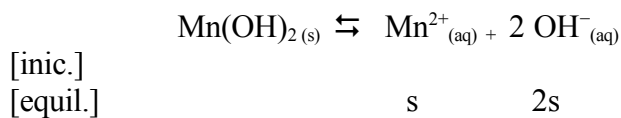


Problema616: El producto de solubilidad del Mn(OH)_2 , medido a 25°C , vale $4 \cdot 10^{-14}$. Calcula: (a) La solubilidad en agua expresada en g/L. (b) El pH de la disolución saturada.



$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot 10^{-14}$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{4 \cdot 10^{-14}}{4}} = 2,15 \cdot 10^{-5} \text{ M} \cdot \frac{89 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \underline{\underline{1,91 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}}}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^{-}] = -\log 2s = -\log 4,30 \cdot 10^{-5} = 4,37$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,37 = \underline{\underline{9,63}}$$