

Problemas para Resolver

- 4.1. Escriba la expresión de la constante del producto de solubilidad para cada uno de los siguientes compuestos: (a) CdS; (b) CeF_3 ; (c) $\text{Fe}_3(\text{AsO}_4)_2$; (d) $\text{Ce}(\text{OH})_4$.
- 4.2. Una solución saturada de BaF_2 es $7,5 \times 10^{-3}\text{M}$, ¿cuál es el producto de solubilidad del BaF_2 ?
- 4.3. Calcule el valor del pKps del $\text{Ce}(\text{IO}_3)_3$ (PM = 665) a partir de su solubilidad que es 1,10 mg/mL.
- 4.4. Calcular el Kps del fosfato de plomo(II) y la normalidad de su solución saturada, todo en función de n, sabiendo que n moles de $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ se disuelven en 250 mL de agua a 25° C.
- 4.5. Calcule la solubilidad molar del del CaF_2 sabiendo que su pKps es 10,40.
- 4.6. El Kps del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ es $3,4 \times 10^{-11}$. Calcular: a) la solubilidad del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ en agua pura; b) el pH de la solución resultante.
- 4.7. Determine el valor del Kps y el pKps del $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$ si una solución saturada de la sal contiene 0,010 g de iones yodato por litro.
- 4.8. Calcular qué volumen de solución saturada se puede preparar con 1 g de PbCl_2 . Kps $\text{PbCl}_2 = 2,4 \times 10^{-4}$.
- 4.9. Si 0,11 mg de AgBr se disuelven en 1 L de de agua a cierta temperatura, ¿cuál es el producto de solubilidad del AgBr a esa temperatura?
- 4.10. El pH de una solución saturada de $\text{Pb}(\text{OH})_2$ a 25° C es 9,9. Calcular: a) la solubilidad del $\text{Pb}(\text{OH})_2$ a dicha temperatura; b) el producto de solubilidad
- 4.11. El cloruro mercurioso, Hg_2Cl_2 , se disocia en Hg_2^{2+} y 2 Cl^- . Su solubilidad es de 0,216 mg/L, ¿cuál es su producto de solubilidad?
- 4.12. El Kps del TII es es $4,0 \times 10^{-8}$. Determine cuántos gramos del compuesto se disolvió en 3 L de agua.
- 4.13. El Kps del cromato de plata, Ag_2CrO_4 es $1,9 \times 10^{-12}$. Calcular la concentración mínima de iones plata necesaria para que empiece a precipitar cromato de plata en una disolución 0,1 M de cromato potásico.

