



UNIVERSITÄT
LEIPZIG

Praktikum Physikalische und Theoretische Chemie

SoSe 2021

Protokoll

V9 - Ionenwanderung und Überföhrungszahl

Dr. Doritt Luppä

Name Versuchsteilnehmer 1 (Matrikelnummer): Franz Thiemann ()

Name Versuchsteilnehmer 2 (Matrikelnummer): Georg Alexander Müller ()

Versuchsdurchföhrung: 18.05.2021

Protokollabgabe: 15.06.2021

Inhaltsverzeichnis

1	Aufgabenstellung	4
1.1	HITTORFsche Überführungszahlen von Schwefelsäure	4
1.2	Wanderungsgeschwindigkeit und Ionenbeweglichkeit von MnO_4^- -Ionen	4
2	Theoretische Grundlagen	4
2.1	Elektrochemie	4
2.2	FARADAYSche Gesetze	4
2.3	Ionenbeweglichkeit und Wanderungsgeschwindigkeit	4
2.4	Leitfähigkeit	5
2.5	Grenzleitfähigkeit, Gesetz der unabhängigen Ionenwanderung	6
2.6	KOHLRAUSSches Quadratwurzelgesetz	6
2.7	OSTWALDSches Verdünnungsgesetz	6
2.8	Verlauf der Ionenbeweglichkeiten der ersten Hauptgruppe	7
2.9	GROTTHUSS-Mechanismus	7
2.10	HITTORFsche Apparatur und Überführungszahlen	8
2.11	Titration	10
2.12	Methode der wandernden Grenzflächen	10
3	Beschreibung der Apparatur/ Durchführung	10
3.1	Chemikalien	10
3.2	Geräte	11
3.3	Versuchsaufbau	11
3.4	Versuchsdurchführung	11
3.4.1	HITTORFsche Apparatur	11
3.4.2	Wanderungsgeschwindigkeit von Permanganat-Ionen	12
4	Messwerte	12
4.1	HITTORFsche Apparatur	12
4.1.1	Gemessene Stromstärken	12
4.1.2	Volumen der Schwefelsäure	13
4.1.3	Titrationen	13
4.2	Wanderungsgeschwindigkeit von Permanganat-Ionen	13
5	Auswertung der Messergebnisse	13
5.1	HITTORFsche Überführungszahlen von Schwefelsäure	13
5.1.1	Berechnung der übertragenen Ladung	13
5.1.2	Berechnung der Schwefelsäure-Konzentration	14
5.2	Berechnung der Stoffmengen und Teilchenzahlen	15
5.2.1	Überführungszahlen im Kathodenraum	15
5.2.2	Überführungszahlen im Anodenraum	16
5.2.3	Referenzwerte	16
5.2.4	Tabellarische Übersicht	17
5.3	Berechnung von Wanderungsgeschwindigkeit und Ionenbeweglichkeit von Permanganat-Ionen	17
5.3.1	Wanderungsgeschwindigkeit	17
5.3.2	Ionenbeweglichkeit	17
6	Fehlerrechnung	18
6.1	HITTORFsche Apparatur	18
6.2	Wanderungsgeschwindigkeit von Permanganat-Ionen	19
6.2.1	Wanderungsgeschwindigkeit	19
6.2.2	Ionenbeweglichkeit	19

7 Zusammenfassung der Versuchsergebnisse	20
8 Diskussion	20
8.1 HITTORFsche Apparatur	20
8.2 Wanderungsgeschwindigkeit von Permanganat-Ionen	20
9 Literatur	20
10 Anhang	21
10.1 Messwerttabellen	21

1 Aufgabenstellung

1.1 Hittorfsche Überföhrungszahlen von Schwefelsäure

Ziel des Versuches ist es, die Überföhrungszahlen von 0,01 N Schwefelsäure für H^+ und SO_4^{2-} -Ionen zu bestimmen. Dazu werden die Überföhrungszahl im Anoden- und Kathodenraum einer HITTORFSchen Apparatur einzeln berechnet.

1.2 Wanderungsgeschwindigkeit und Ionenbeweglichkeit von MnO_4^- -Ionen

Ziel ist es die Wanderungsgeschwindigkeit w und die Ionenbeweglichkeit I von Permanganat-Ionen zu bestimmen und die erhaltenen Werte zu diskutieren.

2 Theoretische Grundlagen

2.1 Elektrochemie

Die Elektrochemie ist ein Teilgebiet der physikalischen Chemie, die sich mit dem Verhalten von Ionen in Lösung und den Vorgängen an Grenzflächen zwischen Leitern beschäftigt. Leiter können in zwei Gruppen eingeteilt werden: In Leitern erster Art, auch Elektronenleiter genannt, basiert die Leitfähigkeit auf der Verschiebung freibeweglicher Elektronen. Typische Elektronenleiter sind Metalle und Halbleiter. Bei Leitern zweiter Art handelt es sich um Ionenleiter, bei denen der Leitungsvorgang auf dem Transport elektrisch geladener Ionen in Lösungen basiert. Der Strom wird dabei von Anionen und Kationen getragen und hängt von der Wanderungsgeschwindigkeit dieser Ionen ab.

2.2 Faradaysche Gesetze

Die FARADAYSchen Gesetze beschreiben den Stoffumsatz an Elektroden und bilden die Grundlage der Elektrochemie. Das erste FARADAYSche Gesetz besagt, dass die an einer Elektrode abgeschiedene Masse proportional zur übertragenen Ladung ist:

$$Q \propto m \quad (1)$$

Das zweite FARADAYSche Gesetz behandelt die Ladungszahl z , welche den Betrag der Ionenladung beschreibt: Die bei gleicher übertragener Ladung abgeschiedene Stoffmenge zweier verschiedener Substanzen verhält sich invers proportional zu den Ladungszahlen der Ionen.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{z_2}{z_1} \quad (2)$$

Durch die Kombination beider FARADAYScher Gesetze ergibt sich die FARADAYSche Gleichung:

$$Q = n \cdot F \cdot z \quad (3)$$

Dabei ist n die Stoffmenge, z die Ladungszahl und F die Faraday-Konstante mit $F = 96\,485 \text{ C mol}^{-1}$. Die übertragene Ladung kann durch die Integration der Stromstärke über die Zeit ermittelt werden.

$$Q = \int I dt \quad (4)$$

2.3 Ionenbeweglichkeit und Wanderungsgeschwindigkeit

In einem elektrischen Feld werden die Ionen in einer Lösung mit einer Kraft F_{el} zu den jeweils entgegengesetzt geladenen Polen gezogen. Die Kraft kann dabei aus der Definition des elektrischen Feldes bestimmt werden:

$$E = \frac{F_{el}}{q} = \frac{F_{el}}{z \cdot e_0} \quad (5)$$

$$F_{el} = q \cdot E = z \cdot e_0 \cdot E \quad (6)$$

Dieser elektrischen Beschleunigungskraft wirkt eine STOKESSche Reibungskraft der Lösungsmittelmoleküle mit der Solvathülle des Ions entgegen.

