



Solución Hoja de Ejercicios: Solubilidad

Academia de Ciencias Lógica

Ejercicio 1

Cálculo de la solubilidad molar del CaF_2 .

El equilibrio de solubilidad es: $\text{CaF}_2(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(aq) + 2\text{F}^-(aq)$

Si llamamos s a la solubilidad molar: $[\text{Ca}^{2+}] = s$ $[\text{F}^-] = 2s$

La expresión del producto de solubilidad es: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$

Despejando s : $3,4 \cdot 10^{-11} = 4s^3 \implies s^3 = \frac{3,4 \cdot 10^{-11}}{4} = 8,5 \cdot 10^{-12}$ $s = \sqrt[3]{8,5 \cdot 10^{-12}} = 2,04 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

Ejercicio 2

Cálculo del producto de solubilidad del $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$.

Dato: $s = 5,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ Equilibrio: $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(aq) + 2\text{IO}_3^-(aq)$

$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{IO}_3^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$ $K_{ps} = 4 \cdot (5,6 \cdot 10^{-3})^3 = 4 \cdot 1,756 \cdot 10^{-7} = 7,03 \cdot 10^{-7}$

Ejercicio 3

a) Constante del producto de solubilidad (K_{ps}) del CaBr_2 .

Dato: $s = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ Equilibrio: $\text{CaBr}_2(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(aq) + 2\text{Br}^-(aq)$ $K_{ps} = 4s^3 = 4 \cdot (2 \cdot 10^{-4})^3 = 3,2 \cdot 10^{-11}$

b) Solubilidad en presencia de NaBr 0,2 M.

Es un caso de efecto de ión común. El NaBr se disocia totalmente aportando $[\text{Br}^-] = 0,2 \text{ M}$. En el equilibrio de la sal poco soluble: $[\text{Ca}^{2+}] = s'$ $[\text{Br}^-] = 2s' + 0,2 \approx 0,2 \text{ M}$ (ya que s' será muy pequeña comparada con 0,2).

$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{Br}^-]^2 \implies 3,2 \cdot 10^{-11} = s' \cdot (0,2)^2$ $s' = \frac{3,2 \cdot 10^{-11}}{0,04} = 8 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$

Ejercicio 4

Cálculo de K_{ps} para el $Mn(OH)_2$.

Dato: solubilidad = $1,96 \text{ mg/L}$ Masas atómicas: $Mn = 54,94$; $O = 16$; $H = 1$. Masa molar $Mn(OH)_2 = 54,94 + 2 \cdot (16 + 1) = 88,94 \text{ g/mol}$.

Convertimos la solubilidad a molaridad: $s = \frac{1,96 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}}{88,94 \text{ g/mol}} = 2,20 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

Equilibrio: $Mn(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mn^{2+}(aq) + 2OH^{-}(aq)$ $K_{ps} = 4s^3 = 4 \cdot (2,20 \cdot 10^{-5})^3 = 4,28 \cdot 10^{-14}$

Ejercicio 5

Cálculo del producto de solubilidad del $Cd(OH)_2$.

Dato: $s = 1,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ Equilibrio: $Cd(OH)_2(s) \rightleftharpoons Cd^{2+}(aq) + 2OH^{-}(aq)$ $K_{ps} = 4s^3 = 4 \cdot (1,4 \cdot 10^{-5})^3 = 4 \cdot 2,74 \cdot 10^{-15} = 1,1 \cdot 10^{-14}$

Ejercicio 6

Se mezclan 10 mL de $BaCl_2$ $0,1 \text{ M}$ con 40 mL de Na_2SO_4 $0,1 \text{ M}$. Volumen total = $10 + 40 = 50 \text{ mL} = 0,05 \text{ L}$.

Moles de Ba^{2+} : $0,01 \text{ L} \cdot 0,1 \text{ mol/L} = 0,001 \text{ mol}$ Moles de SO_4^{2-} : $0,04 \text{ L} \cdot 0,1 \text{ mol/L} = 0,004 \text{ mol}$

Concentraciones en la mezcla: $[Ba^{2+}] = \frac{0,001}{0,05} = 0,02 \text{ M}$ $[SO_4^{2-}] = \frac{0,004}{0,05} = 0,08 \text{ M}$

a) ¿Precipitará el $BaSO_4$? Calculamos el cociente de reacción Q : $Q = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 0,02 \cdot 0,08 = 0,0016 = 1,6 \cdot 10^{-3}$ Comparando con $K_{ps} = 1,1 \cdot 10^{-10}$: Como $Q > K_{ps}$, la disolución está sobresaturada y **sí precipitará**.

b) Equilibrio de solubilidad: $BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

Ejercicio 7

a) Reacción de disolución y expresión de K_{ps} para Ag_3PO_4 . Reacción: $Ag_3PO_4(s) \rightleftharpoons 3Ag^{+}(aq) + PO_4^{3-}(aq)$ Expresión: $K_{ps} = [Ag^{+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]$

b) Cálculo de la solubilidad molar s . $[Ag^{+}] = 3s$ $[PO_4^{3-}] = s$ $K_{ps} = (3s)^3 \cdot s = 27s^4$ $2,8 \cdot 10^{-18} = 27s^4 \implies s^4 = \frac{2,8 \cdot 10^{-18}}{27} = 1,037 \cdot 10^{-19}$ $s = \sqrt[4]{1,037 \cdot 10^{-19}} = 1,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

c) Efecto de añadir $AgNO_3$. Al añadir $AgNO_3$ (sal soluble), aumenta la concentración de Ag^{+} en la disolución. Según el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda (hacia la formación del sólido) para consumir el exceso de iones plata. Por lo tanto, **la solubilidad del fosfato de plata disminuirá** (efecto de ión común).

Ejercicio 8

a) ¿Se disolverán 5 mg de $BaCO_3$ en 400 mL de agua? Masa molar $BaCO_3 = 137,3 + 12 + 3 \cdot 16 = 197,3 \text{ g/mol}$. Moles añadidos $= \frac{5 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{197,3 \text{ g/mol}} = 2,53 \cdot 10^{-5} \text{ moles}$. Molaridad en 0,4 L si se disuelve todo: $M = \frac{2,53 \cdot 10^{-5}}{0,4} = 6,33 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

Calculamos la solubilidad molar teórica s : $K_{ps} = s^2 \implies s = \sqrt{5 \cdot 10^{-9}} = 7,07 \cdot 10^{-5} \text{ M}$. Como la molaridad necesaria para disolver todo el sólido ($6,33 \cdot 10^{-5} \text{ M}$) es menor que la solubilidad máxima ($7,07 \cdot 10^{-5} \text{ M}$), **sí se disolverá todo el sólido**.

b) ¿Es $K_{ps} = [Pb^{2+}]^2[IO_3^-]$ para el $Pb(IO_3)_2$? No. La reacción es $Pb(IO_3)_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2IO_3^-(aq)$. La expresión correcta es $K_{ps} = [Pb^{2+}] \cdot [IO_3^-]^2$. Los coeficientes estequiométricos deben figurar como exponentes en la constante.

c) Solubilidad molar de Na_3PO_4 si $[Na^+] = 0,3 \text{ M}$. Aunque el Na_3PO_4 suele considerarse una sal muy soluble, basándonos en los datos del ejercicio: La sal se disocia como $Na_3PO_4 \rightarrow 3Na^+ + PO_4^{3-}$. Si llamamos s a la solubilidad molar: $[Na^+] = 3s$. $0,3 = 3s \implies s = 0,1 \text{ mol/L}$.