V = 180 \text{ mL} = 0,180 \text{ L}$$

– pour le saccharose :

$$n_1 = 2,92 \cdot 10^{-2} \times 0,180 = 5,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

– pour le glucose :

$$n_2 = 1,22 \cdot 10^{-1} \times 0,180 = 2,20 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

– pour l'acide citrique :

$$n_3 = 1,82 \cdot 10^{-2} \times 0,180 = 3,28 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

c. Puisque la variation de volume de boisson est négligée, seule la quantité de matière, donc la concentration en saccharose sera modifiée par rapport aux concentrations dans la bouteille.

Concentration molaire :

$$c'_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = \frac{n_{\text{total}}}{V_{\text{verre}}} \text{ et } n_{\text{total}} = n_1 + n_2 \text{ ajouté}$$

$$n_2 \text{ ajouté} = \frac{m_{\text{sucrose}}}{M} = \frac{5,3}{342} = 1,55 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$c'_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = \frac{(5,26 \cdot 10^{-3} + 1,55 \cdot 10^{-2})}{0,180} = 1,15 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

### RÉINVESTISSEMENT

#### Demarche d'investigation

### 13 Préparation d'une boisson énergétique

a. Masse molaire du chlorure de sodium :

$$M_{\text{NaCl}} = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

Quantité de matière de chlorure de sodium :

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{m}{M} = \frac{1,0}{58,5} = 1,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$



Concentration molaire :

$$c_{\text{NaCl}} = \frac{n}{V} = \frac{1,7 \cdot 10^{-2}}{0,60} = 2,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

**b.** Quantité de matière dans le prélèvement du sirop de fructose :

$$n_{\text{glucose}} = c_{\text{sirop}} \times V_{\text{sirop}} = 1,0 \times 0,015 = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Cette quantité de fructose est celle qui est mise dans le bidon :

$$c_{\text{fructose}} = \frac{n_{\text{fructose}}}{V_{\text{bidon}}} = \frac{1,5 \cdot 10^{-2}}{0,60} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

**c.** Calculons la masse de vitamine C dans le jus de citron. Notons  $p$ , le pourcentage massique en vitamine C dans le jus de citron :

$$m_{\text{vitamine C}} = p \times \rho \times V = \frac{0,055}{100} \times 1,1 \times 150 = 9,1 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

**d.** Concentration massique :

$$C_m = \frac{m}{V} = \frac{9,1 \cdot 10^{-2}}{0,60} = 1,5 \cdot 10^{-1} \text{ g.L}^{-1}$$

Concentration molaire :

$$c = \frac{C_m}{M} \text{ et } M = 176 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$c_{\text{vitamine C}} = \frac{1,5 \cdot 10^{-1}}{176} = 8,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

**e.** L'addition de fructose n'affecte que la concentration en fructose ; les concentrations en chlorure de sodium et en vitamine C sont inchangées. Quantité de matière de fructose ajouté :

$$n = \frac{m}{M} \text{ donc } n = \frac{3,0}{180} = 1,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Nouvelle concentration molaire en fructose :

$$c' = \frac{n_{\text{total}}}{V} = \frac{(1,5 \cdot 10^{-2} + 1,7 \cdot 10^{-2})}{0,60} = 5,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

**f.** Quantité de matière de chlorure de sodium nécessaire :

$$n'_{\text{NaCl}} = c_{\text{NaCl}} \times V$$

Masse de chlorure de sodium nécessaire :

$$m'_{\text{NaCl}} = n'_{\text{NaCl}} \times M_{\text{NaCl}}$$

$$\text{La masse est } m' = m \times \frac{V'}{V} = 1,0 \times \frac{50}{0,6} = 83 \text{ g.}$$

Masse de vitamine C nécessaire :

$$m'_{\text{vitamine C}} = c_{\text{vitamine C}} \times V' \times M_{\text{vitamine C}}$$

$$m'_{\text{vitamine C}} = m_{\text{vitamine C}} \times \frac{V'}{V} = 9,1 \cdot 10^{-2} \times \frac{50}{0,6} = 7,6 \text{ g}$$

