



Versuchsprotokoll

Versuchsdatum: 19.10.04

Protokolldatum:

Durchgeführt von:

Stempel

Konduktometrie

1. Inhaltsangabe:

1.. Inhaltsangabe:-----	1
1.1. Abbildungsverzeichnis-----	2
2.. Aufgabenstellung-----	3
3.. Einleitung-----	3
4.. Beschreibung der Versuchsdurchführung-----	4
4.1. Skizze Messaufbau-----	4
4.2. Geräteinsatz-----	4
4.3. Bestimmung der Zellkonstanten-----	4
4.4. Konzentrationsabhängigkeit der Äquivalentleitfähigkeit von Natriumacetat-----	5
4.5. Konzentrationsabhängigkeit der Äquivalentleitfähigkeit von Essigsäure-----	6
4.6. Bestimmung der Gleichgewichtskonstante für Essigsäure für die Dissoziation in Wasser gemäß Gl. 15-----	7
4.7. Bestimmung von ΔG -----	7
4.8. Titrimetrische Umsetzung von Salzsäure mit Natronlauge-----	8
4.9. Gehaltsbestimmung:-----	10
5.. Diskussion-----	11
5.1. Bestimmung der Konzentrationsabhängigkeit der Äquivalentleitfähigkeit von Natriumacetat-----	11
5.2. Bestimmung der Konzentrationsabhängigkeit der Äquivalentleitfähigkeit von Essigsäure-----	11
5.3. Bestimmung der Gleichgewichtskonstante K über die Äquivalentleitfähigkeit von Essigsäure-----	11
5.4. Titrimetrische Gehaltsbestimmung von Salzsäure-----	11
6.. Anhang-----	13
6.1. Diagramm 1: Konzentrationabhängigkeit der Äquivalentleitfähigkeit von Natriumacetat-----	13
6.2. Diagramm 2: Konzentrationabhängigkeit der Äquivalentleitfähigkeit von Essigsäure	13
6.3. Diagramm 3: Bestimmung von K über die Äquivalentleitfähigkeit von Essigsäure--	14



6.4. Diagramm 4: Titration von HCl-----	15
6.5. Zusätzliche Definitionen -----	16
6.6. Diagramm 5: Abhängigkeit der Ionenleitfähigkeit von der Temperatur -----	16
6.7. Versuchsparameter zur Titration-----	17

1.1. Abbildungsverzeichnis

Abbildung 1: Skizze Messaufbau.....	4
-------------------------------------	---



2. Aufgabenstellung

- Bestimmung der Zellkonstanten
- Bestimmung der Konzentrationsabhängigkeit der Äquivalentleitfähigkeit von Natriumacetat-Lösung
- Bestimmung der Konzentrationsabhängigkeit der Äquivalentleitfähigkeit von Essigsäure-Lösung
- Bestimmung der Gleichgewichtskonstante für Essigsäure für die Dissoziation in Wasser und dessen ΔG
- Konduktometrisch verfolgte Umsetzung von Salzsäure mit Natronlauge

3. Einleitung

Elektrolytlösungen werden durch ihre Leitfähigkeit charakterisiert. Elektrolytlösungen sind wässrige Lösungen von Salzen. Die enthaltenen Ionen sind frei beweglich und können somit beim Anlegen einer elektrischen Spannung in Richtung der Elektroden wandern. (Ladungstransport, Stromfluss) In Abhängigkeit vom Dissoziationsgrad unterscheidet man starke und schwache Elektrolyte. Um Veränderungen der Messlösung, wie z.B. eine elektrolytische Abscheidung der Ionen, zu vermeiden, arbeitet man mit hochfrequenter Wechselspannung.

Gemessen wird der Widerstand, welcher als reziproker Widerstand, genannt Leitwert, angegeben wird.

Es muss auf eine konstante Temperatur geachtet werden, da die Leitfähigkeit einer Salzlösung bei einer Temperaturerhöhung von 1°C durchschnittlich um 2,5% ansteigt.

Multipliziert man die Zellkonstante mit dem Leitwert, so erhält man die spezifische Leitfähigkeit \mathbf{k} (kappa) die Zellkonstante wird experimentell bestimmt, indem man eine Lösung bekannter spezifischer Leitfähigkeit mit der Zelle misst und das Verhältnis von Leitwert zu bekannter spezifischer Leitfähigkeit bildet.

Die spezifische Leitfähigkeit \mathbf{k} für 1 cm^3 Lösung ist gleich dem Leitwert der Zelle, wenn der Abstand der Elektroden 1 cm und der Elektrodendurchschnitt 1 cm^2 beträgt.

