
	Première Spécialité	Thème : Constitution et transformations de la matière	Cours	
	Chapitre 18 : Réactions de combustion			

I La réaction de combustion

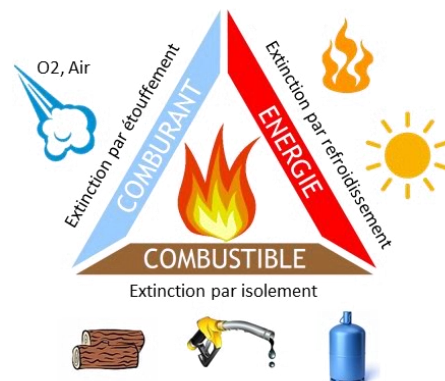
1) Définition

Un **combustible** est une substance qui a la propriété de brûler (éthanol, alcane, bois, papier, ...).

Un **comburant** est une substance qui, sous certaines conditions, permet d'initier une réaction de combustion. Le principal comburant est le **dioxygène** (formule O_2) présent à 20 % dans l'air.

L'amorce d'une combustion nécessite une **énergie d'activation** apportée par une flamme, une étincelle, une augmentation de température, ...

Ces trois éléments sont rassemblés sur le « triangle du feu ». Si l'un des trois éléments disparaît pendant la combustion, le feu s'éteint.



Une combustion est une transformation chimique exothermique entre un combustible et un comburant : elle libère de l'énergie thermique.

2) Equation d'une réaction de combustion

Toutes les molécules organiques qui contiennent principalement des atomes de carbone et d'hydrogène sont des combustibles. Deux familles de molécules organiques sont très utilisées comme combustible :

- les **alcane**s de formule générale C_nH_{2n+2}
- les **alcools** contenant le groupe hydroxyle « $-OH$ ».

La combustion complète d'un alcane ou d'un alcool en présence de dioxygène produit uniquement de l'eau (de formule H_2O) et du dioxyde de carbone (de formule CO_2).



Pour équilibrer l'équation de la combustion complète, on équilibre l'atome de **carbone**, puis celui d'**hydrogène** et enfin celui d'**oxygène**.

Exemples :

- Equation de la combustion du méthane : $CH_4(g) + 2 O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(l)$
- Equation de la combustion du propane : $C_3H_8(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 3 CO_2(g) + 4 H_2O(l)$
- Equation de la combustion de l'éthanol :

$$C_2H_6O(g) + 3 O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(l)$$

Astuce : L'équation de la combustion des alcanes ayant un nombre pair d'atomes de carbone n'est pas forcément facile car il faut un nombre impair d'atomes d'oxygène dans les réactifs. On peut passer par une étape intermédiaire pour laquelle le coefficient stœchiométrique devant le dioxygène est une fraction.

Puis on multiplie chaque coefficient pour faire disparaître la fraction.

- Equation de la combustion de l'éthane :
 Etape intermédiaire avec coefficients fractionnaires : $C_2H_6(g) + \frac{7}{2} O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(l)$
 Equation finale (on multiplie chaque coefficient par 2) : $2 C_2H_6(g) + 7 O_2(g) \rightarrow 4 CO_2(g) + 6 H_2O(l)$



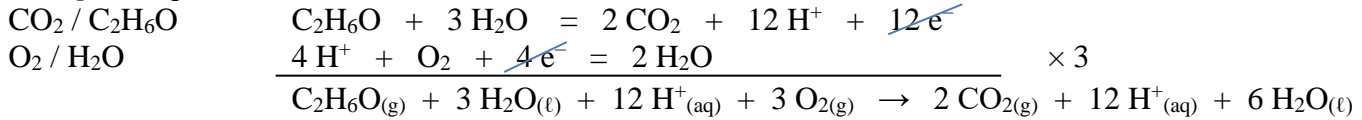
Combustion dans une lampe à alcool

- Equation de la combustion du butane : $2 \text{C}_4\text{H}_{10(g)} + 13 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 8 \text{CO}_{2(g)} + 10 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

Au cours d'une combustion, le combustible se lie avec le dioxygène, il subit donc une oxydation et joue le rôle de réducteur. Le dioxygène subit une réduction et joue le rôle d'oxydant.

