

## Corrigé des Exercices CH 15 Les combustions

Exercices p 160

EX 1,2,3,4

	A	B	C
<b>1</b> Un combustible organique :	brûle avec le dioxygène.	contient l'élément oxygène.	nécessite un comburant pour brûler.
<b>2</b> Une combustion complète :	ne contribue pas à l'effet de serre.	produit de l'eau et une petite molécule.	ne laisse pas de résidus solides.
<b>3</b> L'équation de combustion complète du butane s'écrit :	$2 \text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$	$2 \text{C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$	$\text{C}_4\text{H}_{10} + \frac{13}{2} \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$
<b>4</b> Lorsqu'un combustible liquide brûle dans l'air :	le combustible est le réactif limitant.	ce sont les vapeurs de combustibles qui brûlent.	la chaleur permet la vaporisation du combustible.

1. **A** et **C**

2. **B** et **C**

3. **B**

4. **A**, **B** et **C**

EX 5,6,7

	A	B	C
<b>5</b> Le pouvoir calorifique massique $PC$ du méthanol vaut $20,0 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ .	Pour une masse $m$ de méthanol, l'énergie $Q$ libérée vaut $m \cdot PC$ .	Pour une masse $m$ de méthanol, l'énergie $Q$ libérée vaut $\frac{PC}{m}$ .	Pour $m = 20 \text{ g}$ de méthanol, l'énergie $Q$ libérée vaut $400 \text{ kJ}$ .
<b>6</b> L'énergie de la liaison A—B :	se note $E_{A-B}$ et s'exprime en $\text{MJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ .	se note $\Delta_{A-B}$ et s'exprime en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .	se note $E_{A-B}$ et s'exprime en $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1}$ .
<b>7</b> L'énergie molaire de réaction peut être déterminée par :	la somme des énergies des liaisons rompues et des liaisons formées.	la somme des énergies des liaisons rompues moins celle des liaisons formées.	la somme des énergies des liaisons formées moins celle des liaisons rompues.

5. **A** et **C**

6. **C**

7. **B**

Ex 8,9,10,11

	A	B	C
<b>8</b> Les combustibles d'origine fossile :	ont permis le développement des sociétés occidentales.	sont en général dangereux pour l'environnement.	sont produits à partir de la biomasse.
<b>9</b> Il est possible :	de remplacer immédiatement les combustibles issus du pétrole.	de se passer des combustions dans notre société.	de réduire la part des énergies d'origine fossile.
<b>10</b> Les gaz à effet de serre :	sont surtout produits par les combustions.	ont une teneur nettement plus marquée dans l'atmosphère depuis la première révolution industrielle.	ont un impact sur le réchauffement climatique.
<b>11</b> Les agrocarburants :	sont issus de l'agriculture biologique et sont sans danger.	sont produits à partir de la biomasse.	posent des problèmes pour l'environnement et la nutrition des populations.

8. **A B** et **C**

9. **C**

10. **A B** et **C**

11. **B** et **C**

Ex 18

## **18** Combustion du butane

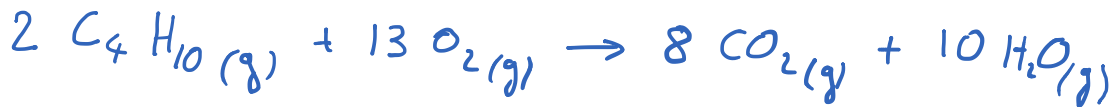
Le gaz contenu dans la plupart des briquets est du butane, qui est maintenu sous pression afin de demeurer à l'état liquide. Il est détendu et brûle à l'état gazeux lorsqu'on actionne le briquet.

**Donnée** : masse volumique du butane liquide :  $580 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .

**1.** Écrire l'équation de la combustion complète du gaz butane  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  (g).

