

Konduktometrische Titration

-A 25-

Versuch vom: 10. Juni 2011

Raphael Schmäger und Tobias Reut

Gruppe: 19



Karlsruher Institut für Technologie
Institut Physikalische Chemie

Praktikum: A

testiert am: 21.06.2011

Betreuer:

Jens Beuthius

I. Ziele und theoretische Grundlagen

Konduktometrische Titration

Das Ziel dieses Versuches ist es, die Normalität einer HCl- sowie einer CH_3COOH -Lösung über eine Leitfähigkeitstitation mit 0,1n NaOH zu bestimmen.

Dabei sollten die Lösungen jeweils einzeln und dann simultan titriert werden.

Die Leitfähigkeit (G) ist definiert als der Kehrwert des el. Widerstands: $G = \frac{1}{R} \left[\frac{1}{\Omega} \right]$.

Da die Leitfähigkeit mit steigender Länge ab und mit steigendem Querschnitt zunimmt, wird

$G = \kappa \frac{A}{l}$; wobei κ als spezifische Leitfähigkeit definiert ist. $\Rightarrow \kappa = G \frac{l}{A} = G \cdot C = \frac{G}{C} \left[\frac{1}{\text{cm}} \right]$. ✓

Die Leitfähigkeit einer Lösung hängt von den Ionen, ihrer Anzahl und der jeweiligen Wanderungsgeschwindigkeit (v) ab.

$v = u \cdot E$, wobei E das el. Feld ist

und u die Beweglichkeit eines Ions.

mit $u = \frac{z \cdot e \cdot E}{6 \pi \eta a}$

$z \cdot e = \text{Ladung}$
 $\eta = \text{Viskosität}$

$a = \text{hydrodynamische Radius}$

Das heißt, die Leitfähigkeit einer Lösung hängt von den Ionen, dem Lösungsmittel und der Temperatur ab. Die Eigenschaft, dass Ionen unterschiedlich gut leiten, machen wir uns bei diesem Versuch zu nutze, indem wir Ionen eine Sorte durch andere ersetzen. Am Äquivalenzpunkt sind alle Ionen ersetzt. Aus diesem

Länge und Querschnitt wovon!

II Darstellung und Auswertung der Messergebnisse

In den folgenden Tabellen werden unsere Messergebnisse in Form von Graphen dargestellt. Dabei wurde die spezifische Leitfähigkeit κ gegen das Volumen der zugegebenen $0,1\text{N NaOH}$ aufgetragen. ✓

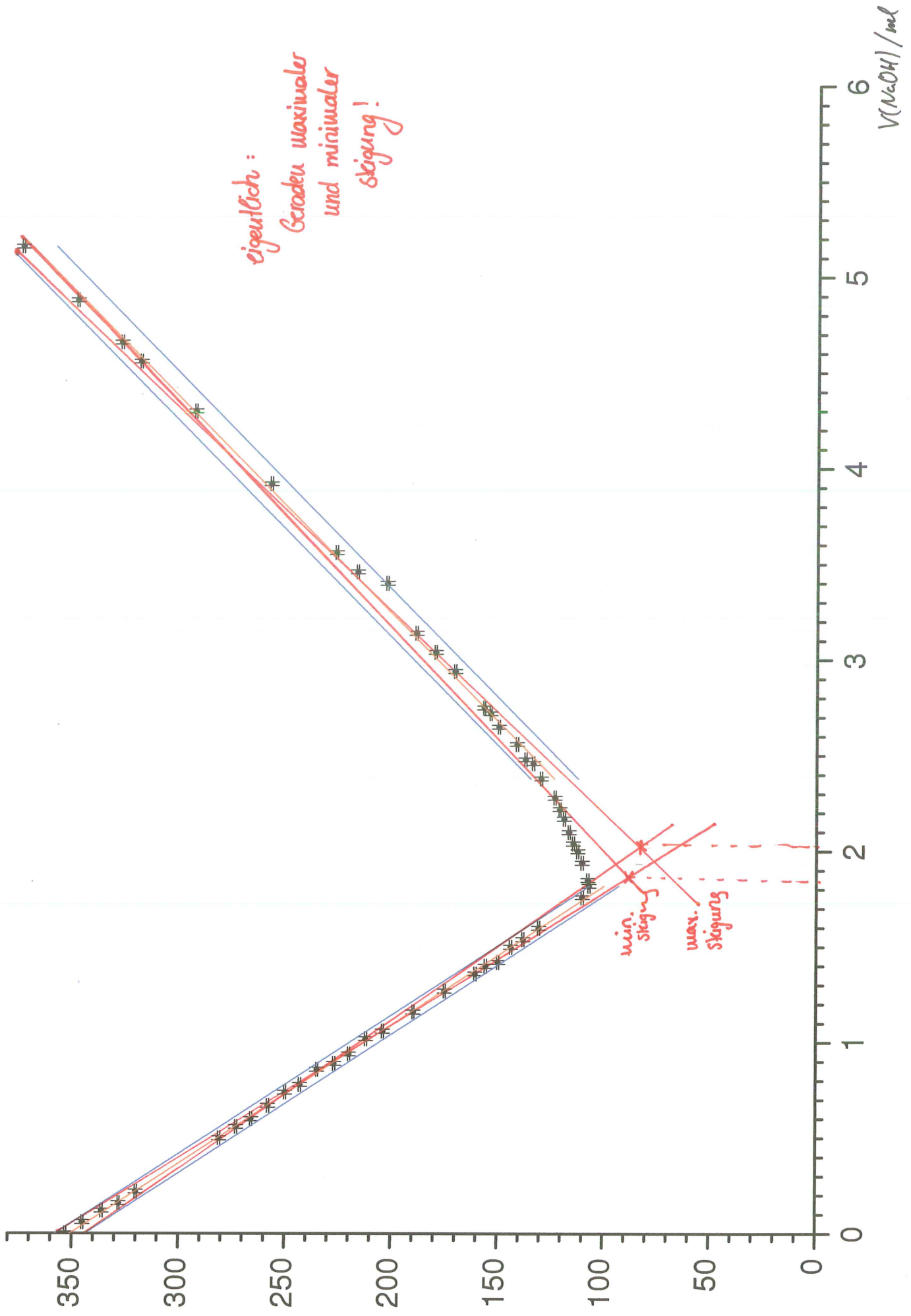
Die Fehlerbalken kommen dadurch zustande, dass wir einen Ablesfehler beim zugegebenen Volumen von $0,01\text{ ml}$ angenommen haben und bei der Leitfähigkeitsmessung einen Fehler von $0,5\text{ m}\frac{1}{\text{cm}}$.

