

**Elektrolyse**

Physikalisches Anfängerpraktikum I

Juan Provencio

Betreuer: Noa Hoffmann

---

## Inhaltsverzeichnis

<b>1 Ziel des Versuches</b>	<b>2</b>
<b>2 Grundlagen</b>	<b>2</b>
2.1 Elektrolyse . . . . .	2
2.2 Chemische Reaktionen . . . . .	3
2.3 Faraday-Konstante . . . . .	3
2.4 Erstes Faradaysches Gesetz . . . . .	4
2.5 Bestimmung der Faraday-Konstante anhand der durchgeföhrten Versuche . . . . .	4
2.6 Brennstoffzelle . . . . .	5
<b>3 Versuchsaufbau</b>	<b>6</b>
3.1 Materialen und Geräte . . . . .	6
3.2 Aufbau . . . . .	7
<b>4 Messung und Auswertung</b>	<b>8</b>
4.1 Messprotokoll . . . . .	8
4.2 Messung 1: Kupfersulfatelektrolyse . . . . .	9
4.3 Messung 2: Wasserzersetzung . . . . .	10
<b>5 Diskussion</b>	<b>12</b>
5.1 Zusammenfassung . . . . .	12
5.2 Diskussion . . . . .	13
<b>6 Quellen</b>	<b>14</b>

## 1 Ziel des Versuches

Beim chemischen Prozess der **Elektrolyse** findet eine Redoxreaktion statt. Dabei ändern sich die Oxidationszustände zweier Materialien, eines davon wird oxidiert und das andere wird reduziert, d.h. erniedrigt seinen Oxidationszustand. Man kann die Menge des bereits oxidierten Stoffes anhand der Ladung und der **Faraday-Konstante** bestimmen. Letztere gibt nämlich die elektrische Ladung eines Elektronen-Mols. Wir werden die Faraday-Konstante anhand zwei verschiedener Experimente bestimmen, einerseits durch die Elektrolyse von Kupfersulfat (CuSO4) und andererseits aus der elektrolytischen Zersetzung von Wasser im Wasserzersetzungsapparat nach Hoffman. Zusätzlich beobachten und analysieren wir die Umkehrung der Elektrolyse anhand einer **PEM-Brennstoffzelle**.

## 2 Grundlagen

### 2.1 Elektrolyse

Wie der Name suggeriert, dient die **Elektrolyse** zur Zersetzung oder "Auflösung", [lýsis], von Substanzen mittels einer elektrochemischen Reaktion. Diese Reaktion findet zwischen zwei **Elektroden** in einem **Elektrolyt** statt. Ein Elektrolyt ist eine leitfähige Substanz, welche bei Auflösung in einem Medium wie z.B. Wasser, geladene Teilchen ausgibt, die als Ionen bezeichnet werden. Diese entstehen aus neutralen Molekülen, wenn Elektronen verloren (Oxidation) oder gewonnen (Reduktion) werden. Die in der Reaktion entstandenen Ionen, einerseits positiv geladene Kationen und andererseits negativ geladene Anionen wandern zur entgegengesetzt geladene Elektrode. Im System wird also insgesamt eine Ladung transportiert, welche mittels des Verhältnisses

$$Q = I \cdot t \quad (1)$$

als Vergleich zwischen dem Anfangs- und Endpunkt bestimmt werden kann. Als die Ionen die entsprechenden Elektroden erreichen, findet dann eine chemische Reaktion statt, da treffen die geladenen Moleküle auf die entgegen gesetzten geladenen Elektroden, wodurch sie wieder zu neutralen Substanzen werden.

## 2.2 Chemische Reaktionen

### 2.2.1 Kupfersulfat-Elektrolyse

Im ersten Teil werden wir eine Lösung mit Kupfersulfat ( $\text{CuSO}_4$ ) mit zwei Kupferelektroden elektrolysierten. Dabei erwarten wir, dass Kupfer von der Anode zur Kathode wandern, aber erhalten letztendlich die gleichen Produkte raus, die wir ursprünglich eingegeben haben. In der Elektrolyse findet folgende Reaktion statt:



Bei Anlegung einer Spannung an den Kupferelektroden wird die negativ geladene Kathode die positiven Kupferionen anziehen, die dort zwei freie Elektronen finden werden und wieder zu Kupfer Cu reagieren werden. Auf der anderen Elektrode erwarten wir, dass die Sulfitionen mit dem Kupfer in Kontakt kommen und durch Ausgabe von zwei Elektronen wieder zu Kupfersulfat reagieren.

