



Soluciones - SOLUBILIDAD

Ejercicio 1. Precipitación por mezcla

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

b) Producto iónico Q: $n(SO_4^{2-}) = 0,200 \text{ L} \cdot 0,020 \text{ M} = 0,004 \text{ mol}$

$n(Ba^{2+}) = 0,300 \text{ L} \cdot 0,010 \text{ M} = 0,003 \text{ mol}$ $V_{total} = 0,200 + 0,300 = 0,500 \text{ L}$

$[SO_4^{2-}] = 0,004/0,500 = 0,008 \text{ M}$ $[Ba^{2+}] = 0,003/0,500 = 0,006 \text{ M}$

$Q = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}] = (0,006)(0,008) = 4,8 \cdot 10^{-5}$ Como $Q > K_s$ ($4,8 \cdot 10^{-5} > 1,1 \cdot 10^{-10}$), **se forma precipitado.**

c) Efecto ion común: Al añadir Na_2SO_4 , aumenta la concentración de SO_4^{2-} . Según Le Chatelier, el equilibrio se desplaza a la izquierda (formación de sólido), por lo que la **solubilidad disminuye.**

Ejercicio 2. Cálculo de K_s a partir de la solubilidad

a) Equilibrio: $Ca(OH)_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2OH^{-}(aq)$ **b) Solubilidad molar (s):**

$M_m(Ca(OH)_2) = 40,1 + 2(16,0 + 1,0) = 74,1 \text{ g/mol}$ $s = \frac{1,10 \text{ g/L}}{74,1 \text{ g/mol}} = 0,0148 \text{ mol/L}$ **c) Producto de solubilidad K_s :** $K_s = [Ca^{2+}][OH^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$ $K_s = 4 \cdot (0,0148)^3 = 1,30 \cdot 10^{-5}$

Ejercicio 3. Solubilidad a partir del pH

a) Equilibrio: $Ba(OH)_2(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + 2OH^{-}(aq)$ **b) Solubilidad molar:**

$pH = 11,30 \Rightarrow pOH = 14 - 11,30 = 2,70$ $[OH^{-}] = 10^{-2,70} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ Como

$[OH^{-}] = 2s \Rightarrow s = \frac{2,0 \cdot 10^{-3}}{2} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ **c) Solubilidad en g/L:**

$M_m(Ba(OH)_2) = 137,3 + 2(17,0) = 171,3 \text{ g/mol}$ $s' = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \cdot 171,3 \text{ g/mol} = 0,171 \text{ g/L}$

Ejercicio 4. Precipitación selectiva

a) Equilibrios: 1. $BaF_2(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + 2F^{-}(aq)$ 2. $BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$ **b)**

Concentración mínima de Ba^{2+} : Para BaF_2 : $[Ba^{2+}] = \frac{K_s}{[F^{-}]^2} = \frac{2,0 \cdot 10^{-6}}{(1,0 \cdot 10^{-2})^2} = 0,02 \text{ M}$ Para $BaSO_4$:

$[Ba^{2+}] = \frac{K_s}{[SO_4^{2-}]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-10}}{1,0 \cdot 10^{-2}} = 1,0 \cdot 10^{-8} \text{ M}$ **c) Orden:** Precipita primero el $BaSO_4$ porque requiere una concentración de Ba^{2+} mucho menor.

Ejercicio 5. Efecto ion común

a) Equilibrio: $PbCl_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2Cl^{-}(aq)$ **b) Solubilidad en agua pura:**

$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \Rightarrow 1,6 \cdot 10^{-5} = 4s^3$ $s = \sqrt[3]{\frac{1,6 \cdot 10^{-5}}{4}} = 0,0159 \text{ mol/L}$ **c) Efecto al añadir KCl:** El

KCl aporta Cl^- (ion común). El equilibrio se desplaza a la izquierda, por lo que la **solubilidad disminuye**.

Ejercicio 6. Solubilidad y neutralización

a) Equilibrio: $Fe(OH)_3(s) \rightleftharpoons Fe^{3+}(aq) + 3OH^-(aq)$ **b) Solubilidad en g/L:**

$$K_s = s \cdot (3s)^3 = 27s^4 \Rightarrow s = \sqrt[4]{\frac{2,8 \cdot 10^{-39}}{27}} = 3,19 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$M_m(Fe(OH)_3) = 55,8 + 3(17,0) = 106,8 \text{ g/mol}$ $s' = 3,19 \cdot 10^{-10} \cdot 106,8 = 3,41 \cdot 10^{-8} \text{ g/L}$ **c) Adición de HCl:** El H^+ del ácido reacciona con el OH^- del equilibrio para formar agua (neutralización). Al disminuir $[OH^-]$, el equilibrio se desplaza a la derecha y la **solubilidad aumenta**.

Ejercicio 7. Mezcla de disoluciones

a) $[CrO_4^{2-}]$ inicial: $n(K_2CrO_4) = \frac{0,194 \text{ g}}{194,2 \text{ g/mol}} = 0,001 \text{ mol}$ Tras la mezcla ($V_{total} = 200 \text{ mL}$):

$[CrO_4^{2-}] = \frac{0,001}{0,200} = 0,005 \text{ M}$ **b) Equilibrio:** $Ag_2CrO_4(s) \rightleftharpoons 2Ag^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$ **c) $[Ag^+]$ mínima:**

$$[Ag^+]^2 = \frac{K_s}{[CrO_4^{2-}]} = \frac{1,9 \cdot 10^{-12}}{0,005} = 3,8 \cdot 10^{-10} \quad [Ag^+] = \sqrt{3,8 \cdot 10^{-10}} = 1,95 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Ejercicio 8. Comparación de solubilidades

a) Equilibrios: $Ag_2SO_4(s) \rightleftharpoons 2Ag^+ + SO_4^{2-}$ $BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+} + SO_4^{2-}$ **b) Solubilidad molar:**

Para Ag_2SO_4 : $s = \sqrt[3]{1,6 \cdot 10^{-5}/4} = 0,0159 \text{ mol/L}$ Para $BaSO_4$:

$s = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-16}} = 1,05 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$ **c) Conclusión:** El Ag_2SO_4 es más soluble porque su solubilidad molar es mucho mayor.

Ejercicio 9. Orden de precipitación de hidróxidos

a) Equilibrios: $Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2OH^-$; $Ca(OH)_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2OH^-$ **b) Justificación:** $[OH^-]$

para $Mg(OH)_2 = \sqrt{5,0 \cdot 10^{-11}/10^{-3}} = 2,24 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ $[OH^-]$ para

$Ca(OH)_2 = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-6}/10^{-3}} = 3,32 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ Precipita primero el $Mg(OH)_2$ al requerir menos base. **c) Adición de HCl:** Aumenta la solubilidad de ambos (el H^+ retira OH^-).

Ejercicio 10. Solubilidad y pH

a) Solubilidad molar: $s = \sqrt[4]{2,8 \cdot 10^{-39}/27} = 3,19 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$ **b) Razonamiento:** Será **básico** porque libera iones OH^- al disolverse. **c) Justificación:** Al ser s extremadamente pequeña, la cantidad de OH^- aportada es casi despreciable frente a la del agua (10^{-7} M), resultando un pH prácticamente neutro (≈ 7).