

# Leitfähigkeit von Elektrolyten

Alfons Reichert



# Inhalt

<b>Inhalt.....</b>	<b>2</b>
<b>1. Einleitung.....</b>	<b>3</b>
<b>2. Grundlagen.....</b>	<b>4</b>
<b>3. Leitfähigkeitsprüfer.....</b>	<b>13</b>
3.1 Schaltplan.....	13
3.2 Bauteile.....	14
3.3 Aufbau.....	14
3.4 Versuche.....	16
<b>4. Eigener Leitfähigkeitsmesser.....</b>	<b>19</b>
4.1 Funktion.....	19
4.2 Aufbau.....	20
4.3 Bauteile.....	20
4.4 Versuche.....	24
4.4.1 Versuchsaufbau.....	24
4.4.2 Lösungen.....	25
4.4.3 Titrationsen.....	29
4.4.4 Reaktionskinetik.....	39
4.4.5 Löslichkeitsprodukt.....	47
4.4.6 Temperaturabhängigkeit.....	52
<b>5. Schülerversuche.....</b>	<b>55</b>
5.1 Versuchsaufbau.....	55
5.2 Lösungen.....	56
5.3 Titrationsen.....	63
<b>6. Literatur.....</b>	<b>73</b>

# 1. Einleitung

In der Mittelstufe werden an verschiedenen Stellen im Unterricht schwach leitende Lösungen und Stoffe auf ihre elektrische Leitfähigkeit untersucht. Dabei tritt das Problem auf, dass der elektrische Strom und damit Strommessgeräte erst später im Physikunterricht behandelt werden. Nun sind vielen Schülern Strommessgeräte zwar bekannt, aber dennoch verbinden selbst Schüler höherer Jahrgangsstufen mit Stromfluss das Aufleuchten eines Lämpchens oder einer LED. Da die Leitfähigkeit vieler Lösungen, Stoffe und Schmelzen sehr gering ist, kann man selbst Lämpchen und Leuchtdioden sehr kleiner Leistung nicht direkt einsetzen, um deren Leitvermögen zu zeigen. Ein wenig Elektronik macht dies jedoch möglich. Dabei kann man den Schülern den selbstgebauten Leitfähigkeitsprüfer aufgrund seines Aussehens als besonders empfindliches Lämpchen "verkaufen", was es im Grunde genommen ja auch ist. Seine hohe Empfindlichkeit lässt sich zeigen, indem man den menschlichen Körper als Leiter benutzt. Hierbei leuchtet die LED schwach auf. Darüber sind die Schüler immer wieder verblüfft. Diese kleine Demonstration ist völlig ungefährlich, da die Schaltung mit einer 4,5 V Batterie betrieben wird.

In der Oberstufe der Gymnasien und Gesamtschulen wird im Themenbereich Elektrochemie u.a. die elektrische Leitfähigkeit von Elektrolytlösungen behandelt. Dabei wird vor allem untersucht, wie ihre Leitfähigkeit von der Konzentration, der Temperatur und der Art des Elektrolyten abhängt. Die dazu durchgeführten Versuche erfordern einen erheblichen Aufwand, da sie mit längeren Verdünnungsreihen verbunden sind. Außerdem muss man die Messwerte meist von Hand in Diagramme oder in den Computer eingeben. Man spart viel Zeit, wenn man die Messkurven wie früher mit einem Schreiber oder moderner mit einem Messwertersfassungssystem am Computer aufzeichnet und sie anschließend auswertet. Die neueste Entwicklung auf diesem Gebiet sind mobile Schülerübungsgeräte wie cassy mobile, in denen man die Auswertung direkt vornehmen kann. Zahlreiche Versuche mit einem solchen modernen Messgerät werden in Kapitel 5 vorgestellt. Allerdings sind diese Geräte nicht ganz preiswert. Will man mehrere Schülerarbeitsplätze damit ausstatten, so übersteigt das sehr schnell den Etat mancher Schule. Die kleine, in Kapitel 4 vorgestellte Schaltung erfüllt den gleichen Zweck, wenn auch die Handhabung vielleicht nicht ganz so elegant ist wie bei Komplettgeräten. Dafür ist sie jedoch viel preiswerter. Besteht ferner an der Schule eine Elektronik-AG, so sind die Schüler meist hellauf begeistert, wenn sie die Schaltung quasi in Serienproduktion bauen dürfen, da sie danach ein sinnvolles Produkt in Händen halten, das sie dann später im Chemieunterricht ihren Mitschülerinnen und Mitschülern stolz präsentieren und vorführen können. Mehrere Versuche mit einem solchen selbstgebauten Leitfähigkeitsmessgerät werden in Kapitel 4.4 ausführlich behandelt. Ich wünsche Ihnen viel Spaß beim Basteln und Experimentieren.

Stolberg im März 2000 und März 2021

## 2. Grundlagen

Wässrige Lösungen von Salzen, Säuren oder Laugen leiten den elektrischen Strom, da sie Ionen enthalten. Anders als in Metallen, in denen nur die negativ geladenen Elektronen fließen, tragen in wässrigen Lösungen sowohl positiv als auch negativ geladene Teilchen zum Stromfluss bei. Man nennt daher Metalle Leiter I. Ordnung und Elektrolytlösungen Leiter II. Ordnung. Fließt bei einer kleinen Spannung ein hoher Strom, so leitet die Lösung gut. Sie setzt dem Strom nur einen geringen Widerstand entgegen. Die Leitfähigkeit  $G$  ist definiert als Quotient aus Stromstärke  $I$  und Spannung  $U$  und ist der Kehrwert des elektrischen Widerstandes  $R$ . Es gilt:

$$G = \frac{I}{U} = \frac{1}{R}.$$

Die Leitfähigkeit wird in der Einheit Siemens  $S$  gemessen. Ihre Grundeinheit  $1S$  ist definiert als

$$1S = \frac{1A}{1V} = \frac{1}{\Omega}.$$

Die Leitfähigkeit einer Lösung hängt ab von

- a) der Querschnittsfläche  $A$  der Lösung bzw. der Fläche der Elektroden
- b) der Länge  $l$  der Lösung bzw. dem Abstand der Elektroden
- c) der Konzentration  $c$  der Ionen in der Lösung
- d) der Art der Ionen
- e) der Temperatur  $T$ .

Im Folgenden soll zunächst die Abhängigkeit der Leitfähigkeit von der Geometrie der Lösung bzw. Elektroden betrachtet werden. Ist die Querschnittsfläche der Lösung bzw. der Elektroden groß, so können sie pro Sekunde mehr Ladungen passieren, die Stromstärke steigt und mit ihr die Leitfähigkeit. Nimmt die Länge der Lösung bzw. der Abstand der Elektroden zu, so benötigen die Ladungen mehr Energie, damit sie die längere Strecke zwischen den Elektroden zurücklegen können. Die benötigte Spannung steigt, die Leitfähigkeit sinkt. Fasst man diese qualitativen Überlegungen quantitativ in einem Gesetz zusammen, so gilt mit  $A$  als Querschnittsfläche,  $l$  als Abstand der Elektroden für die Leitfähigkeit  $G$

$$G = \kappa * \frac{A}{l} = \kappa * z.$$

Darin nennt man  $\kappa$  spezifische Leitfähigkeit der Lösung und  $z$  die Zellkonstante der Messanordnung.  $\kappa$  wird mit Leitfähigkeitsmessgeräten gemessen und hängt von der verwendeten Lösung ab. Für Ihre Einheit erhält man, wenn man die Fläche in  $\text{cm}^2$  und den Abstand in  $\text{cm}$  angibt:

$$[\kappa] = \left[ \frac{G * l}{A} \right] = \frac{S * cm}{cm^2} = \frac{S}{cm}.$$

Da die Leitfähigkeit von Lösungen im Vergleich zu Metallen meist relativ gering ist, sind vor allem die Untereinheiten mS/cm und  $\mu$ S/cm gebräuchlich. Die Zellkonstante hat die Einheit cm, wie man am Quotienten aus der Fläche A und dem Abstand l der Elektroden leicht erkennen kann.

Nimmt die Konzentration der Ionen in der Lösung zu, so können mehr Ladungen pro Sekunde die Querschnittsfläche A passieren. Das gilt auch, wenn die Ionen mehrfach geladen sind. Die Stromstärke steigt und mit ihr die Leitfähigkeit. Ist die Lösung nicht zu konzentriert, so können sich die Ionen relativ frei in der Lösung bewegen. Die spezifische Leitfähigkeit der Lösung ist proportional zur Konzentration c der Ionen und der Zahl der Elementarladungen z pro Ion. Es gilt mit  $\kappa$  als spezifischer Leitfähigkeit, z als Ladungszahl und c als Konzentration:

$$\kappa = \lambda * z * c.$$

Die Proportionalitätskonstante  $\lambda$  heißt Äquivalentleitfähigkeit. Löst man die Gleichung nach  $\lambda$  auf, so folgt:

$$\lambda = \frac{\kappa}{z * c}.$$

Ihre Grundeinheit ist:

$$[\lambda] = \frac{S/cm}{1 * mol/l} = \frac{S * l}{mol * cm} = 1000 \frac{S * cm^2}{mol}.$$

Bei der letzten Umformung wurde 1 l durch 1000 cm<sup>3</sup> ersetzt. In der Literatur wird meist die Einheit S\*cm<sup>2</sup>/mol verwendet. Diese Überlegungen gelten nur bei niedrigen Konzentrationen der Ionen. Bei hohen Konzentrationen behindern sich die Ionen gegenseitig. Die spezifische Leitfähigkeit nimmt mit der Konzentration weniger stark zu, ab einer gewissen Konzentration sinkt sie sogar mit steigender Konzentration. Die Proportionalität zwischen  $\kappa$  und c gilt nicht mehr. Kohlrausch fand um 1900 heraus, dass die Äquivalentleitfähigkeit in diesem Fall nicht mehr konstant ist, sondern selbst von der Konzentration abhängt nach folgendem Gesetz:

$$\lambda = \lambda_0 - k * \sqrt{c} \quad (1).$$

Darin sind  $\lambda$  die Äquivalentleitfähigkeit bei der Konzentration c,  $\lambda_0$  die Äquivalentleitfähigkeit bei unendlicher Verdünnung und k eine stoffspezifische Konstante. Die Überlegungen sollen am Beispiel der Salzsäure gezeigt werden. Nach Bergmann-Schäfer<sup>3)</sup> und Jost-Troe<sup>2)</sup> misst man für Salzsäure bei T = 18 °C für verschiedene Konzentrationen der Salzsäure die spezifischen Leitfähigkeiten und Äquivalentleitfähigkeiten in Tabelle 1. Um die Gesetzmäßigkeit von Kohlrausch zu überprüfen, löst man die Gleichung nach k auf und erhält:

$$k = \frac{\lambda_0 - \lambda}{\sqrt{c}}$$

Man berechnet k für jede Konzentration mit  $\lambda_0 = 380 \text{ S} \cdot \text{cm}^2/\text{mol}$ . Es ergibt sich die Spalte 5 in Tabelle 1. Die Werte für k schwanken zwar erheblich, aber um einen gemeinsamen Mittelwert. Er beträgt:

$$k = 93,5 \frac{\text{S} \cdot \text{cm}^2 \cdot \sqrt{\text{l}}}{\sqrt{\text{mol}^3}}$$

c [mol/l]	$\kappa$ [mS/cm]	$\lambda$ [S*cm <sup>2</sup> /mol]	$\lambda_0 - \lambda$ [S*cm <sup>2</sup> /mol]	k [S*cm <sup>2</sup> *l <sup>1/2</sup> /mol <sup>3/2</sup> ]
0,001	0,377	377	3	94,8
0,01	3,7	370	10	100
0,1	35,1	351	29	91,7
1	301	301	79	79
1,405	395	281	99	83,5
2,877	630	219	161	94,9
6,084	762	126	254	103,5
9,482	662	70	310	100,1
13,182	515	39	341	93,9

Tabelle 1: Spezifische Leitfähigkeit von HCL

Stellt man die Messwerte für die spezifische Leitfähigkeit  $\kappa$  und die Äquivalentleitfähigkeit  $\lambda$  in Abhängigkeit von der Konzentration c in einem Diagramm dar, so erhält man Abb.1.

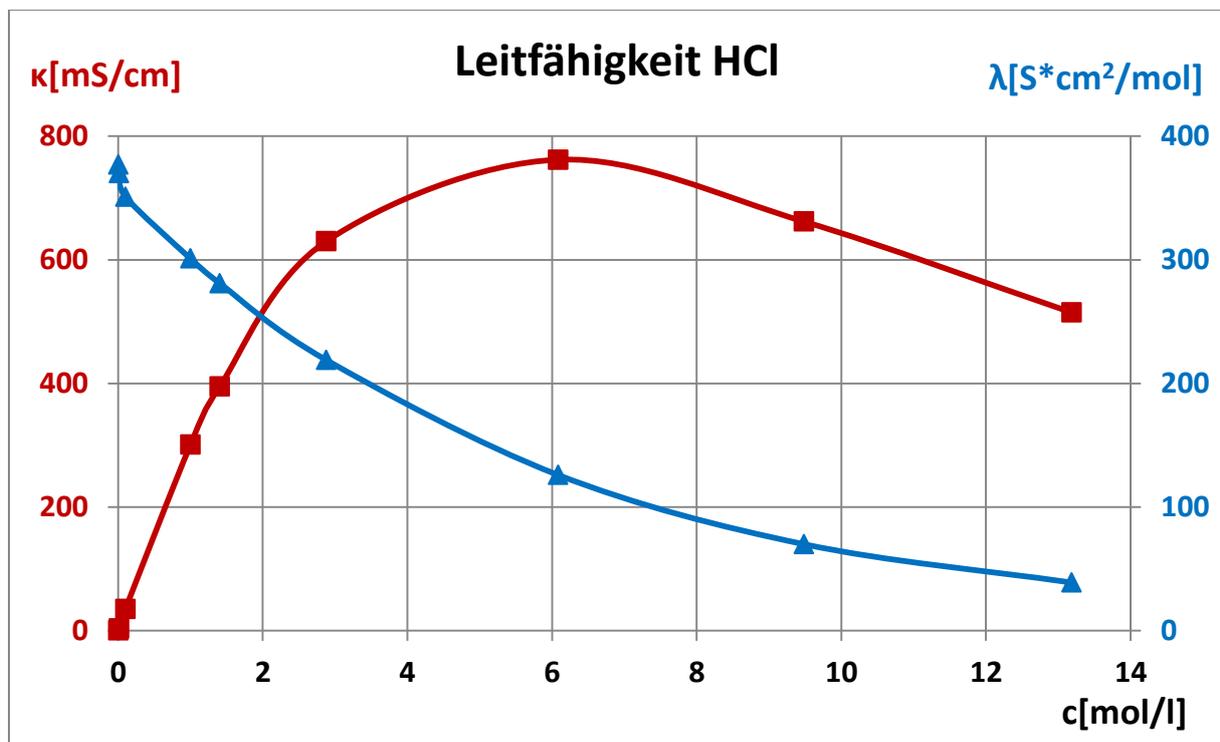


Abb.1:  $\kappa$  und  $\lambda$  für HCl

Ähnliche Ergebnisse ergeben sich nach Bergmann-Schäfer auch für andere starke Elektrolyte wie Schwefelsäure  $H_2SO_4$ , KOH, NaOH, NaCl,  $K_2CO_3$  und  $CuCl_2$ .<sup>3)</sup>

Bei gut löslichen Salzen oder starken Säuren und Laugen ist die Konzentration der Ionen gleich der Konzentration des Stoffes, da sie vollständig dissoziieren. Bei schwachen Säuren und Laugen dagegen liegt die Mehrzahl der Moleküle nicht als freie Ionen vor. Sie dissoziieren nur teilweise. Für die Äquivalentleitfähigkeit  $\lambda$  gilt in diesem Fall nach Jost-Troe<sup>2)</sup> u.a. mit  $\alpha$  als Dissoziationsgrad näherungsweise:

$$\lambda = \alpha * \lambda_0 \quad (1).$$

Darin ist  $\lambda_0$  die Äquivalentleitfähigkeit bei unendlicher Verdünnung, ermittelt durch grafische Extrapolation aus Messergebnissen. Den Dissoziationsgrad kann man mit Hilfe des Massenwirkungsgesetzes berechnen. Die Überlegungen sollen am Beispiel einer einprotonigen Säure HAc exemplarisch diskutiert werden. Das Massenwirkungsgesetz für sie lautet:

$$K_S = \frac{c(H^+) * c(Ac^-)}{c(HAc)}.$$

Mit

$$c(H^+) = c(Ac^-) = \alpha * c$$

$$c(HAc) = c - \alpha * c$$

folgt

$$K_S = \frac{\alpha^2 * c^2}{c - \alpha * c} = \frac{\alpha^2 * c}{1 - \alpha}.$$

Umstellen liefert:

$$\alpha^2 + \frac{K_S}{c} * \alpha - \frac{K_S}{c}.$$

Löst man diese quadratische Gleichung nach  $\alpha$  auf, so folgt:

$$\alpha = -\frac{K_S}{2 * c} + \sqrt{\left(\frac{K_S}{2 * c}\right)^2 + \frac{K_S}{c}}.$$

Einsetzen in Gleichung (1) liefert:

$$\lambda = \left(-\frac{K_S}{2 * c} + \sqrt{\left(\frac{K_S}{2 * c}\right)^2 + \frac{K_S}{c}}\right) * \lambda_0.$$

Für die spezifische Leitfähigkeit, die sich experimentell messen lässt, folgt letztendlich mit der Definitionsgleichung der Äquivalentleitfähigkeit:

$$\begin{aligned} \kappa &= c * \lambda \\ &= c * \left( -\frac{K_S}{2 * c} + \sqrt{\left(\frac{K_S}{2 * c}\right)^2 + \frac{K_S}{c}} \right) * \lambda_0 \\ &= \left( -\frac{K_S}{2} + \sqrt{\left(\frac{K_S}{2}\right)^2 + K_S * c} \right) * \lambda_0. \end{aligned}$$

Diese Gleichung heißt Ostwaldsches Verdünnungsgesetz. Wertet man sie für Essigsäure und die drei Chloressigsäuren mit den Konstanten in Tabelle 2 im Konzentrationsbereich von 0 mol/l bis 0,1 mol/l grafisch aus, so erhält man die Kurven in den Abb. 2 – 5. Abb. 6 zeigt den entsprechenden Verlauf für Salzsäure, berechnet mit dem Gesetz von Kohlrausch. Alle Kurven beziehen sich auf eine Temperatur T = 25 °C.

Säure	pKs	K <sub>S</sub> [mol/l]	λ <sub>0</sub> [S*cm <sup>2</sup> /mol]
Essigsäure	4,75	1,78*10 <sup>-5</sup>	391
Chloressigsäure	2,81	1,55*10 <sup>-3</sup>	394
Dichloressigsäure	1,3	5*10 <sup>-2</sup>	390
Trichloressigsäure	0,89	0,129	388
Salzsäure	-	-	426

**Tabelle 2: Säurekonstanten**

Deutlich erkennt man, dass mit der Säurestärke bei gleicher Konzentration die spezifische Leitfähigkeit stark ansteigt und sich der Kurvenverlauf immer mehr einer Geraden annähert wie bei Salzsäure HCl (s. Abb. 6). Gleichzeitig sinkt die Äquivalentleitfähigkeit mit steigender Säurestärke weniger stark ab und erreicht bei Salzsäure im untersuchten Konzentrationsbereich einen fast konstanten Wert. Die Äquivalentleitfähigkeit λ<sub>0</sub> hat für alle Säuren trotz sehr unterschiedlicher Säurestärke fast den gleichen Wert, da in Säurelösungen vor allem die H<sup>+</sup>-Ionen leiten und die verschiedenen Anionen etwa gleich wenig zur Leitfähigkeit beitragen. In einer Elektrolytlösung wandern sowohl positive als auch negative Ionen und zwar in entgegengesetzte Richtungen. Beide tragen unabhängig voneinander zur Äquivalentleitfähigkeit bei. Die Gesamtäquivalentleitfähigkeit λ setzt sich additiv aus der Äquivalentleitfähigkeit λ<sub>+</sub> der positiven und λ<sub>-</sub> der negativen Ionen zusammen. Es gilt:

$$\lambda = \lambda_+ + \lambda_-.$$

Tabelle 3 enthält die Äquivalentleitfähigkeiten λ<sub>1</sub> bzw. λ<sub>2</sub> einiger bekannter Ionen bei T<sub>1</sub> = 25 °C<sup>1)</sup> bzw. T<sub>2</sub> = 18 °C<sup>2)</sup>. Man erkennt, dass die Temperatur einen erheblichen Einfluss auf die Leitfähigkeit hat. Bei T<sub>1</sub> = 25 °C sind die Werte um 10 - 20% höher als bei T<sub>2</sub> = 18 °C. Bei mehrwertigen Ionen bezieht man die Äquivalentleitfähigkeit auf eine Ladungseinheit, um

