

## Fiche

Les réactions de combustion fournissent l'énergie nécessaire à nos déplacements, à l'activité industrielle, à nos besoins de chauffage, à la production d'électricité... Elles dégagent de la chaleur, mais également des gaz nocifs pour l'environnement : le dioxyde de carbone qui contribue à l'effet de serre et au dérèglement climatique, les oxydes de soufre ou d'azote qui forment les pluies acides.

### I. Les combustibles organiques usuels

- Un combustible est une espèce qui brûle.
- Les combustibles sont multiples : le gaz, le pétrole et ses dérivés, le bois, le charbon. Ils contiennent principalement des **hydrocarbures**, c'est-à-dire des combinaisons d'atomes de **carbone** et d'**hydrogène**, parfois d'oxygène.
- Ainsi le méthane qui est le constituant principal du gaz naturel est de formule :  $\text{CH}_4$ . Un litre de fuel de masse moyenne égale à 880 g contient 726 g de carbone, 110 g d'hydrogène et 2 g de soufre.
- On distingue trois grandes catégories de combustibles :
  - Les combustibles solides comme le charbon, le bois...
  - Les combustibles liquides comme le GPL, le fioul, le diesel, l'essence... qui sont dérivés du pétrole, le bioéthanol qui dérive de la biomasse.
  - Les combustibles gazeux comme le gaz naturel issu des hydrocarbures, mais également du biométhane produit par la méthanisation de matière organique.
- On distingue également :
  - Les **combustibles fossiles** issus de matières organiques préhistoriques fossilisées qui ne se renouvellent pas, comme le pétrole et ses dérivés.
  - Les **biocombustibles** issus de plantes vivantes qui se renouvellent comme le bioéthanol.

#### Exercice n°1

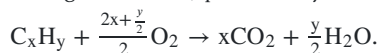
### II. Comment peut-on modéliser une combustion ?

- En chimie, la combustion désigne une réaction chimique au cours de laquelle un corps est **oxydé**. Le corps qui est oxydé est appelé **combustible** et l'espèce qui oxyde est appelée **comburant**.
- Les réactions d'oxydation sont généralement très **exothermiques** ; c'est-à-dire qu'elles dégagent de la chaleur. On parle de combustion lorsque la réaction est suffisamment rapide pour qu'elle se matérialise par une flamme ou des étincelles.
- Deux produits principaux résultent d'une combustion : le **dioxyde de carbone**,  $\text{CO}_2$  et l'**eau**,  $\text{H}_2\text{O}$ .

• Ainsi pour la combustion du méthane, on aura :



• En généralisant, pour un hydrocarbure de formule brute  $\text{C}_x\text{H}_y$ , on aura :



• **Exemple** : On peut estimer la masse de dioxyde de carbone produit par un moteur à explosion.

L'essence est modélisée par l'octane ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ). Une voiture essence consomme un volume  $V = 5,3$  L sur un parcours de 100 km.

**Données** : masse volumique de l'octane  $\rho = 0,70 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$  ;

masses molaires atomiques : (C) =  $12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ; (H) =  $1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ; (O) =  $16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

L'équation de réaction donne :  $2\text{C}_8\text{H}_{18} + 25\text{O}_2 \rightarrow 16\text{CO}_2 + 18\text{H}_2\text{O}$ .

Le réactif limitant est l'octane. D'après les stœchiométries des réactions, on a :  $\frac{n(\text{C}_8\text{H}_{18})}{2} = \frac{n(\text{CO}_2)}{16}$ .

Or la quantité de carburant consommée est  $n(\text{C}_8\text{H}_{18}) = \frac{\rho \cdot V}{M(\text{C}_8\text{H}_{18})}$ .

D'où :  $n(\text{CO}_2) = 8 \times n(\text{C}_8\text{H}_{18})$

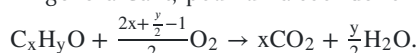
$$= 8 \times \frac{\rho \cdot V}{M(\text{C}_8\text{H}_{18})} = 8 \times \frac{0,70 \cdot 10^3 \times 5,3}{8 \times 12 + 1,0 \times 18} = 2,6 \cdot 10^2 \text{ mol}.$$

Soit  $m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \times M(\text{CO}_2) = 2,6 \cdot 10^2 \times (12 + 2 \times 16) = 1,1 \cdot 10^4 \text{ g} = 11 \text{ kg}$ .

