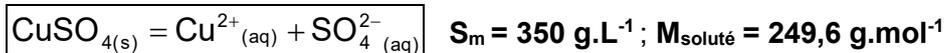


Solubilité d'une espèce chimique

Exercice 1 :



1) La solubilité du sulfate de cuivre est **350 g/L** à 20°C : **on peut donc dissoudre 350 g de sulfate de cuivre sans 1 L (= 1000 mL) d'eau.**

Dissolution de 2,0 g de sulfate de cuivre dans 5 mL d'eau

Dans 5 mL d'eau (volume 200 fois plus faible), on peut dissoudre jusqu'à $\frac{350}{200} = 1,75$ g de sulfate de cuivre : **On ne peut donc pas dissoudre totalement 2,0 g de sulfate de cuivre dans 5 mL d'eau**

Dissolution de 3,0 g de sulfate de cuivre dans 10 mL d'eau

Dans 10 mL d'eau (volume 100 fois plus faible), on peut dissoudre jusqu'à $\frac{350}{100} = 3,5$ g de sulfate de cuivre : **On peut donc dissoudre totalement 3,0 g de sulfate de cuivre dans 10 mL d'eau**

2) Concentration en quantité de matière de sulfate de cuivre

La solubilité étant de 350 g/L, la concentration en masse de sulfate de cuivre est de 350 g.L⁻¹ dans la solution saturée : $C = \frac{C_m}{M} = \frac{350}{249,6} = 1,4 \text{ mol.L}^{-1}$

3) Concentration en ions dans la solution saturée (Cu²⁺ ; SO₄²⁻) : [Cu²⁺] = [SO₄²⁻] = C = **1,4 mol.L⁻¹**

4) Constante d'équilibre de solubilité : $K_s = [\text{Cu}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}]$ où [Cu²⁺] et [SO₄²⁻] sont les concentrations des ions dans la solution saturée. $\hookrightarrow K_s = [\text{Cu}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}] = 1,4^2 = 2,0$

Exercice 2



1) Solubilité en g.L⁻¹ de l'iodure d'argent : $S_m = S \times M_{\text{soluté}} = 9,17 \cdot 10^{-9} \times 234,8 = 2,15 \cdot 10^{-6} \text{ g.L}^{-1}$

Dans 1 L d'eau, on ne peut dissoudre que 2,15 µg d'iodure d'argent. On peut conclure que l'iodure d'argent est quasiment insoluble dans l'eau.

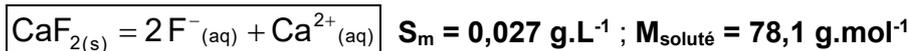
2) Concentration en ions dans la solution saturée : **S = 9,17.10⁻⁹ mol.L⁻¹**

La concentration en quantité de matière d'iodure d'argent dans la solution saturée est **C = 9,17.10⁻⁹ mol.L⁻¹** : [Ag⁺] = [I⁻] = C = **9,17.10⁻⁹ mol.L⁻¹**

3) Constante d'équilibre de solubilité de l'iodure d'argent : $K_s = [\text{Ag}^{+}] \times [\text{I}^{-}]$ où [Ag⁺] et [I⁻] sont les concentrations des ions dans la solution saturée.

$$K_s = [\text{Ag}^{+}] \times [\text{I}^{-}] = (9,17 \cdot 10^{-9})^2 = 8,41 \cdot 10^{-17}$$

Exercice 3



La solubilité massique du fluorure de calcium donne la concentration en masse de fluorure de calcium dans la solution saturée : $C_m = 0,027 \text{ g.L}^{-1}$

1) Concentration en quantité de matière de fluorure de calcium dans la solution saturée :

$$C = \frac{C_m}{M} = \frac{0,027}{78,1} = 3,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Concentration en ions } [\text{Ca}^{2+}] = C = 3,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \quad [\text{F}^{-}] = 2 C = 7,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

2) Constante d'équilibre de solubilité : $K_s = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{F}^{-}]^2$ où $[\text{Ca}^{2+}]$ et $[\text{F}^{-}]$ sont les concentrations des ions dans la solution saturée

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{F}^{-}]^2 = 3,5 \cdot 10^{-4} \times (7,0 \cdot 10^{-4})^2 = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

Exercice 4



1.1. Concentration en ions dans la solution saturée : $K_s = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}]$ où $[\text{Ca}^{2+}]$ et $[\text{SO}_4^{2-}]$ sont les concentrations des ions dans la solution saturée.

Dans la solution saturée on a $[\text{Ca}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = C$

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}] = C^2 = 2,5 \cdot 10^{-5} \Rightarrow C = \sqrt{2,5 \cdot 10^{-5}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

1.2. Solubilité molaire du sulfate de calcium : La concentration en quantité de matière de sulfate de calcium dans la solution saturée donne la solubilité du sulfate de calcium : $s = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Solubilité massique du sulfate de calcium : $S_m = s \times M_{\text{soluté}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \times 136,2 = 0,68 \text{ g.L}^{-1}$

1.3. Dissolution de 2,72 g de sulfate de calcium : Pour dissoudre complètement 2,72 g de sulfate de calcium, il faut utiliser au minimum

$$\frac{2,72}{0,68} = 4 \text{ L d'eau}$$



On calcule les concentrations des ions en solutions en supposant que tout le solide se dissout

$$[\text{Mn}^{2+}]_{(i)} = [\text{S}^{2-}]_{(i)} = C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{1,3}{87 \times 0,5} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Calcul du quotient de réaction initial : } Q_{r(i)} = [\text{Mn}^{2+}]_{(i)} \times [\text{S}^{2-}]_{(i)} = 3,0 \cdot 10^{-3} \times 3,0 \cdot 10^{-3} = 9 \cdot 10^{-6} \gg K_s$$