Masse de fructose nécessaire :

$$m'_{\text{fructose}} = c'_{\text{fructose}} \times V' \times M_{\text{fructose}}$$

$$m'_{\text{fructose}} = 5,3 \cdot 10^{-2} \times 50 \times 180 = 4,8 \cdot 10^2 \text{ g}$$

Quantité de matière de fructose nécessaire :

$$n' = \frac{m'}{M}$$

$$n' = \frac{4,8 \cdot 10^2}{180} = 2,7 \text{ mol}$$

Volume  $V'$  de sirop de glucose nécessaire :

$$V' = \frac{n'}{c_{\text{sirop}}}$$

$$V' = \frac{2,7}{1,0} = 2,7 \text{ L}$$

## ●●● Ouverture de chapitre (p. 177)

### Objectif

Le but de cette page est de rappeler aux élèves qu'une combustion nécessite deux réactifs : un combustible (dont plusieurs exemples sont fournis dans le texte) et un comburant (en lien avec la classe de 4<sup>e</sup>).

*Correspondance avec le programme :*

Décrire un système chimique et son évolution.

### ■ Réponses aux QUESTIONS

► Toutes ces torches sont le siège de réactions chimiques de combustion, pour lesquelles le comburant est toujours le même : le dioxygène de l'air.

## Activités

### 1 Le réchaud de camping à gaz (p. 178)

#### Objectif

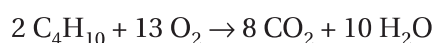
Aborder les notions de réactions chimiques, réactifs, produits et système chimique. Faire équilibrer aux élèves des réactions chimiques de combustion simples. Rappeler les tests caractéristiques de l'eau et du dioxyde de carbone (vu au collège).

*Correspondance avec le programme :*

- Décrire un système chimique et son évolution.
- Écrire l'équation de la réaction chimique avec les nombres stœchiométriques corrects.

### ■ Réponses aux QUESTIONS

**1.** Les réactifs sont le butane et le dioxygène de l'air. Les produits formés sont l'eau et le dioxyde de carbone.



**2.** L'eau peut être mise en évidence grâce à du sulfate de cuivre anhydre (blanc/gris) : en présence d'eau, il s'hydrate et devient bleu. Le dioxyde de

carbone peut être mis en évidence par le test à l'eau de chaux qui se trouble quand on y fait barboter du dioxyde de carbone.

**3.** Combustion de l'essence dans un moteur (combustible : essence/comburant : dioxygène de l'air), du bois dans une cheminée (bois/dioxygène de l'air), d'une bougie (paraffine/dioxygène de l'air)...

4. La combustion du carbone dans le dioxygène de l'air ne produit pas d'eau puisque le combustible ne contient pas d'atomes d'hydrogène.  
Combustion complète :  $C + O_2 \rightarrow CO_2$

Combustion incomplète :  $2 C + O_2 \rightarrow 2 CO$   
Ces deux réactions chimiques et leurs équations chimiques ont été vues en classe de 4<sup>e</sup>.

### ■ COMMENTAIRES PÉDAGOGIQUES

Ce travail permet de faire la transition entre ce qui doit être acquis en Seconde et ce qui a été vu au collège, afin que les élèves ne se sentent pas perdus. Les élèves ne sauront pas forcément équilibrer seuls une équation chimique : au collège, ils doivent seulement pouvoir vérifier qu'une équation chimique est équilibrée.



## Investigation

### La situation

La quantité de dioxyde de carbone produite lors de la combustion étant proportionnelle à la masse d'essence brûlée, les élèves vont dans un premier temps devoir estimer la masse d'essence que représente deux pleins. Ils pourront alors en déduire le volume de dioxyde de carbone produit.

### La démarche

Les élèves trouveront facilement le volume des réservoirs de certaines voitures sur Internet : il varie entre 40 et 70 litres pour les modèles courants. Nous prendrons un réservoir de 50 L pour les calculs.

Les élèves devront ensuite chercher (par exemple toujours *via* Internet) la masse volumique de l'essence qui varie également (sans plomb ou non, 98 ou 95, diesel...). Nous prendrons 0,75 kg/L (elle est de  $750 \pm 20$  kg/m<sup>3</sup> pour le sans-plomb selon la norme AFNOR « NF EN 228 », traduction de la norme européenne EN 228).