### 2.2.2 Wasserzersetzung

Im zweiten Teil werden wir versuchen durch Elektrolyse Wasser  $\text{H}_2\text{O}$  in seine Bestandteile Wasserstoff und Sauerstoff in der Form  $\text{H}_2$  und  $\text{O}_2$  zu zersetzen. Dabei benötigen wir Platin-Elektroden und eine Lösung aus stark verdünnter Schwefelsäure. Die Schwefelsäure hilft zur Erhöhung der Leitfähigkeit der Lösung, da Wasser alleine dafür nicht so gut geeignet ist. Insgesamt erhalten wir eine Reaktion:



So entstehen voneinander getrennt Wasserstoff und Sauerstoff.

## 2.3 Faraday-Konstante

Die **Faraday-Konstante** ist die elektrische Ladung, die ein Mol von einfach geladenen Teilchen besitzt. Heutzutage wissen wir, dass es genau  $F = N_A \cdot e$  entspricht, und wir kennen sowohl die Anzahl von Teilchen in einem Mol  $N_A$  als auch die Elementarladung  $e$  mit großer Genauigkeit. Früher, als diese beiden Werte nicht bekannt waren, war die Bestimmung der Faraday-Konstante durch andere Methoden erforderlich. Sie spielt außerdem eine sehr große Rolle in den Faradayschen Gesetzen.

## 2.4 Erstes Faradaysches Gesetz

Das erste Faradaysche Gesetz besagt, dass die an einer Elektrode während der Elektrolyse abgeschiedener Stoffmenge proportional zur elektrischen Ladung ist, die durch das **Elektrolyt** fließt. Faraday (1834) formulierte dieses Gesetz erstens bezüglich Wasser, und dann versuchte er ihn auf alle Stoffen zu verallgemeinern. Er schlussfolgerte, dass

bei Wasser, unter dem Einfluss von einem elektrischen Strom, ein Anteil davon in exakter Proportion zu der Menge an Elektrizität was durch [das Wasser] geflossen hat zersetzt wird.

Mathematisch formuliert heißt das, dass die die Masse  $m$  der chemischen Abscheidung

$$m \propto Q \quad (4)$$

ist.

## 2.5 Bestimmung der Faraday-Konstante anhand der durchgeführten Versuche

Wir haben bereits erwähnt, dass die Faraday-Konstante die Ladung ist, die ein Mol einfach geladener Teilchen ist anhand der Formel  $F = N_A \cdot e$ . Eine äquivalente mathematische Formulierung ist  $F = \frac{Q}{\text{mol}}$ , dabei ist  $Q$  die gemessene Gesamtladung. Um die **Faraday-Konstante** zu bestimmen, müssen wir also einerseits die Ladung messen, und dann die Menge an zersetzen Stoff bestimmen. Dabei ist uns bekannt, dass die Anzahl an Mole  $n$  gleich

$$n = \frac{Q}{z \cdot F} \quad (5)$$

ist, wobei  $z$  die Wertigkeit der transportierten Ionen ist. Dabei meinen wir wie viele Ladungen insgesamt transportiert werden. Außerdem ist auch

$$n = \frac{V}{V_{\text{Mol}}} \quad (6)$$

Das heißt, wir können diese zwei Formeln gleich setzen und nach  $F$  auflösen. Danach können wir durch Messung der relevanten Werte einen numerischen Wert dafür angeben.

$$F = \frac{Q}{z} \cdot \frac{V_{\text{Mol}}}{V} \quad (7)$$

Äquivalent können wir diese Formel für den Versuch mit dem Kupfersulfat mit der Masse formulieren.

Diese Messung geschieht folgendermaßen: Als erstes können wir nach (1) die Ladung bestimmen, indem wir den elektrischen Strom durch einen Ampermeter messen und die Zeitdauer unseres Versuchs angeben. Das molare Volumen, also das verbrauchte Volumen pro Stoffmenge bei einem idealen Gas ist  $V_{\text{Mol}} = \frac{V}{n}$ . Durch die Annahme des Idealen Gases können wir zusätzlich das ideale Gasgesetz

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad (8)$$

benutzen. Dabei vergleichen wir das Molvolumen unter normalen Bedingungen  $\frac{p_0 \cdot V_{\text{Mol}}^0}{T_0} = n \cdot R$  mit einer Messung bei Temperatur  $T$  und Druck  $p$ . Dann erhalten wir:

$$\frac{p_0 \cdot V_{\text{Mol}}^0}{T_0} = \frac{p \cdot V_{\text{Mol}}}{T} \quad (9)$$

Aufgelöst nach unserer gesuchten Größe  $V_{\text{Mol}}$  heißt das:

$$V_{\text{Mol}} = \frac{p_0 \cdot T}{T_0 \cdot p} V_{\text{Mol}}^0 \quad \checkmark \quad (10)$$

