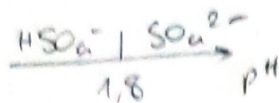


IV. DOSAGE DES IONS SO_4^{2-} PAR PRÉCIPITATION

IV.1 PRINCIPE

Le sulfate de baryum BaSO_4 est très peu soluble ($\text{p}K_s = 10$). On peut donc doser les ions sulfate par les ions Ba^{2+} , le dosage étant suivi par conductimétrie.
Cependant le carbonate de baryum BaCO_3 est lui aussi très peu soluble ($\text{p}K_s = 8,3$), alors que l'hydrogénocarbonate de baryum est soluble.
On donne d'autre part $\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}$: $\text{p}K_a = 1,8$.
La solution de perchlorate de baryum, sel parfaitement soluble, BaClO_4 utilisée pour doser est à la concentration $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$. On se place à un pH compris entre 3 et 5.

Quelles sont les formes prépondérantes sous lesquelles on retrouve les ions sulfates et carbonates à de tels pH ?



Déterminer l'intervalle dans lequel évolue la concentration en ions carbonate $[\text{CO}_3^{2-}]$ de l'eau Hépar lorsque celle-ci a un pH qui varie entre 3 et 5.

$$[(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O})] = 6,3 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \quad | \text{éligible}$$

$$\frac{K_{a1} K_{a2} [\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]}{a^2} = [\text{CO}_3^{2-}]$$

$$\text{donc } 1,2 \times 10^{-13} \text{ M} < [\text{CO}_3^{2-}] < 1,2 \times 10^{-9} \text{ M}$$

En déduire l'intervalle de concentration en ions baryum $[\text{Ba}^{2+}]$ nécessaires à l'apparition du précipité BaCO_3 à ces pH ? Conclure



$$K = \frac{a^2}{[\text{Ba}^{2+}][\text{H}_2\text{CO}_3]} = \frac{a^2 [\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{CO}_3^{2-}][\text{Ba}^{2+}][\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

$$= \frac{1}{K_s} K_{A1} K_{A2} = 10^{8,3} 10^{-6,4} 10^{-10,3} = 10^{-8,4}$$

$$\text{donc } [\text{Ba}^{2+}] = \frac{10^{-2\text{pH}}}{K [\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

→ donc pas de précipitation de BaCO_3