

UA1 : CHIMIE GENERALE**Fiche de séquence N° 1****Compétences**

- ☐ Résoudre une situation problème ;
- ☐ Mettre à profit ses connaissances scientifiques et technologiques ;
- ☐ Communiquer à l'aide des langages mathématiques, scientifiques et technologiques.

Composantes

- ☐ Diagnostiquer la situation – problème ;
- ☐ Partager des informations relatives à la démarche et aux résultats ;
- ☐ Mettre à l'essai des pistes de solutions.

Manifestations

- ☐ Sélectionner les compétences qui sont en rapport avec la solution ;
- ☐ Tirer une conclusion.

Contenus : Chimie générale.

- ☐ Détermination des masses molaires : loi d'Avogadro Ampère ;
- ☐ Détermination de la formule brute d'un composé organique ;

Ressources éducatives

- ☐ Ressources humaines : élèves et professeurs ;
- ☐ Ressources matériels : modèle moléculaires

Stratégie d'animation : travail de groupes, plénière.

Déroulement des activités

☐ **Pré-évaluation**

Définis et donne un ou deux exemples dans chaque cas :

La masse molaire ;

La masse molaire moléculaire ;

Synthèse partielle

La masse molaire d'une substance est la masse d'une mole de cette substance ; elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Exemples : $M(\text{S}) = 32 \text{g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{g/mol}$.

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécule ; elle s'obtient en additionnant les masses molaires des atomes composants la molécule.

Exemple : $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4 \times M(\text{O}) = 98 \text{g/mol}$

Situation de Problème

L'analyse élémentaire des espèces organiques c'est-à-dire la détermination de la nature et des pourcentages atomiques ou massique des éléments montrent qu'elles sont constituées d'un nombre limité d'éléments chimiques. Par exemple la molécule du dioxygène (CO_2).

Comment sont-ils associés ?

Pourquoi le carbone (C) a l'indice 1 et l'oxygène (O) l'indice 2 ?

Activité 1 : Déterminations des masses molaires : loi d'Avogadro Ampère**Consigne :**

1. Rappel la définition de la densité d'un gaz par rapport à l'air et donne son expression ;
2. Énonce la loi d'Avogadro Ampère et donne la conséquence de cette loi ;

Synthèse partielle :

1. La densité d'un gaz par rapport à l'air est le rapport entre la masse d'un certain volume de ce gaz et la masse d'un égal volume d'air.

$$d = \frac{m}{m'}$$

2. Loi d'Avogadro Ampère

• Enoncé de la loi d'Avogadro ampère :

Des gaz de nature différents, pris dans les mêmes conditions de température et de pression ont le même volume molaire.

• Conséquence de la loi d'Avogadro Ampère :

Les Conditions Normales de Température et de Pression sont :

$$P = P_0 = 1 \text{ atm} = 76 \text{ cm/Hg} = 1 \text{ bar} ; T = T_0 = 0^\circ\text{C} = 273\text{K}$$

Dans ces conditions :

Tous les gaz occupent le même volume molaire $V_0 = 22,4 \text{ L/mol}$.

$$a_0 = \frac{m'}{V_0} = 1,293 \text{ g/L} ; m' = a_0 \times V_0 \Rightarrow m' = 1,293 \times 22,4 \approx 29$$

La masse m du gaz est sensiblement égale à sa masse molaire $m \approx M$

En remplaçant m et m' par leurs valeurs respectives dans la formule de la densité on a :

$$d = \frac{m}{m'} = \frac{M}{29} \Rightarrow M \approx 29 \times d$$

Evaluation partielle :

Calcule les masses molaires M_1, M_2, M_3 des gaz de densité respectives : 0,96 ; 1,58 ; 0,58.

Activité 2 : Détermination de la formule brute d'un composé organique

■ Soit à déterminer la formule brute d'un composé organique de formule $C_xH_yN_tO_z$. où x, y, t, z désignent les nombres d'atomes respectives de carbone, d'hydrogène, d'azote, et d'oxygène.

Soit %C, %H, %N, %O les pourcentages respectifs de carbone, d'hydrogène, d'azote, d'oxygène présents dans la substance S.

Nous avons les proportions des expressions de la loi de Proust relative aux pourcentages et aux masses :

$$\text{Pourcentages : } \frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O} = \frac{14t}{\%N} = \frac{M}{100}$$

$$\text{Masses : } \frac{12x}{m_C} = \frac{y}{m_H} = \frac{16z}{m_O} = \frac{14t}{m_N} = \frac{M}{m_S}$$

Consigne :

1. Définis : la formule brute, un composé organique, le pourcentage massique ; la composition centésimale massique d'un composé
2. Détermine x, y, t, z en fonction de leurs différents pourcentages et la masse molaire ou en fonction de leurs différentes masses et la masse molaire.

Synthèse partielle :

1. Définitions :

La formule brute d'une substance est une formule qui indique la nature et le nombre d'atomes contenus dans une molécule de cette substance. Exemple : C_2H_6O est la formule brute de l'éthanol.