### Réponse

Ainsi, deux pleins correspondent à un volume d'essence de 100 L, soit à une masse d'essence de 75 kg, dont la combustion libère approximativement 134 m<sup>3</sup> de dioxyde de carbone :

$$\frac{75\,000 \times 25}{14} = 133\,928 \text{ L.}$$

## 2 L'énergie du sportif (p. 179)

### Objectif

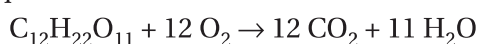
Relier les combustions rapides avec flamme aux combustions lentes ayant lieu dans l'organisme (en affirmant leur utilité pour le corps). Montrer que l'effet thermique d'une combustion dans le dioxygène dépend du combustible utilisé.

*Correspondance avec le programme :*

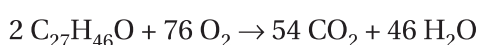
- Décrire un système chimique et son évolution.
- Écrire l'équation de la réaction chimique avec les nombres stœchiométriques corrects.

### ■ Réponses aux QUESTIONS

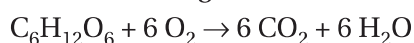
1. L'équation de la combustion du saccharose est :



Pour la combustion du cholestérol :



Pour la combustion du glucose :



2. Au sein d'un organe, par exemple un muscle, l'effet thermique est effectivement présent et le maintient à 37 °C même s'il fait froid. Pendant l'effort, le muscle s'échauffe à une température même supérieure. Cependant, l'effet thermique n'est pas le seul résultat puisqu'un travail musculaire provient également de la transformation du glucose par les cellules. Dans la cellule, la combustion est lente et se déroule donc sans flamme, ce qui n'est pas le cas au laboratoire.



## ■ COMMENTAIRES PÉDAGOGIQUES

On introduit dans cette activité une équation chimique moins facile à équilibrer pour la combustion du cholestérol. En équilibrant les carbones puis les hydrogènes, les élèves vont remarquer qu'il faut un nombre non entier de dioxygène afin d'équilibrer l'équation : ils vont devoir mettre dans l'équation le double de réactifs et de produits.

## ■ COMMENTAIRES SCIENTIFIQUES

Les valeurs proposées pour les énergies récupérées par le corps lors de la combustion des glucides et des lipides sont des valeurs moyennes : elles varient légèrement selon le type de glucide ou de lipide brûlé.



## Investigation

### La situation

Il s'agit de brûler un corps gras (huile) et de mesurer l'effet thermique produit par cette combustion afin de le comparer à celui produit par la combustion du saccharose.

### La démarche

Le document explique que la réaction chimique de combustion est comparable par son bilan à la réaction chimique qui a lieu dans les cellules du corps. Les effets thermiques de ces réactions peuvent donc être comparés en brûlant la même

quantité de sucre et d'huile dans les mêmes conditions. La température finale de l'eau chauffée par le corps donnant le plus grand effet thermique sera la plus élevée.

### Vérification expérimentale

Faire chauffer deux récipients contenant la même quantité d'eau initialement à température ambiante, l'un en faisant brûler 1 g de sucre, et l'autre en faisant brûler 1 g d'huile. L'expérience permet de vérifier que l'effet thermique produit par la combustion de l'huile est plus important.

## 3 Énergie et alimentation

(p. 180)

### Objectif

Cette activité permet de comprendre les étiquettes des emballages alimentaires avec une analyse physico-chimique. Une relation avec les cours de SVT, et avec la diététique est immédiate. L'intérêt d'un tel travail doit cependant rester centré sur la chimie.

*Correspondance avec le programme :*

Interpréter les informations provenant d'étiquettes et de divers documents.

## ■ Réponses aux QUESTIONS

1. Pour les abricots frais,

$$m_{\text{nutriments}} = 11,2 + 0,8 + 0,2 = 12,2 \text{ g.}$$

Pour les abricots secs,

$$m_{\text{nutriments}} = 63,4 + 4,6 + 0,4 = 68,4 \text{ g.}$$

Le calcul est fait pour 100 g d'aliments. Sécher les abricots revient à leur ôter de l'eau : les nutriments sont, pour cette raison, plus concentrés dans l'abricot sec. 100 g d'abricots secs en contiennent donc plus que 100 g d'abricots frais.

