

QUÍMICA

TEMA 8: EQUILIBRIOS DE PRECIPITACIÓN

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

En un vaso de agua se pone una cierta cantidad de una sal poco soluble, de fórmula general AB_3 , y no se disuelve completamente. El producto de solubilidad es K_s :

a) Deduzca la expresión que relaciona la concentración molar de A^{3+} con el producto de solubilidad de la sal.

b) Si se añade una cantidad de sal muy soluble CB_2 . Indique, razonadamente, la variación que se produce en la solubilidad de la sal AB_3 .

c) Si B es el ión OH^- . ¿Cómo influye la disminución del pH en la solubilidad del compuesto?.

QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) El equilibrio de solubilidad es: $AB_3 \rightleftharpoons A^{3+} + 3B^-$. La expresión del producto de solubilidad es:

$$K_s = [A^{3+}] \cdot [B^-]^3 = s \cdot (3s)^3 = 27s^4$$

b) Si añadimos una sal muy soluble CB_2 , lo que estamos haciendo es aumentar la concentración del ión B^- , con lo cual el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y disminuye la solubilidad de la sal AB_3 .

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. Si el pH disminuye, aumenta la concentración de H_3O^+ y disminuye la concentración de iones OH^- , con lo cual el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta la solubilidad de la sal.

El pH de una disolución saturada de Mg(OH)_2 en agua pura, a una cierta temperatura es de 10'38.

a) ¿Cuál es la solubilidad molar del hidróxido de magnesio a esa temperatura? Calcule el producto de solubilidad.

b) ¿Cuál es la solubilidad del hidróxido de magnesio en una disolución 0'01M de hidróxido de sodio?

QUIMICA. 2012. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

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

$$\text{pH} = 10'38 \Rightarrow \text{pOH} = 3'62 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 2'39 \cdot 10^{-4} = 2s \Rightarrow s = 1'195 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (1'195 \cdot 10^{-4})^3 = 6'82 \cdot 10^{-12}$$

b)

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 \Rightarrow 6'82 \cdot 10^{-12} = s \cdot (0'01)^2 \Rightarrow s = 6'82 \cdot 10^{-8} \text{ M}.$$

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

a) Si el producto de solubilidad K_s del CaF_2 es $1'0 \cdot 10^{-10}$ ¿cuál es la solubilidad de una disolución saturada de CaF_2 ?

b) ¿Qué cantidad en gramos de NaF hay que añadir a un litro de una disolución acuosa que contiene 20 mg de Ca^{2+} para que empiece a precipitar CaF_2 ?

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

QUIMICA. 2012. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

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

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 1 \cdot 10^{-10} \Rightarrow s = 2'92 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

b)

$$1'0 \cdot 10^{-10} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = \frac{20 \cdot 10^{-3}}{40} \cdot [\text{F}^-]^2 \Rightarrow [\text{F}^-] = 4'47 \cdot 10^{-4}$$

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

A 25° C la constante del equilibrio de solubilidad del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ sólido es $K_s = 3'4 \cdot 10^{-11}$.

a) Establezca la relación que existe entre la constante K_s y la solubilidad (s) del $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

b) Explique, razonadamente, cómo se podría disolver, a 25° C y mediante procedimientos químicos un precipitado de $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

c) ¿Qué efecto tendría sobre la solubilidad del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ a 25° C la adición de cloruro de magnesio?. Razone la respuesta.

QUÍMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

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

La constante del producto de solubilidad del compuesto es:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3.$$

b) Se puede favorecer la disolución del compuesto poco soluble adicionando un ácido fuerte, pues los protones añadidos reaccionan con los iones hidróxidos para formar agua, y al disminuir su concentración, el equilibrio de solubilidad se desplaza hacia la derecha hasta recuperarlo, aumentando la solubilidad del hidróxido de magnesio.

También se favorece la solubilidad del hidróxido de magnesio, añadiendo una sal amónica, pues el catión amonio, NH_4^+ , reacciona con los iones hidróxidos para formar amoniaco y agua, por lo que, al disminuir la concentración de iones OH^- , el equilibrio se desplaza hacia la derecha hasta restablecerlo, provocando un aumento de la solubilidad del compuesto poco soluble.

c) La adición de cloruro de magnesio, MgCl_2 , proporciona a la disolución iones Mg^{2+} , y al aumentar su concentración, provoca que se favorezca la reacción entre ellos y los iones hidróxidos para producir el compuesto poco soluble, es decir, la adición del ión común Mg^{2+} al equilibrio, hace que éste se desplace hacia la izquierda precipitando el compuesto poco soluble y disminuyendo su solubilidad.