- 4.14.** Sobre una disolución 0,1 M de BaCl_2 se añade Na_2SO_4 hasta que su concentración se hace 0,1 N. ¿Cuál es la concentración de ion Ba^{2+} que queda en la disolución? $K_{ps} \text{BaSO}_4 = 1,1 \times 10^{-10}$.
- 4.15** El K_{ps} del $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ a una determinada temperatura es 6×10^{-10} . Calcular : a) su solubilidad; b) gramos de ion Ba^{2+} y de ion IO_3^- en 250 mL de disolución saturada; c) Normalidad de la solución saturada.
- 4.16.** Calcular la concentración molar de ion Br^- que se necesita para iniciar la precipitación de PbBr_2 en una solución 0,9 M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. $K_{ps} \text{PbBr}_2 = 7,9 \times 10^{-5}$
- 4.17.** El K_{ps} del CaSO_4 a 25°C es $2,5 \times 10^{-5}$. Si a una disolución saturada de sulfato cálcico se añade una solución de oxalato sódico, ¿cuál será la concentración de ion $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ necesaria para comenzar la precipitación de CaC_2O_4 ? $K_{ps} \text{CaC}_2\text{O}_4 = 2,5 \times 10^{-9}$
- 4.18.** El producto de solubilidad del PbSO_4 a 25°C es 2×10^{-8} . Calcular la concentración máxima de iones Pb^{2+} que puede haber en una solución en la cual la concentración de iones sulfato es 0,142 g/L.
- 4.19** ¿Cuál será la concentración máxima de iones Mn^{2+} en una solución saturada de H_2S a $\text{pH} = 4$? $K_{ps} \text{MnS} = 7,1 \times 10^{-16}$; $\text{H}_2\text{S} : K_1 = 1 \times 10^{-7}$; $K_2 = 1,3 \times 10^{-14}$; $[\text{H}_2\text{S}]_{\text{sat.}} = 0,1 \text{ M}$.
- 4.20.** Calcular la concentración de ion Ag^+ requerida para iniciar la precipitación de AgBrO_3 en una solución que contiene 0,5 g de NaBrO_3 por litro. $K_{ps} = 4 \times 10^{-5}$.
- 4.21.** En una solución de $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$ $5,0 \times 10^{-4} \text{ M}$, determine: a) la concentración molar de iones OH^- requerida para iniciar la precipitación de $\text{Be}(\text{OH})_2$; b) la concentración de ion Be^{2+} que permanece en solución si el pH se hace igual a 11. $K_{ps} \text{Be}(\text{OH})_2 = 2 \times 10^{-18}$.
- 4.22.** Dada una solución de $\text{pH} = 9$, ¿cuántos g de ion Fe^{3+} pueden estar disueltos en 100 mL de dicha solución sin que llegue a precipitar $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ($K_{ps} = 1,1 \times 10^{-36}$).
- 4.23.** Calcular la cantidad de NH_4Cl que se requiere para evitar que precipite $\text{Mg}(\text{OH})_2$ en 1 L de disolución que contiene 1×10^{-3} moles de NH_3 y 5×10^{-4} moles de iones Mg^{2+} . $K_{ps} \text{Mg}(\text{OH})_2 = 7,1 \times 10^{-12}$; $K_b \text{NH}_3 = 1,8 \times 10^{-5}$.
- 4.24.** ¿Cuál será la solubilidad del AgCN en una disolución tampón de $\text{pH} = 4$. $K_{ps} \text{AgCN} = 6 \times 10^{-17}$; $K_a \text{HCN} = 4,9 \times 10^{-10}$.
- 4.25.** Al precipitar PbI_2 por adición de NaI sólido a una solución de nitrato de plomo (II), ¿qué concentración de ion Pb^{2+} permanece en solución cuando se añade suficiente NaI , de modo que la concentración final de ion I^- es $2,0 \times 10^{-3} \text{ M}$? $K_{ps} \text{PbI}_2 = 1 \times 10^{-9}$.

