

QUÍMICA

TEMA 8: EQUILIBRIOS DE PRECIPITACIÓN

- Junio, Ejercicio 6, Opción A
- Reserva 1, Ejercicio 3, Opción A
- Reserva 2, Ejercicio 3, Opción B
- Reserva 3, Ejercicio 6, Opción A
- Reserva 4, Ejercicio 5, Opción B

www.emestrada.org

El PbCO_3 es una sal muy poco soluble en agua con un K_s de $1'5 \cdot 10^{-15}$. Calcule, basándose en las reacciones químicas correspondientes:

a) La solubilidad de la sal.

b) Si se mezclan 150 mL de una disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ de concentración 0'04 M con 50 mL de una disolución de Na_2CO_3 de concentración 0'01 M, razone si precipitará PbCO_3 .

QUÍMICA. 2019. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) El equilibrio de ionización del compuesto es: $\text{PbCO}_3 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = s \cdot s = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{K_s} = \sqrt{1'5 \cdot 10^{-15}} = 3'87 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

b) Calculamos las concentraciones de los iones

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{0'04 \cdot 150 \cdot 10^{-3}}{200 \cdot 10^{-3}} = 0'03$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{0'01 \cdot 50 \cdot 10^{-3}}{200 \cdot 10^{-3}} = 2'5 \cdot 10^{-3}$$

Luego:

$$[\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{Pb}^{2+}] = 2'5 \cdot 10^{-3} \cdot 0'03 = 7'5 \cdot 10^{-5} > 1'5 \cdot 10^{-15} \Rightarrow \text{Si precipita}$$

Indique, razonadamente, si para aumentar la solubilidad del PbCl_2 en agua habría que:

- a) Añadir más agua.**
- b) Añadir HCl.**
- c) Aumentar la temperatura.**

QUÍMICA. 2019. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El equilibrio de ionización del compuesto es: $\text{PbCl}_2 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

- a) Si añadimos más agua podremos disolver más PbCl_2 sólido, pero su solubilidad no varía.
- b) Si añadimos HCl , aumenta la concentración de $[\text{Cl}^-]$ y el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, con lo cual aumenta la cantidad de precipitado o, lo que es lo mismo, disminuye la solubilidad.
- c) Si aumentamos la temperatura, en general, la solubilidad del compuesto aumenta. Al aumentar la temperatura las moléculas de agua están más separadas y esto permite mayor disolución de sólido.

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

- Escriba la ecuación del equilibrio y la expresión del producto de solubilidad.
- Deduzca la expresión que permite calcular su solubilidad a partir de K_s .
- Razone cómo varía su solubilidad al aumentar el pH de la disolución.

QUÍMICA. 2019. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

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.

En diversos países la fluoración del agua de consumo humano es utilizada para prevenir la caries.

a) Si el producto de solubilidad, K_s , del CaF_2 es 10^{-10} , calcule basándose en las reacciones correspondientes la solubilidad de CaF_2 .

b) ¿Qué cantidad de NaF hay que añadir a 1 L de una disolución que contiene $20 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ de Ca^{2+} para que empiece a precipitar CaF_2 ?

Datos: masas atómicas relativas $\text{F} = 19$; $\text{Na} = 23$; $\text{Ca} = 40$.

QUÍMICA. 2019. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) El equilibrio de ionización del compuesto es: $\text{CaF}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^-$

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 10^{-10} \Rightarrow s = 2'92 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

b)

$$10^{-10} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = \frac{20 \cdot 10^{-3}}{40} \cdot [\text{F}^-]^2 \Rightarrow [\text{F}^-] = 4'47 \cdot 10^{-4}$$

$$4'47 \cdot 10^{-4} = \frac{\text{gr}}{42} \Rightarrow 0'0187 \text{ gr} = 18'77 \text{ mgr} .$$

El producto de solubilidad a 25 °C del MgF_2 es de $8 \cdot 10^{-8}$. Basándose en las reacciones correspondientes:

a) ¿Cuántos gramos de MgF_2 se pueden disolver en 250 mL de agua?

b) ¿Cuántos gramos de MgF_2 se disolverán en 250 mL de una disolución de concentración 0,1M de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$?

Datos: masas atómicas relativas $\text{Mg} = 24,3$; $\text{F} = 19$.

QUÍMICA. 2019. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) El equilibrio de ionización del compuesto es: $\text{MgF}_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2\text{F}^-$

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8 \cdot 10^{-8}}{4}} = 2,71 \cdot 10^{-3} \text{ moles/L}$$

$$2,71 \cdot 10^{-3} \frac{\text{moles}}{\text{L}} \cdot \frac{62 \text{ g MgF}_2}{1 \text{ mol MgF}_2} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,042 \text{ g de MgF}_2$$

b) $K_s = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = 0,1 \cdot (2s)^2 = 0,4s^2 \Rightarrow s = \sqrt{\frac{K_s}{0,4}} = \sqrt{\frac{8 \cdot 10^{-8}}{0,4}} = 4,47 \cdot 10^{-4} \text{ moles/L}$

$$4,47 \cdot 10^{-4} \frac{\text{moles}}{\text{L}} \cdot \frac{62 \text{ g MgF}_2}{1 \text{ mol MgF}_2} \cdot 0,25 \text{ L} = 6,92 \cdot 10^{-3} \text{ g de MgF}_2$$