

Activité expérimentale 1

Le pouvoir calorifique d'un combustible

Notion

Combustion complète

Une lampe Berger® est un dispositif permettant de parfumer l'air ambiant par chauffage d'une céramique en utilisant un combustible judicieusement choisi.

► **Objectif de l'activité :** Comment estimer expérimentalement le pouvoir calorifique d'un combustible ?

A La lampe Berger®

Une lampe Berger® est constituée de trois éléments : le corps de la lampe ① contenant le combustible, le brûleur en céramique ②, matériau poreux alimenté en combustible grâce à une mèche de coton ③.

Son fonctionnement repose sur le chauffage rapide et intense d'une céramique.



B Deux combustibles

Deux combustibles peuvent être choisis pour chauffer la céramique de la lampe Berger® : l'éthanol (C_2H_6O) et le propan-2-ol (C_3H_8O).

Le pouvoir calorifique, noté PC, d'un combustible est l'énergie libérée lors de la combustion d'un kilogramme de ce combustible.

La combustion dans le dioxygène est complète lorsque les produits sont uniquement l'eau H_2O et le dioxyde de carbone CO_2 .

DISPOSITIF



COMPLÉMENT SCIENTIFIQUE

• Un objet de masse m dont la température varie de θ_i à θ_f sans changer d'état est le siège d'un transfert d'énergie Q :

$$Q = m \times c \times (\theta_f - \theta_i)$$

$\begin{matrix} \text{J} & & \text{g} & & \text{J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1} & & ^\circ\text{C} \end{matrix}$

c est la capacité thermique massique du matériau constituant l'objet. Cette grandeur correspond à l'énergie que l'on doit apporter à 1 g de ce matériau pour élever sa température de 1 °C.

• On fait l'hypothèse que l'énergie libérée par la combustion est intégralement transférée à la canette

Données

- $c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$; $c_{\text{Al}} = 0,90 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$.
- $M(O) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(C) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(H) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- $PC(C_3H_8O) = 3,0 \times 10^4 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$.

Analyse des documents

Utiliser un modèle RÉA

- 1 Écrire l'équation de la combustion complète de l'éthanol (doc. B).

Pratique expérimentale

Choisir les grandeurs à mesurer ANA

- 2 Identifier les grandeurs à mesurer pour évaluer l'énergie transférée lors de la combustion d'une masse m_0 d'éthanol gélifié nécessaire pour échauffer 150 mL d'eau de 20 °C environ.

Élaborer et mettre en œuvre un protocole ANA-RAIS RÉA

- 3 Élaborer et mettre en œuvre un protocole pour déterminer le pouvoir calorifique de l'éthanol gélifié.

Confronter les résultats VAL

- 4 a. Calculer le pouvoir calorifique de l'éthanol liquide sachant qu'il est 20 % supérieur à celui de l'éthanol gélifié.
b. Justifier le choix du propan-2-ol par le fabricant pour chauffer la céramique de la lampe (doc. A).

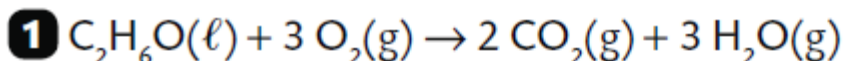
Identifier les sources d'erreurs VAL

- 5 Identifier les sources d'erreurs dans l'estimation du pouvoir calorifique de l'éthanol gélifié.

Un pas vers le cours

Présenter sous forme appropriée COM

- 6 Proposer un organigramme mettant en évidence les différentes étapes du protocole permettant d'estimer le pouvoir calorifique d'un combustible.



2 Grandeurs à mesurer :

- à l'aide d'une balance : m_{eau} (masse d'eau) ; m_0 (masse d'éthanol gélifié) ; $m_{\text{aluminium}}$ (masse d'une canette en aluminium)

- à l'aide d'un thermomètre : θ_i (température initiale de l'eau) et θ_f (température finale de l'eau).

3 • Calorifuger une canette à soda vide et sèche avec du papier d'aluminium.

- Peser à l'aide d'une balance cette canette. Noter la valeur $m_{\text{aluminium}}$.

- Peser à l'aide de la balance environ 150 g d'eau dans la canette. Noter m_{eau} cette valeur.

- Peser dans la lampe à alcool une masse m_0 d'éthanol gélifié. Agencer le dispositif comme décrit sur la photographie.

- Mesurer à l'aide d'un thermomètre θ_i .

- Réaliser la combustion complète et totale de cet éthanol.

- Mesurer à l'aide du thermomètre θ_f .

