

Physikalische Chemie I

Versuchsprotokoll

E04 Bestimmung der Überföhrungszahlen nach Hittorf und Messung der Ionenbeweglichkeit

Inhaltsverzeichnis

1 Ziel	2
2 Grundlagen	2
2.1 Überföhrungszahlen	2
2.1.1 HITTORFsche Methode	2
2.1.2 GROTHUSS-Mechanismus	4
2.2 Methode der wandernden Grenzfläche	4
2.2.1 Ionenbeweglichkeit	4
2.2.2 Ionenradius	5
3 Geräte und Chemikalien	5
4 Durchführung	6
4.1 Bestimmung der Überföhrungszahl	6
4.2 Messung der Ionenbeweglichkeit	7
5 Auswertung	8
5.1 Bestimmung der Überföhrungszahl	8
5.2 Ionenbeweglichkeit und Ionenradius von Permanganat	11
6 Fehlerbetrachtung	12
6.1 Bestimmung der Überföhrungszahl	12
6.2 Bestimmung der Beweglichkeit und des Ionenradius	13
Literatur	13

1 Ziel

Es sollen die Überföhrungszahl von H^+ -Ionen nach HITTORF und die Ionenbeweglichkeit sowie der Ionenradius von MnO_4^- -Ionen nach der Methode der wandernden Grenzschicht bestimmt werden.

2 Grundlagen

2.1 Überföhrungszahlen

2.1.1 Hittorfsche Methode

Wird in einer Elektrolytlösung mit Hilfe von zwei Elektroden eine Spannung angelegt, so kommt es zum Stromfluss in der Lösung. Dabei dienen die Ionen, in die der Elektrolyt dissoziiert ist, dem Ladungstransport in der Lösung. Die Ladungsträger in Form von Kationen und Anionen bewegen sich im elektrischen Feld zu den entsprechenden Elektroden. Dies geschieht bei den verschiedenen Ionen nicht mit der selben Geschwindigkeit. Je nach Ionensorte gibt es eine andere Beteiligung am Ladungstransport in der Lösung. Der Anteil einer Ionensorte am Gesamtstrom bzw. Ladungstransport wird als Überföhrungszahl t bezeichnet. Geht man davon aus, dass nur ein Salz in Wasser gelöst wird, so liegen nur jeweils eine Sorte Kationen und Anionen dissoziiert in der Lösung vor. Die Überföhrungszahl t_+ des Kations ist dann das Verhältnis von den durch das Kation übertragenen Ladungen q_+ zu der transportierten Gesamtladung q_{ges} . Ebenso kann man den durch das Kation übertragenen Strom I_+ mit dem Gesamtstrom I_{ges} , der durch die Lösung fließt, ins Verhältnis setzen.

$$t_+ = \frac{q_+}{q_{\text{ges}}} = \frac{I_+}{I_{\text{ges}}} \quad (1)$$

Analog verhält es sich mit der Überföhrungszahl t_- der Anionen:

$$t_- = \frac{q_-}{q_{\text{ges}}} = \frac{I_-}{I_{\text{ges}}} \quad (2)$$

Daraus folgt, dass die Summe der Überföhrungszahlen aller Ionen 1 ergibt:

$$t_+ + t_- = 1 \quad (3)$$

Mit Hilfe einer HITTORFschen Zelle kann man die Überföhrungszahlen bestimmen. Die unterschiedliche Beteiligung der verschiedenen Ionen am Ladungstransport resultiert auch in einer Konzentrationsänderung in der Nähe der Kathode bzw. Anode. Durch

die Dreiteilung der HITTORFschen Zelle in Kathoden-, Anoden- und Mittelraum können die Konzentrationen in diesen Räumen separat bestimmt werden und daraus die Überführungszahlen berechnet werden. Die Konzentrationsänderungen während der Überführung können mit dem Schema in Abbildung 1 gut erklärt werden. Vor der Elektrolyse liegen in

