

Institut für Experimentalphysik der Technischen Universität Graz

&

Institut für Physik der Universität Graz

LABORÜBUNGEN 2: ELEKTRIZITÄT, MAGNETISMUS, OPTIK

Übungstitel: Silbercoulombmeter

Betreuer: Philipp Brunner

Gruppennummer:

41

| Vorbereitung | Durchführung | Protokoll |
|--------------|--------------|-----------|
| | | |

| |
|----------|
| Σ |
|----------|

Name: Tanja Maier, Johannes Winkler

Kennzahl: 033 678 Matrikelnummer: 11778750, 00760897

Datum: 23. Oktober 2020 WS 20

1 Aufgabenstellung

Es ist der Silbercoulombmeter Versuch durchzuführen. Dabei ist die Faraday Konstante und die Elementarladung zu bestimmen.

Als zweites ist eine Elektrolyse mit Hoffman-Apparat durchzuführen, wo auch die Faraday Konstante, die Elementarladung und das elektrochemische Äquivalent zu bestimmen sind.

2 Grundlagen und Versuchsaufbau

Grundsätzlich versteht man unter Elektrolyse die Umwandlung von elektrischer Energie in chemische Energie. Atome bzw. Moleküle werden also mit Hilfe von Strom getrennt. Die Leitung in einem Elektrolyten erfolgt dabei über frei bewegliche Ionen im elektrischen Feld. Dabei entstehen durch Aufnahme von Elektronen der Kathode z -wertig positive Kationen oder Abgabe von Elektronen an die Anode z -wertig negative Anionen, wobei z eine ganze Zahl ist.

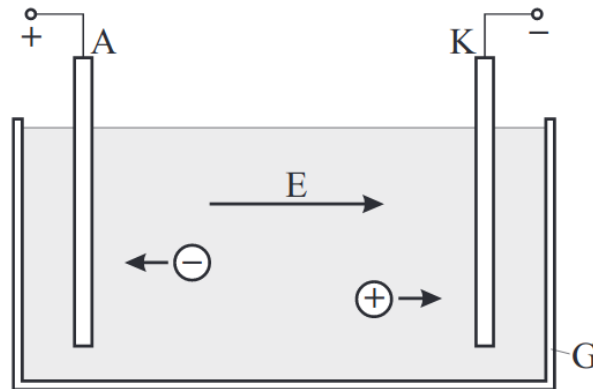


Abbildung 1: Ionentransport im Elektrolyten im elektrischen Feld. A Anode, K Kathode.

Bei einer Elektrolyse treten also an den beiden Elektroden chemische Vorgänge auf, da die Ionen des Elektrolyten auf Anode und Kathode reagieren. Dabei gilt

$$q = n \cdot e \cdot z \quad (1)$$

wobei n die Zahl der z -wertigen Ionen, q die durch den Elektrolyten geflossene Elektrizitätsmenge und e die Elementarladung ist.

Zur Bestimmung der Faraday-Konstante F schickt man durch den Elektrolyten in einer Zeitspanne t einen gemessenen Strom I (und somit eine bekannte Elektrizitätsmenge q) und bestimmt die Menge m eines an einer Elektrode abtransportierte Stoffmenge. Für ein z -wertiges Ion ergibt sich so das 1. Faraday'sche

Gesetz

$$q = I \cdot t = \frac{m}{M} \cdot F \cdot z \quad (2)$$

Die Stoffmenge der Elektrizitätsmenge durch einen Elektrolyten ist proportional zum Produkt von Stromstärke und Zeit.

Der Einfachheit wegen wählt man hierbei einen Elektrolyten, der ein stabiles Reaktionsprodukt ergibt, sodass durch Umformen leicht F bestimmt werden kann. Umgekehrt kann man bei bekanntem F auch leicht die Elektrizitätsmenge berechnen. Solche Apparaturen werden daher als Coulometer bezeichnet.

