

TEMA 6. EQUILIBRIOS DE SOLUBILIDAD

SOLUBILIDAD. UNIDADES. SATURACION

Solubilidad: es la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad dada de disolvente. Es un valor constante y característico de cada sustancia a una temperatura dada.

Es pues un tipo de concentración y puede expresarse en distintas **unidades**:

- gramos soluto/kg de disolvente
- gramos soluto/litro de disolvente
- gramos soluto/litro de DISOLUCION
- moles soluto/litro DISOLUCION

Significado: si la solubilidad del PbCl_2 vale 9,9 g/litro a 25° C significa que

- En 1 litro de agua podemos disolver hasta 9,9 gramos de esa sal, (es decir, al añadir la sal se disuelve completamente y se obtiene una **mezcla homogénea**: disolución)
- Si añadimos un poco mas, ese exceso ya no se disolverá y tendremos una mezcla **heterogénea**: una fase acuosa, (agua y PbCl_2 disuelto) y una fase sólida (PbCl_2 sólido).

Disolución saturada. Cuando se ha disuelto de forma estable la máxima cantidad de soluto en el disolvente, es decir, no admite mas soluto. La concentración en ese momento es igual a la **solubilidad**.

- Una disolución es **no saturada** cuando la cantidad de soluto es menor que la máxima
- Una disolución es **sobresaturada** cuando la cantidad de soluto es mayor que la máxima.

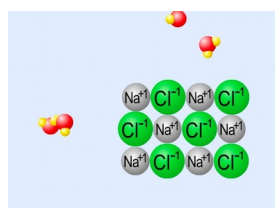
En función del valor de la solubilidad las sustancias se pueden clasificar en:

- **Soluble** si a 25 °C la solubilidad **mayor de 0,1 mol/L**
- **Poco soluble** si la solubilidad está **entre 0,001 y 0,1 mol/L**,
- **Muy poco soluble** si la solubilidad es **menor de 0,001 mol/L**.
(antiguamente se de

Anión	Catión	Solubilidad
Todos	Alcalinos	Solubles
NO_3^-	Casi todos	Solubles
Cl^-	Ag^+ , Pb^{2+}	Insolubles
	Resto	Solubles
SO_4^{2-}	Ca^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+}	Insolubles
	Resto	Solubles
S^{2-}	Alcalinotérreos	Solubles
	Resto	Insolubles

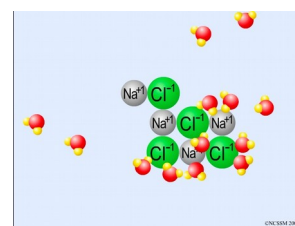
¿Como se produce el proceso de disolución de una sal ?

<https://phet.colorado.edu/en/simulation/soluble-salts>



El NaCl es una red constituida por iones Cl^- y Na^+ alternados, al añadirla al agua las moléculas de ésta, que son polares (tienen una zona con carga + y otra con carga -) se orientan rodeando los iones Cl^- con su parte positiva y los iones Na^+ con la negativa, literalmente capturan los iones y la red se va deshaciendo, la sustancia se disuelve.

Si la cantidad de sal es muy grande los iones se vuelven a reunir formando de nuevo la red, que observamos como trozos sólidos no disueltos, correspondería a la disolución sobresaturada.



El proceso lo escribimos como



La solubilidad del NaCl es de 359 g/l. A 1 litro de agua se le añade cantidades sucesivas de NaCl

Cantidad NaCl añadida	Cantidad NaCl disuelta	Se observa	Proceso
10 g	10 g	Se disuelve todo	Disolución insaturada
40 g	40 g	Se disuelve todo	
300 g	300 g	Se disuelve todo	
359 g	359 g	DISOLUCION SATURADA	$\text{NaCl}_{(\text{s})} \rightleftharpoons \text{Na}^+_{(\text{ac})} + \text{Cl}^-_{(\text{ac})}$ EQUILIBRIO
359,1 g	359 g	0,1 g sin disolver	"Disolución" sobresaturada
360 g	359 g	1 g sin disolver	
370 g	359 g	11 g sin disolver	

EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD DE SUSTANCIAS POCO SOLUBLES.

