



En la pila de la figura, el electrodo A, es un papel de estaño, sumergida en una sal de Sn^{2+} 0.01M. Mientras que en B se dispone una moneda de cobre, en una disolución de sulfato de cobre(II). Se unen por un papel de filtro humedecido en una disolución de nitrato sódico. Conociendo los potenciales normales de reducción de los siguientes pares:

E^0 del par $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn} = -0,14\text{V}$.

E^0 del par $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,36\text{V}$.

Determina:

- La reacción química que tiene lugar, señalando el ánodo y el cátodo de la pila
- La concentración de la sal de cobre

SOLUCIÓN

- Dados los potenciales normales de reducción en los datos, como el potencial del lado A es menor que del lado B, en otras palabras, la corriente eléctrica se dirige desde B hacia A, y el cable rojo está conectado al polo + del voltímetro, y puesto que los electrones se desplazan en sentido contrario del sentido de la corriente, el flujo de electrones es tal que se producen en A y se dirigen hacia B. Si en A se producen electrones es porque el Sn metal los pierde pasando a catión Sn^{2+} y ese electrodo Sn/Sn^{2+} , donde se produce la oxidación es el ánodo de la pila. Los electrones que llegan a A son captados por el Cu^{2+} pasando a Cu, produciéndose una reducción, por ello, B es el cátodo de la pila. Por lo tanto la reacción será $\text{Cu}^{2+} + \text{Sn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Sn}^{2+}$
- Al aplicar la fórmula de Nernst, que modifica los potenciales en función de la concentración de los reaccionantes $\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059}{n} \log Q$, siendo n los electrones transferidos y Q el cociente de la reacción. En este caso:

$$E = 0,55 = 0,36 - (-0,14) - (0,059/2) \cdot \log\left(\frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}\right); 0,05 = -0,0295 \cdot \log\left(\frac{[0,01]}{[\text{Cu}^{2+}]}\right)$$

$$-1,69 = \log\left(\frac{[0,01]}{[\text{Cu}^{2+}]}\right); 0,02 = \frac{[0,01]}{[\text{Cu}^{2+}]}; [\text{Cu}^{2+}] = 0,49\text{M}$$