

Seminario Equilibrio de precipitación

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) Dada una sal inorgánica poco soluble en agua (AM_2) escriba la expresión de su constante del producto de solubilidad (K_{ps}).

3) 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.

- El agregado de alcohol.
- El agregado de nitrato de plata sólido.
- La adición de agua.
- La adición de cloruro de potasio.
- El aumento de la temperatura (siendo $\Delta H > 0$).

Problemas:

- a) Escriba la expresión del K_{ps} para: Cloruro de plata, hidróxido de bario, cromato de plata(I) y cromato de plomo(II).
b) Dados los siguientes compuestos, calcule el K_{ps} :

Sustancia	Solubilidad (M)
AgCl	1.8×10^{-10}
Ag ₂ CrO ₄	1.3×10^{-12}
Ba(OH) ₂	0.11×10^{-7}

2) a) Calcule la solubilidad del CaF₂ y la concentración de cada ion en solución.

$K_{ps} = 4,0 \times 10^{-11} \text{ mol}^3 \text{ l}^{-3}$.

- ¿Cuántos moles de CaF₂ se podrán adicionar a 1 litro de agua sin observar precipitación?
- Ud. adiciona 0.3 moles de CaF₂ a 1 l de agua. ¿Cuál es la concentración de los iones en solución?
- Se tiene una solución acuosa conteniendo 0.1 M de iones F⁻, ¿cuál será la concentración de iones Ca⁺² necesaria para iniciar la precipitación?
- Calcular la solubilidad molar del CaF₂ en una solución 0.010 M de nitrato de calcio y en otra 0.010 M de fluoruro de sodio.

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

3) a) Calcule el pH de una solución saturada de Mg(OH)₂ ($K_{ps} = 1.8 \times 10^{-11}$)

b) ¿A que pH comenzará a precipitar Mg(OH)₂ de una solución 0.010 M de MgSO₄?

c) Explique por qué precipita hidróxido de magnesio cuando se agregan iones carbonato a una solución conteniendo Mg⁺².

d) ¿Precipitará Mg(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

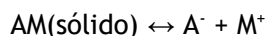
4) a) La solubilidad molar del Ca(IO₃)₂ es 0.0117M. ¿Cuál será el valor de su K_{ps} ?

b) De lo calculado en a) y los datos en 3) prediga cuál de los siguientes compuestos es más o menos soluble: Ca(IO₃)₂ o Mg(OH)₂ ?

- 5) Determine la solubilidad molar del AgCl
 a) en agua b) en solución 0.1 M de NaCl.
 c) Compare la solubilidad del AgCl con los compuestos de 4)b).

- 6) ¿Cuáles de las siguientes sales serán más solubles en solución ácida que en agua pura?
 a) $ZnCO_3$ b) $BaSO_4$ c) $Ba_3(PO_4)_2$ d) PbF_2

- 7) 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 A y a M, de modo que las concentraciones analíticas inmediatamente luego del mezclado son:

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

Justifique calculando el producto iónico.

Rta: a) precipitará b) equilibrio SS c) no precipitará

- 8) a) El K_{ps} del $SrSO_4$ es 7.6×10^{-7} ¿Habrà 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 $Hg_2(NO_3)_2$ 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

- 9) 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.

10) El K_{ps} del $Zn(OH)_2$ es 3.0×10^{-16} mientras que la constante de formación del hidroxocomplejo $[Zn(OH)_4]^{2-}$ es 4.6×10^{17} . ¿Qué concentración de HO^- se necesita para disolver 0.010 moles de $Zn(OH)_2$ por litro de solución.

Rta: mayor o igual a 8.5×10^{-3} M.

- 11) La precipitación de $Al(OH)_3$ ($K_{ps} = 3.7 \times 10^{-15}$) se utiliza en algunos casos para purificar el agua.
 a) 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.
 b) ¿Cuántos kg de CaO deben agregarse al agua para alcanzar ese pH?

R: a) 9.93; b) 4.8 g

12) Los productos de solubilidad de una serie de hidróxidos son:

$Be(OH)_2$	7.0×10^{-22}
$Tm(OH)_3$	3.0×10^{-24}
$Hf(OH)_4$	4.0×10^{-26}

Identifique el hidróxido que tiene:

- a) la menor solubilidad molar en H_2O
 b) la menor solubilidad molar en una solución 0.10 M de $NaOH$.