

Première Spécialité Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M. GINEYS / M. KUNST-MEDICA	
<b><u>Chapitre 16 : Réactions de combustion</u></b>		Cours livre p 158 à 159	

## Objectifs et trame du chapitre

### I. La réaction de combustion

#### Activité documentaire n°16.1 : Le moteur à combustion

*Capacités visées :*

- Citer des exemples de combustibles usuels.
- Écrire l'équation de réaction de combustion complète d'un alcane et d'un alcool.

**Exercices d'application à faire après l'activité : 3-4 p 164**

#### Activité documentaire n°16.2 : Combustion complète du propane

*Capacités visées :*

- Citer des exemples de combustibles usuels.
- Écrire l'équation de réaction de combustion complète d'un alcane et d'un alcool.
- Estimer l'énergie molaire de réaction pour une transformation en phase gazeuse à partir de la donnée des énergies des liaisons.

**Exercices d'application à faire après l'activité : 7-8 p 164**

### II. Aspect énergétique de la combustion

#### Activité expérimentale n°16.3 : Se chauffer à la bougie ou au bois

*Capacités visées :*

- Mettre en œuvre une expérience pour estimer le pouvoir calorifique d'un combustible.

**Exercices d'application à faire après l'activité : 5-6 p 164-165**

### III. Combustions et enjeux sociétaux

#### Activité documentaire n°16.4 : Combustions et développement durable

*Capacités visées :*

- Citer des applications usuelles qui mettent en œuvre des combustions et les risques associés.
- Citer des axes d'étude actuels d'applications s'inscrivant dans une perspective de développement durable.

**Exercices d'application à faire après l'activité : 9-10 p 165**

# Bilan des activités

## Équilibrer une équation chimique

[https://www.youtube.com/watch?v=HKV0qCIoX\\_o](https://www.youtube.com/watch?v=HKV0qCIoX_o)



## Bilan sur les réactions de combustion

<https://www.youtube.com/watch?v=IAEIf6Fz5Jc>



## Le pouvoir calorifique

[www.youtube.com/watch?v=pMsoavXxlGM](http://www.youtube.com/watch?v=pMsoavXxlGM)



## Énergie molaire de combustion

<https://youtu.be/dESmvlhU-qE>



### I La réaction de combustion

#### 1) Définition

Une combustion fait intervenir un combustible et un comburant.

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.

*Attention* : ne pas confondre avec un carburant qui est un combustible qui alimente un moteur thermique.

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.



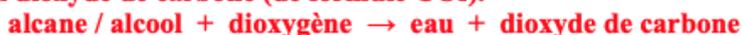
**Une combustion est une transformation chimique exothermique entre un combustible et un comburant : elle libère de l'énergie thermique.**

#### 2) Equation d'une réaction de combustion

Toutes les molécules organiques qui contiennent principalement des atomes de carbone et de 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 :  $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- Equation de la combustion du propane :  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3 \text{CO}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- Equation de la combustion de l'éthanol :



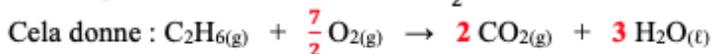
Combustion dans une lampe à alcool

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.

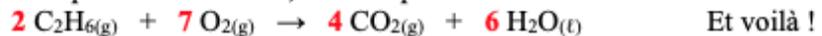
- Equation de la combustion de l'éthane :  $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + \dots\dots \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Il faudrait  $2 \times 2 + 3 = 7$  atomes d'oxygène dans les réactifs, en ajoutant un coefficient devant le dioxygène.

On met provisoirement le coefficient  $\frac{7}{2}$  devant  $\text{O}_2$  : on a bien  $\frac{7}{2} \times 2 = 7$  atomes d'oxygène.



On pourrait laisser l'équation ainsi, mais on préfère en général des coefficients entiers (car on voit mal ne prendre qu'une moitié de molécule). Pour faire disparaître la fraction, on multiplie tous les coefficients stœchiométriques de l'équation par 2 :

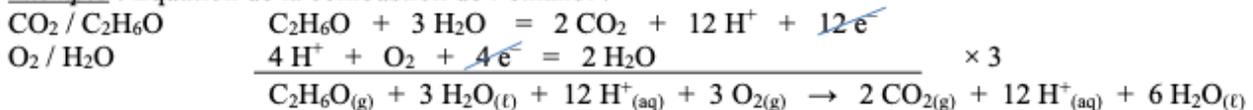


- Equation de la combustion du propane :  $2 \text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 13 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6 \text{CO}_2(\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

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  $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$  et le réducteur du couple  $\text{CO}_2/\text{combustible}$ .**

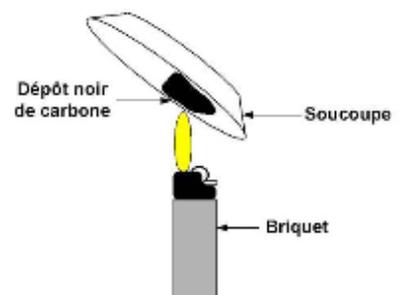
Exemple : Equation de la combustion de l'éthanol :



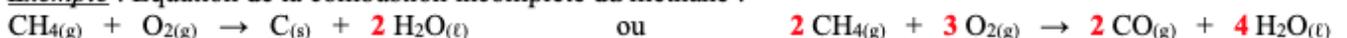
Remarque : il est plus rapide dans ce cas d'équilibrer l'équation directement, sans passer par les couples oxydant/réducteur, mais cette notion est au programme.

