

## La constante del producto de solubilidad (Kps)

La **constante del producto de solubilidad (Kps)** es un concepto fundamental en química, especialmente en el estudio de disoluciones y equilibrios iónicos.

### Definición

- La Kps es una **constante de equilibrio** que describe la solubilidad de una sal poco soluble en agua.
- Representa el producto de las concentraciones molares de los iones que se forman al disolver la sal, cada una elevada a su coeficiente estequiométrico.

### Ejemplo básico

Si tenemos la sal **cloruro de plata (AgCl)**, al disolverse en agua ocurre:



La constante del producto de solubilidad será:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^{+}] \cdot [\text{Cl}^{-}]$$

### Importancia

- **Predecir solubilidad:** Un valor pequeño de Kps indica que la sal es poco soluble.
- **Calcular concentraciones:** Permite determinar cuántos iones habrá en una solución saturada.
- **Aplicaciones prácticas:** Se usa en química analítica (precipitación selectiva), en farmacología (disolución de compuestos), y en geología (formación de minerales).
- **Idea clave**

La Kps **no cambia con la cantidad de sólido presente**, porque depende solo de las concentraciones de los iones en equilibrio. Lo que sí la afecta es la **temperatura**, ya que la solubilidad suele variar con ella.

En resumen: la **constante del producto de solubilidad (Kps)** es una herramienta matemática que nos permite cuantificar y entender el equilibrio entre una sal sólida y sus iones disueltos en agua.

☒☒

## Ejemplo numérico: Solubilidad del cloruro de plata (AgCl)

Sabemos que:  $\text{AgCl}_{(s)} \leftrightarrow \text{Ag}^{+}_{(ac)} + \text{Cl}^{-}_{(ac)}$

La expresión de la constante es:  $K_{ps} = [\text{Ag}^{+}] \cdot [\text{Cl}^{-}]$

Supongamos que el valor de la constante es:

$$K_{ps} = 1.8 \cdot 10^{-10} \quad \text{a } 25 \text{ } ^\circ\text{C}$$

### 1. Relación entre solubilidad y concentraciones

Si la solubilidad molar de AgCl es (s), entonces:

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

$$\text{Por tanto: } K_{ps} = s \cdot s = s^2$$

### 2. Sustituir valores

$$1.8 \cdot 10^{-10} = s^2$$

### 3. Resolver

$$s = \sqrt{1.8 \cdot 10^{-10}} = 1.34 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

### 4: Interpretación

- La solubilidad molar del AgCl es  $1.34 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$   
 $1.34 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

- Esto significa que en un litro de agua, se disuelven aproximadamente:

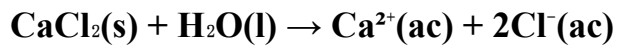
$$n = 1.34 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot 143.5 \text{ g/mol} = 1,9 \text{ mg de AgCl.}$$

La  $K_{ps}$  cuantifica el equilibrio entre una sal sólida y sus iones disueltos. Para el  $\text{AgCl}$ , su baja  $K_{ps}$  explica que solo se disuelvan unos 1.9 mg por litro de agua a 25 °C.

El  $\text{AgCl}$  es poco soluble en agua porque **la energía necesaria para romper su red cristalina es mayor que la energía que el agua puede aportar al hidratar los iones**. Por eso, el equilibrio se establece con muy pocos iones en disolución.

## Ejemplo: Cloruro de calcio ( $\text{CaCl}_2$ )

### 1. Disolución en agua



- Cada mol de  $\text{CaCl}_2$  sólido produce **1 mol de  $\text{Ca}^{2+}$**  y **2 moles de  $\text{Cl}^{-}$**  en disolución.
- Al ser muy soluble, prácticamente todo el sólido se disuelve.

### 2. Expresión de la constante de solubilidad

En este caso, como la solubilidad es muy alta, no se suele usar el  $K_{ps}$  (porque no limita la disolución). La relación sería:

$$K_{ps} = (\text{Ca}^{2+}) \cdot (\text{Cl}^{-})^2$$

### 3. Ejemplo numérico

Supongamos que disolvemos **0.1 mol de  $\text{CaCl}_2$**  en 1 L de agua:

- $[\text{Ca}^{2+}] = 0.1 \text{ mol/L}$
- $[\text{Cl}^{-}] = 0.2 \text{ mol/L}$

Entonces: 
$$K_{ps} = (0.1) \cdot (0.2)^2 = 0.004$$

👉 Este valor es **mucho mayor** que el del  $\text{AgCl}$  lo que refleja su gran solubilidad.

**El  $\text{CaCl}_2$  se usa como sal desecante (absorbe agua del ambiente).**