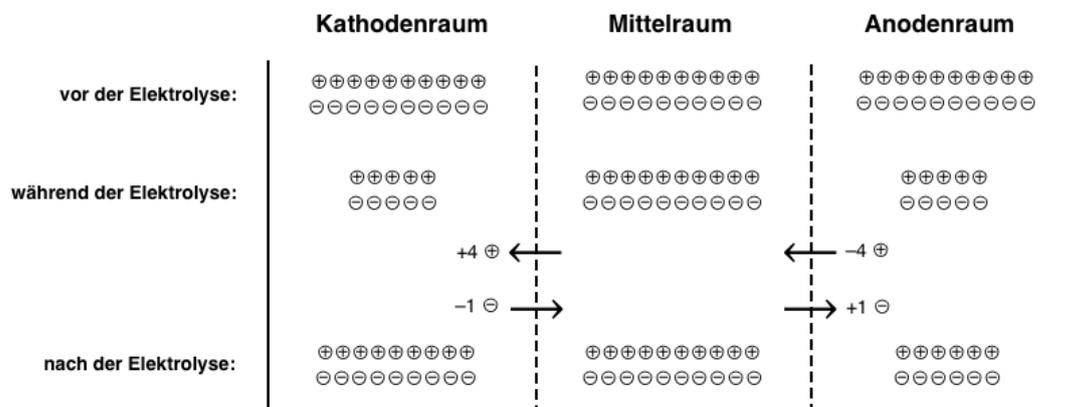


Abbildung 1 Konzentrationsänderungen in einer HITTORFschen Zelle.

allen drei Räumen zehn positiv und zehn negativ geladene Teilchen vor. Wird nun an die Elektroden eine Spannung angelegt, so beginnt die Reaktion. Ein Teil der Kationen wird an der Kathode reduziert und ein Teil der Anionen an der Anode oxidiert. Angenommen, es werden bei der Elektrolyse jeweils fünf Kationen und Anionen umgesetzt, so liegen nach der Elektrolyse von anfänglich zehn nur noch fünf Teilchen des jeweiligen Ions vor. Im Kathodenraum befinden sich nun fünf positive Ladungen weniger, im Anodenraum fünf negative weniger. Die Anzahl der Teilchen im Mittelraum bleibt unverändert.

Im Kathodenraum setzt ein Ladungsausgleich ein. Dies geschieht einerseits durch Wanderung von Kationen in den Kathodenraum, andererseits durch Abwanderung von Anionen. Im Beispiel ist die Beweglichkeit der Kationen vier mal größer als die der Anionen. Das heißt, dass die Kationen $\frac{4}{5}$ des Ladungstransportes ausmachen, die Anionen $\frac{1}{5}$. Bei fünf Teilchen Umsatz bei der Elektrolyse geschieht der Ladungsausgleich im Kathodenraum also durch Zuwanderung von vier Kationen und Abwanderung von einem Anion. Im Anodenraum wandern hingegen vier Kationen ab und ein Anion zu. Sowohl im Kathoden- als auch im Anodenraum sinkt die Konzentration des Elektrolyten. Im Kathodenraum sind nach der Reaktion also nur noch neun positiv und negativ geladene Teilchen vorhanden. Im Anodenraum ist die Konzentration noch mehr gesunken. Hier befinden sich jetzt lediglich sechs Kat- und Anionen.

Im Mittelraum ändert sich die Konzentration nicht. Hier gleichen sich Zu- und Abwanderung der verschiedenen Teilchen vollständig aus.

Ermittelt man die Stoffmenge n_A der positiv geladenen Ionen, im Versuch sind es H^+ -

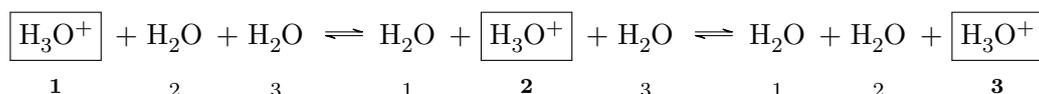
Ionen, entweder im Kathoden oder Anodenraum vor der Reaktion und die Stoffmenge n_E im selben Raum nach der Reaktion und bestimmt die Stoffmenge n_{reagiert} der Protonen, die bei der Elektrolyse umgesetzt wurden, so erhält man aus folgender Gleichung die Überföhrungszahl t_+ des Ions:

$$t_+ = \frac{n_E - (n_A - n_{\text{reagiert}})}{n_{\text{reagiert}}} \quad (4)$$

Hierbei ist $n_A - n_{\text{reagiert}}$ die Stoffmenge, die ohne Zu- bzw. Abwanderung in der Lösung nach der Elektrolyse eigentlich vorhanden sein müsste. Die Stoffmenge der zugewanderten Ionen erhält man somit aus der Differenz von n_E und der Stoffmenge ohne Zuwanderung $n_A - n_{\text{reagiert}}$. Das Verhältnis der Stoffmenge der zugewanderten Ionen zur umgesetzten Stoffmenge n_{reagiert} liefert schließlich die Überföhrungszahl t_+ .

