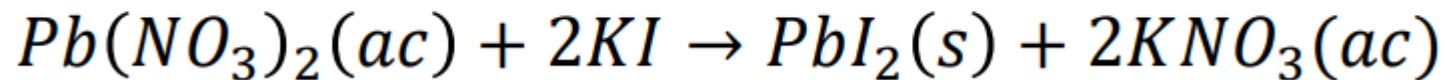


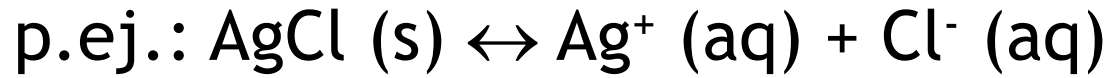
Reacciones de precipitación

Las reacciones de precipitación son un tipo común de reacciones en disolución acuosa que se caracterizan por la formación de un producto insoluble o precipitado. Un precipitado es un sólido insoluble que se separa de la disolución.

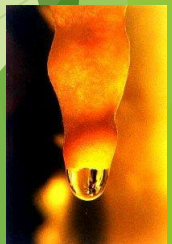
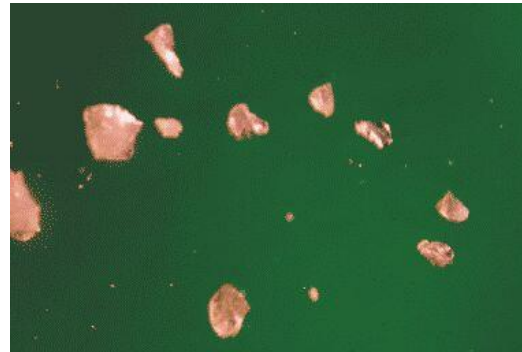
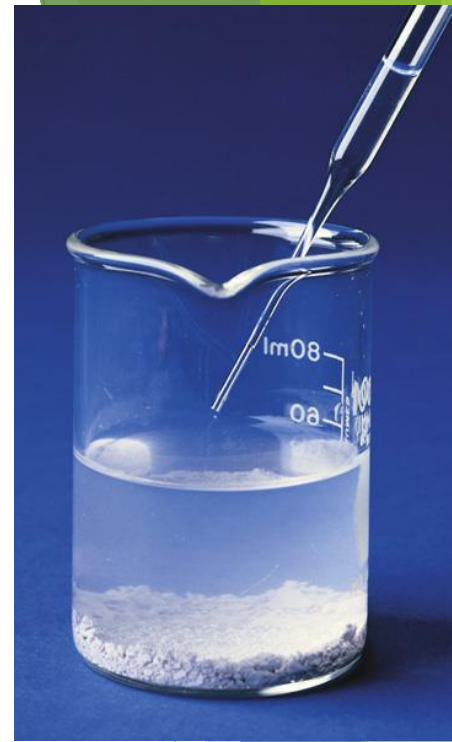


Para predecir la formación de un precipitado hay que tener en cuenta la solubilidad del soluto, que se define como la máxima cantidad de soluto que se disolverá en una cantidad dada de disolvente a una temperatura específica.

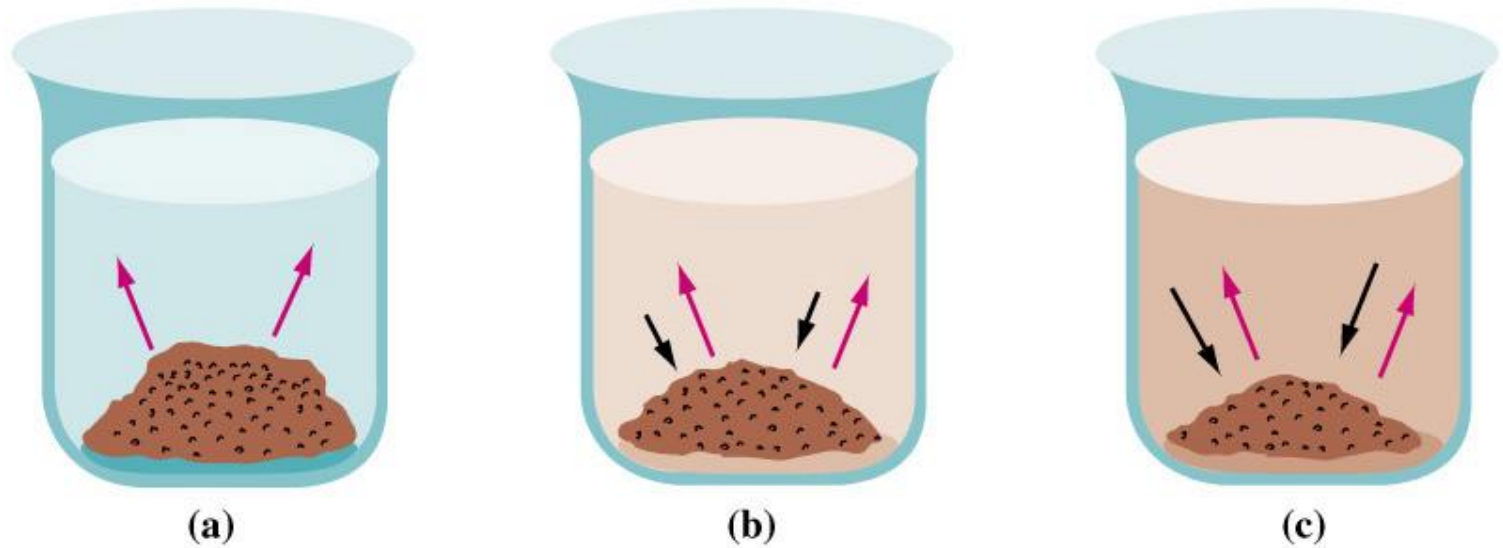
Equilibrios de precipitación o solubilidad