4. Beschreibung der Versuchsdurchführung

4.1. Skizze Messaufbau

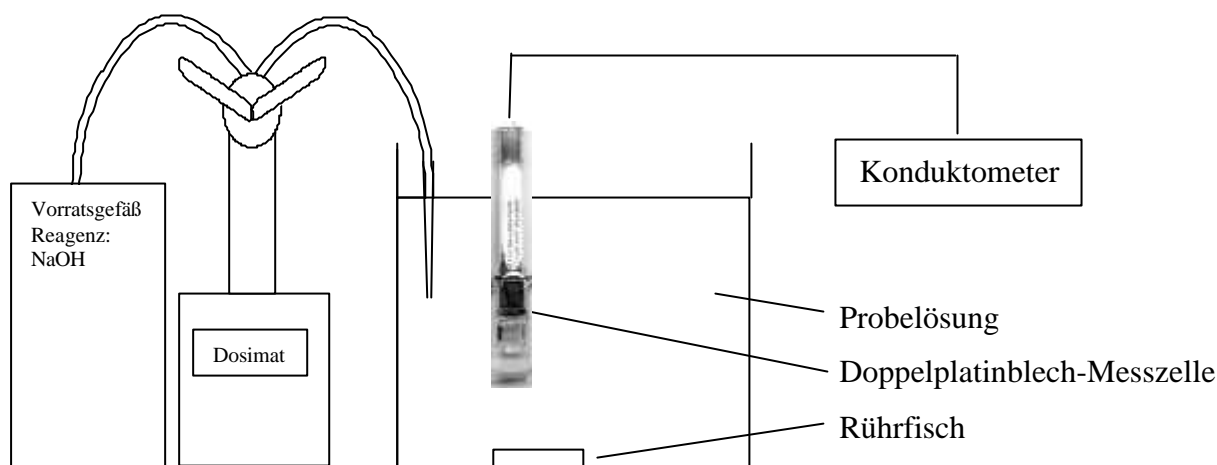


Abbildung 1: Skizze Messaufbau

4.2. Geräteinsatz

Konduktometer LF 521 (Fa. WTW)
Doppelplatinblech-Elektrode (Fa. Metrohm)
Dosimat 645 mit Magnetrührer (Fa. Metrohm)

Sicherheitshinweis: Bei Arbeiten mit höheren Säure oder Laugenkonzentrationen ist die Schutzbrille aufzusetzen.

Weiterer Hinweis: Die plattinierte Platinelektrode ist in deionisiertem Wasser aufzubewahren.

4.3. Bestimmung der Zellkonstanten

Der Regler zur Zellkonstanteneinstellung (Bezeichnung: K) ist auf Position 1,00 zu stellen. Der gemessene Leitwert G in μS wird mit dem entsprechenden Wert K multipliziert und angezeigt. Ist $K = 1,00$ so entspricht der angezeigte Wert dem gemessenen Leitwert. Ist die Zellkonstante unbekannt oder soll diese kontrolliert werden so wird der Regler K auf 1,00 gestellt und eine Lösung mit bekannter spezifischer Leitfähigkeit vorgelegt, hier: KCl -Lösung. Über den Regler K kann die Anzeige auf den theoretischen Wert eingestellt werden. Die Position des Regler K entspricht dann der Zellkonstanten K_{cell} in cm^{-1} , da $G \cdot K_{\text{cell}} = k$.

Reicht der Regelbereich von K nicht aus, so errechnet sich K_{cell} zu:



$$K_{cell} = \frac{k}{G} \quad \text{d.h.} \quad \frac{\text{theoretischer Wert} / \text{mS} \times \text{cm}^{-1}}{\text{praktischen Wert} / \text{mS}}$$

Temperatur der KCL-Lösung: 18,2 °C

Tabelle 1: Bestimmung der Zellkonstanten

KCl-Lösung		Messwert	Ermittelter Wert
$c_{\text{KCl}} / \text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$	$k / \text{mS} \cdot \text{cm}^{-1}$	G / mS	$K_{cell} / \text{cm}^{-1}$
1,00	98,20	87,80	1,13
0,100	11,192	10,40	1,08
0,0100	1,2227	1,13	1,08

4.4. Konzentrationsabhängigkeit der Äquivalentleitfähigkeit von Natriumacetat

Temperatur der Lösung: 18,2°C

Tabelle 2: Bestimmung der Äquivalentleitfähigkeit von NaAc

$c_{\text{NaAc}} / \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$\sqrt{c_{\text{NaAc}} / \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}}$	$k / \mu\text{S} \cdot \text{cm}^{-1}$	$k / \mu\text{S} \cdot \text{cm}^{-1}$ korrigiert	? / $\text{cm}^2 \text{mol}^{-1} \text{O}^{-1}$
0	0	0,9	0	0
$1,00 \cdot 10^{-4}$	0,010	8,1	7,1	71,0
$1,00 \cdot 10^{-3}$	0,032	71,5	70,5	70,5
$5,00 \cdot 10^{-3}$	0,071	350	349	69,8
$1,00 \cdot 10^{-2}$	0,100	660	659	65,9
$5,00 \cdot 10^{-2}$	0,224	3070	3069	61,4
$1,00 \cdot 10^{-1}$	0,316	5870	5869	58,7

Die grafische Auswertung (Diagramm 1) liefert folgende Konzentrationsabhängigkeit :

Die extrapolierte Grenzleitfähigkeit L^\bullet bei $T = 18,2 \text{ }^\circ\text{C}$ für Natriumacetat beträgt:

$71,55 \text{ cm}^2 \text{mol}^{-1} \text{O}^{-1}$ Bestimmtheitsmaß $R^2: 0,967$

StFehler*: $1,05 \text{ cm}^2 \text{mol}^{-1} \text{O}^{-1}$

*: Berechnungsfunktion aus Excel (siehe Anhang)



Ermittlung der Grenzleitfähigkeit eines schwachen Elektrolyten am Beispiel der Essigsäure

