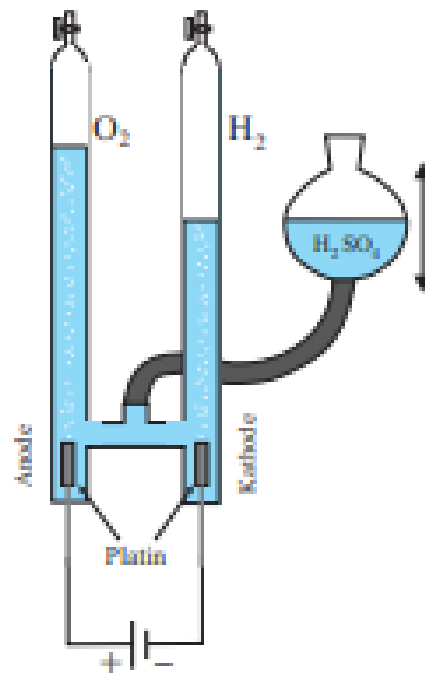


Versuch 21 - Elektrolyse

PAP 1, [3] [2]

10.09.2024



Teilnehmender Student: **Jonathan Rodemers**

Gruppe des Teilnehmenden: 1

Kurs: Nachmittags

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 mit Wasser	2
1.3.3	Brennstoffzelle	2
2	Durchführung	3
2.1	Messprotokoll	3
3	Auswertung	5
3.1	Reaktionsgleichungen des Kupfersulfatelektrolyt	5
3.1.1	Dissoziation	5
3.1.2	Reduktion an der Kathode	5
3.1.3	Oxidation an der Anode	5
3.2	Farady Konstante nach mit Massen	5
3.2.1	Gesammt Ladung	5
3.2.2	Massenunterschiede	5
3.2.3	Bestimmung der Faradaykonstante	6
3.2.4	Vergleich	6
3.3	Reaktionsgleichung bei Wasserelektrolyt	6
3.3.1	Reduktion an der Kathode	6
3.3.2	Oxidation an der Anode	6
3.4	Berechnung der Faraday Konstante mit Gasvolumen	6
4	Zusammenfassung und Diskussion	8
	Quellen- und Literaturverzeichnis	9

1. Einleitung

1.1 Motivation

Das Ziel dieses Experiments ist es, unser Verständnis der grundlegenden Prinzipien der Elektrolyse zu vertiefen und die Faraday-Konstante experimentell zu bestimmen. Unter Elektrolyse versteht man den Prozess, bei dem ein elektrischer Strom chemische Reaktionen auslöst, die zur Zersetzung von Substanzen führen. Dieses Experiment ist insbesondere durch die Bedeutung der Elektrolyse sowohl in der Physik als auch in der Chemie motiviert, da es eine Brücke zum Verständnis der elektrischen Leitfähigkeit in Lösungen und der Beziehung zwischen Ladung und Stoffumwandlung auf atomarer Ebene schlägt.

1.2 Messverfahren

Das Experiment gliedert sich in zwei Hauptteile. Im ersten Teil wird Kupfersulfat ($CuSO_4$) mit Kupferelektroden elektrolysiert, wobei Kupferionen "wandern" und sich an der Kathode absetzen, was zu messbaren Massenänderungen führt. Im zweiten Teil wird Wasser mit Hilfe der Hoffmannschen Apparatur elektrolysiert und das Volumen der entstehenden Wasserstoff- und Sauerstoffgase gemessen. Diese Messungen ermöglichen die Berechnung der Faraday-Konstante auf der Grundlage des Verhältnisses zwischen Ladung, Ionenwanderung und der Gesamtmasse, die gewandert ist.

1.3 Grundlagen aus der Physik

Bei diesem Experiment fließt elektrischer Strom durch einen Elektrolyten. Dort werden die Ladung von Ionen getragen und nicht von freien Elektronen, wie in metallischen Leitern.

