

Série 2 : Les solutions

On donne les masses molaires suivantes: Na=23, Cl= 35.5, N=14, H=1, O=16, S= 32.1 g/mol.

Exercice 1

Le sérum physiologique utilisé dans la médecine est une solution aqueuse de chlorure de sodium NaCl.

On considère que cette solution a la même densité que l'eau (1g/cm^3) et son pourcentage massique de NaCl est de 0.9 %. Calculer la concentration pondérale C_p et la concentration molaire C .

Exercice 2

Une bouteille d'acide sulfurique (H_2SO_4) porte les indications suivantes: $\rho = 1.83\text{ g/cm}^3$, le pourcentage massique de l'acide sulfurique est de 96 % et sa masse molaire égale à 98.08 g/mol.

Calculer la concentration pondérale, molaire et molale de cette solution.

Exercice 3

Soit une solution aqueuse de nitrate de sodium NaNO_3 de concentration $C = 1.05\text{ mol/l}$ et de masse volumique $\rho = 1.025\text{ Kg/l}$. Le nitrate de sodium se dissocie totalement en ions de nitrate et de sodium dans l'eau.

Calculer sa concentration pondérale C_p , son pourcentage en masse, la concentration molale m_i et les fractions molaires des espèces présentes dans la solution finale.

Exercice 4

On mélange 500 ml d'une solution de sulfate d'ammonium $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ de concentration $C_{p1} = 0.15\text{ g/l}$ et 700 ml d'une solution de chlorure d'ammonium NH_4Cl de concentration $C_2 = 0.01\text{ mol/l}$.

Dans la solution finale, calculer la concentration des ions suivants : NH_4^+ , SO_4^{2-} et Cl^- .

Exercice 5

On fabrique le nitrate d'ammonium NH_4NO_3 (utilisé comme engrais) en mélangeant 100 ml de solution d'acide nitrique ($\text{H}_3\text{O}^+\text{NO}_3^-$) de concentration $C_1 = 0.2\text{ mol/l}$ et 50 ml d'une solution de NH_3 de concentration $C_2 = 0.3\text{ mol/l}$. L'équation du bilan s'écrit : $\text{H}_3\text{O}^+ +$

$\text{NO}_3^- + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Le nitrate d'ammonium NH_4NO_3 est récupéré par la filtration de cette solution.

- Calculer la masse de nitrate d'ammonium NH_4NO_3 obtenue en g.
- Calculer la concentration molaire de NO_3^- et H_3O^+ en mol /l dans le filtrant.

Solution des exercices de la deuxième série

Exercice 1

1l de sérum à une masse de 1000 g, car la solution possède la même densité de l'eau

$$m_{\text{NaCl}} = 1000 \times \frac{0.9}{100} = 9 \text{ g/l}, C_p = \frac{9\text{g}}{\text{l}}, C = 0.15 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Exercice 2

1l de la solution a une masse $m = \rho V = 1830 \text{ g}$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1830 \times 96}{100} = 1757 \text{ g}$$

$$C_p(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1757}{1} = 1757 \text{ g/l}$$

$$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1757}{98.08 \times 1} = 17.9 \text{ mol/l}$$

$$m_l = \frac{1757}{1830 - 1757} = 0.24 \text{ mol/g}$$

Exercice 3

Calcul de C_p

La masse molaire de nitrate de sodium est : $M(\text{NaNO}_3) = M(\text{Na}) + M(\text{N}) + 3 \times M(\text{O}) = 85 \text{ g/mol}$

$$C_p = C \times M = 1.05 \times 85 = 89.2 \text{ g/l}$$

Calcul de la fraction massique w

$$w = \frac{m_{\text{soluté}}(\text{en g})}{m_{\text{solution}}(\text{en g})}$$

La masse volumique de la solution $\rho = 1.025 \text{ Kg/l}$ soit 1025 g/l (1 litre de la solution pèse 1025 g)

$$w = \frac{89.2}{1025} = 0.0871 = 8.71 \%$$

Calcul de la fraction molaire

L'équation de la dissociation (totale) de NaNO_3 est la suivante :



Alors dans la solution finale on ne trouve que les ions de Na^+ et NO_3^- et les molécules du solvant H_2O . Donc le nombre de mole n de chacune des espèces présentes dans la solution :

Pour les ions (Na^+ et NO_3^-) : un litre de solution contient 1.05 mol de Na^+ et 1.05 mol de NO_3^- .

