



Elektrochemie

Übung 1: Faraday'sches Gesetz

Simon Schneider (simon.schneider@psi.ch), exercises and figures are partially adapted from Eibar Flores

Besprechung der Übung: 07.10.2019

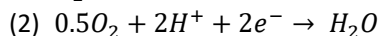
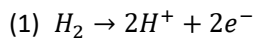
Das Faraday'sche Gesetz beschreibt den Zusammenhang zwischen der an einer Elektrode umgesetzten Masse m eines Stoffes und der Ladungsmenge Q :

$$m = \frac{QM}{zF}$$

m bezeichnet die umgesetzte Masse [kg], Q ist die in der elektrochemischen Reaktion umgesetzte Ladung [C], M ist die molare Masse des umgesetzten Stoffes [kg/mol] und z [-] bezeichnet die Anzahl Elektronen, die pro Mol umgesetzten Stoffes transferiert werden. $F = 96'485 \text{ C/mol}$ ist die Faraday-Konstante (= Ladung von 1 mol Elektronen).

1. Brennstoffzelle

Toyota Mirai ist ein Auto, das mit einer Brennstoffzelle betrieben wird. Unter hohem Druck werden 5 kg Wasserstoff-Gas gespeichert und mittels eines Brennstoffzellenstapels gemäss den folgenden Halbzellen-Reaktionen umgesetzt, wobei der Sauerstoff in (2) aus der Umgebungsluft stammt.



Die Elektronen werden in einem externen Stromkreislauf transportiert und treiben so einen elektrischen Motor an. Bitte berechne:

a.) Die Ladungsmenge Q (für $m = 5 \text{ kg}$ Wasserstoff-Gas)

$z = 2$, da pro Mol H_2 2 Elektronen transferiert werden

$$Q = \frac{5 \times 10^3 \text{ g} * z * 96485 \text{ C/mol}}{2.0 \text{ g/mol}} = 4.82 \times 10^8 \text{ C}$$

b.) Die Distanz [km], welche das Auto mit einem vollen Tank zurücklegen kann. Für die Berechnung wird angenommen, dass im Brennstoffzellenstapel, welcher aus 200 einzelnen Zellen besteht, eine Stromstärke von 65 A erforderlich ist, um das Fahrzeug auf einer konstanten Geschwindigkeit von 50 km/h zu halten. (Tipp: Beachte, dass die Reaktion in allen 200 Zellen des Brennstoffzellenstapels gleichzeitig stattfindet.)

$$Q[C] = 200 * I[A] * t[s] \quad \text{darum : } t = \frac{4.82 * 10^8 C}{200 * 65 C/s} * \frac{1 h}{3600 s} = 10.30 h$$

Bei einer konstanten Geschwindigkeit von 50 km/h kann das Auto somit eine Distanz von 515 km zurücklegen.

2. Lithium-Ionen-Batterie

Die Batterie eines iPhone 8 Plus verfügt über eine Kapazität von 2'675 mAh. Beim Entladen der Batterie werden Lithium-Ionen von der Anode (typischerweise Graphit) zur Kathode (typischerweise ein Übergangsmetall-Oxid) transportiert. Gemäss Ladungserhaltung fliesst pro Mol Li^+ (extrahiert aus Anode und transportiert zu Kathode) ein Mol Elektronen in einem externen Stromkreislauf von der Anode zur Kathode. Bitte beantworte die folgenden Fragen:

- a.) Wie viele Lithium-Ionen werden beim Entladevorgang des iPhone 8 Plus von der Anode zur Kathode transportiert? (Für die Berechnung soll angenommen werden, dass das iPhone komplett entladen wird, was der angegebenen Kapazität von 2'675 mAh entspricht.)



$$Q = 2675 mAh = 2675 mAh * \frac{3600 s}{1 h} = 9'630 As = 9'630 C$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{Q}{zF} = \frac{9'630 C}{1 * 96'485 C/mol} = 0.09981 mol \rightarrow 6.01 * 10^{22} \text{ Lithiumionen}$$