$$F_R = 6\pi \cdot \eta \cdot r \cdot w \quad (7)$$

$$(8)$$

Die Reibungskraft ist damit abhängig von der dynamischen Viskosität des Lösungsmittels η , dem hydrodynamischen Radius r und der Wanderungsgeschwindigkeit w . Der hydrodynamische Radius entspricht dem hypothetischen Radius einer Kugel, welche dieselben Diffusionseigenschaften besitzt, wie das Ion. Dabei ist zu beachten, dass dieser Radius auch die Solvathülle einschließen muss. Die Größe der Solvathülle hängt von der Ionenladung und der Größe des Ions ab. Durch dieses Kräftegleichgewicht aus (8) und (6) stellt sich eine konstante Wanderungsgeschwindigkeit ein, welche proportional zur Stärke des elektrischen Feldes ist.

$$w = \frac{z \cdot e_0}{6\pi \cdot \eta \cdot r} \cdot E \quad (9)$$

$$w_+ = I_+ \cdot E \quad w_- = I_- \cdot E \quad (10)$$

Der Proportionalitätsfaktor I wird Ionenbeweglichkeit genannt und ist nur von der Art des Ions und der Viskosität des Lösungsmittels abhängig.

$$I = \frac{z \cdot e_0}{6\pi \cdot \eta \cdot r} \quad (11)$$

Unter Annahme eines homogenen Feldes (große, parallele Elektroden) kann die elektrische Feldstärke als das Verhältnis aus angelegter Spannung U und Elektrodenabstand d beschrieben werden:

$$E = \frac{U}{d} \quad (12)$$

Damit kann die Wanderungsgeschwindigkeit eines Elektrons in einer Zelle durch

$$w = I \cdot \frac{U}{d} \quad (13)$$

bestimmt werden.

2.4 Leitfähigkeit

Die Wanderung von Ionen im Lösungsmittel erzeugt einen elektrischen Strom I_{el} , der über Gleichung (13) von der Spannung abhängt:

$$I_{el} = \frac{dQ}{dt} = (N_{d+} \cdot I_+ + N_{d-} \cdot I_-) \cdot \frac{U \cdot A}{d} \quad (14)$$

Dabei ist N_d die Teilchendichte der betrachteten Ionen, I_+ bzw. I_- die Ionenbeweglichkeit der Anionen oder Kationen, U das elektrische Potential, A der Querschnitt des Ionenleiters und d der Elektrodenabstand. Daher kann in der Zelle mit dem OHMSchen Gesetz der Widerstand R und der spezifische Widerstand ρ , welcher den Widerstand in Abhängigkeit der Querschnittsfläche des Leiters A und dessen Länge l berechnet werden:

$$R = \frac{U}{I} \quad \rho = \frac{U}{I} \cdot \frac{A}{l} \quad (15)$$

In der Elektrochemie wird typischerweise mit Leitfähigkeiten L und spezifischen Leitfähigkeiten κ gerechnet. Dabei handelt es sich um das Reziproke des Widerstands:

$$L = \frac{1}{R} = \frac{I}{U} \quad (16)$$

$$\kappa = \frac{1}{\rho} = \frac{I}{U} \cdot \frac{l}{A} \quad (17)$$

Der Term $\frac{l}{A}$ wird typischerweise als Zellkonstante bezeichnet, da dieser für eine Leitfähigkeitszelle konstant ist und mit einer Kalibrierlösung bestimmt werden muss.

Da die Leitfähigkeit von der Ionenkonzentration c abhängt, wird die molare Leitfähigkeit Λ_m berechnet:

$$\Lambda_m = \frac{\kappa}{c} \quad (18)$$

2.5 Grenzleitfähigkeit, Gesetz der unabhängigen Ionenwanderung

Auch die molare Leitfähigkeit ist von der Ionenkonzentration abhängig. Dies liegt bei schwachen Elektrolyten vorwiegend an der unvollständigen Dissoziation und bei starken Elektrolyten an Wechselwirkungen zwischen den Ionen. Um additiv mit Leitfähigkeiten rechnen zu können, werden die molaren Grenzleitfähigkeiten bestimmt. Sie ergeben sich als Grenzwert der molaren Leitfähigkeit, wenn die Konzentration des Elektrolyten gegen 0 geht.

$$\Lambda_m^\infty = \lim_{c \rightarrow 0} \Lambda_m \quad (19)$$

Da in diesem Grenzfall davon auszugehen ist, dass keine Wechselwirkungen zwischen den Ionen auftreten, gilt hier das Gesetz der unabhängigen Ionenwanderung, welches besagt, dass sich die molare Grenzleitfähigkeit additiv aus den molaren Ionengrenzleitfähigkeiten λ_m^+ und λ_m^- zusammensetzt.

$$\Lambda_m^\infty = \nu_+ \cdot \lambda_m^+ + \nu_- \cdot \lambda_m^- \quad (20)$$

Dabei sind ν_+ und ν_- die stöchiometrischen Faktoren der Ionen des Elektrolyten.

Die molaren Ionengrenzleitfähigkeiten können aus den Ionenbeweglichkeiten berechnet werden:

$$\lambda_m^+ = z_+ \cdot I_+ \cdot F \quad \lambda_m^- = z_- \cdot I_- \cdot F \quad (21)$$

Durch Einsetzen in Gleichung (20) ergibt sich:

$$\Lambda_m^\infty = F \cdot (z_+ \cdot \nu_+ \cdot I_+ + z_- \cdot \nu_- \cdot I_-) \quad (22)$$

2.6 Kohlrauschsches Quadratwurzelgesetz

Für starke Elektrolyte, wie die in diesem Versuch verwendete Schwefelsäure, kann von einer vollständigen Dissoziation ausgegangen werden. Für diesen Fall wurde um 1900 von Friedrich KOHLRAUSCH eine empirische Gleichung zur Bestimmung der molaren Leitfähigkeit aus der molaren Grenzleitfähigkeit aufgestellt:

$$\Lambda_m = \Lambda_m^\infty - k \cdot \sqrt{c} \quad (23)$$

Das Gesetz gilt aber nur für verdünnte Lösungen.

2.7 Ostwaldsches Verdünnungsgesetz

Schwache Elektrolyte liegen nur teilweise dissoziiert in Lösungen vor. Um die molare Leitfähigkeit zu bestimmen, muss der Dissoziationsgrad α eingeführt werden, welcher den Anteil des dissoziierten Elektrolyts beschreibt.

$$\Lambda_m = \alpha \cdot \Lambda_m^\infty \quad (24)$$

Zur Bestimmung des Dissoziationsgrads kann das OSTWALDsche Verdünnungsgesetz verwendet werden:

$$K_D = \frac{[A^+] \cdot [K^-]}{[KA]} = \frac{\alpha^2 \cdot c_0}{1 - \alpha} \quad (25)$$

Darin ist K_D die Dissoziation-Gleichgewichtskonstante eines Elektrolyten KA und c_0 dessen initiale Konzentration. Durch Umstellen von (24) nach α und Einsetzen in (25) ergibt sich:

$$K_D = \frac{\Lambda_m^2}{(\Lambda_m^\infty - \Lambda_m) \cdot \Lambda_m^\infty} \cdot c_0 \quad (26)$$

Der Zusammenhang zwischen molarer Leitfähigkeit und Konzentration kann durch Umstellen nach Λ_m ermittelt werden:

$$\Lambda_m = \frac{(\sqrt{4c_0 + K_D} \cdot K_D - K_D) \cdot \Lambda_m^\infty}{2c_0} \quad (27)$$

