



Protokoll zum Versuch

Elektrolyse

(Versuch 21)

Autor: Finn Zeumer (hz334)
Versuchspatnerin: Annika Künstle
Versuchsbegleiter: Yannick Kegel
Datum der Ausführung: 15.09.2025
Abgabedatum: 22.09.2025

Inhaltsverzeichnis

I. Einleitung	3
1.1. Aufgabe/Motivation	3
1.2. Physikalische Grundlage	3
1.2.1. Elektrolyse	3
1.2.2. Faraday-Konstante	3
1.2.3. Bestimmung der Faraday-Konstante durch Massenmessung	3
1.2.4. Bestimmung der Faraday-Konstante durch Volumenmessung	4
1.2.5. Funktionsprinzip einer Brennstoffzelle	4
1.3. Herleitung: Kupferoxidation an der Luft	4
Messdaten	6
II. Durchführung des Versuchs	7
III. Auswertung	9
3.1. Aufgabe 1: Bestimmung der Faraday-Konstante über Kupferelektroden	10
3.2. Aufgabe 2: Bestimmung der Faraday-Konstante aus der Elektrolise von Wasser	11
3.3. Aufgabe 3: Elektrolyse in einer Brennstoffzelle	13
3.4. Zusatz: Kupferoxidation an der Luft/unterm Föhn	14
IV. Diskussion	17
4.1. Zusammenfassung	17
4.2. Diskussion	17
4.3. Kritik	17
V. Anhang	18

I. Einleitung

1.1. Aufgabe/Motivation

Ziel des Versuchs ist die Bestimmung der Faraday-Konstante F mit zwei unterschiedlichen Verfahren und die qualitative Untersuchung einer Brennstoffzelle. Im ersten Verfahren wird die Elektrolyse einer Kupfersulfatlösung durchgeführt, wobei Kupferionen an der Kathode reduziert und abgeschieden werden. Die Massenänderung der Elektroden und die ermittelte transportierte Ladung ermöglichen die Berechnung der Faraday-Konstante über das erste Faraday'sche Gesetz. Im zweiten Verfahren erfolgt die elektrolytische Zersetzung von Wasser in einem Hoffmannschen Wasserzersetzungsgesetz, wobei an der Kathode Wasserstoff und an der Anode Sauerstoff entstehen. Durch Messung der Gasvolumina und Berechnung der Stoffmengen kann erneut die Faraday-Konstante bestimmt werden.

Zusätzlich wird das Funktionsprinzip einer PEM-Brennstoffzelle betrachtet, die die umgekehrte Reaktion der Elektrolyse nutzt: Wasserstoff reagiert mit Sauerstoff unter kontrollierter Energieabgabe zu Wasser, wobei Elektronen über einen äußeren Stromkreis geleitet werden und elektrische Energie erzeugen.

1.2. Physikalische Grundlage

[Dem17, Wag25a]

1.2.1. Elektrolyse

Elektrolyte sind Lösungen von Säuren, Hydroxiden, Salzen oder deren Schmelzen, die freie Ionen enthalten und dadurch elektrische Leiter darstellen. Im Gegensatz zu metallischen Leitern erfolgt der Ladungstransport hier über

Ionen. Ionen entstehen aus neutralen Atomen oder Molekülen durch Abgabe oder Aufnahme von Elektronen oder durch Dissoziation. Positiv geladene Ionen (Kationen) wandern zur Kathode, negativ geladene Ionen (Anionen) zur Anode.

Befindet sich ein Elektrolyt im Feld zweier Elektroden und es fließt Strom, wird der Elektrolyt in der Regel zersetzt. Dieser Vorgang wird als Elektrolyse bezeichnet.

1.2.2. Faraday-Konstante

Die Faraday-Konstante F ist definiert als

$$F = eN_A = (9,648455 \pm 0,000027) \cdot 10^4 \text{ C mol}^{-1} \quad (1)$$

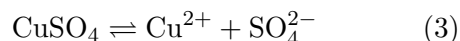
Sie gibt die Ladungsmenge an, die durch einen Elektrolyten fließt, wenn sich $1/z$ Mol eines z -wertigen Stoffes an der Elektrode abscheidet. Über das erste Faraday'sche Gesetz:

$$m = n \cdot M_{\text{Mol}} = \frac{Q \cdot M_{\text{Mol}}}{z \cdot F} \quad (2)$$

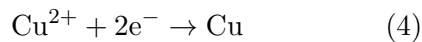
lässt sich die Faraday-Konstante berechnen, wobei Q die transportierte Ladung, z die Ionenwertigkeit, n die abgeschiedene Stoffmenge und M_{Mol} die Molmasse des Stoffes ist.

1.2.3. Bestimmung der Faraday-Konstante durch Massenmessung

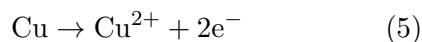
Für das erste Verfahren wird Kupfersulfat CuSO_4 in Wasser gelöst, das gemäß



dissoziiert. Die Cu^{2+} -Ionen wandern zur Kathode, nehmen zwei Elektronen auf und werden zu Kupfer reduziert:



Gleichzeitig wird an der Anode Kupfer oxidiert:



Die Gesamtmenge an Kupfersulfat in der Lösung bleibt dabei unverändert. Die transportierte Ladung berechnet sich über

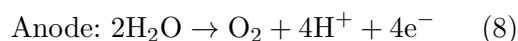
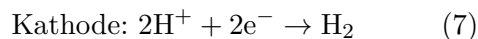
$$Q = I \cdot t \quad (6)$$

mit Stromstärke I und Zeit t . Durch Wägung der Elektroden vor und nach der Elektrolyse kann die Faraday-Konstante F ermittelt werden.

1.2.4. Bestimmung der Faraday-Konstante durch Volumenmessung

Im zweiten Verfahren wird die Zersetzung von Wasser im Hoffmannschen Wasserzersetzungsgesetz untersucht. Dieser besteht aus zwei Schenkeln mit Platin-Elektroden und einem höhenverstellbaren Vorratsgefäß, das stark verdünnte Schwefelsäure enthält, da reines Wasser ein schlechter Elektrolyt ist.

An den Elektroden laufen folgende Reaktionen ab:



Die Stoffmenge der Gase ergibt sich aus

$$n = \frac{Q}{zF} = \frac{V}{V_{\text{Mol}}} \quad (9)$$

wobei V_{Mol} aus dem idealen Gasgesetz berechnet wird:

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

Der Druck p berücksichtigt Luftdruck, hydrostatischen Druck und Dampfdruck der verdünnten Schwefelsäure:

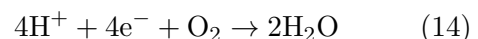
$$p = p_L - p_{\text{H}_2\text{SO}_4}^D = p_L - 0,9 \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}^D \quad (11)$$

1.2.5. Funktionsprinzip einer Brennstoffzelle

Eine PEM-Brennstoffzelle nutzt die umgekehrte Reaktion der Elektrolyse: Wasserstoff reagiert mit Sauerstoff zu Wasser unter kontrollierter Energieabgabe. Die Anode wird mit Wasserstoff umspült, die Kathode mit Sauerstoff. Platin dient als Katalysator:



Die Protonen passieren die Membran zur Kathode, die Elektronen fließen über einen äußeren Stromkreis. An der Kathode reagieren Elektronen, Protonen und Sauerstoff zu Wasser:



Die Brennstoffzelle wandelt somit chemische Energie direkt in elektrische Energie um, ohne offene Verbrennung.