4 a. Hypothèse : on suppose que toute l'énergie Q libérée par la réaction de combustion sert à chauffer l'eau de la canette et la canette soit :

$$Q = m_0 \times PC(\text{éthanol gélifié}) = m_{\text{eau}} \times c_{\text{eau}} \times (\theta_f - \theta_i) + m_{\text{Al}} \times c_{\text{Al}} \times (\theta_f - \theta_i)$$

$$\text{Soit : } PC(\text{éthanol gélifié}) = \frac{(\theta_f - \theta_i) \times (m_{\text{eau}} \times c_{\text{eau}} + m_{\text{Al}} \times c_{\text{Al}})}{m_0}$$

De plus : $PC(\text{éthanol}) = 1,20 \times PC(\text{éthanol gélifié})$

b. On a $PC(\text{propan-2-ol}) > PC(\text{éthanol})$ donc il est préférable d'utiliser pour la lampe Berger le propan-2-ol.

5 Sources d'erreur : perte d'énergie sous forme de transfert thermique dans l'air ; combustion incomplète ; Al s'échauffe plus en bas de la canette qu'en haut ; mauvaise répartition de la chaleur ; erreur de mesure de masse etc.

6

Pesées d'une canette $m_{\text{aluminium}}$ de l'eau m et de l'éthanol gélifié m_0 .

Mesure de la température initiale θ_i de l'eau et la température finale θ_f .

Faire l'hypothèse que toute l'énergie Q libérée par la combustion sert à chauffer l'eau et la canette. Donner deux expressions de l'énergie Q libérée.

Expression à partir du pouvoir calorifique
 $Q = m_0 \times PC(\text{éthanol gélifié})$

Expression à partir de l'énergie nécessaire pour chauffer eau et canette

$$Q = (m_{\text{eau}} \times c_{\text{eau}} + m_{\text{Al}} \times c_{\text{Al}}) \times (\theta_f - \theta_i)$$

$$PC(\text{éthanol gélifié}) = \frac{(\theta_f - \theta_i) \times (m_{\text{eau}} \times c_{\text{eau}} + m_{\text{Al}} \times c_{\text{Al}})}{m_0}$$

COURS

1 La réaction de combustion

La réaction de **combustion** est une réaction d'oxydoréduction au cours de laquelle :

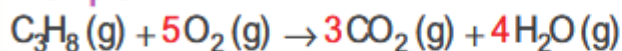
- un **combustible** s'oxyde ;
- un **comburant**, généralement le dioxygène $O_2(g)$, se **réduit**.

Pour activer une réaction, une **énergie** doit être apportée (dessin **A**).

La **combustion** d'un combustible ne contenant que les éléments carbone C, hydrogène H et éventuellement oxygène O, est dite **complète** si les produits de la réaction sont uniquement le dioxyde de carbone CO_2 et l'eau H_2O .

Une combustion peut être modélisée par une équation de réaction.

Exemple



Différents combustibles peuvent être utilisés pour le chauffage ou le transport. Parmi ceux-ci, on trouve :

- les **combustibles fossiles** (pétrole, charbon, méthane, etc.) non renouvelables à l'échelle humaine ;
- les **agrocombustibles** (éthanol, ester méthylique de colza, agrométhane, bois, etc.) produits à partir de la biomasse et renouvelables à l'échelle humaine.

2 La conversion de l'énergie

a. Énergie transférée lors d'une combustion

Lors de la combustion, le système chimique contenant le combustible libère de l'énergie Q (en joule, J). Les réactions de combustion sont des **transformations exothermiques**, donc $Q < 0$.

L'énergie transférée Q lors de la combustion dépend de la quantité de combustible. Elle peut se calculer à partir de l'énergie molaire de combustion E_{comb} ou du pouvoir calorifique PC .

Expression de Q

$$Q = n \times E_{\text{comb}}$$

$\text{J} \quad \quad \text{mol} \quad \quad \text{J} \cdot \text{mol}^{-1}$

- **Énergie molaire de combustion** E_{comb} : énergie transférée lors de la combustion d'une mole de combustible. C'est une grandeur négative, $E_{\text{comb}} < 0$;
- n : quantité de matière de combustible.

$$Q = -m \times PC$$

$\text{J} \quad \quad \text{kg} \quad \quad \text{J} \cdot \text{kg}^{-1}$

- **Pouvoir calorifique PC** d'un combustible : énergie que l'on peut récupérer lors de la combustion d'un kilogramme de combustible. Cette grandeur est positive, $PC > 0$;
- m : masse de combustible.

$E_{\text{comb}} < 0$ car E_{comb} est définie par rapport au système chimique contenant le combustible (doc. B). $PC > 0$ car PC est défini par rapport au système chauffé.