2.8 Verlauf der Ionenbeweglichkeiten der ersten Hauptgruppe

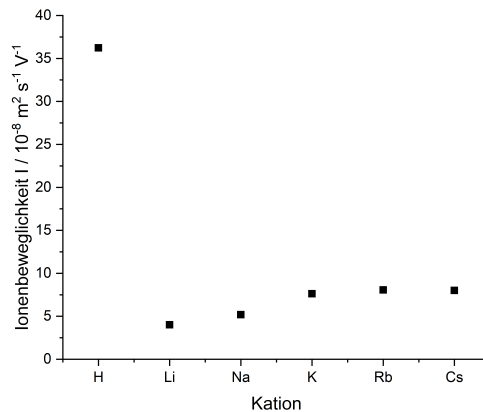


Abbildung 1: Darstellung der Ionenbeweglichkeiten der Ionen der ersten Hauptgruppe

Wie in Gleichung (11) beschrieben, ist die Ionenbeweglichkeit indirekt proportional zum hydrodynamischen Radius des Ions. Aufgrund der mit zunehmender Periode steigenden Ionenradien wäre zu erwarten, dass die Ionenbeweglichkeiten abnehmen. Dies ist aber, wie in Abbildung 1 gezeigt, nicht der Fall. Bis auf die Ausnahme des Wasserstoffions nehmen die Ionenbeweglichkeit mit zunehmender Periode zu. Dies liegt an der Größe der Hydrathülle, welche beim hydrodynamischen Radius berücksichtigt werden muss. Kleinere Ionen wie Natrium und Lithium haben einen kleinen Ionenradius und damit eine hohe Ladungsdichte. Dies führt dazu, dass sich eine große Hydrathülle bildet. Bei größeren Ionen wie Caesium ist die Ladungsdichte aufgrund des großen Ionenradius geringer und die Hydrathülle somit dünner.

2.9 Grotthuß-Mechanismus

Beim Betrachten von (Abb. 1) fällt auf, dass H^+ - und OH^- -Ionen einen ungewöhnlich großen Wert besitzen. Diese hohe Leitfähigkeit kann mit dem GROTTHUSS-Mechanismus begründet werden. Dabei wird davon ausgegangen, dass sich die Wassermoleküle durch ihre Wasserstoffbrückenbindungen in Ketten organisieren (Abb. 2). Der Ladungstransport kann so durch „Umklappen“ der Bindungen auf die Wasserstoffbrückenbindungen erfolgen, wobei kein Stofftransport stattfindet. Daher sind H^+ - und OH^- -Ionen in wässrigen Lösungen deutlich leitfähiger als andere Ionen. In nicht wässrigen Lösungen existiert dieses Gerüst aus Wasserstoffbrückenbindungen nicht, weshalb dort der GROTTHUSS-Mechanismus nicht stattfinden kann und die Leitfähigkeit von H^+ - und OH^- -Ionen deutlich geringer ist.



Abbildung 2: GROTTTHUSS-Mechanismus in wässriger Lösung

2.10 Hittorfsche Apparatur und Überföhrungszahlen

Die Überföhrungszahlen n_+ bzw. n_- beschreiben den Bruchteil der von Kationen bzw. Anionen transportierten Ladung:

$$n_+ = \frac{Q_+}{Q_- + Q_+} \qquad n_- = \frac{Q_-}{Q_- + Q_+} \qquad (28)$$

(29)

Da, wie in Gleichung (14) gezeigt, die übertragene Ladung proportional zur Ionenbeweglichkeit der Spezies ist, können die Überföhrungszahlen auch in Abhängigkeit der Ionenbeweglichkeit geschrieben werden:

$$n_+ = \frac{I_+}{I_- + I_+} \qquad n_- = \frac{I_-}{I_- + I_+} \qquad (30)$$

(31)

Zur Bestimmung dieser Überföhrungszahlen entwickelte der Mathematiker Johannes Wilhelm HITTORF eine Elektrolyseapparatur mit drei Kammern:

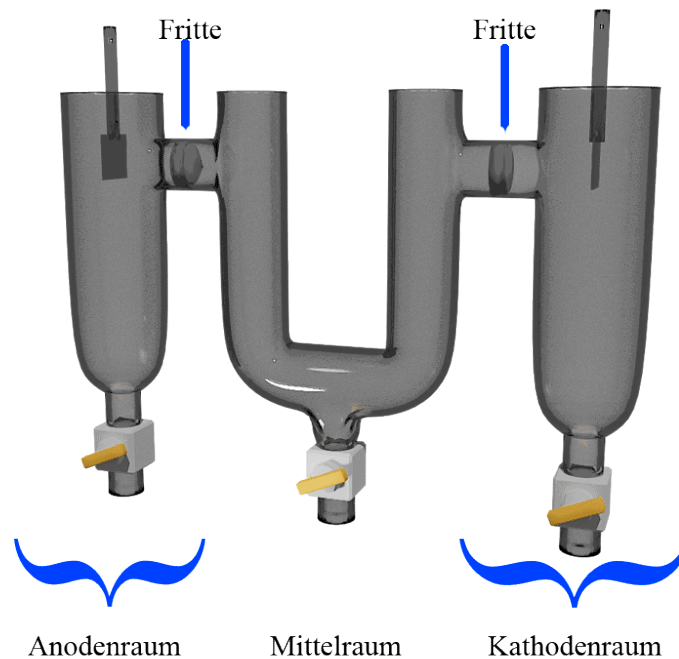


Abbildung 3: Schematischer Aufbau einer HITTORFSchen Apparatur

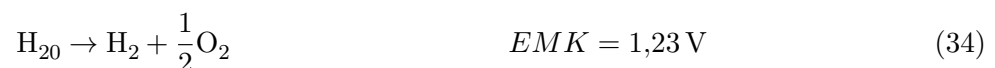
Der Anodenraum und der Kathodenraum haben je einen seitlichen Stutzen, der mit dem Mittelraum verbunden und mit einer Fritte verschlossen ist. In jedem dieser Räume befindet sich eine Platinelektrode, welche mit einer Spannungsversorgung verbunden ist. Der Mittelraum hat die Form eines U-Rohrs, um eine maximale Weglänge zwischen Anoden- und Kathodenraum bei minimalem Elektrodenabstand zu ermöglichen. Zu Beginn des Versuches werden alle drei Räume mit einem bekannten Volumen einer Elektrolytlösung bekannter Konzentration gefüllt. Im Versuch wurde Schwefelsäure als Elektrolyt verwendet, da sich bei beiden Elektrodenreaktionen die Konzentration der H^+ -Ionen ändert, welche einfach durch eine Titration bestimmt werden kann. Nach dem Anlegen der Spannung findet an der Kathode die Reduktion der H^+ -Ionen zu Wasserstoff statt:



Da das Standardpotential der Sulfat-Ionen größer ist als das der Oxidation des Wassers, wird in der Anode Wasser zu H^+ -Ionen und O_2 gespalten:



Damit ergibt sich die Gesamtreaktion:



Die ablaufenden Elektrodenreaktionen führen zu einer Erhöhung der H^+ -Konzentration an der Anode und einer Absenkung an der Kathode. Durch die in der Apparatur verbauten Fritten, wird

ein Konzentrationsausgleich weitestgehend verhindert. Es entsteht aber auch ein großer elektrischer Widerstand, weshalb eine deutlich höhere Spannung angelegt werden muss als in (34) berechnet wurde. Durch Messen der Konzentrationsänderungen können die Anteile der übertragenen Ladung bestimmt werden und dann unter Verwendung von (51) die Überföhrungszahlen berechnet werden.

