

## Corrigé exercice 3

### COMPOSITION DE PHASES

#### Mélange gazeux

Pour trouver la pression qui règne dans l'enceinte, on peut appliquer la **loi des gaz parfaits**.

Pour cela, il est nécessaire de calculer au préalable la **quantité de matière totale de gaz** qui se trouve dans l'enceinte (le volume  $V = 12,0$  L et la température  $T = 400$  K sont connus).

Quantité de matière d'air : on l'obtient en appliquant la loi des gaz parfaits sur le mélange gazeux initial. On trouve :

$$n_{air} = \frac{p_0 V}{RT_0} = 0,485 \text{ mol}$$

Remarque : cet air est constitué de 80% de  $O_2$  et de 20% de  $N_2$ . Donc :  $n_{air} = n_{O_2} + n_{N_2}$ , avec  $n_{O_2} = 0,097$  mol et  $n_{N_2} = 0,388$  mol.

Quantité d'eau apportée : on recherche la masse molaire de l'eau ( $M_{eau} = 18,0$  g·mol<sup>-1</sup>). On en déduit :

$$n_{eau} = \frac{m_1}{M_{eau}} = 0,200 \text{ mol}$$

Finalement, la quantité de matière totale de gaz dans le mélange gazeux obtenu est :

$$n_{tot} = n_{air} + n_{eau} = 0,685 \text{ mol}$$

D'où la pression qui règne dans l'enceinte :

$$p = \frac{n_{tot} RT}{V} = 1,90 \text{ bar}$$

#### Grandeurs de composition :

On applique la définition de la fraction molaire pour chaque constituant :  $x_i = \frac{n_i}{n_{tot}}$ .

Pour la pression partielle, on utilise la loi établie pour les gaz parfaits :  $p_i = x_i \times p$ .

$$\begin{aligned} \text{Fractions molaires : } x_{O_2} &= \frac{n_{O_2}}{n_{tot}} = 0,142 ; x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{tot}} = 0,566 ; x_{eau} = \frac{n_{eau}}{n_{tot}} = 0,292 \\ \text{Pressions partielles : } p_{O_2} &= x_{O_2} p = 0,27 \text{ bar} ; p_{N_2} = x_{N_2} p = 1,08 \text{ bar} ; p_{eau} = x_{eau} p = 0,55 \text{ bar} \end{aligned}$$

#### Degré alcoolique

On a préparé un volume  $V_f = 100$  mL de solution ; sa masse volumique étant de  $\rho_s = 0,976$  g·cm<sup>-3</sup>, on en déduit que la masse de solution préparée est de :

$$m_s = \rho_s V_f = 97,6 \text{ g}$$

Pour préparer cette solution, on a apporté  $V_{éth} = 14,0$  mL d'éthanol ; la masse volumique de l'éthanol étant de  $\rho_{éth} = 0,789$  g, on en déduit la masse introduite :

$$m_{éth} = \rho_{éth} V_{éth} = 11,0 \text{ g}$$

Par différence, la masse d'eau qu'on a utilisée pour compléter la fiole est de  $m_{eau} = m_s - m_{éth} = 86,6$  g.

$$\begin{aligned} \text{Une solution à } 14^\circ \text{ en éthanol possède une fraction } \mathbf{massique} \text{ de } w_{éth} &= \frac{11,0}{97,6} = 0,113 \text{ (soit } 11,3\%). \\ \text{On dit qu'il s'agit d'une solution à } 11,3\% \text{ en éthanol.} \end{aligned}$$

La masse molaire de l'éthanol étant de  $M_{éth} = 46,0$  g·mol<sup>-1</sup> et celle de l'eau de  $M_{eau} = 18,0$  g·mol<sup>-1</sup>, on en déduit les quantités de matière apportées :

$$n_{\text{éth}} = \frac{m_{\text{éth}}}{M_{\text{éth}}} = 0,24 \text{ mol et } n_{\text{eau}} = \frac{m_{\text{eau}}}{M_{\text{eau}}} = 4,81 \text{ mol}$$

Il reste à appliquer la définition de la fraction molaire et de la concentration pour trouver :

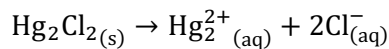
La fraction **molaire** de l'éthanol :  $x_{\text{éth}} = \frac{n_{\text{éth}}}{n_{\text{éth}} + n_{\text{eau}}} = 0,048$  (soit 4,8%).  
 La concentration molaire de l'éthanol :  $C_{\text{éth}} = \frac{n_{\text{éth}}}{V_f} = 2,4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

### Mélange de solutions

On commence par déterminer la composition de chacune des solutions avant qu'on les mélange.

Solution 1 : « solution de chlorure mercureux  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  ». Cela signifie que c'est une solution qu'on a obtenue en dissolvant le solide ionique  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  dans de l'eau.

D'après les indications fournies, ce solide est constitué des ions mercureux,  $\text{Hg}_2^{2+}$ , et chlorure,  $\text{Cl}^-$ , en proportions respectives 1:2. L'équation de la réaction de dissolution qui s'est produite lorsqu'on a préparé cette solution est donc :



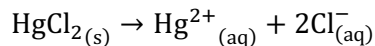
La concentration  $C_1$  est définie comme la quantité de matière  $n_1$  de  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  qu'on a dissous pour constituer la solution, divisée par son volume  $V_1$  :  $C_1 = \frac{n_1}{V_1}$ .

Par conséquent, après dissolution, se trouvent dans cette solution :

- une quantité  $C_1 V_1$  d'ions  $\text{Hg}_2^{2+}$  ;
- une quantité  $2 \times C_1 V_1$  d'ions  $\text{Cl}^-$ .

Solution 2 : « solution de chlorure mercurique  $\text{HgCl}_2$  ». Cela signifie que c'est une solution qu'on a obtenue en dissolvant le solide ionique  $\text{HgCl}_2$  dans de l'eau.

Ce solide contient l'ion chlorure  $\text{Cl}^-$  et l'ion mercurique en proportions respectives 2:1. On en déduit par électroneutralité que l'ion mercurique est l'ion monoatomique  $\text{Hg}^{2+}$ . L'équation de la réaction de dissolution qui s'est produite lorsqu'on a préparé cette solution est donc :



La concentration  $C_2$  est définie comme la quantité de matière  $n_2$  de  $\text{HgCl}_2$  qu'on a dissous pour constituer la solution, divisée par son volume  $V_2$  :  $C_2 = \frac{n_2}{V_2}$ .

Par conséquent, après dissolution, se trouvent dans cette solution :

- une quantité  $C_2 V_2$  d'ions  $\text{Hg}^{2+}$  ;
- une quantité  $2 \times C_2 V_2$  d'ions  $\text{Cl}^-$ .

### Composition de la solution après le mélange

Lorsqu'on mélange les deux solutions, elles contiendront donc :

- une quantité  $C_1 V_1$  d'ions  $\text{Hg}_2^{2+}$  ;
- une quantité  $C_2 V_2$  d'ions  $\text{Hg}^{2+}$  ;
- une quantité  $2 \times C_1 V_1 + 2 \times C_2 V_2$  d'ions  $\text{Cl}^-$ .

Comme le volume du mélange sera  $V = V_1 + V_2$ , on en déduit les concentrations de chaque ion :

$$\begin{aligned} [\text{Hg}_2^{2+}] &= \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} = 8,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \\ [\text{Hg}^{2+}] &= \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \\ [\text{Cl}^-] &= \frac{2C_1 V_1 + 2C_2 V_2}{V_1 + V_2} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \end{aligned}$$