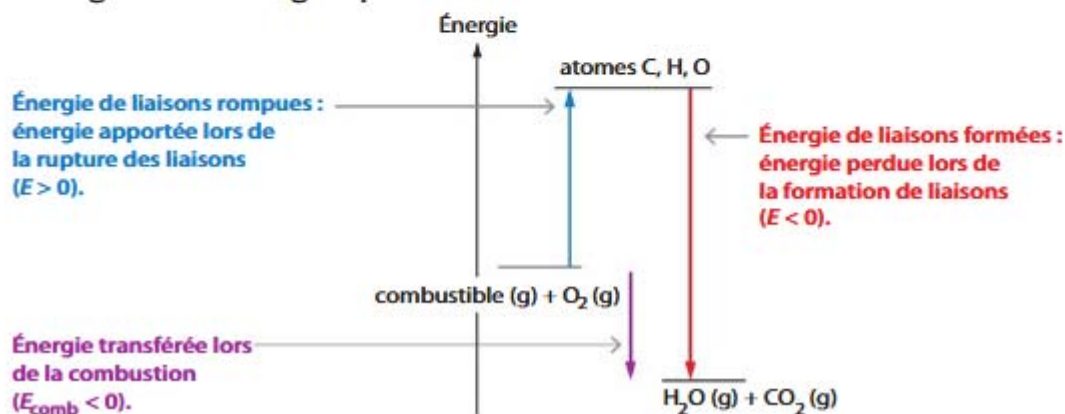
Ces deux grandeurs sont reliées par la masse molaire M du combustible :

$$E_{\text{comb}} = -PC \times M$$

$\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \quad \quad \text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \quad \quad \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$

b. Énergie molaire de combustion et énergie de liaison

- Pour estimer l'énergie molaire de combustion, il faut écrire l'équation de la réaction de combustion avec un nombre stœchiométrique de 1 pour le combustible.
- Lors d'une combustion, des liaisons se rompent, d'autres se forment. Ces modifications des structures moléculaires sont à l'origine de l'énergie molaire de combustion.
- Diagramme énergétique :



Les énergies de liaisons (doc. **C**) permettent d'estimer l'énergie molaire de combustion E_{comb} :

$$E_{\text{comb}} = \left[\text{somme des énergies de liaisons rompues} \right] - \left[\text{somme des énergies de liaisons formées} \right]$$

Les réactions de combustion libèrent davantage d'énergie qu'elles n'en consomment. Elles sont **exothermiques** ($E_{\text{comb}} < 0$).

Exemple

Lors de la combustion d'une mole de méthane (doc. **D**), l'énergie de combustion libérée est égale à :

$$E_{\text{comb}} = (4 \times E_{\text{C-H}} + 2 \times E_{\text{O=O}}) - (4 \times E_{\text{O-H}} + 2 \times E_{\text{C=O}})$$

$$E_{\text{comb}} = (4 \times 413 + 2 \times 496) - (4 \times 463 + 2 \times 795) = -798 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

3 Les enjeux des réactions de combustion

- Les réactions de combustion permettent de fournir l'énergie nécessaire aux transports, au chauffage, etc.
- Les réactions de combustion émettent des gaz polluants à effet de serre tels que le dioxyde de carbone. Elles participent au réchauffement climatique. Lors d'une combustion incomplète, du monoxyde de carbone, gaz particulièrement toxique, est émis et peut entraîner des intoxications.
- Les enjeux du xxi^{e} siècle consistent en la diminution de dioxyde de carbone et en la mise au point d'alternatives énergétiques telles que l'utilisation d'agrocarburants issus des végétaux (doc. [E](#)).
- Un des enjeux est l'élaboration de systèmes de combustion moins énergivores et plus efficaces.

| **Exemple :** Les chaudières à condensation.

1 Exercice résolu

Station ADES

| Effectuer des calculs ; utiliser un modèle ; comparer à une valeur de référence.

La station électrique mobile ADES est une unité de production électrique combinant différentes sources d'énergies renouvelables (solaire, éolienne) ainsi qu'un groupe électrogène entraîné par un moteur diesel. Cette station peut permettre l'électrification de maisons isolées.

1. En détaillant les étapes du raisonnement, écrire l'équation de la réaction de combustion complète du gazole assimilé à l'hexadécane $C_{16}H_{34}$.
2. Pour électrifier 35 maisons à Haïti, la consommation en gazole est en moyenne de $V = 2\,000\text{ L}$ par an. Évaluer l'énergie libérée par la combustion du gazole. Comparer cette consommation à celle d'une maison en France.