Die gesuchten Größen sind während der Durchführung des Versuchs zu messen. Am Ende des Versuchs zur Wasserzersetzung müssen wir allerdings beachten, dass der Druck  $p$  sich aufgrund verschiedener Gründe geändert hat. Einerseits, durch Änderung der Höhe zwischen der  $\text{H}_2\text{SO}_4$  Lösung im Vergleich zur Wasser Höhe entsteht ein Hydrostatischer Druck  $p_H$ . Man kann diesen Druck wegkorrigieren indem man bei der Messung die Höhe der  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -Lösung wieder anpasst. Andererseits entsteht ein Dampfdruck von der verdünnten Schwefelsäure, welchen wir vom äußeren Luftdruck  $p_L$  abziehen müssen.

$$p = p_L - p_D^{\text{H}_2\text{SO}_4} \quad (11)$$

$$p = p_L - 0,9 p_D^{\text{H}_2\text{O}} \quad \checkmark \quad (12)$$

Der Faktor 0,9 kommt bei (12) aus der Konzentration der Schwefelsäure. Aus der Tabelle in der Versuchsanleitung zum Sättigungsdampfdruck von Wasser entnehmen wir den Wert  $p_D^{\text{H}_2\text{O}}(22^\circ\text{C}) = 19,82$  Torr.

*aus dem Fehler der Temperatur sollte sich ein Fehler für  $p_D^{\text{H}_2\text{O}}$  ergeben*

## 2.6 Brennstoffzelle

Das Funktionsprinzip der Brennstoffzelle kann als die "Umkehrung" der Elektrolyse betrachtet werden. Dies weil aus den Produkten der Elektrolyse, Wasserstoff und Sauerstoff wird durch diesen Vorgang wieder Wasser gebildet. Uns ist die "Knallgasreaktion" bekannt, bei welcher  $\text{H}_2$  und  $\text{O}_2$  durch eine explosive Reaktion, durch Zündung der zwei Stoffen, miteinander wieder zu Wasser gemischt werden. Im Gegensatz wird bei einer Brennstoffzelle nichts

”verbrannt”, obwohl man manchmal das Wort nicht wortwörtlich dafür benutzt.

Wir werden spezifisch eine **PEM-Brennstoffzelle** verwenden, bei der 2 mit einem Katalysator (Platin) überzogenen Elektroden durch eine Membran getrennt sind. An der Anode wird  $H_2$  in jeweils zwei Protonen ( $H^+$ ) und zwei Elektronen ( $e^-$ ) gespaltet. Die Protonen durchqueren die Proton Exchange Membrane (PEM) und werden von der Kathode angezogen, während die Elektronen, die nicht durch die Membran zugelassen werden bleiben an der Anode und laden sie negativ auf. Bei Verbindung der zwei Elektroden durch einen Stromkreis können die gesammelten Elektronen zur Kathode fließen und versorgen einen Verbraucher mit elektrischer Energie. An der Kathode wartet disoziiertes Sauerstoff, welches mit den Wasserstoff Ionen ( $H^+$  und  $e^-$ ) wieder zu Wasser reagiert.

### 3 Versuchsaufbau

#### 3.1 Materialen und Geräte

- Elektrolytgefäß mit Kupfersulfatlösung
- Zwei Kupferplatten
- Schiebewiderstand
- Tischstoppuhr
- Analysewaage
- Fön
- Netzgerät mit Strom- und Spannungsanzeige
- Wasserzersetzungsapparat (nach Hoffmann) mit stark verdünnter Schwefelsäure

