

Beispiel 22.1

Wie viel Kupfer scheidet sich ab, wenn ein Strom von 0,750 A 10 Minuten lang durch eine wässrige CuSO_4 -Lösung geleitet wird?

Die Elektrizitätsmenge L ergibt sich aus der Stromstärke I und der Zeit t :

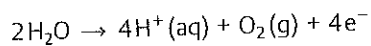
$$L = I \cdot t = 0,750 \text{ A} \cdot 600 \text{ s} = 450 \text{ C}$$

An der Kathode werden $z = 2$ mol Elektronen zur Entladung von 1 mol Cu^{2+} -Ionen benötigt. Mit $L = 96485 \text{ C}$ wird die molare Äquivalentmasse Kupfer, $M(\frac{1}{2}\text{Cu}) = \frac{1}{2} \cdot 63,5 \text{ g/mol}$, abgeschieden; mit $L = 450 \text{ C}$ sind es:

$$m(\text{Cu}) = M(\frac{1}{2}\text{Cu}) \cdot \frac{L}{F} = \frac{1}{2} \cdot 63,5 \text{ g/mol} \cdot \frac{450 \text{ C}}{96485 \text{ C/mol}} = 0,148 \text{ g}$$

Beispiel 22.2

- a) Welches Volumen $\text{O}_2(\text{g})$ wird bei dem Versuch von Beispiel 22.1 unter Normbedingungen erhalten?
- b) Wenn die Lösung in der Elektrolysezelle ein Volumen von 100 mL hat, wie groß ist dann die $\text{H}^+(\text{aq})$ -Konzentration am Ende der Elektrolyse? Es sei angenommen, dass sich das Volumen der Lösung nicht ändert und dass die Anodenreaktion folgende ist:



- a) Zum Abscheiden von 1 mol O_2 werden $z = 4$ mol Elektronen benötigt. Das molare Äquivalentvolumen bei Normbedingungen ist deshalb $V_m(\frac{1}{4}\text{O}_2) = \frac{1}{4} \cdot 22,4 \text{ L/mol}$.

$$V(\text{O}_2) = \frac{L}{F} \cdot V_m(\frac{1}{4}\text{O}_2) = \frac{450 \text{ C}}{96485 \text{ C/mol}} \cdot \frac{22,4 \text{ L/mol}}{4} = 0,0261 \text{ L}$$

- b) Nach der Reaktionsgleichung entsteht 1 mol H^+ -Ionen pro Mol Elektronen.

$$n(\text{H}^+) = \frac{L}{F} = \frac{450 \text{ C}}{96485 \text{ C/mol}} = 0,00466 \text{ mol}$$

In den 100 mL Lösung ist somit

$$c(\text{H}^+) = \frac{0,00466 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,0466 \text{ mol/L}$$