2.11 Titration

Zur Bestimmung der Konzentration der H_2SO_4 -Stammlösung und den Lösungen aus den Räumen der HITTORFSchen Apparatur wird in diesem Versuch eine Titration mit Natriumhydroxid-Lösung durchgeführt. Dabei läuft die folgende Reaktion ab:



Da NaOH eine starke Base und H_2SO_4 eine starke Säure ist, liegt der Äquivalenzpunkt, also der Punkt, an dem die zugeführte Menge an OH^- -Ionen der initial vorhandenen Menge an H^+ -Ionen entspricht, bei einem pH-Wert von 7. Als Indikator für diesen Äquivalenzpunkt ist deshalb Taschiro sehr gut geeignet, da dieser im Interval von $\text{pH} = 5,6$ bis $\text{pH} = 7,0$ von Violett über grau nach grün umschlägt. Das zugegebene Volumen an Natronlauge kann an der Bürette abgelesen werden und daraus die Konzentration der H_2SO_4 berechnet werden. Dabei ist zu beachten, dass H_2SO_4 eine zweiprotonige Säure ist.

$$c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{\frac{1}{2} \cdot n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{H}_2\text{SO}_4}} \quad (36)$$

$$c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{V_{\text{NaOH}} \cdot c_{\text{NaOH}}}{V_{\text{H}_2\text{SO}_4}} \quad (37)$$

2.12 Methode der wandernden Grenzflächen

Zur Bestimmung der Wanderungsgeschwindigkeit kann die Methode der wandernden Grenzflächen verwendet werden. Dazu wird in einem mit Elektroden versehenem U-Rohr eine Elektrolytlösung mit einer anderen Elektrolytlösung unterschichtet und die Bewegung der Grenzfläche zwischen den beiden Lösungen beobachtet, während eine konstante Spannung an den Elektroden anliegt. Um die Wanderungsgeschwindigkeiten einzeln bestimmen zu können, dürfen sich die Elektrolytlösungen nur in einem Ion unterscheiden. Außerdem muss die Phasengrenzlinie klar zu erkennen sein. Daher bieten sich Kaliumnitrat und Kaliumpermanganat als ein ideales Paar an Elektrolytlösungen an, da das Permanganat-Ion eine stark violette Farbe zeigt. Die Wanderungsgeschwindigkeit kann als Geschwindigkeit mit der Gleichung

$$w = \frac{x}{t} \quad (38)$$

aus der vergangenen Zeit t und der von der Phasengrenze zurückgelegten Strecke x berechnet werden. Zur Berechnung der Ionenbeweglichkeit wird (38) in (13) eingesetzt und es ergibt sich:

$$I = \frac{x \cdot d}{t \cdot U} \quad (39)$$

Dabei ist U die Spannung und d der Abstand der Elektroden.

3 Beschreibung der Apparatur/ Durchführung

3.1 Chemikalien

- Schwefelsäure 0,005 M
- Natronlauge 0,01 M
- VE-Wasser

3.2 Geräte

- HITTORFSchen Apparatur
- Messzylinder 250 ml $\Delta V = 2,0$ ml
- 4 Bechergläser 200 ml
- 2 Bechergläser 80 ml
- Bürette $\Delta V = 0,08$ ml
- Pipette 10 ml

3.3 Versuchsaufbau

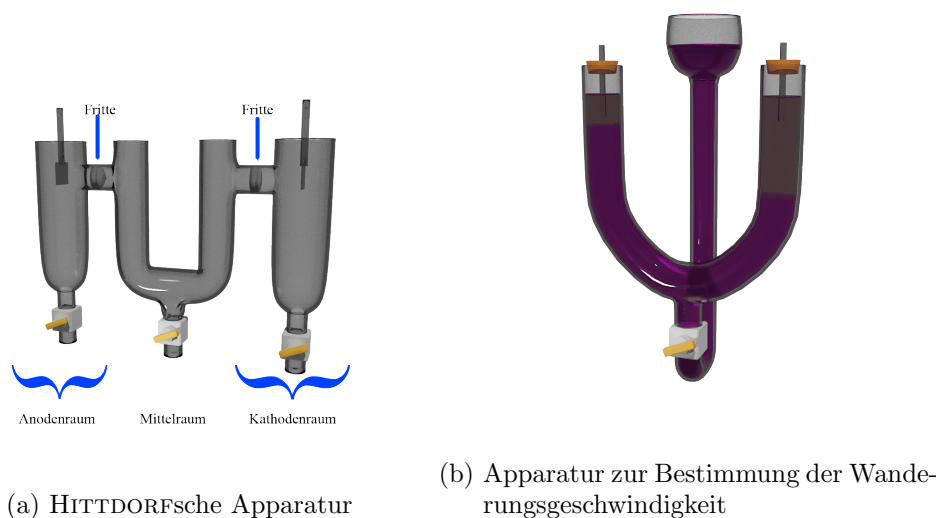


Abbildung 4: Im Versuch genutzte Apparaturen

3.4 Versuchsdurchführung

3.4.1 Hittorfsche Apparatur

Zu Beginn des Versuchs war die HITTORFSche Apparatur bereits aufgebaut und mit Wasser gefüllt. Das Wasser wurde durch Öffnen der Hähne abgelassen und verworfen. Die drei Räume der Apparatur wurden mit wenigen Millilitern 0,01 N Schwefelsäure gespült und anschließend mit dieser befüllt. Dazu wurden für den Anoden- und Kathodenraum je 110 ml abgemessen und für den Mittelraum 160 ml. Nach dem Befüllen werden die Platinelektroden abgesenkt, parallel ausgerichtet und die Kabel der Spannungsversorgung angeschlossen. Die Apparatur muss vor dem Einschalten der Spannungsversorgung von der Versuchsbetreuerin abgenommen werden. Ist dies erfolgt wird die Spannungsversorgung mit einer Spannung von 160 V eingeschaltet, die Zeitmessung gestartet und der erste Messwert vom Amperemeter abgelesen. Weitere Messwerte der Stromstärke werden nach je einer Minute erfasst.

Nach 30 min wird die Spannungsversorgung abgeschaltet. Während des Versuches führt der andere Versuchspartner drei Titrations der verwendeten 0,01 N Schwefelsäure durch, um die genaue Konzentration zu ermitteln. Dazu wird zunächst die Bürette mehrmals mit wenigen Millilitern der bereitgestellten 0,01 M Natronlauge gespült. Anschließend wird für jede der drei Titrations 10 ml der zu untersuchenden Schwefelsäure in einen Erlenmeyerkolben pipettiert und auf ca. 100 ml mit VE-Wasser aufgefüllt. Als Indikator werden zwei Tropfen Taschiro-Indikatorlösung zugesetzt. Es wird mit NaOH bis zum Umschlagpunkt titriert und das verbrauchte Volumen notiert.

