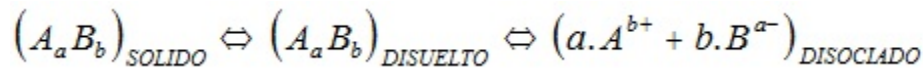


REACCIONES DE PRECIPITACIÓN. PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

REACCIONES DE PRECIPITACIÓN: Son aquellas en las cuales el producto formado es un sólido insoluble, que recibe el nombre de precipitado

DISOLUCIÓN SATURADA: Es aquella que contiene la mayor cantidad posible de soluto que admite el disolvente.

PRODUCTO DE SOLUBILIDAD: Cuando se pone un compuesto poco soluble en un determinado disolvente, una pequeña cantidad de él se disuelve hasta alcanzar la saturación y una parte de éste, se disocia, estableciéndose un doble equilibrio:

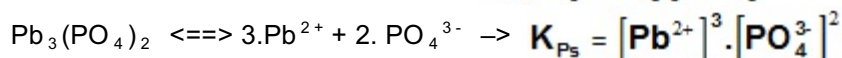
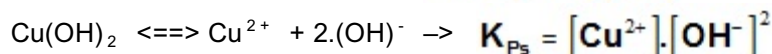
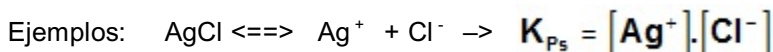


El primero de los dos equilibrios es un equilibrio heterogéneo, en el cual la concentración del soluto disuelto es prácticamente constante e igual al valor de su concentración de saturación. Para el segundo

equilibrio se puede establecer la constante de equilibrio K_c , que es: $K_c = \frac{[A^{b+}]^a \cdot [B^{a-}]^b}{[A_a B_b]}$ en la cual

al ser $[A_a B_b]$ prácticamente constante mientras exista fase sólida, su valor se asocia con la K_c , y la nueva constante recibe el nombre de **Constante del producto de solubilidad** o simplemente **Producto de solubilidad**, y es:

$$K_{ps} = [A^{b+}]^a \cdot [B^{a-}]^b$$



El producto de solubilidad controla por tanto el equilibrio entre el soluto no disuelto y las especies iónicas, lo cual hace que si disminuye la concentración de alguna o de todas las especies iónicas, se disolverá más soluto no disuelto para restablecer el equilibrio, y viceversa, si aumenta la concentración de las especies iónicas, parte de ellas pasarán al estado sólido precipitando, para que se restablezca el equilibrio. Por tanto, para una sal poco soluble se cumple que:

- Cuando el producto de las concentraciones de los iones procedentes de la disociación de la sal elevados a sus respectivos coeficientes es mayor que su producto de solubilidad, ésta precipita. Es la condición necesaria para que la sal precipite
- Cuando el producto de las concentraciones de los iones procedentes de la disociación de la sal elevados a sus respectivos coeficientes es menor que el valor de su producto de solubilidad, la sal no precipita. Es la condición necesaria para que una sal se disuelva

SOLUBILIDAD: Es la cantidad de soluto que se disuelve en una determinada cantidad de disolvente. En general se considera insoluble cualquier sustancia cuya solubilidad sea menor de 0,01 mol/L. Puede expresarse con cualquier expresión de la concentración: Molaridad, g/L, aunque suele utilizarse también g/100 mL

Cálculo de solubilidades a partir del producto de solubilidad y viceversa.

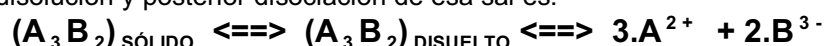
A partir de esta relación entre solubilidad y producto de solubilidad puede determinarse tanto el producto de solubilidad de un compuesto a partir de su solubilidad como a la inversa.

EJEMPLOS

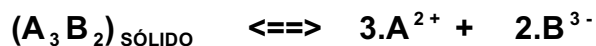
1º - Calcular la solubilidad en mol/L de una sal $A_3 B_2$, poco soluble en agua, cuyo producto de solubilidad es $K_p = 1,08 \cdot 10^{-23}$.