- 4.26. Al tratar 20 mL de AgNO_3 con cantidad suficiente de HCl se producen 5,6 g de precipitado. Calcular la concentración de la solución de AgNO_3 . $K_{ps} \text{AgCl} = 1,1 \times 10^{-10}$.
- 4.27. El K_{ps} del AgCl es $1,8 \times 10^{-10}$, ¿ocurrirá precipitación si se mezcla 1 L de solución $1,0 \times 10^{-4}$ M de NaCl con : (a) 1 L de AgNO_3 $6,0 \times 10^{-7}$ M; (b) 2 L de AgNO_3 $9,0 \times 10^{-3}$ M.
- 4.28. Se mezclan 30 mL de una disolución 0,01 M de AgNO_3 con 20 mL de otra solución de cromato potásico de la misma concentración y pasados unos minutos se alcanza el equilibrio. Calcular las concentraciones de las especies iónicas de ambas sales al final del proceso. $K_{ps} \text{Ag}_2\text{CrO}_4 = 1,1 \times 10^{-12}$.
- 4.29. Se mezcla exactamente 0,50 L de solución de TlNO_3 $2,8 \times 10^{-4}$ M con 0,50 L de KI $2,8 \times 10^{-4}$ M. Prediga si habrá precipitación. $K_{ps} \text{TlI} = 4,0 \times 10^{-8}$.
- 4.30. Si se mezcla una disolución de carbonato de sodio 1×10^{-4} M con una solución de cloruro de bario 1×10^{-3} M en relación de volúmenes 1: 4, prediga si habrá precipitación de BaCO_3 . $K_{ps} = 8,1 \times 10^{-9}$.
- 4.31. ¿Habrá precipitación cuando se mezcle 20,0 mL de CaCl_2 $4,0 \times 10^{-4}$ M con 60,0 mL de Na_2CO_3 $3,0 \times 10^{-4}$ M. $K_{ps} \text{CaCO}_3 = 4,8 \times 10^{-9}$
- 4.32. ¿Cuáles serán las concentraciones finales de iones Ag^+ y Cl^- si se mezcla 10 mL de NaCl 0,15 M con 40 mL de AgNO_3 0,1 M. $K_{ps} = 1 \times 10^{-10}$.
- 4.33. Se mezclan 50,0 mL de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ $4,5 \times 10^{-6}$ M y 25,0 mL de NaCl $5,0 \times 10^{-6}$ M. El K_{ps} del Hg_2Cl_2 es $1,3 \times 10^{-18}$. Determine cuántos gramos de Hg_2Cl_2 precipitan y la concentración de los iones en el equilibrio.
- 4.34. ¿Se formará un precipitado de acetato de plata (AgAc) cuando se añada 1,0 g de AgNO_3 a 50 mL de HAc 0,05 M? $K_{ps} \text{AgAc} = 2 \times 10^{-3}$; $K_a \text{HAc} = 1,8 \times 10^{-5}$.
- 4.35. ¿Cuántos mL de una solución de NaCl que contiene 7,0 mg/mL de ion Cl^- harán falta para precipitar completamente el ion Ag^+ existente en 5 mL de AgNO_3 que contiene 1,078 mg/mL de ion Ag^+ . $K_{ps} \text{AgCl} = 1,1 \times 10^{-10}$.
- 4.36. Si a 1 L de disolución que contiene 4 g de ion Mg^{2+} y 5 g de ion Ca^{2+} se le añade oxalato potásico ($\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$), ¿cuál de los dos iones será el que precipite primero? $K_{ps} \text{MgC}_2\text{O}_4 = 8,6 \times 10^{-5}$. $K_{ps} \text{CaC}_2\text{O}_4 = 2,6 \times 10^{-9}$.
- 4.37. Se tiene 0,1 L de AgNO_3 0,1 M, ¿qué cantidad de NaCl hay que añadir para obtener 1 g de AgCl ? $K_{ps} = 1,7 \times 10^{-10}$.
- 4.38. Determine la solubilidad del AgCl en solución de NaCl $1,0 \times 10^{-2}$ M.