- b.) Es wird nun angenommen, dass die Batterie-Laufzeit des iPhone 8 Plus bei intensivem Gebrauch (z.B. Google Maps) 2 Stunden beträgt. Wie viele Lithium-Ionen werden pro Sekunde von der Anode zur Kathode transportiert und welcher Stromstärke entspricht dies? (Für die Berechnung soll erneut eine verfügbare Kapazität von 2'675 mAh angenommen werden.)

$$\frac{6.01 * 10^{22} \text{ Lithiumionen}}{7'200 s} = 8.35 * 10^{18} \text{ Lithiumionen/s}$$

$$I = 8.35 * 10^{18} s^{-1} * 1.602 * 10^{-19} As = 1.34 A$$

3. Galvanisierung

Bei der Galvanisierung wird ein Metall mittels einer elektrochemischen Reaktion mit einer dünnen Schicht eines anderen Metalls beschichtet. Abbildung 1 zeigt schematisch die Beschichtung eines Schlüssels mit Silber. Der Schlüssel wird dazu in eine silberhaltige Lösung eingetaucht und elektrisch mit einem Silber-Draht verbunden. Durch Anlegen eines Stromes wird am Silber-Draht Ag oxidiert und an der Schlüssel-Oberfläche Ag^+ reduziert, wo sich auf diese Weise eine dünne Schicht Silber abscheidet.

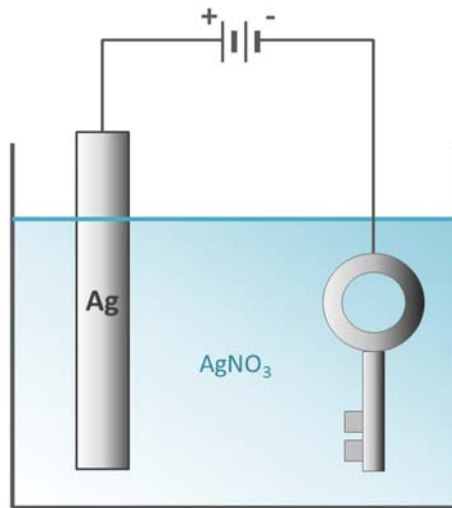


Abbildung 1: Galvanisierung eines Schlüssels mit einer dünnen Schicht Silber.

Es wird angenommen, dass der Schlüssel eine Oberfläche von 70 cm^2 aufweist und mit einer Stromstärke von 180 mA beschichtet wird (Halbzellen-Reaktion: $\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$).

- a) Berechne die erforderliche Zeit, um eine gleichmässige $10 \mu\text{m}$ dicke Schicht abzuschneiden (gravimetrische Dichte und molare Masse von Silber: $\rho = 10.5 \text{ g/cm}^3$, $M = 107.9 \text{ g/mol}$).

Volumen von Silber, das abgeschieden werden muss: $70 \text{ cm}^2 * 0.001 \text{ cm} = 0.07 \text{ cm}^3$.

Masse von Silber, das abgeschieden werden muss: $0.07 \text{ cm}^3 * 10.5 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 0.735 \text{ g}$.

Anzahl transferierter Elektronen: $z = 1$.

$$Q = \frac{0.735 \text{ g} * z * 96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}}}{107.9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 6.57 * 10^2 \text{ C}$$

$$t = \frac{6.57 * 10^2 \text{ C}}{0.180 \text{ A}} = 60.8 \text{ min}$$

Führe die analoge Berechnung durch für die Beschichtung mit Gold und Kupfer:

- b) Halbzellenreaktion: $\text{Au}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Au}$, $\rho = 19.3 \text{ g/cm}^3$, $M = 197.0 \text{ g/mol}$.

$$t = 184 \text{ min}$$

- c) Halbzellenreaktion: $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$, $\rho = 8.96 \text{ g/cm}^3$, $M = 63.5 \text{ g/mol}$.

$$t = 176 \text{ min}$$