1.3.1 Elektrolyse Kupfersulfat

Bei der Elektrolyse von Kupfersulfat ($CuSO_4$) bewegen sich die Kupferionen (Cu^{2+}) zur Kathode und nehmen Elektronen auf, um festes Kupfer zu bilden, während sich die Sulfationen (SO_4^{2-}) zur Anode bewegen. Die Faraday-Konstante F wird durch Messung der Ladung Q bestimmt, die während der Elektrolyse übertragen wird:

$$Q = I \cdot t \quad (1.1)$$

wobei I die Stromstärke in Ampere ist, und t die Zeit in Sekunden. Nach dem ersten Faradaysegesetz von Faraday ist die Masse des an der Kathode abgeschiedenen Kupfers proportional zur Ladung, die durch die Lösung geleitet wurde:

$$m = \frac{Q}{zF} \cdot M_{\text{Mol}} \quad (1.2)$$

wobei m die Masse des abgeschiedenen Kupfers ist, z ist die Wertigkeit (2 für Kupfer), F ist die Faraday-Konstante und M_{Mol} ist die molare Masse von Kupfer ($63,55 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$). Unter Verwendung der gemessenen Masse m kann die Faraday-Konstante durch Umstellen der Formel berechnet werden:

$$F = \frac{Q \cdot M_{\text{Mol}}}{z \cdot m} \quad (1.3)$$

1.3.2 Elektrolyse mit Wasser

Bei der Elektrolyse von Wasser wird die Faraday-Konstante auf der Grundlage des Volumens des erzeugten Wasserstoffgases berechnet. Die Menge des Gases n steht im Verhältnis zum Volumen V :

$$n = \frac{V}{V_{\text{Mol}}} \quad (1.4)$$

wobei M_{Mol} das molare Volumen eines idealen Gases ist ($22,414 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$ bei Standardbedingungen). Nach dem zweiten Faraday'schen Gesetz beträgt die übertragene Gesamtladung:

$$n = \frac{Q}{zF} \quad (1.5)$$

Die Faraday-Konstante wird also durch Messung des Gasvolumens und der während der Reaktion übertragenen Gesamtladung bestimmt. Das ideale Gasgesetz kann verwendet werden, um das Gasvolumen bei gemessenen Druck- und Temperaturbedingungen in Beziehung zu setzen.

$$V_{\text{mol}} = \frac{T}{p} \frac{p_0}{T_0 \cdot V_{\text{mol}}^0} \quad (1.6)$$

Dabei ist:

- $T_0 = 275,15 \text{ K}$
- $p_0 = 1013,25 \text{ mbar}$
- $V_{\text{mol}}^0 = 22,414 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$
- T die Temperatur des Raums

Und p muss weiternoch berechnet werden mit:

$$p = p_L - 0,9 p_D^{H_2O} \quad (1.7)$$

Dabei ist p_L der gemessene Luftdruck im Raum und $p_D^{H_2O}$ das Dampfdruckvolumen von Wasser bei der Temperatur T .

1.3.3 Brennstoffzelle

Schließlich beinhaltet das Experiment eine qualitative Betrachtung einer Brennstoffzelle, die in umgekehrter Weise wie die Elektrolyse funktioniert. In einer Brennstoffzelle reagieren Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser und erzeugen dabei elektrische Energie. Die wichtigsten Reaktionen in einer Brennstoffzelle mit Protonenaustauschmembran (PEM) sind:

- Anode: $2H_2 \rightarrow 4H^+ + 4e^-$
- Kathode: $O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$

Der Wasserstoff wird oxidiert, wobei Elektronen freigesetzt und Protonen erzeugt werden, die durch eine Membran fließen, während die Elektronen durch einen externen Stromkreis wandern, um Strom zu erzeugen. An der Kathode verbindet sich der Sauerstoff mit den Protonen und Elektronen zu Wasser und schließt den Prozess ab.