Et pour la combustion de l'éthanol, on aura :



En généralisant, pour un alcool de formule brute :  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}$ , on aura :



 Exercice n°2

 Exercice n°3

 Exercice n°4

 Exercice n°5

### III. Comment calculer l'énergie libérée lors d'une combustion ?

#### Énergie de réaction, origine

La rupture des liaisons chimiques d'une molécule nécessite un **apport d'énergie**. La formation des liaisons chimiques d'une molécule **libère** de l'énergie. La variation d'énergie chimique d'un système est la résultante de toutes ces modifications.

#### Énergie de réaction, convention de signe

- Une réaction qui libère de l'énergie est dite **exothermique**. Une réaction qui absorbe de l'énergie est dite **endothermique**. Les réactions de changement d'état sont **exothermiques** ou **endothermiques**.
- On appelle **énergie de réaction** la **variation d'énergie chimique** qui accompagne la transformation d'un système siège d'une réaction chimique.
- Une réaction exothermique correspond à une énergie de réaction **négative**. Une réaction endothermique correspond à une énergie de réaction **positive**. Une réaction athermique correspond à une énergie de réaction **nulle**.

#### Énergie de réaction et avancement

L'énergie chimique mise en jeu au cours de la transformation d'un système, siège d'une réaction chimique, est proportionnelle à l'**avancement** de cette réaction.

#### Énergie molaire de réaction

L'énergie molaire de réaction d'une réaction chimique,  $E_r$  ou  $Q_r$ , est l'**énergie chimique** mise en jeu quand l'avancement de cette réaction augmente d'**une mole**. Elle s'exprime en joule par mole ( $J \cdot mol^{-1}$ ).

#### Énergie libérée par une combustion

L'énergie libérée par une combustion est égale au produit de l'énergie molaire de réaction par le nombre de moles de combustible :

$$E_{lib} = n \times E_r$$

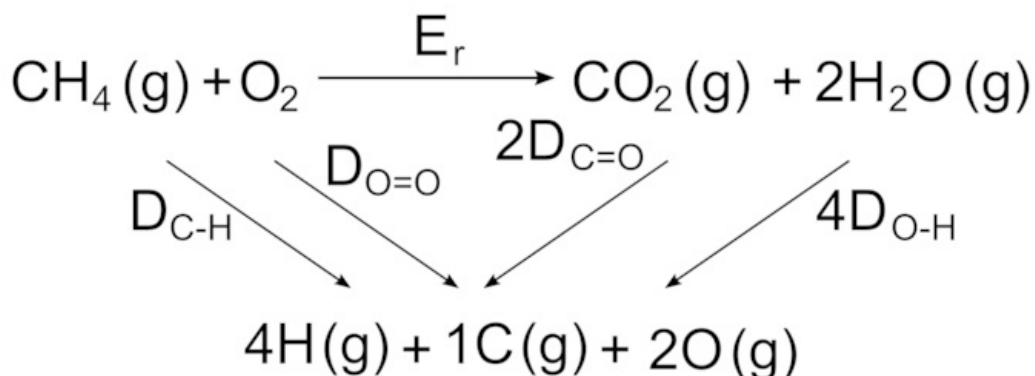
Où  $E_{lib}$  est l'énergie libérée par la réaction de combustion en joule (J),

$n$  est la quantité de matière en combustible (mol),

et  $E_r$  est l'énergie molaire de réaction en  $J \cdot mol^{-1}$ .

#### Quelles interprétations microscopiques peut-on faire ?

- L'énergie d'une réaction chimique en phase gazeuse, c'est-à-dire qui ne met en jeu que des gaz, correspond à la **variation de l'énergie chimique** stockée dans les liaisons covalentes intramoléculaires.
- On imagine un cycle de transformations qui permet de passer des réactifs aux produits. Lors de la combustion du méthane, on aura :



#### Tableau des énergies de liaison

--	--	--

Liaison A - B	Énergie libérée par la formation de la liaison (kJ.mol <sup>-1</sup> )	Énergie consommée lors de la rupture de la liaison (kJ.mol <sup>-1</sup> )
C - H	- 415	+ 415
C - C	- 345	+ 345
C - O	- 356	+ 356
O = O	- 498	+ 498
C = O	- 798	+ 798
O - H	- 463	+ 463

- On peut ainsi calculer l'énergie de réaction de la combustion du méthane :

$$E_r = 4 D_{C-H} + 2 D_{O=O} - 4 D_{O-H} - 2 D_{C=O}$$

$$E_r = 4 \times 415 + 2 \times 498 - 4 \times 463 - 2 \times 798$$

$$E_r = - 792 \text{ kJ.mol}^{-1} \text{ (exothermique).}$$

- L'énergie molaire d'une réaction chimique, où les réactifs et produits sont tous à l'état gazeux, se détermine en faisant le bilan énergétique des liaisons rompues et des liaisons formées au cours de la réaction.

