

**Exercice 1/ Voir le cours de chimie 1(chapitre 1)****Exercice 2/**

Corps	Corps Pur	Mélange	Simple	Composé	Homogène	Hétérogène
Oxygène	+		+		+	
Argent	+		+		+	
Sel de cuisine	+			+	+	
Eau minérale	+			+	+	
Eau de mer		+		+	+	
Huile-eau		+		+		+
Sang		+		+	+	
Eau sucrée		+		+	+	
Eau-sable		+		+		+

**Exercice N° 3 /**

Masse d'un atome de Fer,  $m_{Fe} = 9,298.10^{23} \text{ g}$ .

- Nombre d'atomes de Fer présents dans un échantillon 5,7 g :

$$N_{Fe} = \frac{m_{\text{écht}}}{m_{Fe}} = \frac{5,7}{9,298.10^{-2}} = 6,13.10^{22} \text{ atomes}$$

- La quantité de matière  $\begin{cases} 1 \text{ mole de Fer} \xrightarrow{\text{contient}} 6,022.10^{23} \text{ atomes} \\ n_{Fe} \xrightarrow{\text{contient}} N_{Fe} = 6,13.10^{22} \text{ atomes} \end{cases} \Rightarrow n_{Fe} = \frac{N_{Fe}}{N_A}$   
 $A.N: n_{Fe} = \frac{6,13.10^{22}}{6,022.10^{23}} = 0,1 \text{ mol}$

**Exercice N° 4 /**

a) Calcul de la masse molaire :

- Acide sulfurique ( $H_2SO_4$ ) :  $M_{H_2SO_4} = 2 \times M_H + M_S + 4 \times M_O = 98,08 \text{ g/mol}$
- Glucose ( $C_6H_{12}O_6$ ) :  $M_{C_6H_{12}O_6} = 6 \times M_C + 12 \times M_H + 6 \times M_O = 180 \text{ g/mol}$

b) Calcul de la masse d'une molécule :

$$m_{H_2SO_4} = \frac{M_{H_2SO_4}}{N_A} = \frac{98,08}{6,022.10^{23}} = 16,29.10^{-23} \text{ g}$$

$$m_{C_6H_{12}O_6} = \frac{M_{C_6H_{12}O_6}}{N_A} = \frac{180}{6,022.10^{23}} = 29,89.10^{-23} \text{ g}$$

### **Exercice N° 5/**

Pour un échantillon d'oxyde de cuivre de masse 02 g :

a) Nombre de moles et de molécules de CuO.

$$n_{\text{CuO}} = \frac{m_{\text{CuO}}}{M_{\text{CuO}}} = \frac{2}{79,54} = 0,025 \text{ moles}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ mole de CuO} \xrightarrow{\text{contient}} 6,022 \cdot 10^{23} \text{ molécules} \\ 0,025 \text{ moles de CuO} \xrightarrow{\text{contient}} X_{\text{CuO}} \text{ molécules} \end{cases} \Rightarrow X_{\text{CuO}} = 1,51 \cdot 10^{22} \text{ molécules}$$

b) Nombre d'atomes de Cu et de O

$$1 \text{ mole de CuO} \xrightarrow{\text{contient}} \begin{cases} 1 \text{ mole de Cu} \\ 1 \text{ mole de O} \end{cases}$$

$$0,025 \text{ mole de CuO} \xrightarrow{\text{contient}} \begin{cases} 0,025 \text{ mole de Cu} \\ 0,025 \text{ mole de O} \end{cases}$$

$$\text{Dans 02 g de CuO on a : } \begin{cases} 0,025 \times 6,022 \cdot 10^{23} = 1,51 \cdot 10^{22} \text{ atomes de Cu} \\ 0,025 \times 6,022 \cdot 10^{23} = 1,51 \cdot 10^{22} \text{ atomes de O} \end{cases}$$

### **Exercice N° 6/**

La vitamine C(500) contient 500 g d'acide ascorbique (C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>6</sub>)

1°) masse molaire de la vitamine C500 :  $M_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6} = 6 \times M_{\text{C}} + 8 \times M_{\text{H}} + 6 \times M_{\text{O}} = 176,14 \text{ g/mol}$

2°) nombre de moles :  $n_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6} = \frac{m_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6}}{M_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6}} = \frac{500 \cdot 10^{-3}}{176,14} = 2,84 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$

3°) concentration molaire:  $C_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6} = \frac{n_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6}}{V} = \frac{2,84 \cdot 10^{-3}}{12 \cdot 10^{-3}} = 0,24 \text{ mol/L}$

4°) nombre de molecules de la vitamine C500 dans la solution:

$$\begin{cases} 1 \text{ mole de Vit C} \xrightarrow{\text{contient}} N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ molécules} \\ 2,84 \cdot 10^{-3} \text{ moles de Vit C} \xrightarrow{\text{contient}} X_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6} \text{ molécules} \end{cases} \Rightarrow X_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6} = 17,1 \cdot 10^{20} \text{ molécules}$$

5°) nombre de molécules d'eau dans la solution (12 ml) :

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{12}{18} = 0,66 \text{ moles}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ mole d'eau} \xrightarrow{\text{contient}} 6,022 \cdot 10^{23} \text{ molécules} \\ 0,66 \text{ moles} \xrightarrow{\text{contient}} X_{\text{H}_2\text{O}} \text{ molécules} \end{cases} \Rightarrow X_{\text{H}_2\text{O}} = 4 \cdot 10^{23} \text{ molécules}$$

**Exercice N° 7/**

- Composé SnO (1), contient 21,23 % d'oxygène et  $(100-21,23) = 78,77$  % d'étain (Sn)
- Composé SnO (2), contient 11,88 % d'oxygène et  $(100-11,88) = 88,12$  % d'étain (Sn)

a) La masse d'oxygène combinée à 1 g d'étain

- Composé (1) :

$$\left\{ \begin{array}{l} 21,23 \text{ g d'oxygène} \xrightarrow{\text{se combine avec}} 78,77 \text{ g d'étain} \\ m_{O_2} \xrightarrow{\text{se combine avec}} 1 \text{ g d'étain} \end{array} \right. \Rightarrow m_{O_2} = \frac{21,23}{78,77} = 0,2695 \text{ g}$$

- Composé (2) :

$$\left\{ \begin{array}{l} 11,88 \text{ g d'oxygène} \xrightarrow{\text{se combine avec}} 88,12 \text{ g d'étain} \\ m'_{O_2} \xrightarrow{\text{se combine avec}} 1 \text{ g d'étain} \end{array} \right. \Rightarrow m'_{O_2} = \frac{11,88}{88,12} = 0,1348 \text{ g}$$

b) Calcul du rapport  $\frac{m_{O_2}}{m'_{O_2}}$  :

$$\frac{m_{O_2}}{m'_{O_2}} = \frac{0,2695}{0,1348} \cong 2 \Rightarrow m_{O_2} = 2m'_{O_2} \Rightarrow \text{Loi des proportions multiples}$$