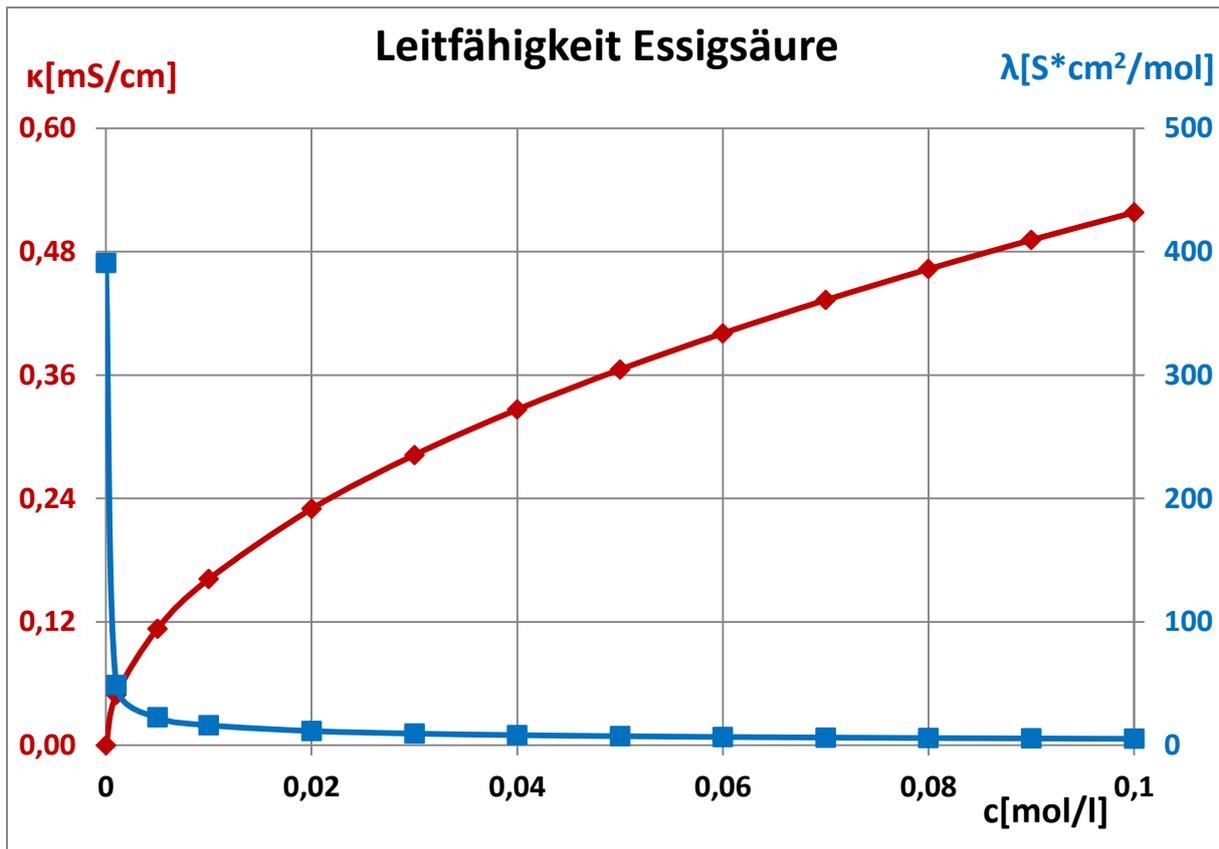


Abb.2:  $\kappa$  und  $\lambda$  für Essigsäure

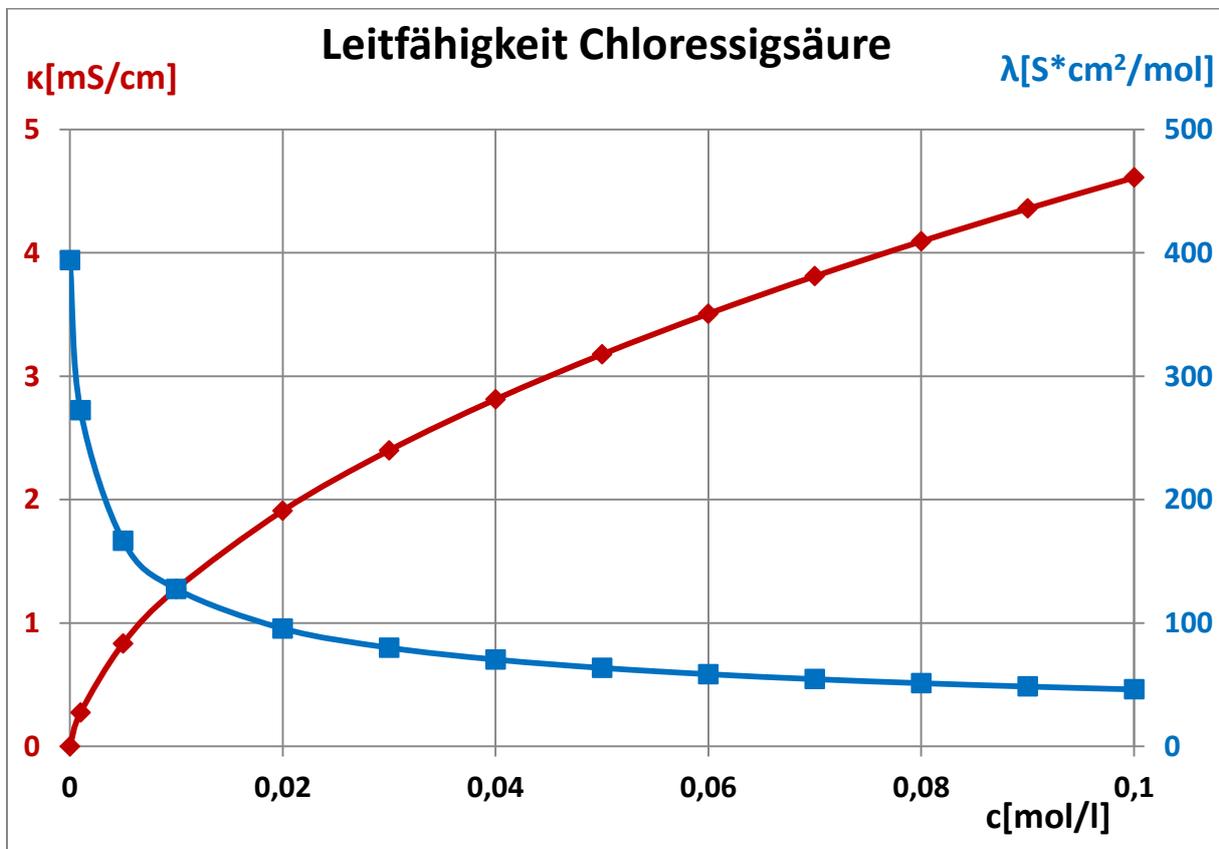


Abb.3:  $\kappa$  und  $\lambda$  für Chloressigsäure

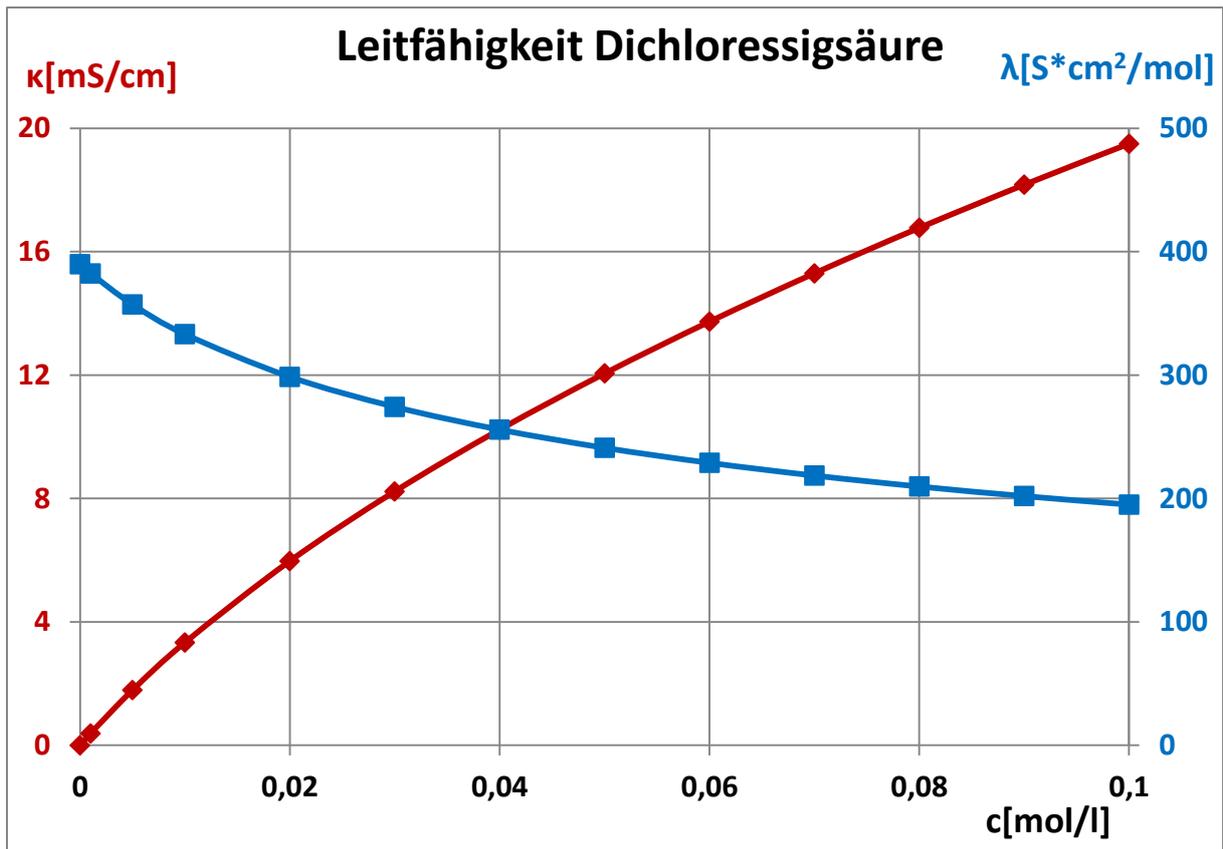


Abb.4:  $\kappa$  und  $\lambda$  für Dichloressigsäure

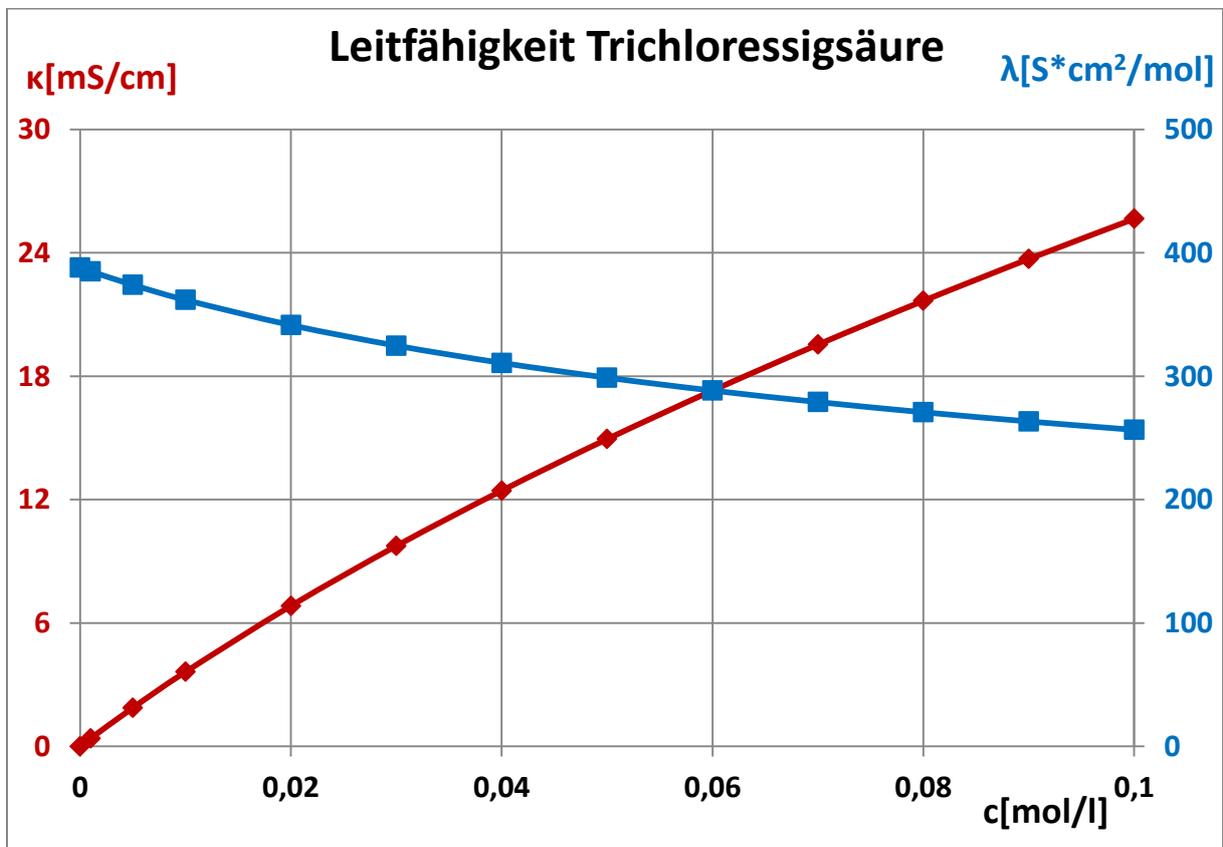


Abb.5:  $\kappa$  und  $\lambda$  für Trichloressigsäure

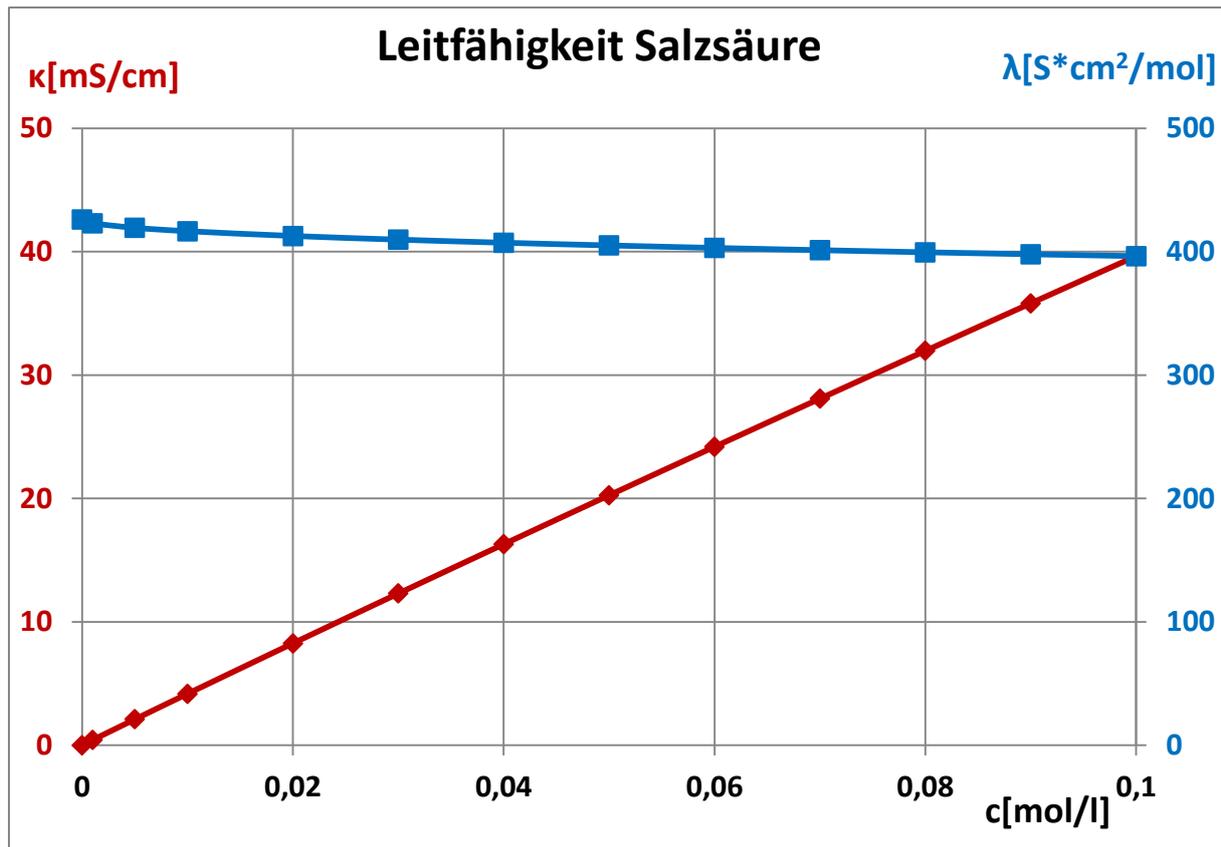
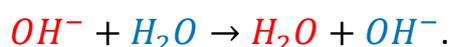
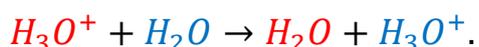


Abb.6:  $\kappa$  und  $\lambda$  für Salzsäure

sie besser mit den Werten einwertiger Ionen vergleichen zu können. Daher wird für sie der  $1/z$  – Teil der Äquivalentleitfähigkeit in Tabellen geführt, wobei  $z$  die Zahl der Elementarladungen ist, die das Ion trägt.

Aus der Tabelle kann man ferner ablesen, dass kleine Ionen schlechter leiten als große Ionen, deutlich erkennbar an den Alkalimetallionen und den Halogenidionen. Das ist auf den ersten Blick unverständlich. Denn je größer ein Ion ist, umso unbeweglicher ist es und umso mehr Energie benötigt man, um es in Bewegung zu setzen. Dass diese Überlegung grundsätzlich richtig ist, zeigt sich in der Abnahme der Leitfähigkeit in der Reihe der Carboxylationen von  $\text{HCOO}^-$  bis  $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{COO}^-$ . Der Widerspruch für die Alkalimetallionen und die Halogenidionen löst sich auf, wenn man bedenkt, dass die kleineren Ionen von einer größeren Hydrathülle umgeben sind und damit in wässriger Lösung größer als im nackten Zustand sind. Bemerkenswert ist außerdem die sehr gute Leitfähigkeit der  $\text{H}^+$  - Ionen und der  $\text{OH}^-$  -Ionen. Diese Beobachtung wird in der Literatur<sup>2)</sup> damit erklärt, dass diese Ionen im Wasser zusätzlich zu ihrer normalen Wanderung auch dadurch von Wassermolekül zu Wassermolekül weitergereicht werden, dass H-Brücken zwischen den Wassermolekülen umklappen nach folgendem Schema:



Kationen			Anionen		
Ion	$\lambda_1[\text{S}\cdot\text{cm}^2/\text{mol}]$	$\lambda_2[\text{S}\cdot\text{cm}^2/\text{mol}]$	Ion	$\lambda_1[\text{S}\cdot\text{cm}^2/\text{mol}]$	$\lambda_2[\text{S}\cdot\text{cm}^2/\text{mol}]$
H <sup>+</sup>	349,7	315	OH <sup>-</sup>	199,2	174
Li <sup>+</sup>	38,7	33,0	F <sup>-</sup>	55,4	46,7
Na <sup>+</sup>	50,1	43,2	Cl <sup>-</sup>	76,4	65,5
K <sup>+</sup>	73,5	64,4	Br <sup>-</sup>	78,1	67,6
Cs <sup>+</sup>	-	68	I <sup>-</sup>	76,8	66,1
Ag <sup>+</sup>	61,9	54,0	HCOO <sup>-</sup>	-	51,2
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	73,5	-	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	40,9	38,3
½ Mg <sup>2+</sup>	53,0	45,5	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> COO <sup>-</sup>	-	34,3
½ Ca <sup>2+</sup>	59,5	51,5	C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> COO <sup>-</sup>	-	30,8
½ Ba <sup>2+</sup>	63,6	55,0	C <sub>5</sub> H <sub>11</sub> COO <sup>-</sup>	-	27,4
½ Cu <sup>2+</sup>	53,6	-	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	71,5	61,9
½ Zn <sup>2+</sup>	52,8	-	½ SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	80,0	68
⅓ Fe <sup>3+</sup>	68,0	-	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	44,5	-
			½ CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	68,4	

**Tabelle 3: Ionenäquivalentleitfähigkeiten  $\lambda_0$  bei unendlicher Verdünnung**

## 3. Leitfähigkeitsprüfer

### 3.1 Schaltplan

Abb.1 zeigt die zugrunde liegende Schaltung. Es handelt sich um eine einfache Blinkschaltung, durch die die LED in ständigem Wechsel ein- und ausgeschaltet wird. Die Länge der Einschaltzeit pro Periode wird über den Messwiderstand zwischen den Elektroden verändert.

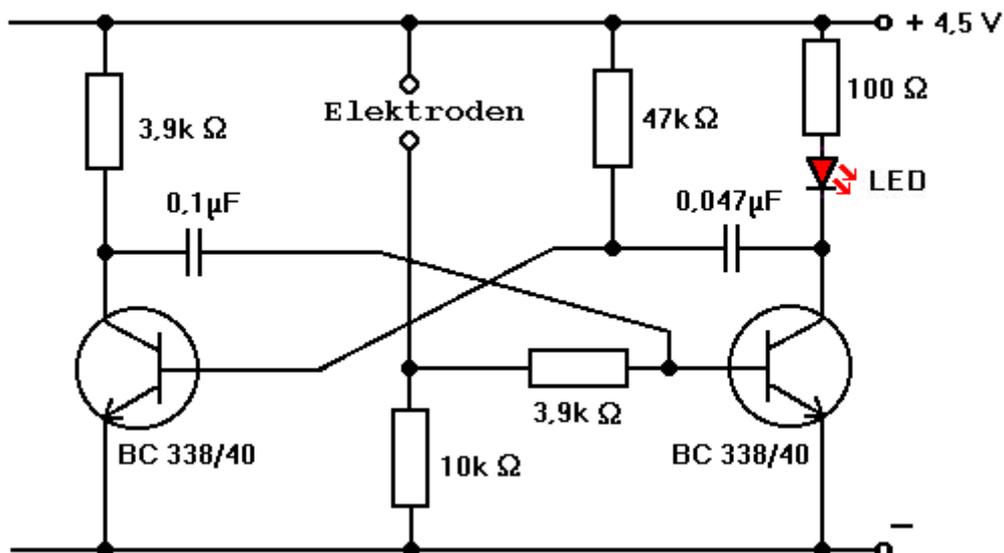


Abb1. Schaltplan

Je kleiner er ist, umso länger leuchtet die LED pro Periode, bei sehr kleinem Messwiderstand ist sie dauerhaft eingeschaltet. Da die Blinkfrequenz recht hoch ist, kann unser Auge das Flackern der LED nicht wahrnehmen. Es sieht vielmehr so aus, als ob die LED bei jedem Messwiderstand kontinuierlich strahlen würde und zwar umso heller, je kleiner er ist. Der Reihenwiderstand  $R = 10\text{ k}\Omega$  bestimmt, ab welchem Messwiderstand die LED überhaupt leuchtet. Er ist so gewählt, dass der Leitfähigkeitsprüfer bei einem Messwiderstand  $R_M = 50\text{ k}\Omega$  gerade anspricht. Daher blinkt die LED bei destilliertem Wasser nicht, wenn die Messelektroden eine kleine Fläche und einen Abstand von mindestens 2 cm haben. Erhöht man den Reihenwiderstand auf  $R = 20\text{ k}\Omega$ , so reagiert die Schaltung schon ab einem Messwiderstand  $R_M = 100\text{ k}\Omega$ . Welchen Widerstandswert man wählt, hängt davon ab, wie gut das Wasser durch den Ionenaustauscher der Schule entmineralisiert wird.

Die Elektrodeneingänge des Leitfähigkeitsprüfers sind kurzschlussfest. Bei Kurzschluss der beiden Elektroden leuchtet die LED nur hell auf, ohne dass das Gerät zerstört wird. Auch eine falsche Polung der Batterie hat nur den Effekt, dass das Gerät solange nicht funktioniert, bis die Spannungsquelle richtig gepolt wird. Es eignet sich daher hervorragend für Schülerübungen. Besteht an der Schule eine Elektronik-AG, so sind die Schüler meist hell auf begeistert, wenn sie die Schaltung quasi in Serienproduktion bauen dürfen, da sie danach ein sinnvolles Produkt in Händen halten, dass sie dann später im Unterricht ihren Mitschülerinnen und Mitschülern stolz präsentieren und vorführen können.

## 3.2 Bauteile

In der folgenden Liste sind die Bauteile zusammengestellt, die man für ein Exemplar der Schaltung benötigt. Sie sind z. B. im Versandhandel oder in jedem Elektronikladen erhältlich, da es sich durchweg um gängige Elektronikbauteile handelt.

### Liste der Bauteile:

- 1 Kunststoffgehäuse 70x26x50 mm
- 1 LED-Fassung 5mm
- 1 Standard-LED rot 5mm
- 2 gelbe Buchsen 4 mm vollisoliert
- 1 rote Buchse 4 mm vollisoliert
- 1 schwarze Buchse 4 mm vollisoliert
- 1 Platine 5x9 cm, mit Lötstreifen RM 2,54 mm
- 2 Transistoren BC 338/40
- 1 Widerstand 100  $\Omega$ , 1/4 W  
(Farbcode: braun schwarz braun gold)
- 2 Widerstände 3,9 k $\Omega$ , 1/4 W  
(Farbcode: orange weiß rot gold)
- 1 Widerstand 47 k $\Omega$ , 1/4 W  
(Farbcode: gelb violett orange gold)
- 1 Widerstand 10 k $\Omega$ , 1/4 W  
(Farbcode: braun schwarz orange gold)
- 1 Kondensator 0,1  $\mu$ F/50 V
- 1 Kondensator 0,047  $\mu$ F/50 V
- 2 Schrauben, Durchmesser: 2 mm, Länge: 15 mm
- 4 Muttern, passend zu den Schrauben
- etwas Schalllitze und die üblichen Lötmaterialien

## 3.3 Aufbau

Schneiden Sie sich zunächst die Platine mit einer kleinen Metallsäge auf eine Größe von 4,5x3cm zurecht, wobei die Lötstreifen zur Längsseite parallel verlaufen müssen. Dann verlöten Sie die Bauteile nach dem Verschaltungsplan (s. Abb. 2) auf der Platine. Dabei entspricht die Bahn Nr. 1 der 3. Bahn von oben auf der Platine. Anschließend bohren Sie in der Mitte des Gehäusedeckels 2 cm vom oberen Rand entfernt mit einem Holzbohrer ein Loch der Größe 8 mm. Stecken Sie die LED in die Fassung und befestigen Sie diese am Deckel. In jede der beiden Stirnseiten des Deckels bohren Sie je zwei Löcher der Größe 8 mm im Abstand von 2 cm. In sie werden an der einen Seite die gelben Buchsen, an der anderen Seite die rote und die schwarze Buchse verschraubt. Die rote Buchse dient zum Anschluss des Pluspols, die schwarze des Minuspols der Batterie. An die gelben Buchsen werden im Betrieb über zwei Kabel die beiden Elektroden angeschlossen. Setzen Sie danach die Platine in den Boden des Gehäuses ein. Bohren Sie sich dazu an zwei gegenüberliegenden Ecken der Platine mit einem 3 mm-Bohrer je ein Loch. Legen Sie die Platine von der Innenseite auf den Deckel des Gehäuses und markieren sie sich die Löcher in der Platine auf dem Deckel. Bohren Sie an den markierten Stellen zwei 3 mm Löcher in den Deckel. Befestigen Sie mit den Schrauben und



### 3.4 Versuche

#### **Versuch 1:**

##### Durchführung:

Man schließt an die Elektrodeneingänge des Prüfers zwei Kabel an. Die blanken Enden der beiden Kabel fasst man mit den Händen an, die man eventuell vorher etwas anfeuchtet.

##### Beobachtung:

Die LED leuchtet.

##### Erklärung:

Der Hautwiderstand liegt bei feuchten Händen im Bereich von 50 k $\Omega$ .

#### **Versuch 2:**

##### Durchführung:

Die Elektrodeneingänge des Prüfers werden mit zwei Eisenstabelektroden verbunden, die einen Abstand von ca. 2 cm haben. Die Elektroden taucht man

- a) in destilliertes Wasser,
- b) in festes Bleichlorid (Xn, mindergiftig) und
- c) in eine gesättigte Lösung von Bleichlorid in Wasser.

##### Beobachtung:

Nur im Falle c) leuchtet die LED.

##### Erklärung:

Destilliertes Wasser enthält nur wenige Ionen. Im festen Bleichlorid sitzen die Ionen im Kristallgitter fest. Nur in einer Lösung können sie sich bewegen.

#### **Versuch 3:**

##### Durchführung:

Man steckt die Elektroden aus Versuch 2 in einen Porzellantiegel, der etwa zur Hälfte mit festem Bleichlorid (Xn, mindergiftig) gefüllt ist. Anschließend schmilzt man das Salz.

##### Beobachtung:

Ist das Bleichlorid flüssig, so leuchtet die LED. Sie erlischt beim Erstarren wieder.

##### Erklärung:

Salze bestehen im festen Zustand zwar aus Ionen, geladenen Teilchen. Diese sind jedoch fest im Kristall gebunden und können sich nicht bewegen. Erst im geschmolzenen oder aufgelösten Zustand werden sie beweglich.

#### **Versuch 4:**

##### Durchführung:

An die Elektrodeneingänge des Leitfähigkeitsprüfers schließt man zwei Platinelektroden an, die einen Abstand von ca. 2 cm haben. Als Testlösungen verwendet man

- a) 40 ml reine Essigsäure (C, ätzend)
- b) 40 ml destilliertes Wasser
- c) eine Lösung von 2 ml Essigsäure in 38 ml Wasser
- d) 40 ml Aceton (F, leichtentzündlich) und
- e) eine Lösung von 2 ml Essigsäure in 38 ml Aceton.

##### Beobachtung:

Nur bei Messlösung c) leuchtet die LED.

##### Erklärung:

Essigsäure ist im reinen Zustand nicht aus Ionen, sondern aus neutralen Molekülen aufgebaut. Nur im sehr polaren Lösungsmittel Wasser zerfällt sie in merklichen Mengen in Ionen. Reines Aceton und reines Wasser sind ebenfalls Molekülverbindungen.

### **Versuch 5:**

#### **Durchführung:**

Man verwendet die Elektroden aus Versuch 4 und prüft damit

- a) Salzwasser
- b) Zuckerwasser und
- c) Leitungswasser

auf ihre Leitfähigkeit.

#### **Beobachtung:**

Bei Leitungswasser und Salzwasser brennt die LED.

#### **Erklärung:**

Salzwasser und Leitungswasser enthalten Ionen, die aus den gelösten Salzen stammen. Zuckerteilchen lösen sich nicht in Form von Ionen, sondern als ganze Moleküle im Wasser.

### **Versuch 6:**

#### **Durchführung:**

Man verbindet die beiden Elektroden mit den Kontakten einer großen oder kleinen Glühbirne, einer Energiesparlampe oder einer LED-Lampe.

#### **Beobachtung:**

Das Lämpchen brennt, wenn die Glühbirne noch in Ordnung ist, sonst nicht. Bei Energiesparlampen leuchtet sie in keinem Falle. Bei LED-Lampen blitzt sie beim Berühren der beiden Kontakte kurz auf.

#### **Folgerung:**

Mit dem Leitfähigkeitsprüfer kann man testen, ob eine Glühlampe durchgebrannt ist oder nicht. Das ist vor allem bei Milchglasglühbirnen und kleinen Glühbirnen sehr praktisch, da man bei ihnen mit bloßem Auge nicht erkennen kann, ob die Glühwendel noch in Ordnung ist. Energiesparlampen enthalten keine Glühwendel. In ihnen leuchtet ein Gas, das erst durch eine hohe Spannung leitend wird. Dazu reicht die Spannung der Batterie auf keinen Fall aus. LED-Lampen besitzen am Eingang einen Kondensator, der beim Berühren der Kontakte in kurzer Zeit aufgeladen wird.

Für den folgenden Versuch benötigt man ein Netzkabel mit Stecker, das man aus einem alten Elektrogerät ausgebaut hat. Die Versuche dürfen nur mit einem ausgebauten Kabel, das nicht mit dem Stromnetz verbunden ist, durchgeführt werden. Alles andere ist lebensgefährlich und zerstört den Leitfähigkeitsprüfer sofort.

### **Versuch 7:**

#### **Durchführung:**

Man verbindet eine gelbe Buchse über ein Kabel mit einem Stift des Steckers bzw. einem der seitlichen Metallbügel, die andere mit einem der drei Kabelenden.

#### **Beobachtung:**

Die LED leuchtet, wenn die Elektroden entweder mit dem linken/rechten Steckerstift und dem blauen/braunen Kabel verbunden sind oder umgekehrt. Benutzt man die seitlichen Me-

tallbügel des Steckers, so brennt die LED nur, wenn man das gelbgrüne Kabel an die zweite Elektrode anschließt.

Erklärung:

Das braune, manchmal auch schwarze Kabel nennt man die Phase, das blaue den Nullleiter. Sie sind mit je einem der beiden Steckerstiften verbunden und schließen den Stromkreis des Gerätes mit den Polen der Steckdose. Das gelbgrüne Kabel ist der Schutzleiter. Er verhindert, dass ein Gerät bei einem Kurzschluss unter Spannung steht.

**Versuch 8:**

Durchführung:

Man prüft z.B. folgende Stoffe auf ihre Leitfähigkeit:

- a) Gegenstände aus verschiedenen Metallen,
- b) Bleistiftmine,
- c) trockenes/nasses Holz, Papier, Kreidestück, Textilgewebe,
- d) Gegenstände aus Plastik.

Die Zusammenstellung lässt sich beliebig erweitern.

Beobachtung:

Die LED leuchtet bei Metallgegenständen und der Bleistiftmine, nicht dagegen bei Plastikgegenständen, trockenem Holz, Papier, Kreide oder Textilgewebe. Im nassen Zustand brennt die LED meist schwach, wenn der Abstand der Elektroden nicht zu groß ist.

Erklärung:

Metalle enthalten frei bewegliche Elektronen, die den Strom sehr gut leiten. Plastik, Holz, Papier und Textilgewebe bestehen aus organischen Stoffen mit geringen Mengen eingelagerter Mineralien. Im trockenen Zustand sind die Ionen der Mineralien gebunden, also nicht beweglich. Im nassen Zustand lösen sie sich und können sich frei bewegen. Die Stoffe leiten. Kreide ist chemisch gesehen ein Salz. Seine Ionen sitzen fest und werden nur im gelösten oder geschmolzenen Zustand beweglich (vgl. Versuch 2) und 3)).

## 4. Leitfähigkeitsmesser

### 4.1 Funktion

Mit dem einfachen Leitfähigkeitsprüfer aus Kapitel 3 kann man nur qualitativ zeigen, ob ein Stoff den Strom gut oder schlecht leitet. Mit der in diesem Kapitel vorgestellten Schaltung kann man die Leitfähigkeit exakt messen und mit einem Computer oder Schreiber aufzeichnen. Damit die Schaltung ihren Zweck erfüllen kann, muss man drei Punkte beachten:

- 1) Leitfähigkeitsuntersuchungen werden mit Wechselstrom durchgeführt, damit die Stoffe während der Messung nicht zersetzt werden.
- 2) Ein x/t-Schreiber kann nur Gleichspannungen verarbeiten.
- 3) Der Messwiderstand der Schaltung muss möglichst klein sein im Vergleich zum Widerstand der untersuchten Lösung, damit er die Messung nicht verfälscht.

Man benötigt folglich eine Elektronik, die Wechselstrom zunächst in eine Wechselspannung und anschließend in eine zu ihr proportionale Gleichspannung umwandelt. Das gelingt mit der in Abb. 1 dargestellten Schaltung.

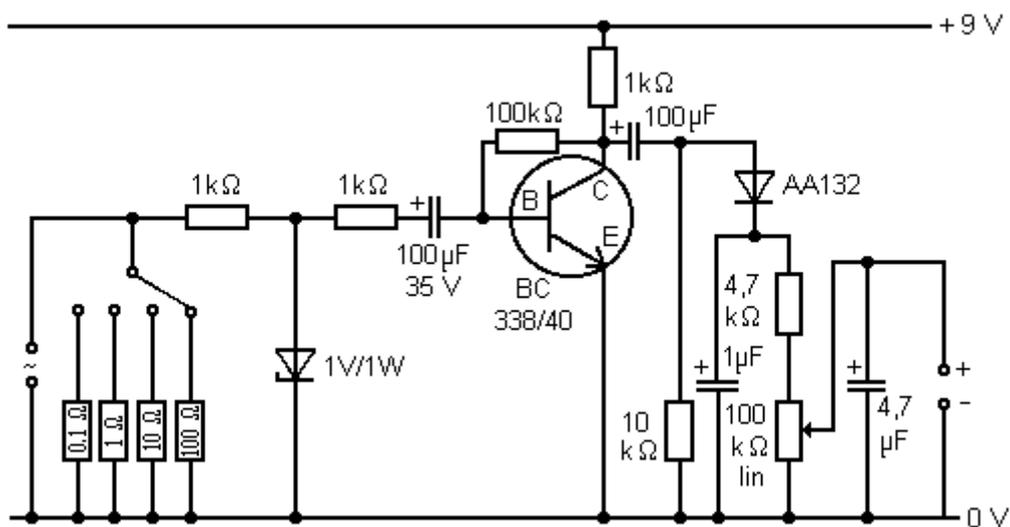


Abb.1: Schaltplan

Um eine genügend gute Proportionalität zwischen dem Wechselstrom und der Gleichspannung zu gewährleisten, wird die am Messwiderstand anfallende kleine Wechselspannung zunächst mit einem Transistor verstärkt und dann mit einer Diode gleichgerichtet. Die Verstärkung wurde so eingestellt, dass in jedem Strommessbereich bei Vollaustung eine Gleichspannung von ca. 2 V anfällt. Mit Hilfe des Potentiometers lässt sich die vom Schreiber aufgezeichnete Spannung dann von 0 - 2 V beliebig variieren. Über vier verschiedene Messwiderstände können die am häufigsten benötigten Strommessbereiche 0,001 A, 0,01 A, 0,1 A und 1 A angewählt werden. Mit anderen Messwiderständen kann man jedoch auch andere Messbereiche einstellen. Umgeschaltet wird zwischen den Bereichen über einen Drehschalter mit vier Schaltkontakten. Die Zenerdiode dient lediglich zum Schutz des Transistors vor

zu hohen Spannungen, die beim Umschalten der Messbereiche kurzzeitig auftreten können. Als Spannungsquelle für die Schaltung benutzt man eine 9 V Blockbatterie. Ein kleiner Mikroschalter erlaubt das Ein und Ausschalten des Wandlers, damit die Batterie nicht unnötig belastet wird.

## 4.2 Bauteile

In der folgenden Liste habe ich die Bauteile zusammengestellt, die man für ein Exemplar der Schaltung benötigt. Sie sind z. B. im Elektronik-Versandhandel oder in jedem Elektronikladen erhältlich, da es sich durchweg um gängige Elektronikbauteile handelt.

### Liste der Bauteile:

- 1 Widerstand 10 k $\Omega$ /0,25 W
- 1 Widerstand 1 k $\Omega$ /0,25 W
- 1 Widerstand 1 k $\Omega$ /1 W
- 1 Widerstand 150 k $\Omega$ /0,25 W
- 1 Widerstand 100 k $\Omega$ /0,25 W
- 1 Widerstand 220 k $\Omega$ /0,25 W
- 1 Widerstand 4,7 k $\Omega$ /0,25 W
- 1 Widerstand 3,3 k $\Omega$ /0,25 W
- 1 Widerstand 0,1  $\Omega$ /4 W/5%\*
- 1 Widerstand 1  $\Omega$ /1 W/1%
- 1 Widerstand 10  $\Omega$ /1 W/1%
- 1 Widerstand 100  $\Omega$ /1 W/1%
- 2 Elektrolytkondensatoren 100  $\mu$ F/16 V
- 1 Tantalcondensator 1  $\mu$ F/35 V
- 1 Tantalcondensator 4,7  $\mu$ F/35 V
- 1 Zenerdiode ZPY 1 V/1 W
- 1 Diode AA 132
- 1 Transistor BC 338/40
- 1 Potentiometer 100 k $\Omega$  lin
- 1 Stufendreheschalter 1x12 mit verstellbarem Anschlag
- 1 Plastikgehäuse mit Batteriefach, Größe: 115x65x26 mm)
- 1 Batterieclip für 9 V Batterie
- 1 Mikrominiaturschalter 1 polig ein/aus
- 1 Lötstreifenplatine 5x9 cm RM 2,54
- 2 gelbe Buchsen 4 mm vollisoliert
- 1 schwarze Buchse 4 mm vollisoliert
- 1 rote Buchse 4 mm vollisoliert
- 2 Messgerätekнопfe, passend zur Achse des Potentiometers und des Stufendreheschalters
- 3 Holzschrauben, Durchmesser: 2 mm Länge: 6,5 mm
- etwas Schalllitze und die üblichen Lötmaterialien

\* Falls Sie in einem Elektronikladen einen  $0,1 \Omega/1 \text{ W}$  Widerstand erhalten können, ist der aus Platzgründen natürlich noch besser geeignet. Er sollte allerdings maximal eine Toleranz von 5% aufweisen, optimal ist 1%.

### 4.3 Aufbau

Schneiden Sie die Platine mit einer kleinen Metallsäge auf die in Abb. 2 angegebenen Maße zurecht. Dann verlöten Sie die Bauteile nach dem Verschaltungsplan der Abb. 3.

