

PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

La solubilidad S de un compuesto , viene determinada por la concentración de soluto en una disolución saturada . Se expresa en : moles / litro , ó gramos / litro, y varía con la temperatura.

Las sustancias las podemos clasificar según su solubilidad en:

Solubles: si $S \geq 0.1 \text{ M}$

Poco solubles: si $0.001 < S < 0.1 \text{ M}$

Insolubles: si $S < 0.001 \text{ M}$

Factores que afectan al Producto de Solubilidad:

1.- Temperatura: Las disoluciones son procesos endotérmicos que aumentan la entalpía $\Delta G = \Delta H - T\Delta S \Rightarrow$ si aumenta la **T** \Rightarrow aumenta la solubilidad.

2.- Polaridad: Sustancias polares disuelven mejor a moléculas polares y viceversa.

3.- Constante dieléctrica del disolvente: La fuerza de atracción \downarrow cuanto mayor sea la constante dieléctrica.

Producto de Solubilidad:

$\text{BaSO}_4 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} (\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$ La constante de equilibrio de la reacción es

$$K = \frac{[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4]}$$
 Como la concentración del BaSO_4 no

varía en el sólido la podemos incluir en la constante a la cual llamaremos K_s o K_{ps} .

$K \cdot [\text{BaSO}_4] = K_s$, Siendo $K_s = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$ Producto de Solubilidad o Solubilidad cuando la solución es saturada , sino , será simplemente el Producto Iónico simbolizado por P.I.

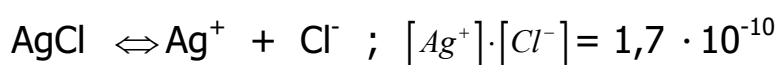
Si $K_s > [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \Rightarrow$ No hay precipitado

Si $K_s < [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \Rightarrow$ Se forma precipitado

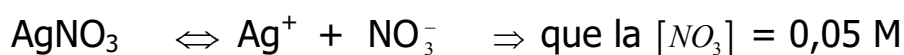
El Producto de Solubilidad es función de la Temperatura.

Ejemplos:

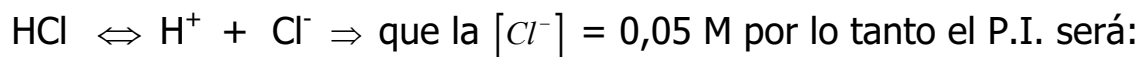
1) El Ps del AgCl es $1,7 \cdot 10^{-10}$ a 25^0 Indicar si se formará o no precipitado al añadir a 1 l. de disolución 0,1 M de AgNO₃ otro de disolución 0,1 M de HCl.



$$[\text{AgNO}_3] = 0,1 \text{ M} \Rightarrow 0,1 \text{ mol / l.} \Rightarrow 0,1 \text{ mol / 2 l.} = 0,05 \text{ M como}$$

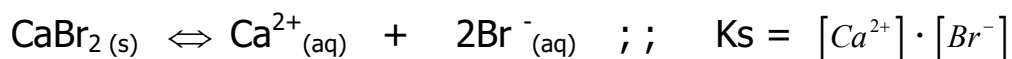


$$[\text{HCl}] = 0,1 \text{ M} \Rightarrow 0,1 \text{ mol / l.} \Rightarrow 0,1 \text{ mol / 2 l.} = 0,05 \text{ M como}$$



$$\text{P.I.} = 0,05 * 0,05 = 2,5 \cdot 10^{-3} \gg 1,7 \cdot 10^{-10} \text{ por lo tanto} \Rightarrow \text{Precipitará .}$$

2-) La solubilidad del CaBr₂ en H₂O es $2 \cdot 10^{-4}$ mol / l. a 25^0 . Calcular el Producto de Solubilidad.



$$K_s = (s) \cdot (2s)^2 = 4s^3 ; ; 4 \cdot (2 \cdot 10^{-4})^3 = 3,2 \cdot 10^{-11}$$

Efectos del ión común:

$\text{BaSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ Si en esta disolución añadimos H_2SO_4