La réaction évolue de façon à faire diminuer le quotient de réaction de manière à obtenir $Q_r = K_s$

Il faut que les concentrations des ions diminuent : donc la réaction évolue dans le sens inverse, sens de la précipitation



On calcule les concentrations des ions en solutions en supposant que tout le solide se dissout

$$[\text{Pb}^{2+}]_{(i)} = C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{2}{461 \times 0,1}$$

$$[\text{Pb}^{2+}]_{(i)} = 4,3.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \quad [\text{I}^{-}]_{(i)} = 2 C = 8,6.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Calcul du quotient de réaction initial : } Q_{r(i)} = [\text{Pb}^{2+}]_{(i)} \times [\text{I}^{-}]_{(i)}^2 = 4,3.10^{-2} \times (8,6.10^{-2})^2 = 3,2.10^{-4} \gg K_s$$

La réaction évolue de façon à faire diminuer le quotient de réaction de manière à obtenir $Q_r = K_s$

Il faut que les concentrations des ions diminuent : donc la réaction évolue dans le sens inverse, sens de la précipitation

La solution est saturée ; on ne peut pas dissoudre 2,00 g d'iodure de plomb dans 100 mL d'eau



On calcule les concentrations des ions en solutions en supposant que tout le solide se dissout

Cas (1) :

$$[\text{Pb}^{2+}]_{(i)} = C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{0,04}{278,2 \times 0,01} = 1,4.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^{-}]_{(i)} = 2 C = 2,8.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$Q_{r(i)} = [\text{Pb}^{2+}]_{(i)} \times [\text{Cl}^{-}]_{(i)}^2 = 1,4.10^{-2} \times (2,8.10^{-2})^2 \quad Q_{r(i)} = 1,1.10^{-5} < K_s$$

La solution ne sera pas saturée ; tout le chlorure de plomb va se dissoudre.

Cas (2) :

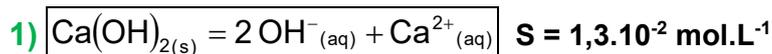
$$[\text{Pb}^{2+}]_{(i)} = C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{0,12}{278,2 \times 0,01} = 4,3.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^{-}]_{(i)} = 2 C = 8,6.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$Q_{r(i)} = [\text{Pb}^{2+}]_{(i)} \times [\text{Cl}^{-}]_{(i)}^2 = 4,3.10^{-2} \times (8,6.10^{-2})^2 \quad Q_{r(i)} = 3,2.10^{-4} > K_s$$

La solution sera saturée ; on ne peut pas dissoudre tout le chlorure de plomb.

Exercice 5



1.1. Concentration en hydroxyde de calcium dans la solution saturée : $C = 1,3.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Concentration des ions dans la solution saturée

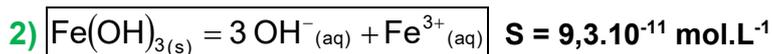
$$[\text{OH}^{-}] = 2 C = 2,6.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} ; [\text{Ca}^{2+}] = C = 1,3.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

1.2. pH de la solution saturée : $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{2,6 \cdot 10^{-2}} = 3,8 \cdot 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$

$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3,8 \cdot 10^{-13}) = 12,4$

1.3. Constante d'équilibre de solubilité : $K_s = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2$ où $[\text{Ca}^{2+}]$ et $[\text{OH}^-]$ sont les concentrations des ions dans la solution saturée.

$K_s = 1,3 \cdot 10^{-2} \times (2,6 \cdot 10^{-2})^2 = 8,8 \cdot 10^{-6}$



2.1. Concentration en hydroxyde de fer dans la solution saturée : $\mathbf{C = 9,3 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}}$

Concentration en ions dans la solution : $[\text{OH}^-] = 3 C = 2,8 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$ $[\text{Fe}^{3+}] = C = 9,3 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$

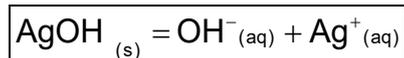
2.2. pH de la solution saturée : $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{2,8 \cdot 10^{-10}} = 3,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$

$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3,6 \cdot 10^{-5}) = 4,4$

2.3. Constante d'équilibre de solubilité : $K_s = [\text{Fe}^{3+}] \times [\text{OH}^-]^3$ où $[\text{Fe}^{3+}]$ et $[\text{OH}^-]$ sont les concentrations des ions dans la solution saturée.

$K_s = 9,3 \cdot 10^{-11} \times (2,8 \cdot 10^{-10})^3 = 2 \cdot 10^{-39}$

Exercice 6



1) Concentration des ions HO^- dans la solution saturée

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-10,2} = 6,3 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$

$[\text{HO}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{6,3 \cdot 10^{-11}} = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

2) Concentration de la solution saturée : $[\text{HO}^-] = C \rightarrow C = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

Solubilité de l'hydroxyde d'argent : La concentration de la solution saturée donne la solubilité de l'hydroxyde d'argent $\mathbf{C = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \rightarrow \mathbf{S = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}}$

3) Constante d'équilibre de solubilité : $K_s = [\text{Ag}^+] \times [\text{OH}^-]$, où $[\text{Ag}^+]$ et $[\text{OH}^-]$ sont les concentrations des ions dans la solution saturée.

$[\text{HO}^-] = [\text{Ag}^+] = C = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

$K_s = 1,6 \cdot 10^{-4} \times 1,6 \cdot 10^{-4} = 2,6 \cdot 10^{-8}$