Importancia de los equilibrios de precipitación



1 CONCEPTOS BÁSICOS.



$$V_{\text{disoluc}} = V_{\text{cristaliz}} \Rightarrow \text{Equilibrio}$$

Disolución saturada: Aquélla que contiene la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en una determinada cantidad de disolvente a una temperatura dada.

Solubilidad de un soluto en un disolvente dado: Cantidad de soluto necesaria para formar una disolución saturada en una cantidad dada de disolvente.



Máxima cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad fija de disolvente.

[p.ej. NaCl en agua a 0°C $\Rightarrow$ $s = 35.7$ g por 100 mL agua]

Si disolvemos menos cantidad

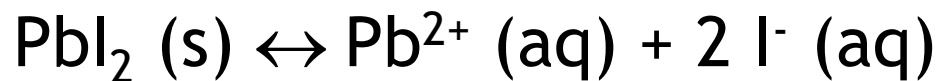


disolución no saturada

s {
gramos soluto / 100 mL disolvente
gramos soluto / L disolución
moles soluto / L disolución (Molar)

Sólidos
iónicos
cristalinos

- Solubles ($s \geq 2 \cdot 10^{-2}$ M)
- Ligeramente solubles (10^{-5} M $< s < 2 \cdot 10^{-2}$ M)
- Insolubles ($s \leq 10^{-5}$ M)



- Dinámico
- Heterogéneo
- Reacción directa: disolución
- Reacción inversa: precipitación

[----> Equilibrios de solubilidad]
[----> Equilibrios de precipitación]

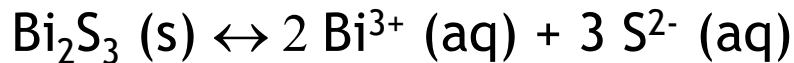
Reacciones de precipitación: Aquéllas que dan como resultado la formación de un producto insoluble.

Precipitado: Sólido insoluble que se forma por una reacción en disolución.

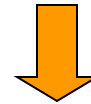


2 PRODUCTO DE SOLUBILIDAD.

[Concentraciones en el equilibrio]



$$K_{\text{PS}} = [\text{Bi}^{3+}]^2 [\text{S}^{2-}]^3$$



Producto de solubilidad

Relación entre la solubilidad y el producto de solubilidad:



$\begin{bmatrix} \text{ } \end{bmatrix}_o$
 $\begin{bmatrix} \text{ } \end{bmatrix}_{\text{eq}}$

—

s

—

s

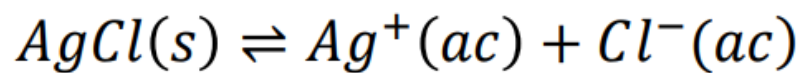
$$K_{\text{PS}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = s^2$$

$$s = \sqrt{K_{\text{PS}}}$$

$\text{Si } K_{\text{PS}} \Rightarrow s$

El producto de solubilidad no es más que la constante de equilibrio para el proceso de disociación de un sólido insoluble que se disocia en iones.

Como la concentración del sólido precipitado no varía se incluye en la constante y esta se expresa solo como el producto de las concentraciones de los iones elevadas a sus coeficientes estequiométricos (siguiendo la ley de acción de masas).



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

Mezclamos dos disoluciones que contienen dos iones que pueden formar una sal insoluble.

¿Cómo saber si se formará precipitado?