1.3. Herleitung: Kupferoxidation an der Luft

In einer zusätzlichen Rechnung wollen wir uns (zumindest grob) mit einem ansonsten stark vernachlässigten Thema wittmen: Der Oxidation der Kupferplatten an der Luft, insbesondere nachdem Herausnehmen aus dem

Elektrolyse-Gerät. Dazu habe ich eine interessante Studie gefunden [AKM⁺21], die die Oxidation von (reihnem) Kupfer in verhältnismäßig kurzen Zeitintervallen untersucht. Wir werden uns hier also auf den Sekunden und teilweise Minuten-Teil konzentrieren (S. 630-632). Die Daten wurden dabei nicht unabhängig bestätigt, im Gegenteil, eine andere Studie [ZF03] kam bei einem vergleichbaren aufbau um Massen, die um einen Faktor von 10 kleiner sind. Als Leihe vermag ich keine der beiden Studien auf richtigkeit zu bewerten, ich werde mich daher lediglich auf die erstgenannte und ihre Ergebnisse konzentrieren. Zudem ist die erstgenannte die aktuellere, wieso ich mich auf diese Daten beziehen werde. In der ersten Studie [AKM⁺21] kamen die Autoren zu den folgenden zwei Graphen:

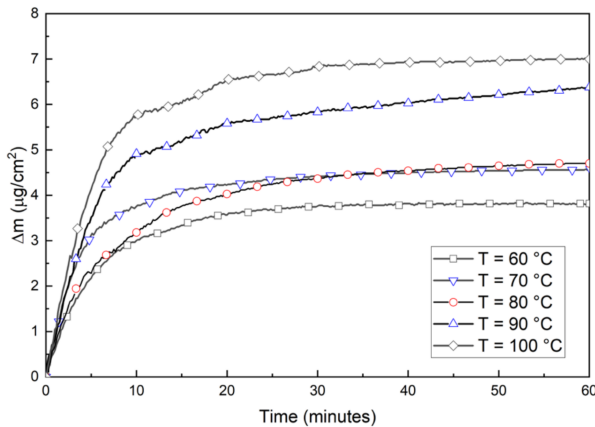


Abbildung I.1.: Auszug aus einer Studie, die die Massenänderung Δm einer Kupferfläche auf einem Quarzkristall (QCM) pro Minute zeigt.

Für die [Abbildung \(1.3\)](#) wurde die »logarithmic rate constant« berechnet. In der Studie steht die Gleichung:

$$\Delta m = k_{\log} \cdot \log(t) + C_{\log}. \quad (15)$$

Wobei Δm die Zunahme des Gewichts

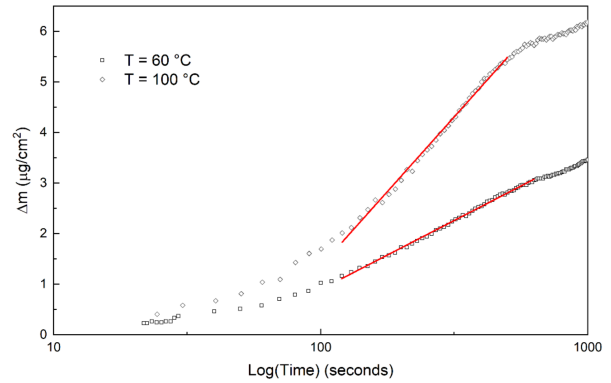


Abbildung I.2.: Auszug aus einer Studie, die die Massenänderung Δm einer Kupferfläche auf einem Quarzkristall (QCM) pro Sekunde zeigt. Der Graph ist logarithmisch skaliert.

$[\mu\text{g cm}^{-2}]$, k_{\log} die logarithmische Geschwindigkeitskonstante $[\mu\text{g cm}^{-2} \log(\text{s}^{-1})]$, t die Zeit [s] und C_{\log} $[\mu\text{g cm}^{-2}]$ das Gewicht des Oxids zu Beginn der logarithmischen Wachstumsperiode.

Dieser logarithmische Zusammenhang gilt nach den Autoren für rund um 20 – 25 Minuten. Danach stelle sich ein linearer anstieg ein. Diesen können wir jedoch ignorieren, da wir diese Zeit nicht beobachten. Dies ist in der [Abbildung \(1.3\)](#) nicht exakt so zu entnehmen.

Wir kommen in der [Auswertung](#) darauf zurück.

15.09.2025

Finn Zeumer, Annika Künste

21 - Elektrolyse

Aufgabe 1)

Tab. 1) Massen

Objekt	Masse Zuvor [g]	Masse danach [g]
+ Anode [14]	87,3915	86,5189
- Katode [10]	90,6317	91,4648

Waage:

Eichwert = 1 mg $\hat{=}$ 0,001 g

Ungenauigkeit $\Delta = 0,1 \text{ mg} \hat{=}$ 0,0001 g

Unsicherheit:
Werte steigen

Massen der Elektroden vor und nach
der Elektrolyse.

Spannung: 14,7 V, Strom: 1,01 A

Stopp-Zeit: 41:29

min: 35

+ Reaktionszeit

+ Trocknen

+ etc.

Netzteil:
(Strom)

+ 2%

Des Messwertes

$\pm 0,02 \text{ A}$

Aufgabe 2)

$p_0 = 1000,0 \text{ hPa} \pm 0,5 \text{ hPa}$

$T_{\text{raum}} = 24^\circ \text{C} \pm 1^\circ \text{C}$

$T_{\text{H}_2\text{O}} = 26^\circ \text{C} \pm 1^\circ \text{C}$

Eingestellte
Werte

15,0 Volt

0,86 Amperé

Tab. 2) Volumina der Säulen

	Startvolumina [ml]	Endvolumina [ml]
Sauerstoff	0,5	21,6
Wasserstoff	5,2	43,2

Schenkelshala: $0,5 \cdot 0,2 \text{ ml} = 0,1 \text{ ml}$

50%

geschätzte
Ungenauigkeit

Füllstände der Schenkel gefüllt mit Sauerstoff
und Wasserstoff. Füllstand ist die Wassersäule.

P. K.

II. Durchführung des Versuchs

Aufgabe 1: Bestimmung der Faraday-Konstante durch Kupferabscheidung

Für die erste Aufgabe wird die Elektrolyse einer Kupfersulfatlösung (CuSO_4) durchgeführt. Die Kupferplatten werden vor Versuchsbeginn gründlich gereinigt (Schmirlgeln, Spülen mit Wasser) und getrocknet. Anschließend erfolgt eine genaue Wägung, um die Ausgangsmasse zu bestimmen. Die Kupferplatten werden in die Lösung getaucht, und der Strom über den Schiebewiderstand auf etwa 0,5–1 A eingestellt. Die Stromstärke ist regelmäßig zu kontrollieren und ggf. anzupassen.

