

Versuch 12 - Trägheitsmoment

PAP 1

12.12.2024

Teilnehmender Student: **Paul Saß**

Gruppe: 9

Kurs: Vormittags

Tutor/in :

Inhaltsverzeichnis

1	Einleitung	1
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
2	Durchführung	2
2.1	Versuchsaufbau	2
2.2	Aufgaben	2
3	Auswertung	3
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	4
4	Zusammenfassung und Diskussion	4

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:

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

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

2. Durchführung

2.1 Versuchsaufbau

2.2 Aufgaben

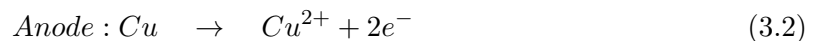
3. Auswertung

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 Inonenbindung trennen können und die Ionen frei vorliegen. Zwischen Inonenbindung 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. DAbel 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

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

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

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

$$\sqrt{\left(\frac{p_0}{p} \cdot \frac{\Delta T}{T_0} \cdot V_0\right)^2 + \frac{p_0}{p^2} \cdot \frac{T}{T_0} \cdot V_0 \cdot 0.75 \cdot \Delta p} \quad (3.6)$$

3.2.1 Sauerstoff

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

$$F = (10,8 \pm 0,6) \cdot 10^4 \frac{\text{C}}{\text{mol}}$$

3.2.2 Wasserstoff

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

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

4. Zusammenfassung und Diskussion