

PROBLEMAS DE SOLUBILIDAD. SALES MUY POCO SOLUBLES

**Ejemplo 1**

**Se añaden 15 mg de carbonato de estroncio a 2.5 l de agua. Calcular la cantidad de carbonato de estroncio que queda sin disolver.**

**Datos:**

**Masas atómicas: C: 12; O: 16, Sr: 87.6**

$$K_{ps}(\text{SrCO}_3) = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

Lo primero que calculamos, a partir de la constante, es la solubilidad del carbonato:



C. Equilibrio

$s \qquad s$

$$K_{ps} = [\text{Sr}^{+2}] \cdot [\text{CO}_3^{-2}] \rightarrow 5.6 \cdot 10^{-10} = s^2 \rightarrow s = 2.37 \cdot 10^{-5} M$$

A partir de la solubilidad, podemos calcular los gramos de sal disueltos y, por resta hasta el total, los gramos no disueltos:

$$s = 2.366 \cdot 10^{-5} \frac{\text{moles}}{\text{l}} \cdot 2\text{l} \cdot 147.6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 6.986 \cdot 10^{-3} \text{g} = 6.986 \text{mg}$$

Quedan en la disolución. Por lo tanto, habrán precipitado

$$15 - 6.986 = 8.14 \text{mg}$$

**Ejemplo 2**

**Deducir si se formará precipitado o no de carbonato de estroncio en una disolución que contiene iones estroncio (+2) de molaridad  $M=0.0034$  e iones carbonato de molaridad  $M=0.00085$ . Calcular también los gramos de precipitado que se producirán por litro. Dato: Producto de solubilidad del carbonato de Estroncio.**

La disolución saturada tiene una solubilidad conocida del problema anterior. Veamos si la nuestra está o no saturada:



C. iniciales **0.0034 0.00085**

Para saber si está o no saturada, definimos el producto iónico,  $Q$ , como el mismo producto al que se refiere la constante  $K_{ps}$ , pero con las concentraciones dadas. De esa manera, podremos deducir si la disolución está saturada o no, se cumplirá lo siguiente:

**$Si Q < K_{ps}$  No saturada**  
 **$Si Q = K_{ps}$  Saturada**  
 **$Si Q > K_{ps}$  Sobresaturada**

Sólo precipitara sal en el caso de que la disolución esté sobresaturada.

$$Q = [\text{Sr}^{+2}] \cdot [\text{CO}_3^{-2}] = 0.0034 \cdot 0.00085 = 2.89 \cdot 10^{-6}$$

Y dado que

$$K_{ps} = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

Estamos en el tercer caso, la disolución está sobresaturada y se producirá precipitado. Para calcular la cantidad de sal que precipitará por litro hacemos los cálculos, evidentemente, con un litro. Calculamos los que hay en principio y después los que puede haber. La resta será la cantidad de precipitado:



C. Iniciales **0.0034** **0.00085**

C. equilibrio **0.0034-x** **0.00085-x**

Cumpléndose:

$$K_{ps} = [\text{Sr}^{+2}] \cdot [\text{CO}_3^{-2}] \rightarrow 5.6 \cdot 10^{-10} = (0.0034 - x)(0.00085 - x)$$

Ecuación que no resolvemos, pues es de segundo grado y no creemos que sea el lugar para hacerlo. El valor de  $x$  son los moles de carbonato que precipitarán por litro y, con ello, el problema está resuelto.

### **Ejemplo 3**

**Calcular la solubilidad del sulfato de calcio en:**

**a) Agua pura**

**b) En una disolución 0.2M de sulfato de sodio (se disocia totalmente, es muy soluble)**

**Dato:  $K_{ps} = 9.1 \cdot 10^{-6}$**

**a) Agua pura**



C. equilibrio **s** **s**

$$K_{ps} = s^2 \rightarrow s = \sqrt{K_{ps}} = 3.02 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

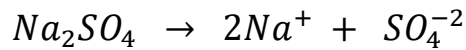
**b) Disolución 0.2M de sulfato de sodio**

La sal sulfato de sodio suponemos que es muy soluble y se disocia totalmente, como se dicen en el enunciado. Si no se dice nada sobre la constante de una sal, lo normal es considerar que es muy soluble y se disocia totalmente. Veamos las ecuaciones para cada una de las sales:



C. equilibrio

$$s' \quad s' + 0.2$$



C. Equilibrio

$$2 \cdot 0.2 \quad 0.2$$

Y aplicando la ley del equilibrio al sulfato cálcico:

$$K_{ps} = s'(s' + 0.2) \cong s' \cdot 0.2 \rightarrow s' = \frac{K_{ps}}{0.2} = \frac{9.1 \cdot 10^{-6}}{0.2} = 4.55 \cdot 10^{-5} M$$

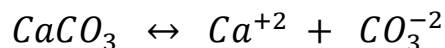
Mucho menor que en el caso anterior ya que, al añadir el ion común sulfato, la reacción de disolución se desplaza hacia la izquierda y disolviéndose, por lo tanto, en menor cantidad.