2.1.2 Grotthuß-Mechanismus

Vergleicht man die Beweglichkeiten verschiedener Kationen und Anionen, so fällt auf, dass Protonen und Hydroxidionen eine besonders hohe Beweglichkeit haben. Dies ist auf die Bildung von Wasserstoffbrückenbindungen zuruckzuföhren. Durch diese bildet Wasser lange Ketten. Über diese Ketten wandern nur die Protonen von Wassermolekül zu Wassermolekül. Eine Wasserstoff-Sauerstoff-Bindung in einem Hydroniumion klappt dabei auf das benachbarte Wassermolekül um, sodass das H^+ -Ion weitergegeben wird.



Somit muss nicht das gesamte Hydroniumion bzw. die Hydrathülle des Protons mitwandern, was zu einer höheren Beweglichkeit föhrt.

2.2 Methode der wandernden Grenzfläche

2.2.1 Ionenbeweglichkeit

Befinden sich die Ionen in einem homogenen elektrischen Feld, so haben sie unabhängig von der Entfernung zu den Elektroden eine konstante Geschwindigkeit v . Bei Elektrolytlösungen, die aufgrund ihrer Farbe eine scharfe, klar erkennbare Grenzschicht zu einer angrenzenden Lösung bilden, kann man daher über das einfache Verhältnis vom zurückgelegten Weg s der Grenzschicht zur Zeit t die Ionengeschwindigkeit bestimmen:

$$v = \frac{s}{t} \quad (5)$$

Die Ionengeschwindigkeit v ist abhängig von der elektrischen Feldstärke E . Die Ionenbeweglichkeit u ist definiert als die Wanderungsgeschwindigkeit eines Ions in einem elektrischen Feld mit $E = 1 \text{ V/m}$. Um die Ionenbeweglichkeit zu erhalten, muss die ermittelte Ionengeschwindigkeit durch die elektrische Feldstärke dividiert werden:

$$u = \frac{v}{E} \quad (6)$$

Die elektrische Feldstärke berechnet sich aus der Zellspannung U und dem Elektrodenabstand d folgendermaßen:

$$E = \frac{U}{d} \quad (7)$$

2.2.2 Ionenradius

Auf die Ionen wirkt im elektrischen Feld die elektrische Kraft F_{el} .

$$F_{\text{el}} = zeE \quad (8)$$

Hierbei ist z die Ladung des Ions und e die Elementarladung. Auf das Ion wirkt aber auch eine Reibungskraft F_{R} als Gegenkraft.

$$F_{\text{R}} = 6\pi\eta vr \quad (9)$$

η ist in diesem Fall die dynamische Viskosität von Wasser. Beide Kräfte sind bei konstanter Ionengeschwindigkeit gleich. Durch Gleichsetzen und umstellen der Gleichungen 8 und 9 erhält man schließlich die Formel zur Berechnung des Ionenradius r .

$$\begin{aligned} F_{\text{el}} &= F_{\text{R}} && \text{(für } v = \text{const.)} \\ zeE &= 6\pi\eta vr \\ ze\frac{U}{d} &= 6\pi\eta vr \\ r &= \boxed{\frac{zeU}{6\pi\eta vd}} \end{aligned} \quad (10)$$

3 Geräte und Chemikalien

Geräte	Chemikalien
2 Stoppuhren	Ethanol
2 Bürettentrücher	alkoholische CuSO_4
2 Platinelektroden (lang)	HNO_3 (0,05 M sowie halbkonz.)