Um den Äquivalenzpunkt ^{stimmt doch !!} zu bestimmen, mit jeweiligem Fehler zu bestimmen, haben wir Geraden in unser Schaubild gelegt, welche die Punkte mit jeweilig Messfehler einschließen. Aus den Schnittpunkten der Geraden bekommen wir zwei Punkte. Unser Äquivalenzpunkt liegt dann in der Mitte und aus dem Abstand von der Mitte zu den Punkten bekommen wir unsere Abweichung.

~~unser~~ ~~unser~~

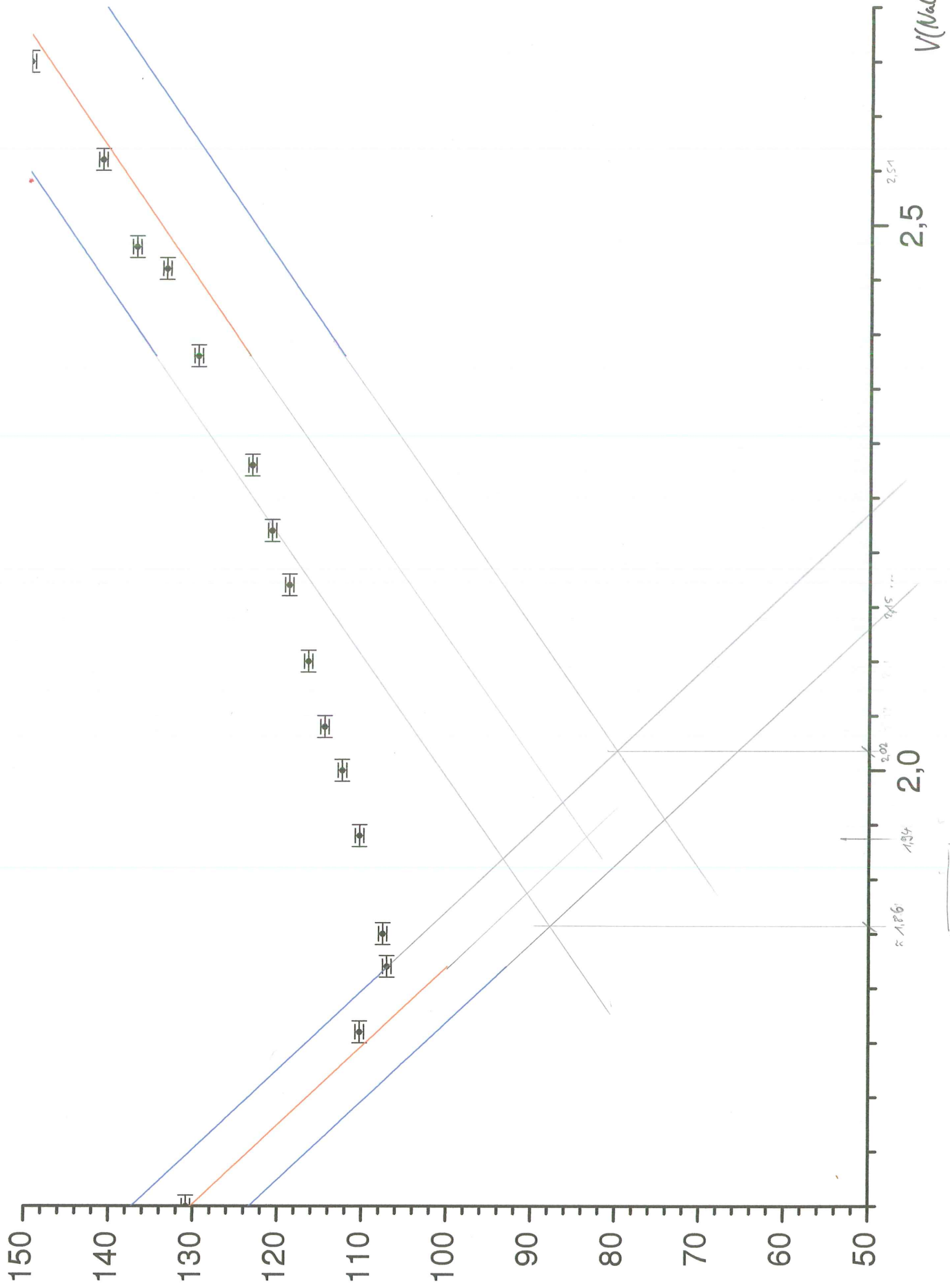
$\chi / \mu\text{s} \cdot \text{cm}^{-1}$