### 3.2 Aufbau

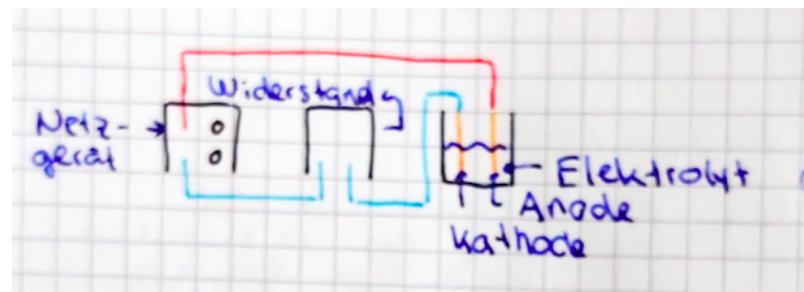


Abbildung 1: Aufbau Kupfersulfatelektrolyse

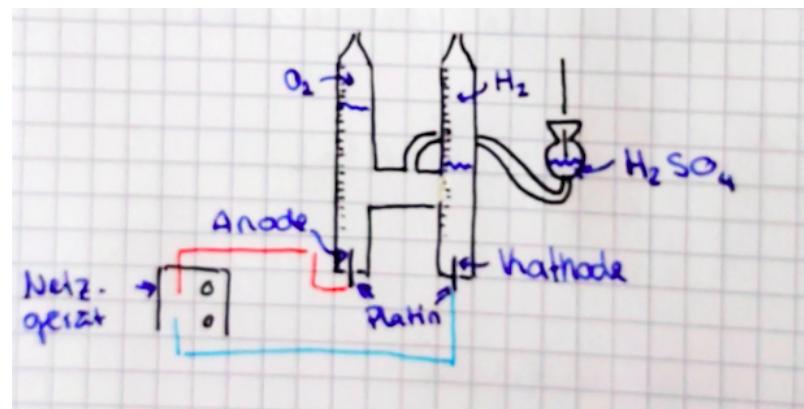


Abbildung 2: Aufbau Wasserzersetzung nach Hoffmann

## 4 Messung und Auswertung

### 4.1 Messprotokoll

Messprotokoll V21 Elektrolyse											
30.08.2021											
Mike Brandt Juan Provencio											
<u>Versuch 1: Elektrolyse von Kupfersulfat</u>											
Im Folgenden wurde an den Kupferelektroden ein Strom von $I=1A$ angelegt über eine Zeit von 30 Minuten. Die Elektroden wurden vor und nach dem Versuch gemessen und ihre Masse wurde auf die nächste Tabelle eingetragen											
Tabelle 1: Massenvergleich vor und nach Versuch											
<table border="1"> <thead> <tr> <th></th> <th>Masse vorher [g]</th> <th>Masse nachher [g]</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Anode</td> <td>106,2261</td> <td>105,6914</td> </tr> <tr> <td>Kathode</td> <td>112,5723</td> <td>113,1681</td> </tr> </tbody> </table>				Masse vorher [g]	Masse nachher [g]	Anode	106,2261	105,6914	Kathode	112,5723	113,1681
	Masse vorher [g]	Masse nachher [g]									
Anode	106,2261	105,6914									
Kathode	112,5723	113,1681									
<u>Versuch 2: Wasserzersetzung nach Hoffmann</u>											
Zuerst haben wir nach einem Vorlauf von 30 Sekunden die Werte der Udvirina der Wasser- und Sauerstoffgase gemessen. Danach wurden die Werte nach Vollendung des Versuchs wieder gemessen, unter Achtung, dass man um den hydrostatischen Druck zu vernachlässigen die Höhe des Uvaturbehälters angepasst werden musste.											
Tabelle 2: Volumenvergleich vor und nach Versuch											
<table border="1"> <thead> <tr> <th></th> <th>Volumen vorher [ml]</th> <th>Volumen nachher [ml]</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Sauerstoff <math>O_2</math></td> <td><math>(1,0 \pm 0,5)</math></td> <td><math>27,2 \pm 0,5</math></td> </tr> <tr> <td>Wasserstoff <math>H_2</math></td> <td><math>2,5 \pm 0,5</math></td> <td><math>56,0 \pm 0,5</math></td> </tr> </tbody> </table>				Volumen vorher [ml]	Volumen nachher [ml]	Sauerstoff $O_2$	$(1,0 \pm 0,5)$	$27,2 \pm 0,5$	Wasserstoff $H_2$	$2,5 \pm 0,5$	$56,0 \pm 0,5$
	Volumen vorher [ml]	Volumen nachher [ml]									
Sauerstoff $O_2$	$(1,0 \pm 0,5)$	$27,2 \pm 0,5$									
Wasserstoff $H_2$	$2,5 \pm 0,5$	$56,0 \pm 0,5$									
Die Bedingungen zu Beginn des Versuches waren											
Temperatur $T = (22,0 \pm 0,5)^\circ C$											
Luftdruck [bar]: $p_0 = 1,013$ bar											
Es wurde über eine Zeit von $t = 10\text{ min} 25\text{ sec}$ mit einem Strom von $I = 0,69\text{ A}$ gemessen.											
N. Hoffmann											

## 4.2 Messung 1: Kupfersulfatelektrolyse

Im Folgenden beziehen wir uns an die in den Grundlagen beschriebene Kupfersulfatelektrolyse 2.2.1 und an Tabelle 1 des Messprotokolls.

Bei der Messung der Masse der Kupferplatten betrachten wir einen Fehler von  $\sigma_m = 0,0001 \text{ g}$  per den Nutzeranleitungen der verwendeten Waage Sartorius ISO 9001. Die Genauigkeit der gemessenen Strom wird auf  $\sigma_I = 0,01 \text{ A}$  abgeschätzt und für die Genauigkeit der Zeit etwa  $\sigma_t = 10 \text{ s}$ . Aus der Tabelle entnehmen wir eine Massendifferenz an der Anode von  $m_A = (0,53470 \pm 0,00014) \text{ g}$  und an der Kathode von  $m_K = (0,59080 \pm 0,00014) \text{ g}$ .

Bitte alle benötigten Formeln in der Einleitung herleiten.

