

Concentration et solutions électrolytiques

Exercice 1 :

Une masse $m = 17,1g$ de sulfate d'aluminium solide est dissoute dans $V = 250mL$ d'eau.

- 1- Quelle est la masse molaire du sulfate d'aluminium ?
- 2- Quels sont la concentration massique (titre) et la concentration en soluté apporté du sulfate d'aluminium ?
- 3- Quels sont les concentrations effectives des ions Al^{3+} et SO_4^{2-} ?
- 4- Vérifier que la solution est électriquement neutre.

Données : masses molaires en $g.mol^{-1}$: $Al = 27$; $S = 32$; $O = 16$

Correction

1- Masse molaire du sulfate d'aluminium :

$$M = 2 \times 27 + 3 \times (32 + 4 \times 16) = 342 g.mol^{-1}$$

2-Concentration massique en sulfate d'aluminium :

$$C_m = \frac{\text{masse du solide dissout}(g)}{\text{Volume de la solution}} = \frac{17,1}{0,25} = 68,4 g.L^{-1}$$

-Concentration en soluté apporté du sulfate d'aluminium :

$$C = \frac{\text{concentration massique}(g.L^{-1})}{\text{Masse molaire}(g.mol^{-1})} = \frac{C_m}{M} = \frac{68,4}{342} = 0,20 mol.L^{-1}$$

3- Les concentrations effectives des ions Al^{3+} et SO_4^{2-} :



Concentration effective des ions Al^{3+} : $[Al^{3+}] = 2 \times 0,2 = 0,4 mol.L^{-1}$

Concentration effective des ions SO_4^{2-} : $[SO_4^{2-}] = 3 \times 0,2 = 0,6 mol.L^{-1}$

4- La solution est électriquement neutre car :

$$3[Al^{3+}] = 2[SO_4^{2-}] = 1,2 mol.L^{-1}$$

Exercice 2 :

Une solution de sulfate de zinc est obtenue en dissolvant $m = 32,3 \text{ g}$ de sulfate de zinc dans $V = 250 \text{ mL}$ deau.

- 1- Quelle est la masse molaire du sulfate de zinc ?
- 2- Quels sont la concentration massique (ou le titre) et la concentration en soluté apporté du sulfate d'aluminium ?
- 3- Quels sont les concentrations effectives des ions Zn^{2+} et SO_4^{2-} ?
- 4- Vérifier que la solution est électriquement neutre.

Données : masses molaires en $g \cdot mol^{-1}$: $Zn = 65,4$; $S = 32$; $O = 16$

Correction

1- Masse molaire du sulfate de zinc :

$$M = 65,4 + 32 + 4 \times 16 = 161,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

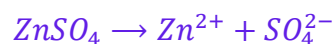
2-Titre en sulfate de zinc :

$$t = \frac{\text{masse du solide dissout}(g)}{\text{Volume de la solution}} = \frac{32,3}{0,25} = 129,2 \text{ g} \cdot L^{-1}$$

-Concentration en soluté apporté du sulfate de zinc :

$$C = \frac{\text{titre massique}(g \cdot L^{-1})}{\text{Masse molaire}(g \cdot \text{mol}^{-1})} = \frac{129,2}{161,4} = 0,80 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

3- Les concentrations effectives des ions Zn^{2+} et SO_4^{2-} :



Concentration effective des ions Zn^{2+} : $[Zn^{2+}] = 0,8 = 0,8 \text{ mol} \cdot L^{-1}$

Concentration effective des ions SO_4^{2-} : $[SO_4^{2-}] = 0,8 = 0,8 \text{ mol} \cdot L^{-1}$

4- La solution est électriquement neutre car :

$$[Zn^{2+}] = [SO_4^{2-}] = 0,8 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Exercice 3 :

On dissout 0,20 g de chlorure de baryum (II) $BaCl_2$ dans une quantité d'eau suffisante de manière à obtenir 500 mL de solution.