2. La pastèque contient peu de nutriments : 5,9 g pour 100 g de fruit. Elle est donc peu énergétique. En revanche, les amandes sont très riches en nutriments : 91 g pour 100 g de fruits. La combus-

tion de ces nutriments va donc apporter beaucoup d'énergie au corps, faisant de l'amande un aliment très énergétique (15 fois plus que la pastèque !), d'autant plus qu'elle est riche en lipides qui sont les nutriments qui apportent le plus d'énergie au corps.

3. Le pourcentage de glucides dans le lait entier est de 5 % (5 g de glucides pour 100 g de lait). Pour les lipides, il est de 3,5 %. Ces glucides peuvent transférer au corps une énergie de 90 kJ ( $5,3 \times 17$ ) sur les 272 kJ apportés par 100 g de lait. Cela représente 33 % des apports énergétiques du lait entier  $\left(\frac{90 \times 100}{272}\right)$ .

Les lipides peuvent transférer  $1,3 \cdot 10^2$  kJ au corps, ce qui représente 48 % de l'apport énergétique du lait entier.

Le lait écrémé contient beaucoup moins de lipides que le lait entier (86 % de moins) alors que la quan-

tité de minéraux est quasiment identique : c'est intéressant si l'on veut réduire l'apport lipidique dans l'alimentation.

### ■ COMMENTAIRES PÉDAGOGIQUES

Il peut être intéressant de faire remarquer qu'un abricot sec ou un abricot frais apportent les mêmes nutriments et ont le même pouvoir énergétique.

La relation avec l'alimentation est une discussion pertinente dans cette question : se gaver de fruits secs est une erreur diététique grave. En revanche, pour des randonneurs en montagne pour lesquels la charge du paquetage est un paramètre important, ces aliments sont intéressants (si l'eau n'a pas à être emportée également).

### ■ COMMENTAIRES SCIENTIFIQUES

Les minéraux peuvent ou non être comptabilisés parmi les nutriments. Cela change peu les valeurs numériques obtenues à cette question.



## Investigation

### La situation

Il faut comparer la quantité de matière de dioxygène nécessaire pour brûler une mole de saccharose et une mole d'acide dodécanoïque et mettre cette information en relation avec les effets thermiques lors de la combustion de ces produits.

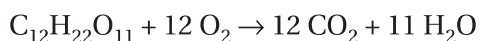
### La démarche

Les équations chimiques équilibrées apportent la première information.

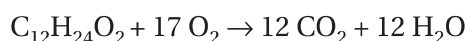
Sachant que le corps humain consomme plus de dioxygène lorsqu'il a besoin de plus d'énergie (augmentation de la vitesse respiratoire lors d'un effort), on peut penser qu'il faut plus de dioxygène pour brûler un gramme de lipides qu'un gramme de glucides puisque les lipides sont plus énergétiques.

### Réponse

L'équation de la combustion du saccharose est :



L'équation de la combustion de l'acide dodécanoïque est :



Il faut donc 12 moles de dioxygène pour brûler une mole de saccharose et 17 moles de dioxygène pour brûler une mole d'acide dodécanoïque (1,4 fois plus).

Cette comparaison ne peut être faite que parce que les deux équations chimiques ont été écrites avec le même coefficient stœchiométrique de 1 pour le combustible.

La combustion d'un lipide apporte plus d'énergie que celle d'un glucide. Dans le cas de ces deux molécules, la combustion est plus énergétique quand la stœchiométrie du dioxygène est plus élevée. Ce résultat est généralisable aux lipides et aux glucides.

Cette comparaison ne peut être faite que parce que ces molécules possèdent les mêmes types d'atomes (carbone, oxygène et hydrogène) et on ne peut comparer que celles qui possèdent le même nombre d'atomes de carbone.

Ce n'est pas généralisable à l'ensemble des combustibles : on ne peut comparer que des molécules qui possèdent les mêmes atomes avec le même type de liaison (simples ou multiples).



