

# Chapitre 12- Les combustions

## 11.1 Réactions de combustion

Il existe de très nombreux types de transformations chimiques. Nous avons vu par exemple le cas des réactions d'oxydoréduction (cf. chapitre 2). Celui des réactions acido-basiques sera développé en terminale. Des exemples de réactions intervenant dans les synthèses organiques ont également été définies dans le chapitre 7.

Nous allons définir ici ce qu'est une réaction de combustion.

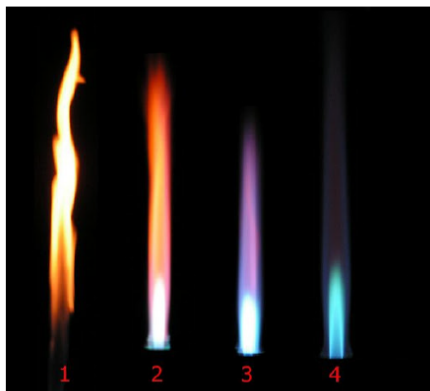
### 11.1.1 Définitions et caractéristiques

Les **réactions de combustion** forment une sous-famille des réactions d'oxydoréduction. Il s'agit ici de la réaction entre un **combustible** (espèce chimique pouvant brûler en présence d'un comburant) et un **comburant** (espèce chimique permettant de brûler le combustible). Le comburant est en général le dioxygène de l'air  $O_{2(g)}$

On appelle réaction de **combustion complète** une combustion dont les seuls produits formés sont de l'eau  $H_2O$  et du dioxyde de carbone  $CO_2$ . Pour qu'elle soit complète, la combustion doit mettre en jeu des réactifs en proportions stoechiométriques ou bien avec un excès de comburant.

Dans le cas contraire, si le dioxygène est limitant, alors on parle de **combustion incomplète** et il peut se former d'autres produits comme le monoxyde de carbone  $CO$  ou le carbone  $C$ .

**Remarque :** Selon si la combustion est complète ou non, la couleur de la flamme générée variera du bleu au orange, comme le montre la figure 11.1

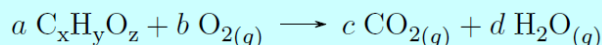


**Figure 11.1** – De gauche à droite, la flamme obtenue lors de la combustion d'un gaz, de la combustion incomplète à la combustion complète (source : *physique.buil.pagesperso-orange*)

### 11.1.2 Équation d'une réaction complète de combustion

#### Équation de combustion

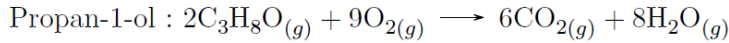
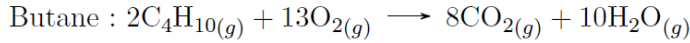
Lors d'une combustion complète, une molécule organique  $C_xH_yO_z$  (composée de carbones, hydrogènes et oxygènes) réagit avec le dioxygène  $O_{2(g)}$  pour former du dioxyde de carbone  $CO_{2(g)}$  et de l'eau  $H_2O_{(g)}$ . L'équation bilan de la transformation est de la forme :



$a, b, c, d$  sont les coefficients stoechiométriques.

**Remarque :** Pour écrire l'équation bilan d'une réaction de combustion, il faut savoir équilibrer les coefficients stoechiométriques (cf. chapitre 1).

**Exemples :**



## 11.2 Énergie des réactions chimiques

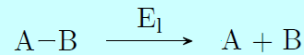
### 11.2.1 Énergie de liaison

Lors d'une transformation chimique, des molécules (les réactifs) sont transformés en d'autres molécules (les produits), tout en conservant la charge et la matière. Ainsi, on peut résumer une transformation chimique à un ensemble de liaisons chimiques rompues entre certains atomes, et d'autres liaisons formées.

Comme vu dans le chapitre 5, il existe plusieurs types de liaisons chimiques (covalentes, ioniques, etc.). Toutes les liaisons mettent en jeu une interaction entre deux atomes dont l'énergie est plus ou moins intense selon la force de la liaison. Quoi qu'il en soit, il faut une certaine quantité d'énergie pour former ou rompre une liaison.

