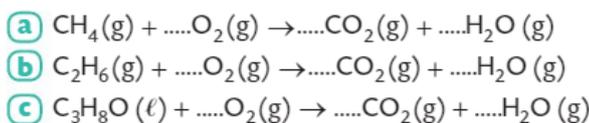


REACTIONS DE COMBUSTION

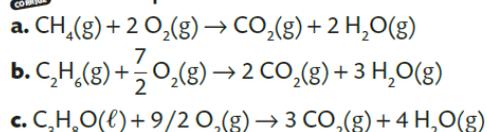
3 Écrire l'équation d'une réaction de combustion

Mobiliser ses connaissances.

- Recopier et ajuster les équations des réactions de combustion suivantes :



3 Écrire l'équation d'une réaction de combustion



5 Calculer une énergie libérée

Effectuer des calculs.

Pour réchauffer des aliments, il est possible d'utiliser un réchaud muni d'une bouteille de gaz de butane C_4H_{10} . Une bouteille contient une masse $m = 227 \text{ g}$ de butane.

- Déterminer l'énergie libérée lors de la combustion de la totalité du butane contenu dans la bouteille. On donne $PC(\text{butane}) = 46,4 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}$.

5 Calculer une énergie libérée

$$Q = -m \times PC(\text{butane}) = -0,227 \times 46,4 \approx -10,5 \text{ MJ}$$

6 Déterminer une masse à brûler

Effectuer des calculs.

Pour se chauffer, un habitant utilise un poêle à bois qui doit transférer $Q = -50 \text{ MJ}$.

- Estimer la masse de bois nécessaire. On donne $PC = 1,5 \times 10^4 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$.

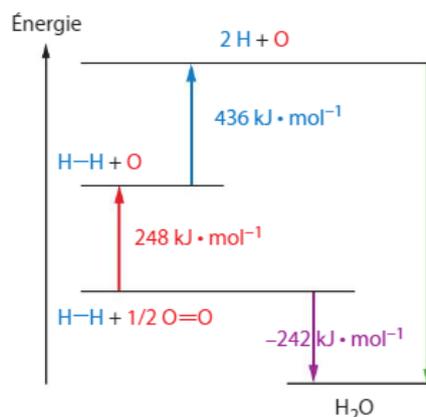
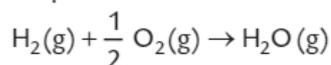
6 Déterminer une masse à brûler

$$Q = -m \times PC \Leftrightarrow m = -\frac{Q}{PC} = -\frac{-50 \times 10^3 \text{ J}}{1,5 \times 10^4 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1}} = 3,3 \text{ kg}$$

7 Déterminer une énergie de liaison

Utiliser un modèle pour prévoir.

Le dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$ est un combustible des piles à hydrogène. Il brûle au contact du dioxygène $\text{O}_2(\text{g})$ selon la réaction de l'équation :



- Citer un autre combustible utilisé dans les transports.
- À l'aide du diagramme, estimer la valeur de l'énergie de la liaison O—H dans l'eau. Utiliser le réflexe 2

7 Estimer une énergie de combustion

- Essence, gazole
- $-2 \times E_\ell(\text{O-H}) = -242 - 248 - 436 = -926$ soit $E_\ell(\text{O-H}) = \frac{926}{2} = 463 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

9 Choisir un combustible (1)

Effectuer des calculs ; exploiter des résultats.

- Écrire les équations de réaction de combustion complète du méthane $\text{CH}_4(\text{g})$ et du butane $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$.
- Évaluer la masse de dioxyde de carbone CO_2 produite par chacune des réactions de combustion lorsqu'elles libèrent une énergie $Q = -200 \text{ kJ}$.
- En déduire, pour une même énergie libérée, le combustible qui génère le moins de CO_2 . Utiliser le réflexe 3

Données

- $M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- $E_{\text{comb}}(\text{CH}_4) = -800 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- $E_{\text{comb}}(\text{C}_4\text{H}_{10}) = -2900 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

9 Choisir un combustible (1)

- $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
et $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + \frac{13}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2(\text{g}) + 5 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

2.

méthane	butane
$Q = n_{\text{combustible}} \times E_{\text{comb}}$ soit $n_{\text{combustible}} = \frac{Q}{E_{\text{comb}}}$	
$n_{\text{méthane}} = \frac{-200 \text{ kJ}}{-800 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,250 \text{ mol}$	$n_{\text{butane}} = \frac{-200 \text{ kJ}}{-2900 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,0690 \text{ mol}$