2. Durchführung

2.1 Messprotokoll

Messprotokoll

10.03.2024

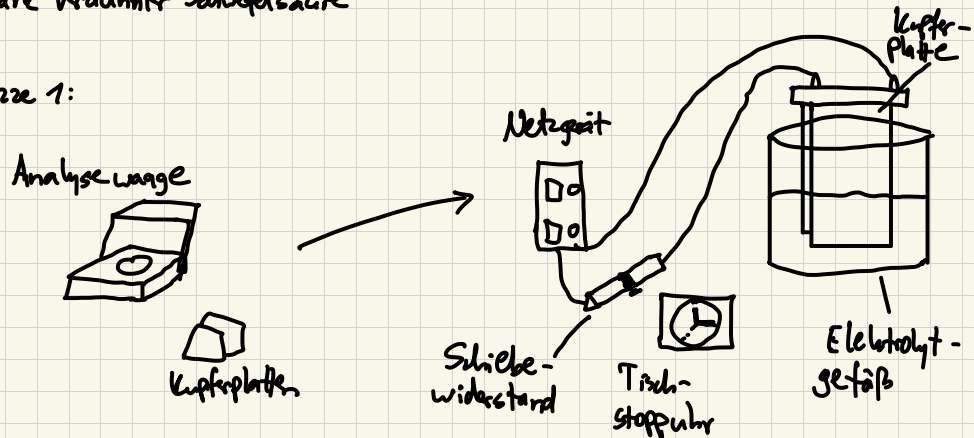
Theodora Lazarevic, Jonathan Podemers

Versuch 21 - Elektrolyse

Geräte: - Elektrolytgefäß mit CuSO_4 -Lösung

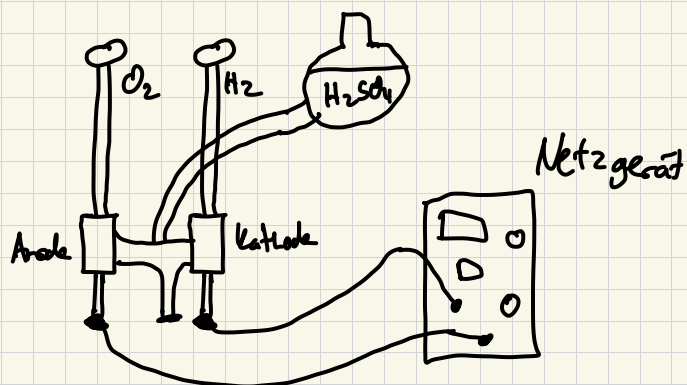
- 2 Kupferplatten
- Schickewiderstand
- Tischstoppuhr
- Analysenwaage
- Föhn
- Netzgerät mit Strom- & Spannungsanzeige
- Wasserzersetzungssapparat mit stark verdünnter Schwefelsäure

Versuchsskizze 1:



Versuchsskizze 2:

Wasserzersetzungssapparat



1. Elektrolyse von CuSO_4

Tabelle 1: Masse der Kupferplatten vor Elektrolyse

m_{11} [g]	m_{12} [g]
105,9191	114,1268
$\pm 0,0001$	$\pm 0,0001$

Stromstärke: $(0,70 \pm 0,02) \text{ A}$ Spannung: $(17,2 \pm 0,1) \text{ V}$

Tabelle 2: Masse d. Kupferplatten nach Elektrolyse

m_{11} [g]	m_{12} [g]
106,3372	113,6762
$\pm 0,0001$	$\pm 0,0001$

gemessen nach

 $t = (1800 \pm 10) \text{ s}$ 2. Elektrolytische Zersetzung von Wasser

$$I_A = (0,7 \pm 0,01) \text{ A} \quad U = (12,1 \pm 0,1) \text{ V}$$

Volumen vor Elektrolyse: $\text{O}_2: (1,8 \pm 0,2) \text{ ml}$ $\text{H}_2: (3,8 \pm 0,3) \text{ ml}$ Temperatur: $24 \pm 1^\circ \text{ C}$; Luftdruck = $(1001 \pm 1) \text{ hPa}$ $t = (371 \pm 1) \text{ s}$ Volumen nach Elektrolyse: $\text{O}_2: (18,8 \pm 0,2) \text{ ml}$ $\text{H}_2: (37,8 \pm 0,2) \text{ ml}$


3. Auswertung

3.1 Reaktionsgleichungen des Kupfersulfatelektrolyt

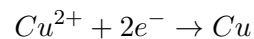
3.1.1 Dissoziation

Das Kupfersulfat dissoziiert in wasser zu:



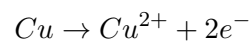
3.1.2 Reduktion an der Kathode

Cu^{2+} Kupfeionen nehmen zwei e^- auf und lagern sich an der Kathode ab.



