

# Versuch 12 - Trägheitsmoment

PAP 1

12.12.2024

Teilnehmender Student: **Paul Saß**

Gruppe: 9

Kurs: Vormittags

Tutor/in :

# Inhaltsverzeichnis

<b>1</b>	<b>Einleitung</b>	<b>1</b>
1.1	Motivation . . . . .	1
1.2	Messverfahren . . . . .	1
1.3	Grundlagen aus der Physik . . . . .	1
1.3.1	Elektrolyse Kupfersulfat . . . . .	1
1.3.2	Elektrolyse Wasser . . . . .	2
<b>2</b>	<b>Durchführung</b>	<b>2</b>
2.1	Versuchsaufbau . . . . .	2
2.2	Aufgaben . . . . .	2
<b>3</b>	<b>Auswertung</b>	<b>3</b>
3.1	Aufgabe I . . . . .	3
3.1.1	Massenzunahme . . . . .	3
3.1.2	Massenabnahme . . . . .	3
3.2	Aufgabe II . . . . .	4
3.2.1	Sauerstoff . . . . .	4
3.2.2	Wasserstoff . . . . .	5
<b>4</b>	<b>Zusammenfassung und Diskussion</b>	<b>6</b>
4.1	Aufgabe I . . . . .	6
4.2	Aufgabe II . . . . .	6

# 1. Einleitung

## 1.1 Motivation

Die Elektrolyse wurde erstmals im Jahr 1800 entdeckt durch Alessandro Volta. Dieser stellte die erste brauchbare Batterie her. In den darauffolgenden Jahren konnten mithilfe der Elektrolyse erstmals elementare unedle Metalle hergestellt werden.

Im Alltag präsent ist die Elektrolyse in Batterien, aber auch in Aluminium. Um Aluminium elementar extrahieren zu können wird die Elektrolyse verwendet. Aluminium ist in der heutigen Zeit ein weitverbreiteter Werkstoff, da es sehr leicht, aber auch stabil ist.

## 1.2 Messverfahren

Der Versuch besteht aus drei Aufbauten:

- Einer Elektrolysezelle aus zwei Kupferplatten und einem Kupfer-Sulfat Elektrolyt. Dabei wird Strom an die Kupferplatten gelegt. Durch den Strom scheidet sich an einer Platte elementares Kupfer ab, während bei der anderen Kupfer als Ion in Lösung geht. Aus der Massendifferenz der Platten vor und nach der Elektrolyse kann die Faraday-Konstante bestimmt werden.
- Einer Elektrolysezelle mit zwei Platin Elektroden und Wasser. Durch den Strom entstehen elementarer Sauer- und Wasserstoff. Durch die Volumendifferenz zum Moment vor der Elektrolyse lässt sich hier ebenfalls die Faraday-Konstante bestimmen.
- Einer Brennstoffzelle, welche mithilfe von elementarem Wasserstoff und Luftsauerstoff, durch Rückreaktion der obigen Elektrolyse, Strom generieren kann.

## 1.3 Grundlagen aus der Physik

Allgemein gilt bei der Elektrolyse folgender Zusammenhang:

$$n = \frac{Q}{zF} \quad (1.1)$$

### 1.3.1 Elektrolyse Kupfersulfat

Bei der Elektrolyse der Kupferplatten wird die Masse  $m$  des sich abgesetzten und gelösten Kupfer gemessen. Daraus kann mit der bekannten molaren Masse von  $M_{Mol} = 63,546 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$  die Stoffmenge  $n$  bestimmt werden:

$$m = nM_{Mol} \quad (1.2)$$

Da der Strom  $I$  im Verlaufe der Elektrolyse nahezu konstant bleibt gibt sich hier der Zusammenhang für die übertragene Ladung  $Q$  über die Elektrolysezeit  $t$ :

$$Q = It \quad (1.3)$$

Setzt man diese beiden Formeln in die Allgemeine Formel 1.1 ein, erhält man einen Ausdruck für die Faraday-Konstante  $F$ :