Für die Berechnung der Faraday-Konstante benutzen wir die Formel, die in (7) angegeben wird, jedoch mit einer leichten äquivalenten Änderung: In diesem Versuchsteil verwenden wir kein Volumen, sondern die Masse. Dann gilt

$$F = \frac{I \cdot t}{z} \cdot \frac{M_{\text{Mol}}}{m}. \quad (13)$$

Dabei beträgt die molare Masse von Kupfer  $M_{\text{Mol}} = (63,546 \pm 0,003) \text{ g mol}^{-1}$  (Commission on Isotopic Abundances and Atomic Weights & International Union of Pure and Applied Chemistry, 1969). Die Wertigkeit der vorhandenen Ionen beträgt  $z = 2$ .

Zunächst vergleichen wir die Werte für die Faraday-Konstante, die wir aus den jeweiligen Elektroden bestimmen können. Anhand der Information aus der Anode beträgt sie:

$$F_A = \frac{1 \text{ A} \cdot 1800 \text{ s}}{2} \cdot \frac{63,546 \text{ g mol}^{-1}}{0,53470} = 10,68 \cdot 10^4 \text{ s A mol}^{-1} \quad (14)$$

und besitzt einen Fehler von

$$\sigma_F = \sqrt{\left(\frac{t}{z} \cdot \frac{M_{\text{Mol}}}{m} \cdot \sigma_I\right)^2 + \left(\frac{I}{z} \cdot \frac{M_{\text{Mol}}}{m} \cdot \sigma_t\right)^2 + \left(\frac{I \cdot t}{z} \cdot \frac{1}{m} \cdot \sigma_{M_{\text{Mol}}}\right)^2 + \left(\frac{I \cdot t}{z} \cdot \frac{M_{\text{Mol}}}{m^2} \cdot \sigma_{m_A}\right)^2} \quad (15)$$

relative Fehler würden diese Formel sehr viel einfacher machen.

$$= 0,12 \cdot 10^4 \text{ s A mol}^{-1}. \quad (16)$$

Dies entspricht einer Faraday-Konstante im Bereich

$$F = (10,68 \pm 0,12) \cdot 10^4 \text{ s A mol}^{-1}. \quad \checkmark \text{ sehr gut! alles richtig geworden} \quad (17)$$

Dieser Wert weicht um 8.4  $\sigma$ -Bereiche vom Literaturwert. Formel? ich krieg da 8,6  $\sigma$ , kann aber nicht nachvollziehen, was dein Fehler war Bitte angeben inklusive Quelle  
An der Kathode verläuft die Rechnung analog und wir erhalten

$$F = (9,68 \pm 0,11) \cdot 10^4 \text{ s A mol}^{-1} \quad (18)$$

mit einer Abweichung von 0,29  $\sigma$ -Bereiche vom Literaturwert.

### 4.3 Messung 2: Wasserzersetzung

Aus der uns jetzt bekannten Formel für die Faraday-Konstante (7) können wir die gemessenen Werte benutzen und einsetzen. Die Gesamtladung erhalten wir aus dem eingestellten Strom von  $I = 0,69 \text{ A}$  und der Laufzeit des Versuchs  $t = 625 \text{ s}$ . Die vorhandenen Ionen haben eine Wertigkeit von  $z = 1$ . Wir verwenden das Volumen vom Wasserstoff zur Berechnung, weil sich am Sauerstoff zusätzlich Perschwefelsäure bildet. Das Molvolumen des Wassers ist aus Formel (10) und den Messungen zu Beginn und Ende des Versuchs zu bestimmen. Zuerst brauchen wir den Druck im Behälter bestimmen. Nach Formel (12) ergibt sich für den Druck

$$p = p_0 - p_D^{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1,013 \text{ bar} - 0,026 \text{ bar} = 0,987 \text{ bar} \quad (19)$$

Für den Atmosphärendruck schätzen wir aufgrund abweichender Klimabe dingungen einen Fehler von  $\sigma_{p_0} = 0,005 \text{ bar}$ . Für den Dampfdruck von Wasser schätzen wir einen Fehler von etwa  $\sigma_{p_D^{\text{H}_2\text{O}}} = 0,0010 \text{ bar}$ . Dann hat der Druck einen Fehler von

$$\sigma_p = \sqrt{(\sigma_{p_0})^2 + (0,9 \cdot \sigma_{p_D^{\text{H}_2\text{O}}})^2} \quad (20)$$

$$= 0,005 \text{ bar}. \quad (21)$$

Das heißt, unser Druck  $p$  ist

$$p = (0,987 \pm 0,005) \text{ bar} \quad (22)$$

Damit ergibt sich für das molare Volumen

$$V_{\text{Mol}} = \frac{p_0}{T_0} \cdot \frac{T}{p} V_{\text{Mol}}^0 \quad (23)$$

$$= 23,0 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1} \quad (24)$$

mit einem Fehler von

$$\sigma_{V_{\text{Mol}}} = \sqrt{\left( \frac{\partial}{\partial p} (V_{\text{Mol}}) \cdot \sigma_p \right)^2 + \left( \frac{\partial}{\partial T} (V_{\text{Mol}}) \cdot \sigma_T \right)^2} \quad (25)$$

$$\begin{aligned} &= \sqrt{\left( \frac{p_0}{T_0} \cdot \frac{T}{p^2} V_{\text{Mol}}^0 \cdot \sigma_p \right)^2 + \left( \frac{p_0}{T_0} \cdot \frac{1}{p} V_{\text{Mol}}^0 \cdot \sigma_T \right)^2} \\ &= 0,6 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}. \end{aligned} \quad (26)$$

