

Dissolution de composés ioniques ou moléculaires.

Feuille I

Ex 1 Dissolution du chlorure de baryum

Ex 2 Dissolution du phosphate de fer(II)

Ex3 Solution de sulfate de sodium.

Ex 4 Solution de sulfate de zinc.

Feuille I-2

Ex 5 Solution de sulfate de cuivre.

Feuille II-1

Ex 6 Solution de nitrate de fer II ;mélange ; réaction de précipitation.

Feuille II-2-3

Ex 7 Précipitation de l'hydroxyde d'aluminium :

chap 10 Feuille I-1

Ex 1 Dissolution du chlorure de baryum

1 - Equation de dissolution : $\text{BaCl}_2(\text{s}) \longrightarrow \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$.

2 - D'après l'équation de dissolution $[\text{Ba}^{2+}] = C$ et $[\text{Cl}^{-}] = 2 \cdot C$.

3 - Donc $[\text{Ba}^{2+}] = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{Cl}^{-}] = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Ex 2 Dissolution du phosphate de fer(II)

1 - Equation de dissolution : $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) \longrightarrow 3 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$.

2 - D'après l'équation de dissolution $[\text{Fe}^{2+}] = 3 \cdot C$ et $[\text{PO}_4^{3-}] = 2 \cdot C$.

3 - Donc $[\text{Fe}^{2+}] = 1,5 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{PO}_4^{3-}] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Ex3 Solution de sulfate de sodium.

1. $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s}) \xrightarrow{\text{eau}} 2\text{Na}^{+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

2. On calcule tout d'abord la quantité de matière de sulfate de sodium contenue dans une solution de 200 mL dont la concentration en soluté apporté est $c = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$:

$$n = c \times V = 0,15 \times 0,2 = 0,030 \text{ mol}$$

$$m = n \times M \text{ avec } M = 2 \times M(\text{Na}) + M(\text{S}) + 4 \times M(\text{O}) = 2 \times 23 + 32,1 + 4 \times 16 = 142,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{donc } m = 0,03 \times 142,1 = 4,3 \text{ g.}$$

3. D'après l'équation de dissolution $[\text{Na}^{+}] = 2 \cdot C$ et $[\text{SO}_4^{2-}] = C$.

$$[\text{Na}^{+}] = 0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad [\text{SO}_4^{2-}] = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Ex 4 Solution de sulfate de zinc.

$$n(\text{ZnSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}) = c_1 \times V_1 = 1,50 \cdot 10^{-1} \times 0,100 \text{ soit } n(\text{ZnSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}) = 1,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m(\text{ZnSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}) = n(\text{ZnSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}) \times M(\text{ZnSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}) = 1,50 \cdot 10^{-2} \times (65,4 + 32,1 + 4 \times 16 + 7 \times 18)$$

$$\text{soit } \underline{m(\text{ZnSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}) = 4,31 \text{ g}}$$

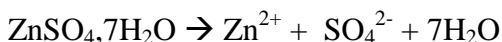
On pèse à l'aide d'une capsule de pesée et d'une balance électronique 4,31 g de sulfate de zinc hydraté

On introduit ce solide dans une fiole jaugée de 100 mL à l'aide d'un entonnoir.

On rince la capsule et l'entonnoir en récupérant les eaux de rinçage dans la fiole jaugée de 100 mL

On remplit à moitié d'eau distillée la fiole jaugée de 100 mL. On bouche et on homogénéise.

On remplit d'eau distillée jusqu'au trait de jauge de la fiole. On bouche et on homogénéise.



D'après cette équation de dissolution on a $[\text{Zn}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = c_1 = 1,50 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$

D'après l'équation de dissolution $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{O}^{+} + \text{SO}_4^{2-}$

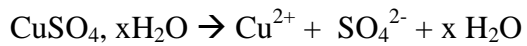
$$[\text{SO}_4^{2-}]_{\text{s}2} = c_2 \text{ or on veut que } [\text{SO}_4^{2-}]_{\text{s}1} = [\text{SO}_4^{2-}]_{\text{s}2} \text{ donc } \underline{[\text{SO}_4^{2-}]_{\text{s}2} = 1,50 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L} = c_2}$$

D'après l'équation de dissolution $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{O}^{+} + \text{SO}_4^{2-}$

$$\underline{[\text{H}_3\text{O}^{+}]_{\text{s}2} = 2 c_2 \text{ soit } [\text{H}_3\text{O}^{+}]_{\text{s}2} = 3,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}}$$

chap 10 Feuille I-2

Ex 5 Solution de sulfate de cuivre.



