

TITRE DE LA LEÇON : LES ETAPES DE L'ANALYSE ELEMENTAIRE

Discipline : Sciences Physiques

Sous-discipline : Chimie

Cycle : Lycée - Niveaux : Première C et D

- **L'analyse élémentaire** consiste à déterminer la nature et les proportions des éléments qui constituent un composé.

- Analyse qualitative.

L'analyse qualitative met en évidence la présence des éléments constitutifs d'une molécule. Cette recherche peut se faire par plusieurs méthodes telles que : la pyrolyse, la combustion, l'oxydation... Exemple : pyrolyse du sucre : en chauffant dans un tube à essai quelques morceaux de sucre, on constate que le sucre fond, brunit puis noircit par la suite en donnant des gaz combustibles (présence du dihydrogène) et un résidu solide noir (présence de l'élément carbone) ; le sucre contient le carbone et l'hydrogène.

- Analyse quantitative

L'analyse quantitative permet conjointement avec la détermination de la masse molaire, d'établir la formule moléculaire ou la formule brute d'un composé organique.

- Méthodes de détermination de la masse molaire moléculaire d'un composé

Loi des gaz parfaits : $P.V = n.R.T$; P en pascal (Pa) ; V en m^3 ; T en kelvin (K) ; R = 8,31 USI

(constante des gaz parfaits et $n = \frac{m}{M}$ la quantité de gaz en (mol). Cette loi peut s'écrire : $\frac{P.V}{T} = \frac{P_0.V_0}{T_0}$. La conversion de la température se fait par la relation : T (K) = T (°C) + 273.

La **densité** d'un gaz par rapport à l'air est donnée par la formule : $d = \frac{M}{29}$; avec M la masse molaire du gaz en g/mol. La densité n'a pas d'unité.

La composition centésimale d'un composé est l'ensemble des pourcentages, en masses, des éléments constitutifs dans la molécule. Soit le composé de formule brute $C_xH_yO_z$ de masse molaire M et dont les pourcentages sont : %C ; %H ; %O, $\frac{M}{100} = \frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O}$.

• Exercice résolu

L'oxydation totale de 0,745 g d'un composé organique renfermant le carbone, l'hydrogène et l'oxygène a donné 1,753 g de dioxyde de carbone (CO₂) et 0,913 g d'eau (H₂O).

- 1- Détermine la composition centésimale du composé.
- 2- Le composé étant vaporisé à 100°C, sous la pression de 75 cm (Hg), on a obtenu 528,5 cm³ des vapeurs de masse 1,28 g.
 - a- Détermine la masse molaire moléculaire M du composé.
 - b- Déduis la formule brute du composé.

Solution

1- Composition centésimale.

- Masse de carbone dans 1,753 g de CO₂ : $m_C = \frac{12(1,753)}{44} = 0,478$ g.

- Pourcentage en carbone : $\%C = \frac{0,478(100)}{0,745} = 64,16$.

- Masse d'hydrogène dans 0,913 g de H₂O : $m_H = \frac{2(0,913)}{18} = 0,10$ g.

- Pourcentage en hydrogène : $\%H = \frac{0,10(100)}{0,745} = 13,42$.

- Pourcentage en oxygène : $\%O = 100 - (\%C + \%H) = 100 - 64,16 - 13,42 = 22,42$

D'où la composition : C : 64,16% ; H : 13,42% ; O : 22,42%.

2a- Masse molaire moléculaire : $P.V = n.R.T = \frac{m}{M}.R.T$; $M = \frac{m.R.T}{P.V}$; $T = 373 \text{ K}$; $V = 528,5.10^{-6} \text{ m}^3$;

$$P = \frac{75.1.013.10^5}{76} \text{ (Pa)} ; M = 75 \text{ g/mol.}$$

2b- Formule brute : $\frac{M}{100} = \frac{12x}{\%C}$; $x = \frac{75.64,15}{1200} = 4$; $\frac{M}{100} = \frac{y}{\%H}$; $y = \frac{75.13,42}{100} = 10$; $\frac{M}{100} = \frac{16z}{\%O}$; $z = \frac{75.22,42}{1600} = 1$.

D'où la formule : $C_4H_{10}O$.

- **Exercices d'application**

Exercice1 : la combustion complète de 10 g d'un composé organique de formule brute $C_xH_yO_z$ en présence de l'oxygène de l'air a donnée 19,10 g de dioxyde de carbone et 11,70 g d'eau. D'autre part, la mesure de la densité par rapport à l'air des vapeurs de cette substance a donné $d = 1,58$.

- 1- Ecris l'équation bilan de la combustion.
- 2- Trouve la masse molaire du composé.
- 3- Calcule la quantité de composé utilisée, ainsi que la quantité de CO_2 et d'eau obtenue.
- 4- Détermine sa formule brute.

Exercice2 : l'analyse quantitative d'un composé organique renfermant le carbone, l'hydrogène et l'oxygène donne comme composition massique : $C= 40\%$; $H=6,7\%$; $O= 53,3\%$

- 1- Ecris la loi des proportions reliant x, y, z (nombre d'atomes de chaque élément du composé) avec la composition massique.
- 2- Sachant que la masse molaire du composé est de 60g/mol, détermine sa formule brute
On donne : $C=12$; $H=1$; $O=16$ (g/mol)