

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:

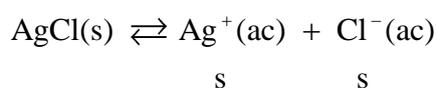
a) ¿Qué sal será más soluble en agua?

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

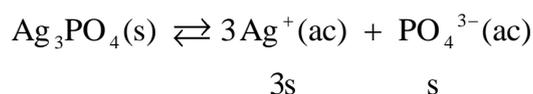
QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

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.

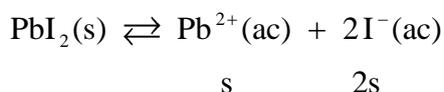
b) La solubilidad del PbI_2 a esa temperatura en una disolución 0'1 M de KI.

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:

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

El hidróxido de magnesio es un compuesto poco soluble en agua.

a) Escriba la expresión del producto de solubilidad del compuesto.

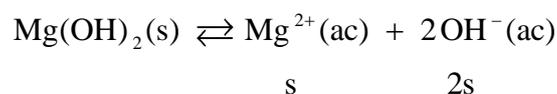
b) Deduzca la expresión que relaciona la solubilidad con el producto de solubilidad del compuesto.

c) Justifique cómo se modificará la solubilidad si se añade una cierta cantidad de hidróxido de sodio.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a y b) Escribimos la reacción:



$$K_s(\text{Mg(OH)}_2) = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

c) Si añadimos hidróxido de sodio, aumenta la concentración de iones $[\text{OH}^{-}]$, con lo cual el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y, por lo tanto, disminuye la solubilidad.

Se dispone de una disolución acuosa saturada de Ag_2CrO_4 con una pequeña cantidad de precipitado en el fondo. Razone cómo afecta a la cantidad de precipitado la adición de:

- a) Agua.
- b) Una disolución acuosa de cromato de sodio.
- c) Una disolución acuosa de nitrato de plata.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N



- a) Si añadimos agua parte del precipitado se disolverá, ya que disminuye la concentración de $[\text{CrO}_4^{2-}]$ y $[\text{Ag}^+]$ y el equilibrio se desplaza hacia la derecha..
- b) Si añadimos Na_2CrO_4 , aumenta la concentración de $[\text{CrO}_4^{2-}]$ y el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, con lo cual aumenta la cantidad de precipitado.
- c) Si añadimos AgNO_3 , aumenta la concentración de $[\text{Ag}^+]$ y el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, con lo cual aumenta la cantidad de precipitado.

A 25 °C el producto de solubilidad del carbonato de plata en agua pura es $8'1 \cdot 10^{-12}$. Calcule:

a) La solubilidad molar del Ag_2CO_3 a 25 °C.

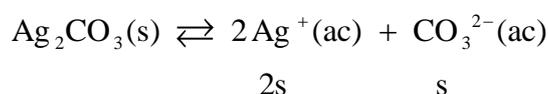
b) Los gramos de Ag_2CO_3 que podemos llegar a disolver en medio litro de agua a esa temperatura.

Masas atómicas: Ag = 108; C = 12; O = 16.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 4. 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.



$$K_s = [\text{CO}_3^{2-}] \cdot [2\text{Ag}^+]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8'1 \cdot 10^{-12}}{4}} = 1'26 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

b)

$$500 \text{ mL} \cdot \frac{1'26 \cdot 10^{-4} \text{ moles}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{276 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0'017 \text{ g}$$

A cierta temperatura el producto de solubilidad en agua del AgI es $8'3 \cdot 10^{-17}$. Para esa temperatura, calcule la solubilidad molar del compuesto en:

a) Una disolución 0'1 M de AgNO_3 .

b) Una disolución de ácido yodhídrico de $\text{pH} = 2$.

