

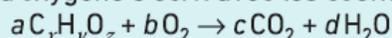
1 Combustion complète

a. Caractéristiques

Une **combustion** est une réaction chimique d'oxydoréduction entre un **combustible*** et un **comburant*** (en général, le dioxygène O_2). La **combustion est complète** quand il ne se forme que du dioxyde de carbone (CO_2) et de l'eau (H_2O) : les réactifs sont alors en proportions stœchiométriques, ou le dioxygène est en excès.

b. Écriture d'une équation de combustion

L'équation d'une réaction de combustion, dans le dioxygène, d'une molécule organique formée d'atomes de carbone, d'hydrogène et éventuellement d'oxygène s'écrit avec les coefficients a, b, c, d :



On n'étudie ici que la combustion des alcanes et des alcools.

Exemples

- Propane : $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$
- Méthanol : $2CH_3O + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 4H_2O$

↳ Exercices 30 à 32 p. 187

Vocabulaire

- **Combustible** : espèce chimique qui brûle.
- **Comburant** : espèce chimique permettant la combustion du combustible.

Rappels

↳ Chapitre 6

- Formule générale d'un alcane non cyclique : C_nH_{2n+2}
(n étant un entier naturel supérieur ou égal à 1)
- Formule générale d'un alcool non cyclique : $C_nH_{2n+2}O$
(n étant un entier naturel supérieur ou égal à 1)

2 Énergies mises en jeu lors d'une combustion

a. Énergies molaires de liaison E_l

Dans tout ce qui suit, la **nature** d'une liaison est définie par les deux atomes liés et le nombre de liaisons covalentes entre ces deux atomes. On la désignera par exemple par C–H, C–O, C=O, O=O, etc.

L'**énergie molaire de liaison** E_l d'une molécule diatomique AB est l'énergie qu'il faut fournir pour rompre les liaisons d'une mole de molécules $AB_{(g)}$, à l'état gazeux, en ses deux atomes $A_{(g)}$ et $B_{(g)}$, à l'état gazeux. Elle est **toujours positive** et s'exprime en joules par mole ($J \cdot mol^{-1}$).

Dans une molécule, l'**énergie molaire d'une liaison particulière** est l'énergie nécessaire à la rupture de cette liaison dans une mole de molécules.

Elle dépend de la nature de la liaison et peut aussi dépendre de la molécule dans laquelle la liaison est présente. Les énergies de liaison sont données dans des tables (doc. 1).

Pour calculer l'**énergie molaire de liaison** d'une molécule polyatomique, on effectue la somme des énergies de liaison de toutes les liaisons présentes dans la molécule. Il faut donc dresser une liste complète de toutes les liaisons qui la composent en dessinant son schéma de Lewis.

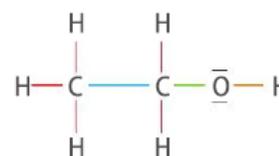
Exemple

- Pour l'éthanol C_2H_6O (doc. 2) :
- $E_l(C_2H_6O) = E_l(C-C) + 5 E_l(C-H) + E_l(C-O) + E_l(O-H)$
- soit $E_l(C_2H_6O) = 348 + 5 \times 415 + 350 + 463 = 3\,236 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

↳ Exercices 33 à 35 p. 187

Liaison	E_l (en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)
H–H	432
O=O	498
C–C	348
H–O	463
C–O	350
C=O	724
C=O (dans CO_2)	804
C–H	415
H–Br	368

Doc. 1 Extrait d'une table des énergies molaires de liaison.



Doc. 2 Schéma de Lewis de la molécule d'éthanol.

b. Énergies molaires de réaction E_r

• L'énergie molaire de réaction E_r est l'énergie associée à l'équation de réaction d'une transformation chimique. Elle a pour expression :

$$E_r = \sum E_l(\text{réactifs}) - \sum E_l(\text{produits})$$

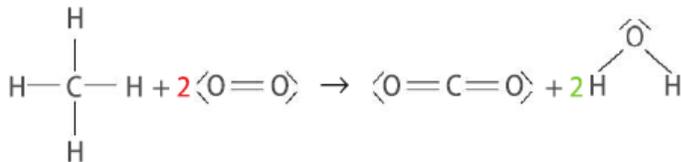
• Pour une combustion complète, l'énergie molaire de réaction est l'énergie correspondant à la combustion complète de 1,0 mol de combustible. On l'appelle l'énergie molaire de combustion, elle est toujours négative. La combustion est exothermique.

Exemples

① On considère la combustion complète du méthane (doc. 3).

