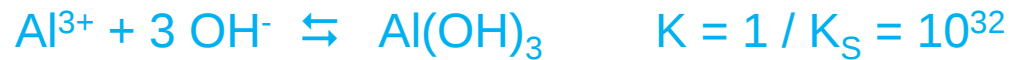


A une solution de chlorure d'aluminium AlCl_3 de concentration 1.10^{-2} M , on ajoute une solution concentrée d'hydroxyde de sodium NaOH , ce qui permet de négliger la dilution. Déterminer les valeurs de pH auxquelles
a) le précipité d'hydroxyde d'aluminium apparaît et b) le précipité d'hydroxyde d'aluminium disparaît.
On donne $K_s(\text{Al}(\text{OH})_3) = 10^{-32}$ et $K_d(\text{Al}(\text{OH})_4^-) = 10^{-34}$

Dissociation totale du sel dans l'eau : $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{Cl}^- (\text{aq})$ $V = 1\text{L}$



a) Lorsque le précipité d'hydroxyde d'aluminium apparaît, on a : $K_s = [\text{Al}^{3+}]_0 \times [\text{OH}^-]^3$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt[3]{(K_s / [\text{Al}^{3+}]_0)} = \sqrt[3]{(10^{-32} / 1.10^{-2})} = \sqrt[3]{(10^{-30})} = 10^{-10} \text{ M} \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 4$$

b) La redissolution du précipité d'hydroxyde d'aluminium est due à la réaction suivante :



Précipité d'hydroxyde d'aluminium se dissout, l'aluminium sous la forme d'ion aluminate

$$K = 10^2 = [\text{Al}(\text{OH})_4^-] / [\text{OH}^-] \quad \longrightarrow \quad [\text{OH}^-] = [\text{Al}(\text{OH})_4^-] / K = 10^{-2} / 10^2 = 10^{-4} \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 10$$