Contenido

[1. Solubilidad, s 1](#_Toc162788016)

[2. Producto de solubilidad 1](#_Toc162788017)

[3. Procedimiento de cálculo con tabla de equilibrio 2](#_Toc162788018)

[4. Tipos de disolución 2](#_Toc162788019)

[5. Ion común 2](#_Toc162788020)

Cuando una sal se disuelve en agua, no tiene por qué disolver toda la sal que se le añada; si se añade demasiada cantidad de sal es posible que el disolvente no pueda disolverla toda, por lo que el exceso de sal precipitaría en el fondo del recipiente.

En esa situación se produce un equilibrio entre la sal disuelta y la sal sin disolver. Este tipo de equilibrio presenta particularidades que hace que sea interesante estudiarlas por separado.

# Solubilidad, s

Es la cantidad máxima de sal que el disolvente puede disolver. Se da en forma de concentración.

# Producto de solubilidad

Supongamos que se tenga una disolución sobresaturada con precipitado. En esta situación,se produce un equilibrio entre la sal disuelta y la sal que ha precipitado, por lo que se puede representar este equilibrio como la ecuación química de un equilibrio químico:

En esta situación de equilibrio, se puede calcular la constante de equilibrio, que para este de equilibrios entre una sal en estado sólida y sus iones disueltos se la llamará producto de solubilidad (KPS):

# Procedimiento de cálculo con tabla de equilibrio

*EBAU 2021 Julio: El valor de la constante del producto de solubilidad a 25 ºC del carbonato de magnesio, MgCO3, es de 3,5x10-8. Calcule:*

1. *la solubilidad molar del carbonato de magnesio, en agua a 25 ºC*

Supongamos que inicialmente tenemos exactamente la máxima cantidad que se puede disolver, es decir, s.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | MgCO3 | ⇌ | Mg2+ | CO32- |
| Inicio | s |  | 0 | 0 |
| Reacción | -s |  | s | s |
| Equilibrio | 0 |  | s | s |

Una vez completada la tabla podemos obtener la expresión de KPS:

# Tipos de disolución

En función de la cantidad de soluto añadido, se dan 3 tipos de disoluciones:

* Disolución insaturada: se ha añadido menos sal de la que el disolvente es capaz de disolver. En este caso, toda la sal añadida se disolverá y no habrá precipitado en el fondo.
* Disolución saturada: la sal añadida a la disolución es la máxima que puede disolver. En este momento no habrá precipitado, pero si se añade un poco más de sal, sí precipitará.
* Disolución sobresaturada: la sal añadida es superior a la máxima. Todo el exceso precipitará.

# Ion común

Supongamos que tenemos una sal de AgCl en equilibrio de disolución:

A esta disolución le añadimos otra sal, por ejemplo, NaCl que también formará equilibrio:

De este modo, ambas sales disueltas tendrán un ion común, el Cl-. Desde la perspectiva del AgCl, el equilibrio verá aumentada su concentración de Cl- rompiendo el equilibrio inicial. Por el principio de Le Châtelier, la reacción se va a oponer a ese aumento de iones Cl-, tendiendo hacia la formación de AgCl(s), es decir hacia la izquierda, provocando la formación de precipitado. En esta situación, la solubilidad bajará.

Se puede concluir que la adición de un ion común hace que la solubilidad, s, disminuya.