

## SOLUBILIDAD

### 1. Factores que afectan a la solubilidad.

#### 1.1. Naturaleza del soluto o disolvente.

Dependiendo de la polaridad. Lo polar disuelve a lo polar y lo apolar disuelve a lo apolar.

#### 1.2. Temperatura.

Generalmente, la solubilidad de los sólidos aumenta con la temperatura. Mientras, la de los gases disminuye con la temperatura.

#### 1.3. Presión.

Afecta en gran medida a los gases. La ley de Henry dice: la solubilidad de un gas en un líquido es proporcional a la presión del gas sobre la disolución.

$$s_{gas} = K \cdot P_{gas}$$

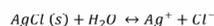
### 2. Tabla de solubilidades.

Se considera que una sustancia es soluble si se puede disolver 0,1mol/L de esta sin que precipite. Poco soluble entre  $10^{-3}$  y 0,1M. Insoluble si es menor que  $10^{-3}$ M.

ANIÓN	CATIÓN	SOLUBILIDAD
Todos	Alcalinos	Solubles
$NO_3^-$	Casi todos	Solubles
$Cl^-$	$Ag^+, Pb^{2+}, Hg^{2+}$	Insolubles
	Resto	Solubles
$SO_4^{2-}$	$Ca^{2+}, Ba^{2+}, Pb^{2+}, Hg^{2+}, Ag^+$	Insolubles
	Resto	Solubles
$S^{2-}$	Alcalinotérreos	Solubles
	Resto	Insolubles
Hidróxidos	Alcalinos, $Ca^{2+}, Ba^{2+}, Sr^{2+}, Ra^{2+}$	Solubles
	Resto	Insolubles

### 3. Constante de solubilidad.

El equilibrio de solubilidad de una sal poco soluble, estará casi totalmente desplazado hacia la izquierda:



$$K_c = \frac{[Ag^+][Cl^-]}{[AgCl][H_2O]}$$

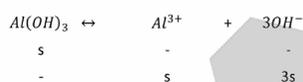
Como  $[AgCl]$  y  $[H_2O]$  son prácticamente constantes:

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

Siendo  $K_s$  la constante de solubilidad o el producto de solubilidad de ese equilibrio.

### 4. Solubilidad (s).

La solubilidad (s) es la concentración de soluto disuelto en una disolución saturada.



$$K_s = [Al^{3+}][OH^-]^3 = s(3s)^3 = 27s^4$$

### 5. Producto iónico (Q).

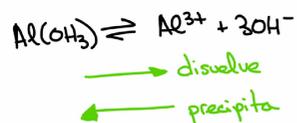
El producto iónico tiene la misma expresión que  $K_s$ , pero con las concentraciones que existen en un cierto instante.

$Q < K_s$	Disolución no saturada. Puede disolverse más sólido.
$Q = K_s$	Disolución saturada.
$Q > K_s$	Disolución sobresaturada.

$$Q = [Al^{3+}][OH^-]^3 = K_s \Rightarrow \text{SATURADA}$$

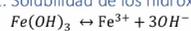
## 6. Efecto del ion común.

La adición de un ion común al equilibrio, hace disminuir la solubilidad de la sustancia.



## 7. Efecto del pH.

### 7.1. Solubilidad de los hidróxidos.



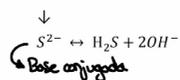
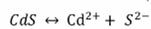
Si añado una sustancia básica, disminuye la solubilidad.

$\uparrow \text{pH}$ ,  $\downarrow$  solubilidad ←

Si añado una sustancia ácida, aumenta la solubilidad.

$\downarrow \text{pH}$ ,  $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$ ,  $\downarrow [\text{OH}^-]$ ,  $\uparrow$  solubilidad →

### 7.2. Solubilidad de las sales que se hidrolizan.



Si añado una sustancia básica, disminuye la solubilidad.

$\uparrow \text{pH}$ ,  $\uparrow [\text{OH}^-]$ ,  $\uparrow [\text{S}^{2-}]$ ,  $\downarrow$  solubilidad

Si añado una sustancia ácida, aumenta la solubilidad.

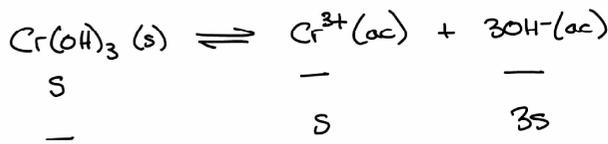
## 8. Efecto salino.

La presencia de otras sales extrañas solubles en la disolución saturada de un compuesto poco soluble, produce un aumento en la solubilidad del precipitado.