Die Lösungen aus der HITTORFSchen Apparatur werden durch Öffnen der Hähne abgelassen und in drei beschrifteten Bechergläsern gesammelt. Das Volumen der drei Lösungen wird mit einem Maßkolben bestimmt. Anschließend wird die H_2SO_4 -Konzentration, wie bereits für die Stammlösung beschrieben, durch je drei Titrationsen bestimmt.

Nach dem Versuch wird die HITTORFSchen Apparatur wieder mit VE-Wasser gefüllt und alle werden Glasgeräte gereinigt.

3.4.2 Wanderungsgeschwindigkeit von Permanganat-Ionen

Der Versuch wurde aus Zeitgründen nicht durchgeführt, deshalb wird die Versuchsdurchführung hier rein theoretisch behandelt.

In der Versuchsvorbereitung wird eine 0,01 M KMnO_4 mit etwa 50 g l^{-1} Harnstoff zur Erhöhung der Dichte hergestellt. Dies ist erforderlich, um die Durchmischung der beiden Lösungen durch Diffusion zu reduzieren. Im Versuch wird zunächst das U-Rohr ca. bis zur Hälfte mit einer 0,01 M KNO_3 -Lösung befüllt. Anschließend wird das Vorratsgefäß mit der zuvor hergestellten Harnstoff-Permanganat-Lösung gefüllt. Durch das vorsichtige Öffnen des Hahns kann die im U-Rohr befindliche KNO_3 -Lösung mit der KMnO_4 -Lösung unterschichtet werden. Sind die Elektroden vollständig mit Lösung bedeckt, wird der Hahn geschlossen und die Höhe der Grenzfläche zwischen den beiden Lösungen notiert. Die Netzteile werden angeschaltet und eine Spannung von 60 V eingestellt. Nach 20 Minuten wird die Höhe der Grenzfläche erneut abgelesen und der Höhenunterschied berechnet.

4 Messwerte

4.1 Hittorfsche Apparatur

4.1.1 Gemessene Stromstärken

Tabelle 1: Messwerte Stromstärken in [mA]

t in [min]	I_{el} in [mA]	t in [min]	I_{el} in [mA]
1	9,91	16	9,15
2	9,52	17	9,10
3	9,34	18	9,10
4	9,22	19	9,10
5	9,14	20	9,05
6	9,11	21	9,01
7	9,03	22	8,99
8	9,07	23	8,94
9	9,12	24	8,98
10	9,15	25	9,01
11	9,16	26	8,89
12	9,16	27	8,93
13	9,20	28	8,88
14	9,17	29	8,83
15	9,19	30	8,87

4.1.2 Volumen der Schwefelsäure

Tabelle 2: Messwerte Volumen H_2SO_4

	Anodenraum	Mittelraum	Kathodenraum
	Messung vorher		
$V(\text{H}_2\text{SO}_4)$ [cm ³]	110	160	110
	Messung nachher		
$V(\text{H}_2\text{SO}_4)$ [cm ³]	110	160	110

4.1.3 Titrationen

Tabelle 3: Messwerte Titration

	Titration 1	Titration 2	Titration 3	Mittelwert	σ
	Messung vorher				
$V(\text{NaOH})$ [cm ³]	10,15	10,10	10,10	10,12	0,028
	Messung Anodenraum				
$V(\text{NaOH})$ [cm ³]	10,30	10,25	10,35	10,30	0,05
	Messung Mittelraum				
$V(\text{NaOH})$ [cm ³]	10,05	10,00	10,05	10,03	0,028
	Messung Kathodenraum				
$V(\text{NaOH})$ [cm ³]	9,70	9,75	9,65	9,70	0,05

4.2 Wanderungsgeschwindigkeit von Permanganat-Ionen

Messgröße	Wert
Spannung	$U = 60 \text{ V}$
Elektrodenabstand	$d = 22,4 \text{ cm}$
Wanderungstrecke	$x = 1,4 \text{ cm}$
Dauer	$t = 20 \text{ min}$

5 Auswertung der Messergebnisse

5.1 Hittorfsche Überführungszahlen von Schwefelsäure

5.1.1 Berechnung der übertragenen Ladung

Zur Berechnung der übertragenen Ladung wurden die gemessenen Stromstärken (Tab: 1) in Abhängigkeit der Zeit in Sekunden in Origin dargestellt.

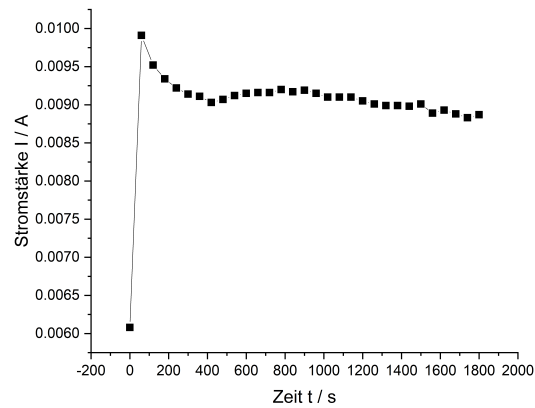


Abbildung 5: Darstellung der gemessenen Stromstärke in Abhängigkeit der Zeit

Die Berechnung der übertragenen Ladung erfolgte durch Integration der Stromstärke nach der Zeit.

$$Q = \int_0^t I dt \quad (40)$$

Dies erfolgt in Origin und lieferte den folgenden Output:

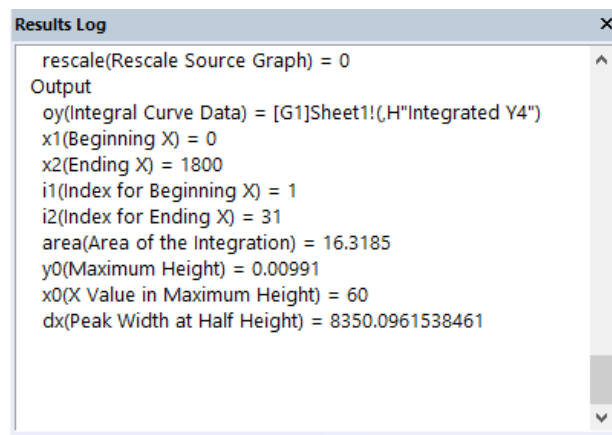


Abbildung 6: Result der Integration in Origin

Aus der Integration kann die übertragene Ladung abgelesen werden:

$$Q = \int_0^t I dt = 16,3185 \text{ C} \quad (41)$$

5.1.2 Berechnung der Schwefelsäure-Konzentration

Die Konzentration der Schwefelsäure wird durch Titration bestimmt. Dabei wird bei den Konzentrationsbestimmungen der Stammlösung und den Lösungen des Anoden-, Mittel- und Kathodenraums in gleicher Weise vorgegangen. Es wird exemplarisch die H_2SO_4 -Konzentration der Stammlösung

berechnet:

$$\bar{V}_{\text{NaOH}} = \frac{v_1 + v_2 + v_3}{3} = 10,116 \text{ ml} \quad (42)$$

$$c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{0.5 \cdot c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{H}_2\text{SO}_4}} \quad (43)$$

$$c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{0.5 \cdot 0,0100 \text{ mol l}^{-1} \cdot 10,116 \text{ ml}}{10 \text{ ml}} \quad (44)$$

$$c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,005\,059 \text{ mol l}^{-1} \quad (45)$$

Aufgrund der Stöchiometrie ergibt sich die Konzentration der H^+ -Ionen als das Doppelte der Konzentration der Schwefelsäure:

$$c_{\text{H}^+} = 2 \cdot c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1,010\,117 \text{ mol l}^{-1} \quad (46)$$

Nach gleicher Weise wird mit den Titrations nach der Elektrolyse verfahren. Die Ergebnisse sind in der Tabelle (Tab. 4) gelistet.