Une combustion peut être modélisée par une réaction d'oxydoréduction entre l'oxydant du couple O₂/H₂O et le réducteur du couple CO₂/combustible.

Exemple : Equation de la combustion de l'éthanol :



On peut simplifier en : $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(g)} + 3 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{CO}_{2(g)} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

II Aspect énergétique d'une combustion

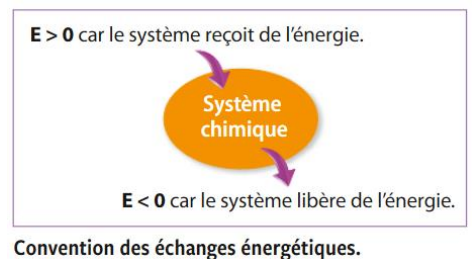
1) Energie libérée lors d'une combustion

Lors d'une combustion, l'énergie chimique stockée dans le combustible est convertie en énergie thermique.

Cette énergie est appelée « énergie de réaction ». Elle est notée **E et se mesure en joule (J). On utilise très souvent le kilojoule (1 kJ = 10³ J) et le mégajoule (1 MJ = 10⁶ J).**

Par convention, on ajoute un signe à l'énergie selon le sens dans lequel se fait l'échange d'énergie **par rapport au système**.

- Si le système libère (perd) de l'énergie, alors il a de l'énergie en moins. Cette énergie est donc comptée négativement pour le système.
- Si le système reçoit (gagne) de l'énergie, alors il a de l'énergie en plus. Cette énergie est donc comptée positivement pour le système.



Une réaction de combustion est toujours exothermique : le système chimique en combustion libère de l'énergie. Son énergie de réaction **E est donc négative.**

2) Energie molaire de réaction

Pour une combustion complète, l'énergie molaire de réaction, notée **E_r, est l'énergie libérée par la combustion d'une mole de combustible. Elle se mesure en joule par mole (J.mol⁻¹).**

L'énergie libérée par la combustion complète d'une quantité de matière **n de combustible est donnée par :**

$$\mathbf{E = n \times E_r} \quad \left| \begin{array}{l} \text{E : énergie de réaction en joule (J)} \\ \text{n : quantité de matière de combustible en mole (mol)} \\ \text{E}_r \text{ : énergie molaire de réaction en joule par mole (J.mol}^{-1}\text{)} \end{array} \right.$$

Remarque : Pour une combustion, puisque E est négatif, l'énergie molaire de réaction **E_r** est aussi **négative**.

Exercice : On brûle une bougie contenant 20,0 g d'acide stéarique.

Données : masse molaire de l'acide stéarique M = 284,0 g.mol⁻¹

Energie molaire de réaction de l'acide stéarique : E_r = -10 818 kJ.mol⁻¹

1) Calculer la quantité de matière d'acide stéarique contenue dans cette bougie.

$$\mathbf{n = \frac{m}{M} = \frac{20,0}{284,0} = 7,04 \times 10^{-2} \text{ mol}}$$



2) Calculer l'énergie libérée par la combustion de cette bougie.

$$E = n \times E_r = 7,04 \times 10^{-2} \times (-10\,818 \times 10^3) = \underline{-7,62 \times 10^5 \text{ J}} = \underline{-762 \text{ kJ}}$$

3) Pouvoir calorifique

On utilise très souvent le pouvoir calorifique pour comparer le pouvoir énergétique des combustibles.

Le pouvoir calorifique d'une matière combustible, noté PC, est l'énergie que l'on peut récupérer lors de la combustion d'un kilogramme de combustible. Il se mesure en joule par kilogramme ($\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}$). Par convention, PC est positif.