$Q = K_{ps} \Rightarrow$ Equilibrio : disolución saturada

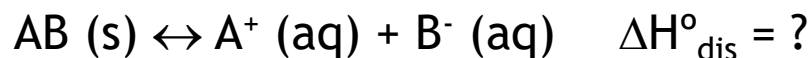
$Q > K_{ps} \Rightarrow$ Se desplaza hacia la izquierda : precipita

$Q < K_{ps} \Rightarrow$ No precipita : disolución no saturada.

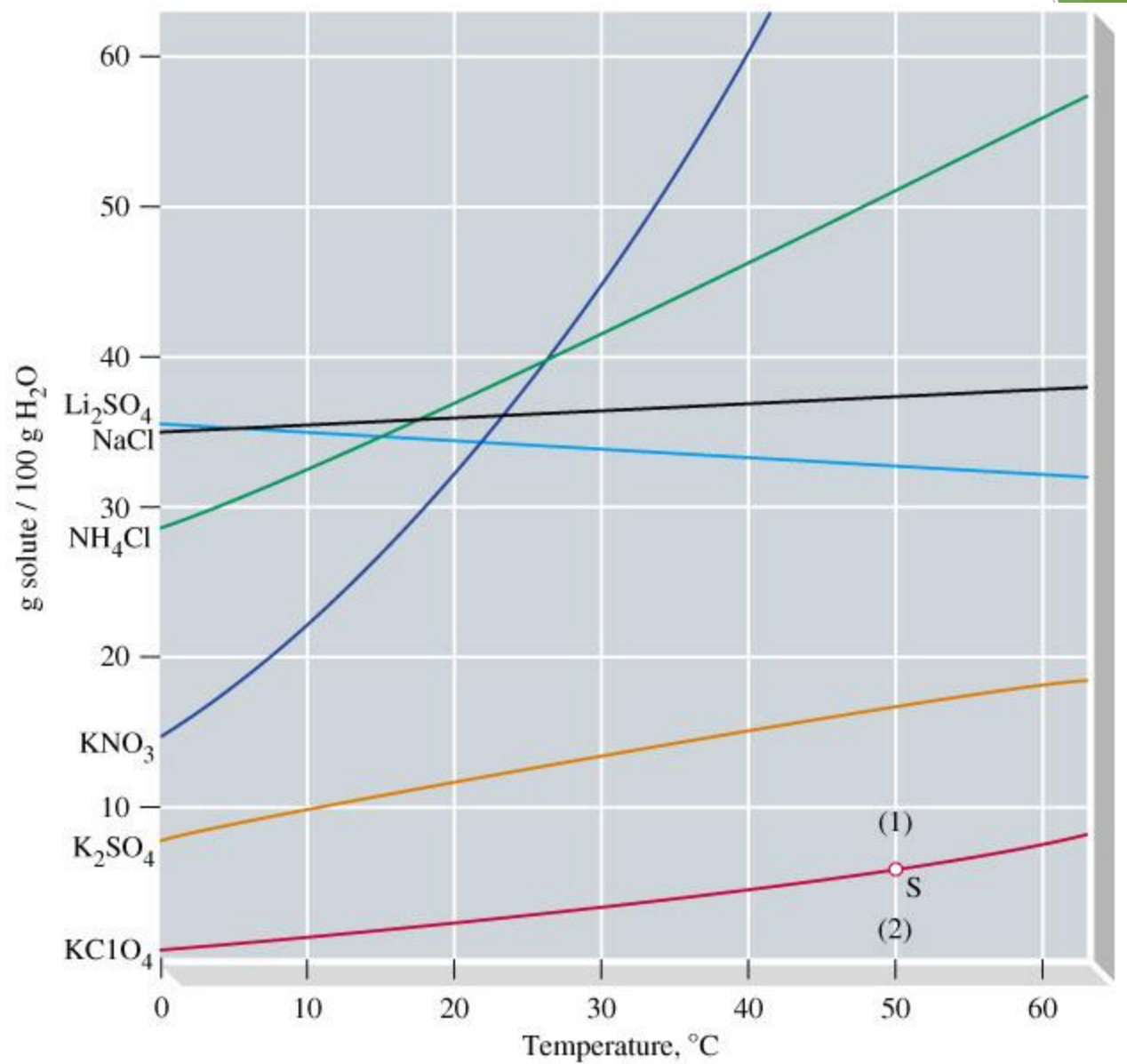
3 FACTORES QUE AFECTAN A LA SOLUBILIDAD.

3.1. Efecto de la temperatura.

Afecta a K_{ps} , dado que es una constante de equilibrio.

