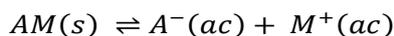


Seminario Equilibrio de solubilidad

Preguntas:

- 1) a) ¿Qué es la solubilidad de un compuesto? ¿qué entiende por solución saturada, no saturada y sobresaturada?
b) ¿Cuáles son los factores principales que afectan la solubilidad de un soluto? Explique y ejemplifique cada uno.
- 2) Ignorando el efecto de la fuerza iónica de la solución, indique cuál de las siguientes operaciones, efectuadas sobre el equilibrio entre cloruro de plata sólido y su solución acuosa saturada, afectará a i) la solubilidad y ii) la constante del producto de solubilidad.
 - a) El agregado de alcohol.
 - b) El agregado de nitrato de plata sólido.
 - c) La adición de agua.
 - d) La adición de cloruro de potasio.
 - e) El aumento de la temperatura (siendo $\Delta H > 0$).
- 3) Dada una sal inorgánica poco soluble en agua (AM_2) escriba la expresión de su constante del producto de solubilidad (K_{ps}).
- 4) Dado el equilibrio entre un electrolito poco soluble AM y la solución saturada de sus iones:



Suponga que $K_{ps}(AM) = 10^{-10}$ a $25^\circ C$. Indique que sucederá cuando mezcle soluciones conteniendo A^- y M^+ , de modo que las concentraciones analíticas inmediatamente luego del mezclado son:

- a) $C(A^-) = 3 \times 10^{-4}$; $C(M^+) = 2 \times 10^{-3} M$
- b) $C(A^-) = C(M^+) = 1 \times 10^{-5} M$
- c) $C(A^-) = 1 \times 10^{-5} M$; $C(M^+) = 3 \times 10^{-7} M$.

Justifique calculando el producto iónico, Q .

Problemas:

- 1) a) Escriba la expresión del K_{ps} para: Cloruro de plata, hidróxido de bario, cromato de plata(I) y cromato de plomo(II).
b) Calcule la Solubilidad de los siguientes compuestos dado su K_{ps} :

Sustancia	K_{ps}
AgCl	1.8×10^{-10}
Ag ₂ CrO ₄	1.3×10^{-12}
Ba(OH) ₂	2.1×10^{-7}

- 2) a) Calcule la solubilidad del CaF_2 y la concentración de cada ion en solución. $K_{ps} = 4,0 \times 10^{-11}$
b) ¿Cuántos moles de CaF_2 se podrán adicionar a 1 litro de agua sin observar precipitación?
c) Ud. adiciona 0.3 moles de CaF_2 a 1 l de agua. ¿Cuál es la concentración de los iones en solución?
d) Se tiene una solución acuosa conteniendo 0.1 M de iones F^- , ¿cuál es la concentración de iones Ca^{+2} necesaria para iniciar la precipitación?
e) Calcular la solubilidad molar del CaF_2 en una solución 0.010 M de nitrato de calcio y en otra 0.010 M de fluoruro de sodio.

Rta: a) $S = 2.0 \times 10^{-4} M = [Ca^{+2}]$ y $[F^-] = 4.0 \times 10^{-4} M$ b) 0.2 moles d) $3.9 \times 10^{-9} M$ e) $3.16 \times 10^{-5} / 4.0 \times 10^{-7}$

- 3)a) Calcule el pH de una solución saturada de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ($K_{ps} = 1.8 \times 10^{-11}$)
b) ¿A qué pH comenzará a precipitar $\text{Mg}(\text{OH})_2$ de una solución 0.010 M de MgSO_4 ?
c) Explique por qué precipita $\text{Mg}(\text{OH})_2$ cuando se agregan iones carbonato a una solución conteniendo Mg^{+2} .
d) ¿Precipitará $\text{Mg}(\text{OH})_2$ al agregar 4.0 g de carbonato de sodio a 1 l de solución 125 ppm de Mg^{+2} ?
Rta: a) 10.52 b) 9.52

- 4)a) La solubilidad molar del $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ es 0.0117M. ¿Cuál será el valor de su K_{ps} ?
b) De lo calculado en a) y los datos de 3) prediga cuál de los siguientes compuestos es más o menos soluble: $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ o $\text{Mg}(\text{OH})_2$?
Determine la solubilidad molar del AgCl
en agua b) en solución 0.1 M de NaCl .
Compare la solubilidad del AgCl con los compuestos de 4)b).

- 5) ¿Cuáles de las siguientes sales serán más solubles en solución ácida que en agua pura?
a) Na_2CO_3 b) BaSO_4 c) $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ d) PbF_2

- 6)a) El K_{ps} del SrSO_4 es 7.6×10^{-7} . ¿Habrá precipitación al mezclar 25.0 ml de SrCl_2 1.0×10^{-3} M con 15.0 ml de Na_2SO_4 2.0×10^{-3} M?
b) Se mezclan 200 ml de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ 9.0×10^{-6} M y 100 ml de NaCl 3.0×10^{-6} M. Determine si precipitará Hg_2Cl_2 ($K_{ps} = 1.2 \times 10^{-18}$). Rta: a) no precipitará b) precipitará

- 7) Se tiene una solución que contiene los aniones Cl^- y CO_3^{2-} ambos 0.1 M. Y se adiciona gota a gota una solución de AgNO_3 . Suponiendo que no hay variación significativa de volumen, cuál será el orden de precipitación? Justifique.

- 8) El K_{ps} de $\text{Zn}(\text{OH})_2$ es 3.0×10^{-16} mientras que la constante de formación del hidroxocomplejo $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ es 4.6×10^{17} . ¿Qué concentración de HO^- se necesita para disolver 0.010 moles de $\text{Zn}(\text{OH})_2$ por litro de solución. Rta: mayor o igual a 8.5×10^{-3} M.

- 10) La concentración de Al^{+3} en aguas naturales suele ser muy baja con valores típicos de 10^{-6} M. Se piensa que la movilización del aluminio en suelos, producto de la acidificación (principalmente debido a la lluvia ácida) es la causa principal del secado de los árboles (y de bosques enteros). Cuando el pH de un suelo cae por debajo de 4,2, el lixiviado del aluminio presente en las rocas se hace apreciable.

- a) Escriba la expresión del K_{ps} (1×10^{-33}) para el $\text{Al}(\text{OH})_3$ y encuentre una expresión para la dependencia de la Solubilidad S con el pH.
b) Calcule la $[\text{Al}^{+3}]$ a pH=3, 4.2, 7 y 8. Extraiga una conclusión acerca de los posibles efectos de la lluvia ácida.
c) Paradójicamente, en algunos casos, se utiliza la precipitación del hidróxido para purificar el agua. Estime el pH al que comenzará a precipitar hidróxido en una solución formada por 2 kg de sulfato de aluminio en 2000 l de agua.
d) ¿Cuántos kg de CaO deben agregarse al agua para alcanzar ese pH?
R: b) 1M, 2.8×10^{-5} M, 1 pM y 1 fM; c) 7.22; d) 3.14×10^{-3} Kg