Geräte	Chemikalien
2 Platinelektroden (kurz)	NaOH (0,1 M)
Kabel	Methylrot
Krokodilklemmen	KMnO ₄ (0,05 M)
1 Peleusball	KNO ₃ (0,01 M)
3 Erlenmeyerkolben (300 ml)	
3 Messuren (50 ml)	
3 Bechergläser (150 ml)	
1 NERNSTsches Rohr	
1 Vollpipette (10 ml)	
Coulometer	
2 Kupferanoden	
1 Kupferkathode	
1 HITTORFsche Zelle	
Amperemeter	
Voltmeter	

4 Durchführung

4.1 Bestimmung der Überführungszahl

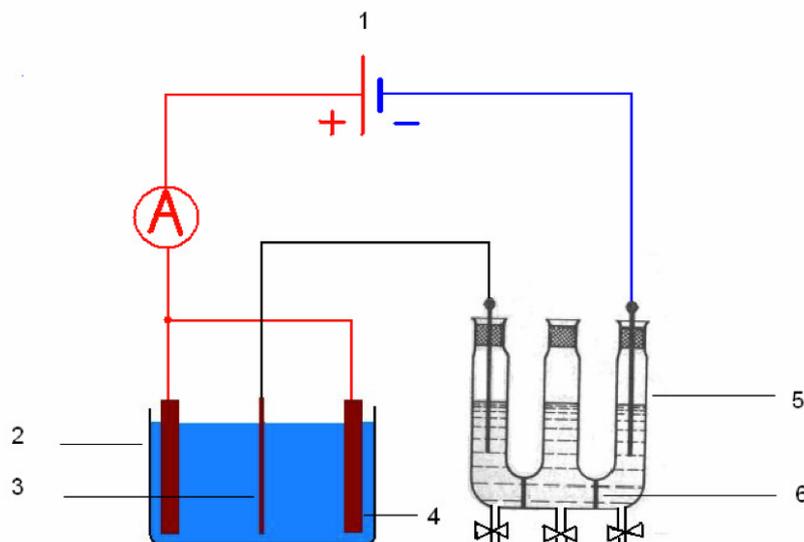


Abbildung 2 Versuchsaufbau^[1].

1 Netzteil, 2 Coulometer, 3 Kupferkathode, 4 Kupferanode, 5 HITTORFsche Zelle, 6 Diaphragma.

- Kathode des Coulometers mit Sandpapier abschleifen, dann mit halbkonzentrierter HNO_3 im Abzug reinigen, mit Leitungswasser und zum Schluss mit Ethanol abspölen
- Kathode mit Föhn trocknen und wiegen
- Kathode in das Coulometergefäß einsetzen und mit alkoholischer CuSO_4 -Lösung befüllen
- HITTORFsche Zelle mit 0,05 M HNO_3 befüllen und Platinelektroden einsetzen
- Netzgerät, Milliamperemeter, Coulometer und HITTORFsche Zelle in Reihe schalten
- Elektrolyse bei 12-15 mA für 3 Stunden durchführen
- währenddessen die Ausgangskonzentration der HNO_3 -Lösung durch Titration mit 0,1 M NaOH dreimal bestimmen (Indikator: Methylrot)
- nach der Elektrolyse Anoden-, Mittel- und Kathodenraum möglichst gleichzeitig in jeweils ein Becherglas ablassen
- Bestimmung des Volumens der abgelassenen Räume durch Titrieren dreimal die Konzentration des Anoden-, Kathoden- und Mittelraums bestimmen (wie zuvor die Ausgangskonzentration)
- Kathode des Coulometers zurückwiegen

4.2 Messung der Ionenbeweglichkeit

- Ansatzrohr des NERNSTschen Rohres mit 0,005 M KMnO_4 -Lösung bis in die Kugel hinein befüllen, es darf sich keine Luft im Hahn befinden
- eventuelle KMnO_4 -Lösung aus dem U-Rohr entfernen
- U-Rohr mit 0,01 M KNO_3 -Lösung bis etwa 2 cm unter die Platinelektroden befüllen
- klare Grenzschicht zwischen KMnO_4 - und KNO_3 -Lösung durch vorsichtiges Öffnen des Hahnes herstellen, darauf achten, dass die Platinelektroden komplett bedeckt sind
- Trafo mit 100 V zuschalten

