

FICHE DE COURS

Énergie et réactions chimiques

Combustions, énergies de liaison et pouvoir calorifique

1. Combustion d'une espèce organique

Une **combustion** est une réaction d'**oxydoréduction** entre un **combustible** (alcane, alcool...) et un **comburant** (le dioxygène). Elle libère de l'énergie.

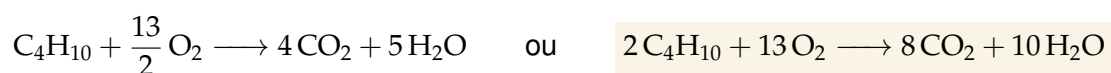
La combustion est dite **complète** lorsque les seuls produits sont le **dioxyde de carbone** CO_2 et l'**eau** H_2O .

Équilibrer une équation de combustion : on procède toujours dans cet ordre.

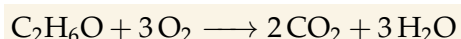
1. équilibrer le **carbone** avec CO_2 ;
2. équilibrer l'**hydrogène** avec H_2O ;
3. équilibrer l'**oxygène** en dernier, en ajustant le coefficient de O_2 (une fraction est acceptée, ou on multiplie tout par 2).

Exemple : Combustion complète du butane C_4H_{10} .

Carbone : 4 atomes $\Rightarrow 4 \text{CO}_2$. Hydrogène : 10 atomes $\Rightarrow 5 \text{H}_2\text{O}$. Oxygène à droite : $4 \times 2 + 5 = 13$ atomes, soit 6,5 molécules de O_2 :



Exemple : Combustion complète de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$: attention, l'éthanol apporte lui-même un atome d'oxygène.



Une combustion **incomplète**, par manque de dioxygène, produit du **monoxyde de carbone** CO — gaz inodore et mortel — ainsi que des particules de carbone (suie). D'où l'obligation de ventiler les appareils à combustion.

2. Énergie de liaison

L'**énergie de liaison** $E_{\text{A-B}}$ est l'énergie qu'il faut **fournir** pour rompre une mole de liaisons A-B en phase gazeuse. Elle s'exprime en kJ/mol et elle est toujours **positive**.

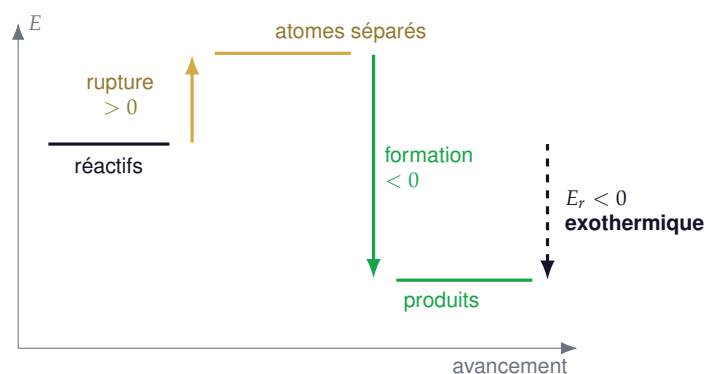
Une réaction chimique en phase gazeuse se déroule en deux temps :

- **rompre** les liaisons des réactifs : cela **coûte** de l'énergie (> 0) ;
- **former** les liaisons des produits : cela **libère** de l'énergie (< 0).

L'énergie molaire de réaction est le bilan des deux :

$$E_r = \sum E_{\text{liaisons rompues}} - \sum E_{\text{liaisons formées}}$$

- si $E_r < 0$: la réaction **libère** de l'énergie, elle est **exothermique** ;
- si $E_r > 0$: la réaction **absorbe** de l'énergie, elle est **endothermique**.



Exemple : Combustion du méthane : $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$, en phase gazeuse.

Données : $E_{\text{C-H}} = 415 \text{ kJ/mol}$; $E_{\text{O=O}} = 498 \text{ kJ/mol}$; $E_{\text{C=O}} = 804 \text{ kJ/mol}$; $E_{\text{O-H}} = 463 \text{ kJ/mol}$.

$$\sum E_{\text{rompues}} = 4 \times 415 + 2 \times 498 = 1660 + 996 = 2656 \text{ kJ/mol}$$

$$\sum E_{\text{formées}} = 2 \times 804 + 4 \times 463 = 1608 + 1852 = 3460 \text{ kJ/mol}$$

$$E_r = 2656 - 3460 = -804 \text{ kJ/mol}$$

$E_r < 0$: la combustion du méthane est bien **exothermique**.