## Effet de l'effet thermique d'une combustion

(p. 181)

### Objectif

Les élèves doivent proposer une expérience afin de mesurer l'effet thermique d'une combustion. Cette activité permet aux élèves de réaliser une combustion au laboratoire tout en réfléchissant à l'erreur expérimentale lors d'une mesure.

*Correspondance avec le programme :*

Pratiquer une démarche expérimentale pour mettre en évidence l'effet thermique d'une transformation chimique.

### ■ Réponses aux QUESTIONS

#### La situation

Il s'agit de brûler un corps solide et de mesurer l'effet thermique produit par cette combustion.

#### La démarche

En utilisant l'effet thermique produit pour chauffer un autre corps (l'eau), on pourra mesurer une élévation de température. Plus l'élévation de température sera importante, plus il y aura de pertes thermiques par échange thermique avec l'air ambiant. D'un autre côté, si l'élévation de température est trop petite, il y aura une grosse incertitude de mesure. Il faut donc faire plusieurs essais pour obtenir une différence de température de 4 à 10 °C maximum.

#### L'expérience

Faire chauffer le récipient contenant un volume connu d'eau fraîche prise au robinet en faisant

brûler la cacahuète préalablement pesée et après avoir noté la température initiale de l'eau. Noter la température finale lorsque la combustion s'arrête et peser la masse de cacahuète restante.

Voici un exemple de résultats que l'on peut obtenir lors de la combustion d'un cotylédon de cacahuète tenu avec une pince en bois, et chauffant une canette de boisson en fer (maintenue par un aimant) remplie de 50 mL d'eau :

$$m_{\text{canette}} = 29,5 \text{ g} ;$$

$$m_{\text{eau}} = 50,0 \text{ g} ;$$

$$m_{\text{cacahuète initiale}} = 0,35 \text{ g} ;$$

$$m_{\text{finale}} = 0,31 \text{ g} ;$$

$$T_i = 18,4 \text{ °C} ;$$

$$T_f = 24,1 \text{ °C} ;$$

$$T_{\text{ambiante}} = 20,3 \text{ °C}.$$

On montre que la combustion de 0,04 g de cacahuète élève la température de 50 g d'eau de 5,7 °C.

### ■ COMMENTAIRES PÉDAGOGIQUES

Il faut insister pour que les élèves limitent les pertes de chaleur. Ils doivent réfléchir au protocole afin de récupérer un maximum de chaleur : ils doivent choisir une pince peu conductrice (en bois par exemple), approcher au maximum la cacahuète enflammée du récipient à chauffer, se dépêcher de la placer sous le récipient dès qu'elle brûle... En revanche, ils ne doivent pas allumer la cacahuète sous le récipient, car la chaleur dégagée par la combustion du bois des allumettes utilisées est alors prise en compte pour la mesure.

### ■ COMMENTAIRES SCIENTIFIQUES

Du point de vue énergétique, il y a réchauffement de l'air ambiant, et on ne tient pas compte de l'élévation de sa température.

Pour limiter les erreurs, il vaut donc mieux que la température initiale et la température finale encadrent la température ambiante : la chaleur perdue par le système dans l'air ambiant quand sa température sera supérieure à la température ambiante sera en partie compensée par la chaleur qu'il recevra de l'extérieur avant de l'atteindre.

$$c_{\text{fer}} = 0,44 \text{ kJ/g/K}$$

$$c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ kJ/g/K}$$

$$\begin{aligned} Q_{\text{reçue par eau + boîte}} &= m_{\text{eau}} \times c_{\text{eau}} \times (T_f - T_i) + m_{\text{fer}} \times c_{\text{fer}} \times (T_f - T_i) \\ &= 0,44 \times 29,5 \times 5,7 + 4,18 \times 50 \times 5,7 \\ &= 1\,265,3 \text{ J} \end{aligned}$$

$$Q_{\text{massique produite comb cacahuète}} = \frac{Q_{\text{reçue par eau + boîte}}}{m_i - Cm_f} = 31,6 \text{ kJ/g}$$

La chaleur de combustion théorique dégagée par 1 g de lipide sera prise à 37 kJ/g et on brûle essentiellement des lipides dans une cacahuète : 85 % de l'énergie est récupérée !

