

# Versuch 21: Elektrolyse

Yago Obispo Gerster

1. März 2024

## Inhaltsverzeichnis

<b>1 Einleitung und Motivation</b>	<b>1</b>
1.1 Physikalische Grundlagen . . . . .	1
1.2 Elektrolyten und Elektrolyse . . . . .	1
1.3 Massenmessung zur Bestimmung der Faraday-Konstanten . . . . .	2
1.4 Volumenmessung zur Bestimmung der Faraday-Konstanten . . . . .	3
1.5 Brennstoffzelle . . . . .	4
<b>2 Messprotokoll</b>	<b>5</b>
2.1 Durchführung . . . . .	5
<b>3 Auswertung</b>	<b>9</b>
3.1 Fehlerabschätzung . . . . .	9
3.2 Faraday-Konstante mit Massenmessung . . . . .	9
3.3 Faraday-Konstante mit Volumenmessung . . . . .	10
3.4 Qualitative Beobachtung Brennstoffzelle . . . . .	12
<b>4 Zusammenfassung und Diskussion</b>	<b>13</b>

## 1 Einleitung und Motivation

Das Ziel dieses Versuches ist die Bestimmung der Faraday-Konstanten über zwei unterschiedliche Methoden (Massenmessung und Volumenmessung) und die qualitative Untersuchung der Funktionsweise einer Brennstoffzelle.

### 1.1 Physikalische Grundlagen

### 1.2 Elektrolyten und Elektrolyse

Sogenannte *Elektrolyten* sind Lösungen von Säuren, Hydroxide und Salzen, welche einen elektrischen Strom leiten können. Dabei wird die Ladung nicht in Form *freier Elektronen*, wie z.B. bei Metallen, transportiert, sondern in Form von Ionen, d.h. Atomen oder Molekülen, welche ein Elektron abgegeben oder aufgenommen haben und somit geladen sind.

Als *Elektrolyse* bezeichnet man den Vorgang der Zerlegung eines Elektrolyts in seine Bestandteile durch das Anlegen eines äusseren elektrischen Feldes. Dabei werden positiv geladene Ionen (*Kationen*) zur Kathode beschleunigt und negativ geladene Ionen (*Anionen*) zur Anode.

### 1.3 Massenmessung zur Bestimmung der Faraday-Konstanten

Im ersten Teil des Versuches werden wir uns mit der Elektrolyse von Kupfersulfat  $CuSO_4$  beschäftigen. Kupfersulfat dissoziiert in Wasser nach folgender Gleichung:



Wenn nun zwei Kupferelektroden angelegt werden, dann werden die Kupferkationen zur Kathode beschleunigt. Dort angekommen, nehmen diese zwei Elektronen auf und es bildet sich Kupfer an der Elektrode. Die Sulfatanionen wandern zur Anode und geben zwei Elektronen ab. Dabei löst sich Kupfer von der Anode ab. Insgesamt betrachtet bleibt die Gesamtmenge an Kupfer an beiden Elektroden konstant, dabei entspricht die Menge an Kupfer die sich von der Anode löst der Menge Kupfer die von der Kathode aufgenommen wird.

Der Betrag des Massenunterschiedes, der nach der gemachten Vorüberlegung ja bei beiden gleich sein muss, kann über

$$m = nM_{mol} = \frac{Q}{zF} M_{mol} \quad (2)$$

rechnerisch ermittelt werden. Dabei ist  $n$  die Stoffmenge von Kupfer,  $M_{mol}$  die Molmasse von Kupfer,  $Q$  die transportierte Ladung,  $z$  die Wertigkeit und  $F$  die sogenannte *Faraday-Konstante*.

Vor allem an der Faraday-Konstante  $F$  sind wir in diesem Versuch interessiert. Sie beschreibt die Ladungsmenge, die in einem Elektrolyten transportiert werden kann, wenn ein Stoff mit Stoffmenge  $\frac{1}{z}$  an den Elektroden akkumuliert wird. Eine andere Interpretation der Faraday-Konstante ist, dass sie der Ladung eines Mols von einfach geladenen Ionen entspricht.

Mit (2) kann man also die Faradaykonstante experimentell bestimmen, indem man die Masse der Kupferzunahme bzw. Verluste an den Elektroden mit einem Strom  $I$  misst. Für die Ladung gilt dann folgender Zusammenhang, unter der Annahme, dass der Strom während des Versuches konstant bleibt:

$$Q = \int_0^t Idt = I \cdot t \quad (3)$$

$t$  bezeichnet hier die Zeit bei welcher sich Kupfer an einer Elektrode anhäuft.

