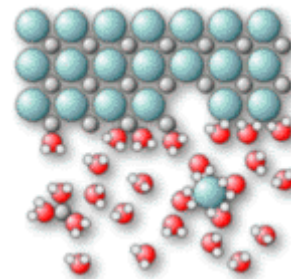




TEMA VII: SOLUBILIDAD

Las fuerzas que mantienen a los iones en los nudos de una red cristalina, son muy intensas por lo que estos compuestos solo serán solubles en disolventes muy polares tales como el agua, amoniaco líquido, anhídrido sulfuroso..... etc. El proceso de disolución consiste en que las moléculas polares del disolvente ejercen una fuerte atracción sobre los iones de la red cristalina y se orientan alrededor de los iones de las caras del cristal. La atracción ejercida sobre los iones, tiende a sacarlos de sus posiciones en la red y llevarlos a la disolución. Una vez en la disolución, los iones se rodean de una capa de moléculas de disolvente que les impiden volver de nuevo a la red cristalina.



Los iones rodeados de la capa de moléculas de disolvente, se dice que están solvatados y si el disolvente es agua, se dice que están hidratados.

Para disolver una sal, hay que romper los enlaces iónicos, para lo cual hay que vencer la energía reticular de la sal. Para ello se cuenta con la entalpía de hidratación de los iones, que es la energía que se desprende debido a la atracción entre los iones de la sal y los del agua. Cuanto más grande sea ΔH_h , y menor la energía reticular, tanto más soluble será la sal, y viceversa.

En general las entalpías de hidratación suelen ser menores que las energías reticulares, por lo que para favorecer la disolución es necesario suministrar energía. Esto nos indica que el proceso de disolución es endotérmico y que la mayoría de las sales tienen una solubilidad que aumenta con la temperatura.

Es un hecho conocido que cuando se agita una disolución se favorece el proceso, es decir, el proceso de disolución aumenta con el desorden, con la entropía.

En resumen, los factores que determinan la solubilidad de un compuesto son:

- **Temperatura:** Si T aumenta, S aumenta.
- **Variación de Entropía:**
 - $\Delta S > 0 \rightarrow$ Aumenta la Solubilidad
 - $\Delta S < 0 \rightarrow$ Disminuye la solubilidad
- **Tamaño de los Iones:**
 - Grande \rightarrow Aumenta la Solubilidad
 - Pequeño \rightarrow Disminuye la Solubilidad
- **Densidad de Carga:**
 - Pequeña \rightarrow Aumenta la Solubilidad
 - Grande \rightarrow Disminuye la Solubilidad
- **Cte. dieléctrica del medio:**
 - Grande \rightarrow Sustancias iónicas muy solubles
 - Pequeña \rightarrow Sustancias iónicas no solubles

Consideremos que una sal es soluble cuando su concentración en disolución es superior a 0,1 M, (disolución saturada), mientras que se considera insoluble o poco soluble cuando dicha concentración no supere los 0,01M.

1.- SOLUBILIDAD

Se define **Solubilidad, (S)**, a la cantidad de soluto (en este caso sal) que se disuelve en una cantidad de disolvente a una T dada.



Dependiendo de esa cantidad, las disoluciones pueden ser:

- **Diluidas:** Si la proporción de sal respecto a la de disolvente es muy pequeña.
- **Concentradas:** Si la proporción de sal respecto a la de disolvente es alta.
- **Saturadas:** Si la cantidad de sal es máxima. Si añadimos más sal, ésta no se disuelve.

En resumen podemos decir que existen dos tipos de sales, las solubles (totalmente dissociadas en sus iones) y las poco solubles. El Cloruro sódico, NaCl, es por ejemplo una sal soluble, mientras que el cloruro de plata, AgCl, es una sal muy poco soluble.

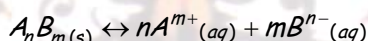
1.1.- Que sustancias son solubles y cuales no.

Aunque es difícil predecir la solubilidad de los compuestos, lo que ocurre en los casos más corrientes es lo siguiente:

- Todos los iones negativos dan compuestos solubles con los alcalinos, alcalinotérreos, H^+ (aq) y NH_4^+ .
- Los nitratos y los acetatos son todos solubles.
- Los Cloruros, Bromuros y yoduros son solubles, excepto los de Ag, Pb, Hg y Cu.
- Los Sulfatos son solubles todos, menos los de Ba, Sr y Pb.
- Los Sulfuros son insolubles, menos los alcalinos y alcalinotérreos y de Amonio.
- El ión hidroxilo OH^- forma compuestos insolubles, excepto con los iones alcalinos, alcalinotérreos, H^+ (aq) y NH_4^+ .
- Los Fosfatos, los Carbonatos y los Sulfitos son todos insolubles, menos los alcalinos y amonio.