Tu academia  
 en la nube

1. a) A 25 °C, el Kps del hidróxido de cromo (III) es  $6,6 \cdot 10^{-31}$ . Calcular su solubilidad a 25 °C expresando el resultado en  $\text{mg}/\text{dm}^3$  e indicar razonadamente, después de hacer los cálculos necesarios si a 25 °C el hidróxido precipitará o no en una disolución acuosa de  $\text{pOH} = 6$  que contiene  $3\text{mg}/\text{dm}^3$  de iones  $\text{Cr}^{3+}$ .
- b) Si una disolución contiene una concentración de iones  $\text{Ce}^{3+}$   $0,01\text{M}$  y una concentración de iones  $\text{Mg}^{2+}$   $1\text{M}$  ¿a qué pH se precipita como hidróxido el 99% de  $\text{Ce}^{3+}$  sin que precipite el ion  $\text{Mg}^{2+}$ ?
- Datos:  $K_{ps} \text{Mg}(\text{OH})_2 = 10^{-9,2}$   $K_{ps} \text{Ce}(\text{OH})_3 = 10^{-20,1}$

(a)  $K_{s, \text{Cr}(\text{OH})_3} = 6,6 \cdot 10^{-31}$   $ds, \text{ en } \text{mg}/\text{dm}^3?$

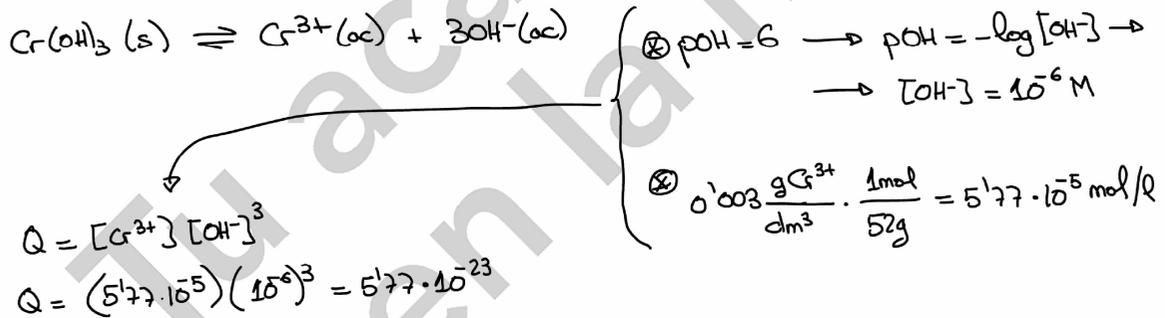


Disolución saturada  $\Rightarrow K_s = [\text{Cr}^{3+}] [\text{OH}^-]^3$

$$6,6 \cdot 10^{-31} = s(3s)^3 \rightarrow 6,6 \cdot 10^{-31} = 27s^4 \rightarrow s = 1,25 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l}$$

$$s = 1,25 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot \frac{52 + (16) \cdot 3 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,29 \cdot 10^{-6} \text{ g/l} = 1,29 \cdot 10^{-3} \text{ mg}/\text{dm}^3$$

...indicar razonadamente, después de hacer los cálculos necesarios si a 25 °C el hidróxido precipitará o no en una disolución acuosa de  $\text{pOH} = 6$  que contiene  $3\text{mg}/\text{dm}^3$  de iones  $\text{Cr}^{3+}$

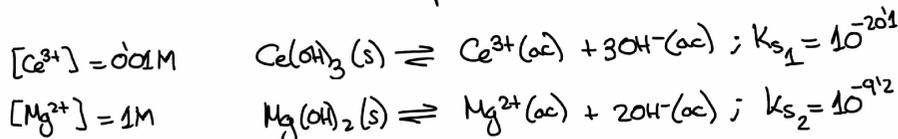


Kps del hidróxido de cromo (III) es  $6,6 \cdot 10^{-31}$

$Q > K_s$  Sobresaturada  $\Rightarrow$  Sí que precipita

- b) Si una disolución contiene una concentración de iones  $\text{Ce}^{3+}$   $0,01\text{M}$  y una concentración de iones  $\text{Mg}^{2+}$   $1\text{M}$  ¿a qué pH se precipita como hidróxido el 99% de  $\text{Ce}^{3+}$  sin que precipite el ion  $\text{Mg}^{2+}$ ?
- Datos:  $K_{ps} \text{Mg}(\text{OH})_2 = 10^{-9,2}$   $K_{ps} \text{Ce}(\text{OH})_3 = 10^{-20,1}$