Während der Elektrolyse fließt der Strom mindestens 30 Minuten. Vor Beginn ist zu überlegen, welche Stromstärke gewählt werden soll, und diese nach Einschalten des Netzteils schnellstmöglich zu regulieren. Bei plötzlichen Stromänderungen, die sich nicht korrigieren lassen, ist der Assistent zu informieren.

Nach Abschluss der Elektrolyse werden die Kupferplatten vorsichtig mit Wasser gespült, um eine Ablösung von Kupfer zu vermeiden. Anschließend werden sie mit dem Fön getrocknet und erneut gewogen. Die Masseänderungen der Elektroden ermöglichen die Berechnung der Faraday-Konstante F über das erste Faraday'sche Gesetz in [Gleichung 2](#). Die transportierte Ladung Q kann aus [Gleichung 6](#) bestimmt werden, und die Dissoziation von CuSO_4 wird durch [Gleichung 3](#) beschrieben.

Aufgabe 2: Bestimmung der Faraday-Konstante durch Wasserzersetzung

Für die zweite Aufgabe wird ein Hoffmannscher Wasserzersetzungsapparat verwendet. Die beiden Schenkel werden vollständig mit Flüssigkeit gefüllt, indem das Vorratsgefäß langsam angehoben wird, bis der Flüssigkeitsspiegel leicht über den Hähnen liegt. Anschließend werden die Hähne wieder geschlossen.

Der Apparat wird ohne Schiebewiderstand direkt an das Netzteil angeschlossen. Während eines kurzen Vorlaufs (ca. 30 s) wird der Strom auf einen festen Wert von $I = 0,5\text{--}0,9\text{ A}$ eingestellt. Dazu den Stromregler auf 0 A und den Spannungsregler auf den rechten Anschlag stellen, dann den Strom auf den gewünschten Wert erhöhen. Nach Wartezeit, bis alle Gasbläschen aufgestiegen sind, werden die Startvolumina in beiden Röhren notiert.

Der Strom soll solange fließen, bis der Wasserstoff eine Röhre zu etwa $3/4$ füllt. Die benötigte Zeit wird gemessen. Die Stromstärke ist etwa jede Minute auf Konstanz zu kontrollieren, entweder durch Nachregeln oder durch spätere Mittelung. Die Gasvolumina in beiden Röhren werden abgelesen, indem das Vorratsgefäß vorsichtig gesenkt wird, bis die Flüssigkeitsspiegel in den Schenkeln und im Vorratsgefäß gleich hoch stehen. Dieser Messaufbau stellt sicher, dass der Hydrostatik-Druck korrekt berücksichtigt wird (vgl. [Gleichung 11](#)).

Die gemessenen Gasvolumina von Wasserstoff und Sauerstoff erlauben die Berechnung der Faraday-Konstante F über [Gleichung 9](#), wobei das Molvolumen V_{Mol} gemäß [Gleichung 10](#) berechnet wird. Die elektrochemischen Re-

aktionen an der Kathode und Anode sind in [Gleichung 7](#) und [Gleichung 8](#) dargestellt.

Aufgabe 3: Qualitative Beobachtung der Umkehrung der Elektrolyse in einer Brennstoffzelle

In der dritten Aufgabe wird das Prinzip einer PEM-Brennstoffzelle qualitativ untersucht. Dabei erfolgt die Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff zu Wasser kontrolliert und „kalt“ ohne offene Verbrennung. An der Anode wird Wasserstoff in Protonen und Elektronen gespalten ([Gleichung 12](#)), die Protonen passieren die Membran zur Kathode, und die Elektronen fließen über einen äußeren Stromkreis. An der Kathode reagieren Protonen, Elektronen und Sauerstoff zu Wasser ([Gleichung 14](#)). Durch diesen Prozess kann elektrische Energie gewonnen werden, während die elektrochemische Reaktion kontrolliert abläuft.

III. Auswertung

Fehlerrechnung

Für die statistische Auswertung von n Messwerten x_i werden folgende Größen definiert [Wag25b]:

$$\bar{x} = \frac{1}{n} \sum_{i=1}^n x_i \quad \text{Arithmetisches Mittel} \quad (1)$$

$$\sigma^2 = \frac{1}{n-1} \sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2 \quad \text{Variation} \quad (2)$$

$$\sigma = \sqrt{\frac{1}{n-1} \sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2} \quad \text{Standardabweichung} \quad (3)$$

$$\Delta \bar{x} = \frac{\sigma}{\sqrt{n}} = \sqrt{\frac{1}{n(n-1)} \sum_{i=1}^n (\bar{x} - x_i)^2} \quad \text{Fehler des Mittelwerts} \quad (4)$$

$$\Delta f = \sqrt{\left(\frac{\partial f}{\partial x} \Delta x\right)^2 + \left(\frac{\partial f}{\partial y} \Delta y\right)^2} \quad \text{Gauß'sches Fehlerfortpflanzungsgesetz für } f(x, y) \quad (5)$$

$$\Delta f = \sqrt{(\Delta x)^2 + (\Delta y)^2} \quad \text{Fehler für } f = x + y \quad (6)$$

$$\Delta f = |a| \Delta x \quad \text{Fehler für } f = ax \quad (7)$$

$$\frac{\Delta f}{|f|} = \sqrt{\left(\frac{\Delta x}{x}\right)^2 + \left(\frac{\Delta y}{y}\right)^2} \quad \text{relativer Fehler für } f = xy \text{ oder } f = x/y \quad (8)$$

$$\sigma = \frac{|a_{lit} - a_{gem}|}{\sqrt{\Delta a_{lit}^2 + \Delta a_{gem}^2}} \quad \text{Berechnung der signifikanten Abweichung} \quad (9)$$

Masse	Anode ⁺	Katode ⁻
Zuvor [g]	87,3815	90,6317
Dannach [g]	86,5189	91,4648
δm [g]	-0,8626	0,8331

Tabelle III.1.: Gemessene Werte, bei einem Strom I von 1,01 A und einer Zeit von 41:28 (mm:ss).

3.1. Aufgabe 1: Bestimmung der Faraday-Konstante über Kupferelektroden

Der Versuchsdurchführung ist zu entnehmen, dass wir zwei Kupferelektroden haben. Wir haben die Massen beider vor und nach der Elektrolyse gewogen, um deren Massendifferenz für die Anode δm_{An} und die Kathode δm_{Ka} zu bestimmen. Wir führen die Ergebnisse der [ersten Tabelle des Protokoll](#) auf:

Dabei gehen wir für die folgenden Fehlerrechnungen mit einer Ungenauigkeit der Waage von 0,001 g aus, und vom Netzteil von $(2\% \pm 0,02) A$. Eine Ungenauigkeit der Zeit ist etwas merkwürdig, da die Stoppzeit selbst nicht die Zeit zwischen Herausnehmen der Kupferplatten, deren Trocknung und das Wiegen berücksichtigt. Dennoch wurde zu diesem Zeitpunkt der Strom ausgestellt und es wird eine Ungenauigkeit der Menschlichen Reaktionszeit von 0,300 s angenommen. Dies hat zwar keine große Auswirkung, wird jedoch berücksichtigt.