No hay sustancias totalmente insolubles, una pequeña cantidad siempre se disuelve, se establece un equilibrio en la disolución saturada entre el sólido y la sustancia disuelta, ES UN EQUILIBRIO HETEROGENEO; hay dos fases: una sólida (la sustancia no disuelta) y otra acuosa (los iones disueltos en agua)



K equilibrio que depende de T

Para el caso de sustancia iónicas en agua, (sales e hidroxidos poco solubles):



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

- $[A^{+n}]$ y $[B^{-m}]$ son las concentraciones molares de los iones disueltos en el equilibrio
- K_s , es la constante de equilibrio, se llama **constante de solubilidad** o constante del producto de solubilidad (K_{ps})
- (Nótese que la concentración de **$A_n B_m$ sólido** no aparece en la expresión de la constante)

El valor de K_s es característico de cada sustancia, no depende de la concentración inicial del soluto ni de la cantidad de disolvente solo de la Temperatura, como cualquier constante de equilibrio: Ver [Curvas de solubilidad](#)

- Si el proceso de disolución es **endotérmico**, $\Delta H > 0$, K_s **aumenta al aumentar T**
- Si el proceso de disolución es **exotérmico**, $\Delta H < 0$, K_s **disminuye al aumentar T**

RELACION ENTRE LA SOLUBILIDAD, s, Y LA CONSTANTE DE SOLUBILIDAD, K_s .

En general cuanto mas alta sea la constante K_s mas soluble es la sustancia, pues la concentración de los iones disueltos será mayor, si una sustancia tienen un valor de K_s muy elevado será muy soluble, cuanto mas bajo sea el K_s menos soluble será (lo mismo que ocurría con los acido fuertes y débiles).

Las K_s de las sustancias muy poco solubles tienen valores muy muy bajos, consultar [Tabla \$K_s\$](#)

La relación matemática entre s y K_s no es general para todas las sustancias, depende de la estequiometria de la misma. Ejemplos:

I. Sal tipo AgCl.

Si la K_s del AgCl vale $1,6 \cdot 10^{-6}$: a) encuentra la relación entre s y K_s b) calcula la solubilidad de dicha sal en agua, en mol/l y en g/litro. c) la concentración de cada ion

Se plantea el equilibrio, no hace falta conocer la cantidad de soluto inicial, ya que no aparece en la expresión de la constante, solo se necesita que dicha cantidad sea suficiente para que la disolución este saturada.

a)

	$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^{+}_{(ac)} + Cl^{-}_{(ac)}$	
Inicial	c	0
Se disuelve	s	s
Equilibrio	c-s	s

$$K_s = [Ag^{+}] \cdot [Cl^{-}] = s \cdot s = s^2$$

$$K_s = s^2$$

b) $s = \sqrt{K_s} = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-6}} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$

$$M_{AgCl} = 143,32 \text{ g/mol}$$

$$s = 1,26 \cdot 10^{-3} \cdot \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot \frac{143,32 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,81 \cdot 10^{-1} \text{ g/l}$$

c) $[Ag^{+}] = s = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$
 $[Cl^{-}] = s = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$

Si la K_s del **BaF₂** vale $2 \cdot 10^{-6}$: a) encuentra la relación entre s y K y b) calcula la solubilidad.

	$\text{BaF}_{2(s)} \rightleftharpoons \text{Ba}^{+2}_{(ac)} + 2 \text{F}^{-}_{(ac)}$	
Inicial	c	0 0
Se disuelve	s	s 2s
Equilibrio	c-s	s 2s

$$Ks = [Ba^{+2}] \cdot [F^{-1}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$K_S = 4 \text{ s}^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{Ks}{4}} = \sqrt[3]{\frac{2 \cdot 10^{-6}}{4}} = 7,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

III. Sal tipo Ag_3PO_4

Si la K_s del Ag_3PO_4 vale $1 \cdot 10^{-15}$: a) encuentra la relación entre s y K y b) calcula la solubilidad en agua y c) la concentración de iones plata

	$\text{Ag}_3\text{PO}_{4(s)} \rightleftharpoons 3 \text{Ag}^{+1}_{(ac)} + \text{PO}_4^{-3}_{(ac)}$
Inicial	c 0 0
Se disuelve	s 3 s s
Equilibrio	C-s 3 s s

$$K_s = [Ag^{+1}]^3 \cdot [PO_4^{-3}] = (3s)^3 \cdot s = 27s^4$$

$$K_S = 27 \text{ s}^4$$

$$s = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}} = \sqrt[3]{\frac{2 \cdot 10^{-15}}{27}} = 4,20 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$$

$$[\text{Ag}^+] = 3. \text{ s} = 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

Calculo del pH de un hidróxido poco soluble

Si la K_s del Pb(OH)_2 vale $4 \cdot 10^{-15}$: a) calcula la solubilidad en agua y b) el pH de la disolución saturada.