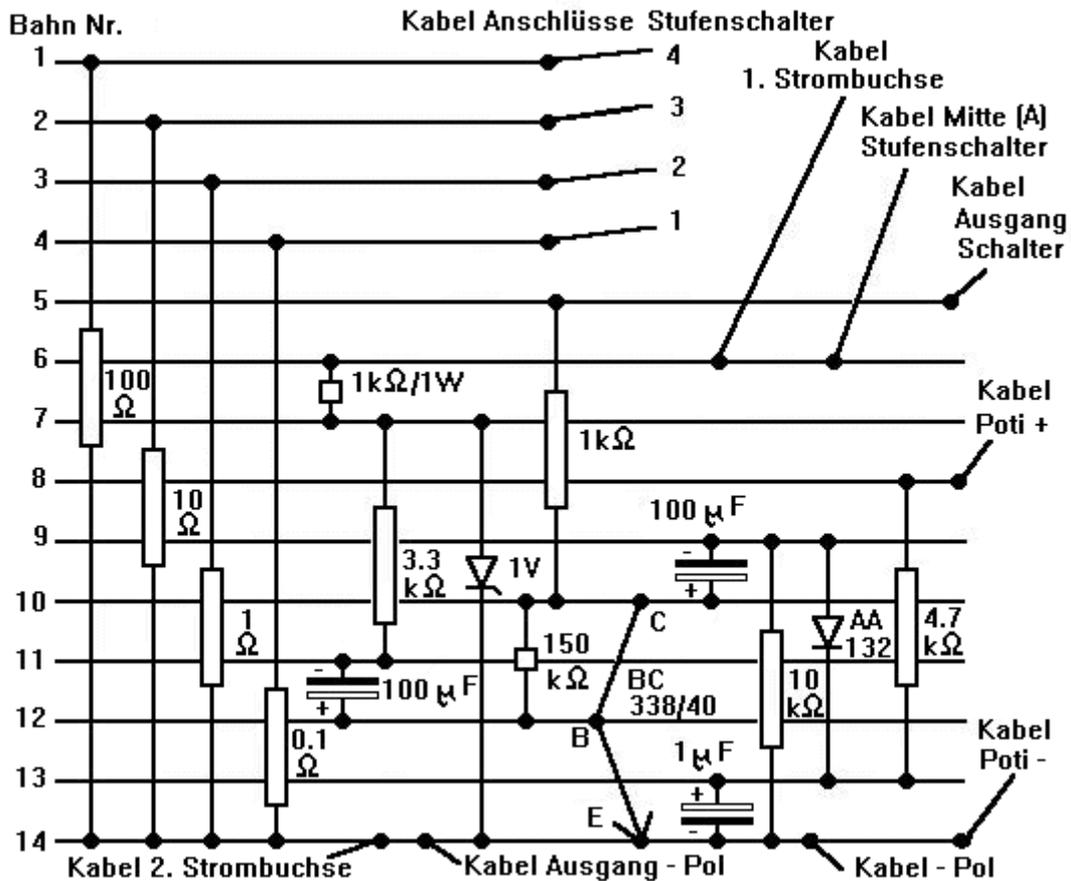


Abb.3: Platinenlayout

Dabei entspricht die Bahn Nr.1 der 5. Bahn von oben auf der Platine. Beim Verlöten sollten Sie folgende Punkte beachten:

- 1) Packen Sie die Bauteile auf der Platine möglichst dicht, damit Sie alle auf der recht kleinen Platine unterbringen können.
- 2) Halten Sie mit den Bauteilen einen Abstand von mindestens 1 cm vom rechten Rand der Platine (Kante A in Abb. 2) ein, da im Gehäuse in diesem Bereich der Ein/Aus-Schalter liegt.
- 3) Als Kabel zum Minuspol der Batterie verwenden Sie das Minuspolkabel am Batterieclip.
- 4) Die Anschlüsse des Transistors zeigt Abb. 4.

Die Löcher für die am Gehäuse befestigten Teile können Sie mit einem Holzbohrer in die Frontseite des Gehäusedeckels bohren, das Loch für den Ein/Aus-Schalter in die rechte Seite des Deckels. Beachten Sie dabei die Vorgaben in Abb.5.

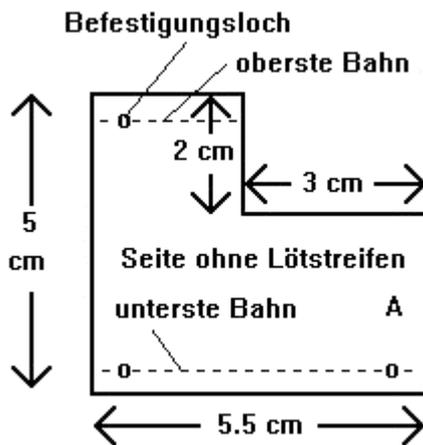
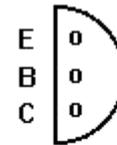


Abb. 2: Platine



Anschlüsse des Transistors  
BC 338/40  
[von unten gesehen]

Abb. 4: Transistor

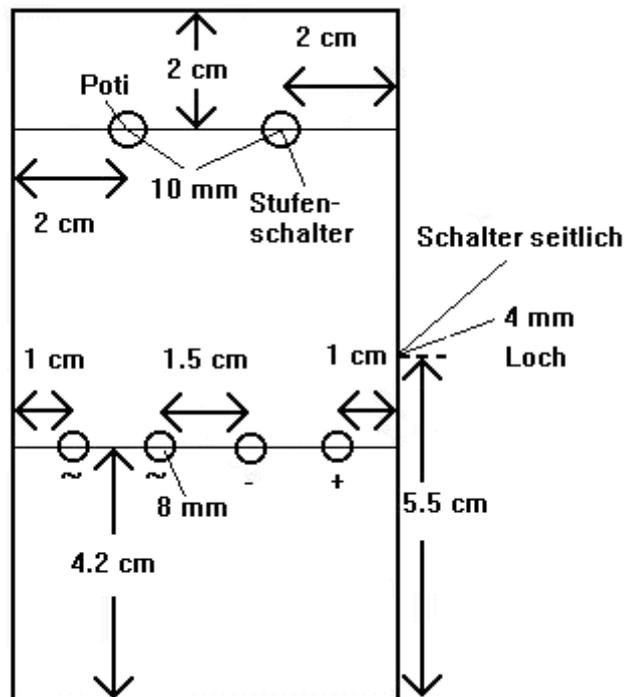
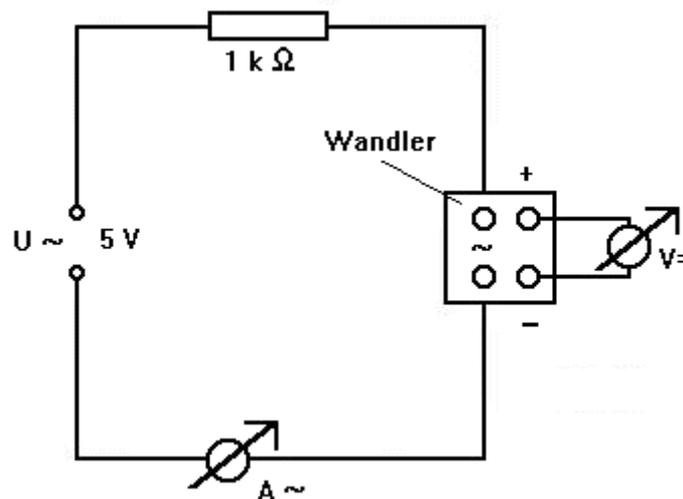


Abb.5: Gehäuse

Anschließend verschrauben Sie das Potentiometer, den Stufenschalter, die vier Buchsen und den Ein/Aus-Schalter im Deckel. Vorher sollten Sie jedoch den Sperring des Stufenschalters so einstellen, dass nur die Bereiche 1-4 des Schalters angewählt werden können. Außerdem müssen Sie sich für den Haltepin des Stufenschalters auf der Innenseite des Gehäusedeckels ein kleines Loch anbohren und die Achsen des Potentiometers und des Stufenschalters auf eine Länge von ca. 1 cm kürzen, damit die Messgeräteknöpfe passen. Setzen Sie danach die fertig verlötete Platine in den Boden des Gehäuses ein und befestigen Sie sie mit drei kleinen

Holzschrauben. Verlöten Sie die Kabel der Platine mit den entsprechenden Anschlüssen der Bauteile. Achten Sie darauf, dass Sie keine Kabel vertauschen. Zum Schluss verbinden Sie das Pluspolkabel des Batterieclips noch mit dem Eingang des Ein/Aus-Schalters, verlegen ein Kabel von der Mitte des Potis zur roten Buchse und verlöten, richtig gepolt, parallel zum Ausgang des Gerätes an die rote und die schwarze Buchse den  $4,7 \mu\text{F}$  Kondensator. Alle Kabel sollten eine Länge von ca. 5 cm haben, damit Sie bei einem Defekt das Gehäuse problemlos wieder öffnen können. Als Stromquelle dient eine 9 V Blockbatterie. Bevor Sie das fertige Gerät einsetzen können, müssen Sie es eichen. Beschriften Sie dazu zunächst die Stellungen 1 - 4 des Stufenschalters auf dem Gehäuse mit den Aufschriften 1 A, 0,1 A, 0,01 A bzw. 0,001 A. Anschließend bauen Sie die Schaltung in Abb. 6 auf. Mit Hilfe eines Widerstandes von  $1 \text{ k}\Omega$  und einer Wechselspannung von ca. 5 V erzeugen Sie damit einen Eichstrom von 0,005 A. Der Stufenschalter muss dabei in der Stellung 0,01 A stehen. Wenn Sie das Potentiometer voll aufdrehen, muss das hochohmige Gleichspannungsvoltmeter in Abb. 6 eine Spannung zwischen 1 V und 1,5 V anzeigen.



**Abb.6: Eichschaltung**

Sollte die Spannung kleiner als 1 V sein, so ersetzen Sie auf der Platine den  $150 \text{ k}\Omega$  Widerstand durch einen  $220 \text{ k}\Omega$  Widerstand, da die Verstärkung des Transistors zu klein ist. Ist sie größer als 1,5 V, so verwenden Sie statt der  $150 \text{ k}\Omega$  einen Widerstand von  $100 \text{ k}\Omega$ . Sie können den  $150 \text{ k}\Omega$  Widerstand auch gegen ein Trimpoti von  $470 \text{ k}\Omega$  austauschen, an dem Sie dann den Verstärkungsfaktor des Transistors beliebig einstellen können. Das ist aber aus Platzmangel nicht unbedingt empfehlenswert. Danach müssen Sie den Ausgang des Wandlers eichen. Benutzen Sie auch dazu die Schaltung in Abb. 6. Ersetzen Sie das Voltmeter durch einen Schreiber, dessen Messbereich auf 1 V bei Vollausschlag eingestellt ist. Stellen Sie das Potentiometer so ein, dass die am Schreiber angezeigte Spannung 0,25 V, 0,5 V bzw. 1 V beträgt. Die betreffenden Stellungen des Potentiometers werden auf dem Gehäuse markiert und mit den Aufschriften  $\times 0,5$ ,  $\times 1$  bzw.  $\times 2$  versehen. Die Eichung kann in einem anderen Messbereich, z. B. 0,001 A wiederholt werden, wobei man einen Eichstrom von 0,5 mA benötigt. In aller Regel genügt aber die Eichung in einem Messbereich, da das Gerät in allen Messbereichen über die Messwiderstände mit gleichen Wechselspannungen angesteuert wird und die Messwiderstände nur eine geringe Toleranz aufweisen.

## 4.4 Versuche

### 4.4.1 Versuchsaufbau

Die in allen Versuchen benötigte Messschaltung zeigt Abb.7.

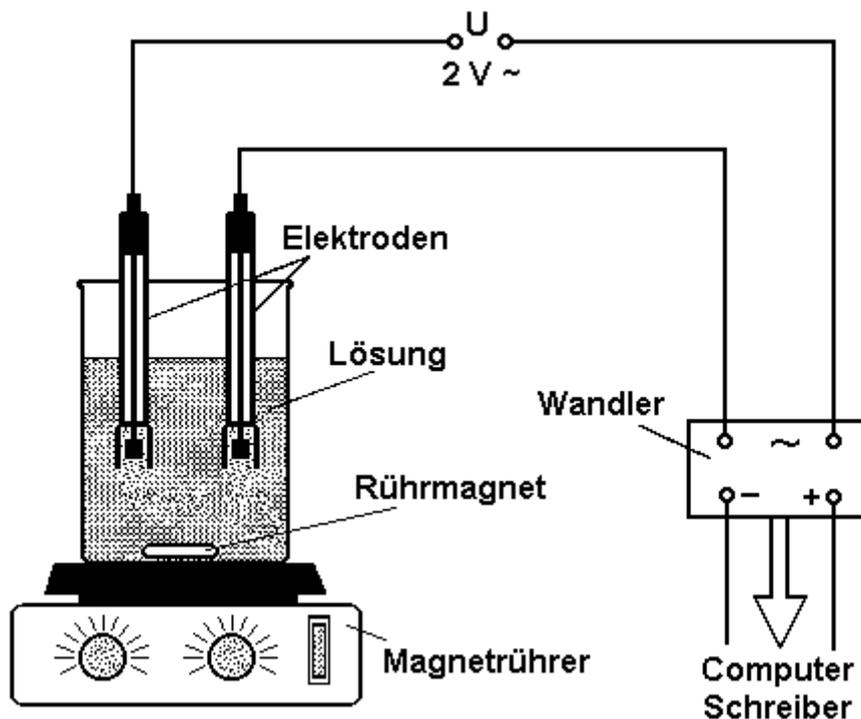


Abb. 7: Allgemeiner Versuchsaufbau

Der Wandler wird wie ein normales Amperemeter in den Stromkreis eingebaut. Man kann bei allen Versuchen zusätzlich noch ein Amperemeter mit großer Anzeige in den Stromkreis schalten, so dass die Schüler die Aufnahme der Messkurve besser verfolgen können. Wie aus der Abb. 7 ersichtlich, benötigt man außer dem Wandler und einem Schreiber bzw. Computer noch folgende Geräte:

- 1) ein Becherglas von 1 l bzw. 250 ml Inhalt,
- 2) einen Magnetrührer,
- 3) eine Wechselspannungsquelle mit  $U = 2\text{ V}$ ,
- 4) zwei Platinelektroden, etwa aus einem Hoffmann-Apparat,
- 5) 5 Kabel und
- 6) entsprechendes Stativmaterial.

Diese Geräte sollten in jeder Chemiesammlung zu finden sein. Statt eines Magnetrührers kann man auch einen mit Pressluft betriebenen Rührer benutzen. Er sollte nur gewährleisten, dass die Elektroden beim Rühren stets ganz umspült werden.

## 4.4.2 Lösungen

Für die Versuche dieses Kapitels braucht man zusätzlich zu den Geräten für die allgemeine Messanordnung aus Kapitel 4.4.1 noch eine Bürette. Man geht wie folgt vor. Zunächst baut man die Schaltung nach Abb. 7 auf. Die Elektroden sollten einen Abstand von  $d = 1 - 2 \text{ cm}$  haben, was man am besten dadurch erreicht, dass man zwischen sie einen kleinen Styroporklotz klemmt. Dann füllt man die Bürette mit der Titerlösung und stellt die Tropfzahl so ein, dass in einer Zeit von etwa  $t = 10 - 15 \text{ s}$   $V = 1 \text{ ml}$  Lösung ausläuft. Die Bürette wird anschließend mit einem Stopfen verschlossen. Man pipettiert die Elektrolytlösung ins Becherglas, bringt die Bürette mit dem Ausfluss über das Becherglas, wählt den passenden Messbereich am Wandler, schaltet den Rührer, die Spannungsquelle und den Schreiber bzw. Computer ein und entfernt aus der Bürette den Stopfen. Nach Zufluss der gewünschten Titermenge schließt man den Hahn der Bürette, lässt den Schreiber noch kurz laufen und stoppt dann den Papiervorschub. Der Schreiber/Computer sollte bei allen Versuchen wie folgt eingestellt sein:

- a) Spannung: 1 V bei Vollausschlag
- b) Papiervorschub (sofern nicht anders angegeben): 5 cm /min.

Am Computer muss man die Spannungs- und Zeitmessbereiche entsprechend wählen. Die Menge der titrierten Lösung sollte so bemessen sein, dass man maximal 10 ml Titerlösung benötigt, da sonst die Tropfzahl der Bürette während der Messung wegen des sinkenden Flüssigkeitsstandes nicht genügend konstant bleibt, es sei denn, man benutzt eine Steady-flow-Bürette. In der beschriebenen Art und Weise wurden die folgenden Versuche durchgeführt.

Die wiedergegebenen Kurven entsprechen den Originalschreiberkurven, die ich mit einem Scanner eingelesen habe. Der besseren Übersichtlichkeit wegen habe ich sie nachträglich mit Hilfe eines Grafikprogramms mit einem neuen Koordinatensystem versehen, da die Kurven beim Aufnehmen mit einem Schreiber meist nicht exakt auf einer Zeitlinie des Papiers beginnen, da man den Start der Zugabe des Titers und den Start des Schreibers nur sehr schwer genau aufeinander abstimmen kann. Ferner habe ich die Zeitachse bei den Kurven zu den Konzentrationsuntersuchungen und den Leitfähigkeitstitrationsen gleich in chemisch sinnvollere Volumenabschnitte unterteilt. Mit dem neuen Koordinatensystem lassen sich die Kurven einfacher und schneller auswerten, in dem man z.B. direkt das Volumen der zugegebenen Titermenge ablesen kann. Als Kopien eignen sich die so nachbereiteten Kurven hervorragend als Schülerübungsmaterial z.B. für Übungen oder Klausuren.

### Versuch 1: Abhängigkeit der Leitfähigkeit von NaCl von der Konzentration

#### **Aufbau:**

Man benutzt den Versuchsaufbau nach Abb. 7 und zusätzlich eine Bürette.

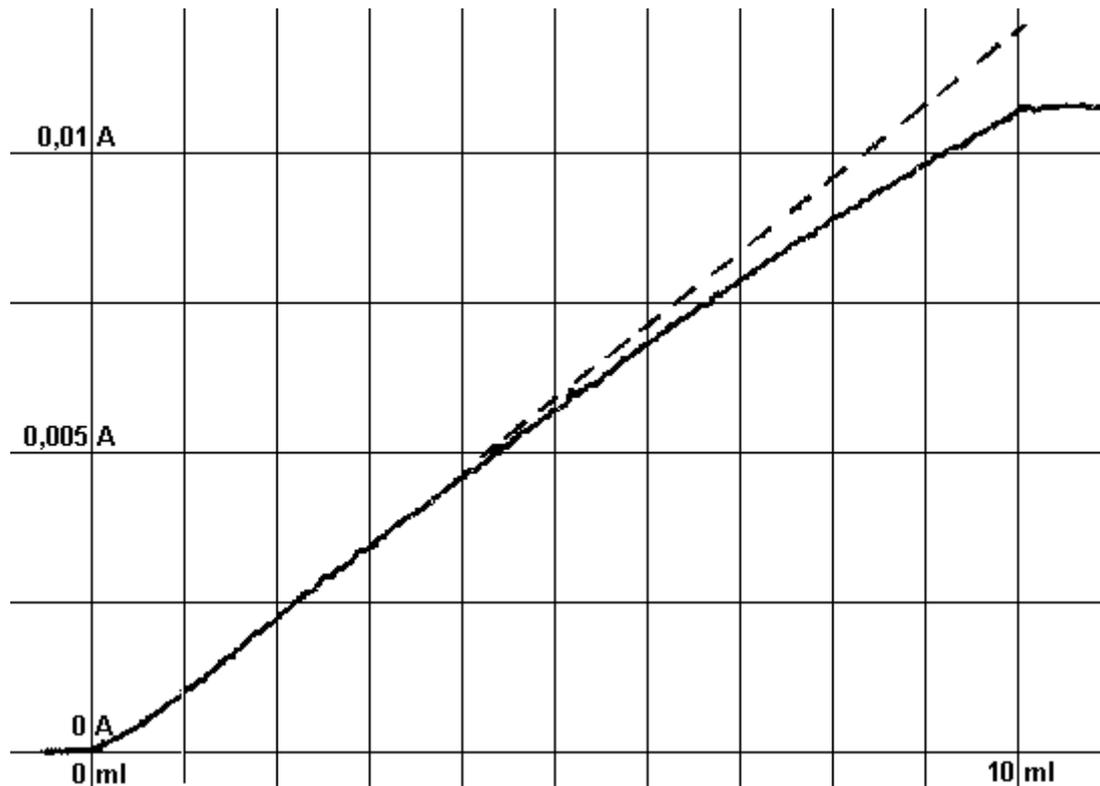
#### **Durchführung:**

Man baut den Versuch gemäß der Abb. 7 auf, legt im Becherglas  $V = 500 \text{ ml}$  destilliertes Wasser vor und füllt die Bürette mit Natriumchloridlösung der Konzentration  $c = 5 \text{ mol/l}$ .

Man wählt am Wandler den Messbereich  $0,1 \text{ A} \times 2$ . Dann titriert man wie oben beschrieben.

#### **Ergebnis:**

Man erhält die Kurve in Abb. 8.



**Abb. 8: Leitfähigkeit Natriumchloridlösung**

**Auswertung:**

Deutlich erkennt man an der Kurve, dass die Leitfähigkeit starker Elektrolyte im untersuchten Konzentrationsbereich fast proportional mit der Konzentration ansteigt. Die gestrichelte Linie deutet an, wie die Kurve bei exakt proportionalem Verlauf aussehen müsste. Offensichtlich nimmt der Anstieg der Kurve bei höheren Konzentrationen etwas ab, da sich die Ionen in ihrer Bewegung behindern. Somit ist der Anstieg nicht mehr zur Konzentration proportional. (s. Kapitel 2). Um die Messkurve genauer auswerten zu können, liest man für einige Konzentrationen die Stromstärke  $I$  aus der Kurve ab und errechnet die Leitfähigkeit  $G$  für  $U = 2 \text{ V}$  nach der Formel:

$$G = \frac{I}{U}$$

Diese Werte vergleicht man mit den theoretischen Werten für die spezifische Leitfähigkeit  $\kappa$ , die man mit dem Gesetz von Kohlrausch mit folgender Formel berechnen kann:

$$\kappa = \lambda_0 * c - k * \sqrt{c^3} .$$

Für NaCl gilt nach Bergmann-Schäfer<sup>3)</sup> und Jost-Troe<sup>2)</sup>:

$$\lambda_0 = 108,7 \frac{S * cm^2}{mol}$$

$$k = 31,5 \frac{S * cm^2 * \sqrt{l}}{\sqrt{mol^3}}$$

Man erhält für verschiedene Konzentrationen folgende Tabelle 1:

c [mol/l]	$\kappa$ [mS/cm]	G [ms]	z [cm]
0	0	0	-
0,01	1,06	0,55	0,52
0,02	2,08	1,2	0,58
0,03	3,10	1,7	0,55
0,04	4,10	2,3	0,56
0,05	5,08	2,8	0,55
0,06	6,06	3,4	0,56
0,07	7,03	3,9	0,55
0,08	7,98	4,3	0,54
0,09	8,93	4,9	0,55
0,1	9,87	5,3	0,54

Die letzte Spalte enthält die Zellkonstante der Anordnung, für die gilt:

$$z = \frac{G}{\kappa}$$

Da sich für die Zellkonstante z ein konstanter Wert ergibt, der nur leicht um einen Mittelwert schwankt, stimmen die theoretische und die gemessene Kurve in ihrem Verlauf überein.

**Anmerkung:**

Statt Natriumchloridlösung kann man auch Salzsäure-Lösung (c, stark ätzend) der gleichen Konzentration verwenden. Dann muss man am Wandler den Messbereich 0,1 A x 0,5 einstellen (vgl. dazu Kapitel 5.2).

**Versuch 2: Abhängigkeit der Leitfähigkeit von Essigsäure von der Konzentration**

**Aufbau:**

Man benutzt den Versuchsaufbau nach Abb. 7 und zusätzlich eine Bürette.

**Durchführung:**

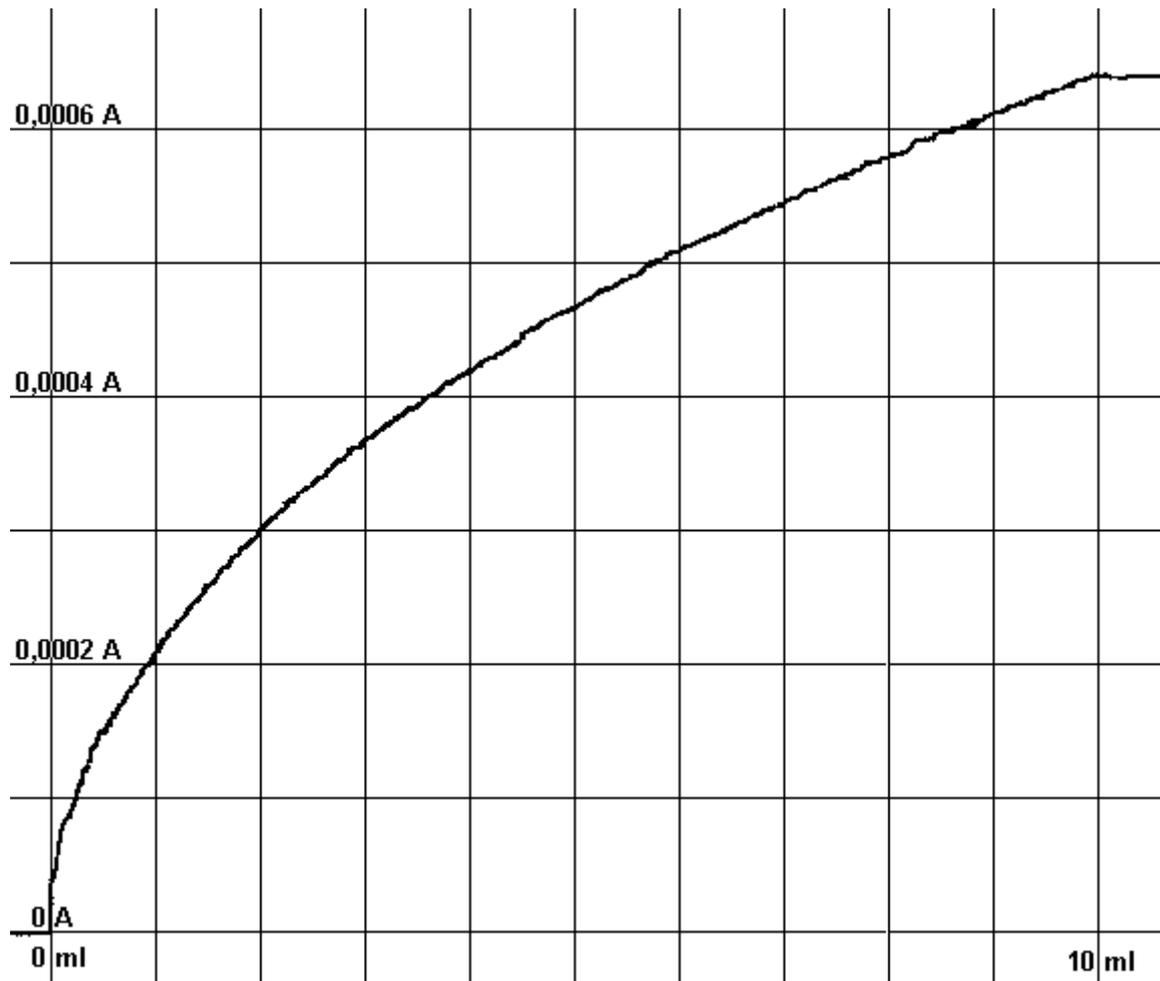
Man baut den Versuch gemäß der Abb. 7 auf, legt im Becherglas V = 500 ml destilliertes Wasser vor und füllt die Bürette mit Essigsäurelösung (c, ätzend) der Konzentration c = 5 mol/l. Man wählt am Wandler den Messbereich 0,001 A x 0,5. Dann titriert man wie oben beschrieben.

**Ergebnis:**

Man erhält die Kurve in Abb. 9.

**Auswertung:**

Deutlich erkennt man an der Kurve, dass die Leitfähigkeit schwacher Elektrolyte im untersuchten Konzentrationsbereich nicht proportional zur Konzentration ist. Vielmehr steigt bei starken Verdünnungen die Leitfähigkeit erheblich stärker an als bei hohen Konzentrationen. Das liegt an der stärkeren Dissoziation des Elektrolyten bei geringen Konzentrationen, wie sich mit Hilfe des Massenwirkungsgesetzes zeigen lässt (s. Kapitel 2).



**Abb. 9: Leitfähigkeit Essigsäurelösung**

Um die Messkurve genauer auswerten zu können, liest man für einige Konzentrationen die Stromstärke  $I$  aus der Kurve ab und errechnet die Leitfähigkeit  $G$  für  $U = 2 \text{ V}$  mit der Formel:

$$G = \frac{I}{U}$$

Diese Werte vergleicht man mit den theoretischen Werten für die spezifische Leitfähigkeit  $\kappa$ , die man mit dem Gesetz von Ostwald mit folgender Formel berechnen kann:

$$\kappa = \left( -\frac{K_S}{2} + \sqrt{\left(\frac{K_S}{2}\right)^2 + K_S * c} \right) * \lambda_0.$$

Für Essigsäure gilt nach Bergmann-Schäfer<sup>3)</sup> und Jost Troe<sup>2)</sup>:

$$\lambda_0 = 391 \frac{S * cm^2}{mol}$$

$$K_S = 1,78 * 10^{-5} \frac{mol}{l}$$

Man erhält für verschiedene Konzentrationen folgende Tabelle 1:

c [mol/l]	$\kappa$ [mS/cm]	G [ms]	z [cm]
0	0	0	-
0,01	0,162	0,1	0,62
0,02	0,23	0,15	0,65
0,03	0,282	0,18	0,64
0,04	0,326	0,205	0,63
0,05	0,365	0,235	0,64
0,06	0,401	0,253	0,63
0,07	0,433	0,275	0,64
0,08	0,463	0,293	0,63
0,09	0,491	0,302	0,62
0,1	0,518	0,315	0,61

Die letzte Spalte enthält die Zellkonstante der Anordnung, für die gilt:

$$z = \frac{G}{\kappa}$$

Da sich für die Zellkonstante z ein konstanter Wert ergibt, der nur leicht um einen Mittelwert schwankt, stimmen die theoretische und die gemessene Kurve in ihrem Verlauf überein.

#### 4.4.3 Titrationsen

Man benutzt den allgemeinen Versuchsaufbau in Abb. 7 aus Kapitel 4.4.1. Die Messkurven habe ich nachträglich mit einem chemisch sinnvollen Koordinatensystem versehen. Dabei habe ich angenommen, dass in dem betrachteten Konzentrationsintervall die Leitfähigkeit noch proportional zur Salzkonzentration ist. Der begangene Fehler kann nur gering sein, wie die Überlegungen in Kapitel 2 zeigen.

#### Versuch 1: Titration von Essigsäure mit Natronlauge

##### **Aufbau:**

Man benutzt den Versuchsaufbau nach Abb. 7 und zusätzlich eine Bürette.

##### **Durchführung:**

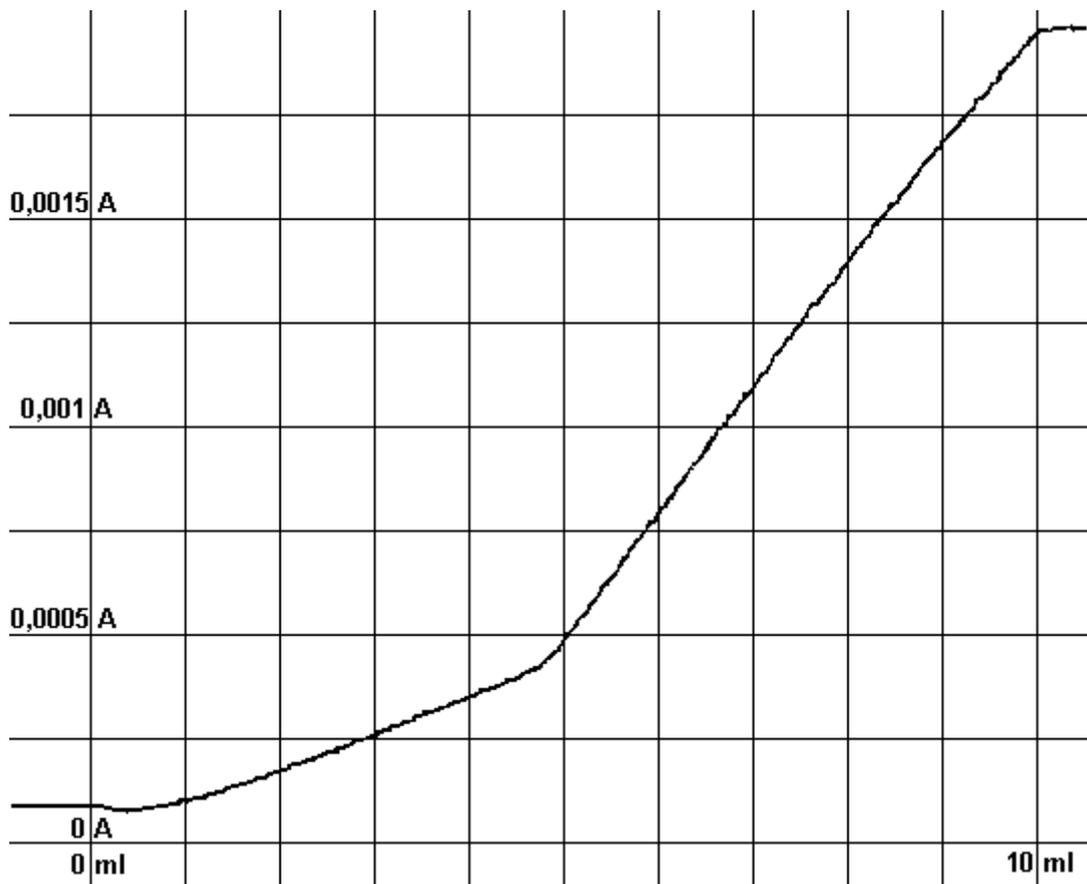
Man baut den Versuch gemäß der Abb. 7 auf, legt im Becherglas V = 5 ml Essigsäurelösung mit c = 0,1 mol/l vor, füllt mit destilliertem Wasser auf V = 100 ml auf und setzt zwei Tropfen Phenolphthalein-Lösung zu. Man füllt die Bürette mit Natronlauge (c, ätzend) der Konzentration c = 0,1 mol/l. Man wählt am Wandler den Messbereich 0,01 A x 2 und titriert wie oben beschrieben mit V = 10 ml Natronlauge.