$$F = \frac{Q}{zm} M_{Mol} \quad (1.4)$$

$$\Leftrightarrow F = \frac{It}{zm} M_{Mol} \quad (1.5)$$

### 1.3.2 Elektrolyse Wasser

Bei der Elektrolyse von Wasser zu  $H_2$  und  $O_2$  wird nicht die Massendifferenz, sondern die Volumendifferenz  $V$  bestimmt. Hier muss zur Bestimmung der Faraday-Konstante erneut die Stoffmenge bestimmt werden. Dafür gilt in dem Fall der Volumenmessung:

$$n = \frac{V}{V_{Mol}} \quad (1.6)$$

Dabei ist  $V_{Mol}$  das Molvolumen, welches das Volumen von einem mol eines idealen Gases angibt. Dieses kann über das ideale Gasgesetz hergeleitet werden mit  $p$  als Druck,  $T$  als Temperatur,  $p_0 = 1013,25$  mbar und  $T_0 = 273,15$  K als Normalbedingungen und  $V_{Mol}^0 = 22,414 \frac{L}{mol}$  als Molvolumen unter Normalbedingungen:

$$V_{Mol} = \frac{p_0}{p} \frac{T}{T_0} V_{Mol}^0 \quad (1.7)$$

Da sich in dem Wasser noch verdünnte Schwefelsäure  $H_2SO_4$  befindet, darf nur der Partialdruck des jeweiligen Gases berücksichtigt werden. Dabei wird der Sättigungsdruck des Elektrolyts mit 90 % von dem Sättigungsdruck von reinem Wasser geschätzt. Damit folgt dann für den Druck  $p$ , mit dem Luftdruck  $p_L$  und den Sättigungsdrücken  $p_D^{H_2SO_4}$  für das Elektrolyt und  $p_D^{H_2O}$  für den Sättigungsdruck von reinem Wasser:

$$p = p_L - p_D^{H_2SO_4} \quad (1.8)$$

$$\Leftrightarrow p = p_L - 0,9 \cdot p_D^{H_2O} \quad (1.9)$$

Eigentlich müsste noch der hydrostatische Druck berücksichtigt werden, da aber der Behälter beim Messen auf Höhe des Wasserspiegels der Röhren gebracht wurde, fällt dieser in der Berechnung weg.

## 2. Durchführung

### 2.1 Versuchsaufbau

### 2.2 Aufgaben

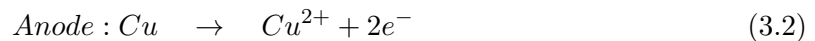
## 3. Auswertung

### 3.1 Aufgabe I

In dem Ersten Versuchsaufbau besteht das Elektrolyt aus in Wasser gelöstem Kupfersulfat. Dieses liegt dissoziiert vor. Das Heist, dass sich die Ionenbindung trennen können und die Ionen frei vorliegen. Zwischen Ionenbindung und freien Ionen liegt ein Gleichgewicht vor.



Legt man nun eine Spannung an die Kupferelektroden so wandern Kupfer-Ionen aus der Lösung an die Kathode und nehmen zwei Elektronen auf. Dabei werden sie zu elementarem Kupfer reduziert, welcher an der Elektrode ausfällt. Simultan lösen sich an der Anode Kupferatome aus, geben zwei Elektronen ab und gehen als zweifach geladene Ionen in Lösung. Insgesamt bleibt also die Menge an gelöstem Kupfer gleich, da für jedes ausgelöste Kupfer, genau ein elementares Kupfer ausfällt. Da die Spannung niedrig genug ist reagiert das Sulfat nicht und effektiv laufen folgende Reaktionen an Anode und Kathode ab:



#### 3.1.1 Massenzunahme

Bei der Kathode fällt Kupfer aus was für eine Massenzunahme sorgt. Daher wurde die Platte vorher und Nachher gewogen. Dabei gilt für die Massendifferenz  $m$ :

$$m = (0,3021 \pm 0,0014) \text{ g}$$

Dabei gilt für den Fehler:

$$\Delta m = \sqrt{(\Delta m_{vor})^2 + (\Delta m_{nach})^2} \quad (3.3)$$

Damit kann nun  $F$  mit Gleichung 1.5 bestimmt werden.