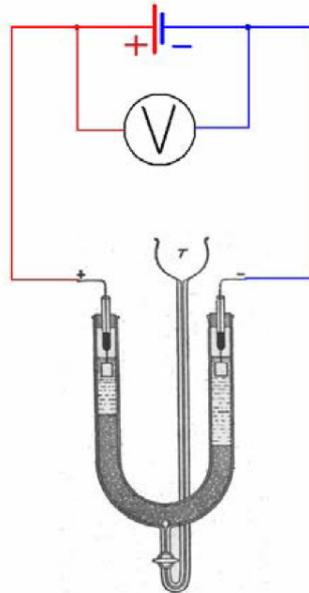


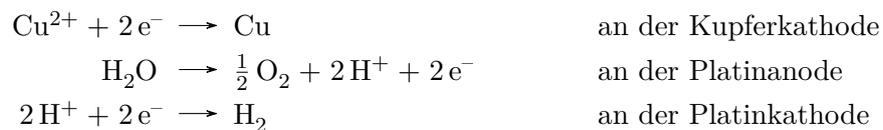
Abbildung 3 NERNSTsches Rohr.

- für 30 min alle 5 min die (wandernde) Grenzschrift markieren
- Abstand der Elektroden messen (Mittelwert von Abstand der Außen- und Innenwände des U-Rohres)

5 Auswertung

5.1 Bestimmung der Überföhrungszahl

Folgende Reaktionen laufen während der Elektrolyse ab:



Somit ergibt sich folgendes Stoffmengenverhältnis von H^+ zu Cu^{2+} :

$$\frac{n(\text{Cu}^{2+})}{n(\text{H}^+)} = \frac{1}{2}$$

Stellt man dies nach $n(\text{H}^+)$ um, erhält man:

$$n(\text{H}^+) = n_{\text{reagiert}} = 2n(\text{Cu}^{2+})$$

Zur Bestimmung der Überföhrungszahl nutzt man Gleichung 4:

$$t_+(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{n_E - (n_A - n_{\text{reagiert}})}{n_{\text{reagiert}}}$$

n_A und n_E berechnet man über die Formel:

$$n = c \cdot V$$

Die Konzentrationen erhält man durch Titrieren des Kathoden- und Anodenraumes vor bzw. nach der Elektrolyse. Die Volumina wurden durch Differenzwiegen ermittelt unter der Annahme, dass die Dichte gleich eins sei.

Allgemein wurde die Konzentration folgendermaßen errechnet:

$$c(\text{HNO}_3) = \frac{c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{HNO}_3)}$$

mit $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/l}$ und $V(\text{HNO}_3) = 0,01 \text{ l}$.

Folgende Volumina NaOH wurden vor der Elektrolyse titriert:

Titration	$V(\text{NaOH})$ in ml
1	5,0
2	4,9
3	4,9

$\bar{V}(\text{NaOH})$ ist das arithmetische Mittel der drei Einzeltitrationen:

$$\begin{aligned} \bar{V}(\text{NaOH}) &= \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} \\ &= \underline{4,93 \text{ ml}} \end{aligned}$$

Die Konzentration der Protonen ist damit vor der Elektrolyse in allen Räumen:

$$c(\text{H}^+) = 0,0493 \text{ mol/l}$$

Nach der Elektrolyse wurden folgende Volumina NaOH titriert:

Titration	$V(\text{NaOH})$ in ml		
	Kathodenraum	Anodenraum	Mittelraum
1	3,8	4,9	4,95
2	3,8	4,95	4,9
3	3,7	4,95	4,9

Damit ergeben sich für die Mittelwerte der Volumina und für die Konzentrationen in den einzelnen Räumen:

Ort	$\bar{V}(\text{NaOH})$ in ml	$c(\text{H}^+)$ in mol/l
Kathodenraum	3,7667	0,037667
Anodenraum	4,9333	0,049333
Mittelraum	4,9167	0,049167

Das Volumen des Kathodenraums ist:

$$\begin{aligned} V &= \frac{m}{\rho} \\ &= \frac{60,7070 \text{ g}}{1 \text{ g/ml}} \\ &= 60,7070 \text{ ml} \end{aligned}$$

Die Stoffmengen betragen somit:

$$\begin{aligned} n_{\text{A}} &= 0,0493 \text{ mol/l} \cdot 0,0607070 \text{ l} \\ &= \underline{2,9929 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n_{\text{E}} &= 0,037667 \text{ mol/l} \cdot 0,0607070 \text{ l} \\ &= \underline{2,2867 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} \end{aligned}$$