Gegeben sind: $L^\circ_{\text{HCl}} = 426 \text{ S cm}^2 \text{ mol}^{-1}$ (25°C); $L^\circ_{\text{NaCl}} = 126 \text{ S cm}^2 \text{ mol}^{-1}$ (25°C)

Temperaturkoeffizient für Salze: $0,022 \text{ grad}^{-1}$

Es ist: $L^\circ_{\text{HAc}} = L^\circ_{\text{HCl}} + L^\circ_{\text{NaAc}} - L^\circ_{\text{NaCl}}$

Aus L°_{NaAc} ($18,2^\circ\text{C}$) = $71,55 \text{ cm}^2 \text{ mol}^{-1} \text{ O}^{-1}$ ergibt sich:

L°_{NaAc} (25°C) = $82,2 \text{ cm}^2 \text{ mol}^{-1} \text{ O}^{-1}$

Die ermittelte Grenzleitfähigkeit L° für Essigsäure beträgt: $382,2 \text{ cm}^2 \text{ mol}^{-1} \text{ O}^{-1}$ (25°C)

4.5. Konzentrationsabhängigkeit der Äquivalentleitfähigkeit von Essigsäure

Temperatur der Lösung: $22,5^\circ\text{C}$

Tabelle 3: Bestimmung der Äquivalentleitfähigkeit von HAc

$c_{\text{HAc}} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$\sqrt{c_{\text{HAc}} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}}$	$k / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$	$k_{\text{kor}} / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$	$? / \text{cm}^2 \text{ mol}^{-1} \text{ O}^{-1}$	a	K_c
0	0	1,1	0	365	1,00	
$1,00\cdot 10^{-4}$	0,010	13	12	120	0,32	1,51E-05
$5,00\cdot 10^{-4}$	0,022	31,3	30,3	60,6	0,16	1,52E-05
$1,00\cdot 10^{-3}$	0,032	45,7	44,7	44,7	0,12	1,44E-05
$5,00\cdot 10^{-3}$	0,071	102	101	20,2	0,05	1,32E-05
$1,00\cdot 10^{-2}$	0,100	148	147	14,7	0,04	1,67E-05
$5,00\cdot 10^{-2}$	0,224	329	328	6,56	0,02	2,04E-05
$1,00\cdot 10^{-1}$	0,316	458	457	4,57	0,01	1,01E-05

Die grafische Auswertung (? gegen $\sqrt{c_{\text{HAc}}}$; Diagramm 2) liefert im Vergleich zu Natriumacetat folgende Gesetzmäßigkeit der Konzentrationsabhängigkeit:

Die Äquivalentleitfähigkeit ist exponentiell von der Wurzel der Konzentration abhängig. Daraus folgt das Ostwald'sche Verdünnungsgesetz.



4.6. Bestimmung der Gleichgewichtskonstante für Essigsäure für die Dissoziation in Wasser gemäß Gl. 15

Es wird ein Konzentrationsbereich gesucht, in dem die Abhängigkeit der Äquivalentleitfähigkeit zur Konzentration linear ist. Aus dem Achsenabschnitt wird K ermittelt.

$$\log K_c = \log K + 1,018 \times \sqrt{c \times a}$$

Grafische Auswertung (Diagramm 3)

Der Achsenabschnitt ist $-4,9191$, damit ist $K = 10^{-4,9191}$ bei $T = 22,5^\circ\text{C}$

$$K = 1,21 \cdot 10^{-5} \text{ bei } T = 22,5^\circ\text{C}$$

Literaturwert: $1,75 \cdot 10^{-5}$ bei 25°C

4.7. Bestimmung von DG

$$DG = -RT \ln 1,21 \cdot 10^{-5} = -8,315 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (22,5+273)\text{K} \cdot \ln 1,21 \cdot 10^{-5}$$

$$DG = -27,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$



4.8. Titrimetrische Umsetzung von Salzsäure mit Natronlauge

20mL an HCl (aq) werden in ein 150 mL Becherglas mit Rührfisch vorgelegt und mit einem definierten Volumen (80mL) an Deionat aufgefüllt (die Elektrodenflächen müssen vollständig bedeckt sein). Über den Dosimaten wird milliliterweise 0,100 molare Natronlauge zudosiert und die spezifische Leitfähigkeit notiert.

Lösungstemperatur: 18,5°C

Volumen		Konzentration		Leitfähigkeit der Lösung	
Reagenz-zugabe	Volumen gesamt	Abnahme	Zunahme	theoretische Änderung	praktisch
$V_{\text{NaOH}} / \text{mL}$	$V_{\text{ges}} / \text{mL}$	$c_{\text{HCl}} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$c_{\text{NaOH}} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$k / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$	$k / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$
0	100	0,0135	0	5104	4822
1	101	0,0124	0,0010	4785	4500
2	102	0,0113	0,0020	4473	4198
3	103	0,0102	0,0029	4167	3896
4	104	0,0091	0,0038	3867	3614
5	105	0,0081	0,0048	3572	3320
6	106	0,0071	0,0057	3284	3038
7	107	0,0061	0,0065	3000	2764
8	108	0,0051	0,0074	2722	2501
9	109	0,0041	0,0083	2449	2237
10	110	0,0032	0,0091	2181	1982
11	111	0,0023	0,0099	1917	1727
12	112	0,0013	0,0107	1659	1483
13	113	0,0004	0,0115	1405	1194
14	114	-0,0004	0,0123	1368	1023
15	115	-0,0013	0,0130	1544	1099
16	116	-0,0022	0,0138	1716	1205
17	117	-0,0030	0,0145	1886	1321
18	118	-0,0038	0,0153	2052	1457
19	119	-0,0046	0,0160	2216	1593
20	120	-0,0054	0,0167	2377	1710
21	121	-0,0062	0,0174	2536	1865
22	122	-0,0070	0,0180	2691	2009
23	123	-0,0077	0,0187	2845	2151
24	124	-0,0085	0,0194	2996	2264

