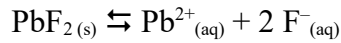


EJEMPLO 13: Calcula la solubilidad del PbF_2 en agua pura, y en una disolución 0,1M de NaF. Dato: $K_s = 3,9 \cdot 10^{-8}$.

a)



[inic.]

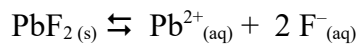
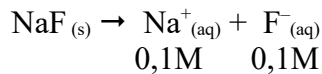
[eq.]



$$K_s = [\text{Pb}^{2+}_{(aq)}] \cdot [\text{F}^{-}_{(aq)}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 3,9 \cdot 10^{-8}$$

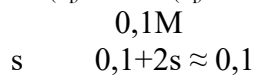
$$s = \sqrt[3]{\frac{3,9 \cdot 10^{-8}}{4}} = 2,14 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

b)



[inic.]

[eq.]



Al añadir un ion común al equilibrio este se desplaza hacia los reactivos, para recuperar otra vez la situación de equilibrio. La solubilidad de la sal disminuye y por tanto podemos despreciar $2s$ frente a $0,1$

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}_{(aq)}] \cdot [\text{F}^{-}_{(aq)}]^2 = s \cdot (0,1+2s)^2 \approx s \cdot (0,1)^2 = 3,9 \cdot 10^{-8}$$

$$s = \frac{3,9 \cdot 10^{-8}}{0,01} = 3,9 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

Se comprueba que la solubilidad disminuye mucho con la presencia de un ion común. En este caso es unas 500 veces menor.