2.- EL PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

Supongamos una disolución saturada de una sal que consideraremos prácticamente insoluble.



Este equilibrio heterogéneo está totalmente desplazado a la izquierda.

Aplicando la ley del equilibrio, tenemos que:

$$K_c = \frac{[A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m}{[A_n B_m]}$$

Como la $[A_n B_m]$ permanece constante porque la sal es un sólido, lo podemos incluir en la constante de equilibrio.

$$K_c \cdot [A_n B_m] = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m \rightarrow K_{ps} = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m$$

Donde K_{ps} es la **constante del producto de solubilidad**, y se define como el producto de las concentraciones de los iones de una sal insoluble saturada, elevados a sus respectivos coeficientes estequiométricos.

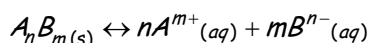
$$K_{ps} = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m$$



K_{ps} , como las demás constantes de equilibrio solo varía con la Temperatura.

3.- CALCULO DE K_{ps} A PARTIR DE LA SOLUBILIDAD

La solubilidad de una sal poco soluble en agua, es igual su concentración. Si se supone que se ioniza por completo, el valor de K_{ps} puede calcularse a partir de la solubilidad.



	$A_n B_m$	mA^{n+}	nB^{m-}
Concentración Inicial	-----	0	0
Concentración en Equilibrio	-----	mS	nS

En este equilibrio:

$$K_{ps} = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m = (nS)^n \cdot (mS)^m = n^n \cdot m^m \cdot S^{n+m}$$

De donde:

$$S = \sqrt[n+m]{\frac{K_{ps}}{n^n \cdot m^m}}$$

Ejemplos:

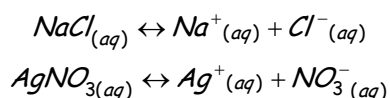
					K_{ps}	S	
Reacción	AgCl	\leftrightarrow	Ag ⁺	+	Cl ⁻	$K_{ps} = [Ag^+] \cdot [Cl^-] = S^2$	$s = \sqrt{K_{ps}}$
Concentración en Equilibrio			s		s		
Reacción	Cu ₂ S	\leftrightarrow	2Cu ⁺	+	S ²⁻	$K_{ps} = [Cu^+]^2 \cdot [S^{2-}] = 4s^3$	$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}}$
Concentración en Equilibrio			2s		s		
Reacción	Al(OH) ₃	\leftrightarrow	Al ³⁺	+	3OH ⁻	$K_{ps} = [Al^{3+}] \cdot [OH^-]^3 = 27s^4$	$s = \sqrt[4]{\frac{K_{ps}}{27}}$
Concentración en Equilibrio			s		3s		

4.- REACCIONES DE PRECIPITACION

Son las reacciones que se producen entre iones disueltos para formar un compuesto insoluble.

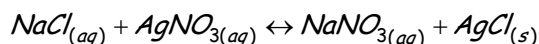
Supongamos una disolución de NaCl y otra de AgNO₃

En disolución acuosa se disocian en sus iones:





Si las unimos:

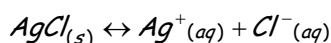


El cloruro de plata AgCl precipita (se solidifica) porque es insoluble.

5.- FORMACION DE PRECIPITADOS

La **precipitación** consiste en la aparición de una fase sólida (precipitado) en el seno de una disolución, al mezclarse dos disoluciones, cada una de las cuales posee un ión de una sal insoluble.

Partiendo de la disolución de una sal:



- Para que un compuesto poco soluble precipite, el producto de las concentraciones de los iones que lo forman o producto iónico, ha de ser mayor que el producto de solubilidad.

$$[\text{Ag}^+]:[\text{Cl}^-] > K_{ps}$$

- Si el producto iónico es menor que el producto de solubilidad, el compuesto estará disuelto

$$[\text{Ag}^+]:[\text{Cl}^-] < K_{ps}$$

- Si el producto iónico es igual al producto de solubilidad, está en equilibrio y las concentraciones corresponden a una disolución saturada.