20ml HCl - Lösung I



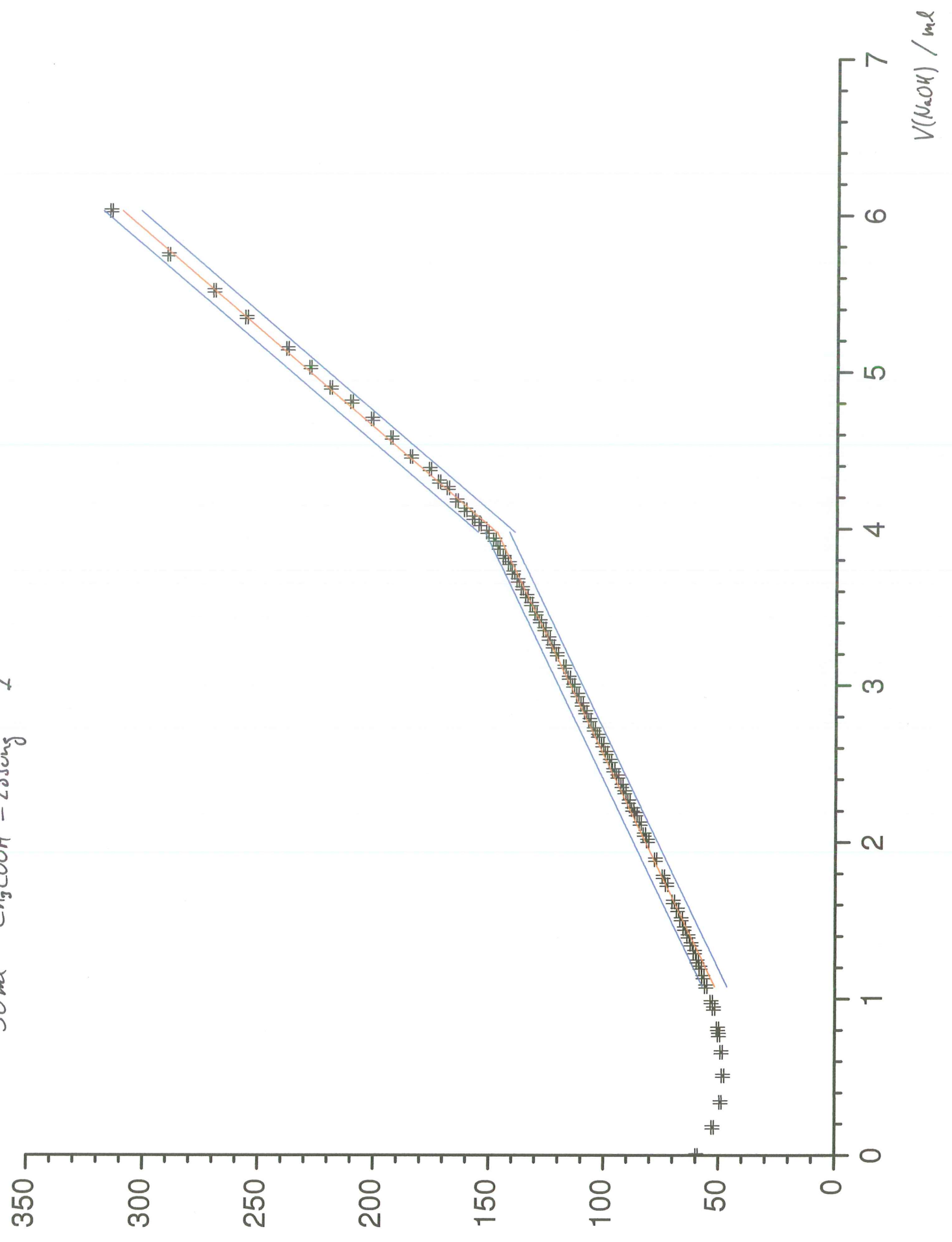
20 ml HCl-Lösung II

$\chi / \mu\text{s}\cdot\text{cm}^{-1}$