QUÍMICA. 2011. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) El AgNO_3 está totalmente disociado en sus iones y, por lo tanto, $[\text{Ag}^+] = 0'1$



$$K_s = 8'3 \cdot 10^{-17} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-] = 0'1 \cdot s \Rightarrow s = \frac{8'3 \cdot 10^{-17}}{0'1} = 8'3 \cdot 10^{-16} \text{ mol/L}$$

b) Si la disolución de HI tiene un $\text{pH} = 2$, entonces: $[\text{I}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2}$

$$K_s = 8'3 \cdot 10^{-17} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-] = s \cdot 10^{-2} \Rightarrow s = \frac{8'3 \cdot 10^{-17}}{10^{-2}} = 8'3 \cdot 10^{-15} \text{ mol/L}$$

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 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 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: $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^-$

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

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

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.

Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) Como el producto de solubilidad del cloruro de plata es $2,8 \cdot 10^{-10}$, la solubilidad en agua de esta sal es $3 \cdot 10^{-3}$ M.

b) En toda disolución saturada de hidróxido de magnesio se cumple: $[\text{OH}^-] \cdot [\text{Mg}^{2+}]^2 = K_s$.

c) Todos los hidróxidos poco solubles se hacen aún más insolubles en medio básico.

QUÍMICA. 2013. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Es falsa, ya que: El equilibrio de solubilidad es: $\text{AgCl} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$. La expresión del producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = s \cdot s = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{K_s} = \sqrt{2,8 \cdot 10^{-10}} = 1,67 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

b) Es falsa, ya que: El equilibrio de solubilidad es: $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^-$. La expresión del producto de solubilidad es: $K_s = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$ y esta expresión se cumple en cualquier disolución saturada de este hidróxido.

c) Es cierta, ya que, al aumentar la concentración de iones oxhidrilos el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, con lo cual disminuye la concentración de sal disuelta.

Escriba la ecuación que relaciona la solubilidad (s) del Ag_2S con el producto de solubilidad (K_s) en los siguientes casos:

a) En agua pura.

b) En una disolución acuosa 0,2 M de AgNO_3 totalmente disociado.

c) En una disolución acuosa 0,03 M de BaS totalmente disociado.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

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

$$K_s = [\text{S}^{2-}] \cdot [\text{Ag}^+]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$\text{b) } K_s = [\text{S}^{2-}] \cdot [\text{Ag}^+]^2 = s \cdot (0'2)^2 = 0'04s$$

$$\text{c) } K_s = [\text{S}^{2-}] \cdot [\text{Ag}^+]^2 = 0'03 \cdot (2s)^2 = 0'12s^2$$

A 25°C el producto de solubilidad del MgF_2 es $8 \cdot 10^{-8}$.

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

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

Datos: Masas atómicas Mg = 24; F = 19.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 2. 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) $K_s = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = 0'1 \cdot (2s)^2 = 0'4s^2 \Rightarrow s = \sqrt{\frac{K_s}{0'4}} = \sqrt{\frac{8 \cdot 10^{-8}}{0'4}} = 4'47 \cdot 10^{-4} \text{ moles/L}$

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

Una disolución saturada de hidróxido de calcio a 25°C contiene 0,296 gramos de Ca(OH)_2 por cada 200 mL de disolución. Determine:

a) El producto de solubilidad del Ca(OH)_2 a 25°C.

b) La concentración del ión Ca^{2+} y el pH de la disolución.

Datos: Masas atómicas $\text{Ca} = 40$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la molaridad de la disolución

$$M = \frac{\frac{g}{\text{Pm}}}{V} = \frac{0'296}{0'2} = 0'02$$

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

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot 0'02^3 = 3'2 \cdot 10^{-5}$$

b)

$$[\text{Ca}^{2+}] = s = 0'02 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 2s = 2 \cdot 0'02 = 0'04 \Rightarrow \text{pOH} = 1'39 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12'61$$

Se disuelve hidróxido de cobalto(II) en agua hasta obtener una disolución saturada a una temperatura dada. Se conoce que la concentración de iones OH^- es $3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$. Calcule:

a) La concentración de iones Co^{2+} de esta disolución.

b) El valor de la constante del producto de solubilidad del compuesto poco soluble a esta temperatura.