Der in der Praktikumsanleitung angegebene Literaturwert beträgt:

$$F = eN_A = (9,648455 \pm 0,000027)10^4 \frac{C}{mol} \quad (4)$$

## 1.4 Volumenmessung zur Bestimmung der Faraday-Konstanten

Eine zweite Methode, um die Faraday-Konstante  $D$  experimentell zu ermitteln ist eine Volumenmessung. Dabei werden wir uns im Versuch mit der Elektrolyse von Wasser beschäftigen. Da Wasser nur einen schwachen elektrolytischen Charakter besitzt, muss Schwefelsäure hinzugeführt werden, damit dieser verstärkt wird.

Um Wasser zu zersetzen wird der *Hoffmannsche Apparat* verwendet. Dieser ist in Abbildung 1 dargestellt. Dabei werden zwei Platinelektroden verwendet. An

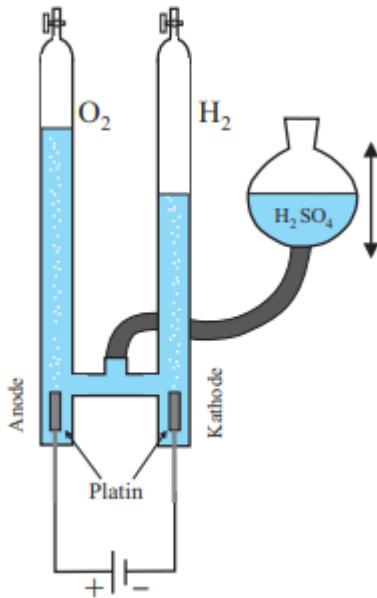


Abbildung 1: Hoffmannsche Apparatur zur Wasserzersetzung

der Anode bildet sich Sauerstoff und an der Anode Wasserstoff. Um damit die Faraday-Konstante zu bestimmen werden zwei unterschiedliche Möglichkeiten, die Stoffmenge auszurechnen ausgenutzt:

$$n = \frac{Q}{zF} = \frac{V}{V_{mol}} \quad (5)$$

Wobei  $V$  das abgeschiedene Volumen des Wasserstoffs bzw. Sauerstoffs ist und direkt am Apparat gemessen werden kann und  $V_{mol}$  das Molvolumen ist, welches sich aus dem idealen Gasgesetz ableiten lässt.

Bei Normalbedingungen ( $T_0 = 273,15\text{K}$ ,  $p_0 = 1013,25\text{mbar} = 760\text{Torr}$ ) ist das Molvolumen  $V_{mol}^0 = 22,414 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$ . Bei einer beliebigen Temperatur  $T$  und Druck

$p$  gilt dann also nach dem idealen Gasgesetz:

$$\frac{pV}{T} = \text{const.} \quad (6)$$

$$\Rightarrow \frac{pV}{T} = \frac{p_0 V_{mol}^0}{T_0} \quad (7)$$

$$\Leftrightarrow V_{mol} = \frac{p_0}{p} \frac{T}{T_0} V_{mol}^0 \quad (8)$$

Dabei besteht der Gesamtdruck  $p$  aus dem äusseren Luftdruck  $p_L$ , dem Dampfdruck  $p_D$  und dem hydrostatischen Druck  $p_H$ . Das Ausgleichsgefäß in Abbildung 1 wird verwendet um abzuschätzen, wann der hydrostatische Druck verschwindet. Dies tritt genau dann ein, wenn der Flüssigkeitsspiegel am Ausgleichsgefäß dem Spiegel am Messrohr entspricht.

Da für die Berechnung von  $V_{mol}^0$  nur der Partialdruck des Wasserstoffs bzw. Sauerstoffs eingehen soll, muss der Dampfdruck der Schwefelsäure abgezogen werden:

$$p = p_L - p_D^{H_2SO_4} \quad (9)$$

$$p = p_L - 0,9 p_D^{H_2O} \quad (10)$$

## 1.5 Brennstoffzelle

Eine *Brennstoffzelle* ist im Grunde für den Inversen Vorgang der Elektrolyse zuständig. Bei der Elektrolyse benötigten wir ja Energie (z.B. in Form von Felsenenergie) um den Stoff zu zerlegen. Bei der Brennstoffzelle wird jedoch Energie freigegeben, nachdem Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser verbunden werden. Im heutigen Versuch werden wir uns mit der *Proton-Exchange-Membrane*-Brennstoffzelle befassen. Diese funktioniert nach folgendem Schema: Sie besteht aus zwei Elek-

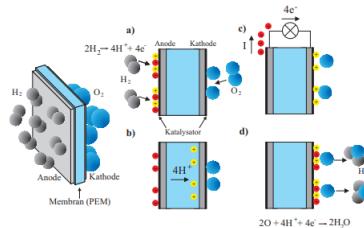


Abbildung 2: Schritte bei Brennstoffzelle

troden, welche durch eine protonenleitfähige Membran voneinander getrennt werden.

In Schritt (a) wird die Anode mit Wasserstoff umspült und die Kathode mit Sauerstoff. Dabei sind an jeder Elektrode Katalysatoren befestigt, welche den Wasserstoff in Wasserstoffprotonen und Elektronen zerlegt.

