

Chapitre 19 : Combustions et enjeux de société

Cours

A. La réaction de combustion

1. Définitions

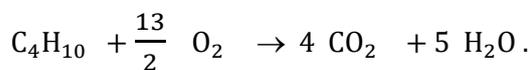
La réaction de combustion est une réaction d'oxydoréduction entre un combustible qui s'oxyde et un comburant qui se réduit.

Dans notre chapitre :

- Le combustible sera souvent un composé contenant du carbone C, de l'hydrogène H et parfois de l'oxygène O ;
- Le comburant sera souvent du dioxygène O₂.

2. Equations de combustion

La combustion complète* d'un composé organique dans le dioxygène produit du dioxyde de carbone et de l'eau. Dans le cas de la combustion complète du butane C₄H₁₀ dans le dioxygène O₂, l'équation de la réaction est :



S'il n'y a pas assez de dioxygène il se forme du monoxyde de carbone CO (toxique) et de l'eau.

Avec encore moins de dioxygène il se forme du carbone C et de l'eau.

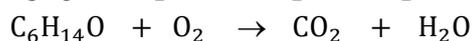
Dans ces deux dernières réactions on dit que la combustion est incomplète**.

* Le combustible est le réactif limitant

** Le dioxygène est le réactif limitant

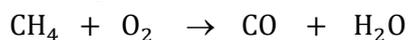
Application

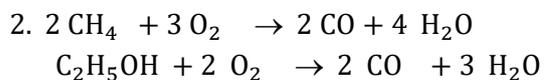
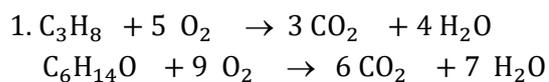
1. Recopier et ajuster les coefficients stœchiométriques des équations de combustion complète ci-dessous :



2. Lors d'une combustion incomplète il se forme du monoxyde de carbone et de l'eau.

Recopier et ajuster les coefficients stœchiométriques des équations de combustion incomplète ci-dessous :





3. Défis énergétiques

La combustion d'hydrocarbures produit de grandes quantités de dioxyde de carbone, ce gaz participe à l'effet de serre (voir figure 1) et donc au réchauffement climatique de la planète. Une partie du rayonnement infrarouge émis par la Terre est absorbée par le gaz et donc ne repart pas vers l'extérieur : La température augmente.

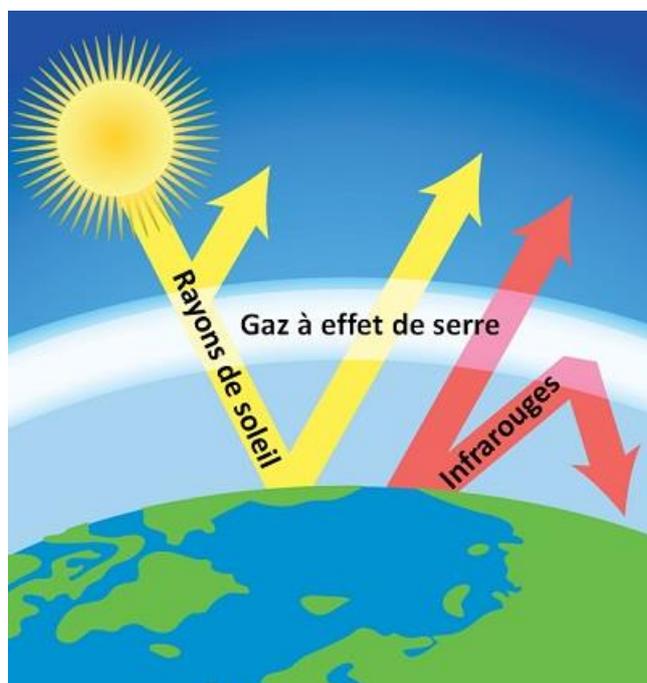


Figure 1

Application

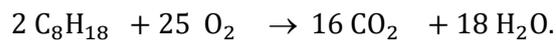
Calculer la masse de dioxyde de carbone CO_2 rejetée lors du trajet en voiture consommant un litre d'essence de formule brute C_8H_{18} .

