

Correction activité S2 B.3 : Solubilité et précipitation de l'ion aluminium (III)

activité S2 B.3.1. Les ions aluminium (III) en solution aqueuse

a°) La première réaction peut être vue comme la « somme » de $\text{Al(OH)}_3(s) = \text{Al}^{3+} + 3 \text{HO}^-$ et de $3 \text{H}_3\text{O}^+ + 3 \text{HO}^- = 6 \text{H}_2\text{O}$, donc sa constante est : $K_1 = \frac{K_{S_2}}{K_e^3} = 10^{9,5}$.

La deuxième réaction peut être vue comme la « somme » de $\text{Al(OH)}_3(s) = \text{Al}^{3+} + 3 \text{HO}^-$ et de $\text{Al}^{3+} + 4 \text{HO}^- = [\text{Al(OH)}_4]^-$ donc sa constante est : $K_2 = K_{S_2} \cdot K^\circ = 10^{0,9}$.

b°) Quand le premier grain de précipité se forme, on a $[\text{Al}^{3+}]_{\text{eq}} = C$; de plus en présence du précipité $K_{S_2} = [\text{Al}^{3+}]_{\text{eq}} [\text{HO}^-]_{\text{eq}}^3$, d'où $[\text{HO}^-]_{\text{eq}} = \sqrt[3]{\frac{K_{S_2}}{C}}$

On a alors $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = K_e \sqrt[3]{\frac{C}{K_{S_2}}}$ soit $\text{pH} = \text{p}K_e - \frac{1}{3} (\log(C) + \text{p}K_{S_2}) = 3,85$.

Évaluons la concentration en complexe avec l'expression de K° :

$$[\text{Al(OH)}_4^-]_{\text{eq}} = K^\circ [\text{Al}^{3+}]_{\text{eq}} [\text{HO}^-]_{\text{eq}}^4 = K^\circ [\text{Al}^{3+}]_{\text{eq}} \frac{K_e^4}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}^4} = 6,3 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1},$$

ce qui est bien négligeable devant C.

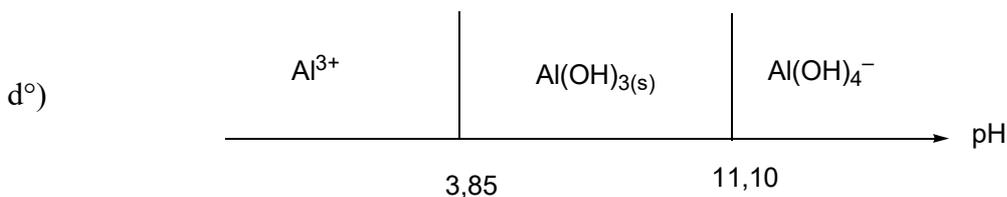
c°) Quand le dernier grain de précipité de $\text{Al(OH)}_3(s)$ se redissout, on a $[\text{Al(OH)}_4^-]_{\text{eq}} = C$. En exprimant la constante d'équilibre de la réaction de redissolution,

$$\text{on obtient } K_{S_2} \cdot K^\circ = \frac{[\text{Al(OH)}_4^-]_{\text{eq}}}{[\text{HO}^-]_{\text{eq}}} \text{ d'où } [\text{HO}^-]_{\text{eq}} = \frac{C}{K_{S_2} \times K^\circ}, \text{ soit } [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = \frac{K_e \times K_{S_2} \times K^\circ}{C}$$

On obtient $\text{pH} = \text{p}K_e + \text{p}K_{S_2} - \log K^\circ + \log(C) = 11,10$.

$$[\text{Al}^{3+}]_{\text{eq}} \text{ s'obtient avec l'expression de } K_{S_2} : [\text{Al}^{3+}]_{\text{eq}} = \frac{K_{S_2} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}^3}{K_e^3} = 1,6 \cdot 10^{-24} \text{ mol.L}^{-1}$$

ce qui est bien négligeable devant C.



activité S2 B.3.2. Dosage pH-métrique des ions aluminium (III)

a°) Électrode de verre (son potentiel dépend du pH) et électrode de référence (potentiel constant).

b°) $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 3 \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{Al}^{3+}$

AB dosage des ions H_3O^+ : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- = 2 \text{H}_2\text{O}$; en B apparition de $\text{Al(OH)}_3(s)$

BC dosage des ions Al^{3+} : $\text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^- = \text{Al(OH)}_3(s)$

CD changement de RP (saut de pH)

DE dosage de $\text{Al(OH)}_3(s)$: $\text{Al(OH)}_3(s) + \text{OH}^- = [\text{Al(OH)}_4]^-$; en E disparition de $\text{Al(OH)}_3(s)$

EF excès des ions OH^- .

c°) $(V_C - V_B) = 3 \times (V_E - V_D)$ en relation avec la stœchiométrie des ions OH^- .