

¿Cuántos mg de cloruro férrico (FeCl_3) deben agregarse a 100 mL de una solución de $\text{Hg}(\text{SCN})_2$ 0.001 M para observar la coloración roja del ferritocianato?

La coloración roja del FeSCN^{2+} es percibida a partir de una concentración $10^{-5.5}$ M

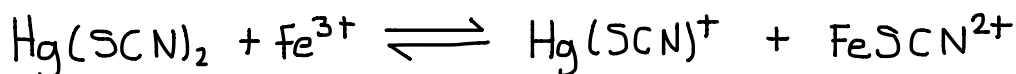
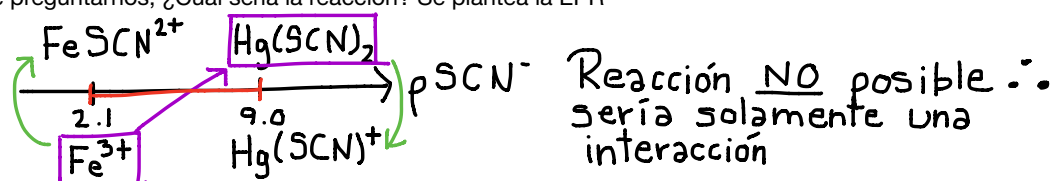
Del FeCl_3 solamente se considera el Fe(III)

Datos:

$$\text{Hg}(\text{SCN})_2 \quad \log \beta_1 = 9$$

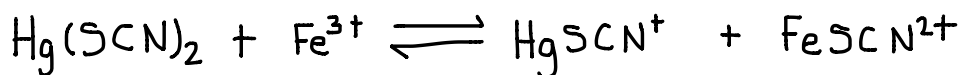
$$\text{FeSCN}^{2+} \quad \log \beta_1 = 2.1$$

Hay que preguntarnos, ¿Cuál sería la reacción? Se plantea la EPR



$$K_{eq} = \frac{[\text{Hg}(\text{SCN})^+][\text{FeSCN}^{2+}]}{[\text{Hg}(\text{SCN})_2][\text{Fe}^{3+}]} = \frac{10^{-9}}{10^{-2.1}} = 10^{-6.9}$$

Es una K_{eq} NO cuantitativa



in) 10^{-3}

$$\text{eq) } (10^{-3} - 10^{-5.5}) (x - 10^{-5.5}) = 10^{-5.5} \cdot 10^{-5.5}$$

Necesitamos encontrar "X"

$$10^{-6.9} = \frac{(10^{-5.5})(10^{-5.5})}{(10^{-3} - 10^{-5.5})(x - 10^{-5.5})} \rightarrow 10^{-6.9} = \frac{1 \times 10^{-11}}{(9.968 \times 10^{-4})(x - 10^{-5.5})}$$

$$(10^{-6.9})(9.968 \times 10^{-4}) = \frac{1 \times 10^{-11}}{x - 10^{-5.5}} \rightarrow 1.2549 \times 10^{-10} = \frac{1 \times 10^{-11}}{x - 10^{-5.5}}$$

$$x - 10^{-5.5} = \frac{1 \times 10^{-11}}{1.2549 \times 10^{-10}} \rightarrow x = \frac{1 \times 10^{-11}}{1.2549 \times 10^{-10}} + 10^{-5.5}$$

$$X = 0.07969 \text{ M}$$

Por lo tanto en 100 mL de solución se deben agregar $(0.07969 \text{ M})(100 \text{ mL}) = 7.96 \text{ mmol}$ de Fe^{3+}

$$7.96 \text{ mmol de Fe}^{3+} \left| \frac{55.84 \text{ mg Fe}^{3+}}{1 \text{ mmol}} \right| = 444.48 \text{ mg}$$