Données

$M(\text{essence}) = 114,2 \text{ g.mol}^{-1}$ $\rho(\text{essence}) = 700 \text{ g.L}^{-1}$ $M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g.mol}^{-1}$

$$\begin{aligned}
 \text{La quantité initiale d'essence est } n_i(\text{essence}) &= \frac{\rho(\text{essence}) V}{M(\text{essence})} \\
 &= \frac{700 \times 1,00}{114,2} \\
 &= \underline{6,13 \text{ mol.}}
 \end{aligned}$$

L'équation de la réaction de combustion est :



La combustion est totale, par conséquent :

$$\begin{aligned}
 n_f(\text{CO}_2) &= \frac{16}{2} n_i(\text{essence}) \\
 &= \frac{16}{2} \times 6,13 \\
 &= \underline{49,0 \text{ mol.}}
 \end{aligned}$$

On en déduit la masse correspondante de dioxyde de carbone :

$$\begin{aligned}
 m_f(\text{CO}_2) &= M(\text{CO}_2) n_f(\text{CO}_2) \\
 &= 44,0 \times 49,0 \\
 &= \underline{2,16 \text{ kg.}}
 \end{aligned}$$

B. Energie de réaction

1. Energie transférée lors d'une combustion

Rappel de vocabulaire

Endothermique : réaction chimique qui absorbe de l'énergie thermique ($Q > 0$)

Exothermique : réaction chimique qui libère de l'énergie thermique ($Q < 0$)

Athermique : réaction chimique qui n'échange pas d'énergie thermique avec l'extérieur ($Q = 0$)

Les combustions sont des réactions exothermiques.

Si E_{comb} est l'énergie molaire de combustion, c'est-à-dire l'énergie reçue par le système chimique constitué d'une mole de combustible et la quantité nécessaire de dioxygène, alors :

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

Q : énergie transférée (J)

n : quantité de matière (mol)

E_{comb} : énergie molaire de combustion ($\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$)

Remarque

$Q < 0$ et $E_{\text{comb}} < 0$

2. Origine de l'énergie de combustion

Liaison	Energie de liaison ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
O – H	463
O = O	498
O – O	142
C = C	602
C – O	360
C = O	749
C = O*	798
C – C	346
C – H	413
C – N	305
C = N	615
N – H	386
H – H	432

C = O* liaisons dans CO_2

Les réactifs et les produits de la combustion sont des molécules faites d'atomes reliées par des liaisons covalentes. Ces dernières possèdent une certaine solidité au sens où il faut dépenser de l'énergie pour les rompre. Les valeurs de ces énergies sont données dans le tableau ci-dessus. L'unité utilisée est ici le kilojoule par mole (sous-entendu de liaison).

En prenant de multiples exemples de combustions, qui sont toujours exothermiques, on peut vérifier :

- Que les produits sont davantage liés que les réactifs ;
- La différence $E(\text{liaison des produits}) - E(\text{liaison des réactifs})$, grandeur positive, est précisément égale à l'énergie fournie par la combustion au milieu extérieur.

Tout cela se comprend bien (voir figure 2) car il faut fournir $E(\text{liaison des réactifs})$ pour transformer les molécules des réactifs en atomes isolés. Ces derniers vont fournir $E(\text{liaison des produits})$ au milieu extérieur en formant les molécules de produits.