3.1.3 Oxidation an der Anode

Kupfer gibt e^- ab und geht als Ion in die Lösung:



3.2 Farady Konstante nach mit Massen

3.2.1 Gesamt Ladung

Mithilfe der Formel 1.1 berechnen wir die Ladung, die während dem Elektrolyseprozess geflossen ist. Dabei nutzen wir folgende Fehlerrechnung:

$$\Delta Q^2 = (t\Delta I)^2 + (I\Delta t)^2 \quad (3.1)$$

Es ergibt sich:

$$Q = (1260 \pm 37)C$$

3.2.2 Massenunterschiede

Eine Platte hat Kupfer abgegeben", die andere erhalten". Wir bilden die Differenz:

$$m_{diff} = m_{start} - m_{ende} \quad (3.2)$$

Der Fehler folgt per quadratischer Addition und es ergeben sich folgende Werte:

Platte 1: (Anode)

$$m_{diff_1} = (0,4181 \pm 0,0001)g$$

Platte 2: (Kathode)

$$m_{diff_2} = (0,4506 \pm 0,0001)g$$

3.2.3 Bestimmung der Faradaykonstante

Mithilfe der Formel 1.3 und der Molaren Masse $(63,546 \pm 0,003) \frac{g}{mol}$ [1] berechnen wir nun F . Dabei bestimmen wir den Fehler mit der Formel:

$$\Delta F^2 = \left(\frac{M}{mz} \Delta Q \right)^2 + \left(\frac{Q}{mz} \Delta M \right)^2 + \left(\frac{-MQ}{m^2 z} \Delta m \right)^2 \quad (3.3)$$

Damit erhalten wir:

Ausgerechnet mit der Massenabnahme:

$$F_{ab} = (9,58 \pm 0,28) \cdot 10^4 \frac{C}{mol}$$

Mit der Massenzunahme:

$$F_{zu} = (8,88 \pm 0,26) \cdot 10^4 \frac{C}{mol}$$

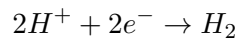
3.2.4 Vergleich

Vergleichen wir diese Werte so erhalten wir eine Abweichung von $1,8 \sigma$, diese ist also nicht signifikant und somit sind beide Messmethoden gültig, auch wenn auffällt, dass die Methode der Massenabnahme präziser ist. Dies könnte daran liegen, dass sich nicht alle abgelösten Kupferionen auch an der Kathode ablagern.

3.3 Reaktionsgleichung bei Wasserelektrolyt

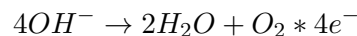
3.3.1 Reduktion an der Kathode

Hier werden Wasserstoffionen durch Elektronen reduziert und es entsteht Wasserstoff, der nach oben steigt.



3.3.2 Oxidation an der Anode

Hier geben Hydroxidionen Elektronen ab und es ergibt sich Wasser und elementarer Sauerstoff:



3.4 Berechnung der Faraday Konstante mit Gasvolumen

Aus der Formel 1.4, 1.5, 1.6 und 1.7 erstellen wir eine Gesamtformel für F :

$$F = \frac{Q}{zV} \frac{T}{(p_L - 0,9p_D^{H_2O})} \frac{p_0}{T_0 V_{mol}^0} \quad (3.4)$$

Dabei ist:

- Q die Ladung, die insgesamt geflossen ist
- z die Wertigkeit des Stoffes
- V das gemessene Volumen des Gases
- T die Temperatur des Raumes

- p_L der Druck des Raumes
- $p_D^{H_2=}$ der Sättigungsdampfdruck von Wasser bei der Temperatur T
- p_0 der Druck unter normalbedinungen
- T_0 die Temperatur unter Normalbedingunen
- V_{mol}^0 das Molare Volumen eines idealen Gases.

Dabei sind z, V_{mol}^0, T_0, p_0 und $p_D^{H_2O}$ Werte die ohne Fehler angegeben wurden. Es ergibt sich also folgende Formel für den Fehler:

$$\begin{aligned} \Delta F^2 = & \left(\frac{TV_{mol}^0 p_0}{T_0 V z (-0.9 p_D^{H_2O} + p_L)} \Delta Q \right)^2 + \left(\frac{-TV_{mol}^0 p_0 Q}{T_0 V^2 z (-0.9 p_D^{H_2O} + p_L)} \Delta V \right)^2 \\ & + \left(\frac{V_0 p_0 Q}{T_0 V z (-0.9 p_D^{H_2O} + p_L)} \Delta T \right)^2 + \left(\frac{-TV_0 p_0 Q}{T_0 V z (-0.9 p_D^{H_2O} + p_L)^2} \Delta p_L \right)^2 \end{aligned} \quad (3.5)$$

Wir rechnen nun noch die Gesamtladung für den zweiten Versuch aus und gehen hierbei analog vor wie auch schon beim erten Versuch.