$n(\text{Cu})$ erhält man aus:

$$n = \frac{m}{M}$$

Die Masse des entstandenen Kupfers wurde durch Differenzwiegen der Kupferkathode ermittelt:

$$\Delta m = 0,0473 \text{ g}$$

Die Stoffmenge des umgesetzten Kupfers ist somit:

$$\begin{aligned} n(\text{Cu}) &= \frac{0,0473 \text{ g}}{63,546 \text{ g/mol}} \\ &= \underline{7,4434 \cdot 10^{-4} \text{ mol}} \end{aligned}$$

Setzt man die berechneten Werte in Gleichung 4 ein, lautet das Ergebnis:

$$t_+(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{2,2867 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - (2,9929 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - 2 \cdot 7,4434 \cdot 10^{-4} \text{ mol})}{2 \cdot 7,4434 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}$$

$$t_+(\text{H}_3\text{O}^+) = \boxed{0,5256}$$

5.2 Ionenbeweglichkeit und Ionenradius von Permanganat

Folgende Strecke s hat die Grenzschrift bei angelegter Spannung mit der Zeit t zurückgelegt:

t in s	s in m
0	0
300	0,005
600	0,01
900	0,013
1200	0,015
1500	0,019
1800	0,023

Die Geschwindigkeit v wurde ermittelt indem Δs und Δt aus dem jeweils ersten und letzten Wert bestimmt wurden:

$$\begin{aligned}
 v &= \frac{\Delta s}{\Delta t} \\
 &= \frac{0,023 \text{ m}}{1800 \text{ s}} \\
 &= \underline{1,2778 \cdot 10^{-5} \text{ m/s}}
 \end{aligned}$$

Über die Geschwindigkeit ergibt sich die Ionenbeweglichkeit u . Hierbei sind d_1 und d_2 die Abstände der Außen- und Innenwände des U-Rohres.

$$\begin{aligned}
 U &= 100 \text{ V} \\
 d_1 &= 0,063 \text{ m} \\
 d_2 &= 0,03 \text{ m}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 d &= \frac{d_1 + d_2}{2} \\
 &= 0,0465 \text{ m}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 u &= \frac{v \cdot d}{U} \\
 &= \frac{1,2778 \cdot 10^{-5} \text{ m/s} \cdot 0,0465 \text{ m}}{100 \text{ V}} \\
 &= \boxed{5,9418 \cdot 10^{-5} \text{ cm}^2/\text{V}\cdot\text{s}}
 \end{aligned}$$

Anschließend kann man den Ionenradius berechnen:

$$\begin{aligned}
 z &= 1 \\
 e &= 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} \\
 \eta &= 0,89 \text{ Pa} \cdot \text{s} \quad (\vartheta = 20 \text{ }^\circ\text{C}) \\
 r &= \frac{zeE}{6\pi\eta v} \\
 &= \frac{zeU}{6\pi\eta vd} \\
 &= \frac{1 \cdot 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 100 \text{ V}}{6\pi \cdot 0,89 \cdot 10^{-3} \text{ Pa} \cdot \text{s} \cdot 1,2778 \cdot 10^{-5} \text{ m/s} \cdot 0,0465 \text{ m}} \\
 &= \boxed{1,6071 \cdot 10^{-9} \text{ m}}
 \end{aligned}$$

6 Fehlerbetrachtung

6.1 Bestimmung der Überföhrungszahl

Die Überföhrungszahl von H^+ ist sehr klein ausgefallen. Zu erwarten war eine Überföhrungszahl, die deutlich über 0,5 liegt aufgrund des oben beschriebenen GROTHUSS-Mechanismus. Nitrat-Ionen müssten sich demnach wegen der mitzubewegenden Hydrathölle deutlich langsamer bewegen. Mögliche Fehlerursachen werden im Folgenden erläutert.

Laut dem Schema der HITTORFschen Zelle hätte die Konzentration im Anodenraum stärker abnehmen müssen als im Kathodenraum, dies ist allerdings nicht der Fall. Ein Grund dafür ist die Entstehung von H^+ bei der Oxidation von OH^- . Des Weiteren könnte die Watte in den Verbindungsrohren nicht dicht genug abgeschlossen haben, wodurch der Konzentrationsausgleich während der Elektrolyse zu stark war.

