

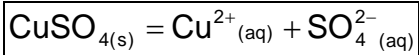
EX 05

Solubilité en solution aqueuse

1ère Partie :

Dissolution de composés ioniques

EX1

Dissolution du sulfate de cuivre

$$S_m = 350 \text{ g.L}^{-1}; M_{\text{soluté}} = 249,6 \text{ g.mol}^{-1}$$

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 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^{-1}

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

3) Concentration des ions dans la solution saturée (Cu^{2+} ; SO_4^{2-})

$$[\text{Cu}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = C = 1,4 \text{ mol.L}^{-1}$$

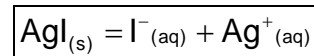
4) Produit de solubilité

$$K_s = [\text{Cu}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

où $[\text{Cu}^{2+}]$ et $[\text{SO}_4^{2-}]$ sont les concentrations des ions dans la solution saturée.

$$K_s = [\text{Cu}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}] = 1,4^2 = 2,0$$

EX2

Dissolution de l'iodure d'argent

$$S = 9,17 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}; M_{\text{soluté}} = 234,8 \text{ g.mol}^{-1}$$

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 des ions dans la solution saturée

$$S = 9,17 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

↳ La concentration molaire de la solution saturée est **$C = 9,17 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$**

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

3) Produit de solubilité de l'iodure d'argent

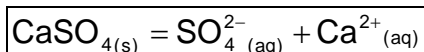
$$K_s = [\text{Ag}^+] \times [\text{I}^-]$$

où $[\text{Ag}^+]$ et $[\text{I}^-]$ sont les concentrations des ions dans la solution saturée.

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

EX3

Dissolution du sulfate de calcium



$$K_s = 2,5 \cdot 10^{-5} ; M_{\text{soluté}} = 136,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

1) Concentration des 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

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = C$$

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}] = C^2 = 2,5 \cdot 10^{-5}$$

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

2) Solubilité molaire du sulfate de calcium

La concentration molaire de la solution saturée donne la solubilité du sulfate de calcium
 $s = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Solubilité massique du sulfate de calcium

$$S_m = S \times M_{\text{soluté}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \times 136,2 = 0,68 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

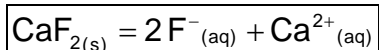
3) Dissolution de 2,72 g de sulfate de calcium

Pour dissoudre complètement 2,72 g de sulfate de calcium, il faut utiliser au minimum

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

EX4

Dissolution du fluorure de calcium



$$S_m = 0,027 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} ; M_{\text{soluté}} = 78,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

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

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

1) Concentration molaire de la solution saturée

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

Concentration des ions dans la solution saturée

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

$$[\text{F}^{-}] = 2 C = 7,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2) Produit de solubilité

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{F}^{-}]^2$$

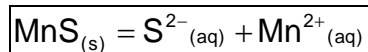
où $[\text{Ca}^{2+}]$ et $[\text{F}^{-}]$ sont les concentrations des ions dans la solution saturée

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

$$K_s = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

EX5

Dissolution du sulfure de manganèse



$$K_s = 2,5 \cdot 10^{-10} ; M_{\text{soluté}} = 87 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Calcul du quotient de réaction initial

$$Q_{r(i)} = [\text{Mn}^{2+}]_{(i)} \times [\text{S}^{2-}]_{(i)}$$

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

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

$$Q_{r(i)} = [\text{Mn}^{2+}]_{(i)} \times [\text{S}^{2-}]_{(i)} = 3,0 \cdot 10^{-3} \times 3,0 \cdot 10^{-3}$$

$$Q_{r(i)} = 9 \cdot 10^{-6} \gg K_s$$

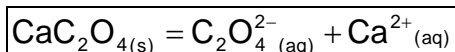
La réaction évolue de façon à faire diminuer le quotient de réaction de manière à obtenir $Q_r = K_s$

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

EX6

Dissolution de l'oxalate de calcium



$$K_s = 3,6 \cdot 10^{-9} ; M_{\text{soluté}} = 128,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