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

5.1.- Factores que influyen en la precipitación

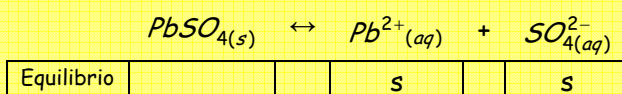
5.1.1.- Efecto de ión común

Si tenemos una disolución saturada de una sal y se añade una disolución de sal soluble con algún ión común a la primera, se producirá la precipitación instantánea de la primera. Esto se debe a que al añadir un ión común, aumenta su concentración y el equilibrio se desplazará hacia la sal sólida sin disolver (Le Chatelier). Este efecto provoca una disminución de la solubilidad de la sal saturada.

Ejemplo: El producto de solubilidad del sulfato de plomo (II) a 25°C es de $1,8 \cdot 10^{-8}$

- Cuál es su solubilidad en agua pura, exprésala en g/l
- Cuál es su solubilidad si añadimos una disolución de sulfato sódico 10^{-2}M

El PbSO_4 se disocia según la reacción:



En este caso: $[\text{Pb}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = s \rightarrow K_{ps} = s^2 = 1,8 \cdot 10^{-8}$ De donde $s = 1,3 \cdot 10^{-4}\text{M}$



$$S = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l} \cdot 303 \text{ g/mol} = 0,039 \text{ g/l}$$

Si añadimos sulfato sódico, como es un electrolito fuerte, por provenir de ácido y base fuerte, se disocia completamente según la ecuación:

$$\text{Na}_2\text{SO}_{4(s)} \leftrightarrow 2\text{Na}^+_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$$

Inicial	0,01		0		0
Final	0		2·0,01		0,01

Ahora tenemos:

$$\text{PbSO}_{4(s)} \leftrightarrow \text{Pb}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$$

Equilibrio			S'		S'+0,01
------------	--	--	----	--	---------

$$Y \quad K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = s' \cdot (0,01 + s') \rightarrow K_{ps} = 0,01s' + s'^2 = 1,8 \cdot 10^{-8}$$

De donde despreciando el término s'^2 por ser mucho más pequeño que $0,01s'$, tenemos:

$$s = \frac{K_{ps}}{0,01} = 1,8 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{que expresado en gramos por litro: } s' = 1,8 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 303 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 5,45 \cdot 10^{-4} \frac{\text{g}}{\text{l}}$$

vemos que la nueva solubilidad s' es menor que la anterior s , por el efecto del ión común.

5.1.2.- Efecto Salino

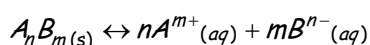
Cuando a una disolución de sal insoluble añadimos una disolución de sal soluble, aumenta la solubilidad de la primera debido a las fuerzas de atracción entre iones de signo contrario. La sal añadida no tiene que tener iones comunes con la primera sal.

5.1.3.- Cambio de Disolvente

La solubilidad de una sustancia determinada, depende del disolvente utilizado. Por ello es muy frecuente al cambio de disolvente, con objeto de insolubilizar un precipitado, o bien conseguir la separación de otros formados simultáneamente. Así, si a una disolución acuosa de sulfato de calcio se añade etanol, el sulfato de calcio precipita. También se logra con etanol la insolubilización del sulfato de plomo (II) o la del yodato de bario.

6.- DISOLUCION DE PRECIPITADOS

Ya sabemos que toda sal insoluble se encuentra en equilibrio en disolución acuosa con los iones precedentes de su disociación:

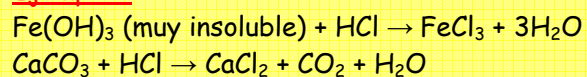


Si disminuimos la concentración de alguno de sus iones, el equilibrio se desplazará hacia la derecha, produciéndose la disolución total o parcial del precipitado (Le Chatelier). Esto se puede conseguir de varias maneras:



- Adición de disolvente: Aumenta los iones en disolución y parte del sólido se solubiliza.
- Oxidación-Reducción de alguno de los iones implicados en la formación del precipitado (Veremos en el capítulo siguiente).
- Adición de ácido Fuerte: Se disuelven precipitados de hidróxidos o sales débiles, por ejemplo, sulfuros, carbonatos, acetatos, etc...

Ejemplos:



selectividad-**cgranada**.com