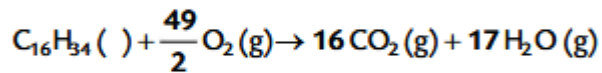
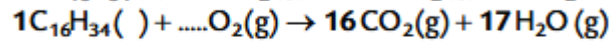
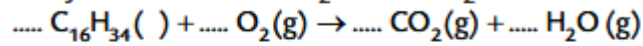
Données

- Gazole : $PC = 45,3 \times 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ et $\rho = 770 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Consommation énergétique moyenne annuelle, en France, d'une maison de 100 m^2 utilisant du fioul : $\approx 70 \text{ GJ}$.



> Une station ADES

1. Les réactifs sont l'hexadécane $C_{16}H_{34}$ et le dioxygène O_2 , les produits sont le dioxyde de carbone CO_2 et l'eau H_2O :



2. La masse m_0 de gazole utilisée en une année est : $m_0 = \rho \times V$

L'énergie Q libérée est égale à : $Q = -m_0 \times PC = -\rho \times V \times PC$

$$Q = -0,770 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1} \times 2\,000 \text{ L} \times 45,3 \times 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} = -6,98 \times 10^7 \text{ kJ} \approx -70 \text{ GJ.}$$

La consommation énergétique d'une maison en France, utilisant uniquement de l'énergie fossile, permet d'électrifier 35 maisons à Haïti.

2 Exercice résolu

Carburant utilisé dans l'aéromodélisme

Utiliser un modèle pour prévoir ; effectuer des calculs.

Le méthanol CH_3O peut être utilisé en tant que carburant dans l'aéromodélisme.

1. Estimer l'énergie molaire de combustion E_{comb} du méthanol.
2. Calculer la masse m de dioxyde de carbone libéré, par un avion radiocommandé, pour une heure d'utilisation.

Données

• $M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{CH}_3\text{O}) = 32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

• Masse volumique du méthanol :

$$\rho = 792 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

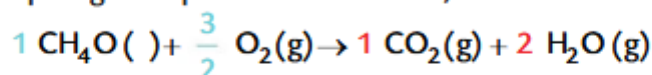
• La capacité du réservoir d'un avion radiocommandé est d'environ $V_{\text{réservoir}} \approx 0,30 \text{ L}$ et permet un vol d'une durée moyenne de 10 minutes.



Nom	Méthanol	Dioxygène	Eau	Dioxyde de carbone
Schéma de Lewis	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\text{O}=\text{O}$	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$

Liaison	C—H	C—O	O=O	C=O dans CO_2	O—H
$E_{\ell} (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	413	360	496	796	463

1. L'équation de la réaction de combustion du méthanol, avec un nombre stœchiométrique égal à 1 pour le combustible, s'écrit :



Lors de la combustion d'une mole de méthanol :

• sont rompues :

$1 \times 3 = 3$ mol de liaisons C—H ;

$1 \times 1 = 1$ mol de liaisons O—H ;

$1 \times 1 = 1$ mol de liaisons C—O ;

$\frac{3}{2} \times 1 = \frac{3}{2}$ mol de liaisons O=O.

• sont formées :

$1 \times 2 = 2$ mol de liaisons C=O ;

$2 \times 2 = 4$ mol de liaisons O—H.

Somme des énergies de liaisons rompues :

$$3 \times E(\text{C—H}) + 1 \times E(\text{O—H}) + 1 \times E(\text{C=O}) + \frac{3}{2} \times E(\text{O=O}) = 2806 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Somme des énergies de liaisons formées :

$$4 \times E(\text{O—H}) + 2 \times E(\text{C=O}) = 3444 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$E_{\text{comb}} = \left[\begin{array}{c} \text{somme des énergies} \\ \text{de liaisons rompues} \end{array} \right] - \left[\begin{array}{c} \text{somme des énergies} \\ \text{de liaisons formées} \end{array} \right]$$

$$E_{\text{comb}} = 2806 - 3444 = -638 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

2. Pour une heure (60 minutes) d'utilisation, on consomme :

$$V = V_{\text{réservoir}} \times 6 = 0,30 \text{ L} \times 6 = 1,8 \text{ L}$$

$$\text{Soit une masse } m_0 \text{ de méthanol : } m_0 = \rho \times V = 792 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \times 1,8 \text{ L} = 1,4 \times 10^3 \text{ g}.$$

$$\text{La quantité de méthanol } n_0, \text{ vaut : } n_0 = \frac{m_0}{M(\text{CH}_4\text{O})} = \frac{1,4 \times 10^3 \text{ g}}{32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 44 \text{ mol}.$$

$$\text{D'après l'équation : } \frac{n(\text{CH}_4\text{O})}{1} = \frac{n(\text{CO}_2)}{1} \text{ soit } n(\text{CO}_2) = n_0 = 44 \text{ mol}.$$

$$m = n_0 \times M(\text{CO}_2) = 44 \text{ mol} \times 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,9 \times 10^3 \text{ g}.$$

8 Estimer une énergie de combustion

| Utiliser un modèle pour prévoir ; effectuer des calculs.