Tabelle 4 : Leitfähigkeits- und Konzentrationsänderung während der Titration



Hochschule Reutlingen

Reutlingen University

 Fachbereich
Angewandte Chemie
Praktikum Physikalische Chemie

Skriptversion 02.11.04



4.9. Gehaltsbestimmung:

Die grafische Auswertung (Diagramm 4) zeigt jeweils einen linearen Verlauf der Leitfähigkeitsänderung bis zur äquivalenten Umsetzung der vorgelegten Säuremenge und für den Volumenbereich danach. Die Äquivalenzpunkte sind aus den Geradengleichungen bestimmt (Schnittpunktbestimmung von zwei Geraden).

Über den Verbrauch Reagenz NaOH 0,100 M und dem Vorlagevolumen wird der Säuregehalt der Probe bestimmt.

Probe	Gleichung1		Gleichung2		Äquivalenzpkt / mL	Vorlage / mL
	Volumenbereich / mL		Volumenbereich / mL			
	von	bis	von	bis		
	0	14	15	24		
HCl	Überschuss		-		13,9	6,95

Genauigkeit: Volumen : $\pm 0,14$ mL ; Gehalt : $\pm 2,6$ mg;

Laborwert: 6,6 mL 1,00 M HCl

Abweichung zum Laborwert

Probe	tatsächlicher Gehalt / mg	bestimmter Gehalt / mg	Abweichung / mg	Abweichung / %
HCl	240,6	253,4	12,8	5,3

Konzentration der HCl zu Beginn der Titration:

V / mL	n / mol	c / mol·L ⁻¹	V: Volumen der Lösung n: Stoffmenge HCl c: Konzentration HCl
1,32	0,00132	0,0132	



5. Diskussion

5.1. *Bestimmung der Konzentrationsabhängigkeit der Äquivalentleitfähigkeit von Natriumacetat*

Da Natriumacetat ein starker Elektrolyt ist, wurde angenommen, dass die Äquivalentleitfähigkeit entsprechend dem Kohlrauschen Quadratwurzelgesetz proportional zur Wurzel der Konzentration sinkt. Dies konnte experimentell bestätigt werden, wie in Diagramm 1 und den dazugehörigen Wertetabellen zu sehen ist. Durch Extrapolation der Trendlinie erhält man eine Grenzleitfähigkeit L^\bullet bei $T = 18,2\text{ °C}$ von $71,55\text{ cm}^2\text{ mol}^{-1}\text{ O}^{-1}$ mit einem Standardfehler von $1,05\text{ cm}^2\text{ mol}^{-1}\text{ O}^{-1}$.

Im Gegensatz dazu steigt die spezifische Leitfähigkeit mit zunehmender Anzahl an frei beweglichen Ionen. Diese steigt mit zunehmender Konzentration. Wenn eine bestimmte Konzentration überschritten wird behindern sich die Ionen gegenseitig, was dazu führt, dass die spezifische Leitfähigkeit wieder sinkt.

5.2. *Bestimmung der Konzentrationsabhängigkeit der Äquivalentleitfähigkeit von Essigsäure*

Da Essigsäure ein schwacher Elektrolyt ist, kann die Grenzleitfähigkeit nicht durch Extrapolation der Trendlinie ermittelt werden. Da sich die Äquivalentleitfähigkeit additiv aus den Ionenleitfähigkeiten zusammensetzt, kann die Grenzleitfähigkeit von Essigsäure aus den Grenzleitfähigkeiten starker Elektrolyte bestimmt werden. (siehe 4.4) Berechnet wurde eine Grenzleitfähigkeit von $382,2\text{ cm}^2\text{ mol}^{-1}\text{ O}^{-1}$ bei 25 °C .

Die Äquivalentleitfähigkeit nimmt exponentiell zur Wurzel der Konzentration ab. Hervorgehoben wird dies durch den mit zunehmender Konzentration sinkenden Dissoziationsgrad α . Dadurch wird die Leitfähigkeit verringert.

5.3. *Bestimmung der Gleichgewichtskonstante K über die Äquivalentleitfähigkeit von Essigsäure*

Die thermodynamische Gleichgewichtskonstante K hängt von der Aktivität der Ionen ab. In Diagramm 3 wird K grafisch ermittelt und beträgt $1,21 \cdot 10^{-5}$ bei $T = 22,5\text{ °C}$. Daraus resultiert eine freie Enthalpie von $-27,8\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

5.4. *Titrimetrische Gehaltsbestimmung von Salzsäure*

Titriert man HCl mit NaOH unter konduktometrischer Erfassung des Äquivalenzpunktes, so erhält man zwei Ergebnisse.