In Schritt (b) wandern die Wasserstoffprotonen dann über die Membran zum

Sauerstoff. Der negative Teil verbleibt jedoch bei der Elektrode. Schliesst man nun in Schritt (c) einen Stromkreis zwischen beiden Elektroden, so können auch die Elektronen zur anderen Elektrode wandern und ergeben in Schritt (d) das Wasser unter Abgabe von Energie.

## 2 Messprotokoll

### 2.1 Durchführung

Beim heutigen Versuch wird im ersten Schritt die Faradaykonstante mit einer Massenmessung bestimmt.

Zuerst werden die zwei Kupferplatten gereinigt, indem sie geschmirgelt und mit Wasser gewaschen werden. Dann werden beide mit einer präzisen Analysewaage gewogen. An die beiden Platten wird über Kabel das Netzteil angeschlossen und sie werden in eine blaue Kupfersulfatlösung eingetunkt. Der Stromregler des Netzteils wird ganz nach rechts gedreht und der Strom wird nur noch mit dem unteren Spannungsregler und einem Schiebewiderstand eingestellt. Dabei wird ein Strom zwischen 0,5 – 1A eingestellt werden. Für 30min werden wir beobachten, wie sich langsam Kupfer an einer Elektrode ansammelt. Dabei werden wir jede halbe Minute prüfen, dass der Strom bei unserem vorher festgelegten Wert unverändert bleibt. Nach dieser Zeit werden die Platten vorsichtig mit Wasser gespült wobei darauf geachtet werden wird, dass sich dabei kein Kupfer von diesen löst. Nun werden die Platten erneut gewogen und der Massenunterschied berechnet.

Im zweiten Schritt wird die Faradaykonstante über die Elektrolyse von Wasser mit Schwefelsäure im Hoffmannschen-Apparat ermittelt. Die Temperatur der Flüssigkeit im Ausgleichsgefäß wird mit dem bereits eingesteckten Thermometer gemessen. Auch Luftdruck und Raumtemperatur werden gemessen.

Dazu werden wir die beiden Rohre des Apparates durch Drehen des Hahns oben vollständig befüllen. Das Vorratsgefäß wird solange angehoben, bis der Flüssigkeitsspiegel sich über den Hähnen befindet. Die beiden Elektroden werden direkt mit dem Netzteil verbunden, an welchem ein Strom zwischen 0,5 – 0,9A eingestellt wird. Anschliessend werden wir warten, bis alle Gasbällchen nach oben gestiegen sind und messen dann die Anfangsvolumina auf beiden Seiten. Beim Messen des Volumens wird das Ausgleichsgefäß immer auf die Höhe des Wasserspiegels gebracht, um, wie in den Grundlagen besprochen, den hydrostatischen Druck zu eliminieren.

Nun wird die Zeit gemessen, bis der Wasserstoff die Röhre zu 3/4 befüllt. Zwischendurch kontrollieren wir wieder dass die Stromstärke konstant bleibt.

Im letzten Versuchsschritt werden wir die sich im Raum befindende Brennstoffzelle qualitativ untersuchen. Dazu werden wir Wasserstoff mit dem Hydrofill-Apparat in den Hydrostick einfüllen und diesen an das zugehörige Rohr der Brennstoffzelle stecken. Das Ventil des Wasser- und Sauerstoffs werden geöffnet und die Brennstoffzelle wird beobachtet. Zwischendurch wird noch geprüft, was für einen Einfluss die drehbare Scheibe auf den Strom hat.