	$\text{Pb(OH)}_{2(s)} \rightleftharpoons \text{Pb}^{+2}_{(ac)} + 2 \text{OH}^{-}_{(ac)}$		
Inicial	c	0	0
Se disuelve	s	s	2s
Equilibrio	C-S	s	2s

$$K_s = [Pb^{+2}] \cdot [OH^{-1}]^2 = (s) \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{4 \cdot 10^{-15}}{4}} = 10^{-5} \text{ mol/l}$$

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot s = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

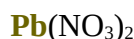
$$\text{pOH} = -\log 2 \cdot 10^{-5} = 4,70$$

$$\text{pH} = 14 - 4,70 = 9,30$$

CALCULO DE LA SOLUBILIDAD EN PRESENCIA DE OTRA SAL. EFECTO DEL ION COMUN

No es lo mismo disolver un soluto en agua pura que disolverlo en una disolución que ya contienen otra sustancia,

- Si esa sustancia no tiene ningún ion en común con el soluto la solubilidad no cambia, es igual que en agua pura
- Pero si hay algún ion común entre las dos sustancias la solubilidad es bastante menor



Ejemplo: Calcula la solubilidad del BaF_2 en una disolución que ya contiene NaF 0,5 M (sal soluble)

Si hay NaF disuelto, como es totalmente soluble



Llamaremos s' a la nueva solubilidad

	$\text{BaF}_{2(s)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{+2}_{(ac)}$	+	$2 \text{F}^{-}_{(ac)}$
Inicial	c		0		0,5
Se disuelve	s'		s'		$2s'$
Equilibrio	C- s'		s'		$0,5 + 2s'$

$$K_s = [\text{Ba}^{+2}] \cdot [\text{F}^{-1}]^2 = (s') \cdot (0,5 + 2s')^2 = 2 \cdot 10^{-6} \quad \text{Ecuación de 3º grado !!!!!}$$

MÉTODO PARA RESOLVERLO:

Como la sal es muy poco soluble, la solubilidad, s , será muy baja (recordemos que en agua pura era $7,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$) ahora será todavía menor, s' , entonces; $0,5 + 2s'$ es prácticamente igual a 0,5.

Recuerda: es el mismo tipo de aproximación que se hacía para ácidos y bases débiles (puede despreciarse una pequeña cantidad frente a otra mucho mayor)

ES DECIR, los iones F^- que hay en la disolución provienen en casi su totalidad del NaF , los que aporta el BaF_2 son despreciables.

$$K_s = [\text{Ba}^{+2}] \cdot [\text{F}^{-1}]^2 = s' \cdot (0,5)^2 = 2 \cdot 10^{-6}$$

$$s' = 8 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l} \quad \text{mucho mas baja que en agua pura}$$

CONDICIONES DE PRECIPITACION. PRODUCTO IONICO

El equilibrio de solubilidad se caracteriza por

$$K_s = [\text{A}^{-m}]^n \cdot [\text{B}^{+n}]^m$$

Expresión que debe cumplirse en cualquier situación de **equilibrio** en que estén presentes ambos iones

Es decir, las concentraciones de los **iones en equilibrio** no pueden tener cualquier valor: el producto de ambas es constante e igual a K_s .

Pero, en una disolución con una o varias sustancias disueltas las **concentraciones "iniciales"** de los iones de la sal **AB** pueden tener cualquier valor.

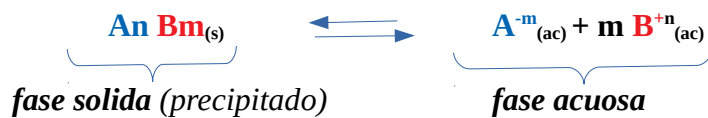
Definimos el PRODUCTO IONICO, Q

$$Q = [\text{A}^{-m}]^n \cdot [\text{B}^{+n}]^m$$

OBSERVA que tiene la misma expresión que K_s , pero las concentraciones aquí no son las de equilibrio

Entonces pueden darse 3 situaciones según el valor de Q sea menor, igual o mayor que el de K_s .