Zum einen zeigt Diagramm 4 dass mit steigender Ionenbeweglichkeit die Leitfähigkeit zunimmt. Salzsäure dissoziiert in H_3O^+ und Cl^- Ionen. Nach dem nach Grotthus benannten Mechanismus wird bei OH^- und H_3O^+ Ionen nur die Ladung von einem auf das nächste Molekül



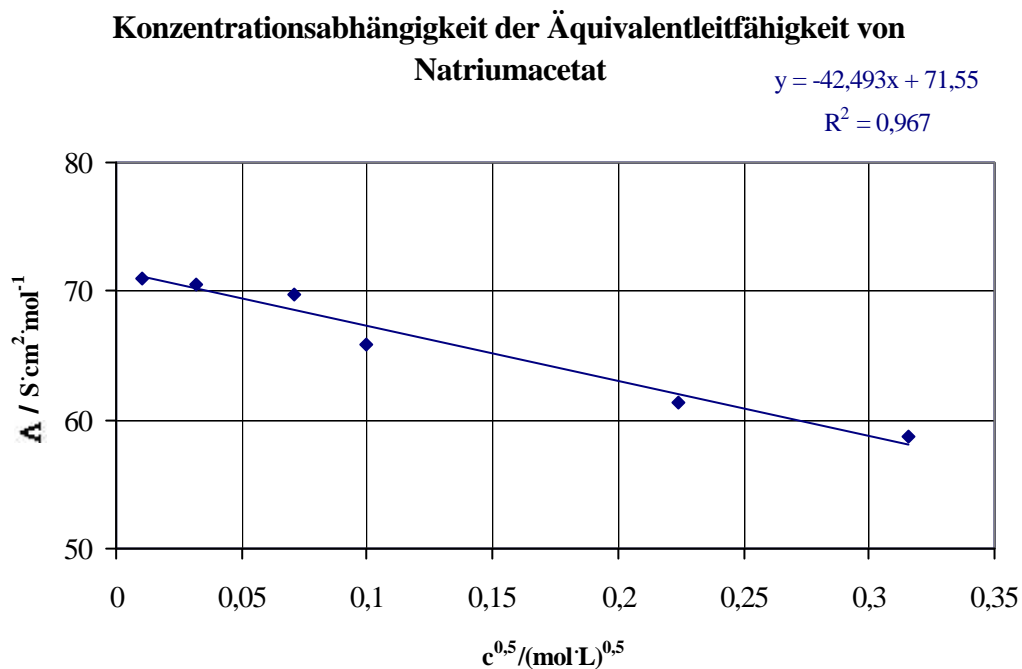
verschoben. Dadurch erhöhen diese Ionen die Leitfähigkeit einer Lösung viel stärker als andere Ionen. Im Laufe der Titration werden die H_3O^+ von den OH^- Ionen neutralisiert, so dass am Äquivalenzpunkt nur Natrium- und Chloridionen existieren, was das Minimum an spezifischer Leitfähigkeit erklärt. Bei weiterer Zugabe an NaOH nimmt die OH^- Konzentration und damit die spezifische Leitfähigkeit zu.

Überdies lässt sich aus Diagramm 4 der praktisch ermittelte Äquivalenzpunkt von 13,9 mL NaOH -Verbrauch ablesen, was einem HCl -Gehalt von 253,4 mg in der Ausgangsprobe entspricht. Der berechnete Gehalt entspricht 240,6 mg, was eine Abweichung von 5,3% ausmacht. Normalerweise sollten Theorie- und Praxiswert übereinstimmen. Da die Lösung nicht thermostatisiert wurde, kam es möglicherweise zu Temperaturschwankungen ($\pm 0,5^\circ\text{C}$), was die Ionenleitfähigkeit beeinflusst.