- 4.39. La solubilidad del carbonato cálcico a 25°C es $7,5 \times 10^{-5}$. Calcular la solubilidad de esta sal en una disolución 0,05 M de CaCl_2 .
- 4.40. Determine la solubilidad molar del PbBr_2 en: a) solución de NaBr 0,30 M; b) solución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,30 M. $K_{ps} = 9 \times 10^{-6}$.
- 4.41. Si el K_{ps} del $\text{Fe}(\text{OH})_3$ es $4,0 \times 10^{-38}$, ¿cuál será su solubilidad: a) en agua pura; b) en solución de $\text{pH} = 9$.
- 4.42. Calcule la solubilidad molar del BaSO_4 en solución de Na_2SO_4 $3,6 \times 10^{-3}$ M. $K_{ps} = 1,1 \times 10^{-10}$.
- 4.43. La solubilidad del fluoruro de bario es de 1,30 g/L a 25° C. A esta temperatura, calcular : a) su K_{ps} ; b) su solubilidad en mol/L en BaCl_2 0,1 M
- 4.44. Determine a) la solubilidad molar del AgI en solución de AgNO_3 0,095 M; b) la solubilidad en g/L. $K_{ps} \text{ AgI} = 8,3 \times 10^{-17}$
- 4.45. ¿Cuántos gramos de CaF_2 se disolverán en en 0,25 L de solución de NaF 0,040 M. $K_{ps} = 4,0 \times 10^{-11}$.
- 4.46. Sabiendo que el K_{ps} del Ag_2CO_3 es $6,2 \times 10^{-12}$, calcular su solubilidad en una disolución de sulfato de plata 0,3 M que está ionizada en un 90 %.
- 4.47. Sabiendo que los productos de solubilidad del PbCO_3 y del Ag_2CO_3 son respectivamente $1,5 \times 10^{-13}$ y $6,2 \times 10^{-12}$ ¿cuál de los dos carbonatos tendrá la mínima concentración de ion CO_3^{2-} en una disolución acuosa saturada?
- 4.48. Calcular la solubilidad simultánea de los fluoruros de calcio y estroncio. K_{ps} : $\text{CaF}_2 = 3,9 \times 10^{-11}$; $\text{SrF}_2 = 2,9 \times 10^{-9}$
- 4.49. Se dispone de una mezcla de cloruros de sodio y potasio puros, cuya composición se desea conocer. Para ellos se pesan 1,180 g de la mezcla, se disuelve en agua y se precipita con AgNO_3 , obteniéndose 2,450 g de AgCl , ¿cuál es el porcentaje de cloruros sódico y potásico en la mezcla?
- 4.50. Una disolución es 0,001 M en $\text{Sr}(\text{II})$ y 2 M en $\text{Ca}(\text{II})$. Si los K_{ps} del $\text{SrSO}_4 = 1 \times 10^{-7}$ y $\text{CaSO}_4 = 1 \times 10^{-5}$, calcular: a) ¿qué catión precipita antes, cuando se añade Na_2SO_4 0,1 M lentamente?; b) ¿qué concentración del primero quedará cuando empiece a precipitar el segundo ion?
- 4.51. Calcular el pH necesario para iniciar la precipitación de los iones Mg^{2+} y Al^{3+} en disoluciones 0,1 N de MgCl_2 y AlCl_3 , respectivamente. $K_{ps} \text{ Mg}(\text{OH})_2 = 1,4 \times 10^{-11}$; $\text{Al}(\text{OH})_3 = 1,1 \times 10^{-15}$.
- 4.52. Se tiene una disolución que contiene 1×10^{-3} moles de iones Mn^{2+} y la misma cantidad de iones Cu^{2+} en 1 L de disolución 0,01 M de HClO_4 que está saturada con

H₂S. ¿Precipitará alguno de los iones? $K_{ps} \text{ MnS} = 3 \times 10^{-14}$; $\text{CuS} = 8 \times 10^{-37}$; $K_1 = 1 \times 10^{-7}$; $K_2 = 1,3 \times 10^{-14}$; $[\text{H}_2\text{S}]_{\text{sat.}} = 0,1 \text{ M}$.

- 4.53.** Si se quiere evitar que el ácido sulfhídrico, H₂S, precipite sulfuro de níquel(II) de una disolución que es 0,0004 M en iones Ni²⁺, ¿qué concentración de iones H⁺ se requerirá? $K_{ps} \text{ NiS} = 1,4 \times 10^{-24}$. Una disolución saturada de H₂S = 0,1 M; $[\text{S}^{2-}][\text{H}^+] = 10^{-23}$.
- 4.54.** ¿Cuántos mg de ion Mn²⁺ pueden estar disueltos sin que precipite en forma de Mn(OH)₂ en 250 mL de NH₃ 0,1 M. $K_{ps} \text{ Mn(OH)}_2 = 4 \times 10^{-14}$; $K_b \text{ NH}_3 = 1,8 \times 10^{-5}$.
- 4.55.** ¿Cuántos mg de ion Mn²⁺ pueden estar disueltos sin que precipite en forma de Mn(OH)₂ en 250 mL de solución que es 0,1 M en NH₃ y 2 M en NH₄Cl. $K_{ps} \text{ Mn(OH)}_2 = 4 \times 10^{-14}$; $K_b \text{ NH}_3 = 1,8 \times 10^{-5}$.