Die chemischen Gleichungen sind bereits in der [Einleitung \(1.2.3\)](#) beschrieben. Daher gehen wir gleich zur Berechnung über.

Dafür stellen wir [Gleichung 2](#) um zu

$$F = \frac{Q \cdot M_{Mol}}{z \cdot m} \quad (10)$$

und werden ihre einzelnen Komponenten nun bestimmen.

Wir haben dabei eine Gesamtladung Q nach

[Gleichung 6](#) von:

$$Q = 2512,88 C. \quad (11)$$

Wobei wir für $I = 1,01 A$ eingesetzt haben und für $t = 2488 s$.

Die Ungenauigkeit der Ladung wird via [Gauß'scher Fehlerfortpflanzung \(5\)](#) bestimmt:

$$\Delta Q = \sqrt{\left(\frac{\Delta I}{I}\right)^2 + \left(\frac{\Delta t}{t}\right)^2} \cdot Q. \quad (12)$$

Damit kommen wir auf eine Ladung von

$$Q = (2513 \pm 100) C. \quad (13)$$

Die Werte für die Massen entnehmen wir der [Tabelle 3.1](#). Und kommen auf Massendifferenz von:

$$\delta m_{An} = (-0,8626 \pm 0,001) g \quad (14)$$

$$\delta m_{Ka} = (0,8331 \pm 0,001) g \quad (15)$$

Dabei heißt eine negative Massendifferenz, Massenverlust, während der positive Wert eine Massenaufnahme bedeutet. Die Kathode wurde also schwerer. Wir nehmen zur berechnen der Faraday-Konstante die Beträge, der Massendifferenzen.

Die Molare Masse ist einem Periodensystem [\[Web25\]](#) zu entnehmen, und beträgt $M_{Cu} = 63,546 \frac{g}{mol}$. Die Wertigkeit ist der Reaktionsgleichungen zu entnehmen und entspricht 2, da unsere Kupferionen zwei-Fach positiv geladen sind.

Damit kommen wir auf zwei Faraday-Konstanten, für jede Elektrode:

$$F_{Ka} = 92559,397 \frac{C}{mol} \quad (16)$$

$$F_{An} = 95836,918 \frac{C}{mol}. \quad (17)$$

Nun fehlt nur noch die Bestimmung der Ungenauigkeit. Dafür nutzen wir [Gauß'sche Fehlerfortpflanzung](#) und kommen damit auf:

$$\Delta F = \sqrt{\left(\frac{\Delta Q}{Q}\right)^2 + \left(\frac{\Delta m}{m}\right)^2} \quad (18)$$

Dabei ist die Wertigkeit z ohne Frage fehlerfrei, jedoch gäbe es theoretisch eine Ungenauigkeit der Molarenmasse, einen sicheren Wert konnte ich jedoch nicht finden, alle Werte die man finde konnte, haben das Ergebniss aber ohne hin nicht verändert.

Die Fehler berufen sich auf:

$$\Delta F_{Ka} = 3684,898 \frac{C}{mol}, \quad (19)$$

$$\Delta F_{An} = 3815,264 \frac{C}{mol} \quad (20)$$

Setzt man nun alles zusammen, und runden nach den signifikanten Stellen, so kommen wir auf Ergebnisse von:

$$F_{Ka} = (93000 \pm 4000) \frac{C}{mol} \quad (21)$$

und

$$F_{An} = (96000 \pm 4000) \frac{C}{mol}. \quad (22)$$

Jetzt ist natürlich die Frage, ob die Werte untereinander statistisch signifikant sind. Dies wollen wir berechnen und kommen auf:

$$\frac{|F_{Ka} - F_{An}|}{\sqrt{(\Delta F_{Ka})^2 + (\Delta F_{An})^2}} = 0,53\sigma \quad (23)$$

Die Werte decken sich also Statistisch gegenseitig. Als letztes in diesem Aufgabenteil wollen wir den Vergleich zu den Literaturwerten ziehen und kommen dabei auf:

$$\frac{|F_{Ka} - F_{lit}|}{\sqrt{(\Delta F_{Ka})^2 + (\Delta F_{lit})^2}} = 0,87\sigma \quad (24)$$

und

$$\frac{|F_{lit} - F_{An}|}{\sqrt{(\Delta F_{lit})^2 + (\Delta F_{An})^2}} = 0,12\sigma. \quad (25)$$

Die Werte decken sich also mit dem Literaturwert.

3.2. Aufgabe 2: Bestimmung der Faraday-Konstante aus der Elektrolise von Wasser

Die chemischen Gleichungen sind bereits in der [Einleitung \(1.2.4\)](#) beschrieben. Daher gehen wir gleich zur Berechnung über.

Wir führen die Ergebnisse der [zweiten Tabelle des Protokoll](#) auf:

Säule	V_{Start} [ml]	V_{End} [ml]
Sauerstoff	$0,50 \pm 0,10$	$21,60 \pm 0,10$
Wasserstoff	$5,20 \pm 0,10$	$43,20 \pm 0,10$

Tabelle III.2.: Start- und Endvolumina der zwei Säulen.

Wichtig zu verstehen ist, dass der angegebene Volumenswert nicht das Volumen der Flüssigkeit ist, sondern das Volumen über der Flüssigkeit. Das Startvolumen wurde nach 30 Sekunden Elektrolyse bestimmt. Das Endvolumen, als es möglichst weit unten war, damit die Differenz möglichst groß wird, da so der Ablesefehler prozentual kleiner wird. Die verdampften Volumina sind dabei:

$$V_{O_2} = (0,02110 \pm 0,00010)L, \quad (26)$$

$$V_{H_2} = (0,03800 \pm 0,00010)L. \quad (27)$$

Als nächstes brauchen wir die das molaren Volumen V_{Mol} , um aus dem Verhältnis nach [Gleichung 9](#) die Stoffmenge zu bestimmen. Dafür nutzen wir [Gleichung 10](#) und [Gleichung 11](#).

Wir benutzen für den Druck $p_0 = 1013,25hPa$, und für die Temperatur $T_0 = 273,15K$, da hier das ideale Gas Gesetz das Volumen $V_0^{Mol} = 22,414 \frac{L}{mol}$ ergibt. Nun brauchen wir noch das Verhältnis der Raumtemperatur $T = (24,0 \pm 1,0)^\circ C$ über den druck p . + Den Druck $P_{H_2O}^D$ kann man via [Tabelle V](#) bestimmen, wobei wir eine Wassertemperatur von $T_W = (26,0 \pm 1,0)^\circ C$ haben. Somit ist unser Druck:

$$p_{H_2O}^D = 25,76Torr \hat{=} 34,3hPa. \quad (28)$$

Mit einem Gemessenen Luftdruck von ($p = 1000,0 \pm 0,5$) hPa kommt man somit auf ein molares Volumen von

$$V_{Mol} = 25,580 \frac{L}{mol}. \quad (29)$$

Dabei haben wir den Druck zu $p = 969,13 hPa$ berechnet.

