

Précipitation de l'ion aluminium Al^{3+} – Résolution

1. Limites d'existence du solide $\text{Al}(\text{OH})_3$

Équilibre de précipitation :

- $\text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ $K = 1/K_s$
- $K_s = 10^{-32} = [\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]^3$

Avec $c_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$:

- $[\text{OH}^-]^3 = K_s / [\text{Al}^{3+}] = 10^{-32} / 10^{-2} = 10^{-30}$
- $[\text{OH}^-] = 10^{-10} \rightarrow \text{pOH} = 10 \rightarrow \text{pH} = 4$

Le précipité apparaît donc à $\text{pH} \approx 4$.

Redissolution par complexation :

- $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_4^-$ K
- $K = 10^2 = [\text{Al}(\text{OH})_4^-] / [\text{OH}^-]$

À la limite de disparition du solide :

- $[\text{Al}(\text{OH})_4^-] \approx c_0 = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$10^2 = 10^{-2} / [\text{OH}^-] \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-4}$$

$$\text{pOH} = 4 \rightarrow \text{pH} = 10$$

Le solide disparaît à $\text{pH} \approx 10$.

Diagramme d'existence

$\text{pH} < 4$: $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$ en solution

$4 < \text{pH} < 10$: $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ précipité

$\text{pH} > 10$: $\text{Al}(\text{OH})_4^-$ (aq) en solution

2. Nature acido-basique du solide

Le solide $\text{Al}(\text{OH})_3$ peut réagir avec un acide (formation de Al^{3+}) ou avec une base (formation de $\text{Al}(\text{OH})_4^-$).

$\text{Al}(\text{OH})_3$ est donc un hydroxyde amphotère.

3. Expression de la solubilité

La solubilité totale est : $s = [\text{Al}^{3+}] + [\text{Al}(\text{OH})_4^-]$

Avec les équilibres :

- $[\text{Al}^{3+}] = K_s / [\text{OH}^-]^3$
- $[\text{Al}(\text{OH})_4^-] = K [\text{OH}^-]$

Donc : $s = K_s / [\text{OH}^-]^3 + K [\text{OH}^-]$

4. Solubilité à pH = 5

$[\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Premier terme :

$$K_s / [\text{OH}^-]^3 = 10^{-32} / 10^{-27} = 10^{-5}$$

Deuxième terme :

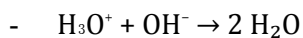
$$K[\text{OH}^-] = 10^2 \times 10^{-9} = 10^{-7}$$

Solubilité totale :

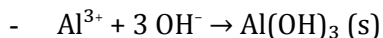
$$s = 10^{-5} + 10^{-7} \approx 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

5. Réactions sur les différentes portions de la courbe

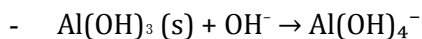
Portion A → B : neutralisation de l'acide chlorhydrique



Portion B → C : précipitation de l'hydroxyde d'aluminium



Portion C → D : redissolution du précipité et formation d'un complexe



Signification des points anguleux

Point B : fin de neutralisation de l'acide chlorhydrique. Après ce point, les ions OH^- commencent à précipiter $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Point D : Fin de dissolution du précipité. Tout le solide $\text{Al}(\text{OH})_3$ est transformé en complexe $\text{Al}(\text{OH})_4^-$ puis les ions OH^- ajoutés ne complexent plus avec l'aluminium et restent libres en solution.

6. Relations à l'équivalence

Soit $C_b = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ la concentration de la soude.

V_B , V_C et V_D sont les volumes de soude aux équivalences.

Équivalence B : $C_b \times V_B = n(\text{HCl})$

Équivalence C : $C_b (V_C - V_B) = 3 n(\text{Al}^{3+})$

Équivalence D : $C_b (V_D - V_C) = n(\text{Al}^{3+})$

Concentration des ions aluminium

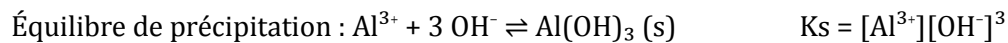
$$n(\text{Al}^{3+}) = C_b (V_D - V_C)$$

La solution initiale ayant un volume de 40 mL : $[\text{Al}^{3+}] = C_b (V_D - V_C) / 0,040$

5. Autre méthode de suivi du titrage

Conductimétrie : mesure de la conductivité de la solution.

6. Détermination du produit de solubilité



À partir du pH lu sur la courbe au voisinage du point B :

- $[\text{OH}^-] = 10^{-(14 - \text{pH})}$

On calcule K_s puis : $\text{p}K_s = -\log(K_s)$

On retrouve une valeur proche de : $\text{p}K_s \approx 32$ pour $\text{Al}(\text{OH})_3$.