Unter Berücksichtigung des elektrochemischen Äquivalents C (Stoffmenge, die bei der Elektrolyse mit einem Coulomb abgeschieden wird [1]) gilt außerdem

$$C = \frac{m_x}{z \cdot e} = \frac{m_x \cdot N_A}{z \cdot e \cdot N_A} = \frac{m_A}{z \cdot F} \quad (3)$$

Sowie auch das 2. Faraday'sche Gesetz: Die elektrochemischen Äquivalente zweier Stoffe verhalten sich gleich wie ihre chemischen Äquivalente.

3 Geräteliste

Tabelle 1: Liste der verwendeten Geräte

| Bezeichnung | Hersteller | Gerätenummer | Unsicherheit |
|------------------------|--------------|--------------------|------------------------|
| Thermometer | | | $\pm 1^\circ \text{C}$ |
| Amperemeter | | $\pm 2 \text{ mA}$ | |
| Hoffmann'scher Apparat | | | |
| Stoppuhr | Apple | iPhone XS Max | $\pm 1 \text{ s}$ |
| Waage | Mettler P163 | | $\pm 1 \text{ mg}$ |
| Netzteil | GW | GPR-3030 | |

4 Durchführung und Messwerte

4.1 Silbercoulombmeter

Der Versuch wird gemäß Abbildung 1 aufgebaut. Die aus Silber bestehenden Elektroden werden abgeschliffen und ausführlich gewogen. Danach werden sie in den Behälter gehängt und an den Stromkreis angeschlossen. Es gilt $I = 100 \text{ mA}$ für $t = 1800 \text{ s}$. Nach einer Stunde werden die Elektroden aus dem Behälter genommen und erneut abgewogen.

Tabelle 2: Gewichter der Elektroden für Tanja Maier (TM) und Johannes Winkler (JW)

| Bezeichnung | TM | JW |
|---------------------|-------|-------|
| Kathode vorher / g | 9.406 | 9.641 |
| Kathode nachher / g | 9.613 | 9.861 |
| Anode vorher / g | 6.756 | 9.639 |
| Anode nachher / g | 6.237 | 9.486 |

4.2 Elektrolyse

Zuerst wurde die Dichte der Schwefelsäure ρ bestimmt. Die Raumtemperatur wurde vom Thermometer mit $T = 22^\circ$ bzw $T = 295.15$ K abgelesen. Die Elektrolyse wurde für $t = 600$ s (bzw. 10 Minuten) bei $I = 300$ mA bzw $I = 400$ mA durchgeführt.

Tabelle 3: Daten für die Elektrolyse von Tanja Maier (TM) und Johannes Winkler (JW)

| Bezeichnung | TM | JW | Unsicherheit |
|---|------|------|--------------|
| $\rho(\text{H}_2\text{SO}_4) / \text{g/dm}^3$ | 1110 | 1106 | ± 4 |
| t / s | 600 | 600 | ± 1 |
| $p_{\text{Luft}} / \text{hPa}$ | 1016 | 1016 | ± 1 |
| $p_{\text{Dampf}} / \text{Pa}$ | 2500 | 2500 | ± 100 |
| I / mA | 400 | 300 | ± 3 |
| Höhe Anode / cm | 14.0 | 11.5 | ± 2.0 |
| Höhe Kathode / cm | 24.0 | 18.5 | ± 2.0 |
| Volumen Anode / ml | 16.4 | 11.4 | ± 4.0 |
| Volumen Kathode / ml | 33.8 | 24.0 | ± 4.0 |
| $T / ^\circ\text{C}$ | 22 | 22 | ± 1 |

5 Auswertung

5.1 Silbercoulombmeter

Beim Silbercoulombmeter wird für die Faraday-Konstante folgende Formeln benötigt.

$$F = \frac{I \cdot t \cdot M}{m \cdot z}$$

$$\Delta = \frac{\Delta I \cdot t \cdot M}{m \cdot z} + \frac{I \cdot \Delta t \cdot M}{m \cdot z} + \frac{I \cdot t \cdot M}{m^2 \cdot z} \cdot \Delta m$$

Es gilt $z = 1$ und $M = 107.87$ g/mol laut [3]. Zusätzlich gilt $I = (100 \pm 2)$ mA und $t = (1800 \pm 1)$ s. Der Wert m wird aus der Differenz der Elektroden abgelesen.