Als nächstes müssen wir die Ungenauigkeit über die [Gauß'scher Fehlerfortpflanzung \(5\)](#) bestimmen.

Die Ungenauigkeit des berechneten Druckes ergibt sich zu

$$\Delta p = \sqrt{(\Delta p_L)^2 + (0,9 \cdot \Delta p_{H_2O}^D)^2}. \quad (30)$$

Wir haben dabei die Ungenauigkeit des Luftdruckes $\Delta p_L = 0,5 hPa$. Die des Wasserdruckes ergibt sich über die Temperaturungenauigkeit von $\Delta T_{H_2O} = 1^\circ C$. Die Ungenauigkeit liegt daher bei $\Delta p_{H_2O}^D = 1,75 Torr$, dies wiederum entspricht $2,3 hPa$. Dies wurde bestimmt, in dem das Maximum (als Absolutbetrag) der Differenzen mit den zwei umliegenden Werten gezogen wurde.

Setzen wir unsere Ungenauigkeiten ein, kommen wir auf einen Wert von

$$\Delta p = 2,130 hPa. \quad (31)$$

Damit lässt sich die Ungenauigkeit des molaren Volumens zu

$$\Delta V_{Mol} = \frac{p_0 \cdot V_{0,Mol}}{T_0} \sqrt{\left(\frac{\Delta T}{p}\right)^2 + \left(\frac{T \cdot \Delta p}{p^2}\right)^2} \quad (32)$$

berechnen.

Über diese können wir nun unser finales molares Volumen bestimmen:

$$V_{Mol} = (25,580 \pm 0,090) \frac{L}{mol}. \quad (33)$$

Somit kommen wir auf eine Stoffmenge des Wasserstoffes von

$$n_{H_2} = 1,486 \cdot 10^{-3} mol, \quad (34)$$

und einer Stoffmenge des Sauerstoffes von

$$n_{O_2} = 8,249 \cdot 10^{-3} mol. \quad (35)$$

Dabei reagiert der Sauerstoff teilweise mit der Schwefelsäure. Die Ungenauigkeit der Stoffmenge, die mit der Schwefelsäure reagiert ist unbekannt und wird hier als vernachlässigbar angenommen. Jedoch wird der Wert der Faraday-Konstante weniger akkurat sein. Der Fehler der Stoffmenge nach [Gauß'scher Fehlerfortpflanzung \(5\)](#) ergibt sich zu:

$$\Delta n = \sqrt{\left(\frac{\Delta V}{V_{Mol}}\right)^2 + \left(\frac{V \cdot \Delta V_{Mol}}{V_{Mol}^2}\right)^2}. \quad (36)$$

Unsere finalen stoffmengen sind somit für dem Wasserstoff Somit kommen wir auf eine Stoffmenge des Wasserstoffes von

$$n_{H_2} = (1,486 \pm 0,005) \cdot 10^{-3} mol, \quad (37)$$

und für den Sauerstoffes

$$n_{O_2} = (8,249 \pm 0,006) \cdot 10^{-4} mol. \quad (38)$$

Den Reaktionsgleichungen (7, 8) sind die Wertigkeiten $z_{H_2} = 2$ und $z_{O_2} = 4$ zu entnehmen.

Der letzte zu bestimmende Wert ist die Ladung Q . Hier laufen wir leider in ein Problem, denn leider haben wir den gemessenen Zeitwert nicht ins Messprotokoll aufgeschrieben. Aus dem Gedächtnis weiß ich noch grob, dass es bei ungefähr über 330 (5 Minuten und 30 Sekunden). Diesen Wert wollen wir annehmen, müssen jedoch seine Ungenauigkeit weitaus größer schätzen, als die reale Ungenauigkeit, ohne den Fehler maßlos zu überschätzen, da die Rechnung anderwärts sinnlos wird. Daher nehmen wir einen Zeitwert von

$$t = (335 \pm 30) s \quad (39)$$

an. Wir haben recht sicher über die besagte Zeit gebraucht, weshalb hier schonmal 5 Sekunden hinzugefügt wurden und eine Unsicherheit

von 30 Sekunden scheint mir sinnig, da die Grobe Zeit noch bekannt ist. Nun berechnen wir unsere Ladung via [Gleichung 6](#) und kommen auf eine Ladung von:

$$Q = 288,1C. \quad (40)$$

Sein Fehler berechnet sich Analog zu [12](#). Fassen wir unser Ergebnis zusammen und runden auf signifikante Stellen, so hatten wir eine Ladung von:

$$Q = (288 \pm 29) C. \quad (41)$$

Damit haben wir alle Werte zusammen, um die Faraday-Konstante zu Bestimmen. Wir nutzen [Gleichung 9](#) und Formen sie um zu:

$$F = \frac{Q}{z \cdot F}. \quad (42)$$

Seinen Fehler berechnen wir über [Gauß'scher Fehlerfortpflanzung \(5\)](#) zu:

$$\Delta F = \sqrt{\left(\frac{\Delta Q}{z \cdot n}\right)^2 + \left(\frac{\Delta n \cdot Q}{n^2 \cdot z}\right)^2}. \quad (43)$$

Wir führen die Rechnung einmal mit dem Wasserstoff und einmal mit dem Sauerstoff durch.

Unsere Faraday-Konstante für den Wasserstoff ist:

$$F_{H_2} = (97.000 \pm 10.000) \frac{C}{mol}. \quad (44)$$

Unsere Faraday-Konstante für den Sauerstoff ist

$$F_{H_2} = (87.000 \pm 18.000) \frac{C}{mol}. \quad (45)$$

Signifikanz

Wir wollen nun erneut einmal die Werte miteinander vergleichen und beide neuen Ergebnisse mit dem angegebenen Literaturwert.

Fangen wir mit den Werten selbst an.

$$\frac{|F_{H_2} - F_{O_2}|}{\sqrt{(\Delta F_{H_2})^2 + (\Delta F_{O_2})^2}} = 0,49\sigma. \quad (46)$$

Als nächstes vergleichen wir beide Konstanten mit dem Literaturwert und kommen zu

$$\frac{|F_{H_2} - F_{lit}|}{\sqrt{(\Delta F_{H_2})^2 + (\Delta F_{lit})^2}} = 0,05\sigma. \quad (47)$$

für Wasserstoff und zu

$$\frac{|F_{H_2} - F_{O_2}|}{\sqrt{(\Delta F_{H_2})^2 + (\Delta F_{O_2})^2}} = 0,53\sigma. \quad (48)$$

für Sauerstoff.

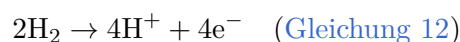
Wir werden erneut in der [Diskussion IV](#) auf die Ergebnisse zurückkommen.

3.3. Aufgabe 3: Elektrolyse in einer Brennstoffzelle

In dieser Aufgabe wird das Funktionsprinzip einer PEM-Brennstoffzelle untersucht, die die umgekehrte Reaktion der Elektrolyse nutzt. Der Versuch liefert qualitative Beobachtungen über die Umwandlung chemischer Energie in elektrische Energie.