D'après cette équation de dissolution $[\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}] = c = 4,0 \text{ mol/L}$

$$n(\text{CuSO}_4, x\text{H}_2\text{O}) = c \times V = 4,0 \cdot 10^{-1} \times 0,100 = \underline{\underline{4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}}$$

$$n(\text{CuSO}_4, x\text{H}_2\text{O}) = m(\text{CuSO}_4, x\text{H}_2\text{O}) / M(\text{CuSO}_4, x\text{H}_2\text{O})$$

$$\text{soit } M(\text{CuSO}_4, x\text{H}_2\text{O}) = m(\text{CuSO}_4, x\text{H}_2\text{O}) / n(\text{CuSO}_4, x\text{H}_2\text{O}) = 10 / 4,0 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{soit } \underline{M(\text{CuSO}_4, x\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ g/mol}}$$

$$\text{Or } M(\text{CuSO}_4, x\text{H}_2\text{O}) = 63,5 + 32,1 + 4 \times 16 + x \times 18 = 159,6 + x \times 18$$

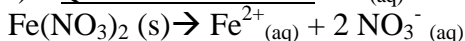
$$159,6 + x \times 18 = 250 \text{ soit } x \times 18 = 90,4 \text{ soit } \underline{\underline{x = 5}}$$

Donc le sulfate de cuivre bleu est pentahydraté : $\text{CuSO}_4, 5\text{H}_2\text{O}$

chap 10 Feuille II-1

Ex 6 Solution de nitrate de fer II ; mélange ; réaction de précipitation.

D)1. Quantité initiale de Fe^{2+} (aq) et NO_3^- (aq)



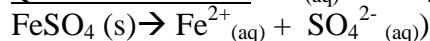
D'après l'équation de dissolution on a

$$[\text{Fe}^{2+}] = c_1 \text{ et } [\text{NO}_3^-] = 2c_1$$

$$n(\text{Fe}^{2+}) = c_1 \times V_1 = 2,0 \cdot 10^{-2} \times 0,10 = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{NO}_3^-) = 2c_1 \times V_1 = 2 \times 2,0 \cdot 10^{-2} \times 0,10 = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Quantité initial de Fe^{2+} (aq) + SO_4^{2-} (aq)



D'après l'équation de dissolution on a

$$[\text{Fe}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = c_2$$

$$n(\text{Fe}^{2+}) = c_2 \times V_2 = 3,0 \cdot 10^{-2} \times 0,050 = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{SO}_4^{2-}) = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

2. on mélange ces deux solutions

$$V_{\text{total}} = V_1 + V_2 = 0,100 + 0,050 \text{ soit } V_t = 0,150 \text{ L}$$

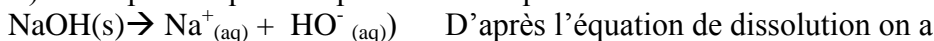
Les ions fer sont apportés par les deux solutions donc $n_t(\text{Fe}^{2+}) = 2,0 \cdot 10^{-3} + 1,5 \cdot 10^{-3}$ soit $n_t(\text{Fe}^{2+}) = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$[\text{NO}_3^-] = n(\text{NO}_3^-) / V_t = 4,0 \cdot 10^{-3} / 0,15 \text{ soit } \underline{[\text{NO}_3^-] = 2,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = n(\text{SO}_4^{2-}) / V_t = 1,5 \cdot 10^{-3} / 0,15 \text{ soit } \underline{[\text{SO}_4^{2-}] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = n_t(\text{Fe}^{2+}) / V_t = 3,5 \cdot 10^{-3} / 0,15 \text{ soit } \underline{[\text{Fe}^{2+}] = 2,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

II) 1. D'après la question précédente la quantité d'ions Fe^{2+} initiale est $n(\text{Fe}^{2+}) = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$



$$[\text{Na}^+] = [\text{HO}^-] = c_s \quad \text{donc } n(\text{HO}^-) = c_s \times V_s = 1,0 \cdot 10^{-1} \times 0,070 = 7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

équation de la réaction		$\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$	+	$2\text{HO}^- (\text{aq})$	$\square \square$	$\text{Fe}(\text{OH})_2 (\text{s})$
état du système(mol)	avancement	$n(\text{Fe}^{2+})$		$n(\text{HO}^-)$		$n(\text{Fe}(\text{OH})_2)$
état initial	0	$3,5 \cdot 10^{-3}$		$7 \cdot 10^{-3}$		0
état intermédiaire	x	$3,5 \cdot 10^{-3} - x$		$7 \cdot 10^{-3} - 2x$		x
état final	$x_{\text{max}} = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$	0		0		$2,0 \cdot 10^{-4}$

calcul de l'avancement final x_{max}

A la fin de la réaction au moins un des réactifs a disparu donc on peut écrire

$$\text{- Si } \text{Fe}^{2+} \text{ disparaît : } 3,5 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}} = 0 \quad \text{et } x_{\text{max}} = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{- Si } \text{HO}^- \text{ disparaît : } 7 \cdot 10^{-3} - 2 x_{\text{max}} = 0 \text{ d'où } x_{\text{max}} = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Il n'y a pas de réactif limitant. On est dans les conditions stoechiométriques.

$$5. n(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol et } M(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 56 + 2 \times 1 + 2 \times 16 = 90 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$m(\text{Fe}(\text{OH})_2) = n(\text{Fe}(\text{OH})_2) \times M(\text{Fe}(\text{OH})_2) \text{ soit } \underline{m(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 315 \text{ mg}}$$

6. Les ions Na^+ ont été spectateurs.

$$V_{\text{total}} = V_s + V_0 = 0,070 + 0,150 \text{ soit } V_t = 0,22 \text{ L}$$

D'après la question II)1, on a $[\text{Na}^+] = [\text{HO}^-] = c_s$ soit $n(\text{Na}^+) = 7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ avant le mélange.