9-12

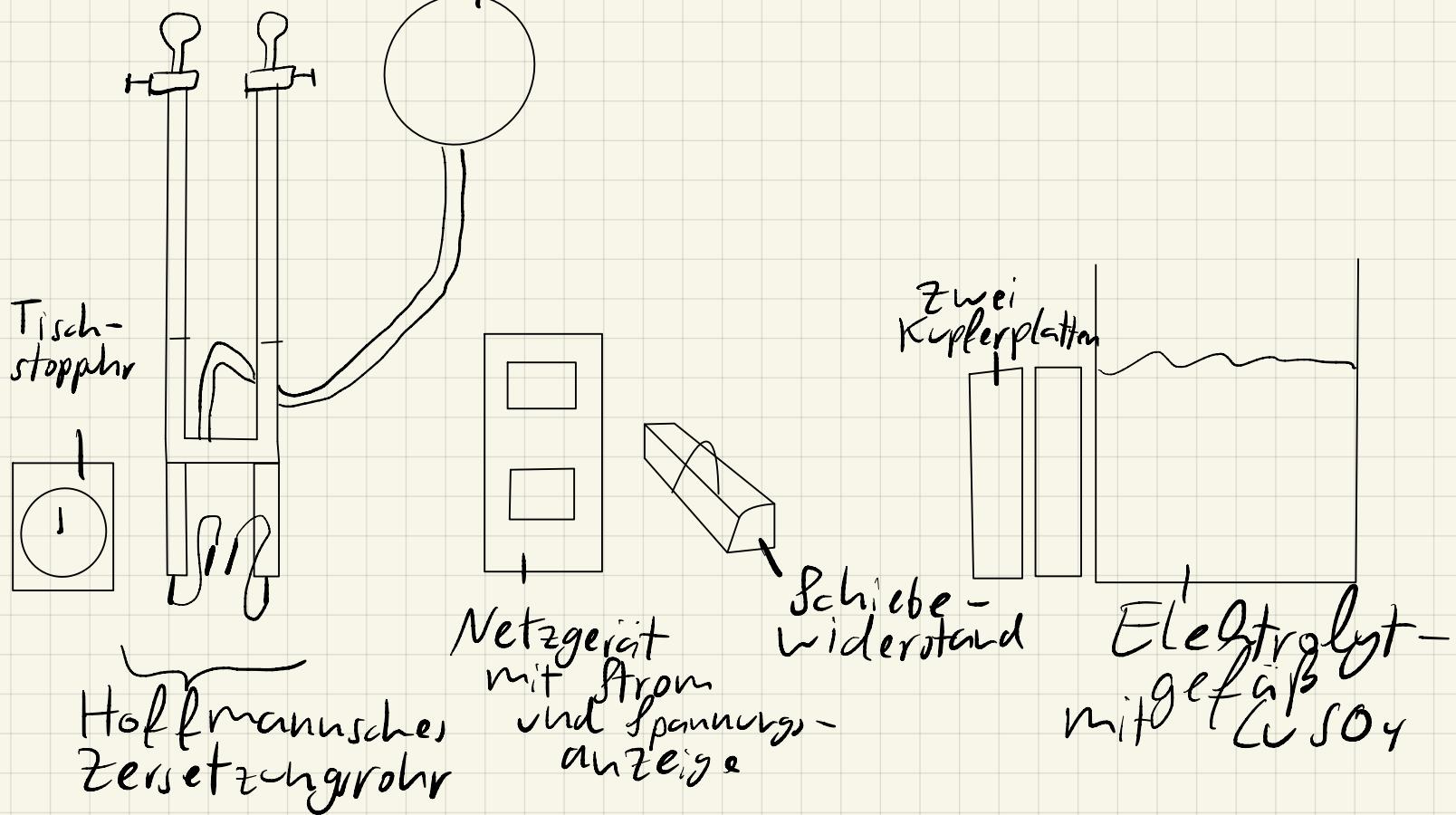
04.10.23

## Versuch 21: Elektrolyse

Yago Obispo Gerster  
Juan Bruno Fontanilla Betreuer: Ole  
Wittig

Versuchsaufbau:

Ausgleichgefäß



Skizze 1: Aufbau des Versuches

Raumtemperatur:  $(23 \pm 1)^\circ\text{C}$

Luftdruck:  $(1016,2 \pm 0,1) \text{ hPa}$

# (1) Bestimmung der Faraday Konstante mit der Elektrolyse von $\text{CuSO}_4$

Massen der Platten vor Elektrolyse: Strom: 0,8 A

Platte 1: 85,0387 g

Platte 2: 89,4769 g

Massen der Platten nach Elektrolyse:

Platte 1: 84,5436 g

Platte 2: 89,9370 g

$$\Delta m_{p1} = 0,4951 \text{ g}$$

$$\Delta m_{p2} = 0,4607 \text{ g}$$

# (2) Bestimmung der Faraday - Konstante mit der Elektrolyse von Wasser und Schwefelsäure

Anfangsvolumina: Temperatur:  $(250 \pm 0,4)^\circ\text{C}$

• Wasserstoffseite:  $h=4,5 \text{ ml}$

• Sauerstoffseite:  $h=2,2 \text{ ml}$

Zeit damit Wasserstoff die Röhre zu  $3/4$  füllt  
 $t = 6 \text{ min } 78 \text{ s} = 378 \text{ s}$

Volumina

• Wasserstoff:  $h=44,4 \text{ cm} \xrightarrow{\text{Unterschied}} h = 39,9 \text{ ml}$

• Sauerstoff:  $h=23,5 \text{ cm} \xrightarrow{\text{Unterschied}} h = 19,3 \text{ ml}$

### (3) Qualitative Beobachtung der Brennstoffzelle

- Wasserstoff wird mit dem Hydrofill Pro Apparat in den Hydrostick gefüllt und dieser wird an das zugehörige Rohr das zur Brennstoffzelle führt angeschlossen
- Das Ventil des Wasserstoffs und des Sauerstoffs werden geöffnet
- Strom wird an der Anzeige gemessen dieser nimmt bis etwa 17 mA zu
- An Sauerstoffseite können Wassertröpfchen beobachtet werden
- Drehst man das Rad, so funktioniert dieses wie ein Verbraucher und der Strom nimmt ab