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

$$s_m = S \times M_{\text{soluté}} = 6,0 \cdot 10^{-5} \times 128,1 =$$

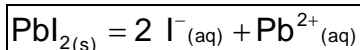
$$7,7 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

3) Volume d'eau à absorber

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

EX7

Dissolution de l'iodure de plomb



$$K_s = 8 \cdot 10^{-9} ; M_{\text{soluté}} = 461 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

1) Calcul du quotient de réaction initial

$$Q_{r(i)} = [\text{Pb}^{2+}]_{(i)} \times [\text{I}^{-}]_{(i)}^2$$

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

$$[\text{Pb}^{2+}]_{(i)} = 4,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{I}^{-}]_{(i)} = 2 C = 8,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$Q_{r(i)} = [\text{Pb}^{2+}]_{(i)} \times [\text{I}^{-}]_{(i)}^2 = 4,3 \cdot 10^{-2} \times (8,6 \cdot 10^{-2})^2$$

$$Q_{r(i)} = 3,2 \cdot 10^{-4} \gg K_s$$

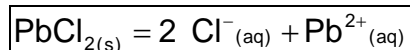
La réaction évolue de façon à faire diminuer le quotient de réaction de manière à obtenir $Q_r = K_s$

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

EX8

Dissolution du chlorure de plomb



$$K_s = 1,8 \cdot 10^{-5} ; M_{\text{soluté}} = 278,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Cas (1) : Calcul du quotient de réaction initial

$$Q_{r(i)} = [\text{Pb}^{2+}]_{(i)} \times [\text{Cl}^{-}]_{(i)}^2$$

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

$$[\text{Pb}^{2+}]_{(i)} = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^{-}]_{(i)} = 2 C = 2,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$Q_{r(i)} = [\text{Pb}^{2+}]_{(i)} \times [\text{Cl}^{-}]_{(i)}^2 = 1,4 \cdot 10^{-2} \times (2,8 \cdot 10^{-2})^2$$

$$Q_{r(i)} = 1,1 \cdot 10^{-5} < K_s$$

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

Cas (2) : Calcul du quotient de réaction initial

$$Q_{r(i)} = [\text{Pb}^{2+}]_{(i)} \times [\text{Cl}^{-}]_{(i)}^2$$

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

$$[\text{Pb}^{2+}]_{(i)} = 4,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^{-}]_{(i)} = 2 C = 8,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

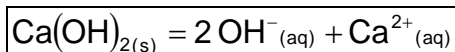
$$Q_{r(i)} = [\text{Pb}^{2+}]_{(i)} \times [\text{Cl}^{-}]_{(i)}^2 = 4,3 \cdot 10^{-2} \times (8,6 \cdot 10^{-2})^2$$

$$Q_{r(i)} = 3,2 \cdot 10^{-4} > K_s$$

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

EX9

Dissolution de l'hydroxyde de calcium



$$S = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

1) Concentration de la solution saturée

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

Concentration des ions dans la solution saturée

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

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

2) pH de la solution saturée

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

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

3) Produit de solubilité

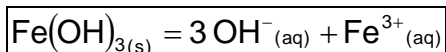
$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{OH}^{-}]^2$$

où $[\text{Ca}^{2+}]$ et $[\text{OH}^{-}]$ sont les concentrations des ions dans la solution saturée.

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

EX10

Dissolution de l'hydroxyde de fer3



$$S = 9,3 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

1) Concentration de la solution saturée

$$C = 9,3 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

Concentration des 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) pH de la solution saturée

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

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

3) Produit de solubilité

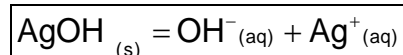
$$K_s = [\text{Fe}^{3+}] \times [\text{OH}^{-}]^3$$

où $[\text{Fe}^{3+}]$ et $[\text{OH}^{-}]$ sont les concentrations des ions dans la solution saturée.

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

EX11

Dissolution de l'hydroxyde d'argent



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

$$C = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \rightarrow S = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

3) Produit de solubilité

$$K_s = [\text{Ag}^{+}] \times [\text{OH}^{-}]$$

où $[\text{Ag}^{+}]$ et $[\text{OH}^{-}]$ sont les concentrations des ions dans la solution saturée.