$\bullet \frac{(n_{\text{CH}_4})_{\text{réagi}}}{1} = \frac{(n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}}}{1}$ <p>soit $(n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} = 0,250 \text{ mol}$</p> $\bullet m(\text{CO}_2) = (n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} \times M_{\text{CO}_2}$ $= 0,250 \text{ mol} \times 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $= 11,0 \text{ g}$	$\bullet \frac{(n_{\text{C}_4\text{H}_{10}})_{\text{réagi}}}{1} = \frac{(n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}}}{4}$ <p>soit $(n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} = 0,276 \text{ mol}$</p> $\bullet m(\text{CO}_2) = (n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} \times M_{\text{CO}_2}$ $= 0,276 \text{ mol} \times 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $= 12,1 \text{ g}$
---	---

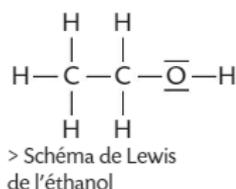
3. Le méthane génère moins de $\text{CO}_2(\text{g})$ que le butane.

12 Connaître les critères de réussite

Composition du carburant E15

Utiliser un modèle pour prévoir.

Le carburant E15, mélange d'essence et d'agroéthanol, limite la consommation en énergie fossile.



1. Écrire l'équation de la réaction de combustion complète de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\ell)$.

2. Estimer l'énergie molaire de combustion de l'éthanol et en déduire le pouvoir calorifique de l'éthanol.

3. Sachant que le pouvoir calorifique du carburant E15 est de $46 \times 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$, calculer le pourcentage massique en éthanol dans le carburant.

Données

Liaisons	C—H	C—C	C—O	O=O	C=O	O—H
Énergie de liaison ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)	413	348	360	496	796	463

- $PC(\text{essence}) = 48 \times 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$.
- $M(\text{éthanol}) = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

12 Connaître les critères de réussite

Composition du carburant E15

1. $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\ell) + 3 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ CO}_2(\text{g}) + 3 \text{ H}_2\text{O}(\text{g})$

2. $E_{\text{comb}} = E_{\ell}(\text{C}-\text{C}) + E_{\ell}(\text{C}-\text{O}) + 5 \times E_{\ell}(\text{C}-\text{H}) + E_{\ell}(\text{O}-\text{H}) + 3 \times E_{\ell}(\text{O}=\text{O}) - 4 \times E_{\ell}(\text{C}=\text{O}) - 6 \times E_{\ell}(\text{O}-\text{H})$

$E_{\text{comb}} = E_{\ell}(\text{C}-\text{C}) + E_{\ell}(\text{C}-\text{O}) + 5 \times E_{\ell}(\text{C}-\text{H}) + 3 \times E_{\ell}(\text{O}=\text{O}) - 4 \times E_{\ell}(\text{C}=\text{O}) - 5 \times E_{\ell}(\text{O}-\text{H})$

A.N. : $E_{\text{comb}} = 348 + 360 + 5 \times 413 + 3 \times 496 - 4 \times 796 - 5 \times 463 = -1238 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$Q = n \times E_{\text{comb}} = -m \times PC$ soit $PC = -\frac{n \times E_{\text{comb}}}{m} = -\frac{E_{\text{comb}}}{M}$;

$PC(\text{éthanol}) = -\frac{-1238 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}{46 \times 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}} \approx 27 \cdot 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$

3. Soit P le pourcentage massique en éthanol dans E15 : $46 = 27 \times P + 48 \times (1-P)$ soit $P \approx 0,095 = 9,5 \%$

15 Exercice à caractère expérimental

Valeur énergétique d'une amande

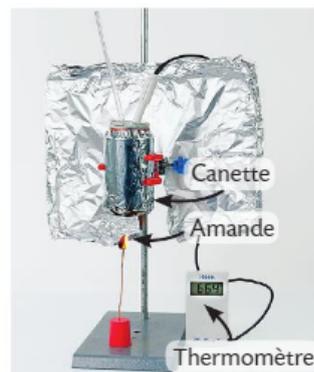
Estimer une incertitude de mesure ; faire des propositions pour améliorer la démarche ; proposer une hypothèse.

Le bilan de la biodégradation des aliments est celui d'une réaction d'oxydation complète.

