

## Fiche 3 :

## La précipitation sélective



## (1) Comment savoir s'il y aura précipitation après le mélange de 2 solutions ??

On mélange une solution contenant des ions  $A^+$  avec une solution contenant des ions  $B^-$  et qu'une réaction de précipitation est susceptible de se passer entre les ions  $A^+$  et  $B^-$  pour former le précipité  $AB_{(s)}$

Réaction de précipitation :  $A^+_{(aq)} + B^-_{(aq)} = AB_{(s)}$

↳ Y-aura-t-il précipitation ?

### Méthode

(1) Bien que l'on étudie la réaction de précipitation, on écrit la réaction dans le sens de la dissolution du soluté (car on dispose des constantes d'équilibre de solubilité  $K_s$ ) :  $AB_{(s)} = A^+_{(aq)} + B^-_{(aq)}$

(2) On calcule les concentrations des ions en solutions en supposant qu'il n'y a pas de précipité

(3) On calcule le quotient de la réaction tel que  $Q_r = [A^+_{(aq)}] \times [B^-_{(aq)}]$

→ **Si  $Q_r < K_s$**  : le quotient de réaction doit augmenter ; Les concentrations  $[A^+]$  et  $[B^-]$  doivent augmenter

↳ **L'équilibre se déplace dans le sens direct**, sens de la formation des espèces  $A^+$  et  $B^-$ , donc dans le sens de la dissolution du soluté.

**Il n'y aura donc pas de précipité**

→ **Si  $Q_r > K_s$**  : le quotient de réaction doit diminuer ; Les concentrations  $[A^+]$  et  $[B^-]$  doivent diminuer

↳ **L'équilibre se déplace dans le sens indirect**, sens de la consommation des espèces  $A^+$  et  $B^-$ , donc dans le sens de la précipitation

**Il y aura donc précipitation**

→ **Si  $Q_r = K_s$**  : La solution est à la limite de la saturation

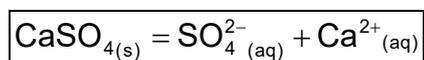
On mélange  $V_1 = 100$  mL d'une solution de S1 de chlorure de calcium ( $Ca^{2+}$ ;  $2 Cl^-$ ) à  $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  à  $V_2 = 100$  mL d'une solution S2 de sulfate de sodium ( $2 Na^+$ ;  $SO_4^{2-}$ ) à  $4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

Produit de solubilité du sulfate de calcium  $CaSO_4$  :  $K_s = 3,7 \cdot 10^{-5}$

$$[Ca^{2+}]_{S1} = C_1 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} ; [SO_4^{2-}]_{S2} = C_2 = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

Lors du mélange les ions subissent une dilution par 2 :

$$[Ca^{2+}]_{\text{mélange}} = \frac{[Ca^{2+}]_{S1}}{2} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} ; [SO_4^{2-}]_{\text{mélange}} = \frac{[SO_4^{2-}]_{S2}}{2} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$



$$Q_r = [Ca^{2+}]_{\text{mélange}} \times [SO_4^{2-}]_{\text{mélange}} = 1,0 \cdot 10^{-2} \times 2,0 \cdot 10^{-4} = 2 \cdot 10^{-6} < K_s \text{ (avec } K_s = 3,7 \cdot 10^{-5})$$

**Il n'y aura pas de précipité**

## (2) Comment séparer 2 ions métalliques présents dans une même solution ?

On dispose d'une solution contenant des ions métalliques de différentes natures (*par exemple des ions cuivre  $\text{Cu}^{2+}$  et des ions fer  $\text{Fe}^{3+}$* )

**Comment séparer ces 2 types d'ions ?**

On rajoute dans la solution de la soude (solution d'hydroxyde de sodium) afin de modifier le pH de la solution. Les ions peuvent alors précipiter sous forme d'hydroxydes métalliques (*par exemple l'hydroxyde de cuivre  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  et hydroxyde de fer  $\text{Fe}(\text{OH})_3$* )

↳ **Il faut choisir judicieusement le pH de la solution afin qu'un seul des ions ne précipite**

▶ ▶ **Lorsque deux précipités ayant une formule chimique du même type (*par exemple  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  et  $\text{Fe}(\text{OH})_3$* ) peuvent se former, c'est le précipité ayant la constante de solubilité  $K_s$  la plus petite qui apparaît le premier.**

Constantes d'équilibre de dissolution à 20°C

De l'hydroxyde de fer III  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  :  $K_s = 2,5 \cdot 10^{-38}$

De l'hydroxyde de cuivre  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  :  $K_s = 2,0 \cdot 10^{-20}$

**En présence de soude, le précipité d'hydroxyde de fer se forme avant le précipité d'hydroxyde de cuivre**

### Méthode

(1) On détermine le pH de précipitation de chacun des hydroxydes métalliques

- calcul de la concentration des ions hydroxyde  $\text{OH}^-$  lorsque le précipité d'hydroxyde de fer se forme

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

- calcul de la concentration des ions hydronium :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{HO}^-]}$

- calcul du pH de la solution lorsque le précipité apparaît :  $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$

(2) On détermine le pH qui permet de faire précipiter un seul des 2 ions

*Si le précipité d'hydroxyde de fer apparaît à un pH de 2 et le précipité d'hydroxyde de cuivre à un pH de 5, on s'assure que le pH du mélange se situe aux alentours de 4 afin de faire précipiter tous les ions fer sans que les ions cuivre ne précipitent.*