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

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

2nde Partie :
**Mélange de solutions avec formation
d'un précipité**

EX1

1) Préparation de la solution d'iodure de potassium (K^+ ; I^-) à partir du soluté KI

$$M_{\text{soluté}} = 166 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$[I^-]_{S1} = C_1 = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_1} = \frac{0,3}{166 \times 0,02} =$$

$$9,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

2) Préparation de la solution de nitrate de plomb (Pb^{2+} ; $2 NO_3^-$) à partir du soluté $Pb(NO_3)_2$

$$M_{\text{soluté}} = 331,2 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$[Pb^{2+}]_{S2} = C_2 = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_2} = \frac{0,3}{331,2 \times 0,02} =$$

$$4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

3) Mélange des 2 solutions

Après le mélange, les ions iodure se trouvent dans un volume 2 fois plus grand (*initialement dans un volume de 20 mL, les ions se retrouvent, après mélange, dans un volume de 40 mL*) ; on a effectué une dilution par deux

$$[I^-]_{\text{mélange}} = \frac{[I^-]_{S1}}{2} = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

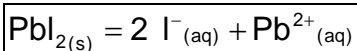
De même pour les ions plomb

$$[Pb^{2+}]_{\text{mélange}} = \frac{[Pb^{2+}]_{S2}}{2} = 2,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

4) Précipitation de l'iodure de plomb

Produit de solubilité de l'iodure de plomb

$K_S = 8 \cdot 10^{-9}$, associé à la réaction :



Calcul du quotient de réaction initial

$$Q_{r(i)} = [Pb^{2+}]_{(i)} \times [I^-]_{(i)}^2$$

$$Q_{r(i)} = 2,25 \cdot 10^{-2} \times (4,5 \cdot 10^{-2})^2$$

$$Q_{r(i)} = 4,6 \cdot 10^{-5} \gg K_S$$

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.

EX2

1) Solution de nitrate de plomb (Pb^{2+} ; $2 NO_3^-$)

$$[Pb^{2+}]_{S1} = C_1 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

2) Solution de chlorure de potassium (K^+ ; Cl^-)

$$[Cl^-]_{S2} = C_2 = 2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

3) Mélange des 2 solutions

Après le mélange, les ions plomb se trouvent dans un volume 2 fois plus grand (*initialement dans un volume de 10 mL, les ions se retrouvent, après mélange, dans un volume de 20 mL*) ; on a effectué une dilution par deux

$$[Pb^{2+}]_{\text{mélange}} = \frac{[Pb^{2+}]_{S1}}{2} = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

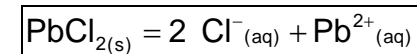
De même pour les ions chlorure

$$[Cl^-]_{\text{mélange}} = \frac{[Cl^-]_{S2}}{2} = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

4) Précipitation de chlorure de plomb

Produit de solubilité du chlorure de plomb

$K_S = 1,8 \cdot 10^{-5}$, associé à la réaction :



Calcul du quotient de réaction initial

$$Q_{r(i)} = [Pb^{2+}]_{(i)} \times [Cl^-]_{(i)}^2$$

$$Q_{r(i)} = 5,0 \cdot 10^{-2} \times (1,0 \cdot 10^{-1})^2$$

$$Q_{r(i)} = 5 \cdot 10^{-4} \gg K_S$$

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.

