

Solubilité du fluorure de barium en fonction du pH

Le fluorure de baryum BaF_2 est un composé peu soluble dans l'eau ($pK_S = 5,7$). Sa solubilité intrinsèque est négligeable.

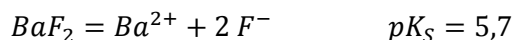
Le pK_a du couple HF/F^- est 3,2.

Calculer la solubilité de BaF_2 à $pH = 1$ (à l'équilibre).

Corrigé

Les deux équilibres à considérer sont la réaction de dissociation du sel et la réaction acido-basique.

Dissociation du sel :



Equilibre acide-base :



Bilan de matière sur les éléments fluor et barium :

- Les ions barium proviennent uniquement de la dissolution du sel : $[Ba^{2+}] = s$ si on note s la solubilité du sel BaF_2 .
- Les ions fluorure proviennent également de la dissolution du sel, mais une partie réagit avec les ions H^+ . Par bilan sur l'élément F , on obtient : $[F^-] + [HF] = 2s$ (on fera attention à ne pas oublier le coefficient stœchiométrique 2).

Pour récapituler : $[F^-] + [HF] = 2s = 2[Ba^{2+}]$

Pour trouver l'expression de s , on part de $2s = [F^-] + [HF]$ et on introduit le K_a :

$$K_a = \frac{[F^-][H^+]}{[HF]} \text{ d'où } [HF] = \frac{[F^-][H^+]}{K_a}$$

$$2s = [F^-] + \frac{[F^-][H^+]}{K_a} = [F^-] \left(1 + \frac{[H^+]}{K_a} \right)$$

$$s = \frac{[F^-]}{2} \left(1 + \frac{[H^+]}{K_a} \right)$$

On introduit ensuite le K_S :

$$K_S = [Ba^{2+}][F^-]^2 \text{ d'où } [F^-] = \sqrt{\frac{K_S}{[Ba^{2+}]}} = \sqrt{\frac{K_S}{s}}$$

$$s = \frac{[F^-]}{2} \left(1 + \frac{[H^+]}{K_a} \right) = \frac{\sqrt{K_S}}{2\sqrt{s}} \left(1 + \frac{[H^+]}{K_a} \right)$$

$$\text{Soit } s\sqrt{s} = \frac{\sqrt{K_S}}{2} \left(1 + \frac{[H^+]}{K_a} \right) \text{ et } s = \left(\frac{\sqrt{K_S}}{2} \left(1 + \frac{[H^+]}{K_a} \right) \right)^{2/3}$$

A.N. :

$$[H^+] = 10^{-1} \text{ M (car } pH = 1)$$

$$K_a = 10^{-3,2}$$

$$K_S = 10^{-5,7}$$

$$s = 0,233 \text{ M}$$