QUÍMICA. 2014. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) El equilibrio de solubilidad es: $\text{Co}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 2\text{OH}^-$.

$$[\text{OH}^-] = 2s = 3 \cdot 10^{-5} \Rightarrow s = \frac{3 \cdot 10^{-5}}{2} = 1'5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Luego: $[\text{Co}^{2+}] = s = 1'5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

b) La expresión del producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Co}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4(1'5 \cdot 10^{-5})^3 = 1'35 \cdot 10^{-14}$$

- a) Escriba la ecuación de equilibrio de solubilidad en agua del Al(OH)_3 .
- b) Escriba la relación entre solubilidad y K_s para el Al(OH)_3 .
- c) Razone cómo afecta a la solubilidad del Al(OH)_3 un aumento del pH.
- QUÍMICA. 2014. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) El equilibrio de ionización del compuesto es: $\text{Al(OH)}_3 \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^-$

b) La constante del producto de solubilidad del compuesto es:

$$K_s = [\text{Al}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3 = s \cdot (3s)^3 = 27s^4.$$

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.

La solubilidad del Mn(OH)_2 en agua a cierta temperatura es de 0,0032 g/L. Calcular:

a) El valor de K_s .

b) A partir de qué pH precipita el hidróxido de manganeso(II) en una disolución que es 0,06 M en Mn^{2+} .

Datos: Masas atómicas H = 1 ; Mn = 55 ; O = 16.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

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

La constante del producto de solubilidad del compuesto es:

$$K_s = [\text{Mn}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot \left(\frac{0'0032}{89} \right)^3 = 1'86 \cdot 10^{-13}.$$

b) Calculamos la concentración de $[\text{OH}^-]$

$$K_s = 1'86 \cdot 10^{-13} = [\text{Mn}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 0'06 \cdot [\text{OH}^-]^2 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 1'76 \cdot 10^{-6}$$

Calculamos el pH

$$[\text{OH}^-] = 1'76 \cdot 10^{-6} \Rightarrow \text{pOH} = 5'75 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 5'75 = 8'25$$

Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) El producto de solubilidad del FeCO_3 disminuye si se añade Na_2CO_3 a una disolución acuosa de la sal.

b) La solubilidad del FeCO_3 en agua pura ($K_s = 3,2 \cdot 10^{-11}$) es aproximadamente la misma que la del CaF_2 ($K_s = 5,3 \cdot 10^{-9}$).

c) La solubilidad del FeCO_3 aumenta si se añade Na_2CO_3 a una disolución acuosa de la sal.

QUÍMICA. 2014. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. El producto de solubilidad, como todas las constantes de equilibrio, depende de la temperatura.

b) Falsa. Ya que: El equilibrio de ionización del compuesto es: $\text{FeCO}_3 \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$

$$K_s = 3'2 \cdot 10^{-11} = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = s \cdot s = s^2 \Rightarrow s = 5'65 \cdot 10^{-6}.$$

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

$$K_s = 5'3 \cdot 10^{-9} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \Rightarrow s = 1'09 \cdot 10^{-3}.$$

c) Falsa. La adición de carbonato de sodio, Na_2CO_3 , proporciona a la disolución iones CO_3^{2-} , con lo cual el equilibrio se desplaza hacia la izquierda precipitando el compuesto poco soluble y disminuyendo su solubilidad.

Dada una disolución saturada de Mg(OH)_2 , cuyo $K_s = 1'2 \cdot 10^{-11}$.

a) Exprese el valor de K_s en función de la solubilidad.

b) Razone cómo afectará a la solubilidad la adición de NaOH .

c) Razone cómo afectará a la solubilidad una disminución del pH

QUÍMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

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

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

b) Si adicionamos NaOH , estamos aumentando la concentración de OH^- , con lo cual el equilibrio tiende a desplazarse a la izquierda, disminuyendo la solubilidad y aumentando la cantidad de precipitado de Mg(OH)_2 .

c) Al disminuir el pH, la disolución se hace más ácida, aumentando la concentración de H_3O^+ , con lo cual disminuye la concentración de OH^- , por lo tanto, el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta la solubilidad del Mg(OH)_2 .

Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones referidas al equilibrio de solubilidad del hidróxido de calcio:

a) Por cada mol de iones Ca^{2+} hay 2 moles de iones OH^- .

b) La relación entre la solubilidad de esta sustancia y el producto de solubilidad es $K_s = 2s^3$.

c) La solubilidad del hidróxido de calcio disminuye al añadir HCl.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

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

a) Cierta, por cada mol de iones Ca^{2+} hay dos moles de iones OH^-

b) Falsa. La relación es:

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

c) Falsa. Al añadir HCl, aumenta la concentración de H_3O^+ , con lo cual disminuye la concentración de OH^- , por lo tanto, el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta la solubilidad del Ca(OH)_2 .

Sabiendo que el producto de solubilidad, K_s , del hidróxido de calcio, Ca(OH)_2 , es a 25°C , calcule: $5'5 \cdot 10^{-6}$

a) La solubilidad de este hidróxido.

b) El pH de una disolución saturada de esta sustancia.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

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

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 5'5 \cdot 10^{-6} \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{5'5 \cdot 10^{-6}}{4}} = 0'011 \text{ M}$$

b)

$$[\text{Ca}^{2+}] = s = 0'011 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 2s = 2 \cdot 0'011 = 0'022 \Rightarrow \text{pOH} = 1'65 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12'35$$

a) Sabiendo que el producto de solubilidad del Pb(OH)_2 , a una temperatura dada es $K_{\text{sp}} = 4 \cdot 10^{-15}$, calcula la concentración del catión Pb^{2+} disuelto.

b) Justifica mediante el cálculo apropiado, si se formará un precipitado de PbI_2 , cuando a 100 mL de una disolución 0'01 M de $\text{Pb(NO}_3)_2$ se le añaden 100 mL de una disolución de KI 0'02 M.

Datos: $K_{\text{sp}}(\text{PbI}_2) = 7'1 \cdot 10^{-9}$

QUÍMICA. 2015. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) El equilibrio de solubilidad es: $\text{Pb(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{OH}^-$.

$$K_{\text{sp}} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot 10^{-15} \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{4 \cdot 10^{-15}}{4}} = 1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Luego: $[\text{Pb}^{2+}] = s = 1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

b) El equilibrio de solubilidad es: $\text{PbI}_2 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^-$.

$$K_{\text{sp}} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 = 7'1 \cdot 10^{-9}$$

Calculamos las concentraciones de $[\text{Pb}^{2+}]$ y $[\text{I}^-]$.

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{0'1 \cdot 0'01}{0'2} = 5 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{I}^-] = \frac{0'1 \cdot 0'02}{0'2} = 0'01$$

$$[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 = 5 \cdot 10^{-3} \cdot (0'01)^2 = 5 \cdot 10^{-7} > K_{\text{sp}} = 7'1 \cdot 10^{-9} \Rightarrow \text{Si precipita}$$

El sulfato de bario es tan insoluble que puede ingerirse sin riesgo a pesar de que el ión Ba^{2+} es tóxico. A 25°C , en 500 mL de agua se disuelven 0,001225 g de BaSO_4 .

a) ¿Cuáles son las concentraciones de Ba^{2+} y SO_4^{2-} en una disolución saturada de BaSO_4 ?

b) Calcule el valor de la constante del producto de solubilidad para esta sal.

Datos: Masas atómicas $\text{Ba} = 137,3$; $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) El equilibrio de solubilidad del compuesto es: $\text{BaSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$

Calculamos la concentración de $[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{0,001225}{0,5} = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

b) La constante del producto de solubilidad del compuesto es:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = s \cdot s = s^2 = (1,05 \cdot 10^{-5})^2 = 1,1 \cdot 10^{-10}.$$

Sabiendo que el valor de K_s del Ca(OH)_2 a una determinada temperatura es: $5'5 \cdot 10^{-6}$

a) Exprese el valor de K_s en función de la solubilidad molar (s).

b) Razone cómo afectará a su solubilidad en agua la adición de CaCl_2 a la disolución.