Les résultats ne sont malheureusement pas reproductibles avec précision avec ce protocole.

Les meilleurs résultats obtenus l'ont été en utilisant une canette de boisson comme récipient : l'ouverture faible permet le passage de la sonde du thermomètre et le transfert de chaleur à l'air ambiant est ralenti, car le récipient est fermé. Les résultats sont moins bons avec une boîte de conserve et pires avec un récipient en verre (erlenmeyer).

Il vaut par ailleurs mieux brûler un seul cotylédon de la cacahuète, car une cacahuète entière a tendance à s'ouvrir en brûlant et un morceau risque de tomber de la pince.

### Prolongement

**3a.** Que la cacahuète soit salée ou non ne va pas modifier les résultats de façon significative. Le sel est en effet présent à une masse bien inférieure à celle de la cacahuète. Il ne brûlera pas. Sa fusion est possible à une valeur théorique de 801 °C, mais l'énergie absorbée lors de ce changement d'état est faible par rapport à l'énergie libérée par la combustion de la cacahuète, car le sel est présent en faible quantité. La précision des mesures effectuées ici n'est pas suffisante pour pouvoir observer

une différence entre la combustion de cacahuètes salées ou non.

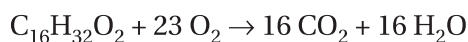
**b.** Le dioxyde de carbone peut être mis en évidence par le test à l'eau de chaux qu'il trouble et l'eau par du sulfate de cuivre anhydre qui bleuit en sa présence.

**c.** Non, cela dépend du combustible utilisé. Si ce combustible ne contient que des atomes de carbone, d'hydrogène et de dioxygène, l'eau et le dioxyde de carbone seront les seuls produits formés.

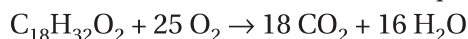
## Exercices

### 3 La combustion des lipides

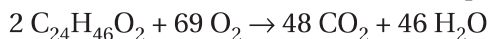
**a.** L'équation de la combustion de l'acide palmitique est :



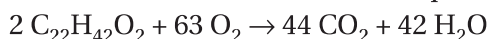
**b.** Pour la combustion de l'acide linoléique :



**c.** Pour la combustion de l'acide nervonique :



**d.** Pour la combustion de l'acide érucique :



### 4 La combustion des métaux

*Exercice corrigé dans le manuel, page 315.*

### 5 Le dichlore : un autre comburant

*Exercice corrigé dans le manuel, page 315.*

### 6 Biogas and car

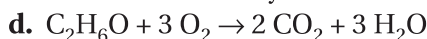
**a.** La réaction chimique dont il est question est une réaction chimique de combustion. Le système chimique est composé d'éthanol, d'air, dont du dioxygène, du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau.

**b.** Les réactifs sont l'éthanol et le dioxygène de l'air. Les produits sont le dioxyde de carbone et l'eau.

**c.** L'eau peut être mise en évidence grâce à du sulfate de cuivre anhydre (blanc/gris) : en présence d'eau, il s'hydrate et devient bleu. Le dioxyde de carbone peut être mis en évidence par



le test à l'eau de chaux qui se trouble quand on y fait barboter du dioxyde de carbone.



e. Pour brûler 7,7 kg de bioéthanol, il faut 16,1 kg de dioxygène. La masse des produits formés est égale à la masse des réactifs et vaut donc :

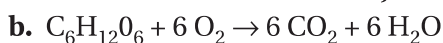
$$7,7 + 16,1 = 23,8 \text{ kg.}$$

f. La combustion de 7,7 kg de bioéthanol nécessite 16,1 kg de dioxygène, donc celle de 1 kg de bioéthanol nécessite :

$$\frac{16,1}{7,7} = 2,1 \text{ kg de dioxygène.}$$

## 7 Ça n'use pas que les souliers

a. Il va mettre 2 heures pour arriver, et aura consommé  $1\,005 \times 2 = 2\,010$  kJ.