5.2 Berechnung der Stoffmengen und Teilchenzahlen

Aus der ermittelten Konzentration kann mit dem abgemessenen Volumen die Stoffmenge jeder Ionspezies in jedem Teil der HITTORFSchen Apparatur berechnet werden. Durch eine Multiplikation mit der AVOGARDO-Konstanten ergibt sich die Teilchenanzahl.

$$n_{\text{H}^+, \text{Anodenraum, vorher}} = c_{\text{H}^+, \text{vorher}} \cdot V_{\text{Anodenraum, vorher}} \quad (47)$$

$$n_{\text{H}^+, \text{Anodenraum, vorher}} = 1,010\,117 \text{ mol l}^{-1} \cdot 110 \text{ ml} = 0,001\,112\,8 \text{ mol} \quad (48)$$

$$N_{\text{H}^+, \text{Anodenraum, vorher}} = n_{\text{H}^+, \text{Anodenraum, vorher}} \cdot N_A \quad (49)$$

$$N_{\text{H}^+, \text{Anodenraum, vorher}} = 0,001\,112\,8 \text{ mol} \cdot 6,022\,14 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 67,0148 \cdot 10^{19} \quad (50)$$

In diesem Fall beschreibt n die Stoffmenge der Ionen, N die Teilchenanzahl und V das Volumen in dem betrachteten Teil der Apparatur.

5.2.1 Überführungszahlen im Kathodenraum

Die Überführungszahlen beschreiben den Anteil der Ladung, der durch die entsprechende Ionspezies transportiert wurde:

$$n_+ = \frac{Q_+}{Q} \qquad n_- = \frac{Q_-}{Q} \quad (51)$$

Dabei ist Q die in Abschnitt 5.1.1 bestimmte, gesamte übertragene Ladung und Q_+ bzw. Q_- die durch die H^+ - bzw. SO_4^{2-} -Ionen übertragene Ladung. Diese können aus den Konzentrationsänderungen der Ionen bestimmt werden:

$$\Delta K_+ = \frac{Q_+}{e_0 \cdot z_+} \quad (52)$$

$$Q_+ = \Delta K_+ \cdot e_0 \cdot z_+ \quad (53)$$

In der Gleichung ist e_0 die Elementarladung mit $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ und z die Ladungszahl, welche im Falle von H^+ -Ionen 1 beträgt. ΔK_+ ist die Änderung der Anzahl der positiv geladenen Ionen im Kathodenraum. Bei der durchgeführten Reaktion entspricht dies der Anzahl der verbrauchten H^+ -Ionen.

Die Änderung der Sulfat-Ionen-Konzentration ΔK_- muss gemäß (34) halb so groß sein wie die Änderung der H^+ -Ionen-Konzentration.

$$\Delta K_- = \frac{1}{2} \cdot \Delta K_+ \quad (54)$$

Durch Einsetzen von (53) in (51) kann die Überföhrungszahl n_- der SO_4^{2-} -Anionen bestimmt werden:

$$n_-^K = -\frac{e_0 \cdot z_+ \cdot \Delta K_+}{Q} \quad (55)$$

$$n_-^K = -\frac{1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ A s} \cdot 1 \cdot -2,760 \cdot 10^{19}}{16,3185 \text{ C}} \quad (56)$$

$$n_-^K = \underline{0,271} \quad (57)$$

Über die Beziehung $Q = Q_+ + Q_-$ kann auch die Überföhrungszahl n_+ der H^+ -Kationen bestimmt werden:

$$n_+^K = \frac{Q + e_0 \cdot z_+ \cdot \Delta K_+}{Q} \quad (58)$$

$$n_+^K = \frac{16,3185 \text{ C} + 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ A s} \cdot 1 \cdot -2,760 \cdot 10^{19}}{16,3185 \text{ C}} \quad (59)$$

$$n_+^K = \underline{0,729} \quad (60)$$

5.2.2 Überföhrungszahlen im Anodenraum

Für den Anodenraum wird analog zum Kathodenraum verfahren:

$$\Delta A_+ = 2 \cdot \Delta A_- \quad (61)$$

$$\Delta A_- = \frac{Q - Q_+}{e_0 \cdot z_-} \quad (62)$$

Dabei ist ΔA_+ die Anzahl der an der Anode erzeugten H^+ -Ionen und ΔA_- die Differenz der Anzahl der Sulfat-Ionen.

$$n_-^A = -\frac{e_0 \cdot z_- \cdot 0,5 \cdot \Delta A_+}{Q} \quad (63)$$

$$n_-^A = -\frac{1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ A s} \cdot 2 \cdot 0,5 \cdot 1,214 \cdot 10^{19}}{16,3185 \text{ C}} \quad (64)$$

$$n_-^A = \underline{0,119} \quad (65)$$

$$n_+^A = \frac{Q - e_0 \cdot z_- \cdot 0,5 \cdot \Delta A_+}{Q} \quad (66)$$

$$n_+^A = \frac{16,3185 \text{ C} - 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ A s} \cdot 2 \cdot 0,5 \cdot 1,2144 \cdot 10^{19}}{16,3185 \text{ C}} \quad (67)$$

$$n_+^A = \underline{0,881} \quad (68)$$

5.2.3 Referenzwerte

Als Referenz zur Einschätzung der berechneten Überföhrungszahlen können diese auch aus den in der Versuchsbeschreibung² tabellierten Ionenbeweglichkeiten berechnet werden.

$$n_+^{ref} = \frac{I_+}{I_+ + I_-} \quad (69)$$

$$n_+^{ref} = \frac{36,23 \cdot 10^{-8} \text{ m}^2 \text{ s}^{-1} \text{ V}^{-1}}{36,23 \cdot 10^{-8} \text{ m}^2 \text{ s}^{-1} \text{ V}^{-1} + 8,29 \cdot 10^{-8} \text{ m}^2 \text{ s}^{-1} \text{ V}^{-1}} \quad (70)$$

$$n_+^{ref} = 0,813 \quad (71)$$

$$n_-^{ref} = \frac{I_-}{I_+ + I_-} \quad (72)$$

$$n_-^{ref} = \frac{8,29 \cdot 10^{-8} \text{ m}^2 \text{ s}^{-1} \text{ V}^{-1}}{36,23 \cdot 10^{-8} \text{ m}^2 \text{ s}^{-1} \text{ V}^{-1} + 8,29 \cdot 10^{-8} \text{ m}^2 \text{ s}^{-1} \text{ V}^{-1}} \quad (73)$$

