

# ANALYSE DES COMPOSES ORGANIQUES

\* L'analyse élémentaire qualitative d'un composé organique consiste à identifier tous les éléments chimiques présents dans le composé analysé.

\* L'analyse quantitative d'un composé organique consiste à déterminer les proportions en masse de chaque élément dans la substance puis déduire la formule brute du composé.

\* Démarche :

On réalise la combustion complète d'un échantillon de masse connue :  $m_E$ .

Les produits de la réaction sont absorbés par des flacons laveurs, l'augmentation des masses des flacons renseigne sur les masses des produits :

- Le dioxyde de carbone est absorbé par la potasse.
- Les vapeurs d'eau sont absorbées par l'acide sulfurique.

Calculs :

La quantité de matière de dioxyde de carbone  $CO_2$  est égale à :  $n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}}$

Or  $n_C = n_{CO_2}$

$$\Rightarrow \frac{m_C}{M_C} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \Rightarrow m_C = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \cdot M_C$$

$$\boxed{\%C = \frac{m_C}{m_E} \times 100} \text{ avec } m_E \text{ masse de l'échantillon.}$$

La quantité de matière de l'eau est :

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}}$$

$$\text{Or } \boxed{n_H = 2n_{H_2O}} \Rightarrow \frac{m_H}{M_H} = \frac{2m_{H_2O}}{M_{H_2O}}$$

$$\Rightarrow \boxed{m_H = 2 \cdot \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} \cdot M_H} \quad \boxed{\%H = \frac{m_H}{m_E} \times 100}$$

Détermination de la masse molaire :

Une fois on calcule les % de chaque élément dans le composé ; on détermine par la suite expérimentalement la densité du composé par rapport à l'air ce qui nous permet de déduire la masse molaire puis la formule brute.

Soit :  $d = \frac{M}{29}$

d : densité par rapport à l'air

M : masse molaire des composés.

\* Détermination de la formule brute à partir de la masse molaire et des pourcentages massiques :

Exemple : soit le composé oxygéné  $C_xH_yO_z$  sa masse molaire est

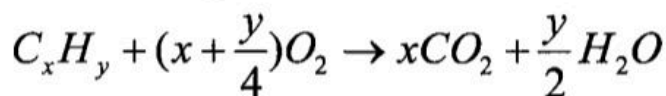
$$M = xM_C + yM_H + zM_O$$

$$\rightarrow M = 12x + y + 16z$$

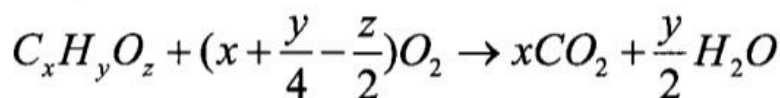
|                                                                            |
|----------------------------------------------------------------------------|
| $\%C = \frac{12x}{M} \times 100 \Rightarrow x = \frac{\%C \times M}{1200}$ |
| $\%H = \frac{y}{M} \times 100 \Rightarrow y = \frac{\%H \times M}{100}$    |
| $\%O = \frac{16z}{M} \times 100 \Rightarrow z = \frac{\%O \times M}{1600}$ |

\* Détermination de la formule à partir de la réaction de combustion complète

- L'équation de la réaction de combustion d'un hydrocarbure s'écrit :



L'équation de la réaction de combustion d'un composé oxygéné s'écrit :



D'après l'équation on obtient les relations :

$$\frac{n_{C_xH_yO_z}}{1} = \frac{n_{CO_2}}{x} \Rightarrow x = \frac{n_{CO_2}}{n_{C_xH_yO_z}}$$

$$\frac{n_{C_xH_yO_z}}{1} = \frac{n_{H_2O}}{\frac{y}{2}} \Rightarrow y = \frac{2n_{H_2O}}{n_{C_xH_yO_z}}$$

$$\frac{n_{C_xH_yO_z}}{1} = \frac{(x_{O_2})_{consommé}}{x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2}}$$

$$M = 12x + y + 16z$$

Les deux dernières relations nous permettent de déterminer z et déduire la formule brute.