

TD N°5 : Réactions de Solubilité - Précipitation

Exercice 1 :

La solubilité de CaSO_4 est de 2g/l. On mélange une solution saturée de sulfate de calcium avec un volume égal de solution de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ contenant 0.0248 g/l de ce sel.

Calculer le produit de solubilité de CaSO_4 et montrer s'il y a formation d'un précipité.

Données: $M_r\text{CaSO}_4 = 136.1$, $M_r(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 124$

Exercice 2 :

L'hydroxyde de magnésium $\text{Mg}(\text{OH})_2$ et l'hydroxyde de fer $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ont respectivement pour produit de solubilité à une température donnée 3.4×10^{-11} et 1.1×10^{-36} .

A cette température, quelles masses de magnésium et de fer resteront dissoutes dans 100mL d'ammoniaque NH_4OH 10^{-1} M.

Données : $M_r\text{Mg} = 24$, $M_r\text{Fe} = 56$, Constante d'ionisation de $\text{NH}_4\text{OH} = 1.78 \times 10^{-5}$

Exercice 3 :

On ajoute 10^{-1} moles de chromate de potassium K_2CrO_4 solide à 1 litre de solution contenant 10^{-2} M de Ba^{2+} .

A quelles conditions de pH doit satisfaire la solution pour que 99% du baryum soit précipité sous forme de chromate de baryum ?

On négligera la variation de volume de la solution provoquée par l'addition de chromate.

Données : Produit de solubilité du chromate de baryum $K_s = 1.26 \times 10^{-10}$

Constante d'acidité de l'hydrogénochromate HCrO_4^- : $K_a = 3.98 \times 10^{-7}$

Exercice 4 :

On titre 50 ml d'une solution de chlorure de sodium 0.05 M avec du nitrate d'argent 0.1 M.

a) Calculer le pAg de la solution après addition des volumes suivants de réactif titrant : 5 ml, 10 ml, 15ml, 20ml, 24.5 ml, 25 ml, 25.5 ml, 30 ml, 35 ml et 40 ml.

b) Tracer la courbe pAg en fonction des volumes de AgNO_3 ajoutés.

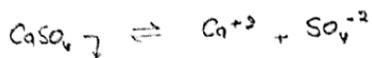
Données : $K_s \text{AgCl} = 1.82 \times 10^{-10}$

TD n° 06
Réactions de
solubilité -
Précipitation

Exercice n° 01

$$S_{CaSO_4} = 2 \text{ g/l}$$

$$[(NH_4)_2SO_4] = 0,0248 \text{ g/l} = 2 \times 10^{-4} \text{ M}$$



$$K_{sp, CaSO_4} = [Ca^{+2}][SO_4^{-2}] = S^2$$

$$K_{sp} = \left(\frac{2}{136,7}\right)^2 = 2,16 \cdot 10^{-4}$$

$$S = 0,0147 \text{ mol/l}$$

$$[SO_4^{-2}]_T = [SO_4^{-2}]_{CaSO_4} + [SO_4^{-2}]_{(NH_4)_2SO_4}$$

$$= \frac{S}{2} + \frac{C}{2} = \frac{0,0147}{2} + \frac{2 \times 10^{-4}}{2}$$

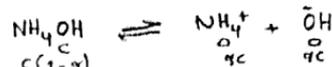
$$= 7,45 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[Ca^{+2}][SO_4^{-2}] = \frac{0,0147}{2} \times 7,45 \cdot 10^{-3}$$

$$= 5,47 \cdot 10^{-5}$$

$K_{sp} > [Ca^{+2}][SO_4^{-2}] \Rightarrow$ Il n'y a pas de formation d'un précipité.

Exercice n° 02



$$K_b = \frac{[OH^-][NH_4^+]}{[NH_4OH]}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C}} = \sqrt{\frac{1,78 \cdot 10^{-5}}{10^{-1}}} = 1,33 \cdot 10^{-2}$$

$$[OH^-] = \alpha C = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

$$K_{sp_1} = [Mg^{+2}][OH^-]^2$$

$$[Mg^{+2}] = \frac{K_{sp_1}}{[OH^-]^2} = \frac{3,4 \cdot 10^{-11}}{(1,33 \cdot 10^{-3})^2}$$

