

QUÍMICA**TEMA 8: EQUILIBRIOS DE PRECIPITACIÓN**

- Junio, Ejercicio B6
- Junio, Ejercicio C2
- Reserva 1, Ejercicio B5
- Reserva 1, Ejercicio C2
- Reserva 2, Ejercicio C2
- Reserva 3, Ejercicio C2
- Reserva 4, Ejercicio C4
- Julio, Ejercicio C2

El hidróxido de cobre(II), $\text{Cu}(\text{OH})_2$, es una sal muy poco soluble en agua.

a) Escriba su equilibrio de solubilidad.

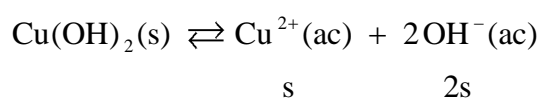
b) Exprese K_s en función de la solubilidad.

c) Razone cómo afectará al equilibrio la adición de NaOH.

QUÍMICA. 2022. JUNIO. EJERCICIO B6

R E S O L U C I Ó N

a y b) Escribimos la reacción:



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

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.

La solubilidad del BaF_2 en agua es $1'30 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Calcule:

a) El producto de solubilidad de la sal.

b) La solubilidad del BaF_2 en una disolución de concentración 1 M de BaCl_2 , considerando que esta última sal está totalmente disociada.

Datos: Masas atómicas relativas: $\text{Ba} = 137'3$; $\text{F} = 19$

QUÍMICA. 2022. JUNIO. C2

R E S O L U C I Ó N

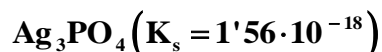
a) El equilibrio de ionización del compuesto es: $\text{BaF}_2 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + 2\text{F}^-$

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot \left(\frac{1'3}{175'3} \right)^3 = 1'63 \cdot 10^{-6}$$

b)

$$1'63 \cdot 10^{-6} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = 1 \cdot [2s]^2 \Rightarrow s = \sqrt{\frac{1'63 \cdot 10^{-6}}{4}} = 6,38 \cdot 10^{-4} \text{ M.}$$

Dadas las siguientes especies con sus productos de solubilidad, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ($K_s = 1'1 \cdot 10^{-36}$) y



a) Escriba los equilibrios de disociación de cada una.

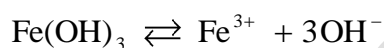
b) Determine la expresión del producto de solubilidad en función de la solubilidad para cada una de las dos especies.

c) Razone cuál es más soluble en agua.

QUÍMICA. 2022. RESERVA 1. EJERCICIO B5

R E S O L U C I Ó N

a) Los equilibrios de disociación son:



b) La expresión del producto de solubilidad en función de la solubilidad es:

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

$$K_s = [\text{Ag}^+]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}] = (3s)^3 \cdot s = 27s^4$$

c)

$$K_s = [\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3 = s \cdot (3s)^3 = 27s^4 = 1'1 \cdot 10^{-36} \Rightarrow s = \sqrt[4]{\frac{1'1 \cdot 10^{-36}}{27}} = 4'49 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

$$K_s = [\text{Ag}^+]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}] = (3s)^3 \cdot s = 27s^4 = 1'56 \cdot 10^{-18} \Rightarrow s = \sqrt[4]{\frac{1'56 \cdot 10^{-18}}{27}} = 1'55 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Luego, es más soluble en agua el Ag_3PO_4

A 25°C, la constante de solubilidad del AgCl es $1'7 \cdot 10^{-10}$, calcule:

a) La solubilidad en mg/L del AgCl en agua.

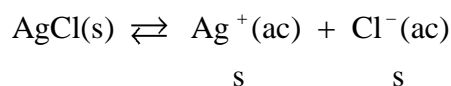
b) La solubilidad en mg/L del AgCl en una disolución acuosa que tiene una concentración de ion cloruro de 0'10M.

Masas atómicas relativas: Ag = 107'9; Cl = 35'5

QUÍMICA. 2022. RESERVA 1. EJERCICIO C2

R E S O L U C I Ó N

a) El equilibrio de solubilidad es:



$$K_s = [\text{Cl}^-] \cdot [\text{Ag}^+] = s \cdot s = s^2 = 1'7 \cdot 10^{-10} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow s = \sqrt{1'7 \cdot 10^{-10}} = 1'30 \cdot 10^{-5} \text{ M} = 1'30 \cdot 10^{-5} \cdot 143'4 = 1'86 \cdot 10^{-3} \text{ g/l} = 1'86 \text{ mg/L}$$

b)

$$K_s = [\text{Cl}^-] \cdot [\text{Ag}^+] = 0'1 \cdot s = 1'7 \cdot 10^{-10} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow s = 1'7 \cdot 10^{-9} \text{ M} = 1'7 \cdot 10^{-9} \cdot 143'4 = 2'43 \cdot 10^{-7} \text{ g/l} = 2'43 \cdot 10^{-4} \text{ mg/L}$$

A 25°C, el producto de solubilidad del hidróxido de aluminio, $\text{Al}(\text{OH})_3$, es $2 \cdot 10^{-32}$. Calcule:

a) La solubilidad molar del compuesto en agua.

b) La cantidad, en gramos, de Al^{3+} que hay en un mililitro de disolución saturada del compuesto.

