

1. SOLUBILIDAD Y DISOLUCIONES SATURADAS
2. EL PRODUCTO DE SOLUBILIDAD (Kps)
3. RELACIÓN ENTRE Kps Y SOLUBILIDAD MOLAR (s)
4. PREDICCIÓN DE PRECIPITADOS: EL COCIENTE DE REACCIÓN Q
5. EFECTO DEL IÓN COMÚN
6. INFLUENCIA DEL pH EN LA SOLUBILIDAD
7. FORMACIÓN DE IONES COMPLEJOS
8. PRECIPITACIÓN FRACCIONADA

MRclases.com

1. SOLUBILIDAD Y DISOLUCIONES SATURADAS

Cuando añadimos un soluto a un disolvente, este **se disuelve hasta que la disolución alcanza su límite de capacidad a esa temperatura**: la disolución está saturada. En ese momento se establece un equilibrio dinámico entre las partículas del sólido que se disuelven y las que vuelven a precipitar.

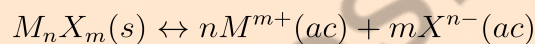
→ **Solubilidad**: concentración de la disolución saturada a una temperatura dada. Se puede expresar en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ o en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (solubilidad molar).

En función de su solubilidad molar, clasificamos los compuestos en:

- **Solubles**: $s > 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- **Poco solubles**: s próximas a $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- **Prácticamente insolubles**: $s < 0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. EL PRODUCTO DE SOLUBILIDAD (K_{ps})

Para un compuesto iónico poco soluble M_nX_m en contacto con su disolución saturada, el equilibrio de solubilidad es:



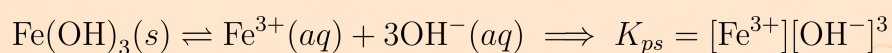
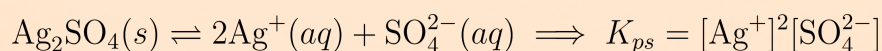
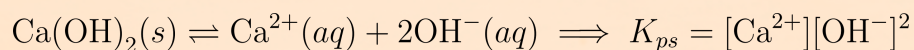
Al ser un equilibrio heterogéneo, la concentración del sólido puro es constante y queda absorbida en la constante. La expresión del producto de solubilidad resulta:

$$K_{ps} = [M^{m+}]^n \cdot [X^{n-}]^m$$

Propiedades del K_{ps}

- Solo depende de la temperatura: al aumentar T , generalmente aumenta K_{ps} y, por tanto, la solubilidad.
- Cuanto menor es K_{ps} , menos soluble es el compuesto.
- No incluye concentración del sólido ni del agua.

Ejemplos:



3. RELACIÓN ENTRE K_{ps} Y SOLUBILIDAD MOLAR (s)

La **solubilidad molar s** es la cantidad de compuesto (en mol) que se disuelve por litro de disolución saturada. Conociendo la estequiometría de la disolución, podemos relacionar s con K_{ps} .

Tipo de sal	Disociación	Relación K_{ps} - s	Valor de s
AB	$AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$	$K_{ps} = s^2$	\sqrt{Kps}
AB_2	$AB_2 \rightleftharpoons A^{2+} + 2B^-$	$K_{ps} = 4s^3$	$\sqrt[3]{(Kps/4)}$
A_2B	$A_2B \rightleftharpoons 2A^+ + B^{2-}$	$K_{ps} = 4s^3$	$\sqrt[3]{(Kps/4)}$
AB_3	$AB_3 \rightleftharpoons A^{3+} + 3B^-$	$K_{ps} = 27s^4$	$\sqrt[4]{(Kps/27)}$
A_3B	$A_3B \rightleftharpoons 3A^+ + B^{3-}$	$K_{ps} = 27s^4$	$\sqrt[4]{(Kps/27)}$
A_2B_3	$A_2B_3 \rightleftharpoons 2A^{3+} + 3B^{2-}$	$K_{ps} = 108s^5$	$\sqrt[5]{(Kps/108)}$

4. PREDICCIÓN DE PRECIPITADOS: EL COCIENTE DE REACCIÓN Q

Quando mezclamos disoluciones que contienen los iones de un compuesto poco soluble, debemos determinar si se formará precipitado. Para ello calculamos el producto iónico Q, que tiene la misma forma matemática que K_{ps} pero usando las concentraciones reales de la mezcla (no las de equilibrio).

Comparación	Estado de la disolución	¿Precipita?
$Q < K_{ps}$	No saturada — faltan iones	No. El sólido se disolvería más.
$Q = K_{ps}$	Saturada — equilibrio exacto	No. Sistema en equilibrio
$Q > K_{ps}$	Sobresaturada — exceso de iones	Sí. Precipita hasta $Q = K_{ps}$.

5. EFECTO DEL ION COMÚN

Si la disolución en la que queremos disolver un compuesto poco soluble ya contiene alguno de sus iones, el equilibrio de solubilidad se desplazará hacia la izquierda (principio de Le Chatelier), reduciendo la cantidad de compuesto que puede disolverse. Este fenómeno se denomina efecto del ion común.

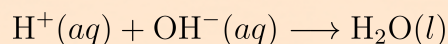
▲ Consecuencia: la presencia de un ion común siempre disminuye la solubilidad del compuesto poco soluble. K_{ps} permanece constante (solo depende de T); lo que cambia es la distribución de concentraciones de los iones.

6. INFLUENCIA DEL pH EN LA SOLUBILIDAD

El pH de la disolución puede afectar a la solubilidad de un compuesto cuando alguno de sus iones reacciona con H^+ o OH^- .

6.1 HIDRÓXIDOS POCO SOLUBLES

El equilibrio de solubilidad de un hidróxido $M(OH)_n$ implica iones OH^- . Si el pH disminuye (mayor $[H^+]$), los iones OH^- se consumen por la reacción ácido-base:



6.2 SALES DE ÁCIDOS DÉBILES

Si el anión del compuesto poco soluble es la base conjugada de un ácido débil (CO_3^{2-} , F^- , S^{2-} , etc.), en medio ácido ese anión se protonará, disminuyendo su concentración en disolución. Por Le Chatelier, el equilibrio de solubilidad se desplaza a la derecha y el compuesto se disuelve más. Las sales de ácidos débiles son más solubles en medio ácido.

7. FORMACIÓN DE IONES COMPLEJOS

Algunos cationes metálicos pueden reaccionar con ciertas moléculas o iones (llamados ligandos) para formar iones complejos o de coordinación solubles. Si el catión procede de la disolución de un compuesto poco soluble, su concentración libre disminuye, desplazando el equilibrio de solubilidad hacia la derecha y aumentando la solubilidad del compuesto.

Regla general: la formación de iones complejos siempre aumenta la solubilidad del compuesto poco soluble del que proviene el catión.

8. PRECIPITACIÓN FRACCIONADA

Cuando una disolución contiene simultáneamente dos o más iones que pueden precipitar con un mismo reactivo, es posible separarlos añadiendo el reactivo precipitante de forma gradual. El ion que forme el compuesto de menor K_{ps} precipitará primero.