##### **Ergebnis:**

Man erhält die Kurve in Abb. 10. Am Äquivalenzpunkt schlägt der Indikator von farblos nach rotviolett um und es wurden  $V = 4,8$  ml Natronlauge verbraucht.

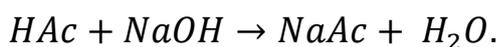
**Auswertung:**

Zu Beginn ist die Leitfähigkeit der Lösung gering. Es liegen nur wenige Acetat-Ionen und  $H^+$ -Ionen vor, da Essigsäure als schwache Säure nur wenig dissoziiert. Während der Titration werden immer mehr Acetat-Ionen freigesetzt, da die  $H^+$ -Ionen der Säure durch die  $OH^-$ -Ionen der Lauge gebunden werden. Außerdem kommen die  $Na^+$ -Ionen der Lauge hinzu. Beide Ionenarten bleiben in Lösung, da Natriumacetat sehr gut wasserlöslich ist. Die Leitfähigkeit steigt an. Ab dem Äquivalenzpunkt werden die zugesetzten  $OH^-$ -Ionen nicht mehr verbraucht. Da sie sehr viel besser leiten als Acetat-Ionen, steigt ab dem Umschlagspunkt die Leitfähigkeit noch steiler an.



**Abb.10: Titration von Essigsäure mit Natronlauge**

Die Reaktionsgleichung lautet mit HAc als Essigsäure:



Mit der Titergleichung berechnet man die Konzentration der Essigsäure in der Lösung. Es gilt:

$$c(HAc) = \frac{c(NaOH) * V(NaOH) * z(NaOH)}{V(HAc) * z(HAc)}$$

$$= \frac{0,1 \text{ mol/l} * 4,8 \text{ ml} * 1}{5 \text{ ml} * 1}$$

$$= 0,096 \text{ mol/l.}$$

### Versuch 2: Titration von Salzsäure mit Natronlauge

#### **Aufbau:**

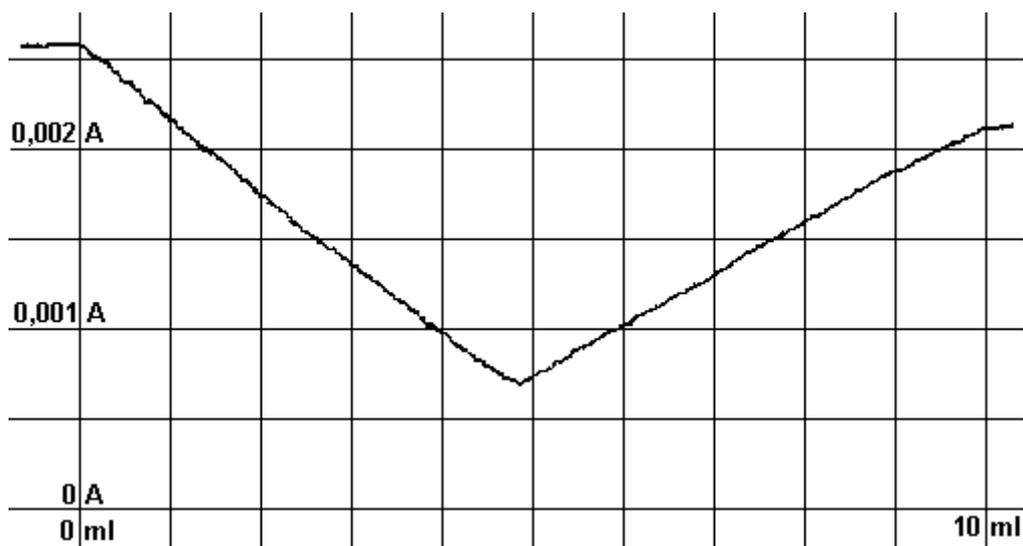
Man benutzt den Versuchsaufbau nach Abb. 7 und zusätzlich eine Bürette.

#### **Durchführung:**

Man baut den Versuch gemäß der Abb. 7 auf, legt im Becherglas  $V = 5 \text{ ml}$  Salzsäurelösung ( $c$ , ätzend) mit  $c = 0,1 \text{ mol/l}$  vor, füllt mit destilliertem Wasser auf  $V = 100 \text{ ml}$  auf und setzt zwei Tropfen Phenolphthalein-Lösung zu. Man füllt die Bürette mit Natronlauge ( $c$ , ätzend) der Konzentration  $c = 0,1 \text{ mol/l}$ . Man wählt am Wandler den Messbereich  $0,01 \text{ A} \times 1$  und titriert wie oben beschrieben mit  $V = 10 \text{ ml}$  Natronlauge.

#### **Ergebnis:**

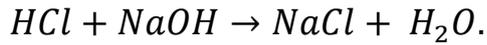
Man erhält die Kurve in Abb. 11. Am Äquivalenzpunkt schlägt der Indikator von farblos nach rotviolett und es wurden  $V = 4,9 \text{ ml}$  Natronlauge verbraucht.



**Abb. 11: Titration von Salzsäure mit Natronlauge**

#### **Auswertung:**

Zu Beginn leitet die Salzsäurelösung sehr gut, da Salzsäure als starke Säure praktisch vollständig dissoziiert ist. Es liegen  $\text{Cl}^-$ -Ionen und gut leitende  $\text{H}^+$ -Ionen in der Lösung vor. Durch die Zugabe der Natronlauge werden die  $\text{H}^+$ -Ionen von den  $\text{OH}^-$ -Ionen zu neutralem nicht leitendem Wasser gebunden. An ihre Stelle treten schlechter leitende  $\text{Na}^+$ -Ionen. Die Leitfähigkeit sinkt gleichmäßig. Ab dem Äquivalenzpunkt steigt die Zahl der vorhandenen Ionen an, da die  $\text{OH}^-$ -Ionen nicht mehr durch  $\text{H}^+$ -Ionen abgefangen werden. Folglich erhöht sich die Leitfähigkeit kontinuierlich. Die Leitfähigkeit sinkt am Umschlagspunkt nicht auf null, da das gebildete Salz  $\text{NaCl}$  wasserlöslich ist und damit leitet. Diese Beobachtung können die Schüler besser verfolgen, wenn man zusätzlich zum Wandler ein Amperemeter mit in den Stromkreis einbaut. Die Reaktionsgleichung lautet:



Mit der Titergleichung berechnet man die genaue Konzentration der Salzsäure in der Lösung. Es gilt:

$$\begin{aligned} c(\text{HCl}) &= \frac{c(\text{NaOH}) * V(\text{NaOH}) * z(\text{NaOH})}{V(\text{HCl}) * z(\text{HCl})} \\ &= \frac{0,1 \text{ mol/l} * 4,9 \text{ ml} * 1}{5 \text{ ml} * 1} \\ &= 0,098 \text{ mol/l}. \end{aligned}$$

**Versuch 3:** Titration von  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ -Lösung mit Schwefelsäure

**Aufbau:**

Man benutzt den Versuchsaufbau nach Abb. 7 und zusätzlich eine Bürette.

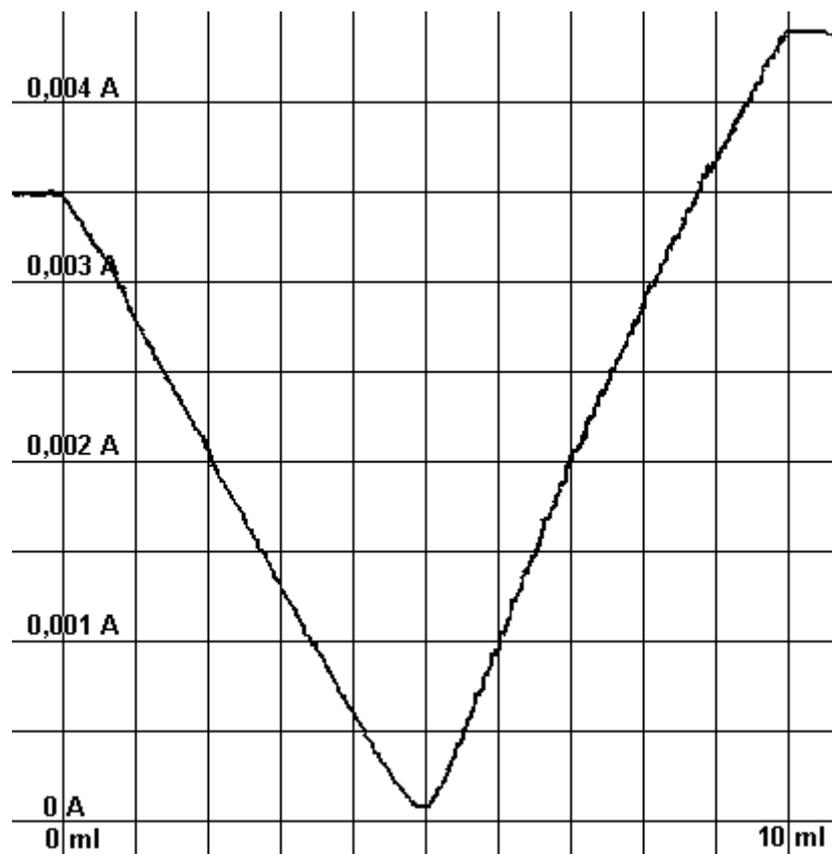


Abb. 12: Titration von  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ -Lösung mit Schwefelsäure

**Durchführung:**

Man baut den Versuch gemäß der Abb. 7 auf, legt im Becherglas  $V = 5 \text{ ml}$  Bariumhydroxidlösung ( $X_n$ , mindergiftig) mit  $c = 0,1 \text{ mol/l}$  vor, füllt mit destilliertem Wasser auf  $V = 100 \text{ ml}$  auf und setzt zwei Tropfen Phenolphthalein-Lösung zu. Man füllt die Bürette mit Schwefelsäure-

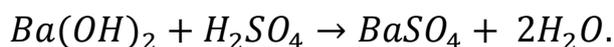
lösung (c, ätzend) der Konzentration  $c = 0,1 \text{ mol/l}$ . Man wählt am Wandler den Messbereich  $0,01 \text{ A} \times 1$  und titriert wie oben beschrieben mit  $V = 10 \text{ ml}$  Schwefelsäure.

**Ergebnis:**

Man erhält die Kurve in Abb. 12. Am Äquivalenzpunkt schlägt der Indikator von rotviolett nach farblos um und es wurden  $V = 4,95 \text{ ml}$  Natronlauge verbraucht.

**Auswertung:**

Die Kurve verläuft ähnlich wie in Versuch 2.  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  ist zu Beginn vollständig dissoziiert und leitet gut. Während der Titration werden die  $\text{Ba}^{2+}$ -Ionen durch zugegebene  $\text{SO}_4^{2-}$ -Ionen gebunden, ebenso die  $\text{OH}^-$ -Ionen durch  $\text{H}^+$ -Ionen. Die Zahl der vorhandenen Ionen sinkt und damit die Leitfähigkeit. Sie fällt am Äquivalenzpunkt fast auf null, da das gebildete Salz Bariumsulfat sehr schlecht wasserlöslich ist und somit fast keinen Beitrag zur Leitfähigkeit liefert. Ab dem Umschlagspunkt werden der Lösung durch die Schwefelsäure überschüssige Ionen zugeführt, die nicht mehr abgefangen werden. Die Leitfähigkeit steigt wieder. Auch in diesem Falle sollte man zusätzlich ein Amperemeter einbauen, damit deutlich wird, dass die Leitfähigkeit am Äquivalenzpunkt auf null sinkt. Dieser Versuch eignet sich besonders gut, um die Vorgänge zu klären, die sich bei einer Neutralisation abspielen. Zugleich wird die Bedeutung eines Indikators bei der Titration aufgezeigt. Die Reaktionsgleichung lautet:



Mit der Titergleichung berechnet man die genaue Konzentration von Bariumhydroxid  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  in der Lösung. Es gilt:

$$\begin{aligned} c(\text{Ba}(\text{OH})_2) &= \frac{c(\text{H}_2\text{SO}_4) * V(\text{H}_2\text{SO}_4) * z(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{Ba}(\text{OH})_2) * z(\text{Ba}(\text{OH})_2)} \\ &= \frac{0,1 \text{ mol/l} * 4,95 \text{ ml} * 2}{5 \text{ ml} * 2} \\ &= 0,099 \text{ mol/l}. \end{aligned}$$

**Versuch 4: Titration einer Mischung aus Salzsäure und Essigsäure mit Natronlauge**

**Aufbau:**

Man benutzt den Versuchsaufbau nach Abb. 7 und zusätzlich eine Bürette.

**Durchführung:**

Man baut den Versuch gemäß der Abb. 7 auf, legt im Becherglas  $V = 2,5 \text{ ml}$  Essigsäurelösung und  $V = 2,5 \text{ ml}$  Salzsäurelösung (c, ätzend) mit je  $c = 0,1 \text{ mol/l}$  vor und füllt mit destilliertem Wasser auf  $V = 100 \text{ ml}$  auf. Man füllt die Bürette mit Natronlauge (c, ätzend) der Konzentration  $c = 0,1 \text{ mol/l}$ . Man wählt am Wandler den Messbereich  $0,01 \text{ A} \times 2$  und titriert wie oben beschrieben bis  $V = 7,5 \text{ ml}$  Natronlauge.

**Ergebnis:**

Man erhält die Kurve in Abb. 13. Bis zum ersten Äquivalenzpunkt benötigt man  $V = 2,4 \text{ ml}$  NaOH, bis zum zweiten  $V = 4,8 \text{ ml}$ .

**Auswertung:**

Offensichtlich setzt sich in diesem Falle die Kurve aus den Kurven der Abbildungen 10 und 11 zusammen. Es wird zunächst die Salzsäure neutralisiert, da sie als stärkere Säure bereits zu

Beginn vollständig dissoziiert ist. Danach reagiert die Essigsäure mit der Natronlauge. Dass diese Deutung richtig ist, zeigt sich beim nächsten Versuch.

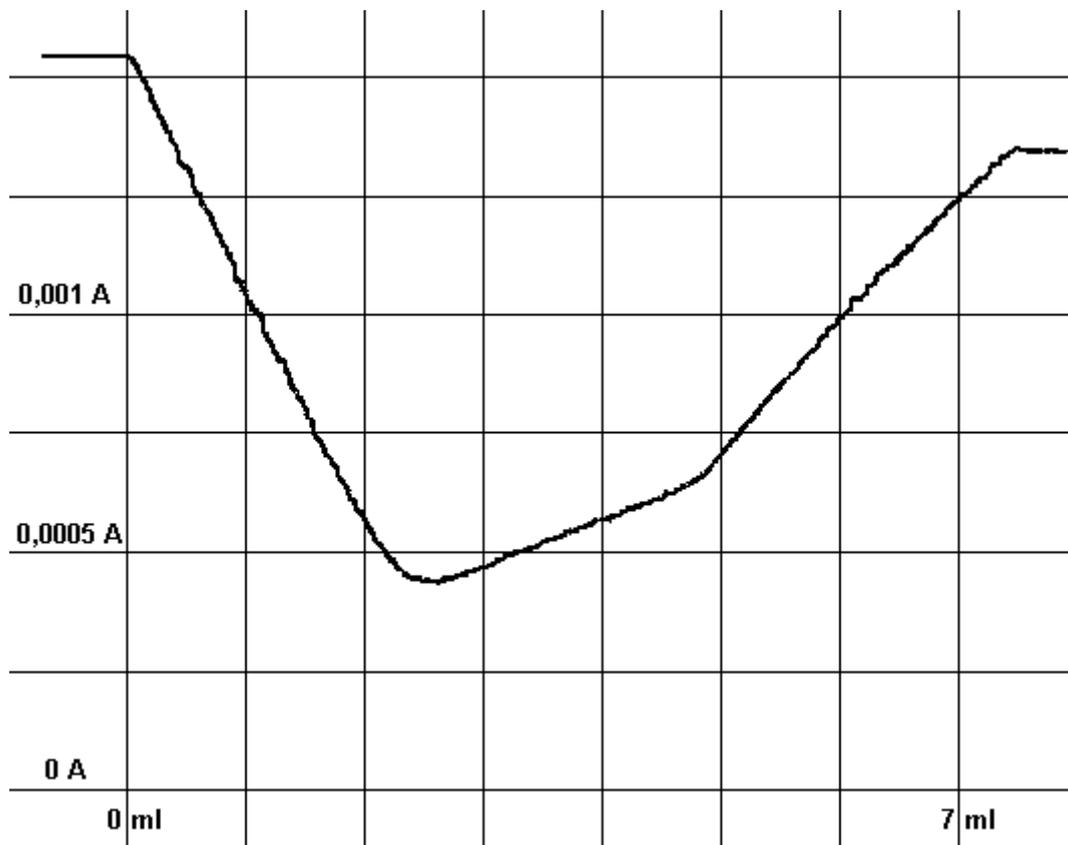


Abb. 13: Titration von Salzsäure/Essigsäure mit Natronlauge

#### Versuch 5: Titration von Oxalsäure mit Natronlauge

##### **Aufbau:**

Man benutzt den Versuchsaufbau nach Abb. 7 und zusätzlich eine Bürette.

##### **Durchführung:**

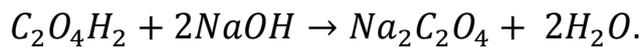
Man baut den Versuch gemäß der Abb. 7 auf, legt im Becherglas  $V = 2,5$  ml Oxalsäurelösung ( $c$ , ätzend) mit  $c = 0,1$  mol/l vor und füllt mit destilliertem Wasser auf  $V = 100$  ml auf. Man füllt die Bürette mit Natronlauge ( $c$ , ätzend) der Konzentration  $c = 0,1$  mol/l. Man wählt am Wandler den Messbereich  $0,01$  A  $\times 2$  und titriert wie oben beschrieben bis  $V = 7,5$  ml Natronlauge.

##### **Ergebnis:**

Man erhält die Kurve in Abb. 14. Bis zum ersten Äquivalenzpunkt benötigt man  $V = 2,5$  ml NaOH, bis zum zweiten  $V = 5,0$  ml.

##### **Auswertung:**

Bei der zweiprotonigen Oxalsäure besitzen beide Dissoziationsstufen mit  $pK_{s1} = 1,42$  und  $pK_{s2} = 4,29$  sehr unterschiedliche  $pK_s$ -Werte, ähnlich wie bei Salzsäure und Essigsäure, auch wenn die Werte näher beieinander liegen. Beide Stufen werden bei Zugabe von Natronlauge nacheinander neutralisiert. Deshalb erhält man in diesem Falle einen fast identischen Kurvenverlauf zu Versuch 4. Die Reaktionsgleichung lautet:



Mit der Titergleichung berechnet man die genaue Konzentration der Oxalsäure  $\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$  in der Lösung. Es gilt:

$$\begin{aligned} c(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2) &= \frac{c(\text{NaOH}) * V(\text{NaOH}) * z(\text{NaOH})}{V(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2) * z(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2)} \\ &= \frac{0,1\text{mol/l} * 5\text{ml} * 1}{2,5\text{ml} * 2} \\ &= 0,1\text{mol/l}. \end{aligned}$$

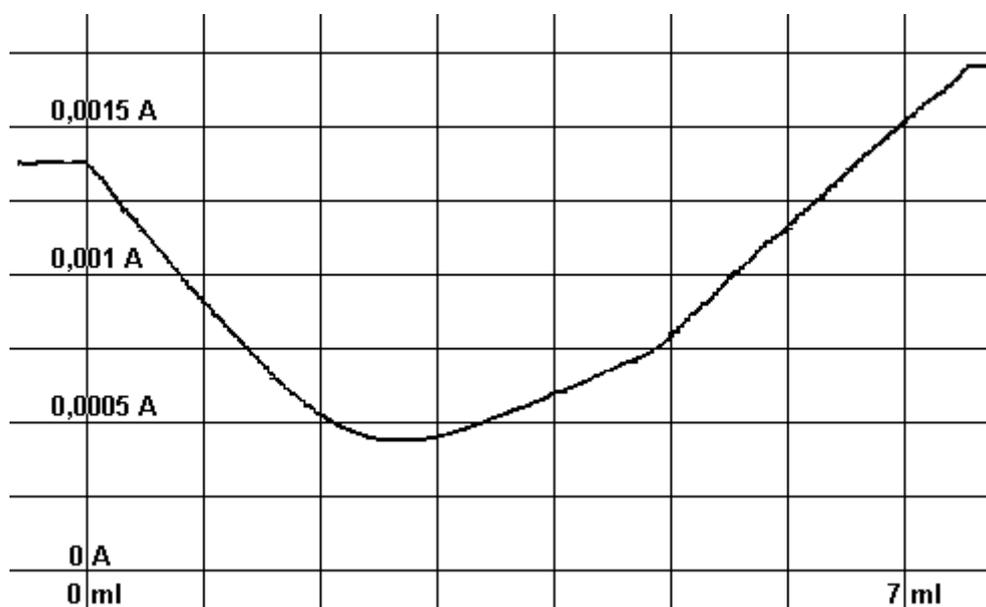


Abb. 14: Titration von Oxalsäure mit Natronlauge

Die bisher vorgestellten Versuche demonstrieren die grundlegenden chemischen Vorgänge, die sich bei Leitfähigkeitstitrations abspielen. Diese Titrationsart hat jedoch auch einen praktischen Nutzen. Sie wird dann eingesetzt, wenn sich der Äquivalenzpunkt mit Hilfe eines Indikators nur schlecht erkennen lässt, weil entweder die titrierte Lösung selbst intensiv gefärbt ist oder der Umschlag des benötigten Indikators nicht besonders deutlich ausfällt. Hier bieten sich zwei klassische Beispiele aus der Lebensmittelchemie an:

- 1) die Bestimmung des Säuregehaltes in Cola und
- 2) die Bestimmung des Hydrogencarbonatgehaltes im Sprudel.

#### **Versuch 6: Bestimmung des Säuregehaltes von Cola**

##### **Aufbau:**

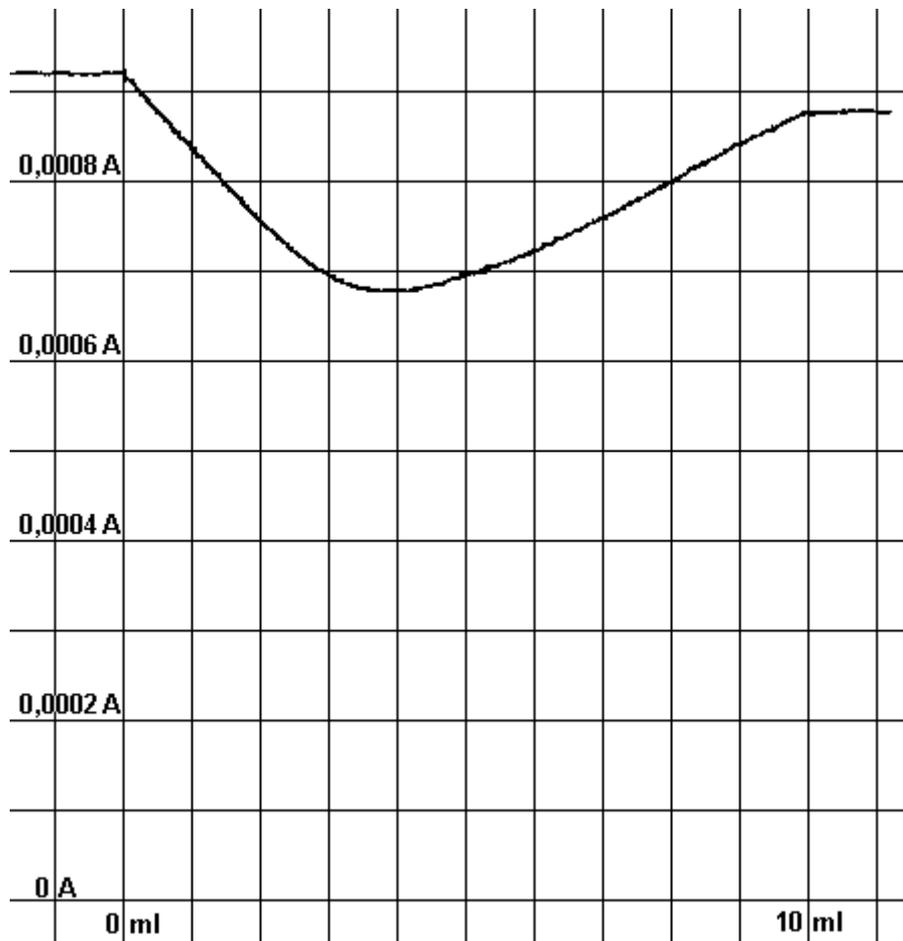
Man benutzt den Versuchsaufbau nach Abb. 7 und zusätzliche eine Bürette.

##### **Durchführung:**

Man baut den Versuch gemäß der Abb. 7 auf, legt im Becherglas  $V = 100$  ml Cola vor und rührt 10 Minuten um. Man füllt die Bürette mit Natronlauge (c, ätzend) der Konzentration  $c = 0,1$  mol/l. Man wählt am Wandler den Messbereich  $0,001$  A x  $0,5$  und titriert wie oben beschrieben bis  $V = 10$  ml Natronlauge.

**Ergebnis:**

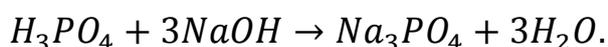
Man erhält die Kurve in Abb. 15. Bis zum Äquivalenzpunkt benötigt man  $V = 3,9$  ml NaOH.



**Abb. 15: Bestimmung des Säuregehaltes von Cola**

**Auswertung:**

Cola enthält als Säuerungsmittel Phosphorsäure, Zitronensäure und gelöstes Kohlendioxid. Letzteres wird durch das Rühren zu Beginn ausgetrieben und nicht mehr durch die Titration erfasst. Die beiden anderen sind jeweils dreiprotonig. Da sie bei der Titration nebeneinander neutralisiert werden, beobachtet man nicht mehrere Dissoziationsstufen. Zunächst sinkt die Leitfähigkeit, da die  $H^+$ -Ionen der beiden Säuren durch  $OH^-$ -Ionen der Natronlauge gebunden und durch weniger gut leitende  $Na^+$ -Ionen ersetzt werden. Es bilden sich die Salze der Phosphorsäure und der Zitronensäure. Da sie wasserlöslich sind, sinkt die Leitfähigkeit am Äquivalenzpunkt nicht auf null ab. Außerdem enthält Cola noch andere Salze. Die Reaktionsgleichung für Phosphorsäure lautet:



Da Phosphorsäure und Zitronensäure nicht getrennt erfasst werden, kann man den Säuregehalt nur auf eine der beiden beziehen. Mit der Titergleichung folgt für die gesamte Säurekonzentration berechnet als Phosphorsäure:

$$\begin{aligned}c(\text{H}_3\text{PO}_4) &= \frac{c(\text{NaOH}) * V(\text{NaOH}) * z(\text{NaOH})}{V(\text{H}_3\text{PO}_4) * z(\text{H}_3\text{PO}_4)} \\ &= \frac{3,9\text{ml} * 0,1\text{mol/l} * 1}{100\text{ml} * 3} \\ &= 1,3 * 10^{-3}\text{mol/l}.\end{aligned}$$

Die Molmasse  $M$  von Phosphorsäure beträgt:

$$M = (3 * 1 + 1 * 31 + 4 * 16)\text{g/mol} = 98\text{g/mol}.$$

Damit ergibt sich für den Phosphorsäuregehalt  $G$  der Cola

$$G = c * M = 1,3 * 10^{-3}\text{mol/l} * 98\text{g/mol} = 0,127\text{g/l}.$$

**Anmerkung:**

Der Phosphorsäuregehalt hängt vom verwendeten Cola Getränk ab, wie die Wiederholung des Versuches in Kapitel 5.3 zeigt.

**Versuch 7: Bestimmung des Hydrogencarbonatgehaltes von Sprudel**

**Aufbau:**

Man benutzt den Versuchsaufbau nach Abb. 7 und zusätzlich eine Bürette.

**Durchführung:**

Man baut den Versuch gemäß der Abb. 7 auf, legt im Becherglas  $V = 20$  ml Gerolsteiner Sprudel vor, füllt mit Wasser auf  $V = 100$  ml auf und setzt 2 Tropfen Methylorange zu. Man füllt die Bürette mit Salzsäure ( $c$ , ätzend) der Konzentration  $c = 0,1$  mol/l. Man wählt am Wandler den Messbereich  $0,01$  A x 1 und titriert wie oben beschrieben bis  $V = 10$  ml Salzsäure.

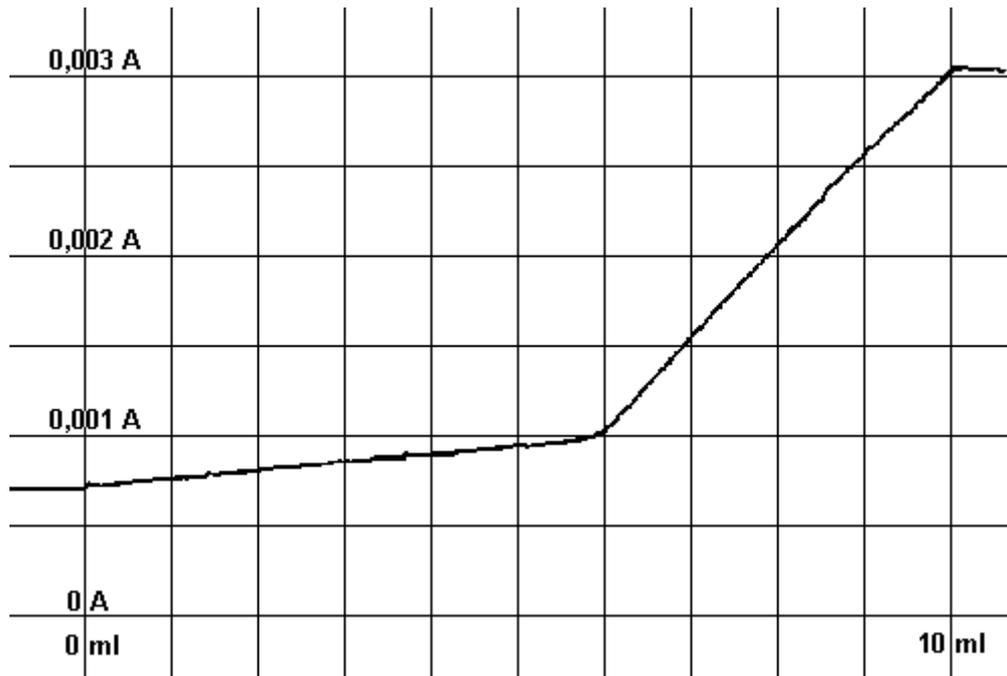
**Ergebnis:**

Man erhält die Kurve in Abb. 16. Am Äquivalenzpunkt schlägt die Farbe des Indikators von gelborange nach rot um. Bis dahin benötigt man  $V = 6$  ml HCl.