RESOLUCIÓN

La reacción de disolución y posterior disociación de esa sal es:



en la cual la cantidad de sal disuelta sin disociar ("a") es prácticamente constante mientras exista sal sólida. Así, llamando "s" a la solubilidad (nº de moles de sal disueltas y disociadas, podemos escribir el equilibrio de disociación



La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

Inicial	a		---	---
En equilibrio	$a - s \approx a$		3.s	2.s

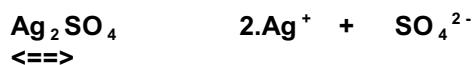
$$K_p = [A^{2+}]^3 \cdot [B^{3-}]^2$$

Al sustituir, podemos calcular el valor de la solubilidad "s": $1,08 \cdot 10^{-23} = (3.s)^3 \cdot (2.s)^2$;
 $1,08 \cdot 10^{-23} = 108.s^5$ de donde **s = 10^{-5} mol/L**

2° - Calcular la constante del producto de solubilidad del sulfato de plata a 25 ° C, si la solubilidad de la sal en el agua a esa temperatura es de $1,8 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

RESOLUCIÓN

La disociación del sulfato de plata es:



Inicial	c	---	---	$P_s = [Ag^+]^2 \cdot [SO_4^{2-}]$
En equilibrio	$c - s \approx s$	2.s	s	

Siendo "s" la solubilidad. N° de moles de sulfato de plata disueltos y disociados, por lo que de acuerdo con la estequiometría del proceso, se formarán "2.s" mol de Ag^+ y "s" mol del ion SO_4^{2-} y así, al sustituir: $P_s = (2 \cdot 1,8 \cdot 10^{-2})^2 \cdot (1,8 \cdot 10^{-2})$: **$P_s = 2,33 \cdot 10^{-5}$**

3° - Disponemos de una disolución saturada de hidróxido de aluminio a 25°C. Teniendo en cuenta que a dicha temperatura el producto de solubilidad de dicho compuesto es igual a $3,70 \cdot 10^{-15}$, Calcule la concentración de iones Al^{3+} en la disolución así como la solubilidad del hidróxido de aluminio en agua pura.

RESOLUCIÓN

El equilibrio de disociación del hidróxido de aluminio en disolución acuosa es:



Inicial	C		
En el equilibrio	C - s	s	3.s

Siendo **s** solubilidad del Hidróxido de aluminio.

La expresión del producto de solubilidad es: **$P_s = [Al^{3+}] \cdot [OH^-]^3$**

Al sustituir, queda: $3,70 \cdot 10^{-15} = s \cdot (3.s)^3$; $s = \sqrt[4]{\frac{3,70 \cdot 10^{-15}}{27}} = \sqrt[4]{1,37 \cdot 10^{-16}}$ **s = $1,08 \cdot 10^{-4}$ mol/L**

4° - ¿Cuántos gramos de BaF_2 se disolverán en 0,250 L de una solución 0,20 M en Ba^{2+} ?
 Masas atómicas del Ba y F: 137,3 y 18,9 ; **Kps para $BaF_2 = 2,4 \cdot 10^{-5}$**

RESOLUCIÓN

Se trata de una sal poco soluble, por lo que hemos de aplicarle la expresión del Producto de solubilidad a su equilibrio de disolución:

$$\text{BaF}_2 (\text{sólido}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} (\text{AC}) + 2\text{F}^{-} (\text{AC})$$

Inicial		0,2	--
En equilibrio	x mol/L añadidas y disueltas	0,2 + x	2.x

$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{F}^{-}]^2$; $2,4 \cdot 10^{-5} = (0,2+x) \cdot (2 \cdot x)^2$, donde se puede desprestigiar x frente a 0,2, quedando: $2,4 \cdot 10^{-5} = 0,8 \cdot x^2$ y resolviendo:

$$X = 5,48 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Puesto que se dispone de 0,250 Litros, la cantidad disuelta y disociada será:

$$n = 0,250 \cdot 5,48 \cdot 10^{-3} = 1,37 \cdot 10^{-3} \text{ moles} = 1,37 \cdot 10^{-3} \cdot 175,1 = \mathbf{0,240 \text{ g de BaF}_2 \text{ se disolverán}}$$

REGLAS DE SOLUBILIDAD: En general, los compuestos covalentes son solubles en disolventes apolares e insolubles en disolventes polares, mientras que los compuestos iónicos son solubles en agua y otros disolventes polares e insolubles en disolventes apolares.

