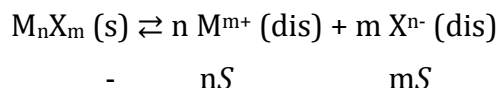


PROBLEMA DE SOLUBILIDAD

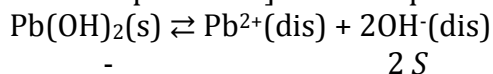
a) Sabiendo que el producto de solubilidad del $\text{Pb}(\text{OH})_2$ a una temperatura dada es $K_s=4 \cdot 10^{-15}$, calcule la concentración del catión Pb^{2+} disuelto en una disolución saturada.

[Explicación teórica] Este es el ejercicio típico de solubilidad, de cálculo de la solubilidad molar S a partir del producto iónico K_s , o viceversa:



$$K_s = [M^{m+}]^n [X^{n-}]^m = (nS)^n \cdot (mS)^m = m^m n^n S^{m+n} \Rightarrow \boxed{S = \sqrt[m+n]{\frac{K_s}{m^m \cdot n^n}}}$$

[Resolución del problema] Para el equilibrio siguiente:



luego:

$$K_s = 4 \cdot 10^{-15} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{4 \cdot 10^{-15}}{4}} = 10^{-5} \text{ M}$$

Y como en nuestro caso la concentración del ion Pb^{2+} es la propia S :

$$[\text{Pb}^{2+}] = S = \mathbf{10^{-5} \text{ M}}$$

b) Justifique, mediante el cálculo apropiado, si se formará un precipitado de PbI_2 , cuando a 100mL de una disolución 0,01M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ se le añaden 100mL de una disolución de KI 0,02M. DATO: $K_s(\text{PbI}_2)=7,1 \cdot 10^{-9}$.

[Explicación teórica] Este apartado es un cálculo de sobresaturación. En todos los equilibrios se cumple que:

- Si $Q_c = K_c$, el sistema está en equilibrio.
- Si $Q_c < K_c$, sobran reactivos (o faltan productos) para alcanzar el equilibrio, y la reacción sucederá en el sentido de formación de productos (R. directa).
- Si $Q_c > K_c$, entonces sobran productos (o faltan reactivos) para estar en equilibrio, y la reacción avanza hacia la formación de reactivos (R. inversa).

Con la solubilidad pasa lo mismo, sólo que el equilibrio es heterogéneo, y la constante se llama K_s (producto de solubilidad) en vez de K_c . Así, definimos Q_s como el producto de concentraciones, y comparándolo con K_s sabremos si el equilibrio de solubilidad se desplaza hacia la derecha o hacia la izquierda:

- Si $Q_s = K_s$, el sistema está en equilibrio (disolución saturada).
- Si $Q_s < K_s$, faltan productos (iones disueltos) para alcanzar el equilibrio (o sea para tener la disolución saturada), y decimos que la disolución está **subsaturada**, porque podría disolver más cantidad del electrolito.
- Si $Q_s > K_s$, entonces sobran productos (hay demasiados iones del electrolito poco soluble en la disolución) para estar en equilibrio, y la reacción se desplaza hacia la formación del sólido reactivo; en este caso decimos que la reacción está **sobresaturada**.

No se puede conseguir una disolución sobresaturada de PbI_2 añadiendo más PbI_2 a una disolución saturada, porque sencillamente no se disuelve más. Pero sí puede conseguirse una disolución sobresaturada añadiendo los iones Pb^{2+} y I^- por separado, es decir, mezclando otras sales más solubles, de manera que en la disolución final los iones superen el producto de solubilidad. Naturalmente, la disolución final sólo estará sobresaturada durante unos segundos, porque inmediatamente se forma el PbI_2 sólido al suceder la reacción inversa.

[Resolución del problema] Al mezclar estas disoluciones, los números de moles de los iones Pb^{2+} y I^- son:

$$n_{\text{Pb}^{2+}} = 0,1\text{L} \cdot 0,01\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,001 \text{ mol } \text{Pb}^{2+}$$

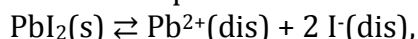
$$n_{\text{I}^-} = 0,1\text{L} \cdot 0,02\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,002 \text{ mol } \text{I}^-$$

y entonces las concentraciones molares de estos iones son:

$$[\text{Pb}^{2+}] = 0,001\text{mol} / 0,2\text{L} = 0,005\text{M}$$

$$[\text{I}^-] = 0,002\text{mol} / 0,2\text{L} = 0,010\text{M}$$

El producto iónico para esta reacción:



será entonces:

$$Q_s = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2 = 5 \cdot 10^{-7}$$

Y podemos comprobar que:

$$Q_s > K_s \text{ (unas 70 veces más grande)}$$

Así que la disolución está sobresaturada, lo que significa que se **sí** formará un precipitado de PbI_2 .