Dato: Masa atómica relativa: $\text{Al} = 27$.

QUÍMICA. 2022. RESERVA 2. EJERCICIO C2

R E S O L U C I Ó N

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

La constante del producto de solubilidad del compuesto es:

$$K_s = [\text{Al}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3 = s \cdot (3s)^3 = 27s^4 \Rightarrow s = \sqrt[4]{\frac{2 \cdot 10^{-32}}{27}} = 5'21 \cdot 10^{-9} \text{ M.}$$

b)

$$[\text{Al}^{3+}] = s = 5'21 \cdot 10^{-9} \frac{\text{moles}}{\text{Litro}} \cdot \frac{27 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1'40 \cdot 10^{-7} \frac{\text{g}}{\text{L}} = 1'40 \cdot 10^{-4} \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

a) La solubilidad del hidróxido de cobre(II), $\text{Cu}(\text{OH})_2$, en agua pura es de $3'42 \cdot 10^{-7} \text{ M}$. Calcule su producto de solubilidad.

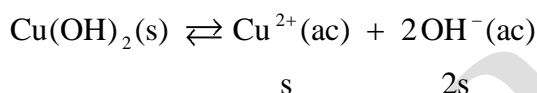
b) Justifique numéricamente si se formará precipitado $\text{Cu}(\text{OH})_2$ al adicionar 2 g de CuCl_2 a 250 mL de una disolución que tiene inicialmente $\text{pH} = 13$.

Datos: Masas atómicas relativas: $\text{Cu} = 63'5$; $\text{Cl} = 35'5$.

QUÍMICA. 2022. RESERVA 3. EJERCICIO C2

R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos la reacción:



$$K_s(\text{Cu}(\text{OH})_2) = [\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (3'42 \cdot 10^{-7})^3 = 1'6 \cdot 10^{-19}$$

b) Calculamos las concentraciones

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{2}{0'25} = 0'059 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 14 - 13 = 1 = -\log[\text{OH}^{-}] \Rightarrow [\text{OH}^{-}] = 10^{-1}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2 = 0'059 \cdot (10^{-1})^2 = 5'4 \cdot 10^{-4} > K_s \Rightarrow \text{Si precipita}$$

a) En 200 mL de una disolución saturada de hidróxido de calcio, Ca(OH)_2 , hay disueltos 0'296 g. Calcule su producto de solubilidad.

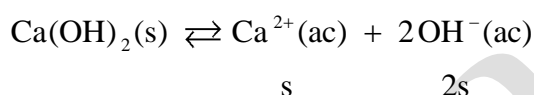
b) Determine si se formará precipitado de Ca(OH)_2 al adicionar $1'25 \cdot 10^{-3}$ moles de ion Ca^{2+} a 100 mL de una disolución de $\text{pH} = 11$.

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

QUÍMICA. 2022. RESERVA 4. EJERCICIO C4

R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos la reacción:



Calculamos la solubilidad: $s = \frac{\frac{0'296}{74}}{0'2} = 0'02 \text{ M}$

$$K_s(\text{Ca(OH)}_2) = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (0'02)^3 = 3'2 \cdot 10^{-5}$$

b) Calculamos las concentraciones

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{1'25 \cdot 10^{-3}}{0'1} = 0'0125 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 14 - 11 = 3 = -\log[\text{OH}^{-}] \Rightarrow [\text{OH}^{-}] = 10^{-3}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2 = 0'0125 \cdot (10^{-3})^2 = 1'25 \cdot 10^{-8} < K_s \Rightarrow \text{No precipita}$$

a) Sabiendo que en 200 mL de una disolución saturada de SrF_2 hay disueltos 14'6 mg de dicha sal, calcule su producto de solubilidad.

b) Determine justificadamente, si se forma precipitado de PbI_2 al mezclar 50 mL de una disolución de KI de concentración $1'2 \cdot 10^{-3}$ M con 30 mL de otra disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ de concentración $3 \cdot 10^{-3}$ M.

Datos: $K_s(\text{PbI}_2) = 7'9 \cdot 10^{-9}$; Masas atómicas relativas: Sr = 87'6 ; F = 19.

QUÍMICA. 2022. JULIO. EJERCICIO C2

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la molaridad de la disolución

$$M = \frac{\frac{g}{Pm}}{V} = \frac{\frac{14'6 \cdot 10^{-3}}{125'6}}{0'2} = 5'81 \cdot 10^{-4}$$

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

$$K_s = [\text{Sr}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (5'81 \cdot 10^{-4})^3 = 7'85 \cdot 10^{-10}$$

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

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{0'03 \cdot 3 \cdot 10^{-3}}{0'08} = 1'125 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{I}^-] = \frac{0'05 \cdot 1'2 \cdot 10^{-3}}{0'08} = 7'5 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 = 1'125 \cdot 10^{-3} \cdot (7'5 \cdot 10^{-4})^2 = 6'32 \cdot 10^{-10} < K_{sp} = 7'9 \cdot 10^{-9} \Rightarrow \text{No precipita}$$