La valeur énergétique V_{En} d'un aliment est définie comme l'énergie libérée par la combustion d'un gramme de cet aliment.

A Combustion d'une amande sèche

- Peser exactement la masse m_0 d'une amande.
- Remplir d'eau à moitié la canette de soda en déterminant la masse d'eau, m_{eau} introduite.
- Réaliser le montage ci-contre.
- Enflammer le fruit et mesurer la température au cours du temps.



- L'expérience est réalisée 6 fois. On indique ci-dessous les masses m_0 des amandes et m_{eau} de l'eau, les températures initiale θ_i et finale θ_f de l'eau.

$m_0(\text{g})$	1,15	1,20	1,13	1,17	1,14	1,18
$m_{\text{eau}}(\text{g})$	200	199	201	200	199	202
$\theta_i(^\circ\text{C})$	18,0	18,1	18,0	18,2	18,3	18,3
$\theta_f(^\circ\text{C})$	42,5	43,9	42,5	44,0	42,4	43,6

1. Proposer une méthode permettant de déterminer la masse m_{eau} d'eau dans la canette.

2. Expliquer comment il est possible de déterminer la valeur énergétique de l'amande.

3. À l'aide d'un tableau ou d'une calculatrice, déterminer la valeur moyenne $\overline{V_{\text{En}}}$, l'écart-type σ_{n-1} puis l'incertitude-type $u(V_{\text{En}})$ sur la valeur énergétique des amandes sèches puis écrire le résultat sous la forme : $V_{\text{En}} = \overline{V_{\text{En}}} \pm u(V_{\text{En}})$ (Fiche 2, p. 361).

4. La valeur énergétique de 100 g d'amandes est de 2 576 kJ. Expliquer la différence obtenue et proposer des améliorations au protocole.

Données

- $c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$.
- L'énergie Q (en J) reçue par un système de masse m (en g) dont la température varie de θ_i (en $^\circ\text{C}$) à θ_f (en $^\circ\text{C}$) sans changer d'état est : $Q = m \times c \times (\theta_f - \theta_i)$.
- Incertitude-type sur une grandeur X pour $n = 6$ mesures :

$$u(X) = \frac{\sigma_{n-1}}{\sqrt{6}}$$

15 Exercice à caractère expérimental**Valeur énergétique d'une amande**

1. Peser sur une balance préalablement tarée la canette vide. Noter la valeur. Peser la canette remplie à moitié. Noter la valeur. Soustraire la 1^{ère} valeur afin d'obtenir m_{eau} .

2. Comme V_{En} est l'énergie libérée par la combustion de 1 g

d'amande : $V_{\text{En}} = \frac{Q}{m_0}$. Ainsi, en déterminant l'énergie Q reçue par

l'eau, il est possible d'obtenir V_{En} si on néglige les pertes thermiques.

3.

m_0 (en g)	1,15	1,20	1,13	1,17	1,14	1,18
m_{eau} (en g)	200	199	201	200	199	202
θ_i (en °C)	18,0	18,1	18,0	18,2	18,3	18,3
θ_f (en °C)	42,5	43,9	42,5	44,0	42,4	43,6
$Q = m_{\text{eau}} \times c \times (\theta_f - \theta_i)$ (en J)	20,5	21,5	20,6	21,6	20,0	21,4
$V_{\text{En}} = \frac{Q}{m_0}$ (en $\text{kJ} \cdot \text{g}^{-1}$)	17,8	17,9	18,2	18,4	17,6	18,1

$\bar{V}_{\text{En}} \approx 18,0 \text{ kJ} \cdot \text{g}^{-1}$; $\sigma_n^{-1} \approx 0,305 \text{ kJ} \cdot \text{g}^{-1}$; $u(V_{\text{En}}) = 0,279 \approx 0,3 \text{ kJ} \cdot \text{g}^{-1}$
(toujours arrondi par excès) ;

$V_{\text{En}} = 18,0 \pm 0,3 \text{ kJ} \cdot \text{g}^{-1}$

4. Expérimentalement, on mesure que la valeur énergétique de 100 g d'amandes est d'environ 1800 kJ. On observe une différence car la combustion de l'amande dans l'expérience ne sert pas exclusivement à chauffer l'eau de la canette. Il faudrait calorifuger le dispositif afin d'éviter d'échauffer, le plus possible, l'air ambiant. Faire l'expérience dans un calorimètre et rapprocher la flamme du fond de la canette seraient des améliorations du protocole précédent.