#### **Ejemplo 4**

**Se tiene una disolución en donde hay iones magnesio (+2) de molaridad 0.1 e iones calcio (+2) de molaridad 0.1. Se quiere separar ambos iones añadiendo iones carbonato puesto que el carbonato forma sales muy poco solubles. Calcular qué sal precipitará primero y la cantidad de ella que quedará en la disolución cuando empiece a precipitar la segunda sal.**

**Datos:  $K_{ps}(MgCO_3) = 6.24 \cdot 10^{-12}$ ;  $K_{ps}(CaCO_3) = 4.8 \cdot 10^{-9}$**

Estudiamos la molaridad de carbonato que hará precipitar a los dos carbonatos:



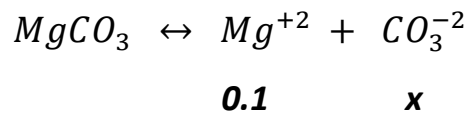
$$0.1 \quad x$$

Para que empiece a precipitar, la concentración de carbonato ha de ser

$$K_{ps} = [Ca^{+2}][CO_3^{-2}] \rightarrow 4.8 \cdot 10^{-9} = 0.1 \cdot x \rightarrow x = 4.8 \cdot 10^{-8} M$$

Si la concentración de carbonato es mayor que la calculada,  $4.8 \cdot 10^{-8} M$ , precipitará carbonato de calcio.

Hacemos lo mismo con el carbonato de magnesio:

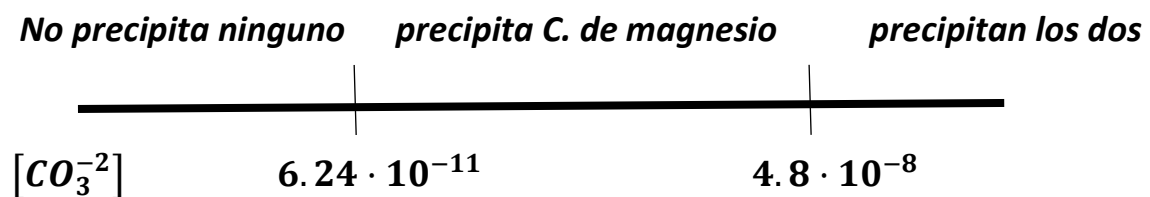


Para que empiece a precipitar carbonato de magnesio, la concentración de carbonato ha de ser:

$$K_{ps} = [Mg^{+2}][CO_3^{-2}] \rightarrow 6.24 \cdot 10^{-12} = 0.1 \cdot x \rightarrow x = 6.24 \cdot 10^{-11} M$$

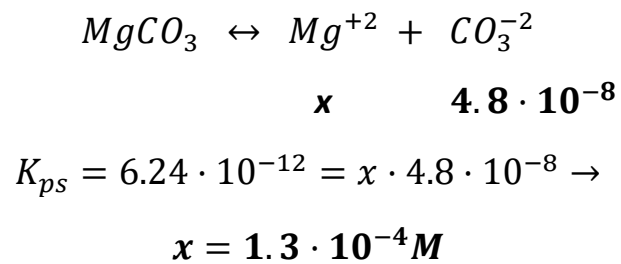
Si la concentración de carbonato es mayor que la calculada precipitará carbonato de magnesio.

Estos datos los llevamos a la siguiente figura que, creemos, nos ayuda a entender la contestación que vamos a dar:



Creemos que se ven fáciles las conclusiones a las que hemos llegado. Si la concentración de carbonato es menor que  $6.24 \cdot 10^{-11}$  no precipita ninguno. Si está entre los dos valores, se habrá superado la concentración de carbonato que hace que precipite el carbonato de magnesio, pero no la que hace que precipite el carbonato de calcio. Por lo tanto, si la concentración de carbonato está entre las dos, precipita sólo el de magnesio. Si es mayor que  $4.8 \cdot 10^{-8}$  precipitan los dos.

Por lo tanto, precipita primero el carbonato de magnesio. Cuando empiece a precipitar el carbonato de calcio, la concentración del ion magnesio en la disolución será:



Y entonces, en ese momento, la concentración de iones calcio sigue siendo la misma que al principio (no ha precipitado todavía) y la concentración de iones magnesio ha bajado de 0.1 hasta el calculado, un valor mucho menor. Resumiendo, en ese momento el calcio sigue en la disolución y, sin embargo, casi todos los iones magnesio están en forma de sal en el fondo. Se ha conseguido separar mucho los dos iones de la disolución que era lo que se pretendía.