L'équation de la réaction est : $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

On peut l'écrire en utilisant les schémas de Lewis, pour mettre en évidence les liaisons :

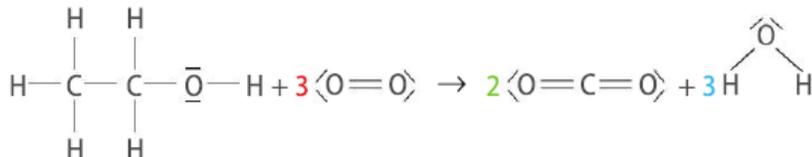


$$\begin{aligned} E_r &= [E_1(\text{CH}_4) + 2E_1(\text{O}_2)] - [E_1(\text{CO}_2) + 2E_1(\text{H}_2\text{O})] \\ &= [4E_1(\text{C-H}) + 2E_1(\text{O=O})] - [2E_1(\text{C=O}) + 2 \times 2E_1(\text{O-H})] \\ &= 4E_1(\text{C-H}) + 2E_1(\text{O=O}) - 2E_1(\text{C=O}) - 4E_1(\text{O-H}) \\ &= 4 \times 415 + 2 \times 498 - 2 \times 804 - 4 \times 463 \\ &= -804 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

② On considère la combustion complète de l'éthanol.

L'équation de la réaction est : $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

Le passage aux schémas de Lewis donne :



$$\begin{aligned} E_r &= [E_1(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) + 3E_1(\text{O}_2)] - [2E_1(\text{CO}_2) + 3E_1(\text{H}_2\text{O})] \\ &= [E_1(\text{C-C}) + 5E_1(\text{C-H}) + E_1(\text{C-O}) + E_1(\text{O-H}) + 3E_1(\text{O=O})] \\ &\quad - [2 \times 2E_1(\text{C=O}) + 3 \times 2E_1(\text{O-H})] \\ &= E_1(\text{C-C}) + 5E_1(\text{C-H}) + E_1(\text{C-O}) + 3E_1(\text{O=O}) - 4E_1(\text{C=O}) - 5E_1(\text{O-H}) \\ &= 348 + 5 \times 415 + 350 + 3 \times 498 - 4 \times 804 - 5 \times 463 \\ &= -1\,264 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

↳ Exercice 36 p. 187

c. Énergies de réaction

En pratique, il n'est pas mis en jeu une mole de combustible mais une quantité de matière n .

L'énergie de réaction E mise en jeu lors de la combustion complète d'une quantité de matière n de combustible est :

$$E = n \times E_r$$

E en joules (J) ou en kilojoules (kJ)
 n en moles (mol)
 E_r en joules par mole (J·mol⁻¹) ou en kilojoules par mole (kJ·mol⁻¹)

Exemples

① On réalise la combustion complète de $n = 7,40$ mol de méthane.

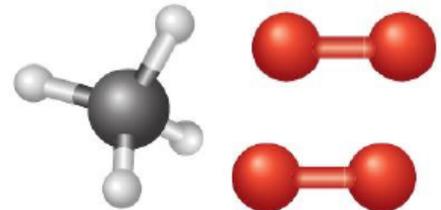
L'énergie de réaction est :

$$E = n \times E_r = 7,40 \times (-804) = -5,95 \cdot 10^3 \text{ kJ} = -5,95 \text{ MJ}$$

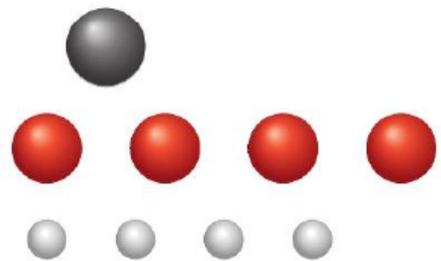
② On réalise la combustion complète de $n = 0,350$ mol d'éthanol.

L'énergie de réaction est : $E = 0,350 \times (-1\,264) = -442 \text{ kJ}$

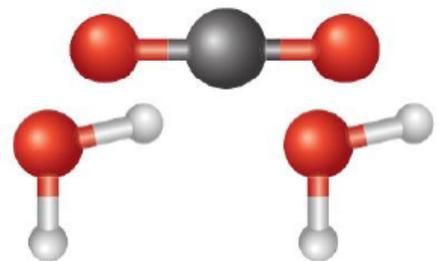
a. Réactifs dans l'état initial :



b. Atomes après « démontage » des 4 liaisons C-H et des 2 liaisons O=O :



c. Produits après « remontage » des 2 liaisons C=O et des 2 × 2 liaisons O-H :



Doc. 3 Combustion complète du méthane CH_4 .

d. Pouvoir calorifique

Le **pouvoir calorifique PC** d'un combustible est l'énergie qu'un kilogramme de combustible peut céder à l'environnement lors de sa **combustion complète** (doc. 4). On peut calculer l'énergie E produite par une certaine masse m de combustible avec la formule :

$$E = m \times PC$$

Le pouvoir calorifique s'exprime en $\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}$ ou en $\text{kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$ ou $\text{MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$.