*relative Fehler machen (26) das Leben leichter!*

Damit ist das molare Volumen

$$V_{\text{Mol}} = (23,0 \pm 0,6) \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1} \quad (28)$$

Zusätzlich brauchen wir zur Bestimmung der Faraday-Konstante (7) das abgeschiedene Volumen. Dafür haben wir zwei verschiedene Auswertungsmöglichkeiten: Sauerstoff und Wasserstoff. Dadurch, dass sich Perschwefelsäure im O<sub>2</sub>-Rohr bildet, eignet sich Wasserstoff besser für die Bestimmung der Konstante. Wir zeigen die Ergebnisse beider Rechnungen und vergewissern uns, dass dies auch der Fall ist.

Das Volumen  $V$  entspricht der Differenz aus beiden Messungen:  $V_i = V_{\text{Nachher}} - V_{\text{Vorher}}$ . Der Index  $i$  steht in diesem Fall für H<sub>2</sub> oder O<sub>2</sub>. Der Fehler des Volumens lautet

$$\sigma_{V_i} = \sqrt{\left(\sigma_{V_{\text{Vorher}}^i}\right)^2 + \left(\sigma_{V_{\text{Nachher}}^i}\right)^2} \quad (29)$$

$$\sigma_{V_{\text{H}_2}} = \sigma_{V_{\text{O}_2}} = 0,7 \text{ ml.} \quad (30)$$

Damit sind die entsprechenden Volumina

$$V_{\text{H}_2} = (53,5 \pm 0,7) \text{ ml} \quad (31)$$

$$V_{\text{O}_2} = (26,2 \pm 0,7) \text{ ml.} \quad (32)$$

Nun berechnen wir damit die Faraday-Konstante nach der Messung von Wasserstoff. An dieser Stelle zählen wir eine Wertigkeit von  $z = 2$  und berücksichtigen Fehler bei den Strom und Zeitmessungen von  $\sigma_I = 0,01 \text{ A}$  und  $\sigma_t = 2 \text{ s}$

$$F_{\text{H}_2} = \frac{I \cdot t}{z} \cdot \frac{V_{\text{Mol}}^{\text{H}_2}}{V_{\text{H}_2}} \quad (33)$$

$$= \frac{0,69 \text{ A} \cdot 625 \text{ s}}{2} \cdot \frac{23,0 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}}{53,5 \text{ ml}} \quad (34)$$

$$\approx 9,27 \cdot 10^4 \text{ s A mol}^{-1} \quad (35)$$

mit einem Fehler von

$$\sigma_{F_{\text{H}_2}} = \sqrt{(\partial_I(F_{\text{H}_2}) \cdot \sigma_I)^2 + (\partial_t(F_{\text{H}_2}) \cdot \sigma_t)^2 + (\partial_{V_{\text{Mol}}}(F_{\text{H}_2}) \cdot \sigma_{V_{\text{Mol}}})^2 + (\partial_{V_{\text{H}_2}}(F_{\text{H}_2}) \cdot \sigma_{V_{\text{H}_2}})^2} \quad (36)$$

$$= 0,29 \cdot 10^4 \text{ s A mol}^{-1} \quad (37)$$

Nach dieser Messung lautet die Konstante

$$F = (9,27 \pm 0,27) \cdot 10^4 \text{ s A mol}^{-1} \quad (38)$$

Im O<sub>2</sub>-Rohr ist jedoch die Wertigkeit  $z = 4$ . Dann gilt

$$F_{\text{O}_2} = \frac{I \cdot t}{z} \cdot \frac{V_{\text{Mol}}}{V_{\text{H}_2}} \quad (39)$$

$$= \frac{0,69 \text{ A} \cdot 625 \text{ s}}{4} \cdot \frac{23,0 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}}{26,2 \text{ ml}} \quad (40)$$

$$\approx 9,5 \cdot 10^4 \text{ s A mol}^{-1} \quad (41)$$

Analog wird der Fehler gemessen

$$\sigma_{F_{\text{O}_2}} = 0,6 \cdot 10^4 \text{ s A mol}^{-1}. \quad (42)$$

Laut diesem Ergebnis lautet die Faraday-Konstante

$$F = (9,5 \pm 0,6) \cdot 10^4 \text{ s A mol}^{-1} \parallel \quad (43)$$

Unsere Messungen weichen um  $k_i \sigma$ -Bereiche vom Literaturwert  $F = (9,648455 \pm 0,000027) \cdot 10^4 \text{ s A mol}^{-1}$  ab.