Daraus ergibt sich ein Wert für die Konstante von:

$$F_{H_2} = (9,69 \pm 0,09) \cdot 10^4 \frac{C}{mol}$$

und (hierbei wurde z auf 4 gesetzt. da sich hier die Wertigkeit ändert)

$$F_{O_2} = (9,69 \pm 0,16) \cdot 10^4 \frac{C}{mol}$$

Dabei wurde der Fehler der Volumendifferenz, und der neu errechneten Gesamtladung quadratisch addiert.

4. Zusammenfassung und Diskussion

In diesem Experiment haben wir erfolgreich den Prozess der Elektrolyse mit zwei verschiedenen Systemen untersucht: Kupfersulfat ($CuSO_4$) mit Kupferelektroden und einmal mit Wasser als Elektrolyt. Durch sorgfältige Messungen konnten wir die Faraday-Konstante F mit zwei verschiedenen Methoden bestimmen:

Kupfersulfat als Elektrolyt

Durch Messung der Massenänderung der Kupferelektroden haben wir das Elektrolysegesetz von Faraday angewandt, um Folgendes zu berechnen:

$$F_{ab} = (9,58 \pm 0,28) \cdot 10^4 \frac{C}{mol}$$

und

$$F_{zu} = (8,88 \pm 0,26) \cdot 10^4 \frac{C}{mol}$$

Diese Ergebnisse zeigen eine Abweichung von $1,8\sigma$, die nicht signifikant ist, aber durch die unterschiedlichen Ansätze - Messung des Massenverlusts und des Massengewinns - erklärt werden kann. Der Massenverlust liefert eine genauere Messung zur Bestimmung der Faraday-Konstante, da es wahrscheinlicher ist, dass sich alle Ionen von der Anode lösen. Im Gegensatz dazu können sich nicht alle Ionen an der Kathode wieder anlagern, was eine potenzielle Fehlerquelle darstellt. Vergleicht man diese Werte mit dem Literaturwert von $(9,648455 \pm 0,000027) \cdot 10^4 \frac{C}{mol}$ [3] [3], beobachten wir Abweichungen von $0,2\sigma$ und $2,9\sigma$. Dies deutet darauf hin, dass das Experiment weitgehend erfolgreich war, wobei sich die Massenverlustmethode als genauer erwiesen hat.

Wasser als Elektrolyt

Anhand des Volumens der erzeugten Wasserstoff- und Sauerstoffgase haben wir das ideale Gasgesetz in Verbindung mit dem Faradayschen Gesetz angewendet, um Folgendes zu bestimmen:

$$F_{H_2} = (9,69 \pm 0,09) \cdot 10^4 \frac{C}{mol}$$

und

$$F_{O_2} = (9,69 \pm 0,16) \cdot 10^4 \frac{C}{mol}$$

Hierbei ist die Abweichung sogar 0σ . Im Vergleich zum Literaturwert ist die Abweichung ebenfalls minimal ($0,2\sigma$), was bestätigt, dass diese Methode ein gültiger Ansatz zur Bestimmung der Faraday-Konstante ist.

Potenzielle Fehlerquellen sind z. B. eine unzureichende Trocknung der Kupferplatten nach dem Waschen oder Ungenauigkeiten bei der Einstellung des Reservoirs beim Ablesen des Gasvolumens, da dies die Volumenmessung aufgrund von hydrostatischen Druckeffekten verändern könnte.

Quellen- und Literaturverzeichnis

- [1] ANDY HOPPE: *Periodensystem*. <https://www.periodensystem.info/elemente/kupfer/>. – [Online; Stand 10.09.2024]
- [2] CAPTAIN JONI: *pap1-tex-vorlage*. <https://github.com/captain-joni/pap1-tex-vorlage>. – [Online; Stand 28.08.2024]
- [3] DR. J. WAGNER: *Physikalisches Praktikum 1 für Studierende der Physik B.Sc.* <https://www.physi.uni-heidelberg.de/Einrichtungen/AP/info/Corona/PAP1.pdf>. – [Online; Stand 01/2014]