$$F = (9,7 \pm 0,6) \cdot 10^4 \frac{\text{C}}{\text{mol}}$$

Der Fehler wurde berechnet durch:

$$\Delta F = \sqrt{\left(\frac{t}{zm} M \Delta I\right)^2 + \left(\frac{I}{zm} M \Delta t\right)^2 + \left(\frac{It}{zm^2} M \Delta m\right)^2} \quad (3.4)$$

#### 3.1.2 Massenabnahme

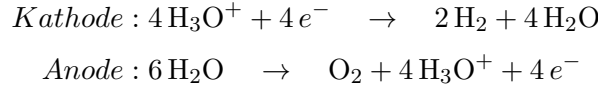
Analog wird die Faraday-Konstante aus der Massenabnahme der Anode bestimmt:

$$m = (0,3141 \pm 0,0014) \text{ g}$$

$$F = (9,3 \pm 0,5) \cdot 10^4 \frac{\text{C}}{\text{mol}}$$

### 3.2 Aufgabe II

Für Aufgabe zwei wird der zweite Aufbau verwendet. Durch das dissoziieren der Säure entstehen  $H_3O^+$  Kationen. Da das  $SO_4^{2-}$  was als Säurerest bleibt, bei der angelegten Spannung nicht reagiert laufen folgende Reaktionen ab:



Hier ist zu berücksichtigen, dass für das Molvolumen der Sättigungsdruck der Schwefelsäure berücksichtigt werden muss. In dem Behältnis hatte das Elektrolyt eine Temperatur von  $22,5 \pm 0,5$  °C. Das entspricht einem Sättigungsdruck des Wassers von  $(19,8 \pm 0,6)$  Torr. Daraus kann dann der Druck mit Gleichung 1.9 berechnet werden:

$$p = (738,9 \pm 0,6) \text{ Torr}$$

$$\Delta p = \sqrt{(\Delta p_L)^2 + (\Delta p_D^{H_2SO_4})^2} \quad (3.5)$$

Damit wird anschließend das Molvolumen bei Raumtemperatur  $T = 23,0 \pm 0,5$  °C nach Gleichung 1.7 bestimmt.

$$V_{Mol} = (25,00 \pm 0,04) \frac{L}{mol}$$

Für den Fehler gilt hier:

$$\Delta V_{Mol} = \sqrt{\left(\frac{p_0}{p} \cdot \frac{\Delta T}{T_0} \cdot V_{Mol}^0\right)^2 + \left(\frac{p_0}{p^2} \cdot \frac{T}{T_0} \cdot V_{Mol}^0 \cdot \Delta p\right)^2} \quad (3.6)$$

#### 3.2.1 Sauerstoff

Die gemessene Volumendifferenz des Sauerstoffs beträgt:

$$m = (21,30 \pm 0,14) \text{ g}$$

Daraus wird zunächst die Stoffmenge des entstandenen Sauerstoffs bestimmt nach Gleichung 1.6:

$$n = (8,52 \pm 0,06) \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Dabei wird der Fehler berechnet durch:

$$\Delta n = \sqrt{\left(\frac{1}{V_{Mol}} \cdot \Delta V\right)^2 + \left(\left(\frac{V}{(V_{Mol})^2}\right) \cdot \Delta V_{Mol}\right)^2} \quad (3.7)$$

Bei der oxidation von Sauerstoff, gibt dieser jeweils 2 Elektronen ab. Da für elementaren Sauerstoff 2 Sauerstoff oxidieren müssen, werden hier insgesamt 4 Elektronen übertragen. Deshalb gilt hier  $z = 4$ . Daraus ergibt sich für  $F$  nach Gleichungen 1.2 und 1.5:

$$F = (9,9 \pm 0,5) \cdot 10^4 \frac{\text{C}}{\text{mol}}$$

Mit Fehler:

$$\Delta F = \sqrt{\left(\frac{I}{zn} \cdot \Delta t\right)^2 + \left(\frac{t}{zn} \cdot \Delta I\right)^2 + \left(\frac{tI}{zn^2} \cdot \Delta n\right)^2} \quad (3.8)$$