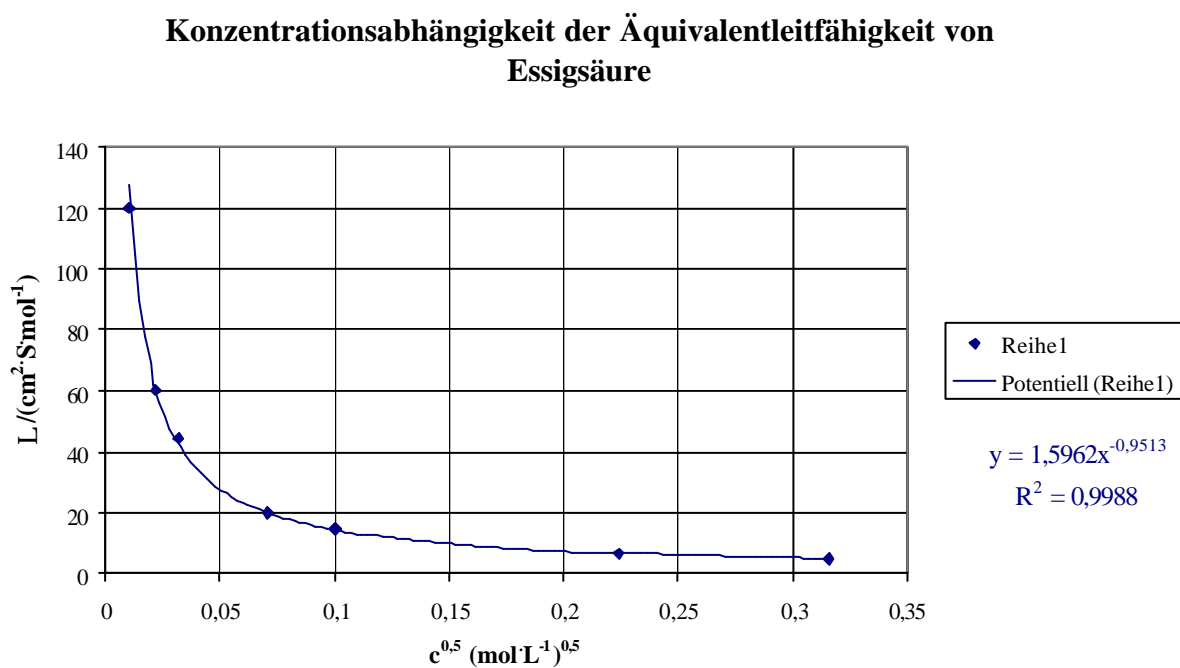


6. Anhang

6.1. Diagramm 1: Konzentrationsabhängigkeit der Äquivalentleitfähigkeit von Natriumacetat

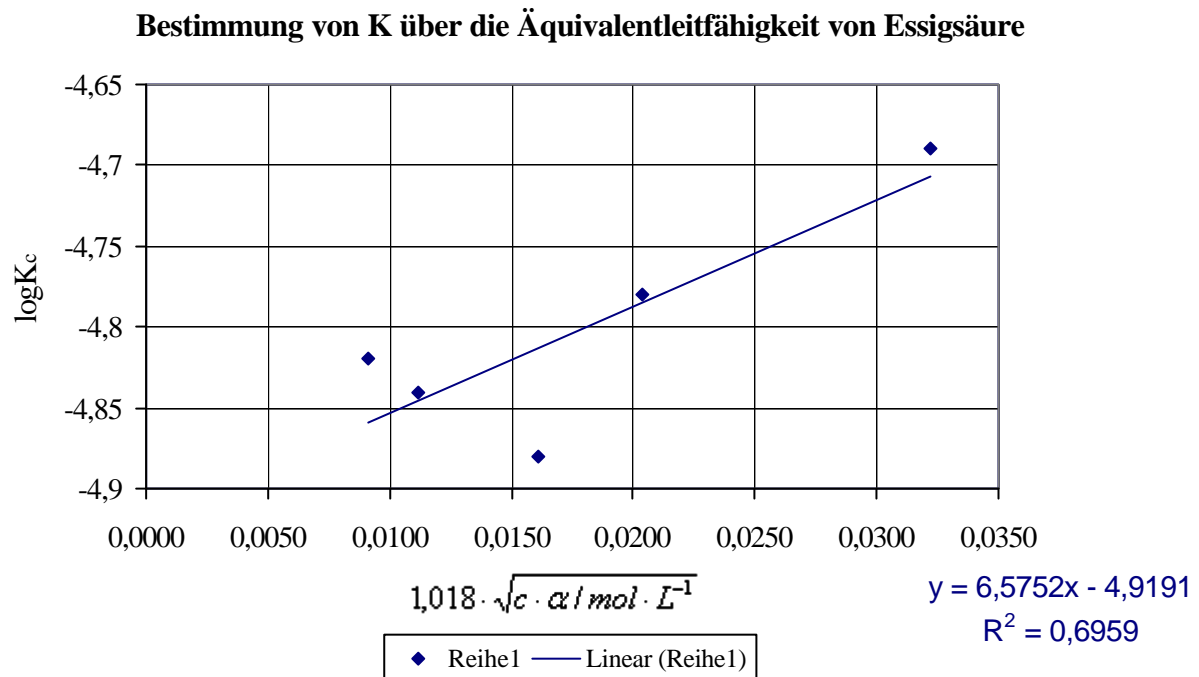


6.2. Diagramm 2: Konzentrationsabhängigkeit der Äquivalentleitfähigkeit von Essigsäure