Attention : CO_2 contient **deux** liaisons C=O et chaque H_2O **deux** liaisons O-H ; il faut donc compter $2 \times 2 = 4$ liaisons O-H au total.

3. Pouvoir calorifique

Le **pouvoir calorifique massique** PC d'un combustible est l'énergie libérée par la combustion complète d'un **kilogramme** de ce combustible. Il s'exprime en J/kg (ou en MJ/kg) et il est **positif** par convention.

$$E_{\text{libérée}} = PC \times m$$

Lien avec l'énergie molaire de réaction :

$$PC = \frac{|E_r|}{M} \quad \text{avec } M \text{ la masse molaire du combustible en kg/mol}$$

Ordres de grandeur des pouvoirs calorifiques :

Combustible	bois	éthanol	essence	dihydrogène
$PC \text{ (MJ/kg)}$	≈ 15	30	45	120

Le dihydrogène a le meilleur pouvoir calorifique massique et ne produit que de l'eau ; mais sa très faible masse volumique rend son stockage difficile.

Exemple : Pouvoir calorifique du méthane, avec $E_r = -804 \text{ kJ/mol}$ et $M(\text{CH}_4) = 16,0 \text{ g/mol} = 16,0 \times 10^{-3} \text{ kg/mol}$:

$$PC = \frac{|E_r|}{M} = \frac{804 \times 10^3}{16,0 \times 10^{-3}} = 5,03 \times 10^7 \text{ J/kg} = 50,3 \text{ MJ/kg}$$

Énergie libérée par la combustion de 2,0 kg de méthane :

$$E = PC \times m = 5,03 \times 10^7 \times 2,0 = 1,0 \times 10^8 \text{ J}$$

Estimer un pouvoir calorifique. On chauffe une masse m_{eau} d'eau avec la combustion d'une masse m de combustible, et on mesure l'élévation de température $\Delta\theta$:

$$E_{\text{reçue par l'eau}} = m_{\text{eau}} \times c_{\text{eau}} \times \Delta\theta \quad \text{puis} \quad PC \approx \frac{E_{\text{reçue}}}{m}$$

avec $c_{\text{eau}} = 4185 \text{ J/(kg K)}$.

La valeur obtenue est toujours **sous-estimée** : une partie de l'énergie est perdue vers l'air ambiant et le récipient.

4. Combustions et enjeux de société

Les combustions couvrent aujourd'hui la majeure partie des besoins énergétiques (transports, chauffage, production d'électricité), mais elles posent trois problèmes :

- elles émettent du CO_2 , **gaz à effet de serre** responsable du réchauffement climatique ;
- elles émettent des **polluants** : CO toxique, oxydes d'azote, particules fines ;
- elles reposent sur des ressources fossiles **non renouvelables**.

Pistes actuelles : biocarburants, dihydrogène décarboné, capture et stockage du CO_2 , et surtout amélioration du **rendement** des dispositifs.

Exemple : Masse de CO_2 émise par la combustion de 1,0 kg de méthane.
D'après $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, une mole de CH_4 produit une mole de CO_2 .

$$n(\text{CH}_4) = \frac{1000}{16,0} = 62,5 \text{ mol} = n(\text{CO}_2)$$

$$m(\text{CO}_2) = n \times M = 62,5 \times 44,0 = 2,75 \times 10^3 \text{ g} = 2,75 \text{ kg}$$

Brûler 1 kg de méthane émet donc près de 3 kg de CO_2 : la masse augmente car le carbone se combine à l'oxygène de l'air.

Combustion complète : produits = CO_2 et H_2O . On équilibre C, puis H, puis O.

Énergie molaire de réaction : $E_r = \sum E_{\text{rompues}} - \sum E_{\text{formées}}$.

Signe : $E_r < 0$ exothermique (libère), $E_r > 0$ endothermique (absorbe).

Pouvoir calorifique : $PC = \frac{|E_r|}{M}$ et $E_{\text{libérée}} = PC \times m$.

Piège : bien compter *toutes* les liaisons — 2 liaisons C=O dans CO_2 , 2 liaisons O–H par H_2O .