$$k_{\text{H}_2} = \frac{|F_{\text{H}_2} - F|}{\sqrt{(\sigma_{F_{\text{H}_2}})^2 + (\sigma_F)^2}} = \frac{|9,27 - 9,648455|}{\sqrt{0,27^2 + 0,000027^2}} = 1,4 \sigma \quad (44)$$

$$= 16,08. \quad (45)$$

Für den Sauerstoff erhalten wir eine Abweichung von

$$0,25 = \frac{|9,5 - 9,648455|}{\sqrt{0,6^2 + 0,000027^2}} = k_{\text{O}_2} = 35,73 \quad (46)$$

*irgendwas ist hier Schief gelaufen. Du kannst die  $\sigma$ -Abweichung abschätzen indem du den Fehler auf dein Ergebnis draufaddierst / subtrahierst und schaust ob du so den Literaturwert erreicht.*

$$F_{\text{H}_2} < F_{\text{lit}} \text{ und } F_{\text{H}_2} + \sigma_{F_{\text{H}_2}} > F_{\text{lit}} \Rightarrow \sigma\text{-Abweichung} < 1$$

## 5 Diskussion

### 5.1 Zusammenfassung

Während des Verlaufs dieses Versuchs haben wir die Faraday-Konstante auf zwei verschiedenen Wege jeweils durch zwei Werte bestimmt. Insgesamt haben wir also 4 Werte für die Konstante. Im ersten Versuch haben wir zwischen zwei Elektroden in einer Kupfersulfatlösung eine Spannung angelegt. Dabei wandert Kupfer von einer Elektrode zur anderen und wir konnten die Massenabscheidung messen. Dadurch lässt sich die Faraday-Konstante bestimmen. Die zwei verschiedenen Werte dafür erhielten wir aus der Massendifferenz an der Kathode, da wird Masse gewonnen, und an der Anode, da wird Masse verloren. Im zweiten Versuch haben wir nach dem ebenfalls eine

Elektrolyse durchgeführt, dieses Mal aber mit Wasser, sodass es in Wasserstoff und Sauerstoff zersetzt wird. Ebenfalls haben wir hier zwei verschiedene Werte zum Vergleich gehabt.

Zuletzt haben wir das Funktionsprinzip einer **PEM-Brennstoffzelle** beobachtet. Hier wird die umgekehrte Reaktion zur Elektrolyse von Wasser durchgeführt, da werden Wasserstoff und Sauerstoff wieder zu Wasser "verbrannt". Aus dieser Reaktion wird Energie frei, welche an einem Verbraucher geschickt wird. Dabei wird eine geringe Leistung angebracht.

## 5.2 Diskussion

Die Bestimmung der Faraday-Konstante war bei einigen Versuche erfolgreicher als bei anderen. Wir werden zunächst mögliche Gründe dafür untersuchen und Verbesserungsvorschläge besprechen.

Als erstes fällt ein großer Unterschied im ersten Versuch auf. Der Wert der Faraday-Konstante, den man bei der Messung der Massendifferenz der Anode bestimmt liegt  $8.4 \sigma$ -Bereiche vom Literaturwert, während der Wert, den man aus der Kathode erhält nur  $0,29$  Bereiche entfernt ist. Außerdem liegt der Literaturwert außerhalb des ersten Intervalls. *Welches Intervall? Was soll dieses Satz bedeuten?* Die Absolute Abweichung bei der Massenabnahme an der Anode beträgt  $1,03154 \cdot 10^4 \text{ s A mol}^{-1}$ , oder etwa  $10,6\%$  des Literaturwertes. Bei der Massenzunahme an der Kathode beträgt die absolute Abweichung  $0,03154 \text{ s A mol}^{-1}$  oder etwa  $0,3\%$  des Literaturwertes. Der absolute Fehler bei der Massenzunahme ist akzeptabel und die Messung entspricht den Erwartungen, aber bei der Massenabnahme ist der Fehler wahrscheinlich unterschätzt worden. Dabei besteht der Fehler aus dem Strom, der Zeit, der molaren Masse und der abgeschiedenen Massen. Den Strom konnte man ziemlich genau einstellen und während des Versuches gab es keine großen Schwenkungen. Die leichten Abweichungen wurden auch sofort korrigiert. Der Fehler der molaren Masse stammt aus einem Literaturwert und ist ebenfalls präzis. Laut der Anleitung der verwendeten Waage konnte man auch die Massendifferenz mit großer Genauigkeit bestimmen. Der einzige Faktor, für welchen wir einen zu kleinen Fehler abgeschätzt haben könnten ist die Zeit. Einerseits verblieben die Elektroden eine längere Zeit im Gefäß nachdem die Reaktion gestoppt wurde. Diese extra Zeit hätte möglicherweise noch einen Einfluss auf die Reaktion haben können. Die Ablesegenauigkeiten und die Reaktionszeit haben wir aber großzügig abgeschätzt, denn wir auf dem An- und Ausschalten der Spannung und dem Starten und Stoppen von der Uhr große Achtung gegeben haben. An der Uhr selbst war kein Fehler angegeben, das hätte ebenfalls in den Fehler miteinwirken müssen. Wir vermuten, mögliche Fehler sind nicht aus den Messgeräten entstanden, sondern aus