Doc. 3 Divers pouvoirs calorifiques

Combustible	Pouvoir calorifique ($\text{MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$)
Dihydrogène	142,9
Butane	49,51
Essence	47,8
Diesel	44,8
Éthanol	29,7
Bois	15

Remarque : Le pouvoir calorifique PC est donc une énergie massique de réaction. Il est positif bien qu'il s'agisse d'énergie libérée par le système, mais elle est gagnée le système chauffé.

L'énergie libérée par la combustion complète d'une masse m de combustible est donnée par :

$$E = -m \times PC$$

E : énergie de réaction en joule (J)

m : masse de combustible en kilogramme (kg)

PC : pouvoir calorifique en joule par kilogramme ($\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}$)

Remarque : le signe « - » dans la formule est obligatoire car, par convention, PC est positif mais E est négatif.

Exercice : Calculer l'énergie libérée par la combustion de 5,00 kg d'octane. $PC(\text{octane}) = 48,1 \text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$

$$E = -m \times PC = -5,00 \times 48,1 \times 10^6 = \underline{-2,41 \times 10^8 \text{ J}} = \underline{-241 \text{ MJ}}$$

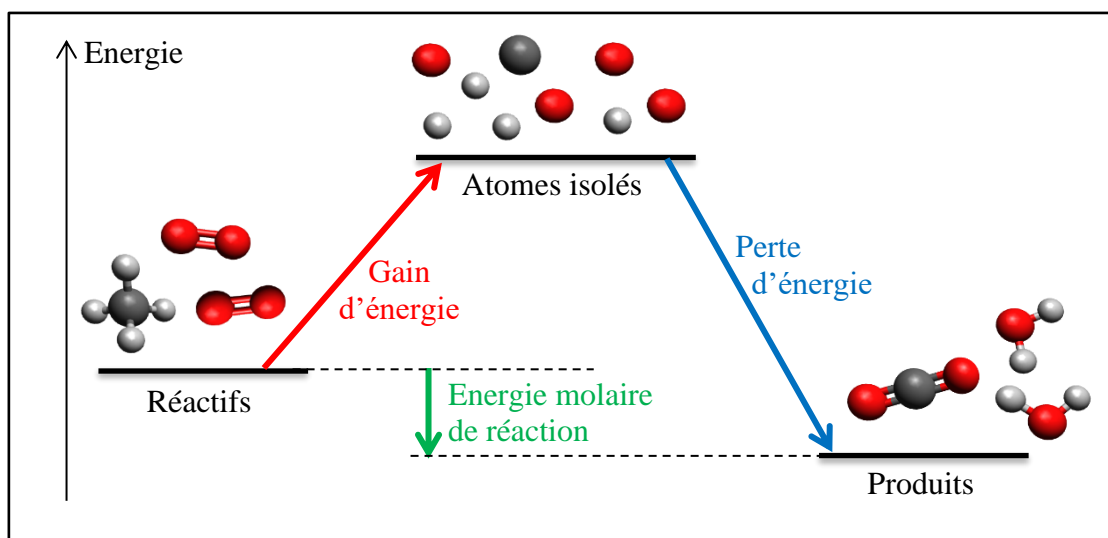
4) Énergie molaire de liaison

Au cours d'une combustion, des liaisons covalentes sont rompues et d'autres sont formées. Ce sont ces modifications de structures moléculaires qui sont à l'origine de l'énergie molaire de réaction.

Pour calculer l'énergie molaire de réaction E_r , on envisage une **étape hypothétique** dans laquelle toutes les liaisons des réactifs sont rompues pour donner des **atomes isolés**, à partir desquels se forment les liaisons des produits.

La rupture d'une liaison covalente nécessite un apport d'énergie, donc un gain d'énergie pour le système. La formation d'une liaison covalente libère de l'énergie, c'est donc une perte d'énergie pour le système.