**Auswertung:**

Die Reaktionsgleichung lautet:





**Abb. 16: Bestimmung des Hydrogencarbonatgehaltes von Sprudel**

Durch die Titration mit HCl werden die Hydrogencarbonationen  $\text{HCO}_3^-$  in Kohlendioxid und Wasser überführt. An ihre Stelle treten etwas besser leitende  $\text{Cl}^-$ -Ionen. Die Leitfähigkeit steigt leicht an. Ab dem Äquivalenzpunkt liegen ungebundene  $\text{H}^+$ -Ionen in der Lösung vor. Sie erhöhen die Leitfähigkeit drastisch und damit die Steigung der Leitfähigkeitskurve. Da ihre Konzentration immer mehr zunimmt, steigt die Leitfähigkeit stetig weiter an. Mit der Titergleichung kann man die Konzentration der  $\text{HCO}_3^-$ -Ionen im Sprudel berechnen. Es gilt:

$$\begin{aligned}
 c(\text{HCO}_3^-) &= \frac{c(\text{HCl}) * V(\text{HCl}) * z(\text{HCl})}{V(\text{HCO}_3^-) * z(\text{HCO}_3^-)} \\
 &= \frac{6\text{ml} * 0,1\text{mol/l} * 1}{20\text{ml} * 1} \\
 &= 0,03\text{mol/l}.
 \end{aligned}$$

Die Molmasse  $M$  der Hydrogencarbonationen beträgt:

$$M = (1 * 1 + 1 * 12 + 3 * 16)\text{g/mol} = 61\text{g/mol}.$$

Damit ergibt sich für den Hydrogencarbonatgehalt  $G$  des Sprudels

$$G = c * M = 0,03\text{mol/l} * 61\text{g/mol} = 1,83\text{g/l}.$$

Die Flasche trägt die Aufschrift 1,816 g/l.

**Anmerkungen:**

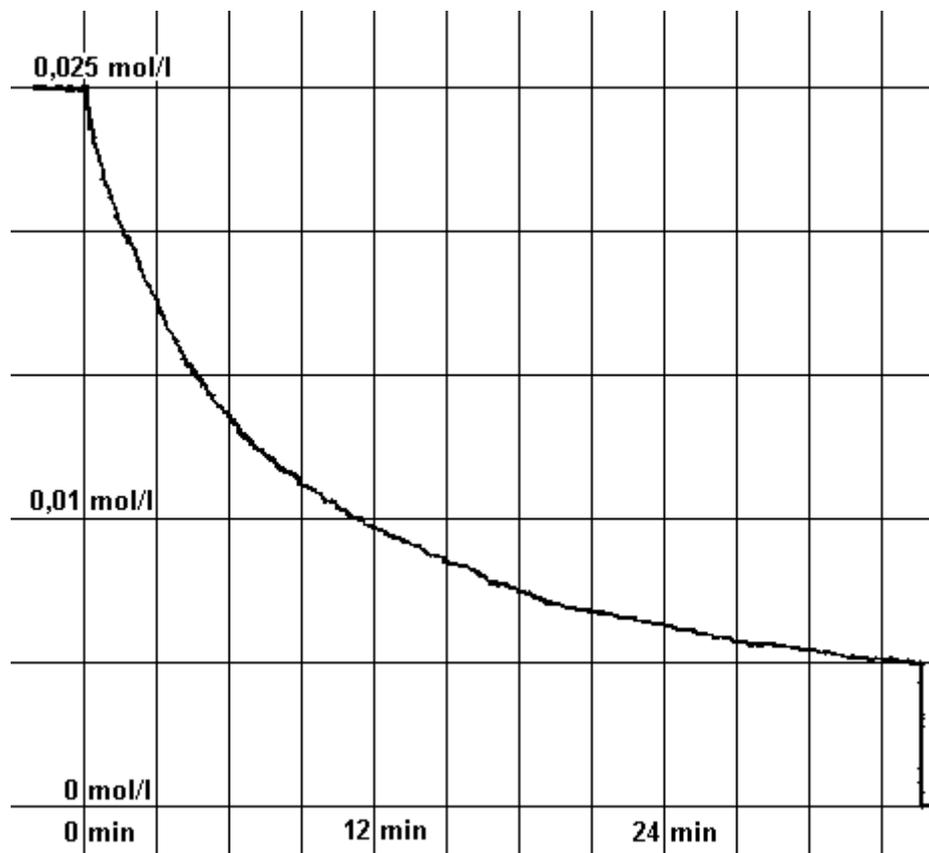
- 1) Der Hydrogencarbonatgehalt von Sprudel kann je nach Sorte sehr variieren. Liegt er unter etwa 0,5 g/l, so verdünnt man den Sprudel vor der Titration nicht.
- 2) Als Indikator ist nur Methylorange geeignet, da er im Bereich zwischen  $\text{pH} = 3 - 4,4$  umschlägt.

**4.4.4 Reaktionskinetik**

Für die Versuche zur Reaktionskinetik benötigt man den allgemeinen Versuchsaufbau, der in Kapitel 4.4.1 in Abb.7 vorgestellt wurde. Die Messkurven habe ich nachträglich mit einem chemisch sinnvollen Koordinatensystem versehen. Dabei habe ich angenommen, dass in dem betrachteten Konzentrationsintervall die Leitfähigkeit proportional zur Konzentration ist. Der begangene Fehler kann nur gering sein, wie die Überlegungen in Kapitel 2 zeigen.

**Versuch 1: Verseifung von Essigsäureethylester mit Natronlauge****Aufbau:**

Man benutzt den Versuchsaufbau nach Abb. 7.



**Abb. 17a: Verseifung von Essigsäureethylester mit NaOH**

**Durchführung:**

Man baut den Versuch gemäß der Abb. 7 auf, legt im Becherglas  $V = 25$  ml Natronlauge ( $c$ , ätzend) mit  $c = 0,1$  mol/l vor und füllt mit Wasser auf  $V = 100$  ml auf. Am Wandler wählt man den Bereich  $0,01$  A x 1 und am Schreiber als Papiervorschub  $0,33$  cm/min. Nach dem Einschalten aller Geräte fügt man zur Vorlage rasch  $V = 0,25$  ml bzw.  $m = 0,22$  g Essigsäure-

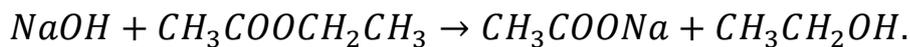
ethylester hinzu. Nach ca. 1/2 Stunde stoppt man den Papiervorschub des Schreibers, lässt den Rührer aber bis zum nächsten Tag laufen. Der Endwert der Leitfähigkeit stellt sich erst nach längerer Reaktionszeit ein.

**Ergebnis:**

Man erhält die Kurve in Abb. 17a.

**Auswertung:**

Die angezeigte Leitfähigkeit ist ein Maß für die Konzentration  $c$  der noch vorhandenen Natronlauge bzw. des noch nicht umgesetzten Esters, da beide im Verhältnis 1:1 miteinander reagieren und zu Beginn in der gleichen Konzentration vorliegen. Die Reaktionsgleichung lautet:



Wertet man die Kurve durch graphische Differenzierung aus, so ergibt sich Tabelle 1. Darin  $v$  die momentane Reaktionsgeschwindigkeit und  $k$  die Geschwindigkeitskonstante.

$c$ [mol/l]	$v$ [mol/l*s]	$k = v/c^2$ [l/mol*s]
0,0075	$5,13 \cdot 10^{-6}$	0,091
0,0100	$8,07 \cdot 10^{-6}$	0,081
0,0125	$1,33 \cdot 10^{-5}$	0,085
0,0150	$2,01 \cdot 10^{-5}$	0,089
0,0175	$2,78 \cdot 10^{-5}$	0,091
0,0200	$3,33 \cdot 10^{-5}$	0,083
		<b>0,0867</b>

**Tabelle 1: Verseifung von Essigsäureethylester mit NaOH**

Aus der Tabelle geht hervor, dass die Geschwindigkeit proportional zum Quadrat der noch vorhandenen Natronlauge bzw. proportional zur Konzentration der Natronlauge und des Esters ist. Insgesamt liegt eine Reaktion zweiter Ordnung vor mit einer Geschwindigkeitskonstante

$$k = 0,0867 \frac{l}{mol * s}.$$

Die Reaktionsgeschwindigkeit wird offenbar bestimmt vom ersten Reaktionsschritt, indem ein  $OH^-$ -Ion und ein Estermolekül zusammenstoßen. Das gebildete Zwischenion zerfällt schnell in zwei Teile. Der erste Schritt ist erschwert, da das  $OH^-$ -Ion das relativ unpolare Estermolekül in der Mitte angreifen muss.

Man kann die Kurve auch mit einem Tabellenkalkulationsprogramm wie Excel auswerten. Dazu erstellt man aus Abb. 17a zunächst eine Konzentrations-Zeit-Tabelle und ein Diagramm für die Esterkonzentrationen. Die Momentangeschwindigkeiten zu einem bestimmten Zeitpunkt nähert man an, in dem man mit den benachbarten Wertepaaren die Intervallgeschwindigkeit errechnet (vgl. Beispiel Versuch 2). Mathematisch stimmen beide umso mehr überein, je näher die beiden Messpaare dem Zeitpunkt der Momentangeschwindigkeit liegen. Man erhält so insgesamt Tabelle 2 und Abb. 17b. Anhand der letzten Spalte erkennt

man, dass es sich um eine Reaktion zweiter Ordnung handelt. Beide Auswertungsverfahren liefern fast den gleichen Mittelwert für die Geschwindigkeitskonstante.

t [min]	c [mol/l]	v [mol/(l*s)]	k = v/c <sup>2</sup> [l/(mol*s)]
1,5	0,0205	4,17*10 <sup>-5</sup>	0,0991
3	0,0175	2,89*10 <sup>-5</sup>	0,0943
4,5	0,0153	2,22*10 <sup>-5</sup>	0,0949
6	0,0135	1,72*10 <sup>-5</sup>	0,0945
7,5	0,0122	1,33*10 <sup>-5</sup>	0,0896
9	0,0111	1,00*10 <sup>-5</sup>	0,0812
12	0,0095	7,78*10 <sup>-6</sup>	0,0862
15	0,0083	5,83*10 <sup>-6</sup>	0,0847
18	0,0074	4,44*10 <sup>-6</sup>	0,0812
21	0,0067	3,89*10 <sup>-6</sup>	0,0866
			<b>0,0892</b>

Tabelle 2: Auswertung mit Excel

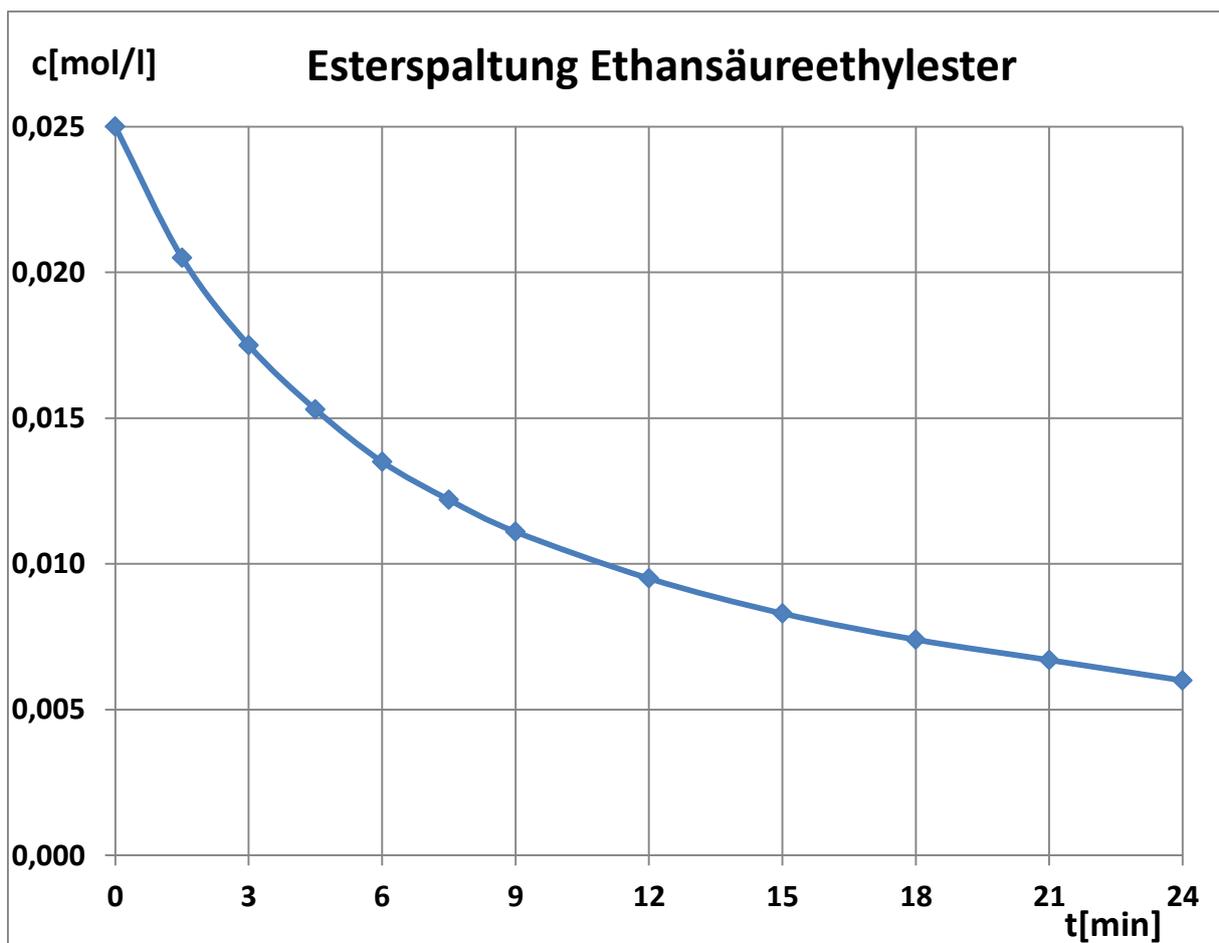


Abb. 17b: Konzentration/Zeit-Diagramm mit Excel

## Versuch 2: Verseifung von tert. Butylbromid mit Wasser

### **Aufbau:**

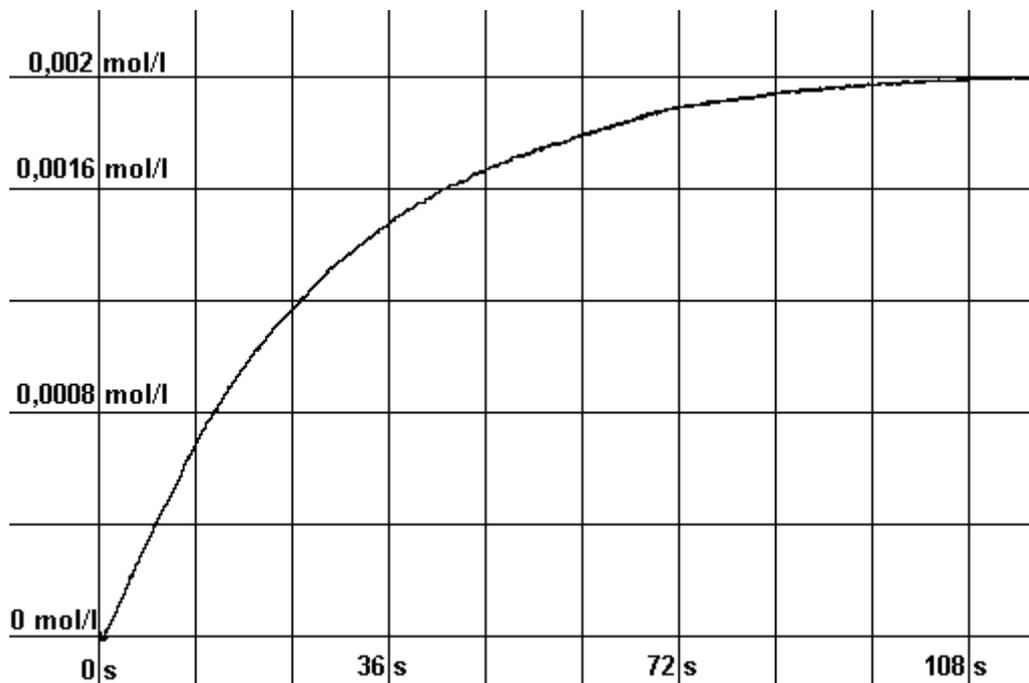
Man benutzt den Versuchsaufbau nach Abb. 7.

### **Durchführung:**

Man baut den Versuch gemäß der Abb. 7 auf, legt im Becherglas  $V = 60$  ml Wasser und  $V = 40$  ml Aceton vor. Am Wandler wählt man den Bereich  $0,001$  A x 1 und am Schreiber als Papiervorschub  $10$  cm/min. Nach dem Einschalten aller Geräte fügt man zur Vorlage rasch  $V = 2$  ml tert. Butylbromidlösung in Aceton mit  $c = 0,1$  mol/l hinzu. Man stoppt den Schreiben, wenn sich die Leitfähigkeit nicht mehr ändert.

### **Ergebnis:**

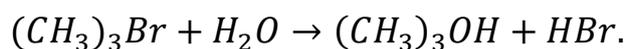
Man erhält die Kurve in Abb. 18a.



**Abb. 18a: Verseifung von tert. Butylbromid mit Wasser**

### **Auswertung:**

Die angezeigte Leitfähigkeit wird durch das bei der Reaktion gebildete HBr verursacht. Sie ist ebenso ein Maß für das bereits verseifte tert. Butylbromid. Die Reaktionsgleichung lautet:



Wertet man die Kurve durch grafische Differenzierung aus, so erhält man Tabelle 1. Darin ist  $c$  die Konzentration an noch vorhandenem tert. Butylbromid,  $v$  die Reaktionsgeschwindigkeit und  $k$  die Geschwindigkeitskonstante. Aus der Tabelle ergibt sich, dass die Reaktionsgeschwindigkeit proportional zur noch vorhandenen Konzentration an tert. Butylbromid ist. Der Mittelwert der Geschwindigkeitskonstanten beträgt

$$k = 0,0402 \frac{1}{s}.$$

c [mol/l]	v [mol/l*s]	k = v/c [l/s]
$4,0 \cdot 10^{-4}$	$1,67 \cdot 10^{-5}$	0,042
$8,0 \cdot 10^{-4}$	$3,13 \cdot 10^{-5}$	0,039
$1,0 \cdot 10^{-3}$	$3,96 \cdot 10^{-5}$	0,040
$1,2 \cdot 10^{-3}$	$5,00 \cdot 10^{-5}$	0,042
$1,6 \cdot 10^{-3}$	$6,04 \cdot 10^{-5}$	0,038
		<b>0,0402</b>

**Tabelle 1: Verseifung von tert. Butylbromid mit Wasser**

Es liegt eine Reaktion 1. Ordnung vor. Die Reaktion muss folglich in zwei Teilschritten ablaufen. Im ersten geschwindigkeitsbestimmenden Schritt zerfällt das tert. Butylbromid in ein Carbeniumion und ein  $\text{Br}^-$ -Ion. In einem zweiten Schritt reagiert das gebildete Carbeniumion relativ schnell mit einem Wassermolekül, wobei anschließend aus dem entstandenen Zwischenion ein  $\text{H}^+$ -Ion abgespalten wird. Der erste Reaktionsschritt ist behindert, da Brom nicht so sehr viel elektronegativer ist als Kohlenstoff. Es kann nur schwer als Ion abgespalten werden. Andererseits ist das gebildete Carbeniumion durch einen +I-Effekt der Methylgruppen stabilisiert, so dass die Abspaltung des  $\text{Br}^-$ -Ions dennoch möglich wird.

Alternativ kann man die Kurve auch mit einem Tabellenkalkulationsprogramm wie Excel auswerten. Dazu erstellt man aus Abb. 18a zunächst eine Konzentrations-Zeit-Tabelle und ein Diagramm für die Konzentration  $c(\text{tBb})$  an noch vorhandenem tert. Butylbromid bzw.  $c(\text{HBr})$  für das schon gebildete HBr. Die Momentangeschwindigkeiten zu einem bestimmten Zeitpunkt nähert man an, in dem man mit den benachbarten Wertepaaren die Intervallgeschwindigkeit bestimmt. Ein Beispiel soll die Überlegungen verdeutlichen. Um einen Näherungswert für die Momentangeschwindigkeit  $v(18\text{s})$  zum Zeitpunkt  $t = 18\text{ s}$  zu erhalten, stellt man folgende Rechnung an

$$\begin{aligned}
 v(18\text{s}) &= \frac{c(\text{tBb})(12\text{s}) - c(\text{tBb})(24\text{s})}{24\text{s} - 12\text{s}} \\
 &= \frac{(0,00134 - 0,00086)\text{mol/l}}{12\text{s}} \\
 &= 4 \cdot 10^{-5}\text{mol}/(\text{l} \cdot \text{s}).
 \end{aligned}$$

Man erhält so insgesamt Tabelle 2 und Abb. 18b. Man erkennt in der letzten Spalte, dass es sich um eine Reaktion erster Ordnung handelt. Der Mittelwert der Geschwindigkeitskonstanten ist ein wenig kleiner als der nach der grafischen Differenzierungsmethode ermittelte Wert.

t [s]	c(tBb) [mol/l]	c(HBr) [mol/l]	v [mol/(l*s)]	v/c [1/s]
6	0,00165	0,00035	$5,50 \cdot 10^{-5}$	0,0333
12	0,00134	0,00066	$4,67 \cdot 10^{-5}$	0,0348
18	0,00109	0,00091	$4,00 \cdot 10^{-5}$	0,0367
24	0,00086	0,00114	$3,33 \cdot 10^{-5}$	0,0388
30	0,00069	0,00131	$2,67 \cdot 10^{-5}$	0,0386
36	0,00054	0,00146	$2,25 \cdot 10^{-5}$	0,0417
42	0,00042	0,00158	$1,67 \cdot 10^{-5}$	0,0397
48	0,00034	0,00166	$1,11 \cdot 10^{-5}$	0,0327
60	0,00022	0,00178	$8,75 \cdot 10^{-6}$	0,0398
72	0,00013	0,00187	$5,83 \cdot 10^{-6}$	0,0449
				<b>0,0370</b>

Tabelle 2: Auswertung mit Excel

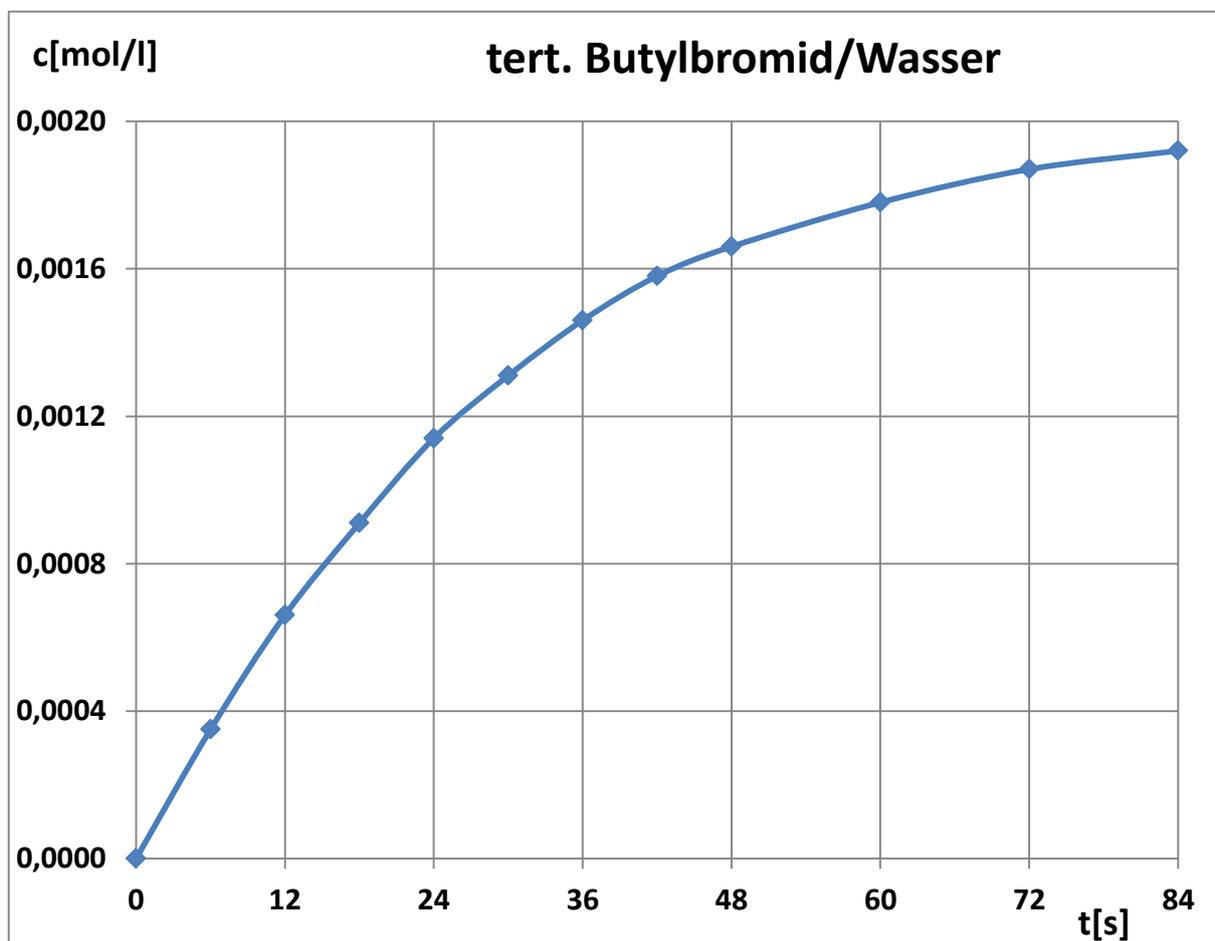


Abb. 18b: Konzentration/Zeit-Diagramm mit Excel

### Versuch 3: Reaktion eines Ionenaustauschers mit NaOH

#### **Aufbau:**

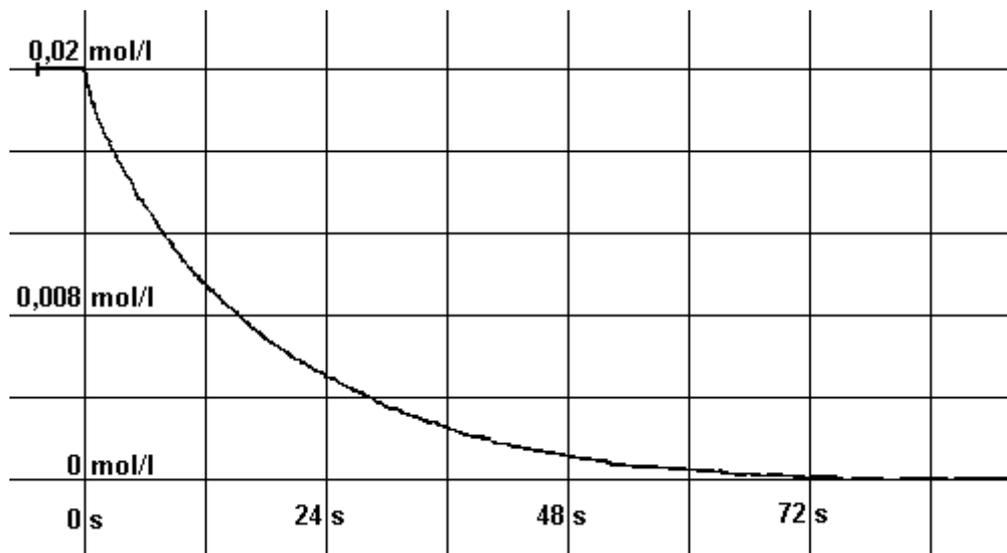
Man benutzt den Versuchsaufbau nach Abb. 7.

#### **Durchführung:**

Man baut den Versuch gemäß der Abb. 7 auf, legt im Becherglas  $V = 100$  ml Natronlauge ( $c$ , ätzend) mit  $c = 0,02$  mol/l vor. Am Wandler wählt man den Bereich  $0,01$  A x 1 und am Schreiber als Papiervorschub  $10$  cm/min. Nach dem Einschalten aller Geräte fügt man zur Vorlage rasch 1 Teelöffel des Chloridsalzes eines basischen Ionenaustauschers hinzu. Wenn sich die Leitfähigkeit nicht mehr ändert, stoppt man den Papiervorschub.

#### **Ergebnis:**

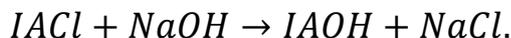
Man erhält die Kurve in Abb. 19a.



**Abb. 19a: Reaktion eines Ionenaustauscher mit Natronlauge**

#### **Auswertung:**

Bei der Reaktion werden die Chloridionen des Salzes gegen  $\text{OH}^-$ -Ionen der Natronlauge ausgetauscht. Da sie besser leiten als Chloridionen, sinkt die Leitfähigkeit. Die Reaktionsgleichung lautet mit IA als Ionenaustauscher:



Die aufgezeichnete Leitfähigkeit ist ein Maß für die noch vorhandene Konzentration  $c$  der Natronlauge. Wertet man die Kurve durch grafische Differenzierung aus, so ergibt sich Tabelle 1. Darin ist  $v$  die Reaktionsgeschwindigkeit und  $k$  die Geschwindigkeitskonstante. Aus der Tabelle kann man ablesen, dass die Reaktionsgeschwindigkeit proportional zur noch vorhandenen Konzentration der Natronlauge ist. Es liegt also bezogen auf die Natronlauge eine Reaktion 1. Ordnung vor. Die Geschwindigkeitskonstante beträgt:

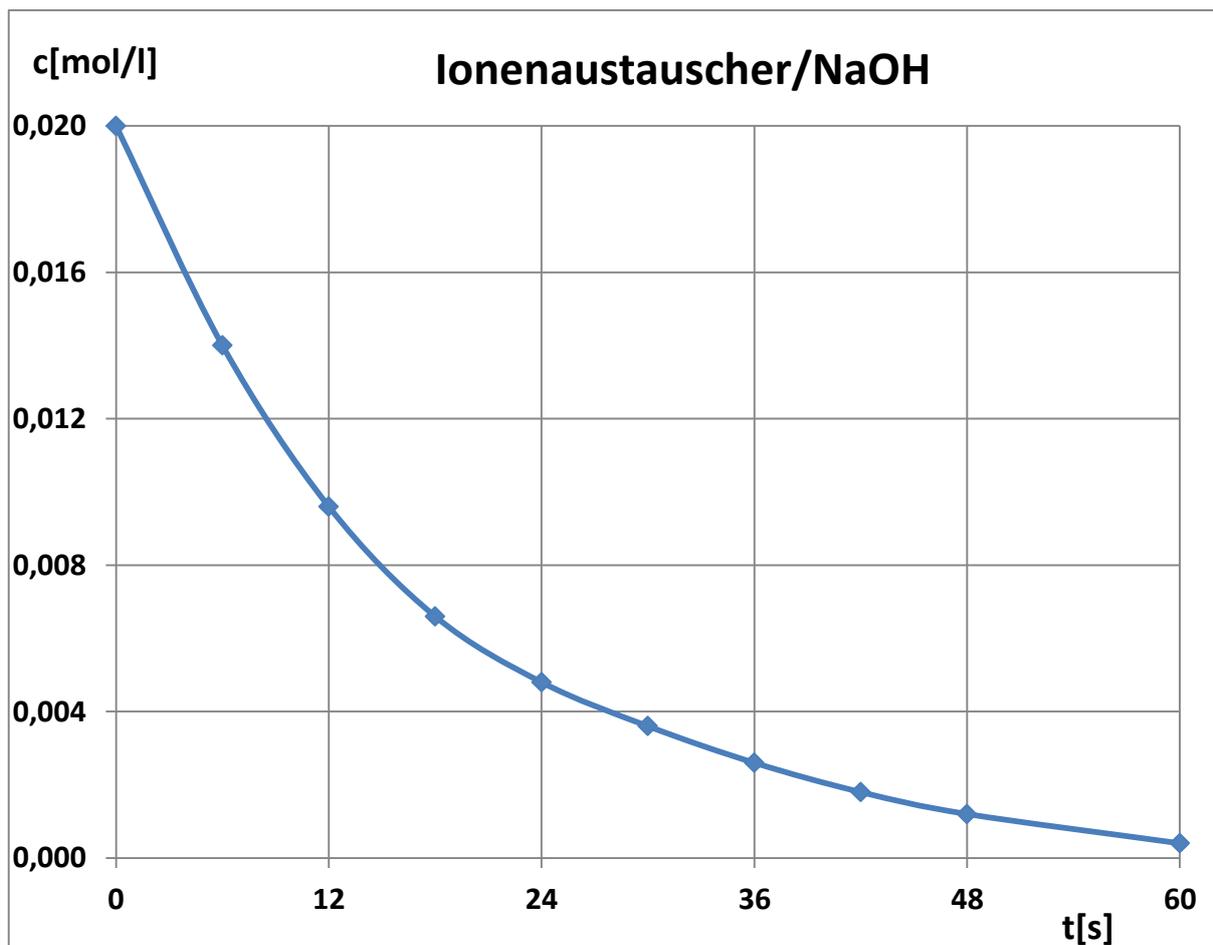
$$k = 0,0564 \frac{1}{\text{s}}.$$

Der Ionenaustauscher wurde im Überschuss zugesetzt, so dass seine Konzentration nicht ins Geschwindigkeitsgesetz eingeht. In diesem Falle ist die Anlagerung des OH<sup>-</sup>-Ions geschwindigkeitsbestimmend.

c [mol/l]	v [mol/l*s]	k = v/c [l/s]
4,0*10 <sup>-3</sup>	2,28*10 <sup>-4</sup>	0,057
8,0*10 <sup>-3</sup>	4,37*10 <sup>-4</sup>	0,055
1,0*10 <sup>-2</sup>	5,52*10 <sup>-4</sup>	0,055
1,2*10 <sup>-2</sup>	6,80*10 <sup>-4</sup>	0,057
1,6*10 <sup>-2</sup>	9,25*10 <sup>-4</sup>	0,058

**Tabelle 1: Reaktion eines Ionenaustauschers mit NaOH**

Man kann die Kurve auch mit einem Tabellenkalkulationsprogramm auswerten. Dazu erstellt man aus Abb. 19a zunächst eine Konzentrations-Zeit-Tabelle und ein Diagramm für die noch vorhandene Natronlauge. Die Momentangeschwindigkeiten zu einem bestimmten Zeitpunkt nähert man an, in dem man mit den benachbarten Wertepaaren die Intervallgeschwindigkeit bestimmt (vgl. Beispiel Versuch 2). Man erhält so insgesamt Tabelle 2 und Abb. 19b. In der letzten Spalte erkennt man, dass es sich um eine Reaktion erster Ordnung handelt. Mit beiden Auswertungsverfahren erhält man fast den gleichen Mittelwert für die Geschwindigkeitskonstante.