**2.** Quelle masse d'eau est formée par la combustion complète des 10 mL de butane contenu dans un briquet ?

1. équation de la combustion



2. Masse d'eau formée

$$\begin{aligned} m_{\text{eau}} &= m_{\text{eau formée}} \times M_{\text{eau}} \\ &= \frac{10}{2} \times m_{\text{butane consommé}} \times M_{\text{eau}} \\ &= 5 \times \frac{m_{\text{butane cons}}}{M_{\text{butane}}} \times M_{\text{eau}} \\ &= 5 \times \frac{\rho_{\text{butane}} \times V_{\text{butane}}}{M_{\text{butane}}} \times M_{\text{eau}} \\ &= 5 \times \frac{580 \times 10 \times 10^{-3}}{58} \times 18 \\ &= \underline{\underline{9,0 \text{ g}}} \end{aligned}$$

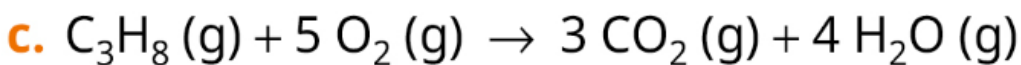
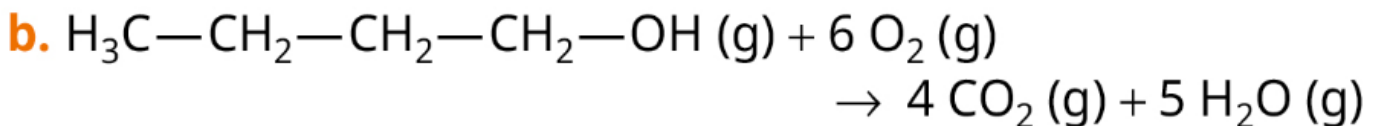
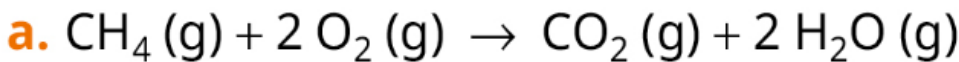
D'après l'équation de combustion

$$\frac{n_{\text{butane cons}}}{2} = \frac{n_{\text{eau formée}}}{10}$$

EX 22

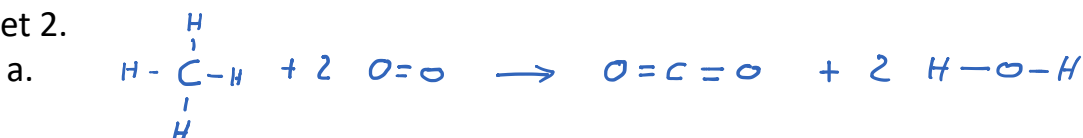
## 22 Liaisons et énergie molaire de combustion

1. Indiquer pour chacune des molécules des trois équations suivantes le nombre et la nature des liaisons les composant :

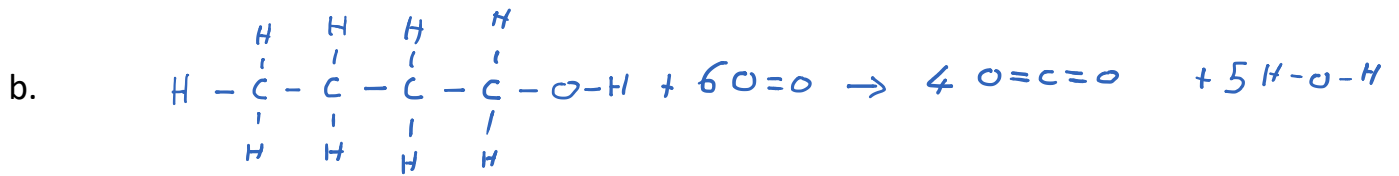


2. En déduire l'énergie molaire de chaque combustion.

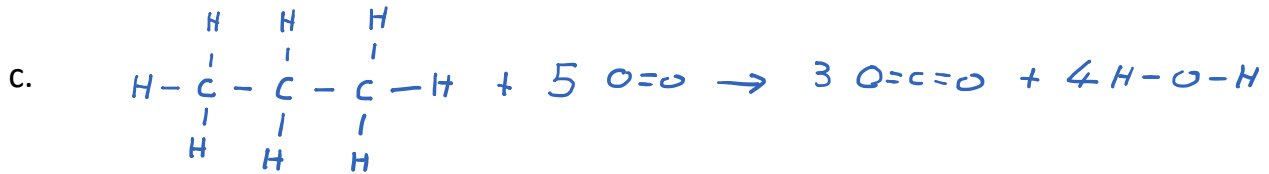
1 et 2.