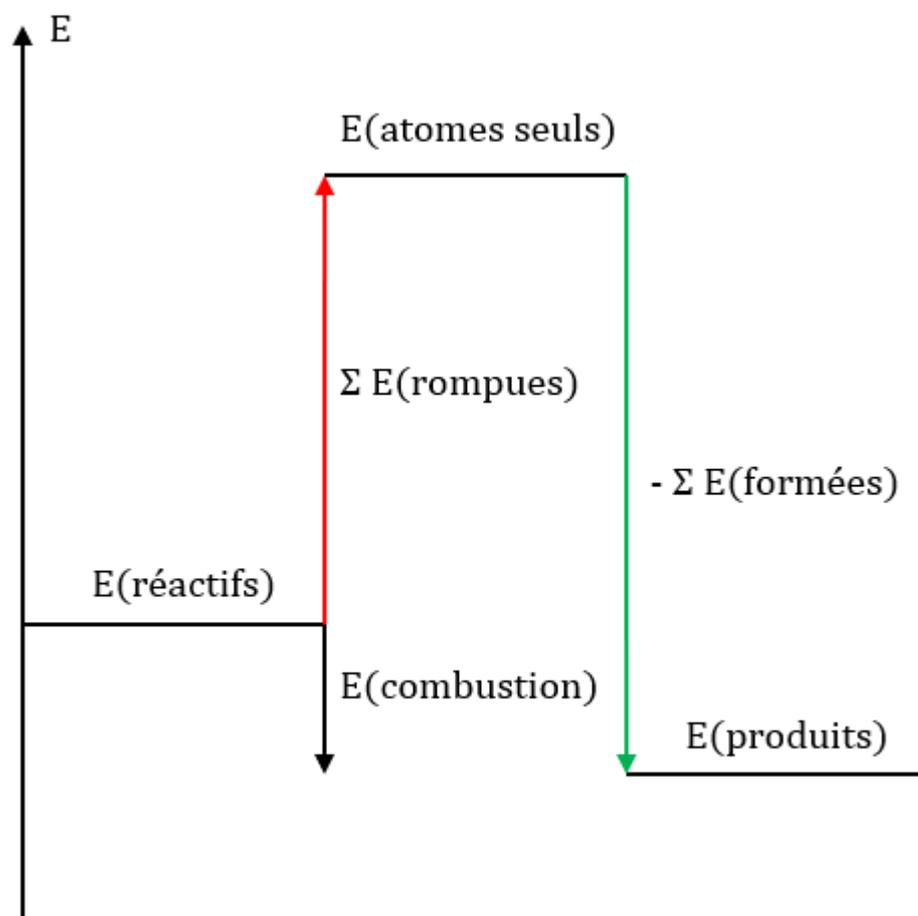


Figure 2

3. Exemple de calcul de l'énergie molaire de combustion

E_{C-H}	$E_{O=O}$	E_{O-H}	$E_{C=O}$	E_{C-O}
$413 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	$498 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	$463 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	$798 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	$360 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Considérons l'exemple de la combustion complète du méthanol. Les différentes molécules entrant dans l'équation de combustion sont représentées sur les figures (3 à 6) suivantes.

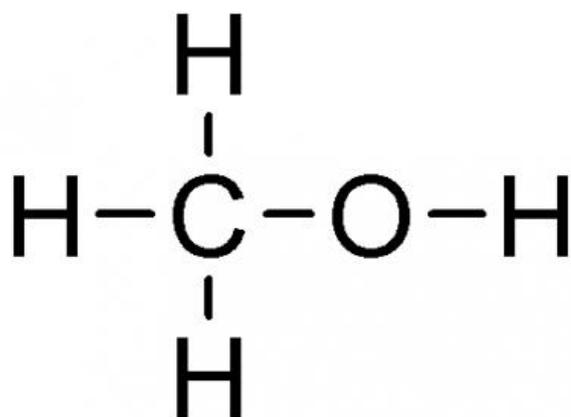


Figure 3

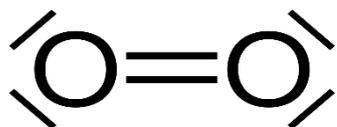


Figure 4

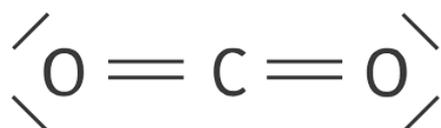
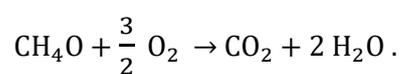


Figure 5



Figure 6

Ecrivons l'équation de la réaction chimique :



D'après la figure 3, on compte 3 liaisons C – H ,1 liaison C – O et 1 liaison O – H dans le méthanol CH₄O .

D'après la figure 4, on compte 1 liaison O = O dans le dioxygène O₂ .