$\hookrightarrow$  Precipita antes



Quiero tener en disolución 1% de  $\text{Ce}^{3+} \rightarrow K_{s1} = [\text{Ce}^{3+}] [\text{OH}^-]^3 \rightarrow 10^{-20,1} = \underbrace{[\text{Ce}^{3+}]}_{1\% \text{ de } 0,01\text{M}} [\text{OH}^-]^3 \rightarrow$

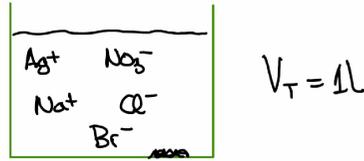
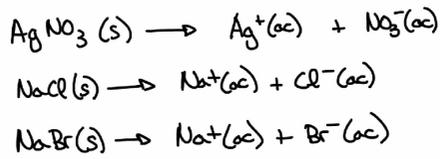
$$\rightarrow 10^{-20,1} = 10^{-4} \cdot [\text{OH}^-]^3 \rightarrow [\text{OH}^-] = 4,30 \cdot 10^{-6} \rightarrow \text{pOH} = -\log 4,30 \cdot 10^{-6} = 5,37 \rightarrow$$

$$\rightarrow \text{pH} = 14 - 5,37 = 8,63$$

¿Precipita  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ?  $Q = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = 1 \cdot (10^{-5,37})^2 = 1,82 \cdot 10^{-11}$

$\text{Mg}(\text{OH})_2$  no precipita.  $\uparrow$   $K_{s2}$

2. Se hizo una mezcla usando 500 mL de  $\text{AgNO}_3$  0,01 M y 500 mL de una disolución que contenía al mismo tiempo  $\text{NaCl}$  0,01 M y  $\text{NaBr}$  0,01 M. Para  $\text{AgCl}$ ,  $K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-10}$ , y para  $\text{AgBr}$ ,  $K_{ps} = 5 \cdot 10^{-13}$ . Calcule las concentraciones de  $[\text{Ag}^+]$ ,  $[\text{Cl}^-]$  y  $[\text{Br}^-]$  en el equilibrio.



Concentraciones iniciales:

$$\begin{aligned}[\text{Ag}^+] &= \frac{0,01 \cdot 0,5}{1} = 0,005M \\ [\text{Cl}^-] &= 0,005M \\ [\text{Br}^-] &= 0,005M \\ [\text{NO}_3^-] &= 0,005M \\ [\text{Na}^+] &= 0,01M\end{aligned}$$

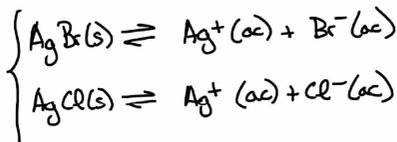
Supongo que precipita solo  $\text{AgBr}$ :

$$\begin{aligned}K_{ps, \text{AgBr}} &= 5 \cdot 10^{-13} = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] \rightarrow \\ \rightarrow 5 \cdot 10^{-13} &= [\text{Ag}^+]^2 \rightarrow [\text{Ag}^+] = [\text{Br}^-] = 7,07 \cdot 10^{-7}M\end{aligned}$$

¿Precipita  $\text{AgCl}$ ?

$$Q = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 7,07 \cdot 10^{-7} \cdot 0,005 = 3,54 \cdot 10^{-9}$$

$\text{AgCl}, K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-10}$  Hipótesis errónea



Si precipitan ambas, debe cumplirse:

$$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,8 \cdot 10^{-10} \quad [1]$$

$$[\text{Ag}^+][\text{Br}^-] = 5 \cdot 10^{-13} \quad [2]$$

Balance de cargas: Concentración aniones = Concentración cationes

$$[\text{Cl}^-] + [\text{Br}^-] + [\text{NO}_3^-] = [\text{Ag}^+] + [\text{Na}^+]$$

$\uparrow$  0,005M                       $\uparrow$  0,01M

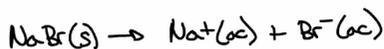
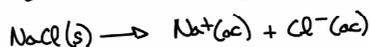
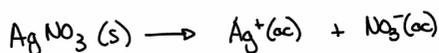
$$[\text{Ag}^+] - [\text{Cl}^-] - [\text{Br}^-] = -0,005 \quad [3]$$

$$\frac{[1]}{[2]} \rightarrow [\text{Cl}^-] = 360 [\text{Br}^-] \xrightarrow{[2], [3]} \frac{5 \cdot 10^{-13}}{[\text{Br}^-]} - 360 [\text{Br}^-] - [\text{Br}^-] = -0,005 \rightarrow$$

$$\rightarrow 361 [\text{Br}^-]^2 - 0,005 [\text{Br}^-] - 5 \cdot 10^{-13} = 0 \rightarrow \boxed{[\text{Br}^-] = 1,39 \cdot 10^{-5} ; [\text{Ag}^+] = 360 \cdot 10^{-8} ; [\text{Cl}^-] = 0,005}$$