Lors d'une combustion, si le dioxygène n'est pas en quantité suffisante, la combustion devient **incomplète**. Elle produit toujours de l'eau, mais à la place du dioxyde de carbone, elle produit du **carbone** (de symbole C) ou du **monoxyde de carbone** (de formule CO).

Le monoxyde de carbone est un gaz incolore, inodore et très toxique. Il provoque des intoxications chaque année à cause des appareils de chauffage. Le carbone est une fine poudre noire qui colore la flamme en jaune en brûlant.



Exemple : Equation de la combustion incomplète du méthane :



## 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 = 10<sup>3</sup> J) et le mégajoule (1 MJ = 10<sup>6</sup> 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.

E > 0 car le système reçoit de l'énergie.



E < 0 car le système libère de l'énergie.

Convention des échanges énergétiques.

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<sub>r</sub>**, est l'énergie libérée par la combustion d'**une mole** de combustible. Elle se mesure en joule par mole (J.mol<sup>-1</sup>).

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

$$E = n \times E_r$$

E : énergie de réaction en joule (J)

n : quantité de matière de combustible en mole (mol)

E<sub>r</sub> : énergie molaire de réaction en joule par mole (J.mol<sup>-1</sup>)

**Remarque** : Pour une combustion, puisque E est négatif, l'énergie molaire de réaction **E<sub>r</sub>** 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<sup>-1</sup>

Energie molaire de réaction de l'acide stéarique : E<sub>r</sub> = -10 818 kJ.mol<sup>-1</sup>

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

$$\text{Quantité de matière d'acide stéarique : } n = \frac{m}{M} = \frac{20,0}{284,0} = \underline{7,04 \times 10^{-2} \text{ mol}}$$



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

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

### 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 (J.kg<sup>-1</sup>). Par convention, PC est positif.

Doc. 3 Divers pouvoirs calorifiques

Combustible	Pouvoir calorifique (MJ.kg <sup>-1</sup> )
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 (J.kg<sup>-1</sup>)

*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(octane) = 48,1 MJ.kg<sup>-1</sup>  
 $E = -m \times PC = -5,00 \times 48,1 \times 10^6 = \underline{\underline{-2,41 \times 10^8 \text{ J} = -241 \text{ MJ}}}$

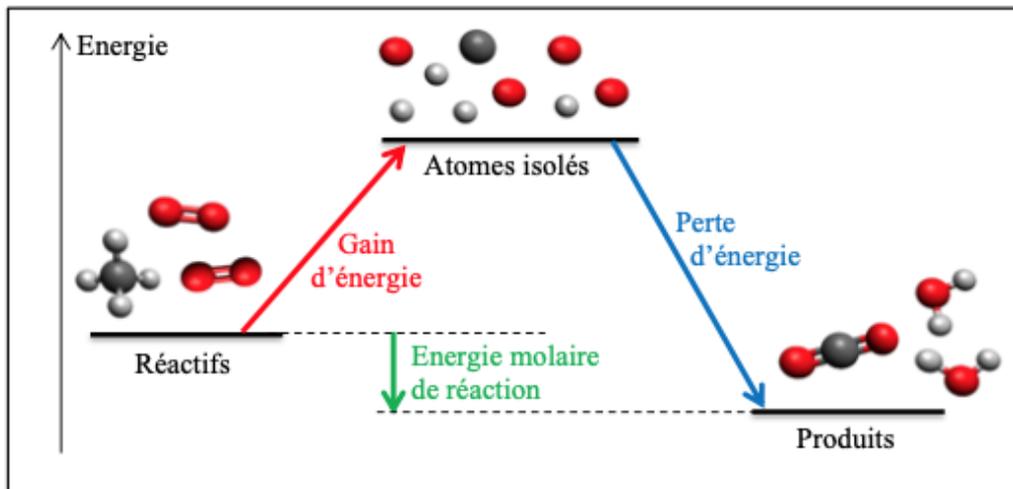
#### 4) Energie molaire de liaison

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  $\text{AB}_{(g)}$  et obtenir ses deux atomes  $\text{A}_{(g)}$  et  $\text{B}_{(g)}$ .**

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



**Elle est toujours positive et se mesure en joule par mole (J.mol<sup>-1</sup>).**

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.