$$\begin{aligned} \Delta E &= \sum E_{\text{liaisons rompues}} - \sum E_{\text{liaisons formées}} \\ &= 4 E_{\text{C-H}} + 2 E_{\text{O=O}} - (2 E_{\text{C=O}} + 4 E_{\text{O-H}}) \\ &= 4 \times 415 + 2 \times 498 - (2 \times 804 + 4 \times 463) \\ &= \underline{\underline{-804 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}} \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} \Delta E &= 9E_{\text{C-H}} + 3E_{\text{C-C}} + E_{\text{C-O}} + E_{\text{O-H}} + 6E_{\text{O=O}} - (8E_{\text{C=O}} + 10E_{\text{O-H}}) \\ &= \underline{\underline{-2483 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}} \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} \Delta E &= 8E_{\text{C-H}} + 2E_{\text{C-C}} + 5E_{\text{O=O}} - (6E_{\text{C=O}} + 8E_{\text{O-H}}) \\ &= \underline{\underline{-2027 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}} \end{aligned}$$

## 25 Pouvoir calorifique volumique inférieur

Le pouvoir calorifique volumique inférieur du propane, de formule  $C_3H_8$ , vaut  $PCI = 84 \text{ MJ} \cdot \text{m}^{-3}$ .



1. Qu'est-ce que le pouvoir calorifique volumique inférieur ?

2. Déterminer la quantité de matière de propane contenue dans un mètre cube de propane sachant que le volume molaire vaut  $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$  dans ces conditions.

3. En déduire le pouvoir calorifique massique inférieur du propane en  $\text{MJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ .

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. Quantité de propane dans 1 mètre cube

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{1000}{24} = \underline{\underline{42 \text{ mol}}}$$

3. Pouvoir calorifique inférieur

$$PC = \frac{\text{Energie produite par un échantillon} \leftarrow (\text{J})}{m \text{ échantillon} \leftarrow (\text{kg})}$$