6.3. Diagramm 3: Bestimmung von K über die Äquivalentleitfähigkeit von Essigsäure

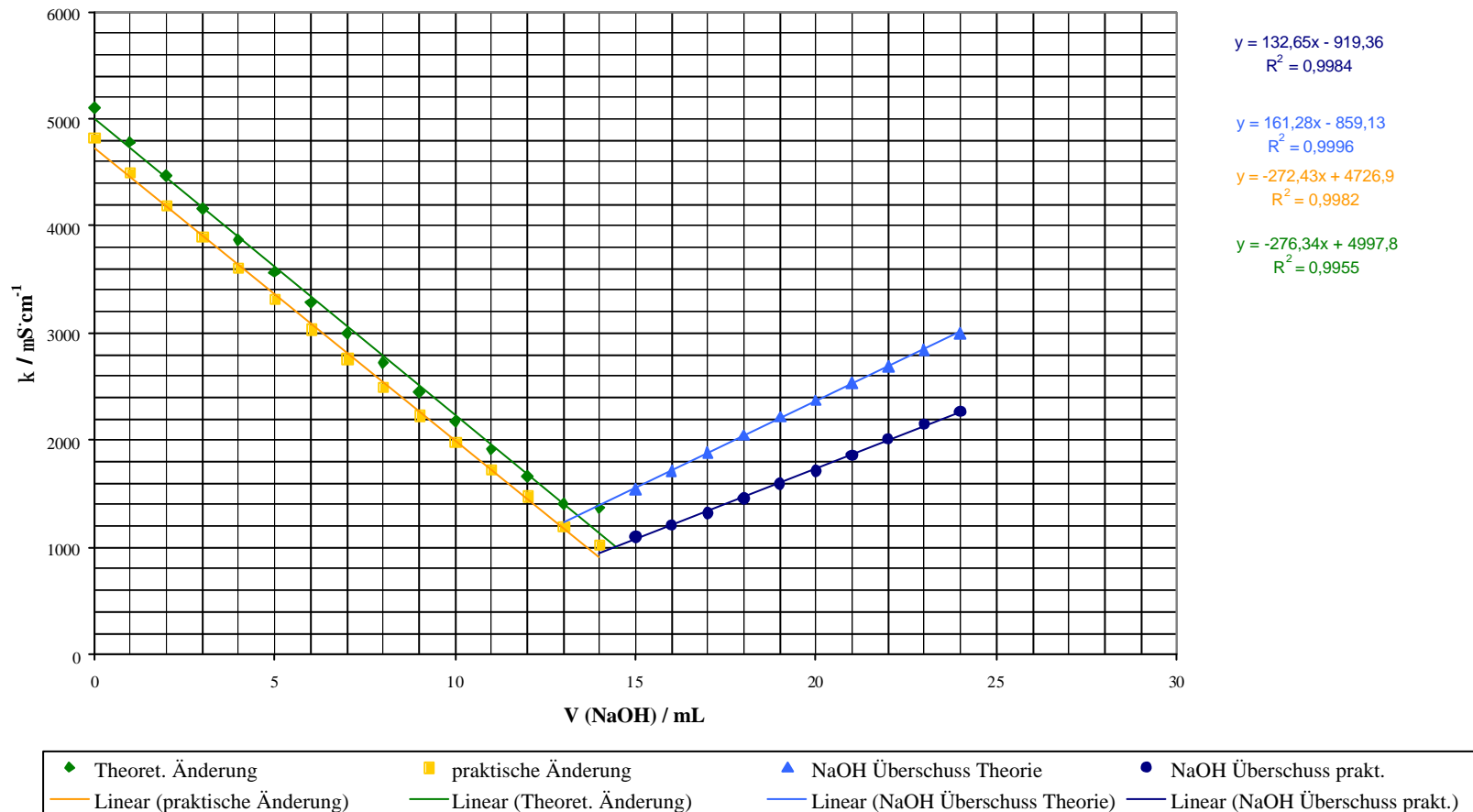




6.4. Diagramm 4: Titration von HCl

(Praktischer und theoretischer Titrationsverlauf)

Titrimetrische Gehaltsbestimmung von Salzsäure



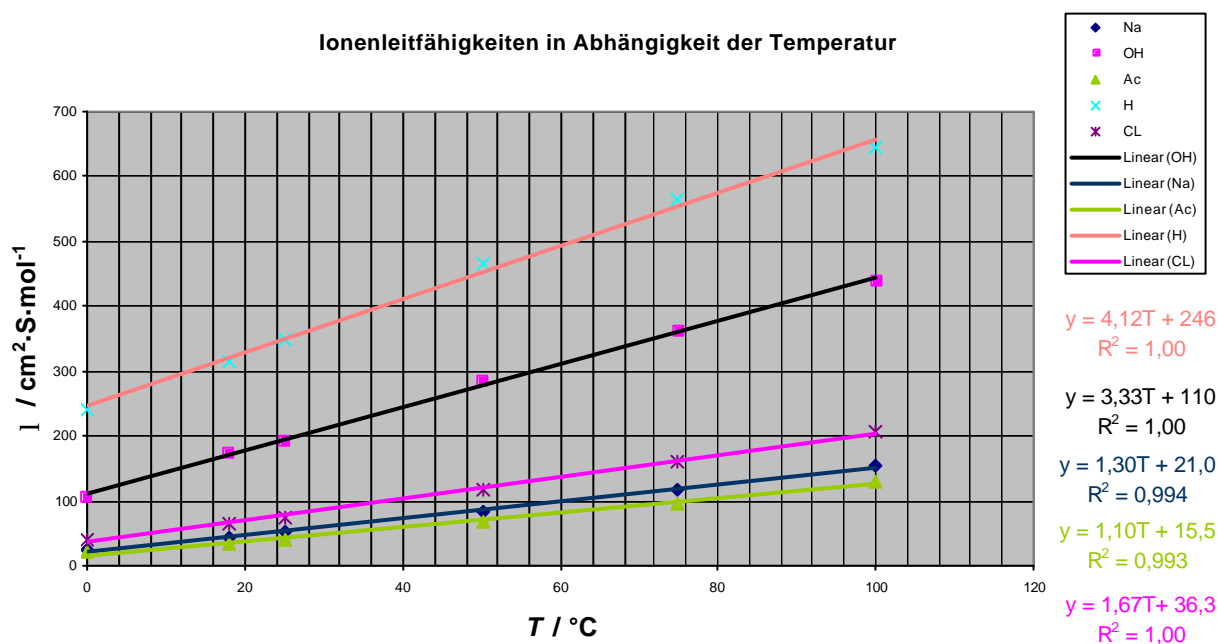
6.5. Zusätzliche Definitionen

STFehler:

Die Gleichung zur Berechnung des Standardfehlers eines prognostizierten y-Wertes lautet:

$$s_{y,x} = \sqrt{\left[\frac{1}{n(n-2)} \right] \left[n\sum y^2 - (\sum y)^2 - \frac{[n\sum xy - (\sum x)(\sum y)]^2}{n\sum x^2 - (\sum x)^2} \right]}$$

6.6. Diagramm 5: Abhängigkeit der Ionenleitfähigkeit von der Temperatur





6.7. *Versuchsparameter zur Titration*

Versuchs-Parameter		
Lösungstemperatur	$T / ^\circ\text{C}$	18,5
Konzentration NaOH	$c_{\text{NaOH}} / \text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$	0,1
Volumen vorgelegtes Deionat	V / ml	80
Volumen Vorlage HCl	V_R / ml	20
Konzentration HCl vor Titrationsbeginn	$c_{\text{HCl}} / \text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$	1
Äquivalenzpunkt	$V_{\text{Ä}} / \text{ml}$	

Ionenleitfähigkeiten bei 18°C			
Zunahme Na^+	Abnahme H^+	Zunahme OH^-	Cl^-
$\lambda / \text{cm}^2\cdot\text{S}\cdot\text{mol}^{-1}$	$\lambda / \text{cm}^2\cdot\text{S}\cdot\text{mol}^{-1}$	$\lambda / \text{cm}^2\cdot\text{S}\cdot\text{mol}^{-1}$	$\lambda / \text{cm}^2\cdot\text{S}\cdot\text{mol}^{-1}$
43,5	314	172	65,5



Volumen		Konzentration		Ionenleitfähigkeit					Leitfähigkeit Lösung	
Reagenz- zugabe	Volumen gesamt	Abnahme	Zunahme	Zunahme	Abnahme	Zunahme ohne Reak- tion	Zunahme tatsächlich	Änderung	theort. Än- derung	Praktisch
$V_{\text{NaOH}} / \text{ml}$	$V_{\text{ges}} / \text{ml}$	$c_{\text{HCl}} / \text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$	$c_{\text{NaOH}} / \text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$	$\kappa_{\text{Na}^+} / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$	$\kappa_{\text{H}^+} / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$	$\kappa_{\text{OH}^-} / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$	$\kappa_{\text{OH}^-} / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$	$\kappa_{\text{Cl}^-} / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$	$k / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$	$k / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$
0	100	0,0135	0	0	4239	0	0	865	5104	4822
1	101	0,0124	0,0010	43	3886	170	0	856	4785	4500
2	102	0,0113	0,0020	85	3540	337	0	848	4473	4198
3	103	0,0102	0,0029	127	3201	501	0	839	4167	3896
4	104	0,0091	0,0038	167	2868	662	0	831	3867	3614
5	105	0,0081	0,0048	207	2542	819	0	823	3572	3320
6	106	0,0071	0,0057	246	2222	974	0	816	3284	3038
7	107	0,0061	0,0065	285	1907	1125	0	808	3000	2764
8	108	0,0051	0,0074	322	1599	1274	0	801	2722	2501
9	109	0,0041	0,0083	359	1296	1420	0	793	2449	2237
10	110	0,0032	0,0091	395	999	1564	0	786	2181	1982
11	111	0,0023	0,0099	431	707	1705	0	779	1917	1727
12	112	0,0013	0,0107	466	421	1843	0	772	1659	1483
13	113	0,0004	0,0115	500	139	1979	0	765	1405	1194
14	114	-0,0004	0,0123	534	0	2112	75	758	1368	1023
15	115	-0,0013	0,0130	567	0	2243	224	752	1544	1099
16	116	-0,0022	0,0138	600	0	2372	371	745	1716	1205
17	117	-0,0030	0,0145	632	0	2499	515	739	1886	1321
18	118	-0,0038	0,0153	664	0	2624	656	733	2052	1457
19	119	-0,0046	0,0160	695	0	2746	795	727	2216	1593
20	120	-0,0054	0,0167	725	0	2867	932	721	2377	1710



Volumen		Konzentration		Ionenleitfähigkeit					Leitfähigkeit Lösung	
Reagenz- zugabe	Volumen gesamt	Abnahme	Zunahme	Zunahme	Abnahme	Zunahme ohne Reak- tion	Zunahme tatsächlich	Änderung	theort. Än- derung	Praktisch
$V_{\text{NaOH}} / \text{ml}$	$V_{\text{ges}} / \text{ml}$	$c_{\text{HCl}} / \text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$	$c_{\text{NaOH}} / \text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$	$\kappa_{\text{Na}^+} / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$	$\kappa_{\text{H}^+} / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$	$\kappa_{\text{OH}^-} / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$	$\kappa_{\text{OH}^-} / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$	$\kappa_{\text{Cl}^-} / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$	$k / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$	$k / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$
21	121	-0,0062	0,0174	755	0	2985	1066	715	2536	1865
22	122	-0,0070	0,0180	784	0	3102	1198	709	2691	2009
23	123	-0,0077	0,0187	813	0	3216	1328	703	2845	2151
24	124	-0,0085	0,0194	842	0	3329	1456	697	2996	2264