für uns unbeachtete Reaktionen mit der äußeren Umwelt. Möglicherweise, als man die Elektroden rausgenommen und gespült hat könnte einiges an Masse gewonnen oder verloren sein können. Die Platten wurden vorsichtig mit wenigem Druck unter dem Wasserhahn gestellt, aber selbst dies hätte ein bisschen Kupfer abgerieben haben. Man hätte an dieser Stelle den Fehler minimieren können, indem man die Elektroden mit einer anderen Methode gewaschen hätte, die weicher mit den gerade befestigten Kupferteilchen umgegangen wäre.

Bei der Bestimmung der Faraday-Konstante durch die Wasserzersetzung sind inakzeptable Abweichungen vom Literaturwert entstanden. Am H<sub>2</sub>-Rohr weicht der Wert absolut um 0,37846 s A mol<sup>-1</sup> vom Literaturwert ab, etwa 3,8%. Am O<sub>2</sub>-Rohr entspricht der absolute Fehler einer Abweichung von 0,15856 s A mol<sup>-1</sup>, etwa 1,5% des Literaturwerts, jedoch besitzt er eine doppelt so große  $\sigma$ -Abweichung wie am H<sub>2</sub>-Rohr.<sup>allerdings wie solltest du steptisch werden</sup> Ein Grund, weshalb bei diesem und beim vorigen Versuch so große Diskrepanzen zwischen den Fehlern auftauchen ist vermutlich die Skala der Messungen. Bei der Elektrolyse von Kupfersulfat haben wir die Masse bis auf die 4 Nachkommastelle von Grams bestimmt, während bei diesem Versuch man deutlich ungenauer bis auf Milliliter genau sein konnte. Dieser Fehler lässt sich unter den Bedingungen, mit den wir zählten nicht beheben. Wir hätten deutlich größere Röhre gebraucht um einerseits den Fehler des Volumens zu verringern und gleichzeitig die Zeit länger laufen zu lassen. Damit werden zwei Fehlerquellen gleichzeitig bekämpft. Dies wäre aber wahrscheinlich nicht eine optimale Verwendung von Ressourcen gewesen.

Mit ein paar weniger Fehlern hätte das gut und ohne ein ++ werden können. Schade!  
Aber ich bin da sehr optimistisch für deine nächsten Protokolle. Pass nur auf, dass du dir nicht zu viel Arbeit machst und dann nicht mehr hinterher kommst

## 6 Quellen

Commission on Isotopic Abundances and Atomic Weights & International Union of Pure and Applied Chemistry. (1969). Atomic Weight of Copper. Ciaaw.Org. <https://www.ciaaw.org/copper.htm>

Faraday, M. (1834). VI. Experimental researches in electricity.-Seventh Series. Philosophical Transactions of the Royal Society of London, 124, 77–122. <https://doi.org/10.1098/rstl.1834.0008>

Wagner, J., Universität Heidelberg (2021). Physikalisches Praktikum PAP1 für Studierende der Physik B.Sc., 55-60.

Walcher W, et. al. (1967). Praktikum der Physik (8. Auflage). <https://doi.org/10.1007/978-3-322-94128-2>

## Glossar

**Elektrode** Elektronenleiter, der in Verbindung mit einer entgegengesetzt geladenen Elektrode durch ein Medium zwischen den beiden Ionen austauscht. [2]

**Elektrolyse** Chemischer Prozess zur Zersetzung von Substanzen, Elektrolyten, was durch einen elektrischen Strom in einem Medium bewirkt wird. [2]

**Elektrolyt** Stoff, welches in einem Lösungsmittel gelöst leitfähig ist. [2]  
[4]

**Faraday-Konstante** Ladung pro Mol einfach geladener Ionen. [2-4]

**PEM-Brennstoffzelle** Eine "Proton Exchange Membrane"-Brennstoffzelle verwandelt die chemische Energie aus der Reaktion zwischen Wasserstoff und Sauerstoff in elektrische Energie, um einen Verbraucher zu versorgen. [2], [6], [13]