1. Anode: Spaltung von Wasserstoff

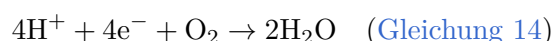
Wasserstoff (H_2) wird an der Anode in Protonen (H^+) und Elektronen gespalten:



Die Protonen passieren die protonenleitfähige Membran zur Kathode, während die Elektronen über einen externen Stromkreis fließen.

2. Kathode: Reaktion zu Wasser

An der Kathode reagieren Protonen, Elektronen und Sauerstoff zu Wasser:



Dabei entsteht Wasser, das als Kondensat sichtbar sein kann.

3. Gasverbrauch

Mit Beginn der Reaktion nimmt die Menge an Wasserstoff und Sauerstoff an den Elektroden ab, was die Umwandlung der chemischen Energie in elektrische Energie sichtbar macht.

4. Elektrischer Stromfluss

Ein angeschlossener Verbraucher kann die elektrische Energie abnehmen. Der Stromfluss zeigt die Nutzung der freiwerdenden Energie an.

5. Interpretation

Die Beobachtungen bestätigen die Umkehrung der Elektrolyse: Energie, die zuvor zur Zerlegung von Wasser benötigt wurde, wird nun durch die kontrollierte Reaktion von H_2 und O_2 freigesetzt und kann direkt als elektrische Energie genutzt werden.

3.4. Zusatz: Kupferoxidation an der Luft/unterm Föhn

Wir wollen hier nun die Fehlerrechnung noch mal ein wenig vertiefen und eine weitere Fehlerquelle betrachten und ihren Einfluss untersuchen. Wir wollen schauen, wie viel Kupfer in der Zeit nach der Elektrolise und bis zum Wiegen Oxidieren. Der Grund dafür ist, dass die zu wiegende Kathode nach der Elektrolyse kein konstantes Gewicht eingenommen hat, sondern das Gewicht über wenige Minuten um knapp $1mg$ anwuchs, ohne aufzuhören. Die gestellte These hier ist, dass dies insbesondere durch den Einfluss des Föhns passiert, denn dieser hat die Kupferplatte erhitzt. Und bei Oxidationsvorgängen ist eine thermische Energiezufuhr equivalent zu einer Beschleunigung der Reaktion. Die Platte hat sich dabei natürlich nicht auf enorme Temperaturen erhitzt, aber es dürfte schon ausreichen, wenn die Oberfläche sich erhitzt, da sowieso nur an der Oberfläche die Oxidation stattfindet. In der Studie [AKM+21] wurde mit Temperaturen im $60^\circ C$ gearbeitet.

Für diese Untersuchung nehme ich die Werte als möglich an und als Basis der folgenden Untersuchung.

Wichtig ist hier natürlich zu erwähnen, dass die Rechnung kaum ernstzunehmen ist, die Werte und Überlegungen sind für sinnvolle Angaben kaum nutzbar und sollen erstmal die grundsätzliche Frage klären, ob die Oxidation an der Luft und das Föhnen einen signifikanten Einfluss haben könnten.

Dafür müssen wir einige Werte schätzen, dessen Messung leider nicht stattfand.

$$A_{Cu} \approx (25 \pm 5) cm^2 \quad (49)$$

$$t \approx (300 \pm 100) s \quad (50)$$

Dabei ist A_{Cu} die Kupferfläche, die reagiert und t die Zeit, in der die Reaktion stattfindet.

Wir leiten dabei graphisch die Massezunahme δm her. Dafür haben wir [Gleichung \(15\)](#) in Python geplottet. Der Code dafür ist auf meinem GitHub [Fin25]. Dabei sind vier [Graphen V.1](#) geplottet. Wir konzentrieren uns dabei auf die logarithmischskalierten Graphen und dabei auf den blauen (unterster) und den roten (oberster) und suchen graphisch nach unserer Massenzunahme.

Dabei kommen wir auf Werte von:

$$\delta m_{min} = (1,11 \pm 0,06) \frac{\mu g}{cm^2} \quad (51)$$

$$\delta m_{max} = (1,86 \pm 0,09) \frac{\mu g}{cm^2} \quad (52)$$

Dabei haben wir darauf geachtet, nur im Bereich zu bleiben, der in der [Abbildung 1.3](#) auch rot eingezeichnet ist zu bleiben.

Die entstandene Masse sollte nun ziemlich leicht zu berechnen sein. Somit ergibt sich für die minimal Abschätzung

$$m_{min} = 1,11 \frac{\mu g}{cm^2} \cdot 25 cm^2 = 27,75 \mu g \quad (53)$$

und für die Maximalabschätzung

$$m_{max} = 1,86 \frac{\mu g}{cm^2} \cdot 25 cm^2 = 46,5 \mu g. \quad (54)$$

Wir wollen natürlich noch die Ungenauigkeit bestimmen. Daher [Gauß'sche Fehlerfortpflanzung](#):

$$\Delta m = \sqrt{\left(\frac{\Delta \delta m}{\delta m}\right)^2 + \left(\frac{\Delta A_{Cu}}{A_{Cu}}\right)^2} \quad (55)$$

Damit kommen wir auf Massen von

$$\boxed{\delta m_{min} = (27,750 \pm 0,207)\mu g} \quad (56)$$

und

$$\boxed{\delta m_{max} = (46,500 \pm 0,206)\mu g}. \quad (57)$$

Das heißt, nach 5 Minuten sollen wir einen Massenanstieg der Kupferplatte von zwischen (gerundet) $0,00003g$ und $0,00005g$ erwarten. Die ist nicht kohärent mit der Beobachtung an der Waage, hier hätten wir eher den Wert um einen Faktor 10 größer vermutet. Also auch die Oxidationsfläche auf vorder und Rückseite zu berufen hilft nicht, was sowieso sinnvoll gewesen wäre, aber ignoriert wurde, da eine höhere Wahrscheinlichkeit vermutet wurde, dass das noch nicht fest angesetzte Kupfer ggf. reagiert. Dennoch sind die Werte unglaublich nah an den Schwankungen, die zu beobachten waren, also gut möglich, dass diese doch einen Einfluss hatten. Vielleicht wurde auch die verstrichene Zeit unterschätzt, wobei dies wieder kaum einen Unterschied gemacht hätte. Am plausibelsten wäre, wenn der Föhn die Kupferplatte auf sogar über $60^\circ C$ erhitzt hätte, dies könnte einen signifikanten Unterschied machen. Trotzdem wäre es nicht zielführend, diese Werte noch als Ungenauigkeit in die Rechnung mit aufzunehmen, da diese sowieso unter der Messgenauigkeit der Waage liegen, dessen Fehler um einen Faktor 100 größer ist.