$$n_-^{ref} = 0,186 \quad (74)$$

5.2.4 Tabellarische Übersicht

Tabelle 4: Auswertungstabelle

	Anodenraum	Mittelraum	Kathodenraum
vorher			
Volumen H ₂ SO ₄ [ml]	110	160	110
c(H ⁺) [mol l ⁻¹]		0,0101167	
Stoffmenge H ⁺ [mol]	0,001113	0,001619	0,001113
Teilchenzahl H ⁺ [10 ¹⁹]	67,0148	97,476	67,0148
Stoffmenge SO ₄ ²⁻ [mol]	0,0005564	0,0008093	0,0005564
Teilchenzahl SO ₄ ²⁻ [10 ¹⁹]	33,507	48,738	33,507
nachher			
Volumen H ₂ SO ₄ [ml]	110	160	110
c(H ⁺) [mol l ⁻¹]	0,01030	0,010033	0,0097
Stoffmenge H ⁺ [mol]	0,001133	0,001605	0,001067
Teilchenzahl H ⁺ [10 ¹⁹]	68,229	96,673	64,255
Stoffmenge SO ₄ ²⁻ [mol]	0,0005665	0,0008037	0,0005335
Teilchenzahl SO ₄ ²⁻ [10 ¹⁹]	34,115	48,337	32,127
Differenz			
ΔN(H ⁺) [10 ¹⁹]	1,214	-0,803	-2,760
ΔN(SO ₄ ²⁻) [10 ¹⁹]	0,607	-0,401	-1,380
Überführungszahlen			
n(H ⁺)	0,881		0,729
n(SO ₄ ²⁻)	0,119		0,270

5.3 Berechnung von Wanderungsgeschwindigkeit und Ionenbeweglichkeit von Permanganat-Ionen

5.3.1 Wanderungsgeschwindigkeit

Die Wanderungsgeschwindigkeit kann aus der zurückgelegten Strecke x und der dafür benötigten Zeit t berechnet werden:

$$w_{\text{MnO}_4^-} = \frac{x}{t} \quad (75)$$

$$w_{\text{MnO}_4^-} = \frac{0,014 \text{ m}}{1,2 \cdot 10^3 \text{ s}} \quad (76)$$

$$w_{\text{MnO}_4^-} = 1,16 \cdot 10^{-5} \text{ m s}^{-1} \quad (77)$$

5.3.2 Ionenbeweglichkeit

Zur Berechnung der Ionenbeweglichkeit wird Gleichung (75) in Gleichung (11) eingesetzt:

$$I_{\text{MnO}_4^-} = \frac{x \cdot d}{t \cdot U} \quad (78)$$

$$I_{\text{MnO}_4^-} = \frac{0,014 \text{ m} \cdot 0,224 \text{ m}}{1,2 \cdot 10^3 \text{ s} \cdot 60 \text{ V}} \quad (79)$$

$$I_{\text{MnO}_4^-} = 4,35 \cdot 10^{-8} \text{ m}^2 \text{ s}^{-1} \text{ V}^{-1} \quad (80)$$

6 Fehlerrechnung

6.1 Hittorfsche Apparatur

Es wird die Standardabweichung für die einzelnen Messungen der Titration gebildet:

$$u [c(\text{H}^+)] = \sqrt{\frac{1}{n-1} \sum_{k=1}^n (x_k - \bar{x})^2} \quad (81)$$

Die Stoffmengenfehler wurden mit folgender Formel berechnet:

$$n = cV \quad (82)$$

$$u [n] = \left| \frac{\partial n}{\partial c} \right| u [c] + \left| \frac{\partial n}{\partial V} \right| u [V] \quad (83)$$

$$u [n] = |V| u [c] + |c| u [V] \quad (84)$$

Der Fehler der Überführungszahlen musste nur einmal berechnet werden, aufgrund der zirkulären Beziehung der Überführungszahlen:

$$n^+ = \frac{Q - e_0 \cdot z_- \cdot \Delta A_+ \cdot \frac{1}{2}}{Q} = 1 - \frac{e_0 \cdot z_- \cdot (N_A n_2 - N_A n_1) \cdot \frac{1}{2}}{Q} \quad (85)$$

$$u [n^+] = \left| \frac{\partial n^+}{\partial n_2} \right| u [n_2] + \left| \frac{\partial n^+}{\partial n_1} \right| u [n_1] \quad (86)$$

$$u [n^+] = \left| \frac{e_0 \cdot z_- \cdot \frac{1}{2} \cdot N_A}{Q} \right| u [n_2] + \left| \frac{e_0 \cdot z_- \cdot \frac{1}{2} \cdot N_A}{Q} \right| u [n_1] \quad (87)$$

		Anodenraum	Mittelraum	Kathodenraum
vorher				
c(H ⁺)	[mol l ⁻¹]		±2,8867 · 10 ⁻⁴	
Stoffmenge H ⁺	[mol]	±5,1988 · 10 ⁻⁵	±6,6421 · 10 ⁻⁵	±5,1988 · 10 ⁻⁵
nachher				
c(H ⁺)	[mol l ⁻¹]	±5 · 10 ⁻⁴	±2,8867 · 10 ⁻⁴	±5 · 10 ⁻⁴
Stoffmenge H ⁺	[mol]	±7,56 · 10 ⁻⁵	±6,6255 · 10 ⁻⁵	±7,44 · 10 ⁻⁵
Überführungszahlen				
n(H ⁺)		±0,754		

Der Fehler der Überführungszahlen ist relativ groß, dafür gibt es mehrere Ursachen: Zum einen war der Stoffumsatz und damit auch die übertragene Ladung im Versuch relativ klein, was dazu führt, dass bereits ein kleiner Fehler in der Schwefelsäure-Konzentration zu einem großen Fehler der Überführungszahl führt. Aufgrund der sehr kleinen Konzentrationsunterschiede, die während der Elektrolyse bestanden ist die Hauptfehlerquelle allerdings der Titrationsfehler. In Retrospektive war das gewählte Vorlagenvolumen von 10 ml zu klein und es hätte ein größeren Volumen von H₂SO₄ vorgelegt werden müssen, um den Konzentrationsfehler zu reduzieren. Beim Betrachten der Werte fällt auf, dass sich die Überführungszahlen der beiden Halbzellen stark unterscheiden. Dies kann darauf zurückgeführt werden, dass die verbauten Fritten nicht zu 100 % dicht sind und so Stoffaustausch zwischen den Kammern stattfinden konnte. Unter Betrachtung der Reaktionsgleichung (34) sollte sich die Summe der H⁺-Ionenkonzentration während der Elektrolyse nicht ändern. Die Messwerte spiegeln dies aber nicht wieder. Die insgesamt abnehmende gemessene H⁺-Konzentration ist nur durch den Titrationsfehler zu erklären. Weitere mögliche Fehlerquellen können das unzureichende Waschen der Apparatur oder ein Konzentrationsfehler der als Maßlösung genutzten Natronlauge sein.

