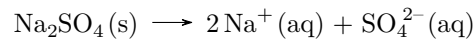


## CTM – Chapitre G Correction

# Réactions de précipitation et de dissolution

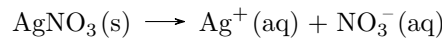
## Mélange de solutions

$\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s})$  est un sel très soluble donc il se dissout totalement selon l'équation-bilan :



Si on note  $c_1$  la concentration de la solution de  $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s})$ , on a donc dans cette solution, avant mélange, des concentrations  $c_1$  en ions  $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$  et  $2c_1$  en ions  $\text{Na}^+(\text{aq})$ .

$\text{AgNO}_3(\text{s})$  est un sel très soluble donc il se dissout totalement selon l'équation-bilan :



Si on note  $c_2$  la concentration de la solution de  $\text{AgNO}_3(\text{s})$ , on a donc dans cette solution, avant mélange, une concentration  $c_2$  en ions  $\text{Ag}^+(\text{aq})$  et  $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ .

On mélange  $V_1 = 10 \text{ mL}$  de la première solution avec  $V_2 = 10 \text{ mL}$  de la deuxième solution.

On a donc les concentrations initiales dans le mélange :

$$- [\text{Na}^+]_i = 2 \frac{c_1 V_1}{V_1 + V_2} = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

$$- [\text{SO}_4^{2-}]_i = \frac{c_1 V_1}{V_1 + V_2} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

$$- [\text{Ag}^+]_i = \frac{c_2 V_2}{V_1 + V_2} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

$$- [\text{NO}_3^-]_i = \frac{c_2 V_2}{V_1 + V_2} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

L'équilibre de dissolution de  $\text{Ag}_2\text{SO}_4(\text{s})$  est :



On a donc pour quotient de réaction :  $Q_r = ([\text{Ag}^+])^2 [\text{SO}_4^{2-}]$ .

Le quotient de réaction initial vaut donc :

$$Q_{r,i} = ([\text{Ag}^+]_i)^2 [\text{SO}_4^{2-}]_i = (2,0 \cdot 10^{-2})^2 \times 2,0 \cdot 10^{-2} = 8,0 \cdot 10^{-6} < K_s = 1,5 \cdot 10^{-5}$$

Il n'y a donc pas précipitation de sulfate d'argent (I). Les concentrations finales dans le mélange sont donc égales aux concentrations initiales.

## Précipitations concurrentes

1. De façon générale, on a :  $K_s = 10^{-pK_s}$ . Donc :

$$- K_{s1} = 1,0 \cdot 10^{-10}$$

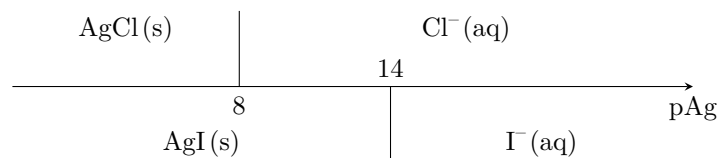
$$- K_{s2} = 1,0 \cdot 10^{-16}$$

2. À la frontière d'existence du solide AgCl, on considère que  $[Cl^-]_{eq} = [Cl^-]^* = C_{travail} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ . Or, à la frontière, l'équilibre est formé donc :  $K_{s1} = [Cl^-]_{eq}[Ag^+]_{eq}$ . Si on note  $[Ag^+]_1^*$  la concentration en ion argent (I) à la frontière d'existence de AgCl, on en déduit :  $K_{s1} = C_{travail}[Ag^+]_1^*$  puis  $[Ag^+]_1^* = \frac{K_{s1}}{C_{travail}} = 1,0 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$ .

De même, à la frontière d'existence du solide AgI :  $[Ag^+]_2^* = \frac{K_{s2}}{C_{travail}} = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ mol L}^{-1}$ .

3. Dans les conditions de travail de l'énoncé, le solide le moins soluble est donc AgI puisque c'est celui qui précipite pour la plus faible concentration en ions argent (I).

4. Sur le diagramme, les frontières sont représentées sur un axe gradué en  $pAg = -\log([Ag^+])$ . On obtient donc :



5. AgI précipite en premier, AgCl en second. À la frontière d'existence de AgCl, les deux solides existent et les deux équilibres sont formés. À la frontière d'existence de AgCl, on a donc :  $[Ag^+]_{eq} = [Ag^+]_1^* = \frac{K_{s1}}{C_{travail}}$  et  $K_{s2} = [I^-]_{eq}[Ag^+]_{eq}$ . On en déduit qu'à la frontière d'existence de AgCl, la concentration résiduelle en ions iodure est :

$$[I^-]_{eq} = \frac{K_{s2}}{\frac{K_{s1}}{C_{travail}}} = \frac{K_{s2}}{K_{s1}} C_{travail} = 1,0 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}.$$