

TEMA 9: REACCIONES DE PRECIPITACIÓN.

9.1.- Escribir la expresión del producto de solubilidad de las siguientes sales:

- a) AgCl b) Hg₂Cl₂ c) Pb₃(AsO₄)₂
d) sulfato de bario e) hidróxido de hierro (III) f) fosfato cálcico

9.2.- Un litro de disolución saturada de oxalato cálcico, CaC₂O₄, se evapora totalmente y da un residuo sólido de 0.0061 g. Calcular el producto de solubilidad del oxalato cálcico.

9.3.- Experimentalmente se obtiene que el yoduro de plomo (II) se disuelve en una proporción de $6 \cdot 10^{-4}$ moles en 0.5 L de agua a 25°C. Calcular su producto de solubilidad.

9.4.- El arseniato plumboso, que a veces se utiliza como insecticida, es muy poco soluble en agua. Calcular su producto de solubilidad sabiendo que se disuelve a razón de $3 \cdot 10^{-5}$ g/L.

9.5.- El producto de solubilidad del cromato de plata vale $9 \cdot 10^{-12}$. Calcular la solubilidad de la sal en g/100 mL.

9.6.- La fluorita es un mineral compuesto por fluoruro de calcio. Calcular su solubilidad en g/L sabiendo que su producto de solubilidad es $3.9 \cdot 10^{-11}$.

9.7.- El producto de solubilidad del Fe(OH)₃ vale $6.3 \cdot 10^{-38}$. ¿Cuántos moles/litro de Fe³⁺ han de estar presentes para que comience a precipitar el Fe(OH)₃ a partir de una disolución de pH = 8?

9.8.- ¿Cuál es la solubilidad molar del oxalato de calcio en una disolución 0.15 M de cloruro de calcio? Comparar el resultado con el del problema 9.2 (solubilidad en agua pura). [Dato: $K_{PS}(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2.27 \cdot 10^{-9}$].

9.9.- El producto de solubilidad del HgF₂ vale $8 \cdot 10^{-8}$. Calcular: a) ¿Cuántos gramos de HgF₂ se pueden disolver en 0.25 litros de agua; b) ¿Cuántos gramos de HgF₂ se pueden disolver en 0.25 litros de una disolución 0.1 M de Hg(NO₃)₂.

9.10.- La concentración de iones calcio en el plasma sanguíneo es 0.0025 mol/L. Si la concentración en iones oxalato es 10^{-7} M, ¿habrá precipitación? [Dato: $K_{PS}(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2.27 \cdot 10^{-9}$].

9.11.- Cuando se mezclan 50 mL de cloruro de bario 10^{-3} M con 50 mL de sulfato sódico 10^{-4} M, ¿se formará precipitado? [Dato: $K_{PS}(\text{BaSO}_4) = 1.1 \cdot 10^{-10}$].

9.12.- ¿Cuántos moles de cloruro de calcio se pueden añadir (como máximo) a 1.5 L de sulfato de potasio 0.02 M antes de observar la precipitación del sulfato de calcio? [Dato: $K_{PS}(\text{CaSO}_4) = 2.4 \cdot 10^{-5}$].

9.13.- Se mezclan 50 mL de cloruro de bario 10^{-3} M con 50 mL de sulfato de sodio 10^{-4} M. ¿Cuál será la concentración residual de iones sulfato en la disolución después de la precipitación? ¿Cuál será el porcentaje de sulfato no precipitado? [Dato: $K_{PS}(\text{BaSO}_4) = 1.1 \cdot 10^{-10}$].

9.14.- Cuando se añaden 25 mL de nitrato de plata 0.1 M a 25 mL de cromato de potasio 0.1 M, ¿cuál será la concentración y el porcentaje de iones plata en disolución después de la precipitación del cromato de plata? [Dato: $K_{PS}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 9.0 \cdot 10^{-12}$].

9.15.- ¿Cuál será la concentración final de todos los iones en una disolución que contiene $1.5 \cdot 10^{-2}$ moles de nitrato de estroncio y $3.0 \cdot 10^{-3}$ moles de fluoruro de sodio en 0.2 L de disolución? [Dato: $K_{PS}(\text{SrF}_2) = 7.9 \cdot 10^{-10}$].

9.16.- Agregamos AgNO_3 a una disolución 10^{-2} M en NaCl y $5 \cdot 10^{-2}$ M en K_2CrO_4 . Calcular:

a) El anión que precipita inicialmente.

b) La concentración del mencionado anión cuando comience a precipitar el otro anión.

[Datos: $K_{PS}(\text{AgCl}) = 1.72 \cdot 10^{-10}$, $K_{PS}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1.2 \cdot 10^{-12}$].

9.17.- A una disolución que contiene iones Ba^{2+} y Ca^{2+} , cuya concentración es 0.010 M, se añade en pequeñas dosis SO_4^{2-} (en forma de Na_2SO_4).

a) Determinar la concentración de iones SO_4^{2-} a la cual el BaSO_4 comienza a precipitar.

b) Determinar la concentración de iones SO_4^{2-} a la cual el CaSO_4 comienza a precipitar.

c) Determinar la concentración de iones Ba^{2+} a la cual el CaSO_4 comienza a precipitar.

[Datos: $K_{PS}(\text{CaSO}_4) = 2.4 \cdot 10^{-5}$, $K_{PS}(\text{BaSO}_4) = 1.1 \cdot 10^{-10}$].

9.18.- Si se añade 1 g de nitrato de plata a 500 mL de ácido acético 0.05 M, ¿precipitará el acetato de plata de la disolución?

[Datos: $K_{PS}(\text{CH}_3\text{COOAg}) = 2.0 \cdot 10^{-3}$, $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1.8 \cdot 10^{-5}$].

9.19.- Calcular la concentración máxima de Mg^{2+} en 100 mL de una disolución que contiene 10 mL de amoníaco del 25% de riqueza y densidad 0.91 g/mL junto con 1 g de cloruro amónico disuelto para que no se forme precipitado.

[Datos: $K_{PS}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 1.5 \cdot 10^{-11}$, $K_a(\text{NH}_4^+) = 5.5 \cdot 10^{-10}$].

SOLUCIONES

9.2.- $2.27 \cdot 10^{-9}$

9.3.- $6.91 \cdot 10^{-9}$

9.4.- $4.46 \cdot 10^{-36}$

9.5.- 0.0043 g/100 mL

9.6.- $1.666 \cdot 10^{-2}$ g/L

9.7.- $6.3 \cdot 10^{-20}$ M

9.8.- $1.5 \cdot 10^{-8}$ M

9.9.- 0.162 g/250 mL; 0.0266 g/250 mL

9.10.- No

9.11.- Sí.

9.12.- $1.8 \cdot 10^{-3}$ moles

9.13.- $2.5 \cdot 10^{-7}$ M; 0.5 %

9.14.- $[\text{Ag}^+] = 1.90 \cdot 10^{-5}$ M; 0.038 %

9.15.- $[\text{F}^-] = 1.08 \cdot 10^{-4}$ M; $[\text{Sr}^{2+}] = 6.755 \cdot 10^{-2}$ M; $[\text{NO}_3^-] = 0.15$ M; $[\text{Na}^+] = 0.015$ M

9.16.- a) Cl^- ; b) $[\text{Cl}^-] = 3.51 \cdot 10^{-5}$ M.

9.17.- a) $1.1 \cdot 10^{-8}$ M; b) $2.4 \cdot 10^{-3}$ M; c) $4.58 \cdot 10^{-8}$ M

9.18.- No

9.19.- $8.9 \cdot 10^{-4}$ M