Le sucre des bonbons va être dégradé en glucides avant sa combustion lente dans les cellules. S'il les mange, il peut donc en obtenir :

$40 \times 17 = 680$  kJ, ce qui ne couvre pas ses besoins énergétiques pour arriver chez son ami.

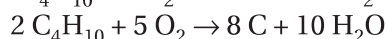
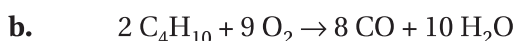
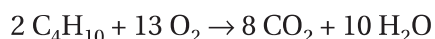
c. Il lui manque  $2\,010 - 680 = 1\,330$  kJ.

30 % de ces 1 330 kJ, soit 399 kJ, vont provenir de la combustion de sa réserve de lipides (graisses). Comme 1 g de lipide fournit 37 kJ par combustion,

il va consommer 10,8 g de graisse  $\left(\frac{399}{37}\right)$ .

## 8 Combustion du butane

a. L'équation de la combustion complète du butane est :



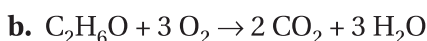
c. Cette combustion est incomplète, car on forme plusieurs produits contenant des atomes de carbone lors de cette combustion.

d. Le campeur va voir de la suie se déposer sur la casserole et des fumées noires s'élever : il saura ainsi que la combustion est incomplète.

e. Pour que la combustion soit complète et ne dégage pas de fumées toxiques, il faut qu'il y ait suffisamment de dioxygène disponible au niveau du brûleur. Le campeur peut donc régler la virole pour laisser entrer plus d'air au niveau du brûleur s'il y en a une. Il doit également éviter que la casserole coupe l'arrivée d'air (par exemple si elle est vraiment trop grande par rapport au réchaud).

## 9 Après l'effort, le réconfort

a. L'alcool est consommé par l'organisme : c'est également un aliment énergétique. Il est dégradé, puis les produits de cette dégradation subissent une combustion lente dans les cellules.



c. Il faut commencer par calculer la masse d'alcool absorbée avec deux bières, soit 66 cL :

$$m = C_m \times V$$

$$m = 20 \times 0,66 = 13,2 \text{ g.}$$

1 g d'alcool produisant un effet thermique de 30 kJ,  $30 \times 13,2 = 396$  kJ sont produits ici.

d.  $\frac{396}{16,5} = 24$  g.

Il faudrait brûler 24 g de sucre pour produire le même effet thermique.

e.  $\frac{24}{5} = 4,8$ . Cela représente un peu moins de cinq morceaux de sucre.

## 11 Mesure de l'effet thermique d'une combustion

a. A : cuve remplie d'eau

C : entonnoir canalisant la chaleur transmise par la combustion les **corps inflammables**

s : serpent

t : manchon en cuivre fin contenant le **thermomètre**

s' : sortie pour les produits gazeux de la combustion

b. Le serpent ne doit pas toucher les parois de la cuve afin de ne pas les chauffer, ce qui engendrerait un échange de chaleur avec l'extérieur. Le serpent ne doit être en contact qu'avec l'eau de la cuve. Tout l'effet thermique produit par la combustion sert ainsi à augmenter la température de l'eau.

c. Quand on chauffe une boîte contenant de l'eau avec une bougie, les parois de la boîte s'échauffent fortement. Elles vont transmettre une partie de la chaleur à l'eau, et une partie à l'air ambiant qui entoure la boîte et qui s'échauffe donc également : cette augmentation de température n'est pas mesurée au cours de l'expérience, ce qui induit une erreur de mesure importante.

d. La masse de combustible doit être connue, car l'effet thermique produit par la combustion est proportionnel à la masse de combustible brûlé.



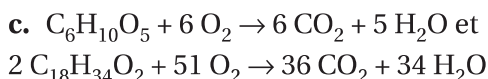
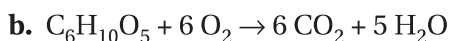
e. La masse de l'eau doit également être connue, car l'élévation de température de l'eau, pour un même effet thermique, est proportionnelle à sa masse. Si on double la masse d'eau, l'élévation de sa température sera deux fois moins grande pour la même masse de bougie brûlée (donc pour le même effet thermique produit).

f. Étymologiquement, le mot calorimètre est formé de *calo* qui veut dire chaleur en latin et de *mètre* qui signifie mesure. Le calorimètre est bien un appareil qui sert à « mesurer la chaleur » ou l'effet thermique produit par une réaction chimique.

g. On peut penser aux satellites, aux sondes spatiales, observatoires spatiaux...

