

2 0.10 M Fe^{2+} $E^\circ(\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}) = -0.44 \text{ V}$

0.10 M Sn^{2+} $E^\circ(\text{Sn}^{2+}|\text{Sn}) = -0.14 \text{ V} \rightarrow$ mayor tendencia a reducirse.

¿ $[\text{Sn}^{2+}]$ cuando empieza a depositarse hierro?

Queremos reducir ambos cationes, pero como su pot. de reducción es negativo, el proceso no será espontáneo y deberemos hacer una electrólisis.

El procedimiento será: con una fuente de potencial variable, iremos aumentándolo hasta que comience a depositarse Sn (mayor pot. de reducción). A medida que disminuya la $[\text{Sn}^{2+}]$, su pot. de reducción también lo hará, hasta igualarse con el del Fe, momento en que éste comenzará a depositarse.

Para calcularlo debemos tener en cuenta que la concentración de $[\text{Fe}^{2+}] = 1 \text{ M}$:

$$E(\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}) = E^\circ - \frac{0.059}{2} \log \frac{1}{0.10} = -0.47 \text{ V}$$

Cuando se alcance un $\text{pot. de } -0.47 \text{ V}$ comenzará a depositarse Fe. En ese momento, aplicando de nuevo la cc. de Nernst para el Sn:

$$-0.47 = -0.14 - \frac{0.059}{2} \log \frac{1}{[\text{Sn}^{2+}]} \rightarrow [\text{Sn}^{2+}] = 6.5 \cdot 10^{-12}$$