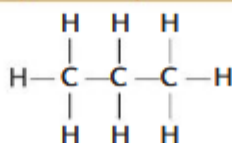
À la campagne certains habitants utilisent du gaz propane pour se chauffer.

1. Citer un autre combustible usuel utilisé dans l'habitat.
2. Écrire l'équation de la réaction de combustion du propane.
3. Dénombrer les liaisons rompues et formées.
4. En déduire l'énergie molaire de combustion du propane.

Données

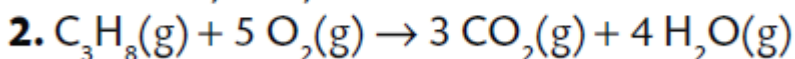
Liaison	C—H	C—C	O=O	C=O	O—H
Énergie de liaison (kJ·mol ⁻¹)	413	348	496	796	463

- Formule développée du propane :



8 Déterminer une masse à brûler

1. méthane, bois, fioul



3. Il y a 8 liaisons C-H, 2 liaisons C-C et 5 liaisons O=O rompues.
Il y a 6 liaisons C=O et 8 liaisons O-H formées.

4. $E_{\text{comb}} = 8 \times E_{\ell}(\text{C-H}) + 2 \times E_{\ell}(\text{C-C}) + 5 \times E_{\ell}(\text{O=O}) - 6 \times E_{\ell}(\text{C=O}) - 8 \times E_{\ell}(\text{O-H})$
 $= 8 \times 413 + 2 \times 348 + 5 \times 496 - 6 \times 796 - 8 \times 463$
 $= -2000 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$



Choisir un combustible (1)

| Effectuer des calculs ; exploiter des résultats.

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

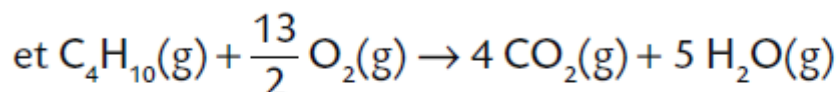
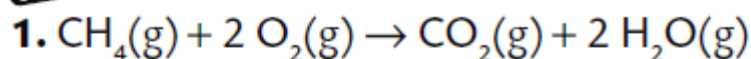
Utiliser le réflexe ③

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
CORRIGE

Choisir un combustible (1)



2.

méthane	butane
$Q = n_{\text{combustible}} \times E_{\text{comb}} \text{ soit } n_{\text{combustible}} = \frac{Q}{E_{\text{comb}}}$	
• $n_{\text{méthane}} = \frac{-200 \text{ kJ}}{-800 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}$ $= 0,250 \text{ mol}$ • $\frac{(n_{\text{CH}_4})_{\text{réagi}}}{1} = \frac{(n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}}}{1}$ soit $(n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} = 0,250 \text{ mol}$ • $m(\text{CO}_2) = (n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} \times M_{\text{CO}_2}$ $= 0,250 \text{ mol} \times 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $= 11,0 \text{ g}$	• $n_{\text{butane}} = \frac{-200 \text{ kJ}}{-2900 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}$ $= 0,0690 \text{ mol}$ • $\frac{(n_{\text{C}_4\text{H}_{10}})_{\text{réagi}}}{1} = \frac{(n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}}}{4}$ soit $(n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} = 0,276 \text{ mol}$ • $m(\text{CO}_2) = (n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} \times M_{\text{CO}_2}$ $= 0,276 \text{ mol} \times 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $= 12,1 \text{ g}$

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

11 À chacun son rythme

CORRIGÉ

Élimination de CO_2 d'un véhicule GPL

Effectuer des calculs ; comparer à une valeur de référence.

Commencer par résoudre l'énoncé compact. En cas de difficultés, passer à l'énoncé détaillé.

Un véhicule fonctionnant au GPL (gaz de pétrole liquéfié) consomme en moyenne 10 L de carburant au 100 km. Le GPL utilisé est constitué en volume d'un mélange de 50 % de butane C_4H_{10} et 50 % de propane C_3H_8 .

Énoncé compact

- Comparer la masse de dioxyde de carbone produite par ce véhicule sur un parcours de 1,0 km à celle d'un véhicule à essence de classe A.

