

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

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

b) Deduzca la expresión que permite conocer la solubilidad del hidróxido a partir del producto de solubilidad.

c) 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  $\text{H}_3\text{O}^{+}$  y aumenta la concentración de iones  $\text{OH}^{-}$ . Según el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda para compensar el aumento de concentración de iones  $\text{OH}^{-}$ , 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:

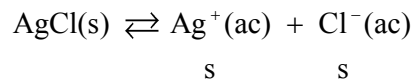
a) ¿Qué sal será más soluble en agua?

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

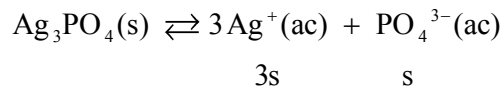
QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

### 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  $\text{Ag}^+$ . 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  $\text{PbI}_2$  en agua pura es 0'7 g/L. Calcule:

a) El producto de solubilidad.

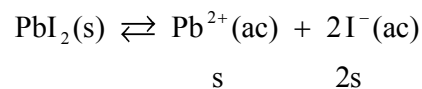
b) La solubilidad del  $\text{PbI}_2$  a esa temperatura en una disolución 0'1 M de KI .

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  $\text{OH}^-$  será 0'1. La concentración de iones  $\text{Ag}^+$  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.**

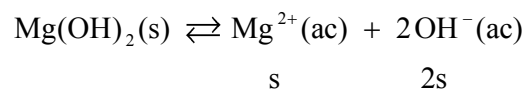
**b) Deduzca la expresión que relaciona la solubilidad con el producto de solubilidad del compuesto.**

**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:



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

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  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  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  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ , 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  $\text{AgNO}_3$ , 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  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$  a 25 °C.

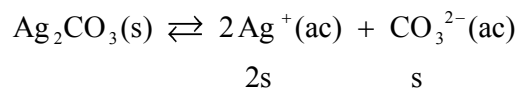
b) Los gramos de  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$  que podemos llegar a disolver en medio litro de agua a esa temperatura.

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  $\text{AgNO}_3$ .

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  $\text{AgNO}_3$  está totalmente dissociado 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  $\text{CaF}_2$  es  $1'0 \cdot 10^{-10}$  ¿cuál es la solubilidad de una disolución saturada de  $\text{CaF}_2$ ?

b) ¿Qué cantidad en gramos de  $\text{NaF}$  hay que añadir a un litro de una disolución acuosa que contiene 20 mg de  $\text{Ca}^{2+}$  para que empiece a precipitar  $\text{CaF}_2$ ?

Masas atómicas: F = 19 ; Na = 23 ; 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  $\text{Mg(OH)}_2$  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  $\text{Mg(OH)}_2$ .

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

c) ¿Qué efecto tendría sobre la solubilidad del  $\text{Mg(OH)}_2$  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:  $\text{Mg(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^-$

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,  $\text{NH}_4^+$ , reacciona con los iones hidróxidos para formar amoniaco y agua, por lo que, al disminuir la concentración de iones  $\text{OH}^-$ , 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,  $\text{MgCl}_2$ , proporciona a la disolución iones  $\text{Mg}^{2+}$ , 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  $\text{Mg}^{2+}$  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  $\text{Ag}_2\text{S}$  con el producto de solubilidad ( $K_s$ ) en los siguientes casos:

a) En agua pura.

b) En una disolución acuosa 0,2 M de  $\text{AgNO}_3$  totalmente disociado.

c) En una disolución acuosa 0,03 M de  $\text{BaS}$  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  $\text{MgF}_2$  es  $8 \cdot 10^{-8}$ .

a) ¿Cuántos gramos de  $\text{MgF}_2$  pueden disolverse en 250 mL de agua?

b) ¿Cuántos gramos de  $\text{MgF}_2$  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  $\text{Ca(OH)}_2$  por cada 200 mL de disolución. Determine:

a) El producto de solubilidad del  $\text{Ca(OH)}_2$  a 25°C.

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

Datos: Masas atómicas Ca = 40; O = 16; 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

$$M = \frac{\frac{g}{Pm}}{V} = \frac{0'296}{\frac{74}{0'2}} = 0'02$$

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  $\text{OH}^-$  es  $3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ . Calcule:

a) La concentración de iones  $\text{Co}^{2+}$  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  $\text{Al(OH)}_3$ .
- b) Escriba la relación entre solubilidad y  $K_s$  para el  $\text{Al(OH)}_3$ .
- c) Razone cómo afecta a la solubilidad del  $\text{Al(OH)}_3$  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  $\text{H}_3\text{O}^+$  y aumenta la concentración de iones  $\text{OH}^-$ . Según el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda para compensar el aumento de concentración de iones  $\text{OH}^-$ , con lo cual disminuye la solubilidad del compuesto.

La solubilidad del  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  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  $\text{Mn}^{2+}$ .

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

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  $\text{FeCO}_3$  disminuye si se añade  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  a una disolución acuosa de la sal.**

**b) La solubilidad del  $\text{FeCO}_3$  en agua pura ( $K_s = 3,2 \cdot 10^{-11}$ ) es aproximadamente la misma que la del  $\text{CaF}_2$  ( $K_s = 5,3 \cdot 10^{-9}$ ).**

**c) La solubilidad del  $\text{FeCO}_3$  aumenta si se añade  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  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,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , proporciona a la disolución iones  $\text{CO}_3^{2-}$ , con lo cual el equilibrio se desplaza hacia la izquierda precipitando el compuesto poco soluble y disminuyendo su solubilidad.

Dada una disolución saturada de  $\text{Mg(OH)}_2$ , 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  $\text{OH}^-$ , con lo cual el equilibrio tiende a desplazarse a la izquierda, disminuyendo la solubilidad y aumentando la cantidad de precipitado de  $\text{Mg(OH)}_2$ .

c) Al disminuir el pH, la disolución se hace más ácida, aumentando la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$ , con lo cual disminuye la concentración de  $\text{OH}^-$ , por lo tanto, el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta la solubilidad del  $\text{Mg(OH)}_2$ .

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

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

**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  $\text{Ca}^{2+}$  hay dos moles de iones  $\text{OH}^-$

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  $\text{H}_3\text{O}^+$ , con lo cual disminuye la concentración de  $\text{OH}^-$ , por lo tanto, el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta la solubilidad del  $\text{Ca(OH)}_2$ .

Sabiendo que el producto de solubilidad,  $K_s$ , del hidróxido de calcio,  $\text{Ca(OH)}_2$ , es a  $25^\circ\text{C}$ , 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  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ , a una temperatura dada es  $K_{\text{sp}} = 4 \cdot 10^{-15}$ , calcula la concentración del catión  $\text{Pb}^{2+}$  disuelto.

b) Justifica mediante el cálculo apropiado, si se formará un precipitado de  $\text{PbI}_2$ , cuando a 100 mL de una disolución 0'01 M de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  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:  $\text{Pb}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{OH}^-$ .

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

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  $[\text{I}^-]$ .

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

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

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