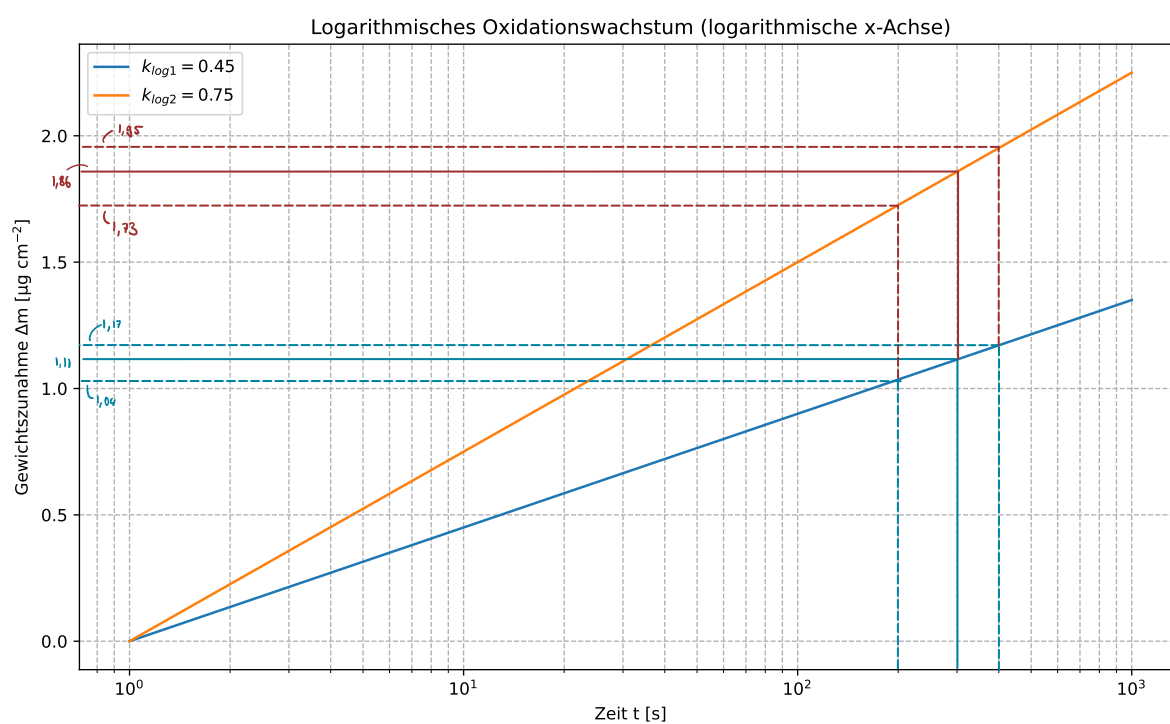
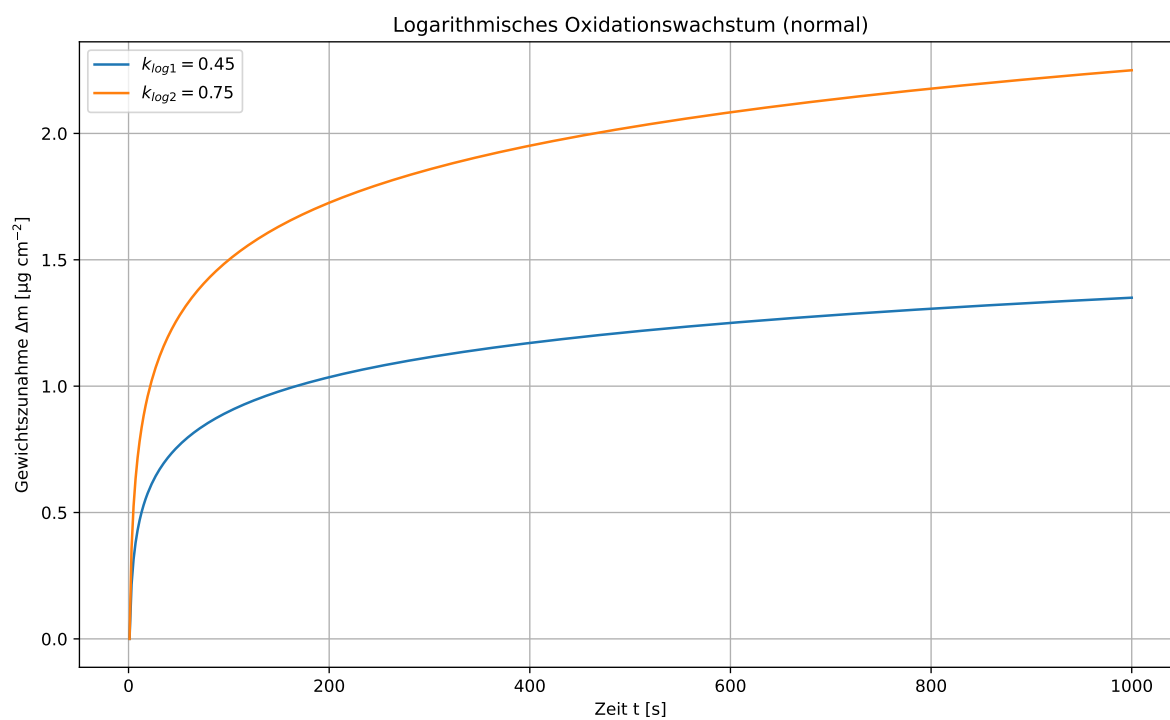


Abbildung III.1.: Entstandene Graphen aus der Gleichung, die in der Studie gegeben ist, mit verschiedenen k_{\log} konstanten. Blau soll dabei die Minimalabschätzung und rot die Maximalabschätzung werden.

IV. Diskussion

4.1. Zusammenfassung

4.2. Diskussion

4.3. Kritik

V. Anhang

T [°C]	p_D [Torr]	T [°C]	p_D [Torr]
10	9,20	31	33,70
11	9,84	32	35,67
12	10,51	33	37,73
13	11,23	34	39,90
14	11,98	35	42,18
15	12,78	36	44,57
16	13,63	37	47,08
17	14,53	38	49,70
18	15,47	39	52,46
19	16,47	40	55,34
20	17,53	41	58,36
21	18,65	42	61,52
22	19,82	43	64,82
23	21,07	44	68,28
24	22,38	45	71,90
25	23,76	46	75,67
26	25,21	47	79,63
27	26,74	48	83,75
28	28,35	49	88,09
29	30,04	50	92,60
30	31,82		

