

Problema658: La solubilidad del hidróxido de manganeso(II) en agua es de 1,96 mg/L. Calcule:

1. El producto de solubilidad de esta sustancia y el pH de la disolución saturada.
2. La solubilidad del hidróxido de manganeso(II) en una disolución 0,10 M de hidróxido de sodio, considerando que esta sal está totalmente disociada. ABAU-Jul-2023

1)

$$M_m[Mn(OH)_2] = 54,94 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 88,94 \frac{g}{mol}$$



[inic]

[equi]

s

2s

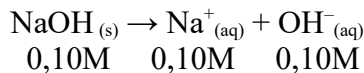
$$s = 1,96 \frac{mg}{L} \cdot \frac{1g}{1000mg} \cdot \frac{1mol}{88,94g} = 2,20 \cdot 10^{-5} M$$

$$K_s = [Mn^{2+}_{(aq)}] \cdot [OH^{-}_{(aq)}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4(2,20 \cdot 10^{-5})^3 = 4,26 \cdot 10^{-14}$$

$$pOH = -\log[OH^{-}] = -\log(2 \cdot 2,20 \cdot 10^{-5}) = 4,36$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 4,36 = 9,64$$

2)



$$0,10M \quad 0,10M \quad 0,10M$$

La concentración de OH^{-} que aporta el NaOH altera el equilibrio:



[inic]

[equi]

0,10M

s

2s + 0,10 ≈ 0,10

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 0,10.

$$K_s = [Mn^{2+}_{(aq)}] \cdot [OH^{-}_{(aq)}]^2 = s \cdot (0,10)^2 = 4,26 \cdot 10^{-14}$$

$$s = \frac{4,26 \cdot 10^{-14}}{0,01} = 4,26 \cdot 10^{-12} M$$

$$s = 4,26 \cdot 10^{-12} \frac{mol}{L} \cdot \frac{88,94g}{1mol} \cdot \frac{1000mg}{1g} = 3,79 \cdot 10^{-7} mg/L$$