

EQUILIBRIO de PRECIPITACION

1. Escribir la expresión del producto de solubilidad de las siguientes sales:
a) AgCl b) Hg_2C_2 c) $\text{Pb}_3(\text{AsO}_4)_2$ d) Sulfato de bario
e) Hidróxido de hierro f) Fosfato cálcico
2. Un litro de disolución saturada de oxalato cálcico, CaC_2O_4 , se evapora totalmente y da un residuo sólido de 0.0061 g. Calcular el producto de solubilidad del oxalato cálcico.
Sol: $2.27 \cdot 10^{-9}$
3. Experimentalmente se obtiene que el ioduro de plomo(II) se disuelve en una proporción de $6 \cdot 10^{-4}$ moles en 0.50 L de agua a 25 °C. Calcular su producto de solubilidad.
Sol: $6.6 \cdot 10^{-9}$
4. El arseniato de plomo, 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 $3.0 \cdot 10^{-5}$ g/L.
Sol: $4.46 \cdot 10^{-36}$
5. El producto de solubilidad del cromato de plata vale $9.0 \cdot 10^{-12}$. Calcular la solubilidad de esta sal.
Sol: $1.31 \cdot 10^{-4}$ M
6. La fluorita es un mineral compuesto por fluoruro de calcio. Calcular su solubilidad en g/L, sabiendo que su producto de solubilidad es $3.9 \cdot 10^{-11}$.
Sol: $1.668 \cdot 10^{-2}$ g/L
7. El agua de bebida fluorada contiene aproximadamente una parte por millón (ppm, 1g por 10^6 g de disolución) de F⁻. ¿Es suficientemente soluble en agua el CaF_2 como para utilizarse como fuente de iones fluoruro en la fluoración del agua de bebida? $K_{ps}(\text{CaF}_2) = 4 \cdot 10^{-11}$.
Sol: si
8. ¿Cual es la solubilidad molar del oxalato de calcio en una disolución 0.15M de cloruro de calcio? Comparar el resultado obtenido con el del problema 2 referente a su solubilidad en agua pura.
Sol: $1.5 \cdot 10^{-8}$ M
9. El producto de solubilidad del HgF_2 vale $8 \cdot 10^{-8}$. Calcular:
a) Cuantos grs de HgF_2 pueden disolverse en 0.25 litros de agua.
b) Cuantos grs de HgF_2 pueden disolverse en 0.25 litros de disolución 0.1 M de $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$.
Sol: a) 0.161 g/250 mL; b) 0.270 g/250 mL.
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: $K_{ps}(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2.27 \cdot 10^{-9}$.
Sol: No.
11. Cuando se mezclan 50 mL de cloruro de bario 10^{-3} M con 50 mL de sulfato sódico 10^{-4} M ¿habrá precipitado? Dato: $K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 1.1 \cdot 10^{-10}$.
Sol: Si

12. La fluoración del agua potable se emplea en muchos lugares para ayudar a la prevención de la caries dental. Típicamente la concentración de ión fluor se ajusta aproximadamente a 0.001 ppm. Algunos suministros de agua son también "duros", es decir, contienen ciertos cationes como el Ca^{2+} que interfieren en la acción del jabón.
 Considere un caso en que la concentración de Ca^{2+} es 0.008 ppm, ¿se podrá fluorar este agua sin que aparezca un precipitado de CaF_2 en estas condiciones? $K_{ps}(\text{CaF}_2) = 4 \cdot 10^{-11}$.
 ¿Cuántos Kg de NaF hay que añadir a los depósitos de agua de una población de 20000 habitantes que consume al día, por término medio, 2L de agua por persona?
13. ¿Cuántas moles de cloruro de calcio se pueden añadir a 1.5 L de sulfato de potasio 0.02 molar antes de observar la precipitación del sulfato de calcio? Dato: $K_{ps}(\text{CaSO}_4) = 2.4 \cdot 10^{-5}$.
 Sol: $1.8 \cdot 10^{-3}$
14. Calcular la concentración de CO_3^{2-} necesaria para precipitar CaCO_3 a partir de un agua dura que contiene 50 mg de Ca^{2+} por litro. El K_{ps} para el CaCO_3 es $5 \cdot 10^{-9}$
 Sol: $4 \cdot 10^{-6} \text{M}$
15. De acuerdo con el real decreto 1423/1982 (B.O.E. 29-6-1982) para que un agua de bebida envasada pueda ser comercializada como mineral medicinal la cantidad de SO_4^{2-} no puede superar los 250 mg/L.
 Un alumno siente curiosidad por saber si un agua comercializada cumple los requisitos exigidos para los sulfatos. Para comprobarlo, prepara una disolución de BaCl_2 0.005 M. Parte de 100 mL de agua y va añadiendo BaCl_2 hasta que se inicia la precipitación, gastando hasta dicho punto 10 mL de la sal de bario. ¿Cumple este agua los requisitos exigidos para los sulfatos? $K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 1 \cdot 10^{-10}$
16. Una determinada muestra de agua saturada con CaF_2 tiene un contenido de Ca^{2+} de 115 ppm (es decir 115g de Ca^{2+} por 10^6 g de agua) ¿Cuál es el contenido de ion F^- del agua en ppm?
 Sol: 27 ppm
17. 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: $K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 1.1 \cdot 10^{-10}$.
 Sol: 0.49%
18. Cuando se añaden 25 mL de AgNO_3 0.1M a 25 mL de K_2CrO_4 0.1M ¿Cuál será la concentración y el porcentaje de iones plata en disolución después de la precipitación del cromato de plata?
 Dato: $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 9.0 \cdot 10^{-12}$.
 Sol: $[\text{Ag}^+] = 1.90 \cdot 10^{-5} \text{M}$; 0.038%
19. ¿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 $3 \cdot 10^{-3}$ moles de fluoruro de sodio en 0.2 L de disolución? $K_{ps}(\text{SrF}_2) = 7.9 \cdot 10^{-10}$.
 Sol: a) Cl^- ; $[\text{Cl}^-] = 3.51 \cdot 10^{-5} \text{M}$.
20. Se agrega AgNO_3 a una disolución 10^{-2}M en NaCl y $5 \cdot 10^{-2} \text{M}$ en K_2CrO_4 . Calcular:
 a) El anión que precipita inicialmente.