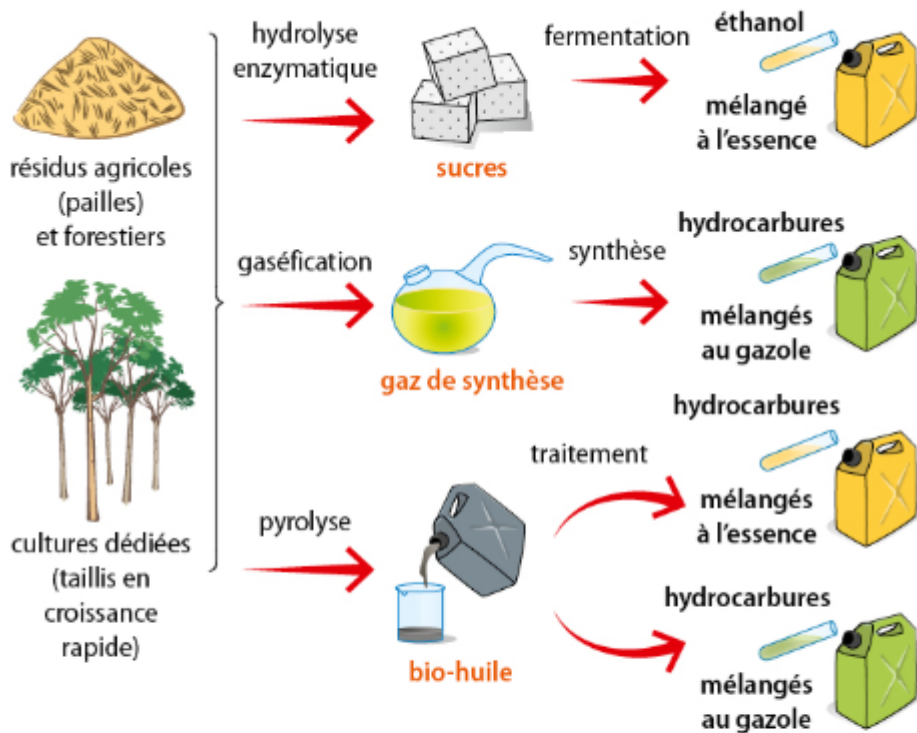
pour un échantillon de  $1 \text{ m}^3$

$$\Rightarrow PC = \frac{PCI \times V \text{ de un mètre cube}}{m \text{ de un mètre cube}}$$

$$PC = \frac{PCI \times 1}{n \times M_{\text{propane}} \times 10^3} = \frac{84 \times 10^6 \times 1}{42 \times 44 \times 10^3} = \underline{\underline{45 \times 10^6 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1}}}$$

⚠ la masse doit être en kg

## 29 Agrocarburants de deuxième génération



1. Qu'est-ce qu'un agrocarburant ?
2. Quelles sont les ressources employées pour fabriquer des agrocarburants de deuxième génération ?
3. Quel avantage cela apporte-t-il par rapport aux agrocarburants de première génération ?

1. Les **agrocarburants** sont des **carburants synthétisés** à partir de **végétaux** issus **de l'agriculture**.

2. Les ressources employées pour fabriquer des **agrocarburants de deuxième génération** sont constituées des **déchets agricoles** non comestibles **et forestiers**.

3. **Les agrocarburants de deuxième génération n'impactent pas les terres dédiées à la production alimentaire.**

### 36 Combustion de l'essence

Un véhicule à essence consomme 4,8 litres de sans plomb 95 aux 100 kilomètres sur autoroute en roulant à 120 kilomètres par heure. On considère que ce carburant est constitué essentiellement de molécules d'octane, de formule  $C_8H_{18}$  et de masse volumique  $\rho = 0,70 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$ .

1. Calculer la masse  $m$  de carburant consommée sur autoroute aux 100 kilomètres.
2. Déterminer la masse molaire de la molécule  $C_8H_{18}$ , et en déduire la quantité de matière dans la masse  $m$ .
3. Écrire l'équation de combustion se produisant entre le dioxygène de l'air et l'octane, sachant que cette réaction produit de l'eau  $H_2O$  et du dioxyde de carbone  $CO_2$ .
4. On considère que la réaction précédente utilise 32 moles de  $C_8H_{18}$  par 100 kilomètres, et que le dioxygène est en excès. Déterminer les quantités de matière d'eau et de dioxyde de carbone produites.
5. En déduire la masse de dioxyde de carbone formée pour 100 kilomètres, puis pour 1 kilomètre.
6. Le pouvoir calorifique massique de l'octane est  $PC = 45 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ .

Calculer l'énergie chimique libérée pour ce parcours de 100 kilomètres. À votre avis, cette énergie sert-elle uniquement à la propulsion du véhicule ? Justifier.

1. masse consommée au 100 km

$$m = \rho \times V = 0,70 \times 4,8 = \underline{\underline{3,4 \text{ kg}}}$$

2. quantité de matière consommée au 100 km

$$n = \frac{m}{M_{\text{Octane}}} = \frac{3,4 \times 10^3}{114} = \underline{\underline{30 \text{ mol}}}$$

3. équation de combustion



4. quantité de matière d'eau produite

d'après l'équation

$$\frac{n_{\text{eau produite}}}{18} = \frac{n_{\text{octane cons}}}{2}$$

$$n_{\text{eau produite}} = \frac{18}{2} \times 32 = \underline{\underline{288 \text{ g}}}$$