#### Fehlerabschätzung: (Systematische)

- Waagenfehler:  $\Delta m = 0,0003 \text{ g}$   
(Schwankungen)
- Voluminamessung  $\Delta h = 0,2 \text{ ml}$   
(Krümmung Wasserspiegel)  
 $\Delta h = 0,1 \text{ ml}$  (Einstellung des Ankleidegefäßes)  
 $\Delta h_{\text{geram}} = \sqrt{0,2^2 + 0,1^2} \approx 0,22 \text{ ml}$
- Zeitmessung:  $\Delta t = 2 \text{ s}$
- Strom am Netzgerät:  $\Delta I = 0,01 \text{ A}$

O. O

### 3 Auswertung

#### 3.1 Fehlerabschätzung

Bevor ich mit der eigentlichen Auswertung des Versuches beginne, möchte ich erst einmal die angenommenen Fehler erklären.

Bei den Messungen mit der Waage wurde ein Fehler von  $\Delta m = 0,0003g$  angenommen, welcher über die maximale Schwankung des angezeigten Wertes an der Waage bestimmt wurde. Da in diesem Versuch an einigen Stellen eine Massendifferenz von Interesse ist, gilt für diese ein Fehler von

$$\sqrt{0,0003^2 + 0,0003^2}g = 0,0004g \quad (11)$$

Beim Hoffmannschen-Apparat wurden die Volumina anhand der Skala an den Rohren gemessen. Da die Oberfläche des Wassers nicht komplett gerade war, sondern leicht gekrümmt, wird für die Messungen an dieser Skala ein Fehler von  $0,2cm$  berücksichtigt. Die Einstellung des Ausgleichsgefäßes konnte ebenfalls nicht perfekt auf das Wasserniveau des Rohres gestellt werden, weshalb hierfür ein zusätzlicher Fehler von  $0,1cm$  einkalkuliert wurde. Insgesamt ergibt sich für die Messung mit der Rohrskala:

$$\Delta h = \sqrt{0,2^2 + 0,1^2}cm = 0,22cm \quad (12)$$

Bei der Zeitmessung mit der Tischstoppuhr wurde ein Fehler von  $2s$  angenommen.

Der Strom am Netzgerät hat einen Genauigkeitsfehler von  $\Delta I = 0,01A$ .

#### 3.2 Faraday-Konstante mit Massenmessung

Im ersten Schritt soll die Faraday-Konstante mit der gemachten Massenmessung abgeschätzt werden.

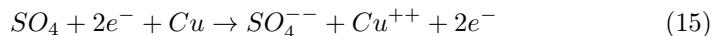
Das Kupfersulfat im Gefäß dissozierte in Wasser gemäß der Reaktionsgleichung



Dann werden die Kupferionen zur Kathode beschleunigt und werden über die Aufnahme von 2 Elektronen zu Kupfer reduziert:



Die Sulfationen wandern zur Anode wo diese gemäß folgender Reaktionsgleichung reagieren:



Daher sollte die Massenabnahme der Anode gleich der Massenzunahme der Kathode sein.

Die Formel (2) aus den Grundlagen lässt sich wie folgt nach der Faraday-Konstante durch Einsetzen von Gleichung (3) umstellen:

$$F = \frac{I \cdot t \cdot M_{mol}}{z \cdot m} \quad (16)$$

Diese Formel für die Faraday-Konstante weist einen Fehler von

$$\Delta F = F \cdot \sqrt{\left(\frac{\Delta I}{I}\right)^2 + \left(\frac{\Delta t}{t}\right)^2 + \left(\frac{\Delta m}{m}\right)^2} \quad (17)$$

auf, da die Wertigkeit und die molare Masse von Kupfer (Quelle:Chem-Page) als fehlerfrei angenommen wurden. Dabei wurden folgende Werte gemessen, welche für die Rechnung relevant sind:

$$I = (0,80 \pm 0,01)A \quad (18)$$

$$\Delta m_{P1} = (0,4951 \pm 0,0004)g \quad (19)$$

$$\Delta m_{P2} = (0,4601 \pm 0,0004)g \quad (20)$$

$$t = (1800 \pm 2)s \quad (21)$$

$$z = 2 \quad (22)$$

$$M_{mol} = 63,546 \frac{g}{mol} \quad (23)$$

Dabei bezeichnet  $\Delta m_{P1}$  den Massenunterschied bei der ersten Platte und  $\Delta m_{P2}$  den Massenunterschied bei der zweiten Platte. Dabei war die erste Platte die Anode und die zweite Platte die Kathode (bei der ersten nimmt die Masse ab, bei der zweiten nimmt sie zu). Die genannten Formeln liefern:

$$F_{P1} = (92,4 \pm 1,2) \frac{kC}{mol} \quad (24)$$

$$F_{P2} = (99,4 \pm 1,3) \frac{kC}{mol} \quad (25)$$

Die Abweichung beider Konstanten untereinander und gegenüber dem angegebenen Wert der Praktikumsanleitung werden in der Diskussion kommentiert.