$$[Mg^{+2}] = 1,9 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

$$m_{Mg^{+2}} = [Mg^{+2}] \times M \times V$$

$$= 1,9 \cdot 10^{-5} \times 24 \times 0,1$$

$$m_{Mg^{+2}} = 4,56 \times 10^{-6} \text{ g}$$

$$K_{sp_2} = [Fe^{+3}][OH^-]^3$$

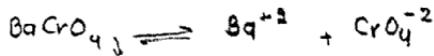
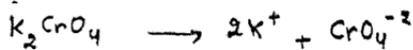
$$[Fe^{+3}] = \frac{K_{sp_2}}{[OH^-]^3} = \frac{1,1 \times 10^{-36}}{(1,33 \cdot 10^{-3})^3} = 4,67 \cdot 10^{-28} \text{ M}$$

$$m_{Fe^{+3}} = [Fe^{+3}] \times M \times V$$

$$= 4,67 \cdot 10^{-28} \times 56 \times 0,1$$

$$m_{Fe^{+3}} = 2,6 \cdot 10^{-27} \text{ g}$$

exercice n° 03:



$$K_a = \frac{[H_3O^+][CrO_4^{2-}]}{[HCrO_4^-]}$$

$$[K_2CrO_4] = [CrO_4^{2-}] + [HCrO_4^-] + [BaCrO_4]$$

99% de Barium précipité sous forme de $BaCrO_4 \Rightarrow [BaCrO_4] = 0,99 \times 10^{-2}$

$$[BaCrO_4] = 9,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

$$K_{sp} = [CrO_4^{2-}][Ba^{2+}]$$

$$[CrO_4^{2-}] = \frac{K_{sp}}{[Ba^{2+}]} = \frac{1,26 \cdot 10^{-10}}{10^{-4}} = 1,26 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$[Ba^{2+}] \Rightarrow 1\% \text{ de } 10^{-2} \text{ M}$$

$$[HCrO_4^-] = [K_2CrO_4] - [CrO_4^{2-}] - [BaCrO_4]$$

$$= 10^{-1} - 1,26 \cdot 10^{-6} - 9,9 \cdot 10^{-3}$$

$$[HCrO_4^-] = 9 \times 10^{-2} \text{ M}$$

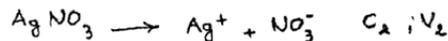
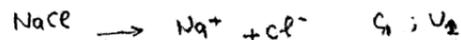
$$[H_3O^+] = \frac{K_a \times [HCrO_4^-]}{[CrO_4^{2-}]} = \frac{3,98 \cdot 10^{-7} \times 9 \times 10^{-2}}{1,26 \cdot 10^{-6}}$$

$$[H_3O^+] = 2,84 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (2,84 \cdot 10^{-2})$$

$$pH = 1,55$$

Exercice n° 04:



au point eq:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2} = \frac{0,05 \times 50}{0,1} = 25 \text{ ml}$$

$$\frac{[Ag^+][Cl^-] = K_{sp} \quad PE \quad (Ag^+) \text{ en excès}}{(Ag^+) = \frac{K_{sp}}{[Cl^-]}}$$

lorsque $V_2 < V_E$

$$[Ag^+][Cl^-] = K_{sp} \Rightarrow [Ag^+] = \frac{K_{sp}}{[Cl^-]}$$

$$-\log [Ag^+] = -\log K_{sp} + \log [Cl^-]$$

$$pAg = pK_{sp} + \log \left(\frac{C_1 V_1 - C_2 V_2}{V_1 + V_2} \right)$$

$$pAg = pK_{sp} + \log \left(\frac{0,05 \times 50 - 0,1 \times V_2}{50 + V_2} \right)$$

lorsque $V_2 = V_E$

$$[Ag^+] = [Cl^-] = \sqrt{K_{sp}} \Rightarrow pAg = \frac{1}{2} pK_{sp} = 4,8$$

lorsque $V_2 > V_E$

$$[Ag^+] = \frac{C_2 V_2 - C_1 V_1}{V_1 + V_2} = \frac{0,1 \times V_2 - 0,05 \times 50}{50 + V_2}$$

$$pAg = -\log [Ag^+] = -\log \left(\frac{0,1 \times V_2 - 0,05 \times 50}{50 + V_2} \right)$$

V_2	pAg
5	8,3
10	8,13
15	7,92
20	7,59
24,5	6,86
25	4,87
25,5	3,13
30	2,20
35	1,93

Annotations: } $V_2 < V_E$ (rows 1-4), } $V_2 = V_E$ (row 5), } $V_2 > V_E$ (rows 6-9)