Énoncé détaillé

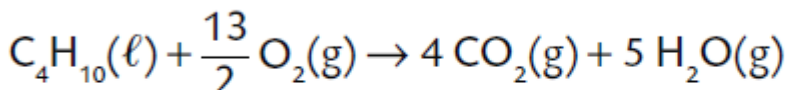
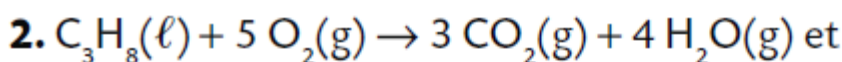
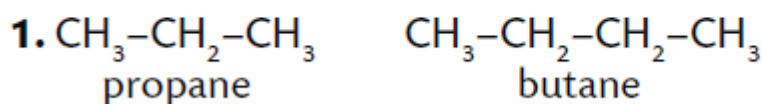
1. Écrire les formules semi-développées du propane et du butane.
2. Écrire leurs équations de réaction de combustion complète.
3. Calculer, pour 1,0 km parcouru, la masse de dioxyde de carbone rejeté dans l'atmosphère par la combustion :
 - du butane consommé ;
 - du propane consommé.
4. Comparer la masse de dioxyde de carbone produite par ce véhicule sur un parcours de 1,0 km à celle d'un véhicule à essence de classe A.

Données

- $\rho_{\text{butane, liq}} = 585 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ et $\rho_{\text{propane, liq}} = 515 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.
- $M(\text{butane}) = 58,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{propane}) = 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Un véhicule de classe A rejette au maximum 100 g de CO_2 par kilomètre parcouru.

À chacun son rythme

Elimination de CO_2 d'un véhicule GPL



3. 1,0 km parcouru consomme en moyenne 0,10 L soit 0,050 L de propane liquide et de butane liquide.

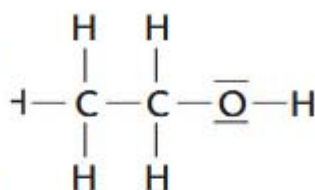
propane	butane
$m_{\text{combustible}} = \rho_{\text{combustible}} \times V_{\text{combustible}} \text{ soit } n_{\text{combustible}}$ $= \frac{m_{\text{combustible}}}{M_{\text{combustible}}} = \frac{\rho_{\text{combustible}} \times V_{\text{combustible}}}{M_{\text{combustible}}}$	
$\bullet n_{\text{propane}} = \frac{515 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \times 0,050 \text{ L}}{44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$ $= 0,58 \text{ mol}$ $\bullet \frac{(n_{\text{propane}})_{\text{réagi}}}{1} = \frac{(n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}}}{3}$ $\text{soit } (n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} = 1,7 \text{ mol}$ $\bullet m(\text{CO}_2) = (n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} \times M_{\text{CO}_2}$ $= 1,74 \text{ mol} \times 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 77 \text{ g}$	$\bullet n_{\text{butane}} = \frac{585 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \times 0,050 \text{ L}}{58,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$ $= 0,50 \text{ mol}$ $\bullet \frac{(n_{\text{C}_4\text{H}_{10}})_{\text{réagi}}}{1} = \frac{(n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}}}{4}$ $\text{soit } (n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} = 2,0 \text{ mol}$ $\bullet m(\text{CO}_2) = (n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} \times M_{\text{CO}_2}$ $= 2,01 \text{ mol} \times 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 89 \text{ g}$

4. Ce véhicule GPL rejette donc environ 166 g de CO_2 . Un véhicule de classe A rejette au maximum 100 g de CO_2 par km parcouru. Le véhicule GPL n'est donc pas de classe A.

Composition du carburant E15

| Utiliser un modèle pour prévoir.

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

> Schéma de Lewis
de l'éthanol

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

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

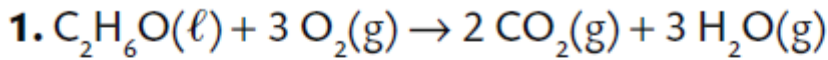
3. Sachant que le pouvoir calorifique du carburant E15 est de $46 \times 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$, calculer le pourcentage massique en éthanol dans le carburant.