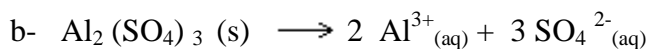
$$\text{donc } [\text{Na}^+] = n(\text{Na}^+) / V_t = 7 \cdot 10^{-3} / 0,22 \text{ soit } \underline{[\text{Na}^+] = 3,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

7. En fin de réaction, dans la solution il y a des ions sodium, des ions sulfates, des ions nitrates et de l'hydroxyde de fer II solide

chap 10 Feuille II-2

Ex 7 Précipitation de l'hydroxyde d'aluminium :

1. a- Sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$



c- La dissolution d'un cristal ionique s'effectue en trois étapes :

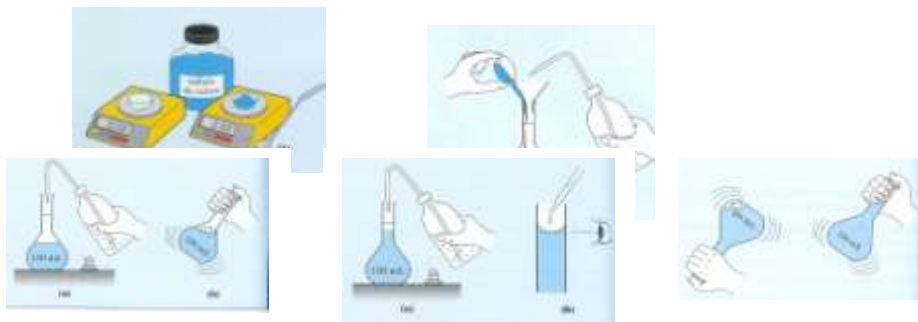
- dissociation du cristal sous l'effet des forces électriques attractives entre les molécules d'eau et les ions.
- solvation des ions : les ions s'entourent de molécules d'eau ce qui les empêchent de se rapprocher pour former des liaisons.
- les ions se dispersent dans la solution parmi les molécules d'eau.

d- Calculons la masse de soluté à peser :

$$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = c_1 \times V_1 = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \times M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 1,25 \cdot 10^{-2} \times 342 = \mathbf{4,28 \text{ g}}$$

Matériel : une fiole jaugée de 250 mL ; un entonnoir à solide, une balance, une coupelle, une spatule, eau distillée, pipette simple, un bécher, sulfate d'aluminium solide.



$$\text{e- } [\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}] = 2 c_1 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} \quad [\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}] = 3 c_1 = 1,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

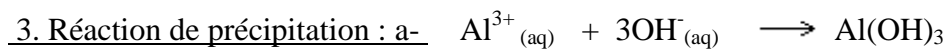
2. Lors d'une dilution, la quantité de matière de soluté se conserve.

On veut préparer dans une fiole de 500 mL = V_2 , une solution de concentration C_2 à partir d'une solution de concentration c' .

$$\text{Le volume de la solution mère à prélever sera } V' = c_2 \cdot V_2 / c' = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ L}$$

Matériel : une fiole jaugée de 500 mL ; un bécher ; une pipette jaugée de 50,0 mL munie de sa propipette ; eau distillée, pipette simple, solution mère.

chap 10 Feuille II-3



b- $n(\text{Al}^{3+}) = c_1 V_1 = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$n(\text{OH}^{-}) = c_2 V_2 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

		$\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} +$	$3\text{OH}^{-}_{(\text{aq})}$ \longrightarrow	$\text{Al}(\text{OH})_3$
Etat du système	Avancement	$n(\text{Al}^{3+})$	$n(\text{OH}^{-})$	$n(\text{Al}(\text{OH})_3)$
Etat initial	$x=0$	$3 \cdot 10^{-3}$	10^{-3}	0
Au cours de la transformation	x	$3 \cdot 10^{-3} - x$	$10^{-3} - 3x$	x
Etat final	x_{max}	$3 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}}$	$10^{-3} - 3x_{\text{max}}$	x_{max}
	$= 3,3 \cdot 10^{-4}$	$2,7 \cdot 10^{-3}$	0	$3,3 \cdot 10^{-4}$

Les ions hydroxyde sont limitants.

e- $[\text{OH}^{-}] = 0 \text{ mol.L}^{-1}$ $[\text{Al}^{3+}] = n(\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}) / (V_1 + V_2) = 6,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$[\text{SO}_4^{2-}] = 3 c_1 V_1 / (V_1 + V_2) = 1,1 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

$[\text{Na}^{+}] = c_2 V_2 / (V_1 + V_2) = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

On vérifie l'électroneutralité de la solution : $[\text{Na}^{+}_{(\text{aq})}] + 3[\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}] = 2[\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}]$

d- Soit m la masse de précipité d'hydroxyde d'aluminium formé et M la masse molaire :

$m = x_{\text{max}} \cdot M = 3,3 \cdot 10^{-4} \times 78 = 2,6 \cdot 10^{-2} \text{ g}$