(El tratamiento que se hace a continuación es análogo al que realizábamos para los equilibrios entre gases).



$$K_s = [\text{A}^{-m}]^n \cdot [\text{B}^{+n}]^m$$

1. $Q < K_s$.

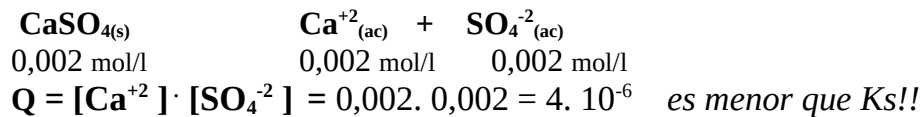
No se establece el equilibrio, ambos iones permanecen disueltos .

El producto ionico, Q , debe aumentar hasta hacerse igual a K_s , el equilibrio se desplaza hacia la derecha, es decir el solido se disocia en los iones y **se va disolviendo**, como no hay suficiente cantidad nunca se alcanza el equilibrio.

Ejemplo 1.1.

El CaSO_4 tiene una $K_s = 3,03 \cdot 10^{-5}$, (luego podemos calcular su solubilidad : 0,0055 mol/l) .

A 1 litro de agua le añadimos 0,002 moles de CaSO_4 , como esa cantidad es menor que la solubilidad, se disuelve todo



Ejemplo 1.2.

Tenemos 1 litro de una disolucion en la que hay disueltos 10^{-4} mol de iones Ca^{+2} ¿Que ocurre si se le añade 0,05 moles de Na_2SO_4 solido?

$$[\text{Ca}^{+2}] = 10^{-4} \text{ mol / l}$$

$$[\text{SO}_4^{-2}] = 0,05 \text{ mol / l}$$

$$Q = [\text{Ca}^{+2}] \cdot [\text{SO}_4^{-2}] = 10^{-4} \cdot 0,05 = 5 \cdot 10^{-6}, \text{ es menor que } K_s!!$$

El CaSO_4 permanece disuelto

Las concentraciones de los iones no tienen porque ser iguales

2. $Q = K_s$. **EQUILIBRIO**

La disolucion esta saturada.

Ejemplo 2. Es lo que ocurre si disolvemos exactamente 0,0055 moles de CaSO_4 en 1 litro de agua.

3. $Q > K_s$. **La sustancia PRECIPITA**

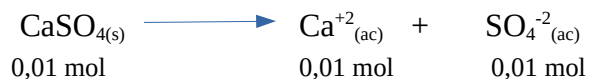
El producto ionico, Q , debe bajar hasta hacerse igual a K_s , el equilibrio se desplaza hacia $\leftarrow$, es decir, los iones se “reúnen” para formar mas sólido (precipitado).

Tendriamos una disolucion sobresaturada.

Ejemplo 3.1.

A 1 litro de agua le añadimos 0,01 moles de CaSO_4 , ¿que ocurre?.

Supongamos que se “disuelve” todo.



$$Q = [\text{Ca}^{+2}] \cdot [\text{SO}_4^{-2}] = 0,01 \cdot 0,01 = 10^{-4}, \text{ es mayor que } K_s!! \rightarrow \text{PRECIPITA}$$

Como habiamos calculado que la solubilidad era 0,0055 mol/l, quedara sin disolver:

$$0,01 - 0,0055 = 4,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

EJEMPLO 3.2. (PROBLEMA MUY TIPICO DE ESTE TEMA)

El yoduro de plomo (II) es una sal cuyo $K_s = 10^{-8}$. Determina si se formará precipitado en los siguientes casos:

a) Se mezclan 20 ml de disolución de $Pb(NO_3)_2$ 0,1 M con 40 ml de disolución de KI 0,1 M. (Supóngase que los volúmenes son aditivos).

Se produce la siguiente reacción (doble desplazamiento)



¿Como sabemos cual de ellas es poco soluble?.....Nos lo dan en los datos: el valor de K_s es bajo.

En cambio el KNO_3 es soluble.