Exemples

- La combustion de 10,0 kg de bois, de pouvoir calorifique $17,5 \text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$, libère une énergie $E = m \times PC = 10,0 \times 17,5 = 175 \text{ MJ}$.

- La combustion de 3,0 kg de charbon libère une énergie $E = 84 \text{ MJ}$.

Le pouvoir calorifique du charbon vaut $PC = \frac{E}{m} = 28 \text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$.

- Le gazole est un liquide de masse volumique $\rho = 0,85 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$.

La combustion d'un volume $V = 10,0 \text{ L}$ de gazole libère une énergie $E = 378 \text{ MJ}$. Le pouvoir calorifique vaut :

$$PC = \frac{E}{\rho \times V} = \frac{378}{10,0 \times 0,85} = 44,5 \text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$$

Remarque La **tonne d'équivalent pétrole** (symbole **tep**) est une unité de mesure d'énergie. Le pouvoir calorifique du pétrole valant en moyenne $42 \text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$, $1 \text{ tep} = 42 \text{ GJ}$.

▶ **Activité d'exploitation 2 p. 177** ▶ **Exercice 40 p. 187**

Combustible	Pouvoir calorifique PC (en $\text{MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$)
Méthane	55,6
Butane	47,6
Octane (essences)	42,5
Dodécane (gazole)	44,5
Paraffine	46,0
Éthanol	29,7
Charbon	28
Bois	17,5

Doc. 4 Pouvoirs calorifiques de divers combustibles.

Vocabulaire

- **Combustible fossile** : combustible riche en carbone, issu de matière organique enfouie dans le sol depuis plusieurs millions d'années.
- **Énergie renouvelable** : énergie dont la source se renouvelle suffisamment vite pour être considérée comme inépuisable à l'échelle humaine.
- **Biomasse** : matière organique qui peut être transformée en énergie.



Doc. 5 Granulés fabriqués à partir de déchets de bois.



Doc. 6 Microalgues du genre *Scenedesmus*.

3 Combustions et enjeux sociétaux

a. Applications usuelles des combustions et risques associés

- Les combustions de matière organique sont utilisées quotidiennement pour la cuisine (gaz naturel), le chauffage (bois, fioul) et les déplacements (essence, gazole). L'essentiel du combustible utilisé est d'origine fossile*. Son exploitation intensive depuis plus de 100 ans tarit les réserves mondiales.
- Le stockage des combustibles, fortement inflammables, augmente les risques d'incendie et d'explosion.

b. Axes d'étude actuels, perspective de développement durable

- Les combustions produisent du dioxyde de carbone, un des gaz à effet de serre responsables du **réchauffement de la planète**. Certains hydrocarbures contiennent des impuretés dont la combustion produit aussi des particules fines et des gaz nocifs NO_x et SO_x . Ces derniers peuvent provoquer des pluies acides. Les véhicules actuels utilisent des **catalyseurs** et des **filtres à particules** pour **réduire les rejets**.
- Pour éviter de puiser dans les ressources fossiles, on cherche des alternatives **renouvelables***. On peut les classer en trois familles :
 - ① Utilisation d'agrocarburants en additifs (**biocarburants**), qui a pour inconvénients de mobiliser des terres habituellement utilisées pour produire de la nourriture, et de provoquer la déforestation.
 - ② Valorisation de la **biomasse***, en brûlant les déchets végétaux (doc. 5) ou en les transformant en carburants de synthèse.
 - ③ Utilisation de **microalgues** (doc. 6) ou de **bactéries spécialisées** dans la production de matière combustible, avec un excellent rendement.

▶ **Exercice 41 p. 187**

COMBUSTION COMPLÈTE :
écriture de la réaction

Combustible		Comburant	Produits	
Composé organique		Dioxygène	Dioxyde de carbone	Eau
$a C_xH_yO_z$	+	$b O_2$	\rightarrow	$c CO_2$ + $d H_2O$

ÉNERGIES MISES EN JEU :
diagramme de calculs et unités des grandeurs

ÉNERGIES MISES EN JEU :
diagramme de calculs et unités des grandeurs