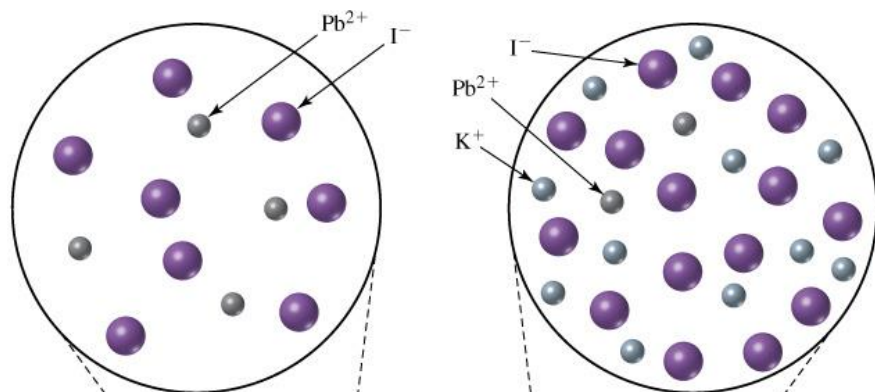
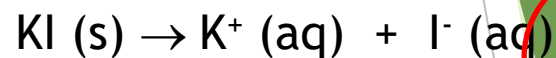
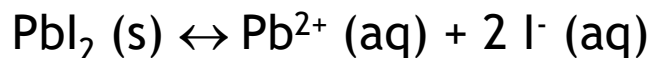


- Si $\Delta H^\circ_{dis} > 0$ (endotérmica) $\Rightarrow T \uparrow K_{ps} \uparrow s$
- Si $\Delta H^\circ_{dis} < 0$ (exotérmica) $\Rightarrow T \uparrow K_{ps} \downarrow s \downarrow$



3.2. Efecto del ión común.

La solubilidad de un compuesto iónico poco soluble **disminuye** en presencia de un segundo soluto que proporcione un ión común.



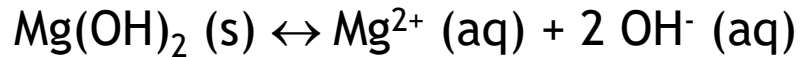
(a)

(b)

↓
Ión común

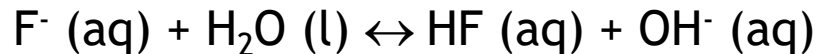
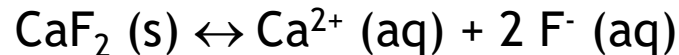
$s (\text{PbI}_2 \text{ en agua}) = 1.2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
 $s (\text{PbI}_2 \text{ en una disolución } 0.1 \text{ M de KI}) = 7.1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

3.3. Efecto del pH.



Si el pH se hace más ácido $\Rightarrow$ menor $[\text{OH}^-] \Rightarrow$
 $\Rightarrow$ el equilibrio se desplaza a la derecha $\Rightarrow$ **mayor solubilidad.**

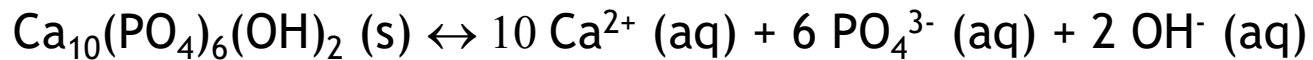
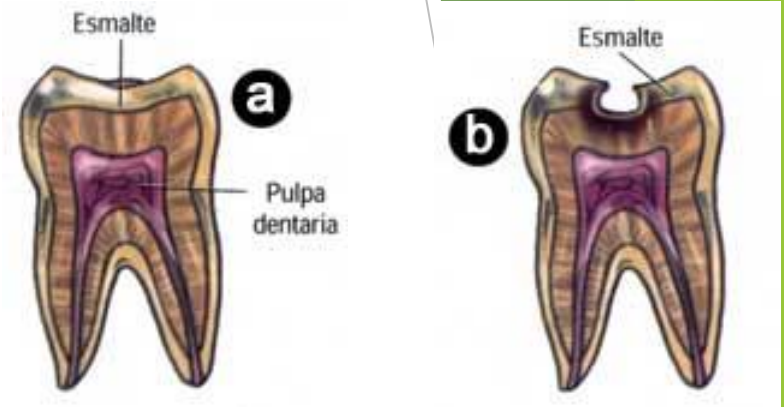
Este efecto ocurre en todas las sales cuyo anión presente carácter básico.



La solubilidad de las sales que contienen aniones básicos aumenta conforme el pH disminuye.

Aplicación: Formación de caries

Esmalte dental: hidroxapatita



Si añado F^- se forma fluoroapatita: $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6\text{F}_2 (\text{s})$ que resiste mejor el ataque de los ácidos.

Otros fenómenos:

- * Lluvia ácida: disuelve CaCO_3 de monumentos
- * CO_2 de la respiración: deterioro de estalactitas y estalagmitas