L'énergie molaire de réaction est égale à la somme des énergies des liaisons rompues moins la somme des énergies des liaisons formées, c'est-à-dire :

$$E_r = \sum D_{rompues} - \sum D_{formees}$$

- L'énergie molaire de réaction est relative à une équation-bilan particulière.
- Si  $E > 0$ , la réaction est dite endothermique, c'est-à-dire que le système **gagne** de l'énergie par transfert de chaleur du milieu extérieur vers le système.
- Si  $E < 0$ , la réaction est dite exothermique, c'est-à-dire que le système **perd** de l'énergie par transfert de chaleur du système vers le milieu extérieur.

#### Exercice n°6

## IV. Combustion et enjeu de société

### Produits de la combustion complète et leurs dangers

- Toutes ces combustions produisent du dioxyde de carbone. C'est ce gaz qui est responsable du réchauffement de la planète. Il est principalement lié à l'utilisation des combustibles fossiles.
- Ainsi 1 m<sup>3</sup> de gaz naturel produit 2 kg de dioxyde de carbone et 1 litre de fuel en produit 2,7 kg.
- De plus, l'air contient du diazote en grande quantité (78 % en volume). Lors des combustions, les atomes d'azote se combinent avec les atomes d'oxygène pour former des oxydes d'azote : *NO*, *NO*<sub>2</sub>, *N*<sub>2</sub>*O*... rassemblés sous la formule *NO*<sub>x</sub>. Ce sont ces gaz qui sont en partie responsables des pluies acides.
- Les combustibles contiennent également des traces d'autres éléments comme le soufre qui vont former après oxydation les oxydes de soufre : *SO*<sub>2</sub>, *SO*<sub>3</sub>... rassemblés sous la formule de *SO*<sub>x</sub>. Ce dernier oxyde formera de l'acide sulfurique par combinaison avec de l'eau contenue dans les nuages ou les fumées de combustion. Il entraînera également la formation de pluies acides.

### Produits de la combustion incomplète et leurs dangers

- Si la quantité d'air et donc de dioxygène nécessaire à la combustion est insuffisante, on parle de combustion incomplète.
- La combustion de 1 m<sup>3</sup> de gaz naturel a besoin d'environ 10 m<sup>3</sup> d'air à 15 °C.
- Une combustion incomplète se traduit par la production d'imbrûlés, les suies, ou d'un gaz très dangereux, le monoxyde de carbone. Le monoxyde de carbone de formule *CO* est un gaz inodore, incolore et mortel, car il se fixe sur l'hémoglobine à la place du dioxygène, empêchant ainsi l'oxygénation des cellules.

### Le pouvoir calorifique

- L'efficacité d'un combustible se mesure à l'aide de son **pouvoir calorifique**. On appelle pouvoir calorifique d'un combustible, la chaleur que peut dégager la combustion complète d'un kilogramme de combustible.
- On le note *P* ou *PC*. Son unité sera en kilojoule par kilogramme (kJ · kg<sup>-1</sup>) ou en joule par kilogramme (J · kg<sup>-1</sup>).

Combustible	Pouvoir calorifique en kJ · kg <sup>-1</sup> à 25 °C

Dihydrogène	142 500
Méthane	55 600
Butane	47 600
Éthanol	28 800
Essence	42 500
Charbon	28 000
Bois	17 500

### Transformation en énergie mécanique

Les machines à vapeur ou à combustion externe, ainsi que les moteurs à combustion interne convertissent l'énergie de réaction en énergie cinétique.

#### À savoir et savoir réaliser :

- Citer des exemples de combustibles usuels.
- Savoir modéliser une combustion par une réaction d'oxydoréduction.
- Écrire l'équation de réaction de combustion complète d'un alcane et d'un alcool.
- Savoir définir l'énergie molaire de réaction, le pouvoir calorifique massique et l'énergie libérée lors d'une combustion.
- Savoir interpréter, microscopiquement en phase gazeuse, la modification des structures moléculaires, et les énergies de liaison.
- Estimer l'énergie molaire de réaction pour une transformation en phase gazeuse à partir de la donnée des énergies des liaisons.
- 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.