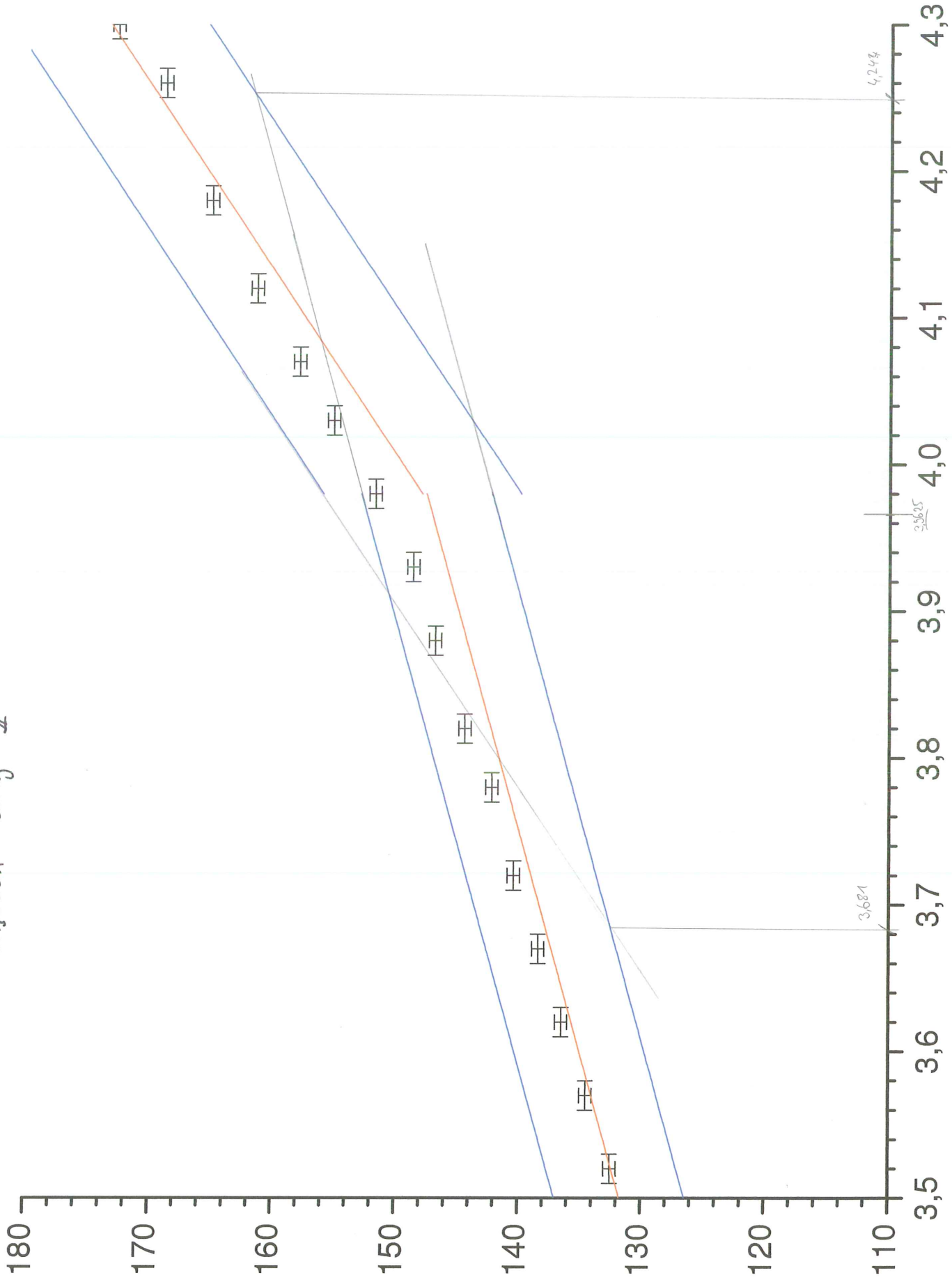
194 ± 9.03

$\chi / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$
50 ml CH_3COOH - Lösung I