A pesar que no hay reglas para predecir la solubilidad de los diferentes compuestos iónicos en agua (que es el disolvente más común), experimentalmente se han establecido una serie de reglas empíricas:

Para los cationes: Son solubles en agua todos los compuestos iónicos comunes de los iones de los metales alcalinos (Grupo 1^a) y los del ion amonio: NH_4^+

Para los aniones, podemos establecer la siguiente tabla:

Principalmente solubles en agua	Principalmente insolubles en agua
NO_3^- ... Nitratos	S^{2-} ... Sulfuros, excepto los de los grupos 1A, 2 A y el $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
Ac^- Acetatos	
Cl^- Cloruros, excepto AgCl , PbCl_2 y Hg_2Cl_2	CO_3^{2-} .. Carbonatos, excepto los del grupo 1A y el $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
Br^- ... Bromuros excepto AgBr , PbBr_2 , HgBr_2 y Hg_2Br_2	PO_4^{3-} .. Fosfatos, excepto los del grupo 1A y el $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
I^- ... Yoduros excepto AgI , PbI_2 ; HgI_2 y Hg_2I_2	OH^- .. Hidróxidos, excepto los del grupo 1 ^a , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$ y $\text{Ba}(\text{OH})_2$
SO_4^{2-} .. Sulfatos, excepto CaSO_4 , SrSO_4 , BaSO_4 , PbSO_4	

EFEECTO DEL ION COMÚN

Cuando tenemos una disolución en la que existen varios solutos disociados que contengan un ion común, a la hora de calcular la solubilidad de uno de ellos, la concentración de cada uno de los iones que intervienen en la expresión del producto de solubilidad es la total de dicho ion en la disolución, sin que haya que tener en cuenta la procedencia del mismo.

EJEMPLO

La solubilidad del Hidróxido de hierro(III) en agua pura es $9,8 \cdot 10^{-11}$ mol/L. Calcular su solubilidad en una disolución de pH = 10.

RESOLUCIÓN

Partiendo de la solubilidad, hemos de calcular la constante del producto de solubilidad. La disociación del hidróxido de hierro(III) es:

$$\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons 3\text{OH}^- + \text{Fe}^{3+}$$

Inicial	c	---	---	$P_s = [\text{OH}^-]^3 \cdot [\text{Fe}^{3+}]$
En equilibrio	c - s	$3 \cdot s = 3 \cdot 9,8 \cdot 10^{-11}$	$s = 9,8 \cdot 10^{-11}$	

Siendo "s" la solubilidad. Nº de moles de hidróxido de hierro(III) disueltos y disociados, por lo que

de acuerdo con la estequiometría del proceso, se formarán "3.s" mol del ion OH^- y "s" mol del ion Fe^{3+} y así, al sustituir: $P_s = (3,9,8 \cdot 10^{-11})^3 \cdot (9,8 \cdot 10^{-11})$: **$P_s = 2,49 \cdot 10^{-39}$**

Si ahora ponemos este compuesto en una disolución cuyo pH = 10, en ella es: **pOH = 14 - 10 = 4**, lo cual nos indica que **$[\text{OH}^-] = 10^{-4}$** .

Por tanto la concentración total del ion OH^- existente en la disolución será la proporcionada por el pH de la misma más la procedente de la disociación del $\text{Fe}(\text{OH})_3$, teniendo que cumplirse también la expresión de la constante del producto de solubilidad, cuyo valor acabamos de calcular.

	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	\rightleftharpoons	$3.\text{OH}^-$	+	Fe^{3+}	
Inicial	c		---		---	$P_s = [\text{OH}^-]^3 \cdot [\text{Fe}^{3+}]$
En equilibrio	c - s		$10^{-4} + 3.s$		s	

En el equilibrio, la cantidad de ion OH^- procedente de la disociación del hidróxido es despreciable frente a la procedente del pH de la misma, por lo que podemos despreciarla. (Realmente si nos indican que el pH es 10, la concentración de iones OH^- será 10^{-4} , provengan de donde provengan).

Así, tendremos: **$2,49 \cdot 10^{-39} = (10^{-4})^3 \cdot s$** , de donde: **$s = 2,49 \cdot 10^{-27} \text{ mol/L}$** , que es la solubilidad en esa disolución de pH 10, como puede verse, mucho menor que en agua pura.