3. Se prepara una disolución mezclando 0,10 L de NaCl 0,12 M, 0,10 L de NaBr 0,14 M y 0,30 L de AgNO<sub>3</sub> 0,10 M. Calcular las concentraciones de todas las especies químicas iónicas presentes en la disolución final, expresadas en iones-gramo/litro. Datos: K<sub>s</sub>(AgCl)=1,7·10<sup>-10</sup>; K<sub>s</sub>(AgBr)=5·10<sup>-13</sup>.

Concentraciones iniciales:



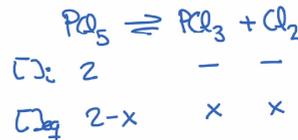
$$[\text{Na}^+] = \frac{0,10 \cdot 0,12 + 0,10 \cdot 0,14}{0,5} = 0,052 \text{ M}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{0,10 \cdot 0,12}{0,5} = 0,024 \text{ M}$$

$$[\text{Br}^-] = \frac{0,10 \cdot 0,14}{0,5} = 0,028 \text{ M}$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{0,30 \cdot 0,10}{0,5} = 0,06 \text{ M}$$

$$[\text{NO}_3^-] = \frac{0,30 \cdot 0,10}{0,5} = 0,06 \text{ M}$$

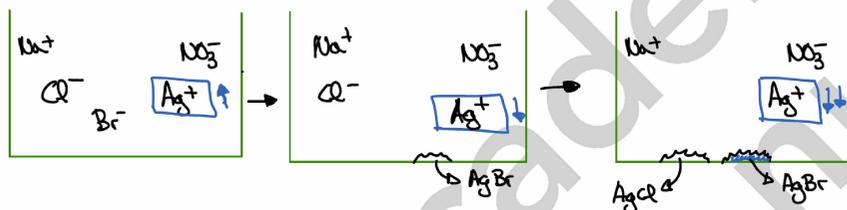


$$M = \frac{\text{moles}}{V}$$

¿Cuál precipita antes?

$$K_{s, \text{AgCl}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \rightarrow 1,7 \cdot 10^{-10} = [\text{Ag}^+] \cdot 0,024 \rightarrow [\text{Ag}^+] = 7,08 \cdot 10^{-9}$$

$$K_{s, \text{AgBr}} = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] \rightarrow 5 \cdot 10^{-13} = [\text{Ag}^+] \cdot 0,028 \rightarrow [\text{Ag}^+] = 1,74 \cdot 10^{-11} \leftarrow \text{Comienza antes a precipitar.}$$



¿Cuánta [Ag<sup>+</sup>] queda en disolución tras precipitar el AgBr?

$$[\text{Br}^-] \text{ que precipita} = [\text{Ag}^+] \text{ que precipita} = 0,028 \text{ M}$$

$$[\text{Ag}^+] \text{ queda} = 0,06 - 0,028 = 0,032 \text{ M quedan tras precipitar el AgBr.}$$

¿Cuánta [Ag<sup>+</sup>] queda en disolución tras precipitar el AgCl?

$$[\text{Cl}^-] \text{ que precipita} = [\text{Ag}^+] \text{ que precipita} = 0,024 \text{ M}$$

$$[\text{Ag}^+] \text{ queda} = 0,032 - 0,024 = 0,008 \text{ M} = 0,008 \text{ iones-g/l}$$

Siempre queda algo de Cl<sup>-</sup> y Br<sup>-</sup> en la disolución:

$$\text{AgCl} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \quad K_{ps, \text{AgCl}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \rightarrow 1,7 \cdot 10^{-10} = 0,008 \cdot [\text{Cl}^-] \rightarrow [\text{Cl}^-] = 2,13 \cdot 10^{-8} \text{ iones-g/l}$$

$$\text{AgBr} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Br}^- \quad K_{ps, \text{AgBr}} = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] \rightarrow 5 \cdot 10^{-13} = 0,008 \cdot [\text{Br}^-] \rightarrow [\text{Br}^-] = 6,25 \cdot 10^{-11} \text{ iones-g/l}$$

$$[\text{Na}^+] = 0,052 \text{ iones-g/l}$$

$$[\text{NO}_3^-] = 0,06 \text{ iones-g/l}$$