Tabelle V.1.: Sättigungsdampfdruck von Wasser

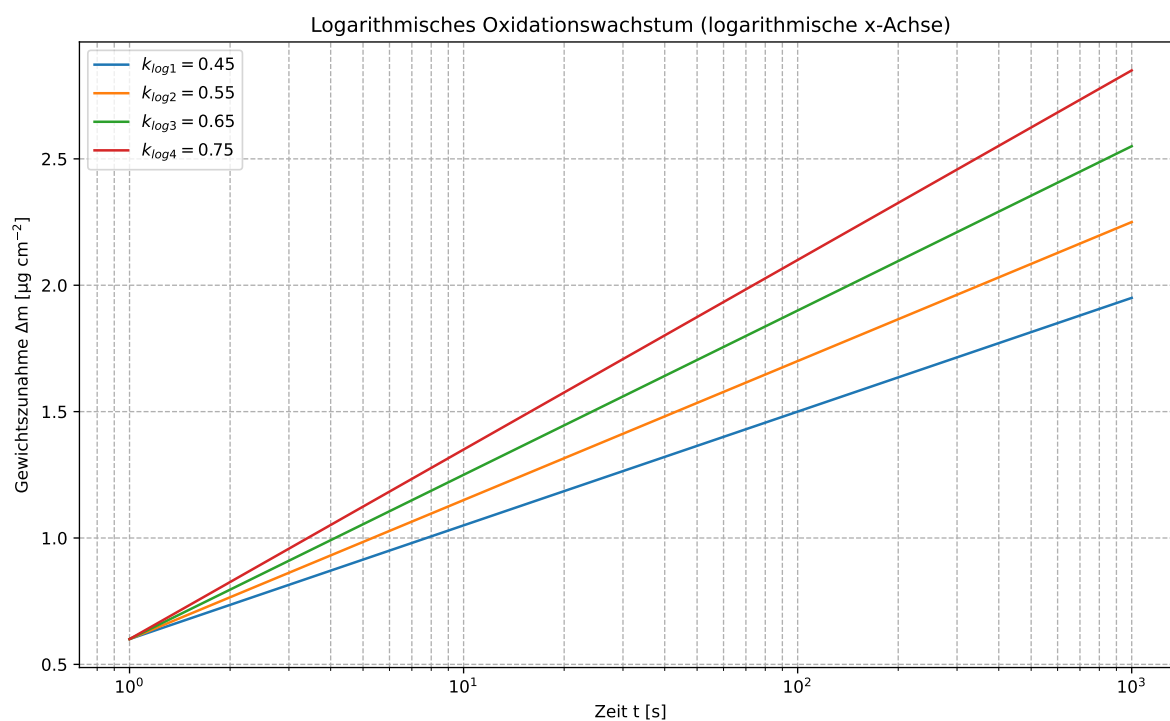
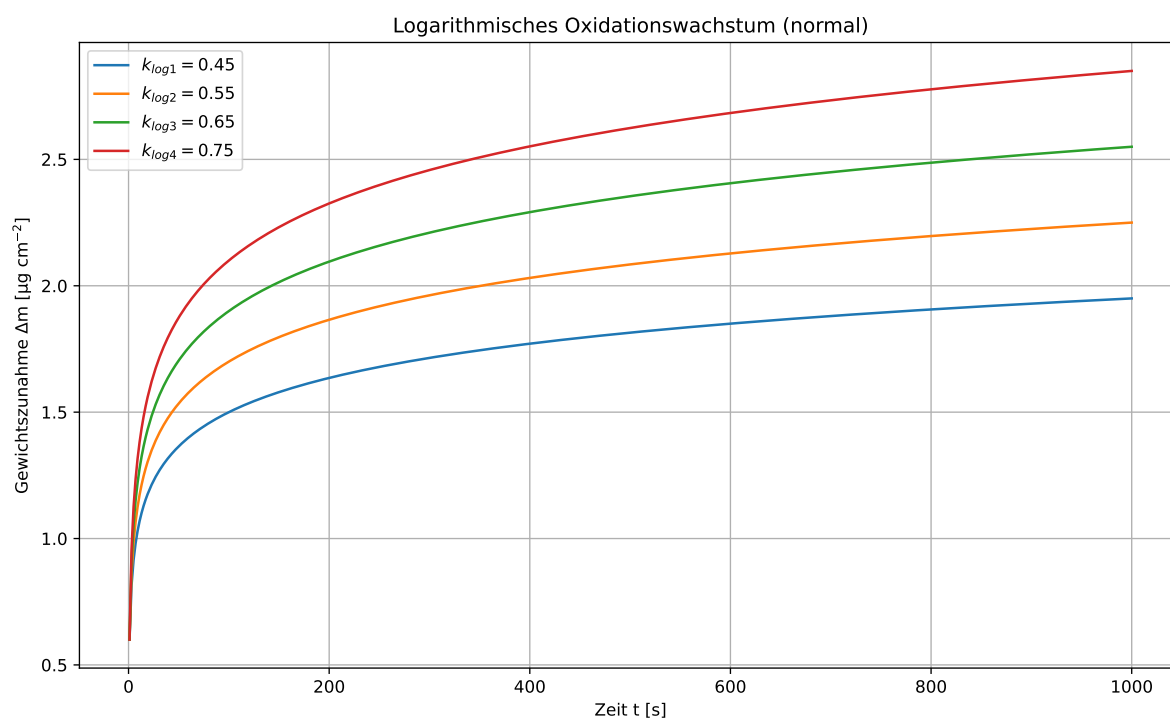


Abbildung V.1.: Entstandene Graphen aus der Gleichung, die in der Studie gegeben ist, mit verschiedenen k_{\log} konstanten und SStartoxidation von 0,6.

Abbildungsverzeichnis

I.1. Auszug aus einer Studie, die die Massenänderung Δm einer Kupferfläche auf einem Quarzkristall (QCM) pro Minute zeigt.	5
I.2. Auszug aus einer Studie, die die Massenänderung Δm einer Kupferfläche auf einem Quarzkristall (QCM) pro Sekunde zeigt. Der Graph ist logarithmisch skaliert.	5
III.1. Entstandene Graphen aus der Gleichung, die in der Studie gegeben ist, mit verschiedenen k_{log} konstanten. Blau soll dabei die Minimalabschätzung und rot die Maximalabschätzung werden.	16
V.1. Entstandene Graphen aus der Gleichung, die in der Studie gegeben ist, mit verschiedenen k_{log} konstanten und SStartoxidation von 0,6.	19

Tabellenverzeichnis

I.1. Massen der Elektroden	7
I.2. Volumina der Säulen	7
III.1. Gemessene Werte, bei einem Strom I von 1,01A und einer Zeit von 41:28 (mm:ss).	10
III.2. Start- und Endvolumina der zwei Säulen.	11
V.1. Sättigungsdampfdruck von Wasser	18

Literaturverzeichnis

- [AKM⁺21] Jari Aromaa, Marko Kekkonen, Mehrdad Mousapour, Ari Jokilaakso, and Mari Lundström. The oxidation of copper in air at temperatures up to 100°C. *Springer Nature (Aalto University)*, 1(1):625–640, 2021. <https://www.mdpi.com/2624-5558/2/4/33?>
- [Dem17] Jochen Demtröder. *Experimentalphysik 2: Elektrizität und Optik*. Springer Spektrum, Berlin, Heidelberg, 7 edition, 2017.
- [Fin25] Finn Zeumer. Pap 1, 2025. Zugriff am 25. August 2025.
- [Wag25a] Dr. J. Wagner. *Physikalisches Praktikum PAP 1 für Studierende der Physik*, chapter 21. Universität Heidelberg, 2025.
- [Wag25b] Dr. J. Wagner. *Physikalisches Praktikum PAP 1 für Studierende der Physik*, pages 4–28. Universität Heidelberg, 2025.
- [Web25] WebQC. Rechner für molare masse, 2025. Zugriff am 15. September 2025.
- [ZF03] A. Barkatt Z. Feng, C. R. Marks. Oxidation-rate excursions during the oxidation of copper in gaseous environments at moderate temperatures. *Springer Nature*, 1(1):396–404, 2003. <https://link.springer.com/article/10.1023/a>