$\chi / \mu\text{S} \cdot \text{cm}^{-1}$

50 ml CH_3COOH - Lösung II



3,681

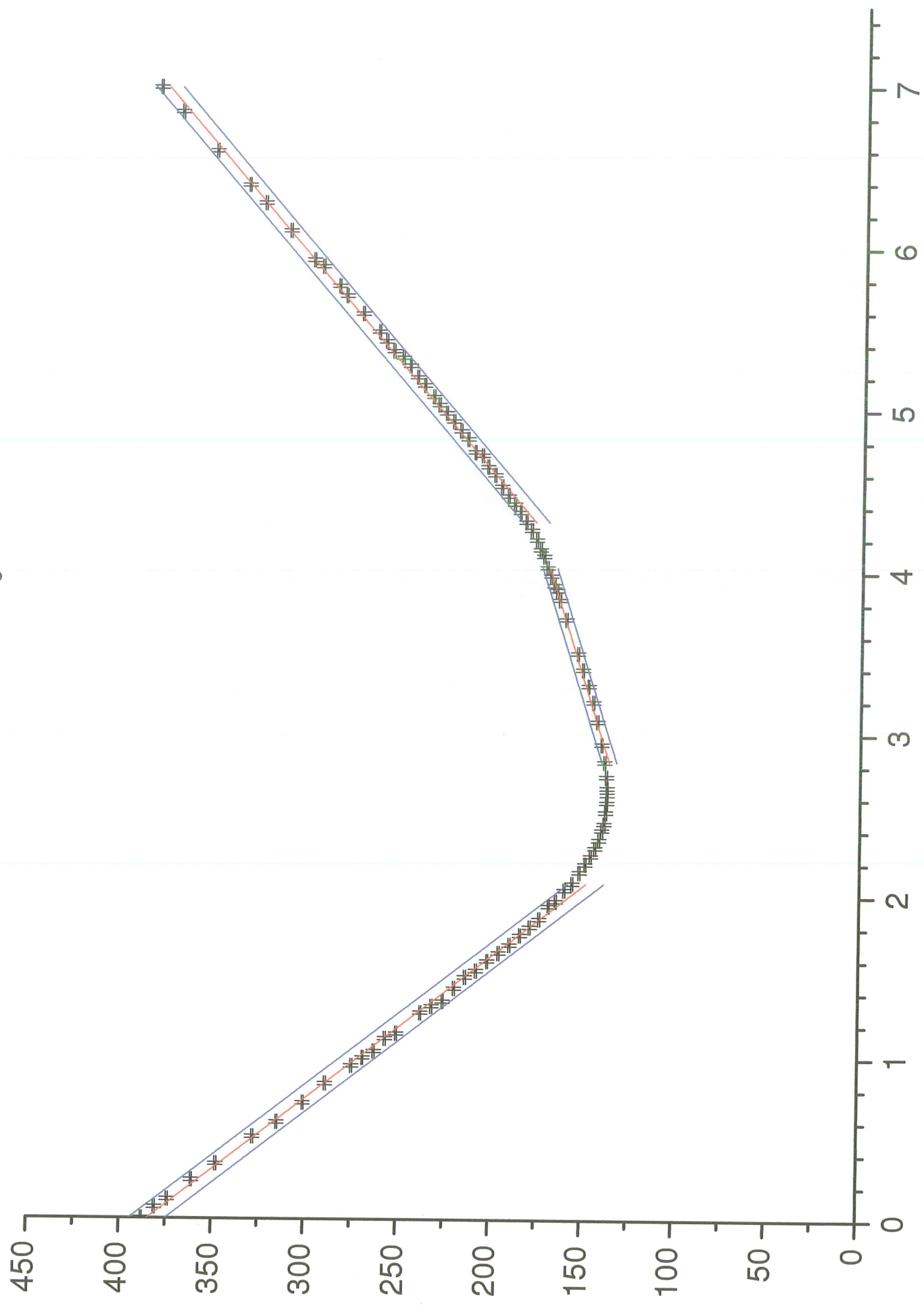
4,244

$V(\text{NaOH}) / \text{ml}$

$\Rightarrow 3,9625 \pm 0,2815$

20 ml - HCl + 20 ml CH₃COOH - Lösung I

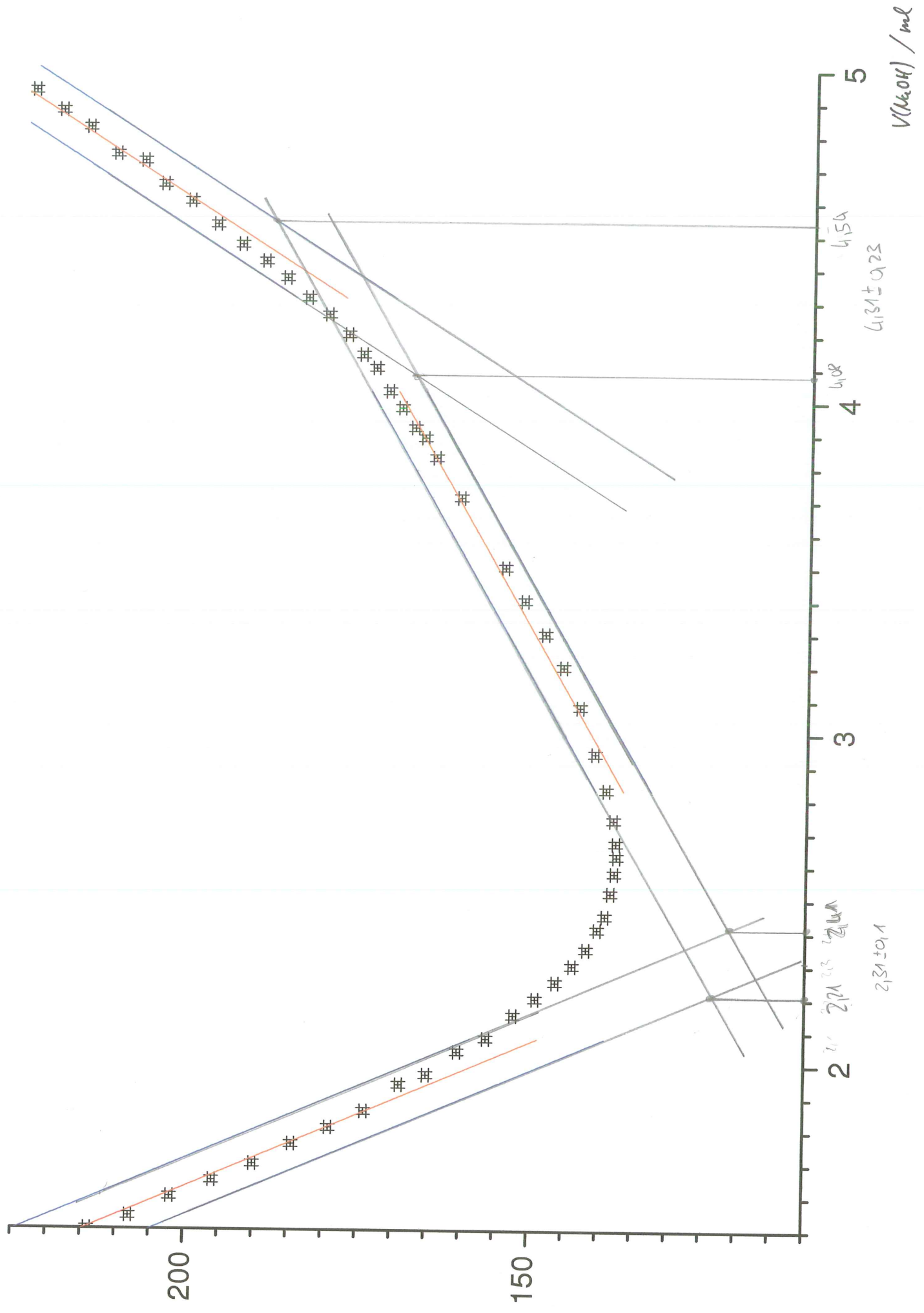
$\chi / \mu\text{s} \cdot \text{cm}^{-1}$



V(NaOH) / ml

$\chi / \mu\text{s} \cdot \text{cm}^{-1}$

20 ml HCl + 20 ml CH_3COOH - Lösung II



II. 1. Auswertung

1) aus den Schaubildern erhalten wir unsere jeweiligen Äquivalenzpunkte:

- 20 ml HCl-Lösung:

Äquivalenzpunkt: $1,94 \pm 0,08$ ml ✓

- 50 ml CH_3COOH -Lösung:

Äquivalenzpunkt: $3,96 \pm 0,28$ ml ✓

- 20 ml HCl + 20 ml CH_3COOH -Lösung:

Äquivalenzpunkte: $2,31 \pm 0,1$ ml und $4,31 \pm 0,23$ ml ✓

Berechnung der Normalitäten

Da alle unsere verwendeten Stoffe ein Proton abgeben, entspricht die Normalität der Konzentration.

Am jeweiligen Äquivalenzpunkt kann die Anzahl der benötigten Ionen aus den Volumina und der Konzentration von NaOH berechnet werden.

