

Constante de Solubilidad ION COMÚN

Profesor Efrén Giraldo

- La solubilidad es un fenómeno muy importante. Consideremos los siguientes ejemplos:
- El azúcar o la sal se disuelven en agua para dar sabor a las comidas
- Los alimentos que quedan entre los dientes al disolverse en la saliva forman ácidos que disuelven el esmalte dental que contiene Hidroxiapatita, $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$

SÓLIDOS IÓNICOS

- Como ocurre?
- Cuando un poco de **sólido iónico** se disuelve en agua, se disocia 100% (totalmente) en aniones y cationes, por ejemplo la sal común:



- La flecha hacia la derecha significa que al lado izquierdo no queda nada de NaCl, solo Na^+ y Cl^- al lado derecho(o en solución que es lo mismo)

- Si se continúa agregando sal, se disolverá toda hasta que se llega a un punto donde ya no se puede disolver más, este **punto se llama de saturación**. De ahí en adelante toda la sal que se agregue no disuelve y se va al fondo del recipiente.
- En el punto de saturación se da **un equilibrio entre el soluto y los iones disueltos** y se dice que **la solución está saturada: no recibe más soluto**.

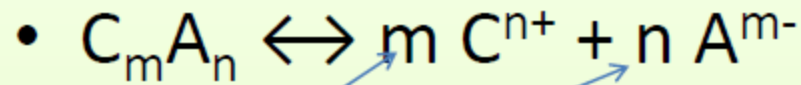
- Este equilibrio se representa por la constante de solubilidad K_s o producto de solubilidad o producto iónico
- Esta producto iónico expresa justo las concentraciones molares (moles/litro) de los iones en el punto de saturación, o sea las concentraciones a partir de las cuales se comienza a precipitar soluto (formarse soluto de manera permanente)

Producto o constante de solubilidad

- El **producto de solubilidad** o **producto iónico** de un compuesto iónico es el **producto** de las **concentraciones molares de equilibrio** de los **iones** constituyentes, **cada una elevada al exponente del coeficiente estequiométrico en la ecuación de equilibrio:**

El valor del K_{ps} indica la solubilidad de un compuesto iónico, es decir, cuanto menor sea su valor menos soluble será el compuesto.

cación anión



- Donde **C** representa un cación, **A** un anión y **m** y **n** son sus respectivos índices estequiométricos.

- Por tanto, atendiendo a su definición su producto de solubilidad se representa como:

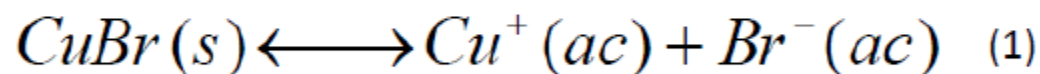
- $$K_{ps} = [C^{n+}]^m [A^{m-}]^n$$

- El valor de **Kps** indica la solubilidad de un compuesto iónico, es decir, cuanto menor sea su valor menos soluble será el compuesto

Como K_s o el producto iónico que es lo mismo, se **tiene que mantener constante**, si se aumenta la concentración de uno de los iones y se permite que se alcance de nuevo el equilibrio, **la concentración del otro ion tiene que mermar necesariamente.**

- Kps del CuBr

- Cuando el CuBr entra en contacto con el agua, se disuelve para formar iones Cu⁺ y Br⁻:



$$K_{ps} = [Cu^+][Br^-]$$

- Es posible **calcular** el valor de **Kps**, si se conocen las concentraciones de los iones en equilibrio.
- La solubilidad de CuBr es de 2.0×10^{-4} moles /L, esto significa que para alcanzar el equilibrio se **disuelven 2.0×10^{-4} moles de CuBr sólido.**