- 1- Quelle est la quantité de matière de soluté dissous dans l'eau ?
- 2- En déduire la concentration molaire en soluté apporté de la solution obtenue.
- 3- Ecrire l'équation bilan de la dissolution du chlorure de baryum (II) dans l'eau.
- 4- En déduire les concentrations molaires des ions baryum (II) $Ba^{2+}_{(aq)}$ et des ions chlorure $Cl^{-}_{(aq)}$ dans la solution.

Données : masse molaire $Ba = 137 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $Cl = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Correction

1- Quantité de matière :

$$n = \frac{m}{M}$$
$$M = M(Ba) + 2M(Cl) = 137 + 2 \times 35,5 = 208 \text{ g/mol}$$

A.N :

$$n = \frac{0,20}{208} = 9,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

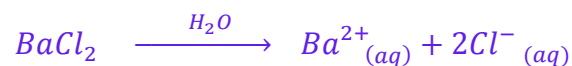
2- Concentration molaire :

$$C = \frac{n}{V}$$

A.N :

$$C = \frac{9,6 \cdot 10^{-4}}{500 \cdot 10^{-3}} = 1,92 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

3- Equation bilan de la dissolution :



4- Concentration des ions en solution :

Tableau d'avancement :

| Equation de la réaction | | $BaCl_2 \xrightarrow{H_2O} Ba^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)}$ | | |
|-------------------------|------------|---|-----|------|
| Etat du système | avancement | Quantité de matière en (mol) | | |
| Etat initiale | $x = 0$ | $9,6 \cdot 10^{-4}$ | 0 | 0 |
| Etat intermédiaire | x | $9,6 \cdot 10^{-4} - x$ | x | $2x$ |

| | | | | |
|------------|---------------|-------------------------------|-----------|------------|
| Etat final | $x = x_{max}$ | $9,6 \cdot 10^{-4} - x_{max}$ | x_{max} | $2x_{max}$ |
|------------|---------------|-------------------------------|-----------|------------|

$BaCl_2$ réactif limitant : $9,6 \cdot 10^{-4} - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 9,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

$$[Ba^{2+}] = \frac{n(Ba^{2+})}{V} = \frac{x_{max}}{V} = C$$

$$[Ba^{2+}] = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[Cl^-] = \frac{2x_{max}}{V} = 2C$$

$$[Cl^-] = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Exercice 4 :

Le sel de Mohr est un solide de formule $FeSO_4, (NH_2)_2SO_4, 6H_2O$. On veut préparer une solution S_0 de sel de Mohr de volume $V_0 = 200,0 \text{ mL}$ de concentration $C_0 = 1,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

On dilue ensuite pour obtenir un volume $V_1 = 100,0 \text{ mL}$ de solution S_1 dans laquelle la concentration massique des ions fer II est égale à $C_{m1} = 0,209 \text{ g} \cdot L^{-1}$.

- 1- Calculer la masse molaire du sel de Mohr.
- 2- Ecrire l'équation de la dissolution dans l'eau et préciser le nom des ions.
- 3- Indiquer les tests chimiques permettant de en évidence, dans cette solution, le cation métallique et l'anion.
- 4- Calculer la masse nécessaire de sel de Mohr pour la préparation de la solution S_0 .
- 5- Quelles sont les concentrations molaires effectives de tous les ions présents dans la solution S_0 .
- 6- Quelle est la concentration massique des ions fer II dans la solution S_0 ? Indiquer brièvement le mode opératoire pour obtenir la solution S_1 .

Correction

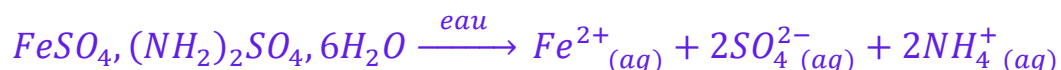
1- Masse molaire du sel de Mohr :

$$M = M(Fe) + 2M(SO_4) + 2M(NH_2) + 6M(H_2O)$$

$$M = 2 \times 55,8 + 2 \times (32,1 + 4 \times 16,0) + 2 \times 14,0 + 41,01 + 6 \times (2 \times 10,1 + 16,0)$$

$$M = 292,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

2- Equation de la dissolution dans l'eau :



3- Tests :

- Cation métallique : $Fe^{2+}_{(aq)}$ en présence d'ions hydroxyde, les ions fer II donnent un précipité vert (la couleur du précipité évolue au cours de temps, il devient vert foncé, puis apparition d'une teinte de rouille).
- Anion : $SO_4^{2-}_{(aq)}$ en présence d'ions baryum, les ions sulfates donnent un précipité blanc de sulfate de baryum $BaSO_4$.