## 12 Pour garder la ligne

a. C'est la réaction chimique de combustion qui modélise la digestion par le corps des aliments et qui est responsable de l'effet thermique.



d. Pour la purée, l'eau n'apporte pas d'énergie au corps. Seul l'amidon joue le rôle d'aliment énergétique.

On a donc :  $315 = 17 \times m_{\text{amidon}}$

soit  $m_{\text{amidon}} = 18,5 \text{ g}$  (et donc  $81,5 \text{ g}$  d'eau).

e. Dans les chips, l'amidon et l'huile sont des aliments énergétiques. On sait que :

$$m_{\text{amidon, chips}} = m_{\text{huile, chips}} = m$$

et que :

$$2\,380 = 17 \times m_{\text{amidon, chips}} + 37 \times m_{\text{huile, chips}}$$

$$\text{soit } 2\,380 = (17 + 37) \times m$$

d'où  $m = 44,1 \text{ g}$ .

100 g de chips contiennent  $44,1 \text{ g}$  d'amidon,  $44,1 \text{ g}$  d'huile (et donc  $11,8 \text{ g}$  d'eau).

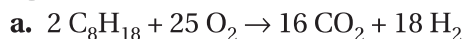
f. Si Julie veut « juste » compenser son effort, elle ne peut manger que :

$$1\,200 \times \frac{100}{2\,380} = 50,4 \text{ g de chips.}$$

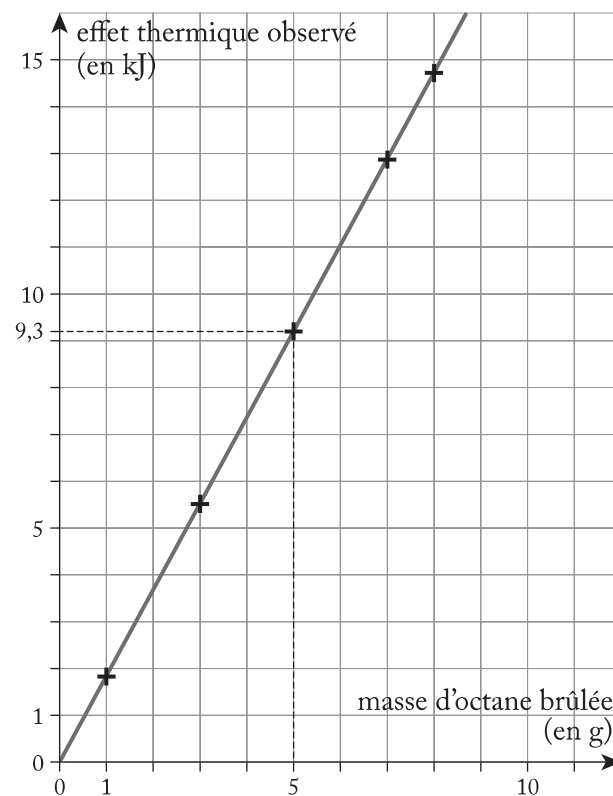
## RÉINVESTISSEMENT

### Démarche d'investigation

## 13 Combustion de l'essence



b. Les résultats proposés sont expérimentaux : il faut tracer la droite qui passe au mieux par tous les points.



c. On lit sur le graphique  $9,3 \text{ kJ}$ .

d. Il y a proportionnalité entre la masse d'octane brûlé et l'effet thermique observé. Cela est valable pour tous les combustibles, mais le coefficient de proportionnalité dépend du combustible utilisé.

e. Il faut faire chauffer un récipient contenant un volume connu d'eau fraîche prise au robinet en faisant brûler de l'octane préalablement pesé dans une coupelle, et après avoir noté la température initiale de l'eau. Il faut noter la température finale lorsque la combustion s'arrête.