- b) La concentración de dicho anión cuando empiece a precipitar el otro anión.
 Datos: $K_{ps}(\text{AgCl}) = 1.72 \cdot 10^{-10}$; $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1.2 \cdot 10^{-12}$
 Sol: $[\text{F}^-] = 1.082 \cdot 10^{-4} \text{ M}$; $[\text{Sr}^{2+}] = 6.755 \cdot 10^{-2} \text{ M}$; $[\text{NO}_3^-] = 0.15 \text{ M}$; $[\text{Na}^+] = 0.015 \text{ M}$.
21. El producto de solubilidad del $\text{Fe}(\text{OH})_3$ vale $6.3 \cdot 10^{-38}$. ¿Cuántos moles/litro de Fe^{3+} deben estar presentes para que empiece a precipitar el $\text{Fe}(\text{OH})_3$ en una disolución de $\text{pH} = 8$?
 Sol: $6 \cdot 10^{-20} \text{ M}$.
22. La precipitación del $\text{Al}(\text{OH})_3$ se emplea a veces para purificar el agua.
 a) ¿A qué pH se iniciará la precipitación del $\text{Al}(\text{OH})_3$ si se añaden 0.908 Kg de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ a 3785L de agua? $K_{ps}(\text{Al}(\text{OH})_3) = 3.7 \cdot 10^{-15}$.
 b) ¿Aproximadamente qué cantidad de CaO se debe agregar al agua para alcanzar este pH ?
23. Explique por qué precipita $\text{Mg}(\text{OH})_2$ cuando se añade CO_3^{2-} a una disolución que contiene Mg^{2+} .
 ¿Precipitará $\text{Mg}(\text{OH})_2$ cuando se agregan 5.0 g de Na_2CO_3 a 1.0 L de una solución que contiene 150 ppm de Mg^{2+} ? $K_{ps}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 1.8 \cdot 10^{-11}$.
 Sol: El CO_3^{2-} es una base fuerte; si.
24. 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: $K_{ps}(\text{CH}_3\text{COOAg}) = 2 \cdot 10^{-3}$. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1.8 \cdot 10^{-5}$.
 Sol: No.
25. Calcular la concentración máxima de Mg^{2+} en 100 mL una disolución que contiene 10 mL de amoníaco de 25 % de riqueza y densidad 0.91 g/mL junto con 1 g de cloruro amónico disuelto.
 Datos: $K_{ps}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 1.5 \cdot 10^{-11}$. $K_a(\text{NH}_4^+) = 5.5 \cdot 10^{-10}$.
 Sol: $8.9 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.
26. La formulación de las Unidades Nutrientes Parenterles (UNP) en envase único (glucidos, lípidos, aminoácidos y electrolitos) es un reto que se mantiene desde hace varios años. La complejidad de las UNP, mas de 50 especies, exige disponer de conocimientos y datos fiables respecto a la estabilidad físico química de todos los nutrientes a mezclar.
 En un laboratorio se estudia, in vitro, la compatibilidad de los electrolitos calcio y fosfato, por el peligro que representa la precipitación de sales fosfato-cálcicas.
 Se plantean diversas alternativas para proporcionar calcio como CaCl_2 , citrato cálcico, gluconato cálcico... y así mismo se estudia la posibilidad de administrar el fosfato como NaH_2PO_4 , glucosa-6-fosfato, glucosa-1-fosfato de arginina....
 Establecido el protocolo, en una primera etapa se desea estudiar las condiciones en que puede aparecer el precipitado amorfo de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, para ello se prepara una bolsa de 1L de UNP que contiene inicialmente 4.98 mM de Ca^{2+} utilizado como $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, y 5.06 mM en NaH_2PO_4
 Determinar hasta que pH se puede elevar la disolución sin que aparezca precipitado de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
 Datos: $K_{ps}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 1.25 \cdot 10^{-26}$
 $K_{a1} = 7.1 \cdot 10^{-3}$; $K_{a2} = 6.2 \cdot 10^{-8}$; $K_{a3} = 4.4 \cdot 10^{-13}$
 Sol: 6.2

27. 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 que el BaSO_4 comienza a precipitar.
- b) Determinar la concentración de iones SO_4^{2-} a la que el CaSO_4 comienza a precipitar.
- c) Determinar la concentración de iones Ba^{2+} a la que el CaSO_4 comienza a precipitar.
- d) Determinar el intervalo de valores de la concentración de iones SO_4^{2-} para la cual el Ba^{2+} se puede separar cuantitativamente del Ca^{2+} .

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

Sol: a) $1.11 \cdot 10^{-8}$ M. b) $2.4 \cdot 10^{-3}$ M. c) $4.58 \cdot 10^{-8}$ M. d) $1 \cdot 10^{-5} \text{ M} < [\text{SO}_4^{2-}] < 2.4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.