4- Masse de sel de Mohr pour la préparation de la solution S_0 :

$$\begin{cases} n = C_0 \cdot V_0 \\ m = n \cdot M \end{cases} \Rightarrow m = C_0 \cdot V_0 \cdot M \Rightarrow m = 1,5 \times 10^{-2} \times 200,0 \times 10^{-3} \times 392 = 1,18g$$

5- concentrations molaires des ions en solutions : d'après l'équation de dissolution :

| Ion | $Fe^{2+}_{(aq)}$ | $SO_4^{2-}_{(aq)}$ | $NH_4^+_{(aq)}$ |
|---------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|
| Concentration | C | $2C$ | $2C$ |
| En (mol/L) | $1,50 \times 10^{-2}$ | $3,00 \times 10^{-2}$ | $3,00 \times 10^{-2}$ |

6- Concentration massique des ions fer II :

- Solution S_0 : concentration massique des ions fer , on connait la concentration en ion fer II :

$$C_{m0} = C_0 \cdot M \Rightarrow C_{m0} = 1,5 \times 10^{-2} \times 55,8 = 0,279 \text{ g/L}$$

- Solution S_1 : concentration massique des ions fer II : $C_{m1} = 0,209 \text{ g/L}$
- Au cours de la dilution il y a conservation de la quantité de matière de soluté.

| | | |
|---|--|---|
| $C_{m0} = 0,279 \text{ g/L}$ | $C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1$ $V_0 = \frac{C_1 \cdot V_1}{C_0}$ $V_0 = \frac{3,75 \times 10^{-3} \times 100}{1,5 \times 10^{-2}}$ $V_0 = 25 \text{ mL}$ | $C_{m1} = 0,209 \text{ g/L}$ |
| $S_0 \left\{ \begin{array}{l} C_0 = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \\ V_0 = ? \\ n_0 = C_0 \cdot V_0 \end{array} \right.$ | | $S_1 \left\{ \begin{array}{l} C_1 = 3,75 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \\ V_1 = 100 \text{ mL} \\ n_1 = C_1 \cdot V_1 \end{array} \right.$ |

- **Mode opératoire :**

On utilise une pipette jaugée de 25 mL .

- **Matériel et solutions :**

-Bécher, pipette jaugée de 25 mL munie de sa pro pipette, fiole jaugée de 100 mL.

Solution S_0 se sel de Mohr et de l'eau distillé.

Exercice 5 :

On introduit dans une fiole jaugée de 250 mL une masse de 1,19g de chlorure de cobalt (II) hexa hydraté $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ et on remplit avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

- 1- Calculer la concentration molaire de la solution S obtenue.
- 2- Ecrire l'équation de dissolution.
- 3- En déduire les concentrations molaires des ions présents dans la solution.

Donnée :

$$M(Co) = 58,9 \text{ g/mol} ; M(Cl) = 35,5 \text{ g/mol} ; M(O) = 16 \text{ g/mol} ; M(H) = 1,008 \text{ g/mol}$$

Correction

1- Concentration molaire de la solution S :

$$C = \frac{n}{V} \quad \text{et} \quad n = \frac{m}{M}$$

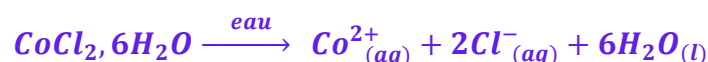
$$M = M(Co) + 2M(Cl) + 12M(H) + 6M(O) = 58,9 + 2 \times 35,5 + 12 \times 1 + 6 \times 16$$

$$M = 238 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

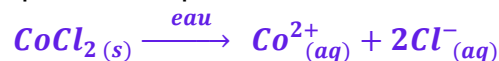
$$n = \frac{1,19}{238} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$C = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{0,25} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2- Equation de dissolution :