Un composé organique est une substance qui contient du carbone, d'hydrogène et souvent d'autres éléments tels que l'oxygène, l'azote...

Exemples : L'éthanol de formule brute C_2H_6O , contient uniquement du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène.

L'éthanamide de formule brute C_2H_5NO contient uniquement du carbone, de l'hydrogène, de l'azote et de l'oxygène.

On appelle **pourcentage massique** en carbone, en hydrogène ou en oxygène d'un composé organique, la masse de carbone, d'hydrogène ou d'oxygène contenu dans 100g de ce composé

La **composition centésimale** d'un composé est l'ensemble des pourcentages massiques des éléments qui le constituent.

Exemple : le propanol de formule brute C_3H_8O a la composition massique suivant : $\%C = 60$; $\%H = 13,30$; $\%O = 26,70$

2. Déterminons x, y, t, z :

$$x = \frac{\%C \times M}{1200} ; y = \frac{\%H \times M}{100} ; z = \frac{\%O \times M}{1600} ; t = \frac{\%N \times M}{1400} \quad \text{avec les pourcentages}$$

$$x = \frac{m_C \times M}{12 \times m_S} ; y = \frac{m_H \times M}{m_S} ; z = \frac{m_O \times M}{16 \times m_S} ; t = \frac{m_N \times M}{14 \times m_S} \quad \text{avec les masses}$$

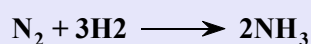
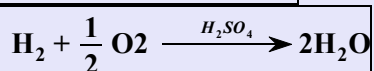
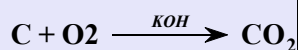
■ L'analyse qualitative permet de procéder généralement à la combustion d'un échantillon par le dioxygène ; le carbone est alors transformé en dioxyde de carbone (absorbé par la potasse KOH), l'hydrogène est transformé en eau (absorbé par l'acide sulfurique).

■ L'analyse quantitative consiste à déterminer les pourcentages massiques des éléments présents dans la substance. Cette analyse nécessite la connaissance de la masse molaire du composé organique ou bien de sa densité par rapport à l'air.

La présence de l'élément azote dans des substances organiques peut être mise en évidence :

- Par la formation du cyanure de sodium NaCN
- par dégagement du gaz ammoniac NH_3

Soit la formule brute d'une substance organique : $C_xH_yN_tO_z$ et les réactions ci-dessous.



Consigne :

1. Soit m_S , m_C , m_H , m_N , m_O les masses respectives de substance, de carbone, d'hydrogène, d'azote et d'oxygène : détermine les pourcentages $\%C$, $\%H$, $\%N$, $\%O$ des corps respectifs carbone, hydrogène, azote, oxygène présents dans la substance S.

2. Détermine : m_{CO_2} , m_{H_2O} , V_N , m_O et déduis $\%C$, $\%H$, $\%N$, $\%O$.

Synthèse partielle :

1. Détermination des pourcentages :

$$\begin{cases} m_S \rightarrow 100 \\ m_C \rightarrow \%C \end{cases} \Rightarrow \%C = \frac{100 \times m_C}{m_S} \quad \text{de même} \quad \%H = \frac{100 \times m_H}{m_S}, \%N = \frac{100 \times m_N}{m_S}.$$

%O se détermine par différence : $\%O = 100 - (\%C + \%H + \%N)$

2. Détermination des pourcentages en fonction des masses :

D'après l'équation : $C + O_2 \xrightarrow{KOH} CO_2$

$$\frac{m_C}{12} = \frac{m_{CO_2}}{44} \Rightarrow m_C = \frac{3 \times m_{CO_2}}{11} \text{ alors que } \%C = \frac{100 \times m_C}{m_S} \Rightarrow \%C = \frac{300 \times m_{CO_2}}{11 \times m_S}$$

D'après l'équation : $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \xrightarrow{H_2SO_4} 2H_2O$

$$\frac{m_H}{2} = \frac{m_{H_2O}}{18} \Rightarrow m_H = \frac{m_{H_2O}}{9} \text{ alors que } \%H = \frac{100 \times m_H}{m_S} \Rightarrow \%H = \frac{100 \times m_{H_2O}}{9 \times m_S}$$

L'oxygène est dosé par différence :

Supposons que la substance soit composée uniquement de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

Alors : $m_S = m_C + m_H + m_O \Rightarrow m_O = m_S - (m_C + m_H)$.

Remarque : Si la substance contient de l'azote, celui-ci est souvent récupéré sous forme gazeuse : le diazote N_2 .

Soit V_{N_2} le volume du diazote mesuré dans les conditions où le volume molaire est V_M , le nombre de mole de diazote vaut alors :

$$n_{(N_2)} = \frac{V_{N_2}}{V_M}, \text{ et } m_N = M_{(N_2)} \times n_{(N_2)} = 28 \times n_{(N_2)}.$$