$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ Al aumentar la $[\text{SO}_4^{2-}]$ reacciona con el Ba^{2+}

arrastrándolo hacia la izquierda (como sería de esperar por el Principio de Le Chatelier) hasta que su concentración sea tal que se cumpla :

$$K_s = [\text{SO}_4^{2-}] \cdot [\text{Ba}^{2+}]$$

3-) La K_s del AgCl es $1,7 \cdot 10^{-10}$ a 25°C

a) Calcular la concentración de Ag^+ del AgCl en el H_2O

b) La $[\text{Ag}^+]$ cuando a esta disolución se le añade NaCl hasta $0,1 \text{ M}$

$$\text{a) } \text{AgCl} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Cl}^- ; [\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = \sqrt{K_s} = 1,04 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{b) } \text{NaCl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^- ; [\text{Cl}^-] = 0,1 + 1,04 \cdot 10^{-5} \cong 0,1 \text{ M}$$

$$[\text{Ag}^+] \cdot 0,1 = K_s = 1,7 \cdot 10^{-10} \Rightarrow [\text{Ag}^+] = 1,7 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

Al aumentar la concentración de Cl^- arrastra Ag^+ hacia la forma de AgCl quedando reducida la $[\text{Ag}^+]$ de $1,04 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ a $1,7 \cdot 10^{-9} \text{ M}$

PRECIPITACION FRACCIONADA :

$$K_s [\text{AgCl}] = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = 10^{-10}$$

$$K_s [\text{AgI}] = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-] = 10^{-16}$$

Como la K_s del $[\text{AgI}] \ll$ que la K_s del $[\text{AgCl}] \Rightarrow$ que precipitará 1º el $[\text{AgI}]$

OBSERVACIONES :

* La S que calculamos con la Kps es la cantidad con la que empieza a precipitar, la cantidad máxima disuelta.

** Cuando utilizamos $K_s = [] \cdot []$ son las concentraciones máximas que se pueden mantener en disolución . Concentraciones con las que empieza a precipitar.

*** Si utilizamos la $K_s = S \cdot S$. La S es la cantidad máxima que se puede mantener en disolución . Se ha de tener en cuenta la estequiometría.

4-) Se disuelve en agua $1,44 \cdot 10^{-4}$ moles de $(OH)_2Mg$ por litro .
¿ Cuántos moles por litro de $(OH)_2Mg$ se disolverán en una disolución de $pH = 12$?.

$(OH)_2Mg \rightleftharpoons 2 OH^- + Mg^{2+}$ Las concentraciones en el equilibrio serán :

$[OH^-] = 2 \cdot 1,44 \cdot 10^{-4} = 2,88 \cdot 10^{-4}$; $[Mg^{2+}] = 1,44 \cdot 10^{-4}$ La Kps será :

$$Kps = (2S)^2 \cdot (S) = 4 S^3 = (2,88 \cdot 10^{-4})^2 \cdot (1,44 \cdot 10^{-4}) = 1,2 \cdot 10^{-11}$$

Si ahora la disolución tiene $pH=12 \Rightarrow [H^+] = 10^{-12} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-2}$

Así, la concentración de Mg^{2+} será :

$$1,2 \cdot 10^{-11} = (10^{-2})^2 \cdot [Mg^{2+}] \Rightarrow [Mg^{2+}] = \frac{1,2 \cdot 10^{-11}}{10^{-4}} = 1,2 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

5-) Una disolución es 0,01 N respecto al Cl^- y 0,005 N respecto al CrO_4^{2-} , si se le agrega lentamente $AgNO_3$ a esta disolución, calcular :

a), el ión que precipita primero b), la concentración del mismo cuando empieza a precipitar el otro los Ps del cloruro y cromato de plata son: $2 \cdot 10^{-10}$ y $1 \cdot 10^{-12}$, respectivamente.



a) Al añadir Ag^+ empezará a precipitar el que admite menos concentración de este ión en la disoluciones ión cloruro empieza a precipitar cuando , $[\text{Ag}^+] = \frac{2 \cdot 10^{-10}}{0,01} = 2 \cdot 10^{-8}$

ionice gramo / litro.

El ión cromato precipita cuando , $[\text{Ag}^+] = \sqrt{\frac{1 \cdot 10^{-12}}{0,005}} = 1,41 \cdot 10^{-5}$ ionice

gramo / litro .

Precipita primero el cloruro.

Cuando empieza a precipitar el CrO_4^{2-} ,la $[\text{Ag}^+]$ es $1,41 \cdot 10^{-5}$ luego la $[\text{Cl}^-]$ será :

$$[\text{Cl}^-] = \frac{2 \cdot 10^{-10}}{1,41 \cdot 10^{-5}} = 1,41 \cdot 10^{-5} \text{ ionice gramo / litro.}$$

Efecto salino:

Si no existe efecto de ión común la adición de otras sales a la disolución –que no reaccionan- aumenta la solubilidad.