Ou bien si on ne tient pas compte du fait que le chlorure de cobalt est hydraté :



3- Concentrations molaires des ions présents dans la solution :

$CoCl_2$ n'existe pas dans la solution, on ne trouve que des $Co^{2+}_{(aq)}$ et des $Cl^{-}_{(aq)}$

$$[Co^{2+}] = C \quad \Rightarrow \quad [Co^{2+}] = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[Cl^{-}] = 2C \quad \Rightarrow \quad [Cl^{-}] = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Remarque on peut raisonner avec un tableau d'avancement sur 1 litre :

| Equation de la réaction | | $CoCl_{2(s)} \xrightarrow{eau} Co^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)}$ | | |
|-------------------------|------------|---|-----------|------------|
| Etat du système | Avancement | Quantité de matière en (mol) | | |
| initial | 0 | $2,0 \cdot 10^{-2}$ | 0 | 0 |
| En cours | x | $2,0 \cdot 10^{-2} - x$ | x | $2x$ |
| final | x_{max} | $2,0 \cdot 10^{-2} - x_{max}$ | x_{max} | $2x_{max}$ |

Exercice 6 :

1- Donner les formules des ions suivants : sulfate ; Carbonate ; Phosphate ; Nitrate.

2- Donner les formules statistiques des composés suivants :

a : Chlorure d'Aluminium b : nitrate de fer II

c : Sulfate de potassium d : Hydroxyde de sodium

3- Ecrire les réactions de dissolution des composés ioniques suivants :



4- On mélange $V_1 = 50 \text{ mL}$ d'une solution de Na_2SO_4 à concentration $C_1 = 0,1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ avec un volume $V_2 = 100 \text{ mL}$ d'une solution $CuSO_4$ à concentration $C_2 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

Déterminer la concentration des différents ions présents dans le mélange.

Correction

1- Formules des ions :

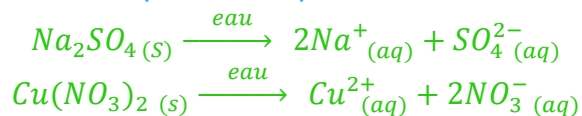
sulfate SO_4^{2-} ; Carbonate CO_3^{2-} ; Phosphate PO_4^{3-} ; Nitrate NO_3^{-}

2- Formules statistiques des composés suivants :

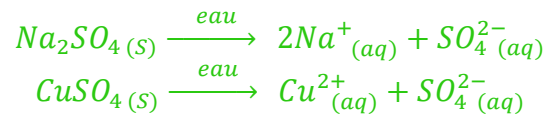
a : Chlorure d'Aluminium $AlCl_3$ b : nitrate de fer II $Fe(NO_3)_3$

c : Sulfate de potassium K_2SO_4 d : Hydroxyde de sodium $NaOH$

3- Réactions de dissolution des composés ioniques :



4- concentration des différents ions présents dans le mélange :



La seule solution est de calculer les différentes quantités de de matière provenant des deux solutions puis on divise par le volume totale de la solution pour obtenir la concentration.

$$n(Na^+) = 2C_1 \cdot V_1 \Rightarrow n(Na^+) = 2 \times 0,1 \times 50 \times 10^{-3} = 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$n(SO_4^{2-}) = C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2$$

$$n(SO_4^{2-}) = 0,1 \times 50 \times 10^{-3} + 5 \times 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3} = 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$n(Cu^{2+}) = C_2 \cdot V_2 \Rightarrow n(Cu^{2+}) = 5 \times 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Calculons les différentes concentrations sachant que le volume total est de 150 mL

$$[Na^+] = \frac{n(Na^+)}{V} = \frac{10^{-2}}{0,15}$$

$$[Ba^{2+}] = 6,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[SO_4^{2-}] = \frac{n(SO_4^{2-})}{V} = \frac{10^{-2}}{0,15}$$

$$[SO_4^{2-}] = 6,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[Cu^{2+}] = \frac{n(Cu^{2+})}{V} = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{0,15}$$

$$[Ba^{2+}] = 3,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$