Las sustancias de partida son solubles también, se disocian en sus iones. Para saber si el yoduro de plomo precipita o no tenemos que calcular las concentraciones de los iones y el valor de Q de PbI_2

$$n = M \cdot V$$

$$\text{moles } Pb(NO_3)_2 = 0,02 \text{ l} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 0,002$$

$$\text{moles } Pb^{+2} = 0,002$$

$$n = M \cdot V$$

$$\text{moles de KI} = 0,04 \text{ l} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 0,004$$

$$\text{moles } I^- = 0,004$$

$$\begin{array}{l} \text{volumen total mezcla:} \\ V = 20 \text{ ml} + 40 \text{ ml} = 60 \text{ ml} = 0,06 \text{ l} \end{array}$$

$$[Pb^{+2}] = \frac{0,002 \text{ mol}}{0,06 \text{ l}} = 0,033 \text{ mol/l}$$

$$[I^-] = \frac{0,004 \text{ mol}}{0,06 \text{ l}} = 0,066 \text{ mol/l}$$

$$Q = [Pb^{+2}] \cdot [I^-]^2 = 0,033 \cdot (0,066)^2 = 1,48 \cdot 10^{-4} \text{ es mayor que } K_s!! \rightarrow \text{PRECIPITA}$$

b) Si se mezclan 10 ml de KI 0,01 M con 190 ml de $Pb(NO_3)_2$ 0,01 M.

Repite el cálculo para este caso, (Solución $Q = 2,375 \cdot 10^{-9} < K_s$, NO Precipita.)

EJEMPLO 3.3

Un frasco contienen 1 litro de NaCl 0,5 M. Accidentalmente alguien vierte en él 0,1 ml de $AgNO_3$ 0,1 M. ¿Se formará precipitado de AgCl? Dato : $K_s AgCl = 1,6 \cdot 10^{-10}$

- La reacción que tiene lugar es :

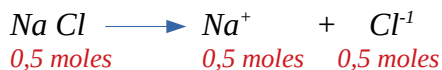


- El volumen total : $1 \text{ l} + 0,0001 \text{ l} = 1 \text{ litro}$

En el frasco hay 0,5 moles de NaCl

La cantidad de $AgNO_3$ añadida es

$$0,0001 \text{ l} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 10^{-5} \text{ moles } AgNO_3$$



$$[Cl^-] = \frac{0,5 \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 0,5 \text{ mol/l}$$

$$[Ag^+] = \frac{10^{-5} \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 10^{-5} \text{ mol/l}$$

Si las concentraciones de Ag^+ y Cl^- son suficientemente altas como para que su producto supere el K_s del AgCl, este precipitará. Los iones nitrato y Na^+ permanecen en la disolución

$$Q_{AgCl} = [Cl^-] [Ag^+] = 0,5 \cdot 10^{-5} = 5 \cdot 10^{-6} \quad ; \text{Es mayor que } K_s!! \rightarrow \text{PRECIPITA}$$

Tabla 17.1

Productos de solubilidad de algunas sales poco solubles a 25°C.

Nombre	Fórmula	K_{ps}
Cloruro de plata	AgCl	1.6×10^{-10}
Cloruro de plomo	PbCl ₂	2.4×10^{-4}
Cloruro de mercurio (I)	Hg ₂ Cl ₂	3.5×10^{-18}
Bromuro de plata	AgBr	7.7×10^{-13}
Yoduro de plata	AgI	8.3×10^{-17}
Yoduro de plomo	PbI ₂	1.4×10^{-8}
Carbonato de magnesio	MgCO ₃	4.0×10^{-5}
Carbonato de calcio	CaCO ₃	8.7×10^{-9}
Carbonato de bario	BaCO ₃	8.1×10^{-9}
Carbonato de plomo	PbCO ₃	3.3×10^{-14}
Hidróxido de magnesio	Mg(OH) ₂	1.2×10^{-11}
Hidróxido de calcio	Ca(OH) ₂	8.0×10^{-6}
Hidróxido de cobre (II)	Cu(OH) ₂	2.2×10^{-20}
Hidróxido de hierro (II)	Fe(OH) ₂	1.6×10^{-14}
Hidróxido de hierro (III)	Fe(OH) ₃	1.1×10^{-36}
Hidróxido de aluminio	Al(OH) ₃	1.8×10^{-33}
Sulfuro de cobre (II)	CuS	6.0×10^{-37}
Sulfuro de hierro (II)	FeS	5.0×10^{-19}
Sulfuro de plata	Ag ₂ S	6.0×10^{-51}
Sulfuro de plomo	PbS	3.4×10^{-28}
Sulfuro de mercurio	HgS	4.0×10^{-54}

[#Vuelta](#)

Curvas Solubilidad

