

DISOLUCIÓN DE SALES. PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

En los capítulos anteriores sobre disoluciones de ácidos, bases y sales hemos supuesto que estas últimas, las sales, se disociaban totalmente. Como veremos, eso es cierto en los casos estudiados. Pero no lo es en todas las condiciones. **No cualquier cantidad de sal añadida, no cualquier molaridad de ella, permite decir que se disocia totalmente.**

El primer concepto que debemos de entender es el de solubilidad y el de disolución saturada. Veamos:

Tengamos un vaso grande de agua y empecemos a añadir cloruro sódico poco a poco, una pizca cada vez. Al principio veremos que desaparece totalmente en el agua, diremos que se ha disuelto. Si seguimos añadiendo sal, llegará un momento en que después de una última “pizca”, al añadir la siguiente, todo el cloruro sódico de esa “siguiente pizca” se irá al fondo, lo que se denomina precipitar. **En ese momento diremos que la disolución está SATURADA (no “aguanta” más sal) y a la cantidad de sal añadida justo antes de que precipite dividida entre el volumen la llamaremos SOLUBILIDAD.**

Hecho el experimento, llegaremos a la conclusión de que la solubilidad del cloruro sódico es

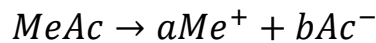
$$s_{NaCl} = 359 \text{ g/l}$$

Lo que significa que, si a un litro de agua le añadimos **400 g de NaCl**, por ejemplo, se irán al fondo del recipiente **400-359 g de NaCl**, precipitarán **41 g**. En moles por litro, la solubilidad del cloruro sódico es

$$s = 359 \frac{\text{g NaCl}}{\text{l}} \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.5 \text{ g NaCl}} = 6.14 \text{ M}$$

En todos los problemas anteriores, la concentración de las sales era mucho menor y se ha supuesto que eran muy solubles. Por lo tanto, no había precipitado y la sal estaba disociada totalmente.

En una disolución saturada, la ley del equilibrio sería:



Donde la sal se ha representado por la unión de un metal, **Me**, y un anión ácido, **Ac**.

Pero, dado que la sal sin disociar está en el fondo y no pertenece a la disolución, la ley del equilibrio es:

$$K_{ps} = [Me^+]^a [Ac^-]^b$$

A esta constante se denomina producto de solubilidad, de ahí su símbolo. Veamos dos ejemplos típicos. En el primero calcularemos el valor de la constante conociendo la solubilidad y en el segundo haremos lo contrario, conociendo el valor de la constante calcularemos el valor de la solubilidad.

Ejemplo 1

El fosfato de calcio tiene una solubilidad de 0.0002 g/l a 15°C. Calcular su producto de solubilidad a esa temperatura.

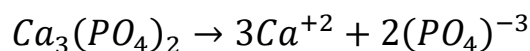
La reacción es



Para aplicar la ley, necesitamos tener la solubilidad en moles por litro:

$$s = 0.0002 \frac{g}{l} \frac{1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2}{310 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2} = 7.14 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$$

Estos son los moles que se disuelven como máximo en un litro de agua, moles que se disocian, según



$$3s \qquad 2s$$

$$K_{ps} = (3s)^3 (2s)^2 = 27 \cdot 4 \cdot s^5 \rightarrow$$

$$K_{ps} = 108 \cdot (7.14 \cdot 10^{-7})^5 = 2 \cdot 10^{-29}$$

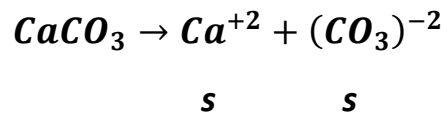
Ejemplo 2

El producto de solubilidad del carbonato de calcio a cierta temperatura es

$$K_{ps} = 4.9 \cdot 10^{-9}$$

Calcular su solubilidad a esa temperatura

Siendo la solubilidad s , la reacción y el equilibrio es:



Entonces:

$$K_{ps} = s \cdot s = s^2 \rightarrow s = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{4.9 \cdot 10^{-9}} = 7 \cdot 10^{-5} M$$

En gramos por litro sería

$$7 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \frac{100 \text{ gCaCO}_3}{1 \text{ molCaCO}_3} = 7 \cdot 10^{-3} \text{ g/l}$$