5. masse de dioxyde de carbone formée pour 100 km

D'après l'équation de combustion: 
$$\frac{n_{\text{CO}_2 \text{ produit}}}{16} = \frac{n_{\text{Octane consommé}}}{2}$$

$$\begin{aligned} m_{\text{CO}_2 \text{ produite}} &= n_{\text{CO}_2 \text{ produit}} \times M_{\text{CO}_2} \\ &= \frac{16}{2} \times n_{\text{Octane consommé}} \times M_{\text{CO}_2} \\ &= \frac{16}{2} \times 32 \times 44 \\ &= \underline{\underline{1,13}} \times 10^6 \text{ g ou } \underline{\underline{11,3}} \text{ kg au } 100 \text{ km} \end{aligned}$$

ou aussi  $\underline{\underline{113}} \text{ g au } \underline{\underline{\text{km}}}$

6. Energie chimique libérée pour 100 km

$$Q = m \times P_C = 3,4 \times 45 = \underline{\underline{153}} \text{ MJ}$$

Une **très grande partie** de cette énergie est **perdue** sous forme **thermique** lorsqu'on **évacue les gaz chauds** après combustion.

Ex 42

## 42 Valeur seuil de monoxyde de carbone

Lors de la combustion de 3,00 g de butanol, de formule brute  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ , il se forme, entre autres produits, 4,00 g de dioxyde de carbone et 0,30 g de carbone pur.

1. La combustion réalisée ici est-elle une combustion complète ? Justifier la réponse.
2. Utiliser la conservation de l'élément carbone pour calculer la masse de monoxyde de carbone qui est également formée lors de cette réaction.
3. Si cette combustion a lieu dans une pièce de 9,00 m<sup>2</sup> ayant une hauteur sous plafond de 3,00 m, atteint-on la concentration limite en monoxyde de carbone fixée à 60,0 mg · m<sup>-3</sup> (pour une exposition de 30 minutes) ?



1. d'après le texte **il se forme autre chose** que du dioxyde de carbone et de l'eau donc la combustion **n'est pas complète**.

2. Si l'on considère qu'il s'est formé aussi du monoxyde de carbone le bilan de masse est :

$$(1) \quad m_{\text{C du butanol}} = m_{\text{C du CO}_2} + m_{\text{C pur}} + m_{\text{C du CO}}$$

Dans une molécule de butanol le carbone représente en masse:

$$\frac{4 \times M_{\text{C}}}{M_{\text{butanol}}} = \frac{4 \times 12}{74} = \frac{48}{74} \quad \text{ou } 64,8\%$$

Dans une molécule de  $\text{CO}_2$  le carbone représente en masse:

$$\frac{M_{\text{C}}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{12}{44} \quad \text{ou } 27,2\%$$

Dans une molécule de  $\text{CO}$  le carbone représente en masse:

$$\frac{M_{\text{C}}}{M_{\text{CO}}} = \frac{12}{28} \quad \text{ou } 42,9\%$$

Donc l'équation (1) peut s'écrire :

$$\frac{48}{74} \times m_{\text{butanol}} = \frac{12}{44} \times m_{\text{CO}_2} + m_{\text{C pur}} + \frac{12}{28} \times m_{\text{CO}}$$

$$m_{\text{CO}} = \left( \frac{48}{74} \times m_{\text{butanol}} - \frac{12}{44} \times m_{\text{CO}_2} - m_{\text{C pur}} \right) \times \frac{28}{12}$$

$$= \left( \frac{48}{74} \times 3,00 - \frac{12}{44} \times 4,00 - 0,30 \right) \times \frac{28}{12}$$

$$= \underline{\underline{1,30 \text{ g}}}$$

3. La concentration de monoxyde de carbone dans la pièce est de :

$$t_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{V_{\text{pièce}}} = \frac{1,30}{9,00 \times 3,00} = 0,0481 \text{ g} \cdot \text{m}^{-3}$$

$$\text{ou } 48,1 \text{ mg} \cdot \text{m}^{-3} < 60,0 \text{ mg} \cdot \text{m}^{-3}$$

$\Rightarrow$  Donc la limite de concentration en  $\text{CO}$  n'est pas atteinte