### 3.2.2 Wasserstoff

Zwei  $H_3O^+$  welches durch dissoziieren der Säure entsteht, nehmen insgesamt 2 Elektronen auf, wodurch Wasser und elementarer Wasserstoff entsteht. Daraus ergibt sich  $z = 2$ . Mit der Massendifferenz  $m$ , kann hier analog zum Sauerstoff die Faraday-Konstante  $F$  bestimmt werden.

$$m = (43,90 \pm 0,14) \text{ g}$$

$$n = (1,756 \pm 0,006) \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$F = (9,6 \pm 0,5) \cdot 10^4 \frac{\text{C}}{\text{mol}}$$

## 4. Zusammenfassung und Diskussion

### 4.1 Aufgabe I

Aus der massendifferenz der Elektroden und der Laufzeit der Elektrolyse konnten die Faraday-Konstanten der Massenab bzw zunahme bestimmt werden.

$$F_{zu} = (9,7 \pm 0,6) \cdot 10^4 \frac{\text{C}}{\text{mol}}$$

$$F_{ab} = (9,3 \pm 0,5) \cdot 10^4 \frac{\text{C}}{\text{mol}}$$

Die Messung der Massenzunahme weist eine Abweichung zum Literaturwert von  $0,09 \sigma$  auf, die der Massenabnahme  $0,7 \sigma$ . Das zeigt, dass die Messung der Massenzunahme deutlich genauer ist. Die Ergebnisse sind jedoch kritisch zu betrachten. Auffällig ist, dass die Fehler beider Werte sehr groß sind, was besonders auf den Fehler der Stromstärke über einen so langen Zeitraum zurückzuführen ist. Zu verbessern wäre hier die Verwendung eines genaueren Netzteils eventuell mit einer Automatischen regulierung der Stromstärke.

Anzumerken ist jedoch, dass beide Werte eine Abweichung von  $0,5 \sigma$  voneinander haben, was ebenfalls auf die hohen Fehler zurückzuführen ist. Eigentlich zu erwarten wäre auch, dass der Wert durch Massenabnahme genauer ist, da die Kupferionen einfacher in Lösung gehen als sich abzusetzen. Beobachtet man im gegenzug die Massendifferenzen, passt die Beobachtung dort auf diese Annahme. Das deutet auf einen systematischen Fehler hin, welcher auch darin liegen könnte, dass die Zelle noch kurz ohne Strom in dem Elektrolyt lag, was zu einer kurzen Rückreaktion geführt haben könnte. Insgesamt lässt sich jedoch sagen, dass die Messung erfolgreich war und die Messung der Massenzunahme genauer war.

### 4.2 Aufgabe II

Aus der jeweiligen Volumendifferenz des Wasserstoffs und Sauerstoffs konnten mithilfe der Raumtemperatur und des Luftdrucks die Faraday-Konstanten bestimmt werden:

$$F_O = (9,9 \pm 0,5) \cdot 10^4 \frac{\text{C}}{\text{mol}}$$

Die durch Sauerstoff bestimmte Faraday-Konstante weicht um  $0,5 \sigma$  vom Literaturwert ab. Auffällig ist, dass diese zu groß ist. Dies ist damit zu erklären, dass der Sauerstoff teilweise mit der Säure des Elektrolyts reagiert, was für eine zu geringe Volumendifferenz sorgt. Das senkt die bestimmte Stoffmenge und erhöht dadurch die berechnete Faraday-Konstante.

Die Faraday-Konstante bestimmt durch Wasserstoff

$$F_H = (9,6 \pm 0,5) \cdot 10^4 \frac{\text{C}}{\text{mol}}$$

weicht um  $0,10 \sigma$  vom Literaturwert ab. Daher ist diese Messung als äußerst erfolgreich zu werten. Hier sind bei beiden Werte erneut größere Fehler zu beobachten, welche wie oben durch die lange Messzeit zu erklären sind. Da beide Werte  $0,4 \sigma$  voneinander Abweichen und der Wert durch Sauerstoff wie zu erwarten zu hoch ist, ist diese Messung im gesamten als erfolgreich zu



betrachten. Um die Fehler zu reduzieren wäre wie bei der Kupferzelle ein genaueres Netzteil hilfreich.