Die Volumenbestimmung der gesamten Lösung, die zu Anfang in alle drei Räume gegeben wurde, erfolgte erst nach der Elektrolyse. Ein Teil des Wassers hat aber während der Elektrolyse schon reagiert. Die gemessene Wassermasse für den Kathodenraum, die zur Berechnung der Überföhrungszahl der Protonen benötigt wurde, ist also zu gering ausgefallen.

Eine weitere Fehlerquelle ist die Annahme, dass die Dichte der Lösung eins sei. Diese ist in Wirklichkeit größer als eins. Dadurch wird ein zu großes Volumen ermittelt und so auch eine zu große Stoffmenge an H_3O^+ -Ionen für den Anoden- und Kathodenraum.

Ebenso sind Ungenauigkeiten bei der Titration nicht auszuschließen. Gründe hierfür sind Ableseungenauigkeiten bedingt durch die Skaleneinteilung der Bürette, die Ungenauigkeit der Vollpipette, Verunreinigungen der Geräte sowie die leichte Übertitration mit dem letzten zugegebenen Tropfen des Titrators am Äquivalenzpunkt.

6.2 Bestimmung der Beweglichkeit und des Ionenradius

Der Literaturwert für die Ionenbeweglichkeit von MnO_4^- liegt bei $u_{\text{Literatur}} = 65 \cdot 10^{-5} \text{ cm}^2/\text{V}\cdot\text{s}$ ^[2], dies ist etwa das Elffache des in diesem Versuch ermittelten Wertes.

$$\begin{aligned} 1 - \frac{u}{u_{\text{Literatur}}} \\ &= 1 - \frac{5,9418 \cdot 10^{-5} \text{ cm}^2/\text{V}\cdot\text{s}}{65 \cdot 10^{-5} \text{ cm}^2/\text{V}\cdot\text{s}} \\ &= \underline{90,86 \%} \end{aligned}$$

Der relative Fehler liegt bei 90,86 %.

Der Literaturwert für den Ionenradius von MnO_4^- beträgt $r_{\text{Literatur}} = 0,345 \text{ nm}$ ^[3], der im Experiment ermittelte Wert ist $r = 1,6071 \text{ nm}$.

$$\begin{aligned} \frac{r - r_{\text{Literatur}}}{r_{\text{Literatur}}} \\ &= \frac{1,6071 \text{ nm} - 0,345 \text{ nm}}{0,345 \text{ nm}} \\ &= \underline{365,83 \%} \end{aligned}$$

Der relative Fehler liegt bei 365,83 %.

Da schon unsere ermittelte Ionenbeweglichkeit erheblich vom Literaturwert abweicht, weicht auch automatisch der Ionenradius vom Literaturwert ab.

Während der Elektrolyse wurde die obere Phase immer rötlicher. Die Grenzschicht war mit zunehmender Zeit schlechter zu erkennen. Die Bestimmung der durch die Grenzschicht zurückgelegten Strecke wurde deshalb immer schwieriger und ungenauer.

Literatur

- [1] <http://theory.chm.tu-dresden.de/PC/teach/practical/Modul-PCI/E4.pdf>,
Abrufdatum: 06.11.2011.

- [2] E.-G. Jäger, K. Schöne, G. Werner, *Elektrolytgleichgewichte und Elektrochemie, Arbeitsbuch 5*, VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig, 3. Aufl., **1985**, S. 273.
- [3] *Gmelin Handbuch der Anorganischen Chemie, Bd. Mn-C2*, Springer Verlag, Berlin, S. 50.
- [4] <http://de.wikipedia.org/wiki/Hydronium>, Abrufdatum: 08.11.2011.
- [5] <http://de.wikipedia.org/wiki/Ionenbeweglichkeit>, Abrufdatum: 06.11.2011.
- [6] E.-G. Jäger, K. Schöne, G. Werner, *Elektrolytgleichgewichte und Elektrochemie, Arbeitsbuch 5*, VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig, 3. Aufl., **1985**, S. 32–36.
- [7] G. Ackermann, W. Jugelt, H.-H. Möbius, H. Suschke, G. Werner, *Elektrolytgleichgewichte und Elektrochemie, Lehrbuch 5, Bd. 4*, VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig, **1985**, S. 37–41.