**Abb. 19b: Konzentration/Zeit-Diagramm mit Excel**

t[s]	c[mol/l]	v[mol/(l*s)]	v/c[1/s]
6	0,0140	$8,67 \cdot 10^{-4}$	0,0619
12	0,0096	$6,17 \cdot 10^{-4}$	0,0642
18	0,0066	$4,00 \cdot 10^{-4}$	0,0606
24	0,0048	$2,50 \cdot 10^{-4}$	0,0521
30	0,0036	$1,83 \cdot 10^{-4}$	0,0509
36	0,0026	$1,50 \cdot 10^{-4}$	0,0577
42	0,0018	$1,17 \cdot 10^{-4}$	0,0648
48	0,0012	$7,78 \cdot 10^{-5}$	0,0648
			<b>0,0596</b>

**Tabelle 2: Auswertung mit Excel**

#### 4.4.5 Löslichkeitsprodukt

Für die Versuche zum Löslichkeitsprodukt benötigt man den allgemeinen Versuchsaufbau, der in Kapitel 4.4.1 in Abb.7 vorgestellt wurde. Die Messkurven habe ich nachträglich mit einem chemisch sinnvollen Koordinatensystem versehen. Dabei habe ich angenommen, dass in dem betrachteten Konzentrationsintervall die Leitfähigkeit proportional zur Salzkonzentration ist. Der begangene Fehler kann nur gering sein, wie die Überlegungen in Kapitel 2 zeigen.

Die erhaltenen Kurven könnte man auch als Übungsbeispiele für reaktionskinetische Untersuchungen nutzen. Aus der so ermittelten Reaktionsordnung kann man jedoch keine Rückschlüsse ziehen, wie der Lösungsvorgang abgelaufen sein muss. Weitere Untersuchungen zeigten nämlich, dass die Kinetik des Auflösungsprozesses für ein und dasselbe Salz stark von der Rührgeschwindigkeit und dem Zerteilungsgrad des Salzes abhängt.

#### Versuch 1: Bestimmung des Löslichkeitsproduktes von $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

##### **Aufbau:**

Man benutzt den Versuchsaufbau nach Abb. 7.

##### **Durchführung:**

Der Versuch besteht aus zwei Teilversuchen. Man baut zunächst den Versuch gemäß der Abb. 7 auf und legt im Becherglas  $V = 200 \text{ ml}$  Wasser vor. Am Wandler wählt man den Bereich  $0,01 \text{ A} \times 2$ . Nach dem Einschalten aller Geräte setzt man einen Teelöffel Calciumsulfat zu. Nach ca. 40 s stoppt man den Papiervorschub (s. Punkt 1 in Abb. 20), rührt 10 min weiter, schaltet den Papiervorschub kurz wieder ein, gibt weiteres Salz hinzu (Punkt 2 in Abb. 20) und startet nach ca. 2 min den Papiervorschub für kurze Zeit erneut.

Im zweiten Teil des Versuches verfährt man am Anfang genauso, nur setzt man den 200 ml Wasser diesmal genau  $m = 0,173 \text{ CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  zu. Dabei wird der Papiervorschub vor der Salzzugabe ausgeschaltet und erst nach Erreichen des Endwertes der Leitfähigkeit für kurze Zeit gestartet. Die so erhaltene Kurve dient als Eichkurve.

##### **Ergebnis:**

Man erhält die Kurve in Abb. 20.

##### **Auswertung:**

Lösungsvorgänge sind offensichtlich Gleichgewichtsreaktionen. Obwohl noch ungelöstes  $\text{CaSO}_4$  vorhanden ist, ändert sich nach einiger Zeit die Leitfähigkeit nicht mehr. Die Lösung ist gesättigt. Die Auflösungs geschwindigkeit ist umso größer, je mehr Salz noch gelöst werden kann. Ist der Gleichgewichtszustand erreicht, so wirkt sich eine weitere Zugabe von Salz nur noch sehr geringfügig auf die Leitfähigkeit aus (Punkt 2 in Abb. 20). Das ist eine Besonderheit von Lösungsgleichgewichten. Normalerweise müsste nach dem Massenwirkungsgesetz die Konzentration der Produkte, also der Ionen steigen, wenn man die Konzentration der Edukte, also des festen Salzes erhöht. Erklären lässt sich das unnormale Verhalten damit, dass das feste Salz in einer anderen Phase vorliegt als die Ionen. Daher kann man das MWG für Lösungsvorgänge nur mit Hilfe der Ionen formulieren, denn das Gleichgewicht spielt sich offensichtlich in der wässrigen Phase ab. Aus der Kurve liest man für die Gleichgewichtskonzentration an  $\text{CaSO}_4$  ab:

$$[\text{CaSO}_4] = 0,0126 \text{ mol/l.}$$

Daraus folgt:

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = 0,0126 \text{ mol/l}$$

$$L = [\text{Ca}^{2+}] * [\text{SO}_4^{2-}] = 1,59 * 10^{-4} (\text{mol/l})^2$$

$$P_L = -\log(L) = 3,8.$$

Die Angaben in Büchern schwanken zwischen 3,8 und 4,7. Solche Unterschiede in den  $p_L$ -Werten sind in der Literatur häufig zu beobachten.

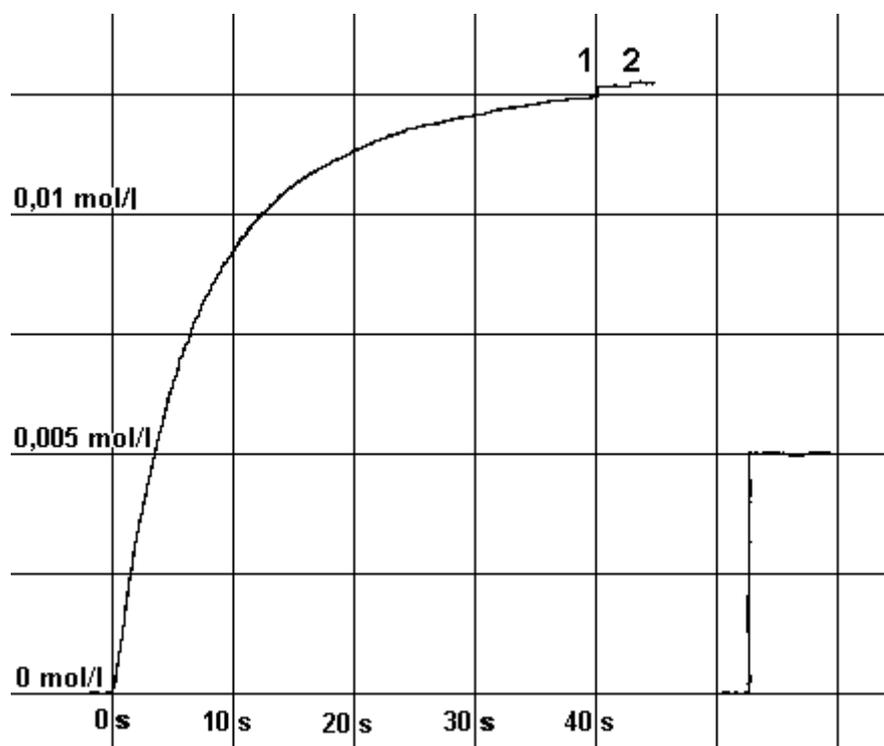


Abb.20: Löslichkeitsprodukt von  $\text{CaSO}_4 * 2\text{H}_2\text{O}$

## Versuch 2: Bestimmung des Löslichkeitsproduktes von $Ag_2SO_4$

### **Aufbau:**

Man benutzt den Versuchsaufbau nach Abb. 7.

### **Durchführung:**

Der Versuch besteht aus zwei Teilversuchen. Man baut zunächst den Versuch gemäß der Abb. 7 auf und legt im Becherglas  $V = 200$  ml Wasser vor. Am Wandler wählt man den Bereich  $0,01$  A x 1. Nach dem Einschalten aller Geräte setzt man einen Teelöffel Silbersulfat zu. Nach ca. 40 s stoppt man den Papiervorschub, rührt 10 min weiter und schaltet den Papiervorschub kurz wieder ein.

Im zweiten Teil des Versuches verfährt man am Anfang genauso, nur setzt man den 200 ml Wasser diesmal genau  $m = 0,62$ g  $Ag_2SO_4$  zu. Dabei wird der Papiervorschub vor der Salzzugabe ausgeschaltet und erst nach Erreichen des Endwertes der Leitfähigkeit für kurze Zeit gestartet. Die so erhaltene Kurve dient als Eichkurve.

### **Ergebnis:**

Man erhält die Kurve in Abb. 21.

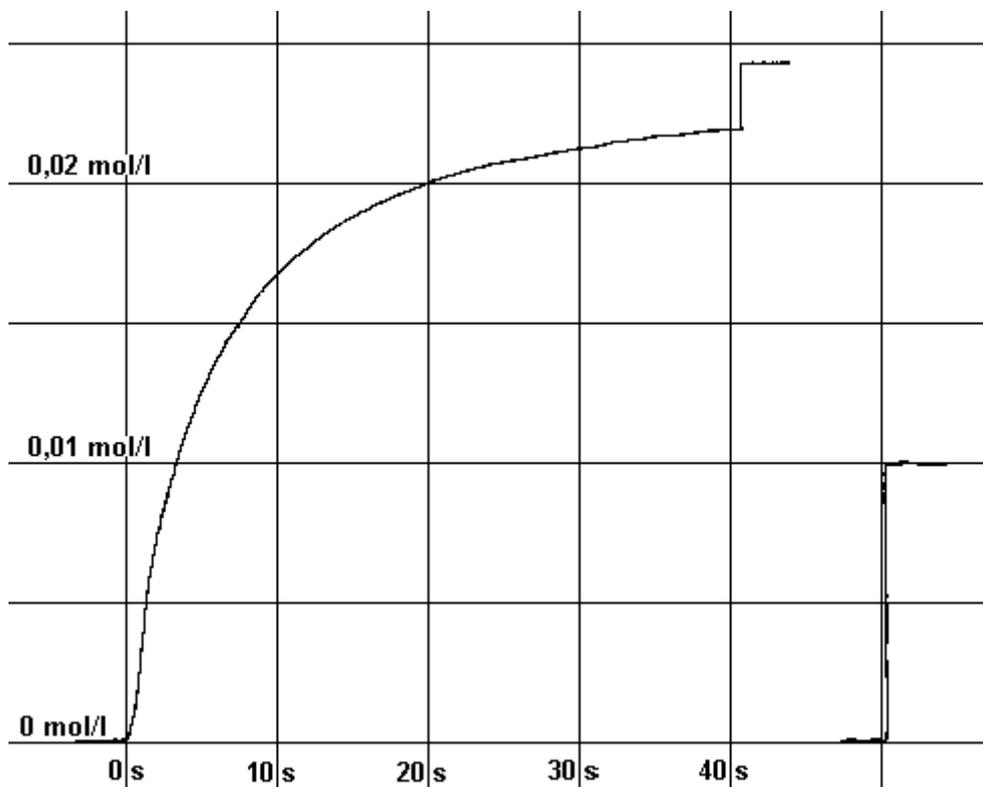


Abb. 21: Löslichkeitsprodukt von  $Ag_2SO_4$

### **Auswertung:**

Aus der Kurve liest man ab:

$$[Ag_2SO_4] = 0,024 \text{ mol/l.}$$

Daraus folgt:

$$[SO_4^{2-}] = 0,024 \text{ mol/l}$$

$$[\text{Ag}^+] = 0,048 \text{ mol/l}$$

$$L = [\text{Ag}^+]^2 * [\text{SO}_4^{2-}] = 5,53 * 10^{-5} (\text{mol/l})^3$$

$$P_L = -\log(L) = 4,3.$$

In der Literatur findet man  $p_L = 4,1$ .

### Versuch 3: Bestimmung des Löslichkeitsproduktes von $\text{PbCl}_2$

#### **Aufbau:**

Man benutzt den Versuchsaufbau nach Abb. 7.

#### **Durchführung:**

Der Versuch besteht aus zwei Teilversuchen. Man baut zunächst den Versuch gemäß der Abb. 7 auf und legt im Becherglas  $V = 200 \text{ ml}$  Wasser vor. Am Wandler wählt man den Bereich  $0,01 \text{ A} \times 1$ . Nach dem Einschalten aller Geräte setzt man einen Teelöffel Bleichlorid zu. Nach ca.  $40 \text{ s}$  stoppt man den Papiervorschub, rührt  $10 \text{ min}$  weiter und schaltet den Papiervorschub kurz wieder ein.

Im zweiten Teil des Versuches verfährt man am Anfang genauso, nur setzt man den  $200 \text{ ml}$  Wasser diesmal genau  $m = 0,554 \text{ g}$   $\text{PbCl}_2$  zu. Dabei wird der Papiervorschub vor der Salzzugabe ausgeschaltet und erst nach Erreichen des Endwertes der Leitfähigkeit für kurze Zeit gestartet. Die so erhaltene Kurve dient als Eichkurve.

#### **Ergebnis:**

Man erhält die Kurve in Abb. 22.

#### **Auswertung:**

Aus der Kurve liest man ab:

$$[\text{PbCl}_2] = 0,027 \text{ mol/l}.$$

Daraus folgt:

$$[\text{Pb}^{2+}] = 0,027 \text{ mol/l}$$

$$[\text{Cl}^-] = 0,054 \text{ mol/l}$$

$$L = [\text{Pb}^{2+}] * [\text{Cl}^-]^2 = 7,87 * 10^{-5} (\text{mol/l})^3$$

$$P_L = -\log(L) = 4,1.$$

Die Literaturangaben schwanken zwischen  $3,8$  und  $4,8$ . Eine mögliche Erklärung für diese Unstimmigkeiten könnte die Temperatur sein. Denn sie ist nicht immer mit angegeben. Und Salze lösen sich bei verschiedenen Temperaturen verschieden gut. Außerdem müsste man, um gemäß der Theorie exakte Werte zu erhalten, statt der Konzentrationen die Aktivitäten ins Löslichkeitsprodukt einsetzen.

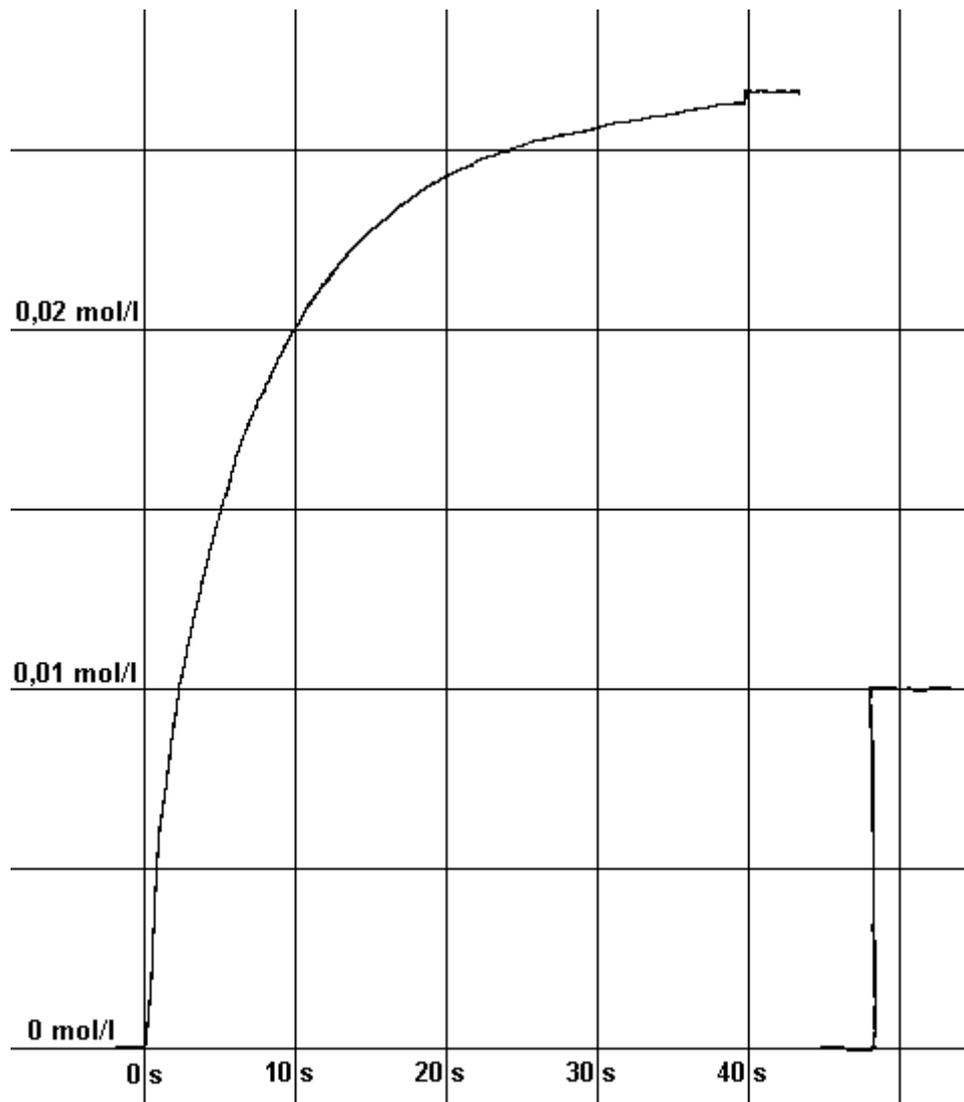


Abb. 22: Löslichkeitsprodukt von  $\text{PbCl}_2$

#### Versuch 4: Bestimmung des Löslichkeitsproduktes von $\text{PbI}_2$

##### **Aufbau:**

Man benutzt den Versuchsaufbau nach Abb. 7.

##### **Durchführung:**

Der Versuch besteht aus zwei Teilversuchen. Man baut zunächst den Versuch gemäß der Abb. 7 auf und legt im Becherglas  $V = 200 \text{ ml}$  Wasser vor. Am Wandler wählt man den Bereich  $0,001 \text{ A} \times 1$ . Nach dem Einschalten aller Geräte setzt man eine Spatelspitze Bleiodid zu. Nach ca. 3 min stoppt man den Papiervorschub, rührt 30 min weiter, bis der Endwert erreicht ist und schaltet den Papiervorschub kurz wieder ein.

Im zweiten Teil des Versuches legt man im Becherglas  $V = 500 \text{ ml}$  Wasser vor, dem man genau  $m = 0,115 \text{ g}$   $\text{PbI}_2$  zusetzt. Dabei wird der Papiervorschub vor der Salzzugabe ausgeschaltet. Man muss 30 min rühren, bis der Endwert der Leitfähigkeit erreicht ist, da  $\text{PbI}_2$  sich nur sehr langsam löst. Der Schreiber wird kurz gestartet. Die so erhaltene Kurve dient als Eichkurve.

##### **Ergebnis:**

Man erhält die Kurve in Abb. 23.

##### **Auswertung:**

Aus der Kurve liest man ab:

$$[\text{PbI}_2] = 0,00145 \text{ mol/l.}$$

Daraus folgt:

$$[\text{Pb}^{2+}] = 0,00145 \text{ mol/l}$$

$$[\text{I}^-] = 0,0029 \text{ mol/l}$$

$$L = [\text{Pb}^{2+}] * [\text{I}^-]^2 = 1,22 * 10^{-8} (\text{mol/l})^3$$

$$P_L = -\log(L) = 7,9.$$

Der Literaturwert beträgt ebenfalls 7,9.

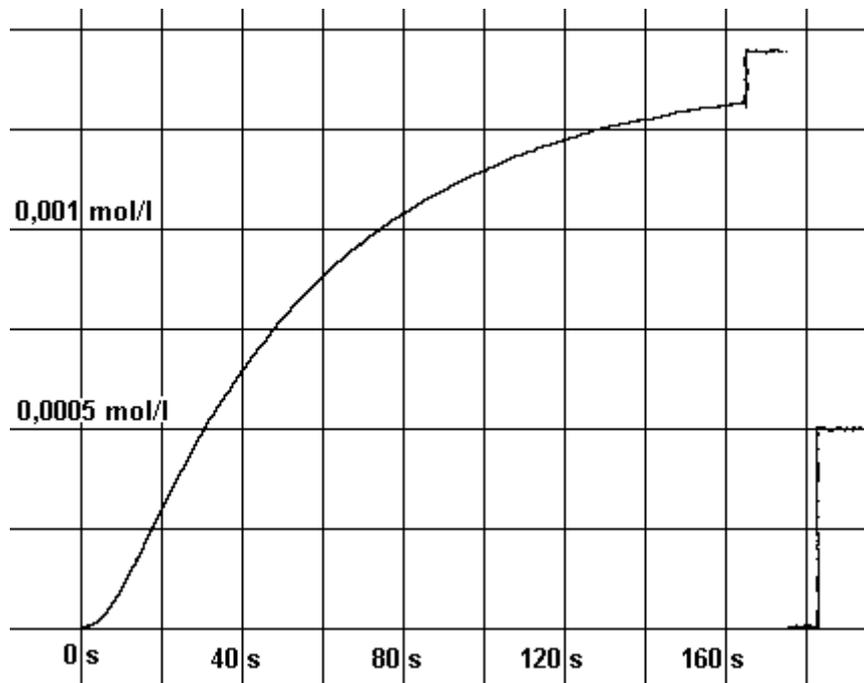


Abb. 23: Löslichkeitsprodukt von  $\text{PbI}_2$

#### 4.4.6 Temperaturabhängigkeit

**Versuch:** Temperaturabhängigkeit der Leitfähigkeit

**Aufbau:**

Man benutzt den Versuchsaufbau nach Abb. 7. Zusätzlich benötigt man einen kleinen Tauchsieder mit einer Leistung von  $P = 300 \text{ W}$  und ein elektrisches Thermometer mit  $\Delta T = 0,1 \text{ }^\circ\text{C}$  Genauigkeit. Beide tauchen zusammen mit den Elektroden gemäß Abb. 7 in ein Becherglas mit dem Volumen  $1 \text{ l}$  ein.

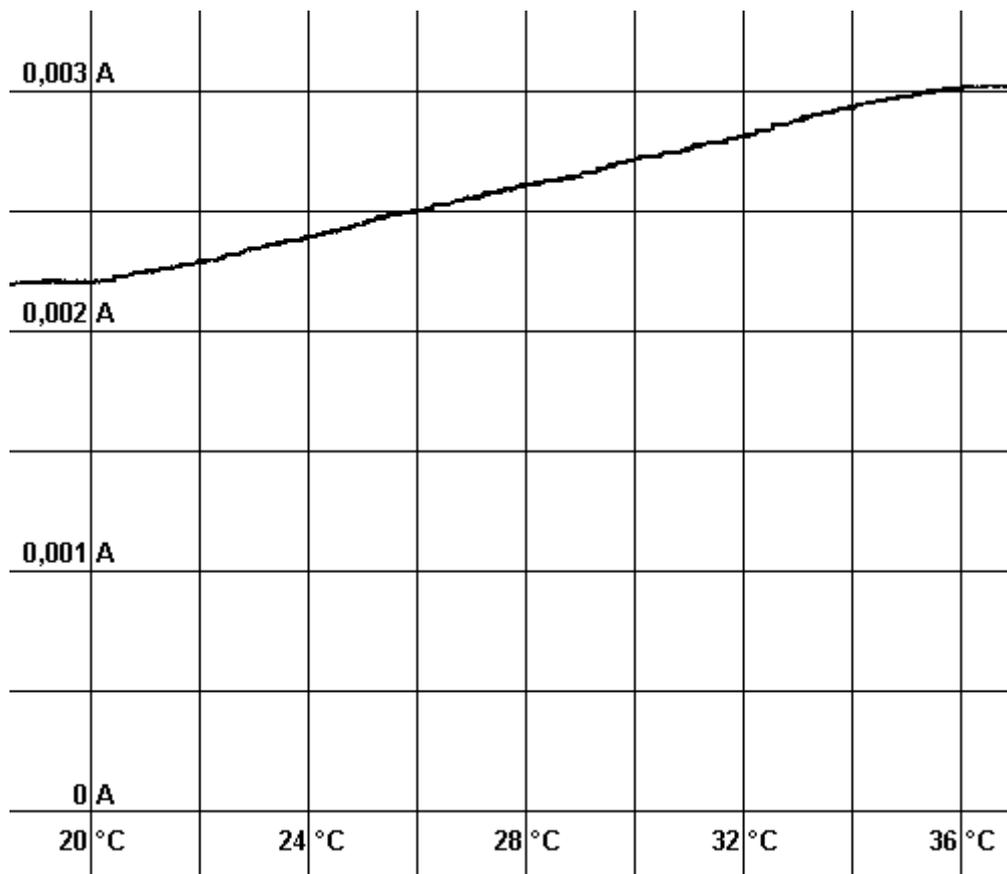
**Durchführung:**

Man füllt das Becherglas mit  $V = 500 \text{ ml}$  KCl-Lösung der Konzentration  $c = 0,01 \text{ mol/l}$ . Am Wandler wählt man den Bereich  $0,01 \text{ A} \times 1$ . Man startet den Rührer und den Schreiber und

liest das Thermometer ab. Dann schließt man den Tauchsieder an die Steckdose an und erwärmt die Lösung, bis die Temperatur um ca. 15 °C gestiegen ist. Bis zu dieser Temperaturerhöhung verläuft die Erwärmung nahezu linear, da die Wärmeverluste an die Umgebung noch gering sind. Man zieht den Tauchsieder aus der Steckdose und schaltet dann den Papiervorschub ab.

**Ergebnis:**

Man erhält die Kurve in Abb. 24. Am Thermometer liest man eine Temperaturerhöhung  $\Delta T = 15,8\text{ °C}$  ab.



**Abb. 24: Temperaturabhängigkeit der Leitfähigkeit**

**Auswertung:**

Offensichtlich nimmt die Leitfähigkeit näherungsweise linear mit der Temperatur zu. Aus der Kurve ermittelt man einen Anstieg der Stromstärke  $\Delta I = 0,00081\text{ A}$  bei einer Temperaturerhöhung von  $\Delta T = 15,8\text{ °C}$ . Man liest ferner bei 20 °C eine Stromstärke von  $I = 0,0022\text{ A}$  ab. Der prozentuale Anstieg  $P$  bezogen auf 20 °C beträgt

$$P = \frac{\frac{\Delta I}{I} * 100\%}{\Delta T} = \frac{\Delta I * 100\%}{I * \Delta T} = \frac{0,00081\text{A} * 100\%}{0,0022\text{A} * 15,8\text{°C}} = 2,3 \frac{\%}{\text{°C}}$$

Kaufliche Leitfähigkeitsmessgeräte rechnen je nach Konzentration der Lösung mit einer variablen Temperaturkompensation von 1,9..2,3 %/°C. Dabei gilt der größere Wert für kleinere Konzentrationen. Das bestätigt auch eine Wiederholung des Versuches mit einer Lösung der

Konzentration  $c = 0,1 \text{ mol/l}$  oder  $c = 1 \text{ mol/l}$ . Dann stellt man fest, dass der Anstieg auch weiterhin linear verläuft, aber mit steigender Konzentration geringer wird. Die Ionen behindern sich offenbar immer stärker in ihrer Wärmebewegung.

## 5. Schülerversuche

### 5.1 Versuchsaufbau

Die in Kapitel 4 vorgestellten Versuche mit einem selbstgebauten Leitfähigkeitsmesser werden erheblich vereinfacht, wenn man über ein Messwerterfassungssystem wie etwa cassy der Firma Leybold verfügt. Besitzt man außerdem das mobile Gerät cassy mobile in größerer Stückzahl, so können die Schüler die Versuche selbst durchführen. Für beide Varianten gibt es eine geeichte Leitfähigkeitselektrode. Die nachträgliche Eichung der Kurven mit einem passenden Koordinatensystem entfällt. Man benötigt für alle Versuche den gleichen Versuchsaufbau nach Abb.1. Ein Magnetrührer ist nicht unbedingt erforderlich. Man kann die Lösung auch mit der LF-Elektrode rühren.