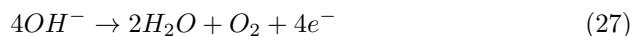
### 3.3 Faraday-Konstante mit Volumenmessung

Im zweiten Schritt soll die Faraday-Konstante über die zweite Methode, die Volumenmessung, bestimmt werden.

Durch die Elektrolyse von Wasser und Schwefelsäure entsteht bei der Kathode gemäss



Wasserstoff und an der Anode nach der Reaktionsgleichung



Sauerstoff.

Zur Bestimmung der Faraday-Konstanten werde ich Formel (5) aus den Grundlagen verwenden. Diese ergibt umgestellt nach der Faraday-Konstanten und durch Einsetzen von (8) und (10):

$$F = \frac{ItV_{mol}}{zV} \quad (28)$$

$$= \frac{Itp_0TV_{mol}^0}{zV(p_L - 0,9p_D^{H_2O})T_0} \quad (29)$$

Der Druck  $p_D^{H_2O}$  kann über die Raumtemperatur und die Tabelle des Anhangs der Praktikumsanleitung ermittelt werden. Dabei wurde für den Fehler der grösste Unterschied zum Druck der zu einem Grad Celsius mehr oder weniger von der von uns gemessenen Temperatur gehörte ( $T_{Raum} = (23 \pm 1)^\circ C$ ). Wir erhalten:

$$p_D^{H_2O} = (21,1 \pm 1,3) \text{ Torr} = (28,1 \pm 1,7) \text{ hPa} \quad (30)$$

Folgende Werte können weiterhin fehlerfrei angenommen werden:

$$T_0 = 0^\circ C \quad (31)$$

$$V_{mol}^0 = 22,414 \frac{l}{mol} \quad (32)$$

$$p_0 = 1013,25 \text{ hPa} \quad (33)$$

Die gemessene Temperatur im Ausgleichsgefäß, die Zeit die gewartet werden musste, bis der Wasserstoff die 3/4 einnahm und der Strom lagen bei:

$$T = (25,0 \pm 0,4)^\circ C \quad (34)$$

$$t = (378 \pm 2)s \quad (35)$$

$$I = (0,80 \pm 0,01)A \quad (36)$$

Die Wertigkeiten sind für den Wasserstoff 2 und für den Sauerstoff 4. Für das abgeschiedene Volumen gilt:

$$V_{Wasser} = 39,9 \text{ ml} \quad (37)$$

$$V_{Sauerst} = 19,3 \text{ ml} \quad (38)$$

Damit wurden alle nötigen Größen für Formel (29) gemessen, welche mit einem Fehler von

$$\Delta F = F \cdot \sqrt{\left(\frac{\Delta I}{I}\right)^2 + \left(\frac{\Delta t}{t}\right)^2 + \left(\frac{\Delta T}{T}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V}{V}\right)^2 + \left(\frac{\sqrt{\Delta p_L^2 + (0,9\Delta p_D)^2}}{p_L - 0,9p_D^{H_2O}}\right)^2} \quad (39)$$

einhergeht. Damit erhalten wir für die Faraday-Konstante:

$$F_{\text{Wasserstoff}} = (94,8 \pm 2,1) \frac{kC}{\text{mol}} \quad (40)$$

$$F_{\text{Sauerstoff}} = (98,0 \pm 2,6) \frac{kC}{\text{mol}} \quad (41)$$

Auch diese Werte für die Faraday-Konstante werden untereinander und mit dem Literaturwert in der Diskussion verglichen und kommentiert.

