



# Equilibrio químico: Equilibrios de solubilidad



## Equilibrios de solubilidad-precipitación

Es el caso más importante de equilibrios heterogéneos. Están en equilibrio un sólido iónico poco soluble con sus iones en disolución.

Cuando se añade el sólido iónico a agua, se disuelve en parte, mientras que cuando se mezclan disoluciones de los iones que forman el compuesto iónico poco soluble, se forma un precipitado del compuesto iónico sólido.

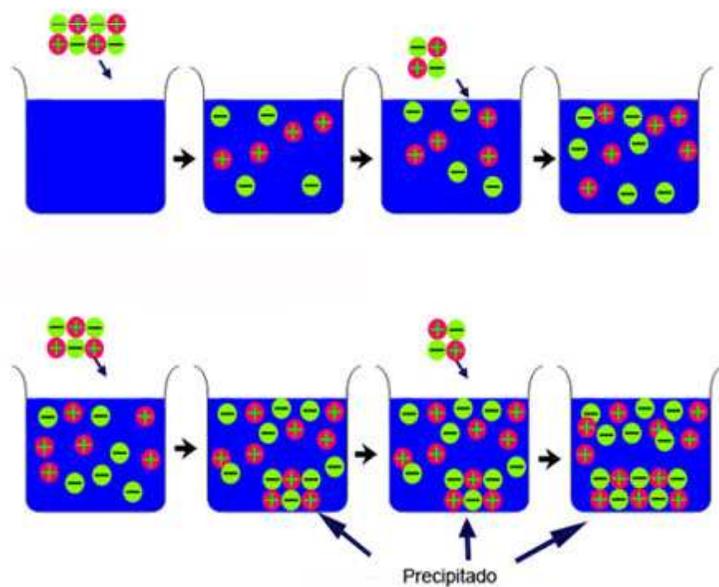


Imagen 2 [Romary](#), Creative commons

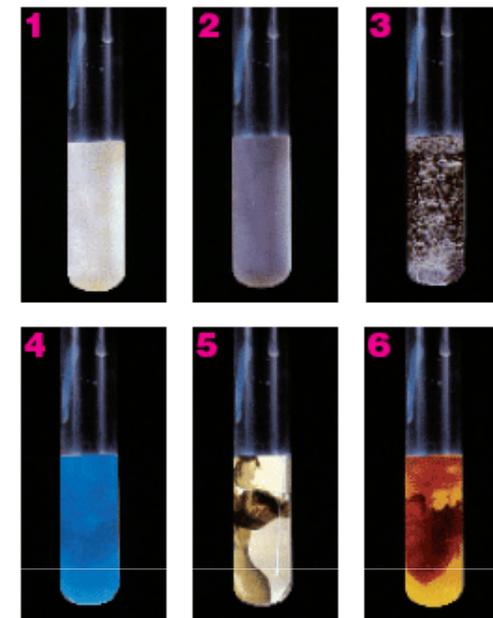


Imagen 1 [UFSJ](#), Uso libre

El equilibrio entre iones en el sólido y en la disolución es un equilibrio dinámico, en el que los iones pasan del sólido a la disolución y al revés.

Si la sustancia es poco soluble, la disolución se satura con poco sólido disuelto, y el resto se deposita en el fondo del recipiente.



## Constante de solubilidad, $K_s$

Solamente es necesario indicar las concentraciones de los iones en la disolución. Cuanto menor sea su valor, menor es la solubilidad  $s$  de la sustancia en mol/L.

Equilibrio de solubilidad	Expresión de $K_s$	Relación entre $K_s$ y $s$
$\text{AgBr (s)} \leftrightarrow \text{Ag}^+ \text{(aq)} + \text{Br}^- \text{(aq)}$	$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{Br}^-]$	$K_s = s \cdot s = s^2$
$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 \text{(s)} \leftrightarrow 2\text{Ag}^+ \text{(aq)} + \text{CrO}_4^{2-} \text{(aq)}$	$K_s = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}]$	$K_s = (2s)^2 \cdot s = 4s^3$
$\text{Cu(OH)}_2 \text{(s)} \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} \text{(aq)} + 2\text{OH}^- \text{(aq)}$	$K_s = [\text{Cu}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$	$K_s = s (2s)^2 = 4s^3$
$\text{Al(OH)}_3 \text{(s)} \leftrightarrow \text{Al}^{3+} \text{(aq)} + 3\text{OH}^- \text{(aq)}$	$K_s = [\text{Al}^{3+}] [\text{OH}^-]^3$	$K_s = s (3s)^3 = 27s^4$

A partir del valor de  $K_s$  se determina la solubilidad  $s$ , y al revés.

## Producto iónico, $Q$

De forma análoga al cociente de reacción se define el **producto iónico**,  $Q$ , como el producto de las concentraciones de los iones presentes en una disolución dada, elevadas a sus correspondientes coeficientes estequiométricos.

Se utiliza tanto para saber si una disolución está saturada como para determinar si se forma precipitado al mezclar disoluciones (se forma si  $Q > K_s$ ).

$Q < K_s$	La disolución no está saturada y puede disolverse más sólido: es la condición necesaria para que una sal se disuelva.
$Q = K_s$	La disolución está saturada: el sistema está en equilibrio y no se puede disolver más sal.
$Q > K_s$	La disolución está sobresaturada y el exceso de sal disuelta formará sólido hasta que $Q = K_s$ . Es la condición necesaria para que una sustancia precipite.



## Termodinámica de los equilibrios de solubilidad-precipitación

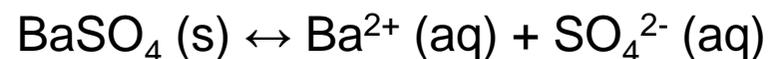
Son procesos generalmente endotérmicos, y en los que siempre aumenta el desorden ( $\Delta H > 0$  y  $\Delta S > 0$ ). En las sustancias poco solubles,  $\Delta G > 0$ , con lo que el proceso no es espontáneo.

Al aumentar la temperatura, la solubilidad aumenta, ya que aumenta  $T\Delta S$ ,  $\Delta G$  se va haciendo menos positivo y el proceso es más espontáneo.

## Efecto de ión común

Si en el medio existe algún ion de los que intervienen en el equilibrio de solubilidad de la sustancia que se quiere disolver, su solubilidad será menor, ya que el producto iónico  $Q$  alcanza antes el valor de  $K_s$ , con lo que la disolución se satura.

Si a una disolución de sólido poco soluble en la que hay equilibrio de disolución-precipitación se añade un ión común, la solubilidad disminuye, ya que el sistema evoluciona a la izquierda, de acuerdo con el principio de Le Chatelier.



Al añadir  $\text{Ba}^{2+}$  o  $\text{SO}_4^{2-}$  a la disolución, la solubilidad disminuye.