

Efectos del pH sobre la Solubilidad.

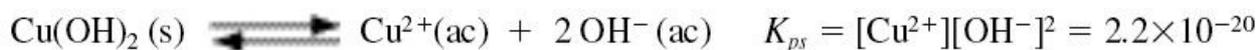
Si al disolverse parcialmente una sustancia poco soluble origina iones H_3O^+ o OH^- , o bien reacciona químicamente para originarlos, al variar la acidez del medio también cambiará la solubilidad de la sustancia. Los casos más importantes son la solubilidad de hidróxidos y la de sales que se hidrolizan.

Solubilidad de hidróxidos

En muchos casos, los aniones que conforman una sal poco soluble tienen características marcadamente básicas, es decir, tienen una gran afinidad por el H^+ .

El ejemplo más sencillo de esta situación lo constituyen los hidróxidos. El ion OH^- forma sustancias poco solubles con todos los iones metálicos excepto con los del grupo 1 de la Tabla Periódica.

Veamos el ejemplo del $\text{Cu}(\text{OH})_2$



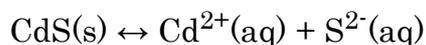
Esto significa que el ion Cu^{2+} precipitará como hidróxido al encontrarse en un medio abundante en iones OH^- provenientes de la autoprotólisis del agua.

Sin embargo, la ley de Le Chatelier nos dice que si disminuye la concentración de alguno de los productos, el equilibrio se desplazará hacia la derecha. En este caso particular, la adición de H^+ al medio elimina los OH^- , formando agua, lo que provocará un aumento de la concentración de $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$ en la disolución.

¿Qué sucede al añadir disolución de una sustancia básica, por ejemplo NaOH , sólido o disuelto? Aumenta la $[\text{OH}^-]$, con lo que, de acuerdo también con el principio de Le Chatelier, el equilibrio de solubilidad se desplaza a la izquierda, y disminuye su solubilidad.

Solubilidad de sales que se hidrolizan

Considera lo que sucede al añadir a agua una cierta cantidad de una sal cuyo anión se hidroliza en disolución, ya que proviene de un ácido débil y tiene tendencia a producirlo. Por ejemplo, el equilibrio establecido al añadir CdS(s) a agua:



Simultáneamente se establece el equilibrio en el que se hidroliza el ión sulfuro para producir ácido sulfhídrico.



Al añadir una sustancia básica, por ejemplo disolución de NaOH, aumenta la $[\text{OH}^{-}]$ y el equilibrio de hidrólisis se desplaza a la izquierda de acuerdo con el principio de Le Chatelier, con lo que aumenta la $[\text{S}^{2-}]$, por lo que el equilibrio de solubilidad se desplaza a la izquierda y disminuye la solubilidad.

Al añadir una sustancia ácida, por ejemplo disolución de HCl, aumenta la $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$, con lo que disminuye la $[\text{OH}^{-}]$, el equilibrio de hidrólisis se desplaza a la derecha, lo que produce que disminuya la $[\text{S}^{2-}]$, por lo que el equilibrio de solubilidad se desplaza a la derecha y aumenta la solubilidad.

Un ejemplo muy importante de estos casos, en los que el pH modifica de manera importante la solubilidad de las sustancias, es el de los carbonatos, como el carbonato de calcio, CaCO_3 , principal constituyente de la piedra caliza, que forma gran parte de la corteza terrestre.