### 3.4 Qualitative Beobachtung Brennstoffzelle

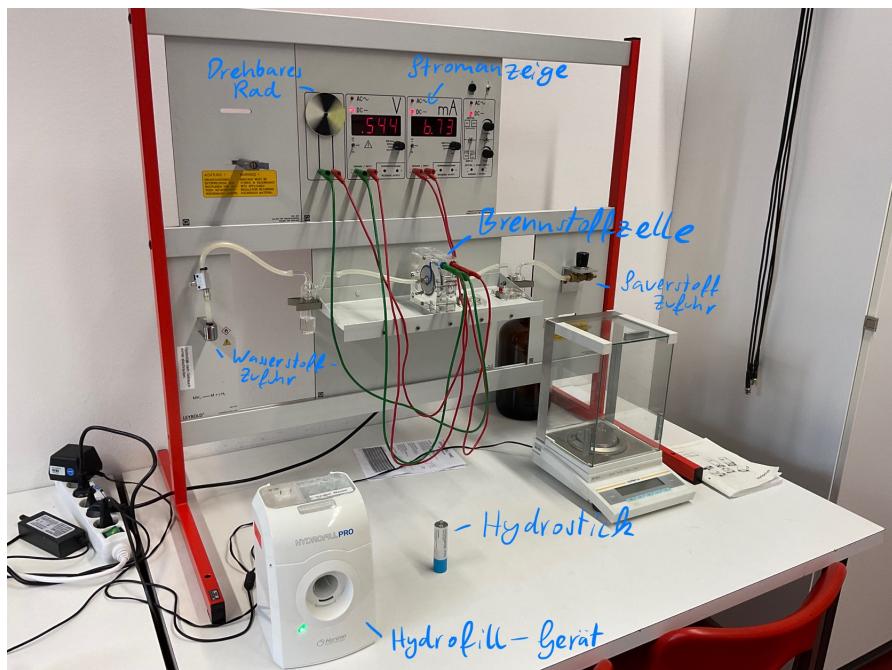


Abbildung 3: Brennstoffzelle

Im letzten Versuchsteil haben wir die Brennstoffzelle qualitativ analysiert. Beim Einsticken des Hydrosticks in das dazugehörige Rohr der Brennstoffzelle und bei geöffneten Ventilen wurde beobachtet, wie die Stromanzeige sich schnell vergrößerte, was dadurch zu deuten ist, dass tatsächlich der angelegte Wasserstoff in Wasserstoffprotonen und Elektronen katalysiert wurde, die Protonen durch die Membran gewandert sind und später über den Stromkreis auch die Elektronen. An der Seite des Sauerstoffs, wo zuerst Sauerstoff und Protonen und später auch Elektronen aufeinandertreffen konnten kleine Tröpfchen beobachtet werden. Diese bestätigen unsere Theorie, dass Wasser als Endprodukt bei der Brennstoffzelle entsteht.

Wenn das Rad gedreht wird, dann kann man beobachten, wie der Strom sehr schnell stark abnimmt. Das Rad kann also als Stromverbraucher identifiziert werden, welches die erzeugte Energie bei der Brennstoffzelle ausnutzt. Die Beobachtung, dass sich das Rad beliebig lange drehen konnte ohne zwischendurch stehen zu bleiben beweist also die Idee, dass bei einer Brennstoffzelle Energie erzeugt wird.

## 4 Zusammenfassung und Diskussion

Zusammenfassend haben wir uns in diesem Versuch mit dem chemischen Vorgang der Elektrolyse und ihrer Umkehrung durch eine Brennstoffzelle beschäftigt.

Dabei war das Ziel, experimentell die Faraday-Konstante, also die Ladung eines Mols einfach geladener Ionen zu bestimmen. Dies haben wir über zwei unterschiedliche Methoden erreicht: einer Volumen- und einer Massenmessung.

Bei der Massenmessung haben wir Kupfersulfat mit zwei Elektroden 30min lang elektrolysiert. Dabei wurden Kupferionen von Sulfationen durch das elektrische Feld getrennt und während eine Seite an Kupfermasse zunahm, löste sich bei der anderen Seite die gleiche Menge Kupfer. Über die Messung des Massenunterschieds der Platten konnten wir die Faraday-Konstante zu  $F_{P1} = (92,4 \pm 1,2) \frac{kC}{mol}$  mit der Anode und zu  $F_{P2} = (99,4 \pm 1,3) \frac{kC}{mol}$  mit der Kathode bestimmen.

Bei der Volumenmessung haben wir Wasser mit Schwefelsäure in einem Hoffmannschen Rohr zersetzt und dabei das Volumen und die Zeit gemessen, bei der der Wasserstoff 3/4 des einen Rohrs eingenommen hatte. Damit haben wir die Faraday-Konstante im Wasserstoffrohr zu  $F_{Wasserstoff} = (94,8 \pm 2,1) \frac{kC}{mol}$  und im Sauerstoffrohr zu  $F_{Sauerstoff} = (98,0 \pm 2,6) \frac{kC}{mol}$  bestimmt.

Zuletzt haben wir qualitativ die Funktionsweise einer Brennstoffzelle untersucht und beobachtet, wie sie aus Wasserstoff und Sauerstoff Wassertröpfchen generiert. Dabei haben wir auch festgestellt, dass diese als eine Art Generator betrieben kann, sodass ein Verbraucher - in diesem Fall ein drehbares Rad - den generierten Strom nutzen kann.

Im Anschluss will ich die ermittelten Werte für die Faraday-Konstanten untereinander und mit dem Literaturwert vergleichen. Dabei werde ich die Ursachen für diese Abweichungen nennen und einige Vorschläge machen, um den Versuch effizienter zu gestalten und die Fehlerquellen zu minimieren.