6.2 Wanderungsgeschwindigkeit von Permanganat-Ionen

Da der Versuch nur theoretisch durchgeführt wurde liegen keine Informationen zu den genutzten Messinstrumenten vor. Es wird daher angenommen, dass die einzige Fehlerquelle in der Längenmessung mit einem Lineal mit Millimetermaßstab besteht.

$$u [d] = 0,5 \text{ mm} \qquad u [x] = 0,5 \text{ mm} \qquad (88)$$

6.2.1 Wanderungsgeschwindigkeit

$$u [w] = \left| \frac{\partial w}{\partial x} \right| u [x] \qquad (89)$$

$$u [w] = \left| \frac{1}{t} \right| u [x] \qquad (90)$$

$$u [w] = \left| \frac{1}{1,2 \cdot 10^3 \text{ s}} \right| 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ m} \qquad (91)$$

$$u [w] = \pm 0,04 \cdot 10^{-5} \text{ m s}^{-1} \qquad (92)$$

6.2.2 Ionenbeweglichkeit

$$u [I] = \left| \frac{\partial I}{\partial x} \right| u [x] + \left| \frac{\partial I}{\partial d} \right| u [d] \qquad (93)$$

$$u [I] = \left| \frac{d}{t \cdot U} \right| u [x] + \left| \frac{x}{t \cdot U} \right| u [d] \qquad (94)$$

$$u [I] = \left| \frac{0,224 \text{ m}}{1,2 \cdot 10^3 \text{ s} \cdot 60 \text{ V}} \right| 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ m} + \left| \frac{0,014 \text{ m}}{1,2 \cdot 10^3 \text{ s} \cdot 60 \text{ V}} \right| 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ m} \qquad (95)$$

$$u [I] = \pm 0,17 \cdot 10^{-8} \text{ m}^2 \text{ s}^{-1} \text{ V}^{-1} \qquad (96)$$

Da der Versuch nicht praktisch durchgeführt wurde, lassen sich weitere Fehlerquellen nur vermuten. Zum einen ist es wahrscheinlich, dass durch Diffusion die Grenzfläche trotz zugesetztem Harnstoff etwas schwimmt. Dies sorgt für einen Fehler in der abgelesenen Länge x . Zum anderen verläuft das U-Rohr nicht exakt entlang der Feldlinien des elektrischen Feldes, weshalb die Annahme eines homogenen Feldes wie in Gl. (13) zu einem Fehler führt. Auch die Viskosität der Lösung verhält sich nicht ideal: Der der Permanganat-Lösung beigemischte Harnstoff kann die Viskosität der Lösung erhöhen und auch die Temperatur, welche für die gegebenen Werte nicht bekannt ist, hat einen Einfluss auf die Viskosität. Durch die angelegte Spannung ist es naheliegend, dass sich die Temperatur der Lösung durch die JOULEsche Wärme während des Versuchs erhöht. Eine höhere Viskosität würde zu einer niedrigeren Wanderungsgeschwindigkeit und einer niedrigeren Ionenbeweglichkeit führen. Auch der Fehler der angelegten Spannung kann einen Einfluss haben. Während die Spannungsversorgung für diesen Versuch nicht bekannt ist und so der Fehler nicht angegeben werden kann, ist dieser unter Betrachtung der für die HITTORFSche Apparatur genutzten Spannungsversorgung als gering einzuschätzen.

7 Zusammenfassung der Versuchsergebnisse

Tabelle 5: Übersicht der ermittelten Werte

Größe		Wert	
Überföhrungszahl KR	n_+	0,729	$\pm 0,754$
	n_-	0,27	$\pm 0,754$
Überföhrungszahl AR	n_+	0,881	$\pm 0,754$
	n_-	0,119	$\pm 0,754$
Durchsch. d. Überföhrungszahlen	\bar{n}_+	0,805	$\pm 0,754$
	\bar{n}_-	0,195	$\pm 0,754$
Referenz Überföhrungszahlen	n_+	0,813	
	n_-	0,186	
Wanderungsgeschwindigkeit	$w(\text{MnO}_4^-)$	$1,16 \cdot 10^{-5} \text{ m s}^{-1}$	$\pm 0,04 \cdot 10^{-5} \text{ m s}^{-1}$
Ionenbeweglichkeit	$I(\text{MnO}_4^-)$	$4,35 \cdot 10^{-8} \text{ m}^2 \text{ V}^{-1} \text{ s}^{-1}$	$\pm 0,17 \cdot 10^{-8} \text{ m}^2 \text{ V}^{-1} \text{ s}^{-1}$

8 Diskussion

8.1 Hittorfsche Apparatur

Wie zu erwarten ist die Überföhrungszahl der H^+ -Ionen deutlich größer als die der Sulfat-Ionen. Dies kann durch den GROTTHUSS-Mechanismus erklärt werden: Das „Umklappen“ der Bindungen sorgt für eine sehr schnelle Leitung der H^+ -Ionen, da kein Stofftransport und so auch keine STOKESSche Reibung stattfindet. Wie bereits in der Fehlerdiskussion (6.1) erwähnt weichen die berechneten Überföhrungszahlen des Anoden- und Kathodenraums stark voneinander ab. Zur Diskussion werden deshalb die durchschnittlichen Überföhrungszahlen verwendet:

$$\bar{n}_+ = 0,805 \qquad \bar{n}_- = 0,195 \qquad (97)$$

Diese durchschnittlichen Überföhrungszahlen stimmen sehr gut mit den in Abschnitt 5.2.3 aus den Tabellenwerten bestimmten Referenzwerten überein.

$$n_+^{ref} = 0,813 \qquad n_-^{ref} = 0,186 \qquad (98)$$

Da der Fehlerbereich des Versuchs sehr groß ist, liegen die Referenzwerte innerhalb des Fehlerbereichs. Der bestimmte Fehler ist allerdings mit $\pm 0,754$ so groß, dass unter Betrachtung des Fehlers die gemessenen Werte nicht sinnvoll verwendet werden können. Wie in der Fehlerdiskussion angesprochen, könnte der Fehler durch Erhöhung des Vorlagenvolumens reduziert werden.

8.2 Wanderungsgeschwindigkeit von Permanganat-Ionen

Die Ionenbeweglichkeit des Permanganat-Ions ist mit $(4,35 \cdot 10^{-8} \pm 0,14) \text{ m}^2 \text{ s}^{-1} \text{ V}^{-1}$ vergleichsweise klein. Dies entspricht den Erwartungen, da das Ion mit einem hydrodynamischen Radius³ von 0,354 nm ein relativ großes Molekül ist. Der Literaturwert der Ionenbeweglichkeit⁴ des Permanganates liegt mit $5,6 \cdot 10^{-8} \text{ m}^2 \text{ s}^{-1} \text{ V}^{-1}$ nicht im Fehlerbereich des experimentell ermittelten Wertes, besitzt aber dieselbe Größenordnung. Fehler, die zu dieser Abweichung geführt haben könnten, wurden in der Fehlerdiskussion behandelt.

9 Literatur

Notes

¹Becker, Frank-Michael/ Bossek, Hubert: Formelsammlung. Berlin, Mannheim: DUDEN PAETEC Schulbuchverlag 2012, S. 134.

¹Becker, Frank-Michael/ Bossek, Hubert: Formelsammlung. Berlin, Mannheim: DUDEN PAETEC Schulbuchverlag 2012, S. 134.

²https://moodle2.uni-leipzig.de/pluginfile.php/2036678/mod_resource/content/11/VersuchsanleitungV09SoSe2021.pdf Zugegriffen am 24.05.2021.

³<https://www.ld-didactic.de/documents/de-DE/EXP/C/C4/C4412a.pdf>

⁴<https://de.wikipedia.org/wiki/Ionenbeweglichkeit> aufgerufen am 24.05.2021.

10 Anhang

10.1 Messwerttabellen