Für die Auswertung ergibt sich bei Tanja Maier

$$\begin{aligned}F_{\text{Kathode}} &= (94 \pm 47) \text{ kC/mol} \\F_{\text{Anode}} &= (37 \pm 8) \text{ kC/mol} \\e_{\text{Kathode}} &= (1.56 \pm 0.78) \cdot 10^{-19} \text{ C} \\e_{\text{Anode}} &= (0.62 \pm 0.62) \cdot 10^{-19} \text{ C}\end{aligned}$$

Bei den Messwerten von Johannes Winkler ergibt sich

$$\begin{aligned}F_{\text{Kathode}} &= (88 \pm 42) \text{ kC/mol} \\F_{\text{Anode}} &= (127 \pm 86) \text{ kC/mol} \\e_{\text{Kathode}} &= (1.47 \pm 0.70) \cdot 10^{-19} \text{ C} \\e_{\text{Anode}} &= (2.11 \pm 2.11) \cdot 10^{-19} \text{ C}\end{aligned}$$

5.2 Elektrolyse

Die Berechnung der Faraday Konstante wird mit der Formel

$$F = \frac{I \cdot t \cdot R \cdot T}{z \cdot V \cdot (p_L + \rho \cdot g \cdot h - p_D)} \quad (4)$$

durchgeführt, wobei p_L der Luftdruck, p_D der Dampfdruck und ρ die Dichte der Schwefelsäure ist.

Die Fehlerrechnung ist

$$\begin{aligned}\Delta F &= F \cdot \frac{\Delta T}{T} + F \cdot \frac{\Delta t}{t} + F \cdot \frac{\Delta I}{I} + F \cdot \frac{\Delta V}{V} + F \cdot \frac{\Delta p_L + \Delta p_D + g \cdot (\Delta \rho \cdot h + \rho \cdot \Delta h)}{(p_L + \rho \cdot g \cdot h - p_D)} \\ \Delta F &= F \cdot \left(\frac{\Delta T}{T} + \frac{\Delta t}{t} + \frac{\Delta I}{I} + \frac{\Delta V}{V} + \frac{\Delta p_L + \Delta p_D + g \cdot (\Delta \rho \cdot h + \rho \cdot \Delta h)}{(p_L + \rho \cdot g \cdot h - p_D)} \right)\end{aligned}$$

Insgesamt ergibt sich bei Tanja Maier

$$\begin{aligned}F_{\text{Kathode}} &= (85 \pm 99) \text{ kC/mol} \\F_{\text{Anode}} &= (89 \pm 23) \text{ kC/mol} \\e_{\text{Kathode}} &= (1.42 \pm 1.64) \cdot 10^{-19} \text{ C} \\e_{\text{Anode}} &= (1.48 \pm 0.38) \cdot 10^{-19} \text{ C}\end{aligned}$$

Insgesamt ergibt sich bei Johannes Winkler

$$\begin{aligned}F_{\text{Kathode}} &= (91 \pm 110) \text{ kC/mol} \\F_{\text{Anode}} &= (96 \pm 35) \text{ kC/mol} \\e_{\text{Kathode}} &= (1.51 \pm 1.84) \cdot 10^{-19} \text{ C} \\e_{\text{Anode}} &= (1.60 \pm 0.59) \cdot 10^{-19} \text{ C}\end{aligned}$$

