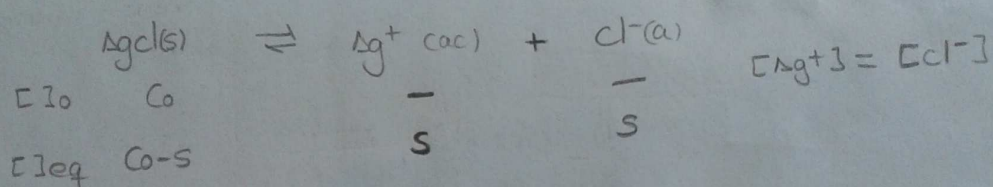


82. Solubilidad (Cataluña 1996)

Calcular el aumento de solubilidad del AgCl cuando se añaden 0,5 mol de  $\text{NH}_3$  a 1 dm<sup>3</sup> de disolución saturada de AgCl en equilibrio con el sólido en exceso. Suponer que el volumen se mantiene constante.

Datos:  $K_s \text{AgCl} = 1,76 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}^2}{\text{dm}^6}$   $K_i([\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+) = 6,8 \cdot 10^{-8} \text{mol}^2/\text{dm}^6$ .

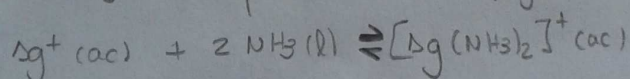
La solubilidad de AgCl en una disolución saturada es:



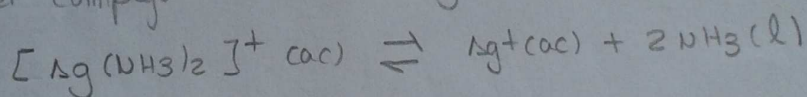
[I]eq Co-S

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] \Rightarrow 1,76 \cdot 10^{-10} = S^2 \Rightarrow S = 1,327 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol AgCl}}{\text{dm}^3}$$

Al añadir  $\text{NH}_3$  se forma el complejo  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+(\text{ac})$ :



Pero el complejo es inestable y ocurre:  $K_i = 6,8 \cdot 10^{-8}$



$$K_i = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+}$$

Se cumple que  $[Ag^+]_{total} = [Ag^+]_{disolución} + [Ag(NH_3)_2]^+$

$$Además: [Ag^+]_{total} = [Cl^-]$$

$$[Cl^-] = [Ag^+]_{disol} + [Ag(NH_3)_2]^+$$

$$[Ag^+]_{disol} = \frac{K_{ps}}{[Cl^-]} \quad y \quad [Ag(NH_3)_2]^+ = \frac{[Ag^+] \cdot [NH_3]^2}{K_i}$$

$$[Cl^-] = \frac{K_{ps}}{[Cl^-]} + \frac{[Ag^+] \cdot [NH_3]^2}{K_i}$$

$$[Cl^-] = \frac{K_{ps}}{[Cl^-]} + \frac{K_{ps} [NH_3]^2}{K_i \cdot [Cl^-]}$$

$$[Cl^-]^2 = K_{ps} \left( 1 + \frac{[NH_3]^2}{K_i} \right) \Rightarrow [Cl^-] = \sqrt{K_{ps} \left( 1 + \frac{[NH_3]^2}{K_i} \right)}$$

Como  $[NH_3] = 0.5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$$[Cl^-] = \sqrt{1.76 \cdot 10^{-10} \left( 1 + \frac{0.5^2}{6.8 \cdot 10^{-8}} \right)} \Rightarrow [Cl^-] = 2.544 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Al añadir  $NH_3$  en concentración  $0.5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$  la solubilidad es de  $2.544 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol AgCl}}{\text{dm}^3}$

$$\begin{aligned} \text{El aumento de solubilidad es por tanto: } & 2.544 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} - 1.327 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = \\ & = 2.543 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol AgCl}}{\text{dm}^3} \end{aligned}$$

Al añadir  $NH_3$   $0.5 \text{ M}$  a la disolución saturada de  $AgCl$  el equilibrio, según el principio de Le Chatelier, se desplaza hacia la derecha promoviendo la disolución de  $AgCl(s)$ . Así, la solubilidad aumenta en un factor de  $10^3$ .