

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^- . La réaction de précipitation est susceptible de se passer entre les ions A^+ et B^- pour former le précipité $AB_{(s)}$



👉 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

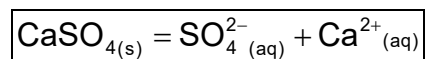
On mélange $V_1 = 100 \text{ mL}$ d'une solution de S1 de chlorure de calcium (Ca^{2+} ; $2 Cl^-$) à $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ à $V_2 = 100 \text{ mL}$ d'une solution S2 de sulfate de sodium ($2 Na^+$; SO_4^{2-}) à $4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

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 Cu^{2+} et des ions fer 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 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 : $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}$

- 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.