

QUÍMICA

TEMA 8: EQUILIBRIOS DE PRECIPITACIÓN

- Junio, Ejercicio 3, Opción A
- Reserva 2, Ejercicio 3, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 5, Opción B
- Reserva 4, Ejercicio 6, Opción A

emestrada

Se dispone de una disolución acuosa saturada de $\text{Fe}(\text{OH})_3$, compuesto poco soluble.

- Escriba la expresión del producto de solubilidad para este compuesto.
- Deduzca la expresión que permite conocer la solubilidad del hidróxido a partir del producto de solubilidad.
- Razone cómo varía la solubilidad del hidróxido al aumentar el pH de la disolución.

QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) El equilibrio de solubilidad es: $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{OH}^{-}(\text{ac})$. La expresión del producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Fe}^{3+}(\text{ac})] \cdot [\text{OH}^{-}(\text{ac})]^3$$

b) Llamamos solubilidad a la concentración de compuesto disuelto en una disolución que está en equilibrio con el sólido, por lo tanto:

$$[\text{Fe}^{3+}(\text{ac})] = s$$

$$[\text{OH}^{-}(\text{ac})] = 3s$$

$$K_s = [\text{Fe}^{3+}(\text{ac})] \cdot [\text{OH}^{-}(\text{ac})]^3 = s \cdot (3s)^3 = 27s^4 \Rightarrow s = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}}$$

c) Al aumentar el pH de la disolución disminuye la concentración de iones H_3O^{+} y aumenta la concentración de iones OH^{-} . Según el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda para compensar el aumento de concentración de iones OH^{-} , con lo cual disminuye la solubilidad del compuesto.

Los productos de solubilidad del cloruro de plata y del fosfato de plata en agua son, respectivamente, $1'6 \cdot 10^{-11}$ y $1'8 \cdot 10^{-18}$. Razone:

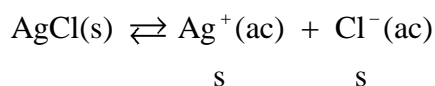
a) ¿Qué sal será más soluble en agua?

b) ¿Cómo se modificará la solubilidad de ambas sales, si se añade a cada una de ellas nitrato de plata?

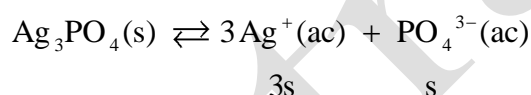
QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Se puede calcular fácilmente la solubilidad de cada una. Si llamamos s a la solubilidad en agua, en los equilibrios:



$$K_s(\text{AgCl}) = s \cdot s = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{1'6 \cdot 10^{-11}} = 4 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$



$$K_s(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = (3s)^3 \cdot s = 27s^4 \Rightarrow s = \sqrt[4]{\frac{1'8 \cdot 10^{-18}}{27}} = 1'6 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Luego, el fosfato de plata es más soluble.

b) Si se añade nitrato de plata, se están añadiendo iones Ag^+ . Por efecto de ión común, ambos equilibrios se desplazarán a la izquierda, disminuyendo la cantidad de cloruro de plata y de fosfato disueltos. Es decir, disminuye la solubilidad de ambas sales.

A 25 °C la solubilidad del PbI_2 en agua pura es 0'7 g/L. Calcule:

a) El producto de solubilidad.

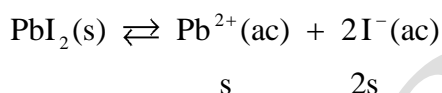
b) La solubilidad del PbI_2 a esa temperatura en una disolución 0'1 M de KI.

Masas atómicas: I = 127 ; Pb = 207

QUÍMICA. 2010. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) La solubilidad de un compuesto viene determinada por la concentración de soluto en una disolución saturada.



$$s = 0'7 \text{ g/L} \cdot \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{461 \text{ g PbI}_2} = 1'51 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4(1'51 \cdot 10^{-3})^3 = 1'37 \cdot 10^{-8}$$

b) Si la concentración de yoduro en la disolución es 0'1, en la expresión del producto de solubilidad en función de las concentraciones, basta despejar la $[\text{Pb}^{2+}]$:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{K_s}{[\text{I}^{-}]^2} = \frac{1'37 \cdot 10^{-8}}{(0'1)^2} = 1'37 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot \frac{461 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} = 6'34 \cdot 10^{-4} \text{ g/L}$$

A 25°C el producto de solubilidad en agua del AgOH es $2 \cdot 10^{-8}$. Para esa temperatura, calcule:

a) La solubilidad del compuesto en g/L.

b) La solubilidad del hidróxido de plata en una disolución de pH = 13.

Masas atómicas: Ag = 108 ; O = 16 ; H = 1.

QUÍMICA. 2010. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) La solubilidad de un compuesto viene determinada por la concentración de soluto en una disolución saturada.



$$K_s = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{OH}^-] = s \cdot s = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{K_s} = \sqrt{2 \cdot 10^{-8}} = 1'41 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$s = 1'41 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \frac{125 \text{ g AgOH}}{1 \text{ mol AgOH}} = 1'76 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}$$

b) Si el pH de la disolución es 13, el pOH es 1, o sea, la concentración de iones OH^- será 0'1. La concentración de iones Ag^+ se podrá calcular:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_s}{[\text{OH}^-]} = \frac{2 \cdot 10^{-8}}{0'1} = 2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$