$$n_{\text{Ionen}} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$$

daraus kann dann die Konzentration der Lösung berechnet werden:

$$c_{\text{Lösung}} = \frac{n_{\text{Ionen}}}{V_{\text{Lösung}}} = \frac{c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{Lösung}}} \quad \checkmark$$

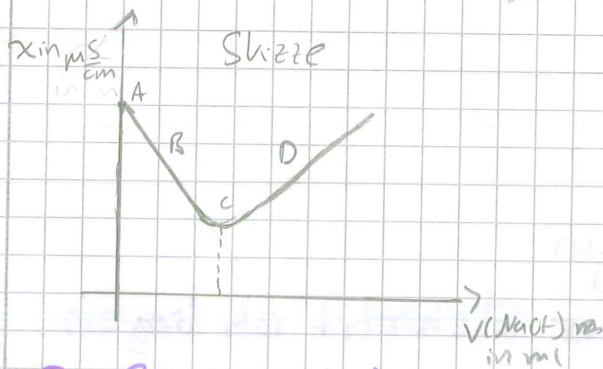
Über Fehlerfortpflanzung kann dann die Abweichung der Konzentration bestimmt werden.

$$\Delta c_{\text{Lösung}} = \sqrt{\left(\frac{c_{\text{NaOH}} \cdot \Delta V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{Lösung}}}\right)^2 + \left(\frac{-c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \cdot \Delta V_{\text{Lösung}}}{V_{\text{Lösung}}^2}\right)^2} \quad \checkmark$$

mit der Annahme, dass das Volumen der jeweiligen Lösung mit einem Fehler von 0,5 ml belastet ist, ergeben sich daraus folgende Werte:

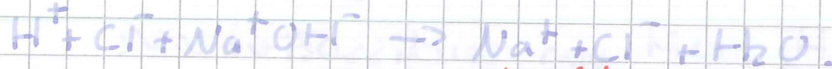
2) Erklären Sie den Verlauf der Titrationskurven

a) Titrationskurve von HCl



Zu Beginn (A) hängt die Leitfähigkeit nur von H^+ und Cl^- ab.