- 2.0×10^{-4} moles de CuBr sólido producen según la reacción (1)
- 1 mol de Cu^{+} y 1 mol de Br^{-}
- 2.0×10^{-4} moles de CuBr producirán la misma cantidad de moles Cu^{+} y de Br^{-}
- $[Cu^{+}] = 2.0 \times 10^{-4}$
- $[Br^{-}] = 2.0 \times 10^{-4}$ Por lo tanto:
- $K_{ps} = [Cu^{+}][Br^{-}] = (2.0 \times 10^{-4})(2.0 \times 10^{-4}) = 4 * 10^{-8}$

Kps para el CaF_2



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2$$

- Las concentraciones son en mol/L,

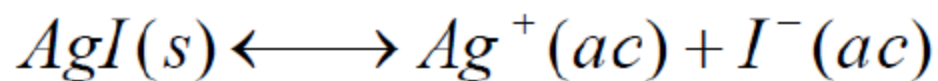
EJERCICIO



Ahora entréñese Ud.

- Calcular el valor de K_{ps} para el sulfato de bario $BaSO_4$, que tiene una solubilidad de $3.9 \times 10^{-5} \text{ M}$ a 25°C . El $BaSO_4$ se descompone en Ba^{2+} y SO_4^{2-}

- Se ha visto que la **solubilidad** sirve para calcular el **Kps de un sólido**; también es posible hacer el proceso contrario.
- **El valor de Kps para el sólido AgI(s) es 1.5×10^{-16} a 25°C , calcular la solubilidad de AgI en agua a 25°C .**



$$Kps = 1.5 \times 10^{-16} = [\text{Ag}^+][\text{I}^-]$$

- Como no se conoce la solubilidad del sólido, se supone que se disuelven x moles de sólido así la estequiometria de la reacción queda:

- En el equilibrio $[Ag^+] = x$ y $[I^-] = x$

$$x = \sqrt{1.5 \times 10^{-16}} = 1.2 \times 10^{-8} \text{ moles /L}$$

- La solubilidad es 1.2×10^{-8} moles /L

El efecto del ión común en la solubilidad.

La solubilidad de un compuesto es menor en una disolución que tiene un ión común.

.

Ion común

- Si se tiene una disolución que se encuentra saturada de una sal que es poco soluble (débil), como puede ser el cloruro de plata AgCl , tiene lugar un equilibrio del siguiente tipo:
- $\text{AgCl (s)} \leftrightarrow \text{Ag}^+ \text{(aq)} + \text{Cl}^- \text{(aq)}$
- La Constante de solubilidad K_s (constante de producto de solubilidad) como

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

- La solubilidad del cloruro de plata, en este caso, disminuye al añadir a la disolución (que se encuentra saturada), otra disolución que contenga iones plata también, por lo que se conoce como **efecto del ion común**.
- Como la solubilidad del cloruro de plata merma, aumentará la cantidad de precipitado de cloruro de plata en la solución, al no poder esta disolver más soluto.

La precipitación fraccionada

- Cuando existen aniones con propiedades similares al tener **un ion común de Ag^-** precipitarán de acuerdo a sus constantes del producto de solubilidad en orden creciente

Compuesto	Kps
AgCl	$1,8 \times 10^{-10}$
AgBr	$3,3 \times 10^{-13}$
Ag I	$1,5 \times 10^{-16}$

- El AgI es el menos soluble por tener el K_{ps} menor, por lo tanto precipita primero.
- Luego el AgBr
- Después el AgCl
- Entonces estas tres especies al recibir iones de plata precipitarán fraccionadamente de acuerdo a su K_{ps} .

El producto de las concentraciones molares Q_{ps} y el K_{ps}

- El producto de las concentraciones Q_{ps} molares sirve para a conocer las concentraciones máximas de los iones que pueden coexistir en la disolución y define si habrá precipitación o en la solución
- Si $Q_{ps} < K_{ps}$ No existe precipitación y se puede disolver el sólido
- Si $Q_{ps} = K_{ps}$ La solución está saturada no hay reacciones favorecidas
- Si $Q_{ps} > K_{ps}$ Existe precipitación