EX3

Solution S1 de chlorure de calcium (Ca^{2+} ; $2 Cl^-$)

$$[Ca^{2+}]_{S1} = C_1 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Solution S2 de sulfate de sodium ($2 Na^+$; SO_4^{2-})

$$[SO_4^{2-}]_{S2} = C_2 = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

Mélange des 2 solutions

Après le mélange, les ions calcium et les ions sulfate se trouvent dans un volume 2 fois plus grand ; on a effectué une dilution par deux

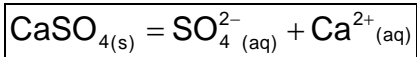
$$[\text{Ca}^{2+}]_{\text{mélange}} = \frac{[\text{Ca}^{2+}]_{S1}}{2} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}]_{\text{mélange}} = \frac{[\text{SO}_4^{2-}]_{S2}}{2} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

Précipitation du sulfate de calcium

Produit de solubilité du sulfate de calcium

$K_S = 3,7 \cdot 10^{-5}$, associé à la réaction :



Calcul du quotient de réaction initial

$$Q_{r(i)} = [\text{Ca}^{2+}]_{(i)} \times [\text{SO}_4^{2-}]_{(i)}$$

$$Q_{r(i)} = 1,0 \cdot 10^{-2} \times 2,0 \cdot 10^{-4}$$

$$Q_{r(i)} = 2 \cdot 10^{-6} < K_S$$

Il n'y aura pas de précipité

EX4

Solution S1 de nitrate d'argent (Ag^+ ; NO_3^-)

$$[\text{Ag}^+]_{S1} = C_1 = 6,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

Solution S2 de chlorure de sodium (Na^+ ; Cl^-)

$$[\text{Cl}^-]_{S2} = C_2 = 9,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Mélange des 2 solutions

Après le mélange, les ions argent se trouvent dans un volume 3 fois plus grand ; on a effectué une dilution par 3

$$[\text{Ag}^+]_{\text{mélange}} = \frac{[\text{Ag}^+]_{S1}}{3} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

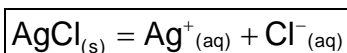
Après le mélange, les ions chlorure se trouvent dans un volume 1,5 fois plus grand ; on a effectué une dilution par 1,5

$$[\text{Cl}^-]_{\text{mélange}} = \frac{[\text{Cl}^-]_{S2}}{1,5} = 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Précipitation du chlorure d'argent

Produit de solubilité du chlorure d'argent

$K_S = 1,8 \cdot 10^{-10}$, associé à la réaction :



Calcul du quotient de réaction initial

$$Q_{r(i)} = [\text{Ag}^+]_{(i)} \times [\text{Cl}^-]_{(i)}$$

$$Q_{r(i)} = 2,0 \cdot 10^{-4} \times 6,0 \cdot 10^{-3}$$

$$Q_{r(i)} = 1,2 \cdot 10^{-6} \gg K_S$$

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.

EX5

Solution S1 de nitrate de plomb (Pb^{2+} ; 2NO_3^-)

$$[\text{Pb}^{2+}]_{S1} = C_1 = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Solution S2 de sulfate de sodium (2Na^+ ; SO_4^{2-})

$$[\text{SO}_4^{2-}]_{S2} = C_2 = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Mélange des 2 solutions

Après le mélange, les ions plomb se trouvent dans un volume 4 fois plus grand ; on a effectué une dilution par 4

$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{mélange}} = \frac{[\text{Pb}^{2+}]_{S1}}{4} = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

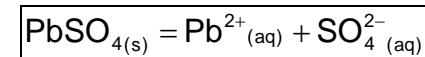
Initialement dans un volume de 750 mL, les ions sulfate se trouvent, après le mélange, dans un volume de 1000 mL

$$[\text{SO}_4^{2-}]_{\text{mélange}} = \frac{[\text{SO}_4^{2-}]_{S1} \times V_i}{V_f} = \frac{2,4 \cdot 10^{-3} \times 750}{1000} = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Précipitation du sulfate de plomb

Produit de solubilité du sulfate de plomb

$K_S = 1,8 \cdot 10^{-8}$, associé à la réaction :



Calcul du quotient de réaction initial

$$Q_{r(i)} = [\text{Pb}^{2+}]_{(i)} \times [\text{SO}_4^{2-}]_{(i)}$$

$$Q_{r(i)} = 4,0 \cdot 10^{-4} \times 1,8 \cdot 10^{-3}$$

$$Q_{r(i)} = 7,2 \cdot 10^{-7} \gg K_S$$

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.