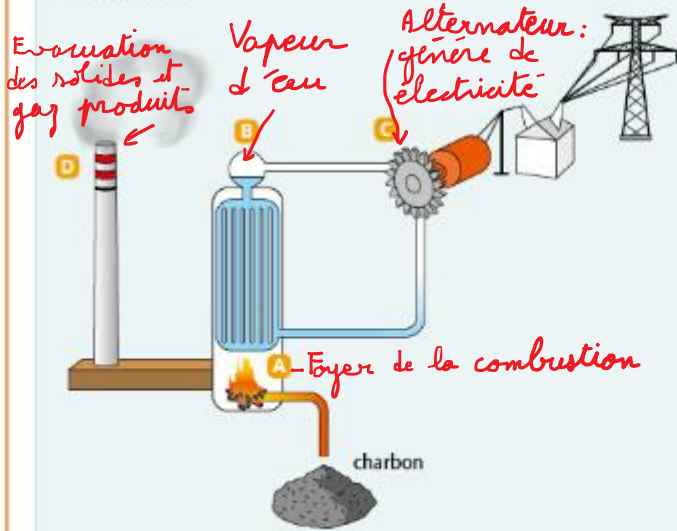
**45 Centrales thermiques à flamme** ANALYSE ET SYNTHÈSE DE DOCUMENTS

APP Rechercher et organiser l'information en lien avec la problématique étudiée

**DOC 1** Fonctionnement d'une centrale à charbon

La société EDF fait fonctionner une ou deux centrales thermiques à flamme lorsque la demande d'électricité dépasse la production disponible, en particulier en hiver. Dans ce cas, le combustible utilisé peut-être du charbon, des dérivés pétroliers, etc.

La combustion de charbon assure le chauffage de l'eau, qui est transformée en vapeur d'eau sous pression. Celle-ci entraîne alors une turbine reliée à un alternateur produisant de l'électricité. De nombreuses particules solides de suies et le gaz produit sont évacués par des cheminées.



**DOC 2** Pouvoir calorifique massique

L'énergie dégagée par la combustion complète de 1,0 kg de combustible liquide ou solide à la pression atmosphérique est le pouvoir calorifique massique, exprimé en joule par kilogramme ( $J \cdot kg^{-1}$ ).

On donne les pouvoirs calorifiques massiques de quelques combustibles : charbon : 15 à 27  $MJ \cdot kg^{-1}$ , gazole : 45  $MJ \cdot kg^{-1}$ , éthanol : 29  $MJ \cdot kg^{-1}$ , heptane : 45  $MJ \cdot kg^{-1}$ .

**ANALYSE**

1. Compléter la légende du doc. 1.
2. Pourquoi la société EDF conserve-t-elle des centrales thermiques à flamme utilisant du charbon ?
3. À votre avis, quel est l'intérêt du charbon par rapport à d'autres combustibles ?
4. En assimilant le charbon à du carbone, écrire son équation de combustion complète.
5. La production d'électricité à partir de charbon est le principal émetteur de gaz à effet de serre au monde. Nommer ce gaz.

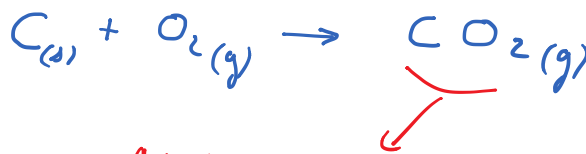
**SYNTHÈSE**

Résumer le principe de fonctionnement d'une centrale thermique à flamme, son intérêt majeur et ses inconvénients.

2. La société EDF conserve cette centrale pour **répondre rapidement aux pics** de consommation d'électricité. Beaucoup moins d'inertie que les centrales nucléaires.

3. Les avantages du charbon sont son **cout**, sa très grande **quantité**, **peu dangereux** et **facile à stocker**.

4. équation de la combustion complète :



5.   
 *gas à effet de serre* (with an arrow pointing to the  $CO_2$  in the equation above)