B: Durch Zugabe von Na^+OH^- wird



Es werden die gut leitenden H^+ Ionen mit OH^- zu H_2O . Da Na^+ schlechter leitet fällt die Leitfähigkeit stark ab.

C: Am Äquivalenzpunkt wurden fast alle H^+ Ionen (alle bis auf die, die durch natürliche Dissoziation zustande kommen) mit OH^- neutralisiert. Es liegt nur noch Na^+Cl^- vor.

D: Die Leitfähigkeit steigt durch die OH^- Ionen wieder an, die durch die Mutationen dazukommen. Es steigt aber nicht so stark an, wie es bei B gefallen ist. Daraus kann man schließen, dass H^+ Ionen besser in Wasser leiten als OH^- Ionen.

Es kommen genau genommen von Beginn an OH^- Ionen dazu.

Ab hier werden sie jedoch nicht mehr neutralisiert.

A: Zu Beginn liegt HCl vollständig dissoziiert und CH_3COOH fast vollständig undissoziiert vor.

Das heißt die Leitfähigkeit wird durch die H^+ Ionen der HCl-Lösung bestimmt. Durch Zugabe von NaOH werden diese Ionen durch Na^+ ersetzt. Die Leitfähigkeit sinkt stark. $\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$

B: An einem Punkt kurz vor dem Äquivalenzpunkt sind alle H^+ Ionen der Salzsäure neutralisiert. Aber da die Essigsäure auch sehr schwach dissoziiert, müssen diese H^+ Ionen auch noch neutralisiert werden.

C: Hier sind nun alle H^+ Ionen neutralisiert. Da man annehmen kann, dass CH_3COOH nur sehr schwach dissoziiert, kann man an diesem Punkt die Konzentration der HCl-Lösung berechnen.

D: Wie bei der reinen Titration von Essigsäure hier auch leicht an, da durch Zugabe von NaOH, CH_3COO^- und Na^+ Ionen dazukommen.



E: Am zweiten Äquivalenzpunkt sind nun alle CH_3COOH Moleküle zu H^+ und CH_3COO^- ersetzt worden. **alle H^+ neutralisiert!**

F: Die Leitfähigkeit steigt nun wieder stärker durch die OH^- Ionen an.

ihre verschiebt das Ggw. (siehe vorne)

3) Berechnung von $\frac{1}{R} = f(V(\text{NaOH}))$ für die Titration von 50ml einer 0,10M HCl-Lösung mit einer 1M NaOH-Lösung

$$\frac{1}{R} = \frac{1}{c} \cdot 10^{-3} \sum_i c_i \lambda_i \quad \checkmark \quad i = \text{H}^+, \text{Na}^+, \text{Cl}^-, \text{OH}^-$$

$$c = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$\lambda_i = \text{Äquivalentfähigkeit}$

Zu Beginn sind (mit $n = c \cdot V$) $5 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}^+$,
 $5 \cdot 10^{-4} \text{ mol Cl}^-$, 0 mol Na^+ und 0 mol OH^- Ionen vorhanden.
 Durch Zugabe von NaOH erhöht sich das Gesamtvolumen
 $V \rightarrow 50 \text{ ml} + V_{\text{NaOH}}$ und die Anzahl der H^+ Ionen nimmt ab.
 Die Anzahl von Cl^- bleibt gleich und die von Na^+ steigt.
 Die Anzahl der OH^- Ionen ist solange null, bis alle H^+ Ionen neutralisiert werden sind. \checkmark

$$\Rightarrow \frac{1}{R} = 10^{-3} \frac{1}{\text{cm}} \left[\left(\frac{5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} - \frac{1 \text{ mol}}{c} V_{\text{NaOH}}}{0,05 \text{ L} + V_{\text{NaOH}}} \right) 307 \frac{\text{cm}^2}{\Omega \cdot \text{mol}} \right. \\ \left. + \left(\frac{5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,05 \text{ L} + V_{\text{NaOH}}} \right) 62 \frac{\text{cm}^2}{\Omega \cdot \text{mol}} + \left(\frac{\frac{1 \text{ mol}}{c} V_{\text{NaOH}}}{0,05 \text{ L} + V_{\text{NaOH}}} \right) 41 \frac{\text{cm}^2}{\Omega \cdot \text{mol}} \right]$$

für $5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \geq \frac{1 \text{ mol}}{c} \cdot V_{\text{NaOH}}$