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

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

Composition du carburant E15



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

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

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

3. Soit P le pourcentage massique en éthanol dans E15 :

$46 = 27 \times P + 48 \times (1-P)$ soit $P \approx 0,095 = 9,5 \%$

$\text{PC}(\text{E15}) \times m(\text{E15}) = \text{PC}(\text{ESS}) \times m(\text{Ess}) + \text{PC}(\text{Eth}) \times m(\text{Eth})$

$\text{PC}(\text{E15}) = \text{PC}(\text{ESS}) \times m(\text{Ess})/m(\text{E15}) + \text{PC}(\text{Eth}) \times m(\text{Eth})/m(\text{E15})$

or $m(\text{E15}) = m(\text{Ess}) + m(\text{Eth})$ donc $m(\text{Ess}) = m(\text{E15}) - m(\text{Eth})$

$\text{PC}(\text{E15}) = \text{PC}(\text{ESS}) \times (m(\text{E15}) - m(\text{Eth}))/m(\text{E15}) + \text{PC}(\text{Eth}) \times m(\text{Eth})/m(\text{E15})$

et $P = m(\text{Eth})/m(\text{E15})$

$\text{PC}(\text{E15}) = \text{PC}(\text{ESS}) \times (1-P) + \text{PC}(\text{Eth}) \times P$

16

40
min

Quel carburant pour les véhicules « flex-fuel » ?

Effectuer des calculs ; exploiter des résultats ; comparer à une valeur de référence.

L'essence, combustible fossile, peut être assimilée à l'octane C_8H_{18} . L'éthanol C_2H_6O est un agrocarburant. Les véhicules dits « flex-fuel », permettent l'utilisation d'un carburant très riche en éthanol, nommé superéthanol. Ils fonctionnent aussi à l'essence et consomment en moyenne 6,5 litres d'essence pour 100 km.

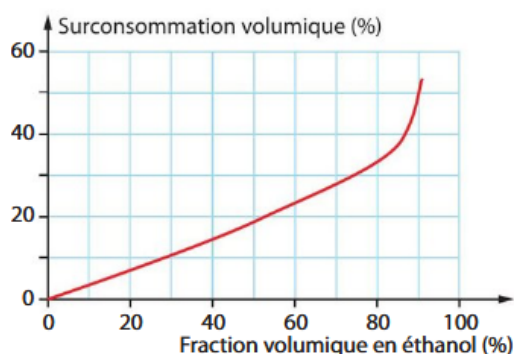
1. Écrire les équations des réactions de combustion complète de l'éthanol et de l'octane. **Utiliser le réflexe 1**

2. Montrer que la masse de CO_2 rejeté lors de la combustion d'un litre d'éthanol est de $1,51 \times 10^3$ g. **Utiliser le réflexe 2**

3. En déduire la masse de CO_2 rejeté par 1 litre de superéthanol contenant en volume 85 % d'éthanol et 15 % d'essence.

4. La surconsommation liée à l'utilisation du superéthanol s'évalue par rapport à la consommation d'un moteur essence. Justifier qualitativement qu'il n'est pas judicieux de dépasser le pourcentage volumique en éthanol de 85 % dans un carburant d'un véhicule dit « flex-fuel » (doc. A).

A Surconsommation d'un véhicule « flex-fuel »



5. Déterminer graphiquement le pourcentage de surconsommation lié à l'utilisation du superéthanol.

6. En déduire la consommation moyenne (en L pour 100 km) d'un véhicule « flex-fuel » utilisant le superéthanol (doc. A).

7. Calculer pour chaque carburant, essence et superéthanol, la masse de dioxyde de carbone rejeté pour 1 km.

8. Attribuer la lettre d'émission de CO_2 pour ce véhicule « flex-fuel » s'il fonctionne avec de l'essence ou avec le superéthanol (doc. B).

B Étiquette émission pour un véhicule

L'étiquette émission permet d'être renseigné sur les émissions de CO_2 des voitures neuves. Elle comporte un classement de la lettre A à la lettre G, A caractérisant un véhicule qui émet le moins de CO_2 , et G celui qui en émet le plus.

Émissions de CO_2 faibles

≤ 100 g/km A

de 101 à 120 g/km B

de 121 à 140 g/km C

de 141 à 160 g/km D

de 161 à 200 g/km E

de 201 à 250 g/km F

> à 250 g/km G

Émissions de CO_2 élevées

Données

- $\rho(C_2H_6O) = 789 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.
- $M(C_2H_6O) = 46,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(CO_2) = 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Rejet de CO_2 par litre d'essence consommé : 2 310 g.

Comparer à une valeur de référence

Question 8
réussie ?