Exemple : équation de la combustion de la méthane : $\text{CH}_{4(g)} + 2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$



L'énergie molaire de réaction se calcule à partir de l'énergie gagnée en cassant les liaisons des réactifs et de l'énergie perdue en formant les liaisons des produits. Ces énergies s'obtiennent à partir de l'énergie molaire de chaque liaison E_l .

L'énergie molaire de liaison E_l d'une molécule $A - B$ est l'énergie à fournir pour rompre les liaisons d'une mole de molécules $AB_{(g)}$ et obtenir ses deux atomes $A_{(g)}$ et $B_{(g)}$.

Il s'agit donc de l'énergie molaire de la réaction :



Elle est toujours positive et se mesure en joule par mole ($J \cdot mol^{-1}$).

L'énergie de liaison dépend de la nature de liaison. Certaines liaisons sont plus « solides » que d'autres, en particulier les liaisons doubles ou triples, il faudra donc apporter davantage d'énergie pour les briser.

L'énergie de liaison peut aussi dépendre de la molécule dans laquelle la liaison est présente.

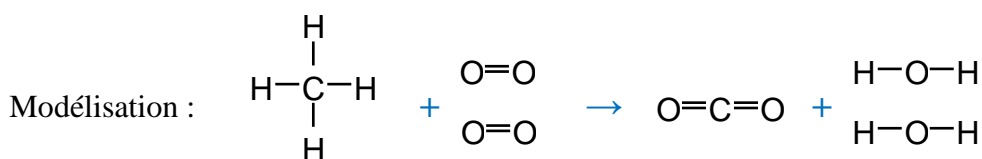
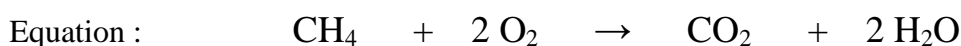
Elles sont données dans des tables.

L'énergie molaire de réaction E_r se calcule par :

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

Pour ne pas oublier de liaisons dans le calcul, on peut modéliser la réaction en remplaçant chaque formule brute de l'équation par sa formule développée. On prend en compte les coefficients stœchiométriques.

Dans la combustion du méthane, la modélisation est :



On a donc :

- dans les réactifs, rupture de quatre liaisons C – H et deux liaisons O = O ;
- dans les produits, formation de deux liaisons C = O et quatre liaisons H – O.

L'énergie molaire de réaction E_r vaut :

$$E_r = 4 \times E_l(C-H) + 2 \times E_l(O=O) - 2 \times E_l(C=O) - 4 \times E_l(H-O)$$

$$E_r = 4 \times 415 + 2 \times 498 - 2 \times 804 - 4 \times 463$$

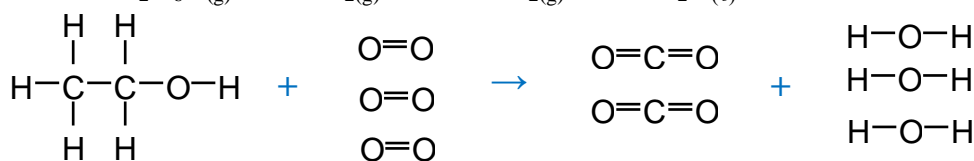
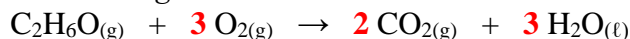
$$E_r = -804 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

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.

Attention : L'énergie molaire de réaction se calcule à partir de la combustion d'une mole de combustible. Il faut donc impérativement le **coefficient stœchiométrique « 1 » devant le combustible** dans l'équation de la réaction.

Exercice : Calculer l'énergie molaire de réaction de la combustion de l'éthanol.



L'énergie molaire de réaction E_r vaut :

$$E_r = E_l(C-C) + 5 \times E_l(C-H) + E_l(C-O) + E_l(H-O) + 3 \times E_l(O=O) - 4 \times E_l(C=O) - 6 \times E_l(H-O)$$

$$E_r = 348 + 5 \times 415 + 350 + 463 + 3 \times 498 - 4 \times 804 - 6 \times 463$$

$$E_r = -1\,264 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$