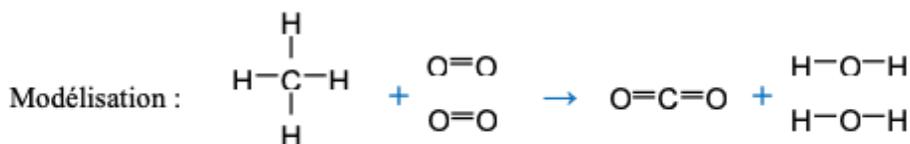
Elles sont données dans des tables.

**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 :

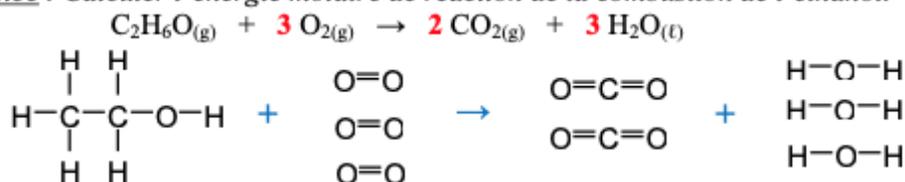
$$E_r = 4 \times E_l(\text{C-H}) + 2 \times E_l(\text{O=O}) - 2 \times E_l(\text{C=O}) - 4 \times E_l(\text{H-O})$$

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

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

**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 :

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

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

$$E_r = -1264 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Liaison	$E_l$ (en $\text{kJ.mol}^{-1}$ )
H-H	432
O=O	498
C-C	348
H-O	463
C-O	350
C=O	724
C-O (dans $\text{CO}_2$ )	804
C-H	415
H-Br	368

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

### III Combustions et enjeux sociétaux

- Plus de 90 % de l'énergie utilisée actuellement a comme origine une combustion. La majeure partie des combustibles sont **non renouvelables** (charbon, pétrole et gaz naturel). Leur exploitation intensive depuis plus de 100 ans tarit les réserves mondiales.
- Les risques liés à l'**inflammabilité** (risque d'incendie) des combustibles sont de loin le danger le plus grave. De plus, les réactions de combustion émettent des polluants et des gaz à effet de serre comme le **dioxyde de carbone**. Ils participent au **réchauffement climatique**. Lors d'une combustion incomplète, du monoxyde de carbone, gaz particulièrement toxique, est émis et peut entraîner des **intoxications**.
- Les enjeux du XXI<sup>ème</sup> consistent en la **réduction des émissions** de gaz à effet de serre ou à leur **valorisation** par des procédés industriels. L'utilisation des **agrocarburants** issus des végétaux est également un sujet important de recherche.

E Un agrocarburant de troisième génération



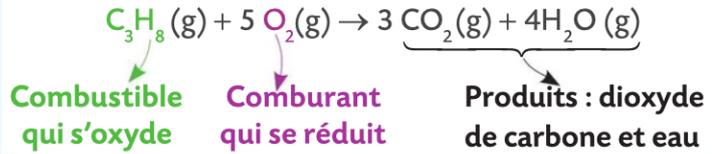
> Des chercheurs étudient la possibilité de produire des combustibles, à partir de micro-algues, qui captent le dioxyde de carbone atmosphérique.

# L'essentiel

## Les réactions de combustion

Exemple

Réaction de combustion complète :  
une réaction d'oxydoréduction



## La conservation de l'énergie

Modification de la structure moléculaire :  
ruptures et formations de liaisons

Réaction exothermique : énergie transférée  $Q < 0$

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

$\begin{matrix} \nearrow & \nearrow & \nearrow \\ \text{J} & \text{mol} & \text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \end{matrix}$

- **Énergie molaire de combustion**  $E_{\text{comb}}$  = énergie libérée lors de la combustion d'une mole de combustible ( $E_{\text{comb}} < 0$ ).
- $n$  = quantité de matière de combustible.

$$Q = -m \times PC$$

$\begin{matrix} \nearrow & \nearrow & \nearrow \\ \text{J} & \text{kg} & \text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \end{matrix}$

- **Pouvoir calorifique**  $PC$  d'un combustible = énergie que l'on peut récupérer lors de la combustion d'un kilogramme de combustible ( $PC > 0$ ).
- $m$  = masse de combustible.

$$E_{\text{comb}} = \left[ \begin{array}{c} \text{somme des énergies} \\ \text{de liaisons rompues} \end{array} \right] - \left[ \begin{array}{c} \text{somme des énergies} \\ \text{de liaisons formées} \end{array} \right]$$

## Les enjeux des réactions de combustion

Réactions de combustion

**Utilisation**

Énergie libérée utilisée dans le domaine des transports ou de l'habitat.

**Émission de gaz**

Émission de gaz à effet de serre participant au réchauffement climatique.

**Alternatives**

- Utilisation de carburants issus de matières organiques renouvelables.
- Élaboration de systèmes moins énergivores et plus efficaces.