Pour l'eau : la masse de l'eau pure dans un litre de solution est égale à la différence entre la masse d'un litre de solution et la masse de nitrate de sodium.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1025 - 89.2 = 936 \text{ g}$$

Et comme la masse molaire de l'eau est 18 g/mol, alors le nombre de mole de l'eau est égale

$$\text{à } \frac{936}{18} = 52 \text{ mol}$$

La molalité :

$$m_l = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}} = \frac{\frac{89.2}{85}}{936 \times 10^{-3}} = 1.12 \text{ mol/kg}$$

Les fractions molaires x_{Na^+} et $x_{\text{NO}_3^-}$ sont égales :

$$\begin{aligned} x_{\text{NO}_3^-} = x_{\text{Na}^+} &= \frac{n(\text{NO}_3^-)}{n(\text{NO}_3^-) + n(\text{Na}^+) + n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{n(\text{Na}^+)}{n(\text{NO}_3^-) + n(\text{Na}^+) + n(\text{H}_2\text{O})} \\ &= \frac{1.05}{1.05 + 1.05 + 52} = 0.0194 \end{aligned}$$

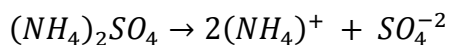
$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{n(\text{NO}_3^-) + n(\text{Na}^+) + n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{52}{1.05 + 1.05 + 52} = 0.961$$

$$\text{Ou bien } x_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - (x_{\text{NO}_3^-} + x_{\text{Na}^+}) = 0.961$$

Exercice 4

a. **Première solution :**

L'équation de dissociation de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$:



La concentration molaire de la première solution :

$$C_1 = \frac{C_{p1}}{M} = \frac{0.15}{132.1} = 1.13 \times 10^{-3} \text{ mol/l}$$

La quantité de matière de la 1^{ère} solution : $n_1 = C_1 \times V_1 = 1.13 \times 10^{-3} \times 500 \times 10^{-3} = 0.565 \times 10^{-3} \text{ mol}$

$n_1(\text{NH}_4^+)$ et $n_1(\text{SO}_4^{2-})$ sont les nombres de moles des ions de NH_4^+ et SO_4^{2-} qui se trouvent dans $0.565 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$:

$$n_1(\text{NH}_4^+) = 2 \times 0.565 \times 10^{-3} = 1.13 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_1(\text{SO}_4^{2-}) = 1 \times 0.565 \times 10^{-3} = 0.565 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$n_2(\text{NH}_4^+)$ et $n_2(\text{Cl}^-)$ sont les nombres de moles des ions de NH_4^+ et Cl^- qui se trouvent dans $0.565 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$:

b. Deuxième solution

L'équation de dissociation de NH_4Cl :



La quantité de matière de la 2^{ème} solution : $n_2 = C_2 \times V_2 = 0.01 \times 700 \times 10^{-3} = 0.007 \text{ mol}$

$n_2(\text{NH}_4^+)$ et $n_2(\text{Cl}^-)$ sont les nombres de moles des ions de NH_4^+ et Cl^- qui se trouvent dans 0.007 mol de NH_4Cl :

$$n_2(\text{NH}_4^+) = n_2(\text{Cl}^-) = 0.007 \text{ mol}$$

c. Solution finale

$n(\text{NH}_4^+)$, $n(\text{SO}_4^{2-})$ et $n(\text{Cl}^-)$ sont les quantités de matières des ions de NH_4^+ , SO_4^{2-} et Cl^- après le mélange des deux solutions :

Le volume de la solution finale $V = 1.2 \text{ l}$

$$n(\text{NH}_4^+) = n_1(\text{NH}_4^+) + n_2(\text{NH}_4^+) = 0.0083 \text{ mol.}$$

$$n(\text{SO}_4^{2-}) = n_1(\text{SO}_4^{2-}) = 0.565 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{Cl}^-) = n_2(\text{Cl}^-) = 0.007 \text{ mol}$$

Les concentrations :

$$C(\text{NH}_4^+) = \frac{0.0083}{1.2} = 0.0069 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$C(\text{SO}_4^{2-}) = \frac{0.565 \times 10^{-3}}{1.2} = 0.00047 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$C(\text{Cl}^-) = \frac{0.007}{1.2} = 0.0058 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

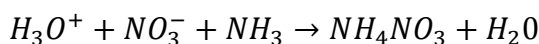
Exercice 5

1. Les nombres de moles de NO_3^- , H_3O^+ et NH_3 dans la solution d'acide nitrique et l'ammoniaque sont :

$$n_{\text{NO}_3^-} = n_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_1 V_1 = 0.2 \times 100 \times 10^{-3} = 0.02 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NH}_3} = C_2 V_2 = 0.3 \times 50 \times 10^{-3} = 0.015 \text{ mol}$$

Le bilan de la quantité de matière :



Etat initial : 0.02 0.02 0.015 0 0

Etat final : 0.005 0.005 0 0.015 0.015

La quantité de matière de nitrate d'ammonium formée est 0.015 mol et qui correspond à une masse : $NH_4NO_3 = 0.015 \times 80 = 1.2 \text{ g}$.

2. Après filtration, la concentration de NO_3^- et H_3O^+ sont égales

3. $n_{NO_3^-} = n_{H_3O^+} = \frac{0.005}{(50+100) \times 10^{-3}} = 0.033 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$.