Dabei werde ich folgende Formel für die Sigma-Abweichung verwenden:

$$\frac{|Wert1 - Wert2|}{\sqrt{FehlerWert1^2 + FehlerWert2^2}} \quad (42)$$

Bei der Massenmessung besitzen die beiden Faraday-Konstanten der einzelnen Platten untereinander eine absolute Abweichung von  $7 \frac{kC}{mol}$ . Dies entspricht unter Berücksichtigung der Fehler insgesamt einer  $4\sigma$ -Abweichung voneinander. Diese Abweichung ist entsprechend so gross, dass sie sich nicht alleine durch statistische Effekte deuten lassen kann.

Zum Literaturwert  $F = eN_A = (96,48455 \pm 0,00027)10^4 \frac{C}{mol}$  besitzt der ermittelte Wert mit der Anode eine Abweichung von  $3\sigma$ , welche ziemlich hoch ist. Hingegen besitzt der Wert über die Kathode nur eine Abweichung von  $2,2\sigma$ .

Als wichtigster Grund für beides, also die Abweichung untereinander und der vom Literaturwert ist der Fehler der beim Schmiergeln, Waschen mit Wasser und Trocknen der Platten entstanden ist. Dabei wurde zwar versucht, so wenig wie möglich des angesammelten Kupfers zu entfernen, jedoch wurde wahrscheinlich trotzdem etwas weggeschwemmt. Um diesen Fehler zu minimieren, könnte man entweder eine effizientere Reinigungsmethode verwenden, indem man beispielsweise die Platten aufhängt und wartet bis das Kupfersulfat abgetropft ist und die Platten trocken sind oder beim Waschen Wasserschlüsse mit einem sehr geringen Druck verwendet werden. Vor allem ersteres wäre jedoch im zeitlich vorgesehenen Rahmen schlecht realisierbar. Als eine weitere Idee, könnte man den Strom und die Zeit erhöhen, sodass sich eine sehr grosse Menge von Kupfer an den Platten ansammelt und somit das Weggeschwemmte im Verhältnis zum ganzen immer noch sehr klein ist.

Ausserdem möchte ich betonen, dass diese Abweichungen auch dadurch minimiert werden könnten, indem die Messung nicht nur einmal für  $30\text{min}$  mit zwei Platten und einem Kupfersulfatgefäß durchgeführt wird. Stattdessen könnte man mehrere Gefäße parallel kontrollieren, wobei bei jedem Gefäß ein unterschiedlicher Strom angelegt wird und unterschiedliche Zeiten abgewartet werden. Aus den vielen Messungen der Faraday-Konstanten könnte man den Mittelwert bilden und entsprechend die Abweichung vom Literaturwert verkleinern.

Die Werte der Volumenmessung zeigen eine absolute Abweichung von  $3,2 \frac{kC}{mol}$  voneinander, was einer Sigma-Abweichung von  $1\sigma$  entspricht. Der ermittelte Wert mit dem Wasserstoff weicht um  $0,8\sigma$  vom Literaturwert ab, während der Wert mit dem Sauerstoff um  $0,6\sigma$  vom Literaturwert abweicht.

Im Vergleich zur Massenmethode ist diese Methode also etwas genauer, was wahrscheinlich vor allem daran liegt, dass der Fehler bei der Massenmessung durch die Reinigung der Platten massgeblich verschärft wird.

Jedoch können auch diese Abweichungen leicht minimiert werden.

Interessant an den ermittelten Faraday-Konstanten ist, dass die Konstante von Sauerstoff grösser als die von Wasserstoff ist. Dies kann man dadurch erklären, dass der bei der Elektrolyse frei werdende Sauerstoff mit Schwefelsäure in geringem Masse zu Perschwefelsäure reagiert, sodass die gemessene Volumendifferenz bei Sauerstoff kleiner ist als sie eigentlich sollte und nach Formel (29) die Faraday-Konstante entsprechend grösser wird.

Hinzu kommt, dass bei der Bestimmung des Molvolumens ein Ansatz über die ideale Gasgleichung gewählt wurde. Diese Gleichung geht unter der Annahme einher, dass es sich um ein ideales Gas handelt, was für Wasserstoff und Sauerstoff jedoch nur näherungsweise erfüllt ist.

Auch anführen möchte ich hier, dass bei der Volumenmessung versucht wurde den hydrostatischen Druck durch das Ausgleichsgefäß zu eliminieren. Dabei war es jedoch schwierig, genau per Augenmaß zu bestimmen, wie hoch der Wasserspiegel sein musste, weshalb wahrscheinlich noch ein geringfügiger hy-

drostatischer Druck geherrscht hat. Da dieser ebenfalls einen Einfluss auf die Temperatur hat, könnte er die Ermittlung der Faraday-Konstante etwas verfälscht haben.

Insgesamt empfand ich den Versuch sehr lehrreich, da wir in der Vorlesung diesen Themenabschnitt theoretisch eher rasch durchgegangen waren und wir somit die Möglichkeit hatten, in diesem Versuch unser Verständnis für den elektrolytischen Vorgang zu vertiefen.