En tenant compte des coefficients stœchiométriques la somme des énergies de liaisons rompues dans les réactifs est égale à :

$$3 E_{C-H} + E_{C-O} + E_{O-H} + \frac{3}{2} E_{O=O} .$$

D'après la figure 5, on compte 2 liaisons C = O dans le dioxyde de carbone CO₂.

D'après la figure 6, on compte 2 liaisons O – H dans l'eau H₂O.

En tenant compte des coefficients stœchiométriques la somme des énergies de liaisons formées dans les produits est égale à :

$$2 E_{C=O} + 4 E_{O-H} .$$

Par différence on obtient l'énergie molaire de combustion :

$$\begin{aligned} E_{\text{comb}} &= (3 E_{C-H} + E_{C-O} + E_{O-H} + \frac{3}{2} E_{O=O}) - (2 E_{C=O} + 4 E_{O-H}) \\ &= (3 \times 413 + 360 + 463 + \frac{3}{2} \times 498) - (2 \times 798 + 4 \times 463) \end{aligned}$$

$$E_{\text{comb}} = -639 \text{ kJ.mol}^{-1} .$$

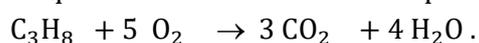
Application

Montrer que l'énergie molaire de combustion du propane est de - 2002 kJ.mol⁻¹.

Données

E_{C-H}	E_{C-C}	$E_{O=O}$	E_{O-H}	$E_{C=O}$
413 kJ.mol ⁻¹	348 kJ.mol ⁻¹	498 kJ.mol ⁻¹	463 kJ.mol ⁻¹	798 kJ.mol ⁻¹

L'équation de la combustion complète d'une mole de propane est :



$$E_{\text{combustion}} = \Sigma E_{\text{rompues}} - \Sigma E_{\text{formées}}$$

$$E_{\text{combustion}} = (8 E(\text{C}-\text{H}) + 2 E(\text{C}-\text{C}) + 5 E(\text{O}=\text{O})) - (6 E(\text{C}=\text{O}) + 8 E(\text{O}-\text{H}))$$

$$= (8 \times 413 + 2 \times 348 + 5 \times 498) - (6 \times 798 + 8 \times 463)$$

$$E_{\text{combustion}} = \underline{-2002 \text{ kJ.mol}^{-1}}$$

4. Pouvoir calorifique

Combustible	Pouvoir calorifique (MJ.kg ⁻¹)
Dihydrogène	142,9
Butane	49,51
Essence	47,8
Diesel	44,8
Ethanol	29,7
Bois	15

Le pouvoir calorifique PC est l'énergie libérée par unité de masse du combustible, par conséquent :

$$Q = - m \text{ PC}$$

Q : énergie transférée (J)

m : masse (kg)

PC : Pouvoir calorifique (J.kg⁻¹)

Remarque

Q < 0 et PC > 0

Application

Pour parcourir 100 km, la combustion du diesel dans le moteur d'un véhicule libère une énergie E = 230 MJ.

1. Calculer la masse de diesel consommé par le véhicule pour parcourir 100 km.
2. En déduire la consommation du véhicule exprimée en litre de diesel pour 100 km.

Données

$$\rho(\text{diesel}) = 0,835 \text{ kg.L}^{-1}$$

$$\text{PC}(\text{diesel}) = 44,8 \text{ MJ.kg}^{-1}$$

1. Pour parcourir 100 km, la masse de diesel est :

$$m(\text{diesel}) = \frac{E}{PC(\text{diesel})}$$
$$= \frac{230}{44,8}$$

$$m(\text{diesel}) = \underline{5,13 \text{ kg}}$$

$$2. V(\text{diesel}) = \frac{m(\text{diesel})}{\rho(\text{diesel})}$$
$$= \frac{5,13}{0,835}$$

$$V(\text{diesel}) = \underline{6,14 \text{ L}}$$

Exercices

N°	13	page	183
N°	14	page	183
N°	15	page	183
N°	17	page	183
N°	18	page	183
N°	23	page	185
N°	24	page	185
N°	25	page	185
N°	32	page	187