#### Énergie molaire de liaison

On appelle **énergie molaire de liaison**  $E_l$  la quantité d'énergie nécessaire pour rompre les liaisons chimiques d'une mole de molécules A-B.  $E_l$  s'exprime donc en  $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$ .



**Remarque :** Pour une molécule polyatomique, on calcule l'énergie de liaison en effectuant la somme des énergies de liaison pour toutes les liaisons présentes dans la molécule.

**Exemple :** Énergie molaire de liaison de l'éthanol  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

$$\begin{aligned} E_l(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) &= E_l(\text{C-C}) + 5 E_l(\text{C-H}) + E_l(\text{C-O}) + E_l(\text{O-H}) \\ &= 348 + 5 \times 415 + 350 + 463 \\ &= 3236 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

### 11.2.2 Énergie de réaction

#### Énergie de réaction

Lors d'une transformation chimique, on appelle **énergie molaire de réaction**, notée  $E_r$  (en  $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$ ), la différence entre les énergies molaires de liaison des réactifs et celles des produits :

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

L'énergie totale de réaction est alors définie par la relation suivante :

$$E = n \times E_r$$

$n$  la quantité de matière (en mol)

$E_r$  l'énergie molaire de réaction (en  $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

$E$  l'énergie de réaction (en J)

**Remarque :** Dans le cas des réactions de combustion, l'énergie de combustion est **négative**. On dit que la réaction est **exothermique**, c'est à dire qu'elle libère de la chaleur.

### 11.2.3 Pouvoir calorifique

#### Pouvoir calorifique

On appelle **pouvoir calorifique** l'énergie libérée lors de la combustion complète d'un kilogramme de combustible. Il s'agit donc d'une énergie de réaction massique (en  $\text{J.kg}^{-1}$ ) :

$$PC = \frac{E}{m} \quad E = m \times PC$$

**Remarque :** Le pouvoir calorifique permet de calculer notamment la masse de combustible nécessaire pour fournir une quantité d'énergie donnée, par exemple pour faire fonctionner un moteur.

## 11.3 Combustion et enjeux sociétaux

### 11.3.1 Des applications... non renouvelables

Les réactions de combustion sont au coeur de notre quotidien puisqu'elles sont à l'origine de la grande majorité de l'énergie fournie pour faire fonctionner les moteurs (combustion des carburants), mais aussi le chauffage de nos habitations ou la cuisine (chauffage au gaz).

Les combustibles utilisés pour ces applications sont essentiellement des **hydrocarbures**, c'est-à-dire des combustibles organiques carbonés tels que le charbon, le pétrole et les gaz naturels. L'inconvénient de ces hydrocarbures est qu'il s'agit de **combustibles fossiles non renouvelables**. En effet, ces composés sont extraits essentiellement du sol de la Terre dans lequel ils sont enfouis, mais leur quantité est amenée à s'épuiser à mesure de notre consommation sans que les réserves se régèrent.

### 11.3.2 Risques

Les risques liés à l'utilisation des ces combustibles fossiles sont multiples. La plupart sont **inflammables**, augurant ainsi un risque quant à leur utilisation et surtout leur stockage. De plus, la combustion de ces composés génère des **gaz polluants et nocifs** dangereux pour la santé, et des **gaz à effet de serre** (dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$ ) responsables du réchauffement climatique.

### 11.3.3 Vers des énergies renouvelables

Il apparaît essentiel de nos jours de répondre à la problématique posée par ces combustibles fossiles, en proposant de nouvelles sources d'**énergie renouvelable**. Plusieurs axes sont à l'étude voire même déjà industrialisés, comme les **biocarburants** (agroc carburants pouvant remplacer le pétrole), la **biomasse** (utilisation des déchets végétaux) ou plus récemment l'emploi de **microalgues** qui offrent l'avantage de pouvoir générer de l'énergie avec un bon rendement.