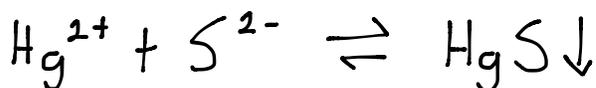


Se tienen 200mL una solución que contiene Hg^{2+} en una concentración de $10^{-1}M$ a la cual se le agregará una solución de sulfuro (S^{2-}). Datos HgS $pK_s=51$
 a) Determine la concentración mínima necesaria de S^{2-} para iniciar la precipitación del Hg^{2+}



Se plantea la reacción para observar estequiometría.

$$K_s = 10^{-51}$$

Necesitamos La constante de precipitación que es inversa a la de solubilidad

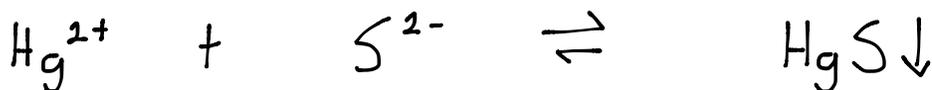
$$K_p = \frac{1}{K_s} \quad K_p = \frac{1}{10^{-51}} \quad K_p = 10^{51}$$

$$K_p = \frac{[HgS] \uparrow}{[Hg^{2+}][S^{2-}]} = \frac{1}{[Hg^{2+}][S^{2-}]}$$

$$10^{51} = \frac{1}{[10^{-1}][S^{2-}]} \quad \frac{1}{[S^{2-}]} = (10^{51})(10^{-1})$$

$$\frac{1}{[S^{2-}]} = 10^{50} \quad [S^{2-}] = \frac{1}{10^{50}} \quad [S^{2-}] = 10^{-50} M$$

b) Si se tuviera una solución de S^{2-} de concentración $2 \times 10^{-1}M$. Determine los mL necesarios que habría que agregar para precipitar completamente al mercurio de la solución.



in) 200mL ($10^{-1}M$)
 20mmol

aq)

20 mmol

Necesitamos 20 mmol de S^{2-}

reac) 20 mmol 20 mmol

eq) ξ ξ 20 mmol

$$\left(2 \times 10^{-1} \frac{\text{mmol}}{\text{mL}}\right) (X \text{ mL}) = 20 \text{ mmol}$$

$$X \text{ mL} = \frac{20 \text{ mmol}}{2 \times 10^{-1} \frac{\text{mmol}}{\text{mL}}} = 100 \text{ mL de } S^{2-} \text{ } 2 \times 10^{-1} M$$