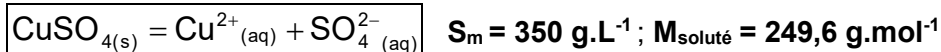


## Fiche 2 :

## Solubilité d'une espèce chimique

## Exercice 1 : Dissolution du sulfate de cuivre



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 molaire de la solution saturée de sulfate de cuivre

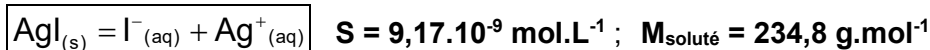
La solubilité étant de 350 g/L, la concentration massique de la solution saturée est de 350 g.L<sup>-1</sup>

$$C = \frac{C_m}{M} = \frac{350}{249,6} = 1,4 \text{ mol.L}^{-1}$$

3) Concentration des ions dans la solution saturée (Cu<sup>2+</sup> ; SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>) : [Cu<sup>2+</sup>] = [SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>] = C = **1,4 mol.L<sup>-1</sup>**

4) Constante d'équilibre de solubilité :  $K_s = [\text{Cu}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}]$  où [Cu<sup>2+</sup>] et [SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>] 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 : Dissolution de l'iodure d'argent



1) Solubilité en g.L<sup>-1</sup> 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 des ions dans la solution saturée : **S = 9,17.10<sup>-9</sup> mol.L<sup>-1</sup>**

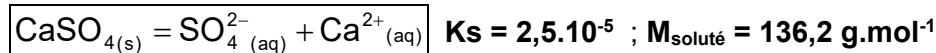
$\hookrightarrow$  La concentration molaire de la solution saturée est **C = 9,17.10<sup>-9</sup> mol.L<sup>-1</sup>**

$$[\text{Ag}^{+}] = [\text{I}^{-}] = C = 9,17 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

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

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

### Exercice 3 : Dissolution du sulfate de calcium



1) Concentration des ions dans la solution saturée :  $K_s = [Ca^{2+}] \times [SO_4^{2-}]$  où  $[Ca^{2+}]$  et  $[SO_4^{2-}]$  sont les concentrations des ions dans la solution saturée.

Dans la solution saturée on a  $[Ca^{2+}] = [SO_4^{2-}] = C$

$$K_s = [Ca^{2+}] \times [SO_4^{2-}] = C^2 = 2,5 \cdot 10^{-5}$$

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

2) Solubilité molaire du sulfate de calcium : La concentration molaire de la solution saturée donne la solubilité du sulfate de calcium

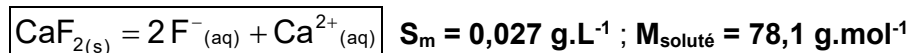
$$s = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

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

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

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

### Exercice 4 : Dissolution du fluorure de calcium



La solubilité massique du fluorure de calcium donne la concentration massique de la solution saturée

$$C_m = 0,027 \text{ g.L}^{-1}$$

1) Concentration molaire de la solution saturée :  $C = \frac{C_m}{M} = \frac{0,027}{78,1} = 3,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

Concentration des ions dans la solution saturée

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

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

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

## Exercice 5 : Dissolution de l'oxalate de calcium



1) Concentration des ions dans la solution saturée :  $K_s = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$  où  $[\text{Ca}^{2+}]$  et  $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$  sont les concentrations des ions dans la solution saturée.

Dans la solution saturée on a  $[\text{Ca}^{2+}] = [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = C$

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = C^2 = 3,6 \cdot 10^{-9}$$

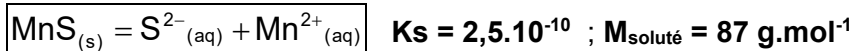
$$C = \sqrt{3,6 \cdot 10^{-9}} = 6,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2) Solubilité molaire de l'oxalate de calcium : La concentration molaire de la solution saturée donne la solubilité de l'oxalate de calcium  $s = 6,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Solubilité massique de l'oxalate de calcium :  $s_m = S \times M_{\text{soluté}} = 6,0 \cdot 10^{-5} \times 128,1 = 7,7 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

3) Volume d'eau à absorber : Pour dissoudre un calcul rénal de 0,384 g, il faut absorber un volume d'eau de  $\frac{0,384}{7,7 \cdot 10^{-3}} = 50 \text{ L} !$

## Exercice 6 : Dissolution du sulfure de manganèse



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

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

$$[\text{Mn}^{2+}]_{(i)} = [\text{S}^{2-}]_{(i)} = C = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

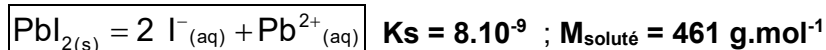
Calcul du quotient de réaction initial :  $Q_{r(i)} = [\text{Mn}^{2+}]_{(i)} \times [\text{S}^{2-}]_{(i)} = 3,0 \cdot 10^{-3} \times 3,0 \cdot 10^{-3} = 9 \cdot 10^{-6} \gg K_s$

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

La solution est saturée ; on ne peut pas dissoudre 1,3 g de sulfure de manganèse dans 500 mL d'eau

## Exercice 7 : Dissolution de l'iodure de plomb



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

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

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

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

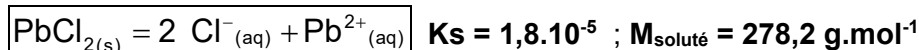
$$\text{Calcul du quotient de réaction initial : } Q_{r(i)} = [\text{Pb}^{2+}]_{(i)} \times [\text{I}^{-}]_{(i)}^2 = 4,3.10^{-2} \times (8,6.10^{-2})^2 = 3,2.10^{-4} \gg K_s$$

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

## Exercice 8 : Dissolution du chlorure de plomb



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) :

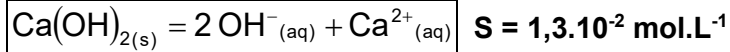
$$[\text{Pb}^{2+}]_{(i)} = C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{0,12}{278,2 \times 0,01} = 4,3.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

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

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

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

## Exercice 9 : Dissolution de l'hydroxyde de calcium



1) Concentration de la solution saturée :  $\mathbf{C = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$

Concentration des ions dans la solution saturée

$$[\text{OH}^-] = 2 C = \mathbf{2,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}} ; [\text{Ca}^{2+}] = C = \mathbf{1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

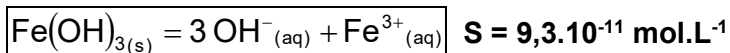
$$2) \text{ pH de la solution saturée : } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{2,6 \cdot 10^{-2}} = \mathbf{3,8 \cdot 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}}$$

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

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.

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

## Exercice 10 : Dissolution de l'hydroxyde de fer 3



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

Concentration des ions dans la solution

$$[\text{OH}^-] = 3 C = \mathbf{2,8 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = C = \mathbf{9,3 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}}$$

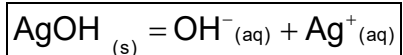
$$2) \text{ pH de la solution saturée : } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{2,8 \cdot 10^{-10}} = \mathbf{3,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}}$$

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

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.

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

## Exercice 11 : Dissolution de l'hydroxyde d'argent



### 1) Concentration des ions $\text{HO}^-$ 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  $C = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \rightarrow S = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

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.

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

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