S'entraîner encore

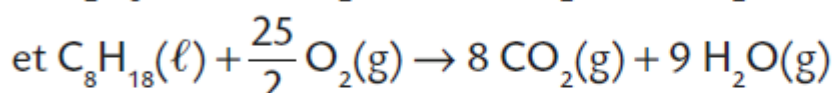
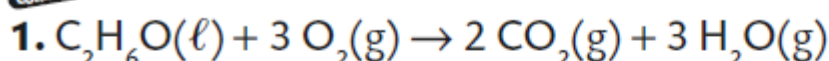
→ ex. 1



Ne pas s'entraîner encore

→ ex. 11

16 Quel carburant pour les véhicules « flex-fuel » ? (40 min)



2. •
$$n_{\text{éthanol}} = \frac{m_{\text{éthanol}}}{M_{\text{éthanol}}} = \frac{\rho_{\text{éthanol}} \times V_{\text{éthanol}}}{M_{\text{éthanol}}} = \frac{789 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \times 1,00 \text{ L}}{46,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 17,2 \text{ mol.}$$

•
$$\frac{(n_{\text{éthanol}})_{\text{réagi}}}{1} = \frac{(n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}}}{2} \text{ soit } (n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} = 34,4 \text{ mol}$$

•
$$m(\text{CO}_2) = (n_{\text{CO}_2})_{\text{formé}} \times M_{\text{CO}_2} = 34,4 \text{ mol} \times 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,51 \times 10^3 \text{ g}$$

3.
$$m_{\text{superéthanol}}(\text{CO}_2) = 0,85 \times m_{\text{éthanol}}(\text{CO}_2) + 0,15 \times m_{\text{essence}}(\text{CO}_2) = 0,85 \times 1,51 \text{ kg} + 0,15 \times 2,310 \text{ kg} \approx 1,63 \text{ kg}$$

4. Au-delà de 85 % d'éthanol dans un carburant, la surconsommation augmente considérablement.

5. Graphiquement, la surconsommation avec le superéthanol atteint 37,5 %.

6. Pour 100 km, le véhicule « flex-fuel » consomme $6,5 + 0,375 \times 6,5 = 8,9 \text{ L}$ de superéthanol.

7. • Pour le carburant « essence » (constitué uniquement d'octane), la consommation vaut $0,064 \text{ L/km}$.

Or la combustion d'un litre d'essence, libère $2\,310 \text{ g}$ de CO_2 . La libération de CO_2 par km parcouru est donc :

$$2310 \times 0,065 \approx 150 \text{ g/km parcouru.}$$

• Pour le superéthanol, la consommation atteint $0,089 \text{ L/km}$ soit $1630 \times 0,089 \approx 145 \text{ g/km}$.

8. Que le véhicule « flex-fuel » roule à l'essence ou au superéthanol, il est toujours de classe D.

17

15
min

À propos du « gaz à l'eau »

Utiliser un modèle pour prévoir ; exploiter des informations ; effectuer des calculs.

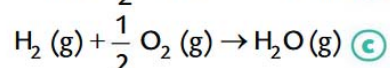
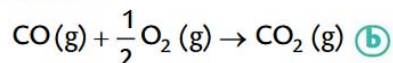
Le « gaz à l'eau » est un mélange de gaz de synthèse produit par action de l'eau sur du charbon incandescent.

La transformation chimique est modélisée par la réaction d'équation : $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$ (a)

Pour une mole de carbone, cette transformation nécessite un apport d'énergie $Q_1 = 131 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. La réaction (a) est-elle endothermique ou exothermique ?

2. Le mélange gazeux formé peut être utilisé pour produire de l'énergie. La combustion du mélange correspond aux réactions suivantes :



L'énergie molaire de combustion Q_3 de la réaction (c) vaut $Q_3 = -243 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a. Calculer l'énergie molaire de combustion Q_2 de la réaction (b).

Utiliser le réflexe 3

b. En analysant les réactifs et les produits des trois réactions, déduire l'énergie molaire de combustion Q_4 du gaz à l'eau obtenu à partir d'une mole de carbone C (s).

Données

Liaison	$\text{C} \equiv \text{O}$	$\text{O} = \text{O}$	$\text{C} = \text{O}$
Énergie de liaison ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)	1 078	496	796

• Schéma de Lewis de CO : $:\overset{\ominus}{\text{C}} \equiv \overset{\oplus}{\text{O}}:$

Utiliser un modèle pour prévoir

Question 2.b réussie ?



S'entraîner encore

→ ex. 2



Relever un autre défi

→ ex. 14

17 À propos du « gaz à l'eau » (15 min)

1. Comme la transformation nécessite un apport d'énergie, elle est endothermique.

2. a. $E_2 = E_{\ell}(\text{C}\equiv\text{O}) + 0,5 \times E_{\ell}(\text{O}=\text{O}) - 2 \times E_{\ell}(\text{C}=\text{O})$
 $= 1078 + 0,5 \times 496 - 2 \times 796 = -266 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

2. b. L'énergie libérée E_4 par la combustion du gaz à l'eau à partir du carbone vaut :

$$E_4 = E_1 + E_2 + E_3 = 131 - 266 - 243 = -378 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$