$$\text{und } \frac{1}{R} = 10^{-3} \frac{1}{\text{cm}} \left[\left(\frac{\frac{1 \text{ mol}}{c} V_{\text{NaOH}} - 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,05 \text{ L} + V_{\text{NaOH}}} \right) 167 \frac{\text{cm}^2}{\Omega \cdot \text{mol}} \right. \\ \left. + \left(\frac{5 \cdot 10^{-4}}{0,05 \text{ L} + V_{\text{NaOH}}} \right) 62 \frac{\text{cm}^2}{\Omega \cdot \text{mol}} + \left(\frac{\frac{1 \text{ mol}}{c} V_{\text{NaOH}}}{0,05 \text{ L} + V_{\text{NaOH}}} \right) 41 \frac{\text{cm}^2}{\Omega \cdot \text{mol}} \right]$$

für $5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} < \frac{1 \text{ mol}}{c} V_{\text{NaOH}}$

Äquivalenzpunkt bei $5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = \frac{1 \text{ mol}}{c} V_{\text{NaOH}}$

$$\Rightarrow V_{\text{NaOH}} = \frac{5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ L} = 0,5 \text{ ml}$$

III Kritische Diskussion

Bei unseren Messergebnissen ist zuerst zu sagen, dass der Wert der Konzentration der Einzelmessungen besser sein sollte als bei der gemeinsamen Messung. Dies liegt zum Beispiel an der geringen Dissoziation der Essigsäure.

Als wir in unseren Schaubildern die Geraden in die Punkte gelegt haben um unseren Äquivalenzpunkt mit Fehler zu bestimmen, haben wir die Punkte um den die Äquivalenzpunkt vernachlässigt, da dort die Punkte auf keine der beiden Geraden liegen.

Ob wir g dort genau die richtigen Punkte vernachlässigt haben ist nicht sicher, jedoch noch ein Fehler zustande kommen könnte.

Beim Ablesen des Volumens, war dies zu Beginn der Messung schwieriger, weil die Messpipette sehr hoch war.

Simultantitrationen funktionieren überhaupt nur, wenn ihr einen starken und einen schwachen Elektrolyten habt.

Konduktrometrische Titration

23,7°C

HCl 20ml	22,5°C Volumen NaOH /ml	spezifische Leitfähigkeit / $\mu\text{S} \cdot \text{cm}^{-1}$
	0	353
	0,06	345
	0,12	336
	0,16	328
	0,22	320
	0,5	281
	0,56	273
	0,6	266
	0,67	258
	0,74	250
	0,78	243
	0,86	235
	0,89	227
	0,94	220
	1,02	212
	1,06	204
	1,16	189,8
	1,27	175,1
	1,36	160,8
	1,4	155,9
	1,42	150,1
	1,5	144
	1,54	138,2
	1,6	130,8
	1,76	110,3
	1,82	107,1
	1,85	107,6
	1,94	110,4
	2	112,5
	2,04	114,6
	2,1	116,6
	2,17	118,9
	2,22	121
	2,28	123,4
	2,38	129,9
	2,46	133,7
	2,48	137,3
	2,56	141,4
	2,65	150
	2,72	153,9
	2,75	157
	2,94	170,8
	3,04	180
	3,14	189,1
	3,4	203

23°C

23,2°C

H2COOH	22,5°C Volumen NaOH /ml	spezifische Leitfähigkeit / $\mu\text{S} \cdot \text{cm}^{-1}$
	0	59,5
	0,18	52,6
	0,34	49,2
	0,51	48,1
	0,66	48,8
	0,77	50
	0,81	50,5
	0,94	52,3
	0,98	53,3
	1,08	55,7
	1,14	56,9
	1,2	58,1
	1,24	59,4
	1,3	60,7
	1,35	62,1
	1,4	63,5
	1,45	65,1
	1,51	66,5
	1,57	68,1
	1,62	70
	1,73	72,9
	1,78	74,4
	1,89	77,8
	2,01	81,3
	2,05	82,8
	2,12	84,6
	2,18	86,4
	2,21	87,9
	2,26	89,6
	2,32	91,4
	2,36	92,7
	2,42	94,5
	2,46	96,3
	2,52	97,7
	2,57	99,5
	2,62	101,2
	2,68	103,1
	2,72	104,9

3,46
3,56
3,92
4,3
4,56
4,66
4,88
5,16

217
227
258
294
320
329
350
376

66

3,98	169,8
4,03	171,7
4,1	173,7
4,14	175,6
4,2	177,8
4,26	180,7
4,31	183,7
4,37	186,9
4,42	190
4,47	193,5
4,53	197,2
4,6	201
4,65	205
4,72	208
4,74	212
4,82	216
4,87	220
4,93	224
4,98	228
5,03	232
5,08	235
5,15	240
5,2	244
5,27	248
5,32	252
5,36	257
5,42	261 23,6°C
5,48	265
5,59	274
5,7	283
5,76	287
5,88	296
5,92	301
6,1	314
6,27	328
6,38	337
6,59	355
6,83	374
6,98	386

?
?