

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 des entités** qui se trouvent 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 connaît la masse molaire de l'eau ($M_{eau} = 18,0$ g·mol⁻¹). 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⁻³, 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⁻¹ et celle de l'eau de $M_{eau} = 18,0$ g·mol⁻¹, 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 :

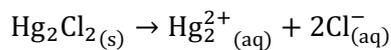
La fraction **molaire** de l'éthanol : $x_{\text{éth}} = \frac{n_{\text{éth}}}{n_{\text{éth}} + n_{\text{eau}}} = 0,048$ (soit 4,8%).
 La concentration en éthanol : $C_{\text{éth}} = \frac{n_{\text{éth}}}{V_f} = 2,4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Mélange de solutions

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

Solution 1 : « solution de chlorure mercureux Hg_2Cl_2 ». Cela signifie que c'est une solution qu'on a obtenue en dissolvant le solide ionique Hg_2Cl_2 dans de l'eau.

D'après les indications fournies, ce solide est constitué des ions mercureux, Hg_2^{2+} , et chlorure, 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 :



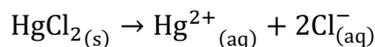
La concentration C_1 est définie comme la quantité de matière n_1 de Hg_2Cl_2 qu'on a dissous pour constituer la solution, divisée par son volume V_1 : $C_1 = \frac{n_1}{V_1}$.

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

- une quantité C_1V_1 d'ions Hg_2^{2+} ;
- une quantité $2 \times C_1V_1$ d'ions Cl^- .

Solution 2 : « solution de chlorure mercurique HgCl_2 ». Cela signifie que c'est une solution qu'on a obtenue en dissolvant le solide ionique HgCl_2 dans de l'eau.

Ce solide contient l'ion chlorure Cl^- et l'ion mercurique en proportions respectives 2:1. On en déduit par électroneutralité que l'ion mercurique est l'ion monoatomique 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 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_2V_2 d'ions Hg^{2+} ;
- une quantité $2 \times C_2V_2$ d'ions Cl^- .

Composition de la solution après le mélange

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

- une quantité C_1V_1 d'ions Hg_2^{2+} ;
- une quantité C_2V_2 d'ions Hg^{2+} ;
- une quantité $2 \times C_1V_1 + 2 \times C_2V_2$ d'ions Cl^- .

Comme on mélange deux solutions aqueuses, on peut supposer que le volume du mélange sera : $V \approx V_1 + V_2$, on en déduit les concentrations de chaque ion :

$$\begin{aligned} [\text{Hg}_2^{2+}] &= \frac{C_1V_1}{V_1 + V_2} = 8,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \\ [\text{Hg}^{2+}] &= \frac{C_2V_2}{V_1 + V_2} = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \\ [\text{Cl}^-] &= \frac{2C_1V_1 + 2C_2V_2}{V_1 + V_2} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \end{aligned}$$

Intensif ou extensif ?

Paramètres intensifs :

- la température T
- la pression p
- la pression partielle p_i
- la fraction molaire x_i d'une espèce dans une phase
- la fraction massique w_i d'une espèce dans une phase
- la masse molaire M_i d'une espèce
- la masse volumique ρ d'une phase
- le degré alcoolique
- la concentration C_i

Paramètres extensifs :

- la quantité de matière n_i d'une espèce
- la quantité de matière totale n_{tot}
- la masse m_i d'une espèce
- la masse totale m_S de la solution
- le volume V d'une phase