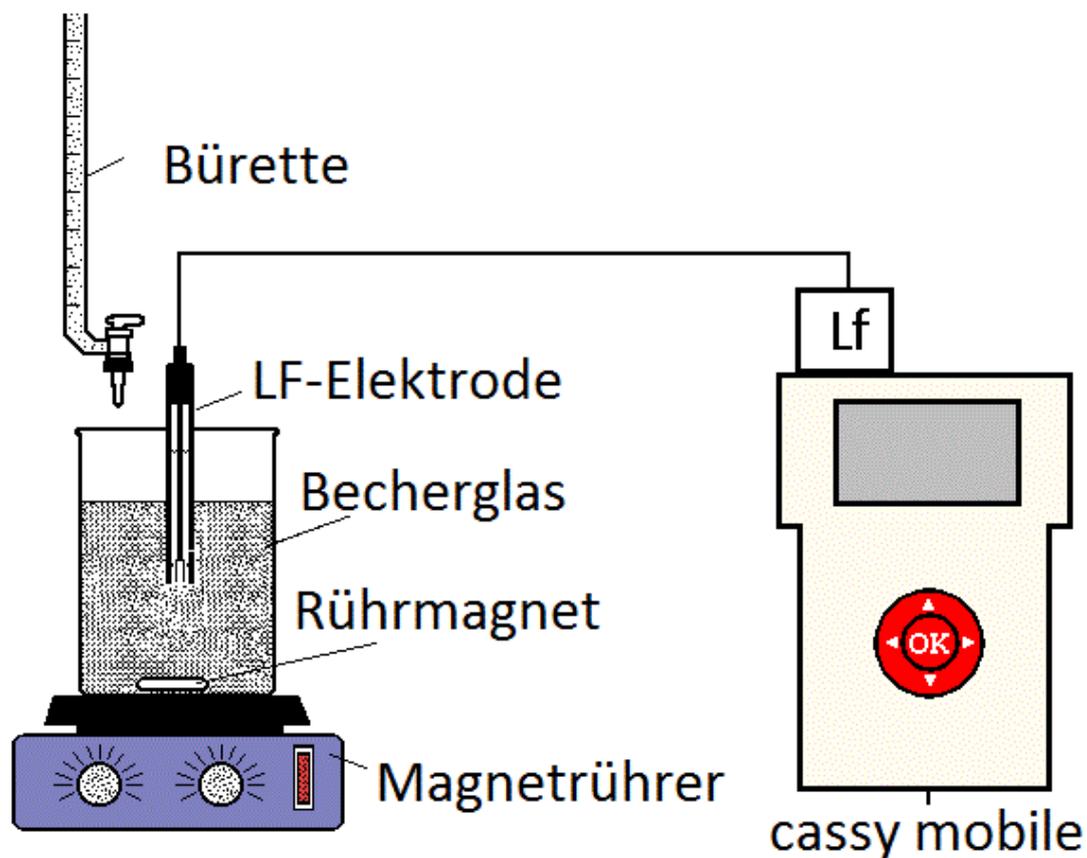


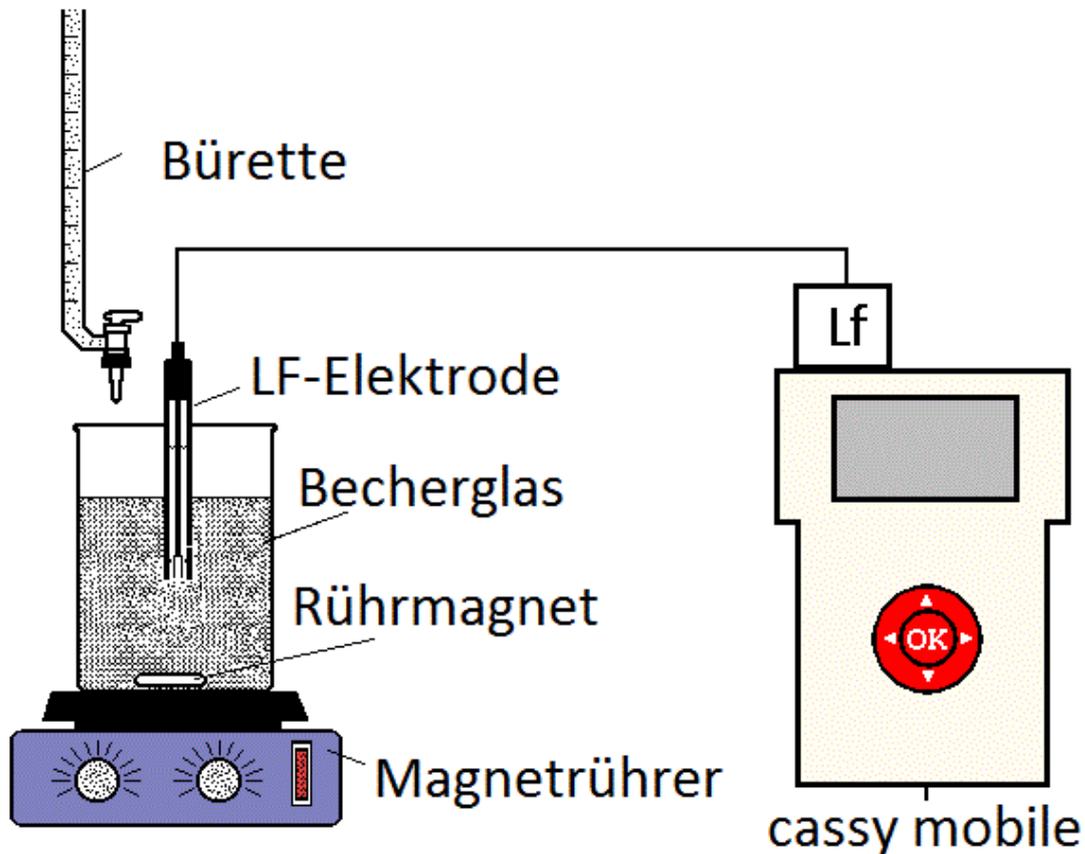
Abb.1: Allgemeiner Versuchsaufbau

Ich habe den Versuchsaufbau in jede Versuchsanleitung mit aufgenommen, da ich sie als fertige Arbeitsblätter konzipiert habe. Die benötigten Einstellungen in cassy mobile werden bei jedem Versuch angegeben. Alternativ können Sie beim Autor zu jedem Experiment eine Beispieldatei anfordern, die Sie mit einem Laptop auf die Geräte kopieren. Wie Sie im Einzelnen vorgehen müssen ist unter Chemie/Schülerversuche/Chemieversuche.pdf auf dieser Webseite beschrieben. In den folgenden Kapiteln werden einige Versuche mit cassy mobile vorgestellt, die sich auf die Themen Leitfähigkeit von Lösungen und Leitfähigkeitstitrationen beziehen. Aber auch Versuche zu den anderen Themenbereichen aus Kapitel 4 wie Reaktionskinetik, Temperaturabhängigkeit oder Löslichkeitsprodukt sind möglich.

## 5.2 Lösungen

### Versuch 1: Leitfähigkeit von Salzsäure

#### Aufbau:



#### Durchführung

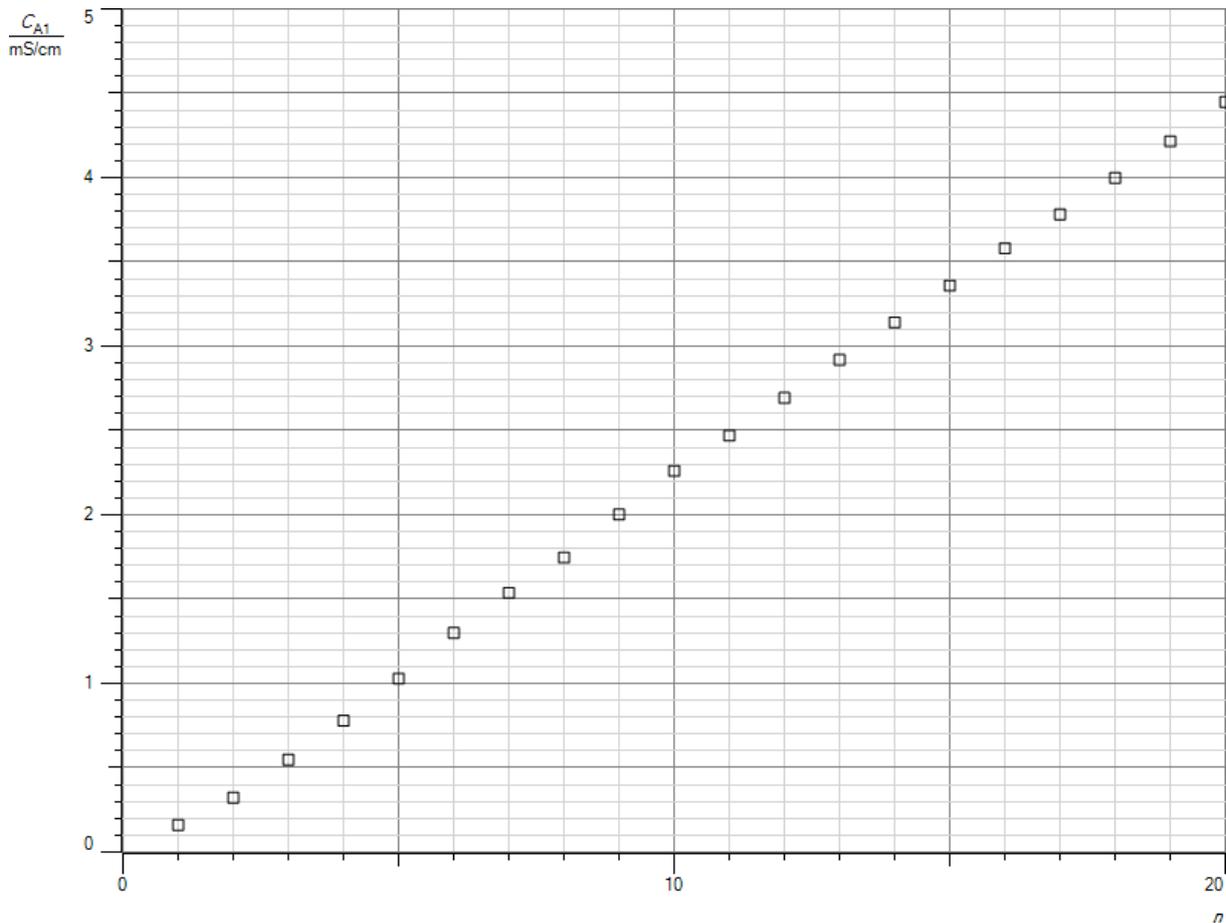
- 1) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 2) Wählen Sie in cassy mobile im Menü Leitfähigkeit  $C_A$  den Bereich 0...10 mS/cm und aktivieren Sie im Startmenü die manuelle Aufnahme der Messwerte.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Salzsäure (c, ätzend) der Konzentration  $c = 0,1$  mol/l.
- 4) Geben Sie ins Becherglas  $V = 100$  ml Wasser.
- 5) Titrieren Sie in Schritten von 0,5 ml, rühren Sie jeweils um und speichern den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie den Versuch nach Zugabe von  $V = 10$  ml Salzsäure.

#### Aufgaben

- a) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- b) Ermitteln Sie die Steigung der Kurve und errechnen Sie die Äquivalentleitfähigkeit für Salzsäure.
- c) Vergleichen Sie Ihr Ergebnis mit dem Literaturwert von  $\lambda = 426,1$  mS\*l/(cm\*mol) bei  $T = 25$  °C und diskutieren Sie mögliche Abweichungen.

**Beobachtung:**

Man erhält z.B. folgende Messkurve:



**Abb.1: Leitwert Salzsäure**

**Auswertung:**

- Durch die schrittweise Zugabe der Salzsäure steigt die Konzentration der Salzsäure in der Lösung kontinuierlich an. Mit ihr nimmt der Leitwert zu.
- Legt man durch die Messkurve mit cassy eine Ausgleichsgerade, so erhält man eine Steigung  $m$

$$m = 0,222 \text{ mS/cm.}$$

Berücksichtigt man, dass sich die Konzentration der Salzsäure pro Schritt um

$$\Delta c = \frac{0,5 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} * 0,1 \text{ mol/l} = 0,0005 \text{ mol/l}$$

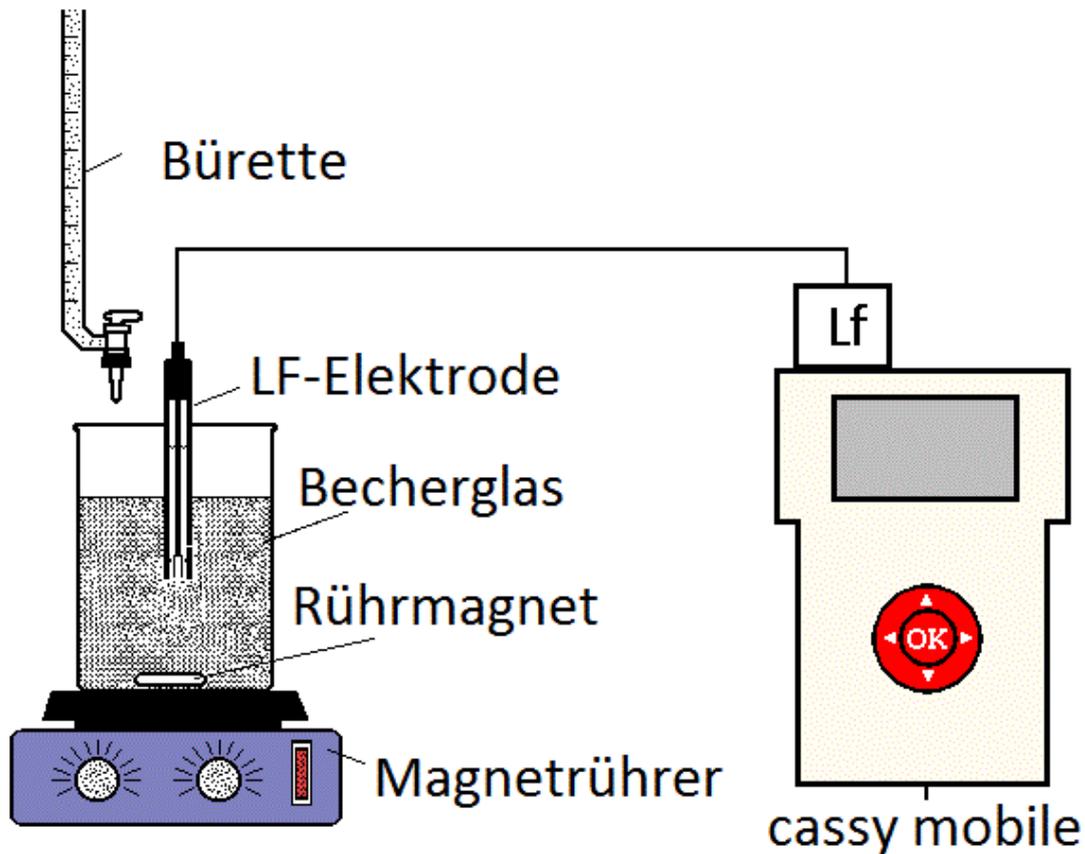
ändert, so ergibt sich eine Äquivalentleitfähigkeit

$$\lambda = \frac{0,222 \text{ mS/cm}}{0,0005 \text{ mol/l}} = 444 \frac{\text{mS} * \text{l}}{\text{mol} * \text{cm}} = 444 \frac{\text{S} * \text{cm}^2}{\text{mol}}$$

- c) Literaturwert und Messwert stimmen im Rahmen der Messgenauigkeit recht gut überein. Mögliche Fehlerquellen sind die Temperatur und Ungenauigkeiten bei der Zugabe der Salzsäure und beim Abmessen des Volumens des Wassers. Außerdem weichen die Literaturwerte je nach Quelle um bis zu 10% voneinander ab, da nicht immer die genaue Messtempertur mit angegeben wird.

## Versuch 2: Leitfähigkeit von Natronlauge

### Aufbau:



### Durchführung

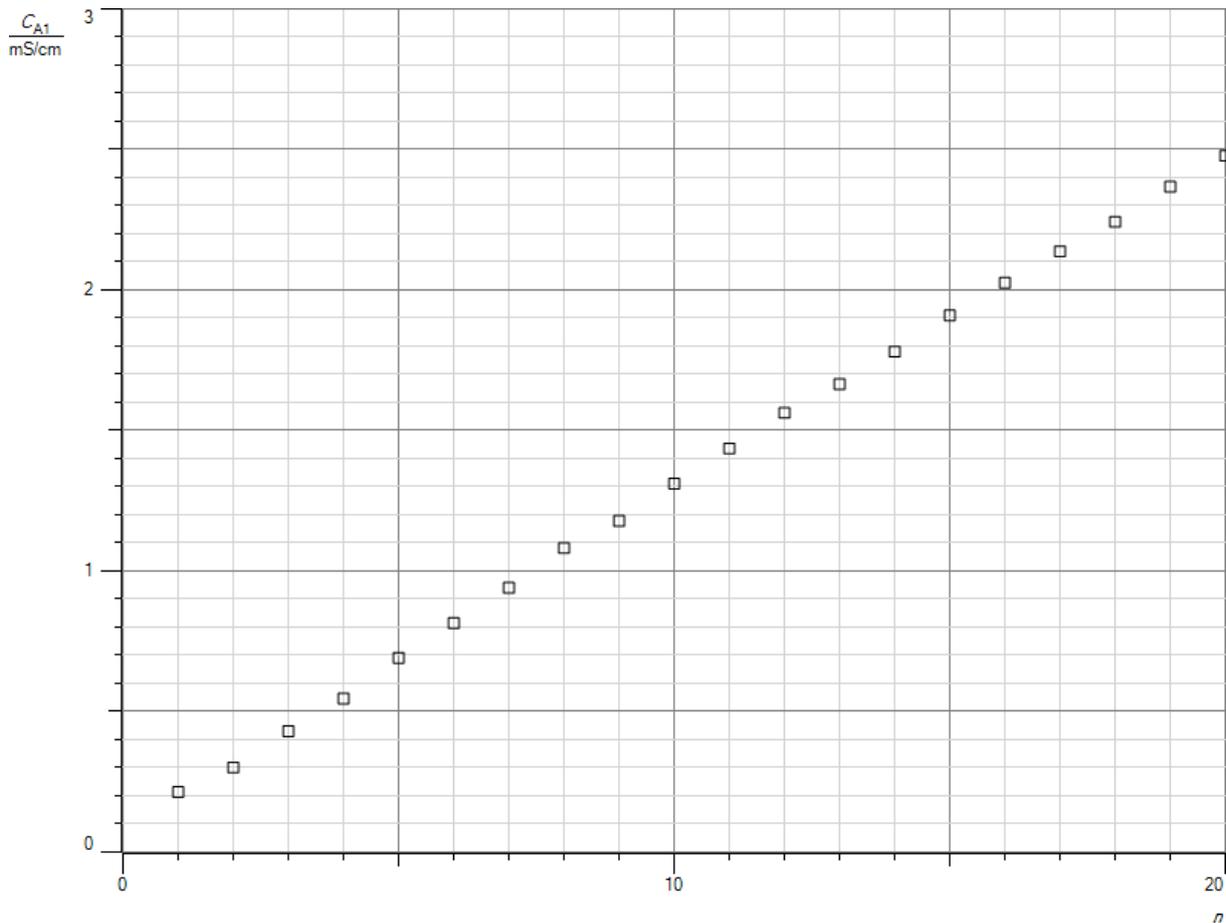
- 1) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 2) Wählen Sie in cassy mobile im Menü Leitfähigkeit  $C_A$  den Bereich 0...10 mS/cm und aktivieren Sie im Startmenü die manuelle Aufnahme der Messwerte.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Natronlauge (c, ätzend) der Konzentration  $c = 0,1 \text{ mol/l}$ .
- 4) Geben Sie ins Becherglas  $V = 100 \text{ ml}$  Wasser.
- 5) Titrieren Sie in Schritten von 0,5 ml, rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie den Versuch nach Zugabe von  $V = 10 \text{ ml}$  Natronlauge.

### Aufgaben

- a) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- b) Ermitteln Sie die Steigung der Kurve und errechnen Sie die Äquivalentleitfähigkeit der Natronlauge.
- c) Vergleichen Sie Ihr Ergebnis mit dem Literaturwert von  $\lambda = 249,3 \text{ mS}^* \text{ l}/(\text{cm}^* \text{ mol})$  bei  $T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$  und diskutieren Sie mögliche Abweichungen.

**Beobachtung:**

Man erhält z.B. folgende Messkurve:



**Abb.1: Leitwert Natronlauge**

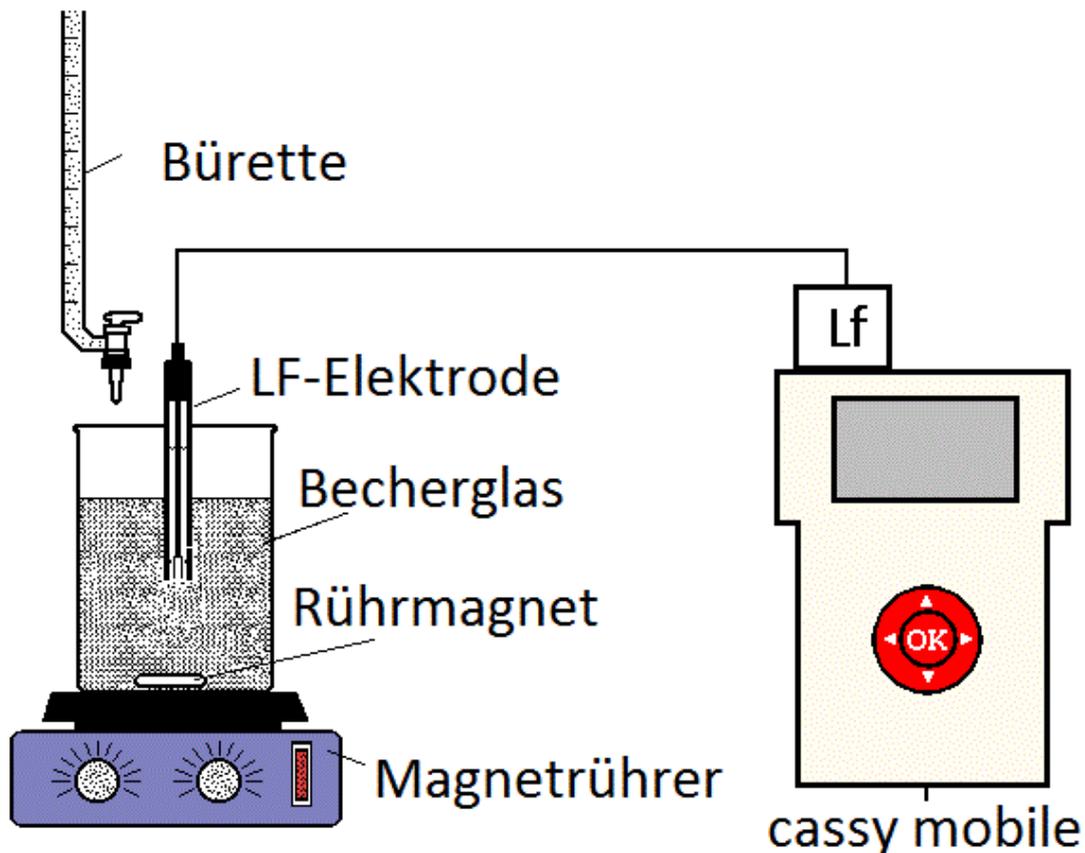
**Auswertung:**

- Durch die schrittweise Zugabe der Natronlauge steigt die Konzentration der Natronlauge in der Lösung kontinuierlich an. Mit ihr nimmt der Leitwert zu.
- Wertet man die Kurve analog zu Versuch 1 aus, so erhält man eine Äquivalentleitfähigkeit

$$\lambda = 254 \frac{S * cm^2}{mol}$$

- Messergebnis und Literaturwert stimmen sehr gut überein. Mögliche Fehlerquellen wurden bereits in Versuch 1 diskutiert.

### Versuch 3: Leitfähigkeit von Schwefelsäure



#### Durchführung

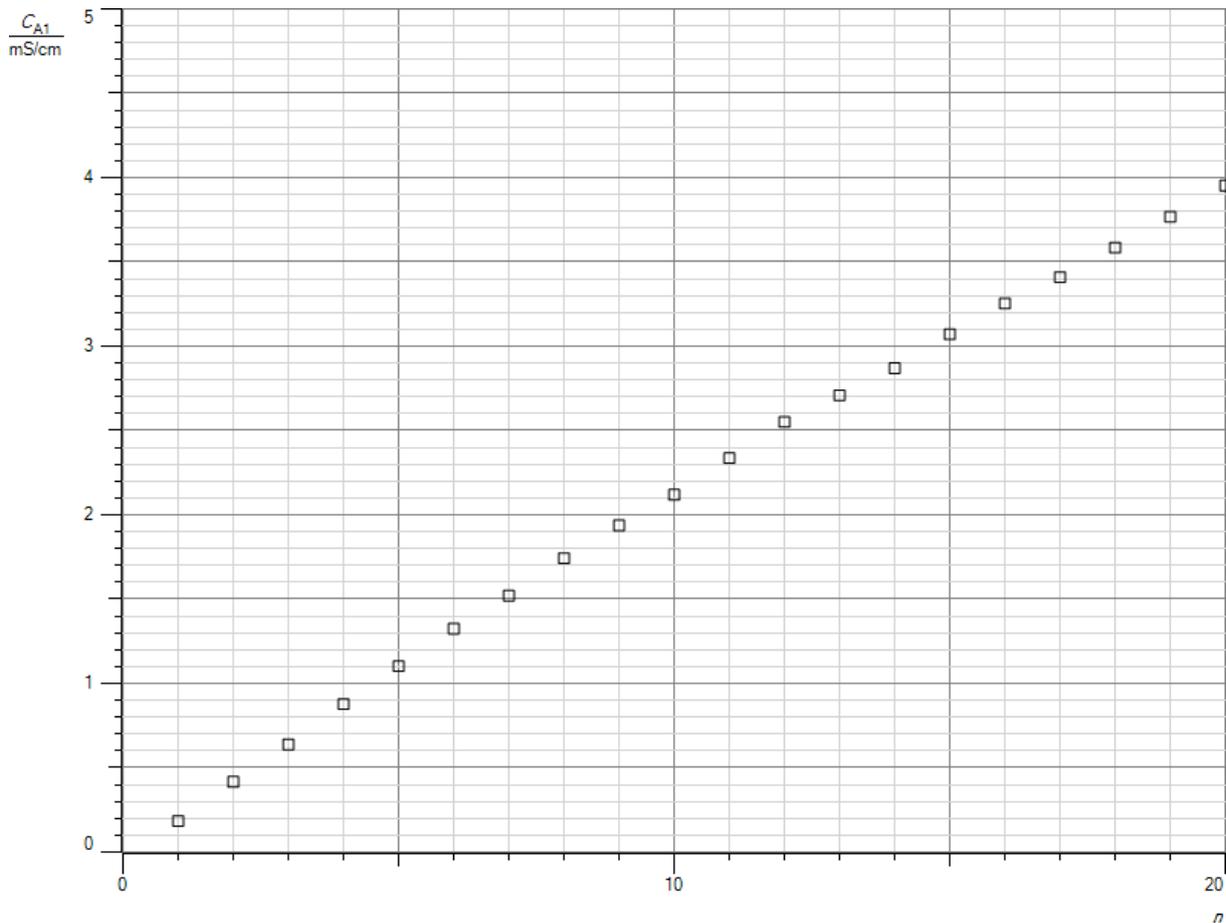
- 1) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 2) Wählen Sie in cassy mobile im Menü Leitfähigkeit  $C_A$  den Bereich 0...10 mS/cm und aktivieren Sie im Startmenü die manuelle Aufnahme der Messwerte.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Schwefelsäure (c, ätzend) der Konzentration  $c = 0,05 \text{ mol/l}$ .
- 4) Geben Sie ins Becherglas  $V = 100 \text{ ml}$  Wasser.
- 5) Titrieren Sie in Schritten von 0,5 ml, rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie den Versuch nach Zugabe von  $V = 10 \text{ ml}$  Schwefelsäure.

#### Aufgaben

- a) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- b) Ermitteln Sie die Steigung der Kurve und errechnen die Äquivalentleitfähigkeit der Schwefelsäure.
- c) Vergleichen Sie Ihr Ergebnis mit dem Literaturwert von  $\lambda = 859,4 \text{ S}\cdot\text{cm}^2/\text{mol}$  bei  $T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$  und diskutieren Sie mögliche Abweichungen.

**Beobachtung:**

Man erhält z.B. folgende Messkurve:



**Abb.1: Leitwert Schwefelsäure**

**Auswertung:**

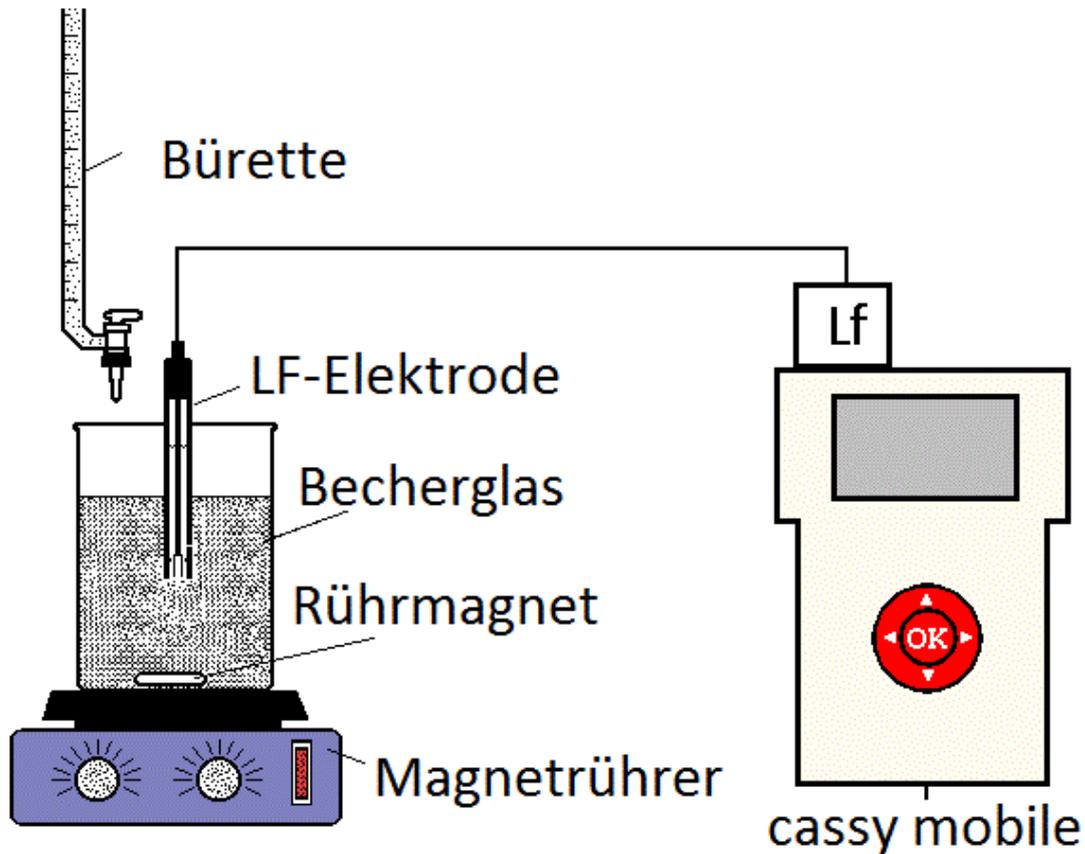
- Durch die schrittweise Zugabe der Schwefelsäure steigt die Konzentration der Schwefelsäure in der Lösung kontinuierlich an. Mit ihr nimmt der Leitwert zu.
- Wertet man die Kurve analog zu Versuch 1 aus, so erhält man eine Äquivalentleitfähigkeit

$$\lambda = 788 \frac{S * cm^2}{mol}$$

- Messergebnis und Literaturwert stimmen im Rahmen der Messgenauigkeit recht gut überein. Mögliche Fehlerquellen wurden bereits in Versuch 1 diskutiert.

## 5.3 Titrationsen

### Versuch 1: Säuregehalt von Cola



#### Durchführung

- 1) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 2) Wählen Sie in cassy mobile im Menü Leitfähigkeit  $C_A$  den Bereich 0...3 mS/cm und aktivieren Sie im Startmenü die manuelle Aufnahme der Messwerte.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Natronlauge (c, ätzend) der Konzentration  $c = 0,1 \text{ mol/l}$ .
- 4) Geben Sie ins Becherglas  $V = 100 \text{ ml}$  Cola und rühren Sie 10 Minuten um.
- 5) Titrieren in Schritten von 0,5 ml, rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von  $V = 10 \text{ ml}$  Natronlauge.