c) Razone cómo afectará a su solubilidad en agua la adición de HCl a la disolución.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

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

La constante del producto de solubilidad del compuesto es:

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

b) La adición de cloruro de magnesio, CaCl_2 , proporciona a la disolución iones Ca^{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 Ca^{2+} al equilibrio, hace que éste se desplace hacia la izquierda precipitando el compuesto poco soluble y disminuyendo su solubilidad.

c) Al adicionar un ácido fuerte, los protones añadidos reaccionan con los iones hidróxidos para formar agua, y al disminuir su concentración, el equilibrio de solubilidad se desplace hacia la derecha hasta recuperarlo, aumentando la solubilidad del hidróxido de calcio.

A 25°C, el producto de solubilidad del $\text{Cd}(\text{OH})_2$, es $2'5 \cdot 10^{-14}$

a) ¿Cuántos gramos de $\text{Cd}(\text{OH})_2$ pueden disolverse en 1'5 litros de agua a esa temperatura.

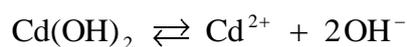
b) ¿Cuál será el pH de la disolución resultante?

Datos: Masas atómicas: Cd = 112'4 ; H = 1 ; O = 16

QUÍMICA. 2016. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) El equilibrio de solubilidad es:



$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{2'5 \cdot 10^{-14}}{4}} = 1'84 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$1'84 \cdot 10^{-5} \text{ M} \cdot \frac{146'4 \text{ gr}}{1 \text{ mol}} \cdot 1'5 \text{ litros} = 4'04 \cdot 10^{-3} \text{ gr}$$

$$\text{b) } [\text{OH}^-] = 2s = 2 \cdot 1'84 \cdot 10^{-5} = 3'68 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 3'68 \cdot 10^{-5} = 4'43 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 4'43 = 9'57$$

El producto de solubilidad del carbonato de calcio, CaCO_3 , a 25°C , es $4'8 \cdot 10^{-9}$. Calcule

a) La solubilidad molar de la sal a 25°C .

b) La masa de carbonato de calcio necesaria para preparar 250 mL de una disolución saturada de dicha sal.

Datos. Masas atómicas C = 12 ; O = 16 ; Ca = 40

QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

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

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = s \cdot s = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{K_s} = \sqrt{4'8 \cdot 10^{-9}} = 6'92 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

b) Calculamos la masa de carbonato

$$0'25 \text{ L disolución} \cdot \frac{6'92 \cdot 10^{-5} \text{ moles CaCO}_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 1'73 \cdot 10^{-3} \text{ gramos CaCO}_3$$

Basándose en las reacciones químicas correspondientes:

a) Calcule la solubilidad en agua del ZnCO_3 en mg/L.

b) Justifique si precipitará ZnCO_3 al mezclar 50 mL de Na_2CO_3 0'01 M con 200 mL de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ 0'05 M.

Datos: $K_s(\text{ZnCO}_3) = 2'2 \cdot 10^{-11}$. Masas atómicas C = 12 ; O = 16 ; Zn = 65'4

QUÍMICA. 2018. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

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

$$K_s = [\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = s \cdot s = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{K_s} = \sqrt{2'2 \cdot 10^{-11}} = 4'69 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\frac{4'69 \cdot 10^{-6} \text{ moles de ZnCO}_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{125'4 \text{ g ZnCO}_3}{1 \text{ mol de ZnCO}_3} \cdot \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 0'588 \text{ mg/L}$$

b) Calculamos las concentraciones de los iones

$$[\text{Zn}^{2+}] = \frac{0'05 \cdot 200 \cdot 10^{-3}}{250 \cdot 10^{-3}} = 0'04$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{0'01 \cdot 50 \cdot 10^{-3}}{250 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-3}$$

Luego:

$$[\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{Zn}^{2+}] = 2 \cdot 10^{-3} \cdot 0'04 = 8 \cdot 10^{-5} > 2'2 \cdot 10^{-11} \Rightarrow \text{Si precipita}$$