5.3 Elektrochemisches Äquivalent

Für Sauerstoff ist die molare Masse laut [4] 15.994 und für Wasserstoff 1.0074.
Für die Berechnung ist die Faraday-Konstante nötig.
Es gilt

$$C = \frac{m}{z \cdot F}$$

$$\Delta C = \frac{m}{z \cdot F^2} \cdot \Delta F$$

wobei wir hier die molare Masse m als exakt annehmen.
Für die Berechnung wurden die Faraday-Konstanten aus dem Hoffmann Versuch
bei der Anode verwendet.
Es ergibt sich bei Tanja Maier

$$C_{O_2} = (0.090 \pm 0.023) \text{ mg/As}$$

$$C_H = (0.011 \pm 0.002) \text{ mg/As}$$

Es ergibt sich bei Johannes Winkler

$$C_{O_2} = (0.082 \pm 0.030) \text{ mg/As}$$

$$C_H = (0.010 \pm 0.004) \text{ mg/As}$$

6 Zusammenfassung

- Silbercoulombmeter

- Tanja Maier:

$$F_{\text{Kathode}} = (94 \pm 47) \text{ kC/mol}$$

$$F_{\text{Anode}} = (37 \pm 8) \text{ kC/mol}$$

$$e_{\text{Kathode}} = (1.56 \pm 0.78) \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

$$e_{\text{Anode}} = (0.62 \pm 0.62) \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

- Johannes Winkler:

$$F_{\text{Kathode}} = (88 \pm 42) \text{ kC/mol}$$

$$F_{\text{Anode}} = (127 \pm 86) \text{ kC/mol}$$

$$e_{\text{Kathode}} = (1.47 \pm 0.70) \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

$$e_{\text{Anode}} = (2.11 \pm 2.11) \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

- Hoffmann

– Tanja Maier

$$F_{\text{Kathode}} = (85 \pm 99) \text{ kC/mol}$$

$$F_{\text{Anode}} = (89 \pm 23) \text{ kC/mol}$$

$$e_{\text{Kathode}} = (1.42 \pm 1.64) \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

$$e_{\text{Anode}} = (1.48 \pm 0.38) \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

– Johannes Winkler

$$F_{\text{Kathode}} = (91 \pm 110) \text{ kC/mol}$$

$$F_{\text{Anode}} = (96 \pm 35) \text{ kC/mol}$$

$$e_{\text{Kathode}} = (1.51 \pm 1.84) \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

$$e_{\text{Anode}} = (1.60 \pm 0.59) \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

- Elektrochemische Äquivalente

– Tanja Maier

$$C_{O_2} = (0.090 \pm 0.023) \text{ mg/As}$$

$$C_H = (0.011 \pm 0.002) \text{ mg/As}$$

– Johannes Winkler

$$C_{O_2} = (0.082 \pm 0.030) \text{ mg/As}$$

$$C_H = (0.010 \pm 0.004) \text{ mg/As}$$

7 Diskussion

Es ist beim Silbercoulombmeter in beiden Fällen zu beobachten, dass die Kathode den genaueren Wert für die Faraday Konstante liefert. Das geschieht gegen die Annahme, dass eigentlich die Anode genauer sein sollte, da möglicherweise nicht alle Silberatome an der Kathode haften bleiben. Eine mögliche Erklärung wäre, dass die beiden Elektroden vertauscht wurden, was dann aber zweimal unabhängig voneinander passiert sein müsste.

Beim Hoffmann Apparat ergeben sich entsprechend große Unsicherheiten, da es Ablesefehler an der feinen Skala geben kann. Zusätzlich könnte Gas entweichen und die Temperaturänderung bzw der Luftdruck im Raum sind ebenfalls Unsicherheitsfaktoren. Zusätzlich konnte die Höhe der Wassersäule nur schwer gemessen werden, da der Aufbau nicht beschädigt werden sollte.

Die elektrochemischen Äquivalente entsprechen den Werten auf [4].

8 Literaturverzeichnis

- [1] https://www.chemie.de/lexikon/Elektrochemisches_äquivalent.html,
22.10.2020 22:53 Uhr

- [2] bereitgestellte Unterlagen zum Versuch aus dem TeachCenter der TU Graz
- [3] <https://de.wikipedia.org/wiki/Silber>, 25.10.2020, 11:35
- [4] https://de.wikipedia.org/wiki/Elektrochemisches_quivalent,
28.10, 20:00