#### Aufgaben

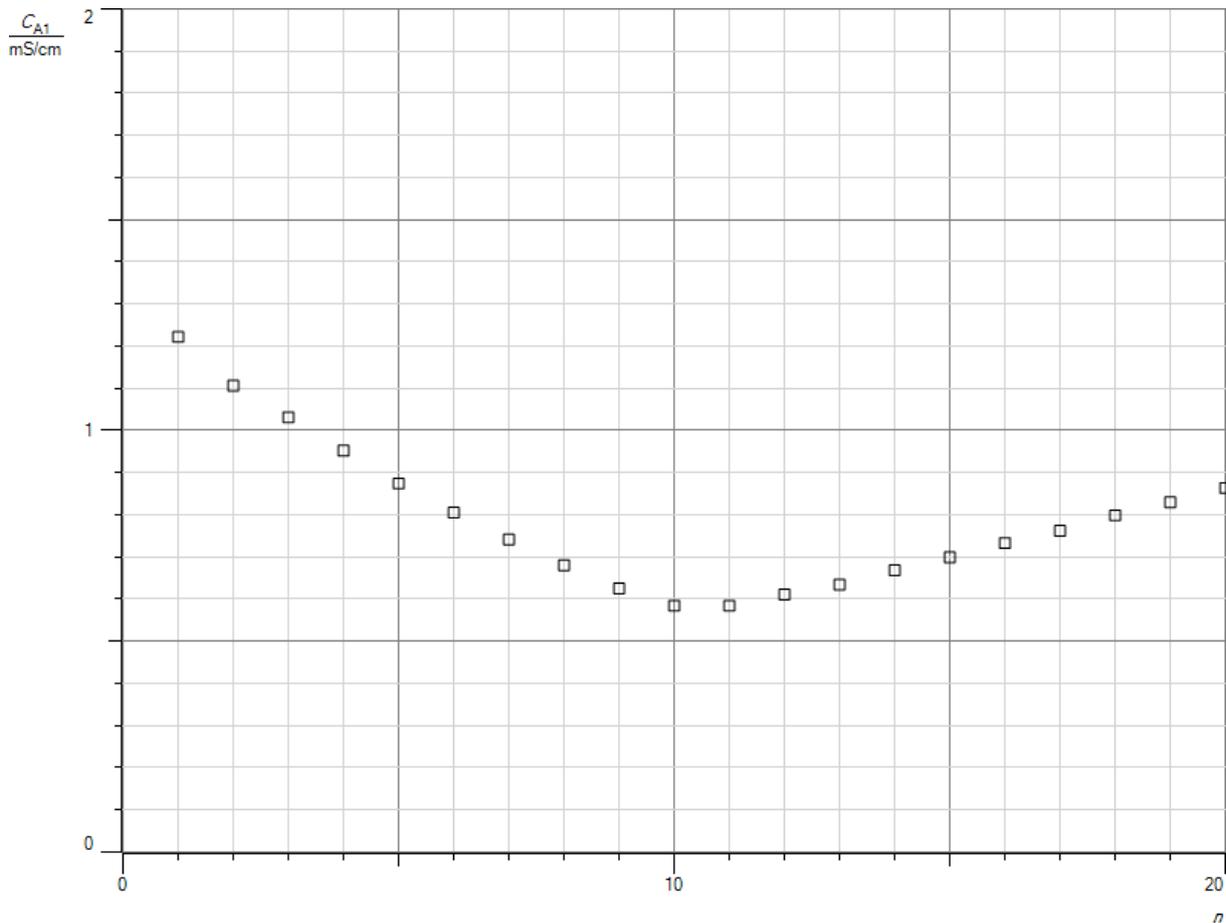
- a) Begründen Sie, warum man die Cola vor der Titration 10 Minuten rühren muss.
- b) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- c) Ermitteln Sie aus der Messkurve den Äquivalenzpunkt.
- d) Berechnen Sie den Gehalt der Cola an Phosphorsäure in mg/l.

#### Hinweis

Phosphorsäure hat die Formel  $\text{H}_3\text{PO}_4$  und ist dreiprotonig.

**Beobachtung:**

Man erhält z. B. folgende Messkurve:



**Abb.1: Phosphorsäuregehalt in Cola**

**Auswertung:**

- Cola enthält neben Phosphorsäure auch gelöstes Kohlendioxid, das die Titration verfälschen würde. Es verflüchtigt sich durch Rühren.
- Zunächst sinkt die Leitfähigkeit, da die  $\text{H}^+$ -Ionen der Säure nach und nach neutralisiert werden und durch weniger gut leitende Natriumionen ersetzt werden. Nach dem Äquivalenzpunkt steigt die Leitfähigkeit an, da die Hydroxidionen nicht mehr neutralisiert werden und die Konzentration der Natriumionen steigt.
- Der Äquivalenzpunkt liegt bei einer Zugabe von

$$V = 10 * 0,5\text{ml} = 5\text{ml}$$

Natronlauge.

- Daraus folgt mit der Titergleichung für die Konzentration  $c$  der Phosphorsäure:

$$c = \frac{5\text{ml} * 0,1\text{mol/l} * 1}{100\text{ml} * 3} = 1,67 * 10^{-3}\text{mol/l.}$$

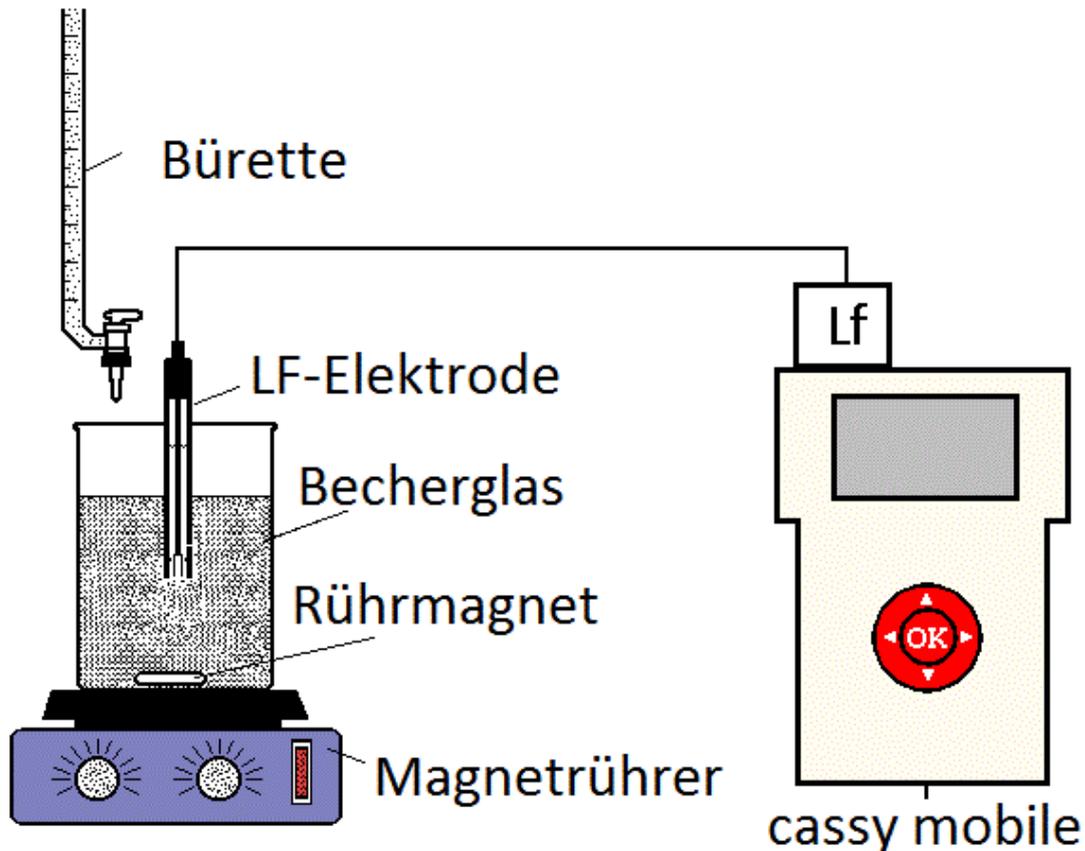
Die Molmasse  $M$  von Phosphorsäure beträgt:

$$M = (3 * 1 + 1 * 31 + 4 * 16)g/mol = 98g/mol.$$

Damit ergibt sich für den Phosphorsäuregehalt  $G$  der Cola

$$G = c * M = 0,164g/l = 164mg/l.$$

## Versuch 2: Leitfähigkeitstiteration von Natronlauge mit Salzsäure



### Durchführung

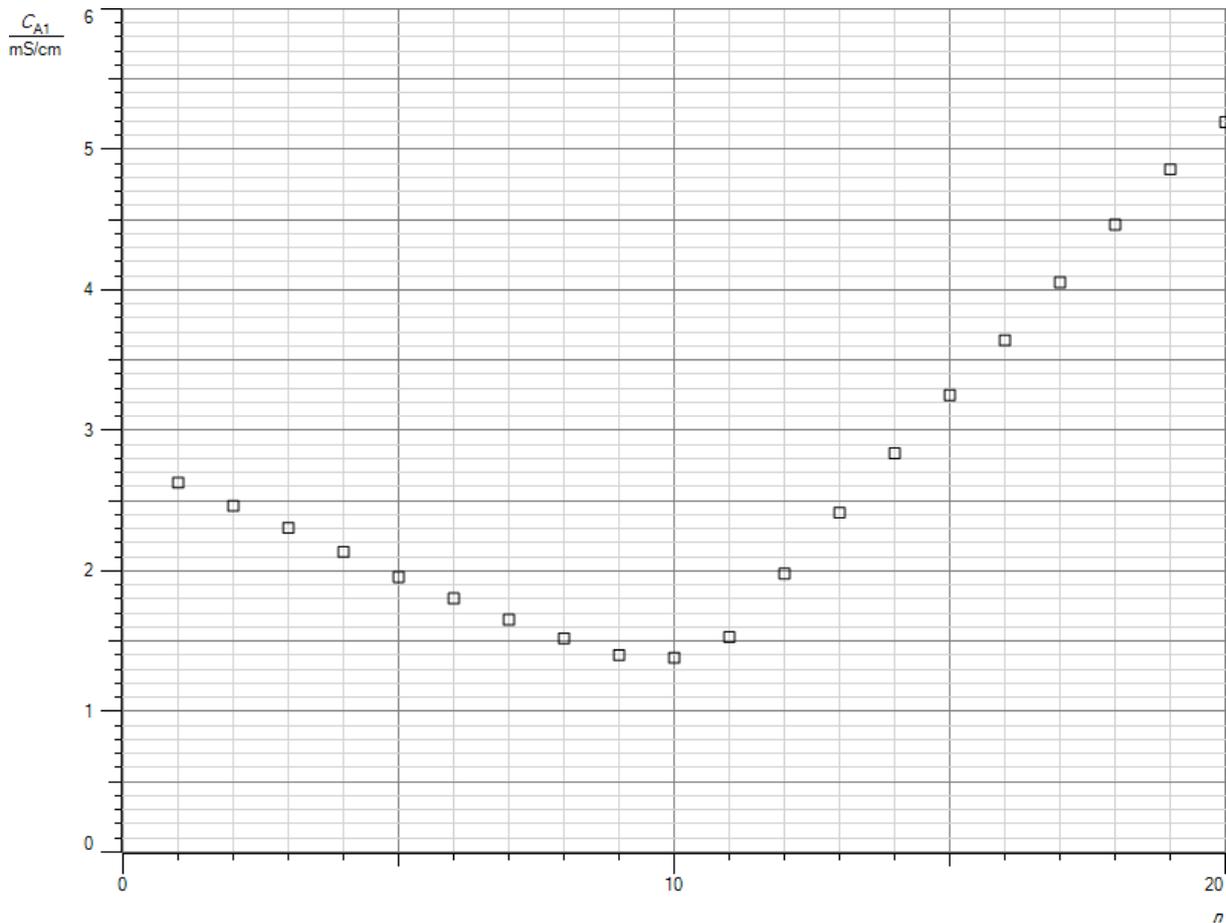
- 1) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 2) Wählen Sie in cassy mobile im Menü Leitfähigkeit  $C_A$  den Bereich 0...10 mS/cm und aktivieren Sie im Startmenü die manuelle Aufnahme der Messwerte.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Salzsäure (c, ätzend) der Konzentration  $c = 0,1 \text{ mol/l}$ .
- 4) Geben Sie ins Becherglas  $V = 10 \text{ ml}$  Natronlauge (c, ätzend) der Konzentration  $c = 0,1 \text{ mol/l}$  und füllen Sie mit Wasser auf  $V = 100 \text{ ml}$  auf.
- 5) Titrieren in Schritten von 1 ml, rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von  $V = 20 \text{ ml HCl}$ .

### Aufgaben

- a) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- b) Ermitteln Sie aus dem Diagramm den Äquivalenzpunkt.
- c) Berechnen Sie die Konzentration der Natronlauge und vergleichen Sie sie mit dem Aufdruck auf der Flasche.

**Beobachtung:**

Man erhält z.B. folgende Messkurve:



**Abb.1: Leitfähigkeitstiteration NaOH mit HCl**

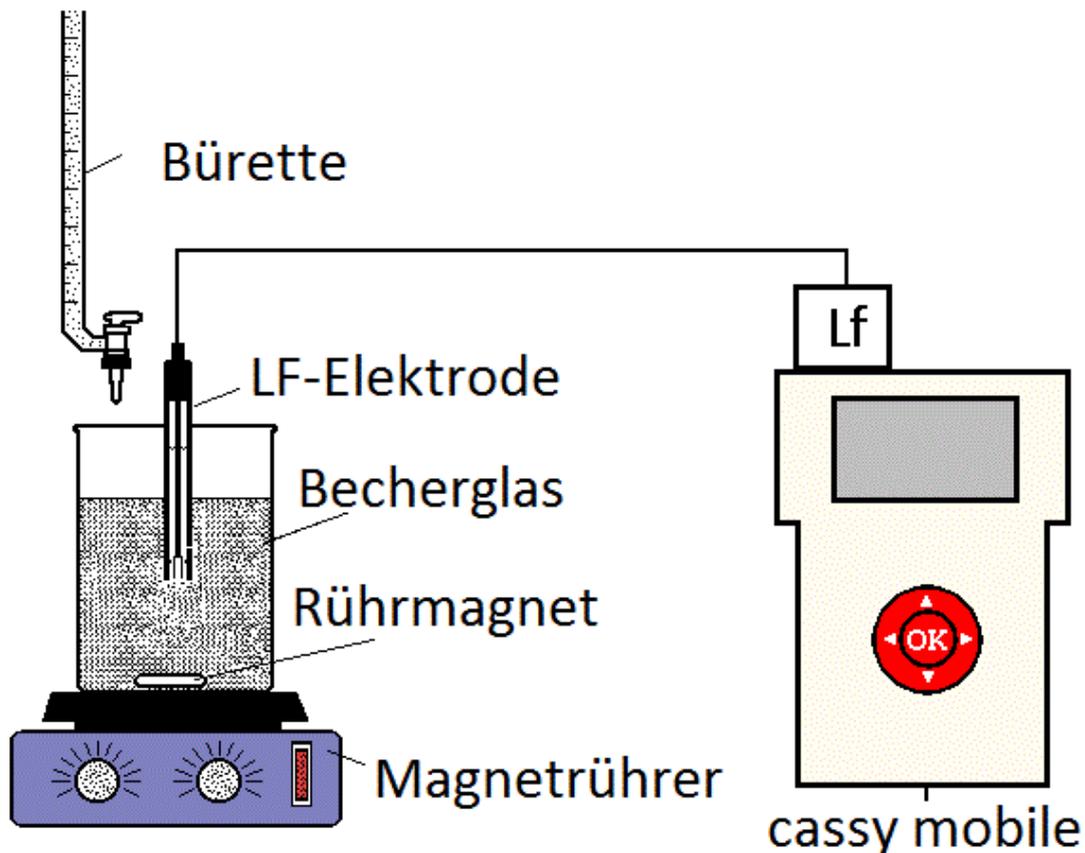
**Auswertung:**

- Zunächst sinkt die Leitfähigkeit, da die vorhandenen  $\text{OH}^-$ -Ionen durch die  $\text{H}^+$ -Ionen der Säure neutralisiert werden. Sie werden durch weniger gut leitende Chloridionen ersetzt. Daher sinkt die Leitfähigkeit am Äquivalenzpunkt nicht auf null ab. Nach dem Äquivalenzpunkt steigt die Leitfähigkeit an, weil die Konzentration der Salzsäure in der Lösung zunimmt. Die Kurve verläuft nach dem Äquivalenzpunkt steiler als davor, da Salzsäure eine höhere Äquivalentleitfähigkeit hat als Natronlauge.
- Der Äquivalenzpunkt liegt bei  $V = 10 \text{ ml}$  Salzsäure.
- Damit ergibt sich für die Konzentration  $c$  der Natronlauge

$$c = \frac{10 \text{ ml} * 0,1 \text{ mol/l} * 1}{10 \text{ ml} * 1} = 0,1 \text{ mol/l.}$$

Messergebnis und Aufdruck auf der Flasche stimmen überein.

### Versuch 3: Leitfähigkeitstiteration von Sprudel mit Salzsäure



#### Durchführung

- 1) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 2) Wählen Sie in cassy mobile im Menü Leitfähigkeit  $C_A$  den Bereich 0...3 mS/cm und aktivieren Sie im Startmenü die manuelle Aufnahme der Messwerte.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Salzsäure (c, ätzend) der Konzentration  $c = 0,1$  mol/l.
- 4) Geben Sie ins Becherglas  $V = 20$  ml Sprudel, füllen Sie mit Wasser auf  $V = 100$  ml auf und rühren Sie 10 Minuten um.
- 5) Titrieren Sie in Schritten von 0,5 ml, rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von  $V = 10$  ml Salzsäure.

#### Aufgaben

- a) Begründen Sie, warum man den Sprudel vor der Titration 10 Minuten rühren muss.
- b) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- c) Ermitteln Sie aus der Messkurve den Äquivalenzpunkt.
- d) Berechnen Sie den Gehalt des Sprudels an Hydrogencarbonationen in g/l.
- e) Vergleichen Sie Ihr Ergebnis mit der Aufschrift auf der Sprudelflasche. Diskutieren Sie mögliche Abweichungen. Erkundigen Sie sich nach dem Gehalt an  $\text{HCO}_3^-$ -Ionen in verschiedenen Sprudelsorten und diskutieren Sie das Ergebnis.

#### Hinweis

Hydrogencarbonationen haben die Formel  $\text{HCO}_3^-$  und sind einprotonig.

### Beobachtung:

Man erhält z.B. folgende Messkurve:

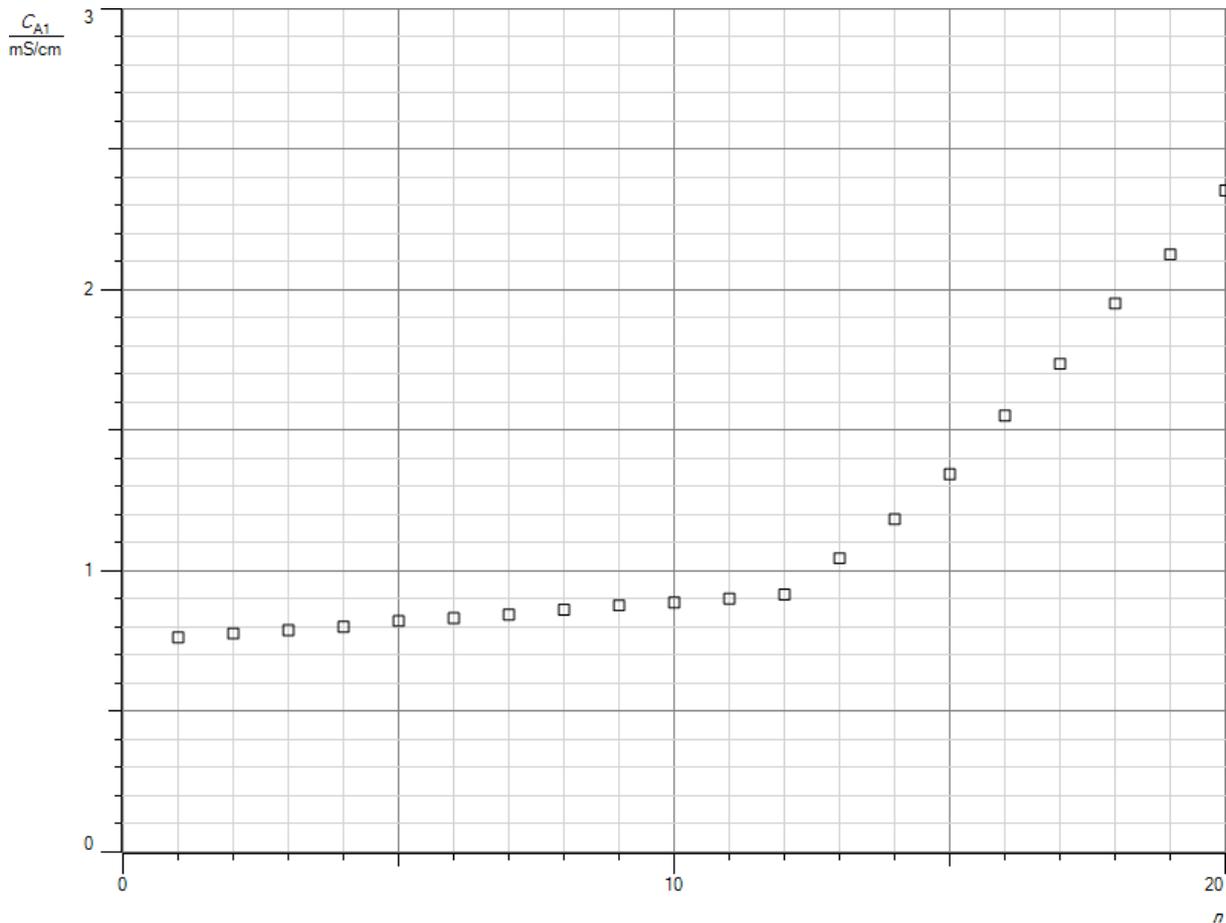


Abb.1: Hydrogencarbonatgehalt in Sprudel

### Auswertung

- Sprudel enthält gelöstes Kohlendioxid, das die Messung verfälschen würde. Es verflüchtigt sich durch Rühren.
- Zunächst steigt die Leitfähigkeit langsam an, da die vorhandenen  $\text{HCO}_3^-$ -Ionen durch die  $\text{H}^+$ -Ionen der Säure neutralisiert werden. Sie werden durch etwas besser leitende Chloridionen ersetzt. Nach dem Äquivalenzpunkt steigt die Leitfähigkeit stark an, weil die Konzentration der Salzsäure in der Lösung zunimmt.
- Legt man durch beide Teilabschnitte Ausgleichsgeraden, so schneiden sie sich bei

$$V = 12 * 0,5\text{ml} = 6\text{ml}$$

Salzsäure.

- Damit ergibt sich für die Konzentration  $c$  der  $\text{HCO}_3^-$ -Ionen

$$c = \frac{6\text{ml} * 0,1\text{mol/l} * 1}{20\text{ml} * 1} = 0,03\text{mol/l.}$$

Die Molmasse  $M$  der  $\text{HCO}_3^-$ -Ionen beträgt:

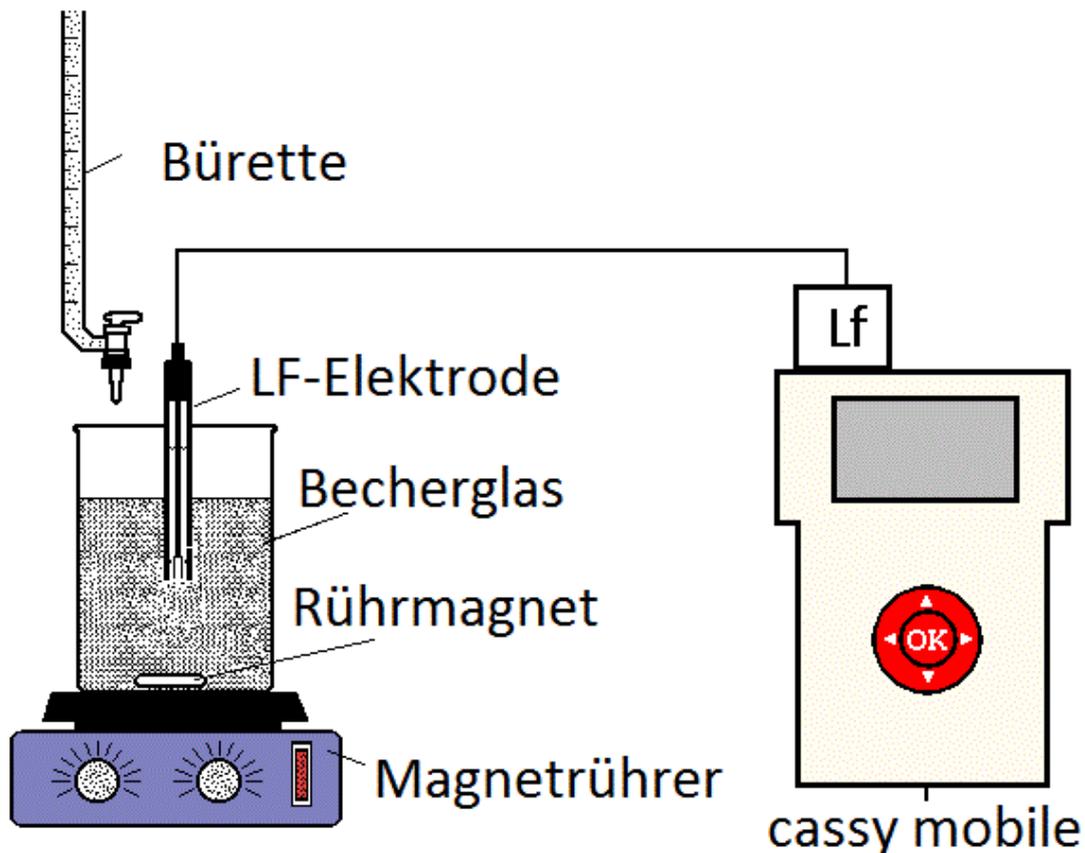
$$M = (1 * 1 + 1 * 12 + 3 * 16)g/mol = 61g/mol.$$

Damit erhält man einen Gehalt an  $\text{HCO}_3^-$ -Ionen im Sprudel:

$$G = c * M = 1,83g/l.$$

- e) Auf der Sprudelflasche wird er mit  $G = 1,816 \text{ g/l}$  angegeben. Messwert und Aufschrift auf der Flasche stimmen im Rahmen der Messgenauigkeit sehr gut überein. Der Gehalt an Hydrogencarbonationen hängt je nach Kalkgehalt des Untergrundes stark von der Herkunft des Mineralwassers ab. Sollte er unter  $G = 0,5 \text{ g/l}$  liegen, so muss man den Sprudel im Versuch nicht durch Wasser verdünnen.

#### Versuch 4: Leitfähigkeitstiteration von Bariumhydroxid mit Schwefelsäure



#### Durchführung

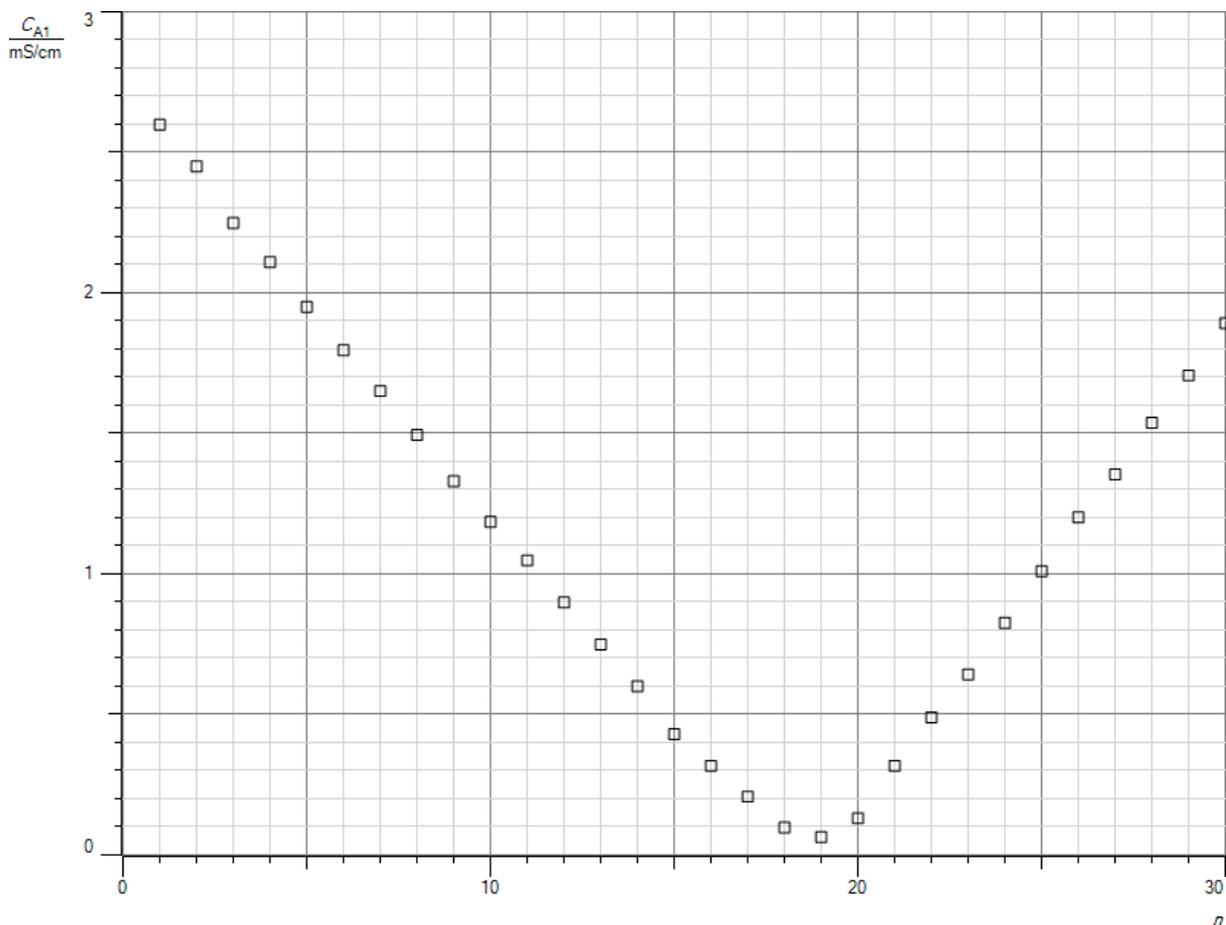
- 1) Bauen Sie den Versuch gemäß der Abb. auf.
- 2) Wählen Sie in cassy mobile im Menü Leitfähigkeit  $C_A$  den Bereich 0...3 mS/cm und aktivieren Sie im Startmenü die manuelle Aufnahme der Messwerte.
- 3) Füllen Sie die Bürette mit Schwefelsäure (c, ätzend) der Konzentration  $c = 0,05 \text{ mol/l}$ .
- 4) Geben Sie ins Becherglas  $V = 10 \text{ ml}$  Bariumhydroxidlösung (c, mindergiftig) der Konzentration  $c = 0,05 \text{ mol/l}$  und füllen Sie mit Wasser auf  $V = 100 \text{ ml}$  auf.
- 5) Titrieren Sie in Schritten von 0,5 ml, rühren Sie jeweils um und speichern Sie den Messwert durch Drücken der OK-Taste.
- 6) Beenden Sie die Titration nach Zugabe von  $V = 15 \text{ ml}$  Schwefelsäure.

#### Aufgaben

- a) Erläutern und erklären Sie den Kurvenverlauf.
- b) Ermitteln Sie aus dem Diagramm den Äquivalenzpunkt.
- c) Berechnen Sie die genaue Konzentration der Bariumhydroxidlösung.

**Beobachtung:**

Man erhält z.B. folgende Messkurve:



**Abb.1: Leitfähigkeitstiteration von  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  mit  $\text{H}_2\text{SO}_4$**

- a) Zunächst sinkt die Leitfähigkeit, da die vorhandenen  $\text{OH}^-$ -Ionen durch die  $\text{H}^+$ -Ionen der Säure neutralisiert werden. Sie reagieren zu neutralen Wassermolekülen. Gleichzeitig bildet sich schwerlösliches Bariumsulfat  $\text{BaSO}_4$ , das ausfällt. Daher sinkt die Leitfähigkeit am Äquivalenzpunkt fast auf null ab. Nach dem Äquivalenzpunkt steigt die Leitfähigkeit an, weil die Konzentration der Schwefelsäure in der Lösung zunimmt.
- b) Der Äquivalenzpunkt liegt bei

$$V = 19 \cdot 0,5\text{ml} = 9,5\text{ml}$$

Schwefelsäure.

- c) Damit ergibt sich für die Konzentration  $c$  der Bariumhydroxidlösung

$$c = \frac{9,5\text{ml} \cdot 0,05\text{mol/l} \cdot 2}{10\text{ml} \cdot 2} = 0,0475\text{mol/l}.$$

## 6. Literatur

- 1) Elemente Chemie Oberstufe, Ernst Klett Verlag, Stuttgart, Leipzig 2015
- 2) W. Jost, J. Troe, Kurzes Lehrbuch der physikalischen Chemie 18. Auflage, Steinkopff-Verlag, Darmstadt 1973
- 3) Bergmann-Schäfer, Lehrbuch der Experimentalphysik, Band II Elektrizität und Magnetismus, de Gruyter Verlag, Berlin 1971