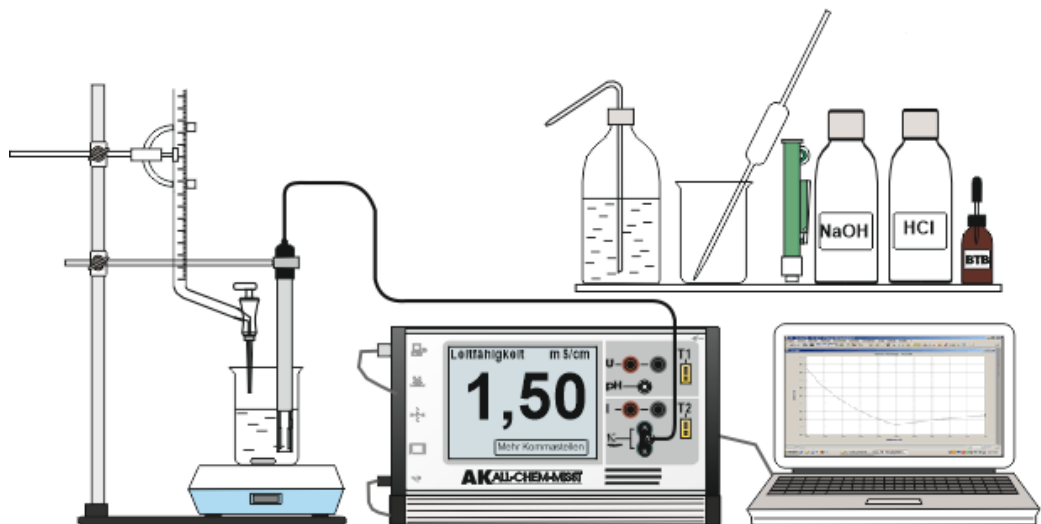




Prinzip

Da sich bei der Neutralisation die Leitfähigkeit ändert, kann man die Titration auch konduktometrisch verfolgen. Die Qualität der Endpunkterkennung soll anhand der Neutralisation von Reaktionspartnern unterschiedlicher Konzentration beurteilt werden.



Aufbau und Vorbereitung

Benötigte Geräte

- | | |
|--|---|
| <input type="checkbox"/> ALL-CHEM-MISST II oder ACM Junior | <input type="checkbox"/> Bürette, 25 mL |
| <input type="checkbox"/> Netzteil / USB-Anschlusskabel | <input type="checkbox"/> Stativ |
| <input type="checkbox"/> Computer | <input type="checkbox"/> Muffe |
| <input type="checkbox"/> LF-Elektrode | <input type="checkbox"/> Bürettenklemme |
| <input type="checkbox"/> Becherglas, 100 mL | <input type="checkbox"/> Elektrodenklemme |
| <input type="checkbox"/> "Spülbecherglas", 250 mL | <input type="checkbox"/> Magnetrührer |
| <input type="checkbox"/> Pipette, 10 mL | <input type="checkbox"/> Rührmagnet |
| <input type="checkbox"/> Pipettierhilfe | |

Verwendete Chemikalien

- | |
|---|
| <input type="checkbox"/> Natronlauge, $c = 0,1 \text{ mol/L}$ |
| <input type="checkbox"/> Salzsäure, $c = 0,1 \text{ mol/L}$ |
| <input type="checkbox"/> destilliertes Wasser |
| <input type="checkbox"/> Bromthymolblaulösung |

Vorbereitung des Versuchs

- Die Geräte entsprechend der Zeichnung bereitstellen.
- 10 mL Salzsäure mit der Pipette und evtl. ein paar Tropfen Bromthymolblaulösung in das Becherglas füllen.
- Rührmagnet dazugeben und Becherglas auf den Magnetrührer stellen.
- Die Bürette mit der Natronlauge spülen und füllen. Auf die Nullmarkierung einstellen.
- Die LF-Elektrode gründlich mit dest. Wasser abspülen und in die Lösung tauchen.
- So viel dest. Wasser zugeben, dass die Platinbleche gut bedeckt werden. Der Rührmagnet sollte sich unter der LF-Elektrode drehen.
- Die Bananenstecker der LF- Elektrode in die entsprechende LF- Buchse stecken.

Vorbereitung am Computer

- AK Analytik 11** starten; **Messen** **mit Geräte-Schnellstarter App** **ALL-CHEM-MISST II**
- Anweisungen befolgen und 'abhaken' **Weiter**
- Auswahl des Messkanals: (Buchse im Bild)** **κ (LF)** **Weiter**
- Auf welche Weise möchten Sie messen:** **Volumen** **dann:** **Tastatur** ,
- Volumenintervall:** **0,5** mL, **Gesamtvolumen:** **20,0** mL, **x-Komma** **1**
- Darstellung der Kanäle im Graphen:** **Leitfähigkeit** **y-Untergrenze im Graphen** **0,00** mS/cm
- y-Obergrenze** **5,00** mS/cm **y-Nachkomma** **2** – Bestätigen mit **Akzeptieren**
- dann** **Weiter**

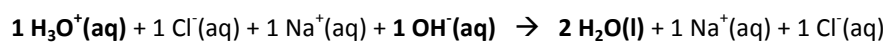


Durchführung

- ▶ Zur **Messwertaufnahme** bei **0,0 mL** **Einzelwert** oder besser die **'Leertaste'** drücken.
- ▶ Die Titratorflüssigkeit kontinuierlich (mit recht kleiner Geschwindigkeit!) aus der Bürette auslaufen lassen und nach **jeweils 0,5 mL** einen **Messwert** mit **'Leer'**-Taste oder **Maus speichern**.
- ▶ Zum Beenden **Messung beenden** .
- ▶ Projektname eingeben (hier: Beispiel) **Mein erstes Projekt** und **Akzeptieren** .

Auswertung

Prinzip: Die Reaktion verläuft nach folgender Gleichung:

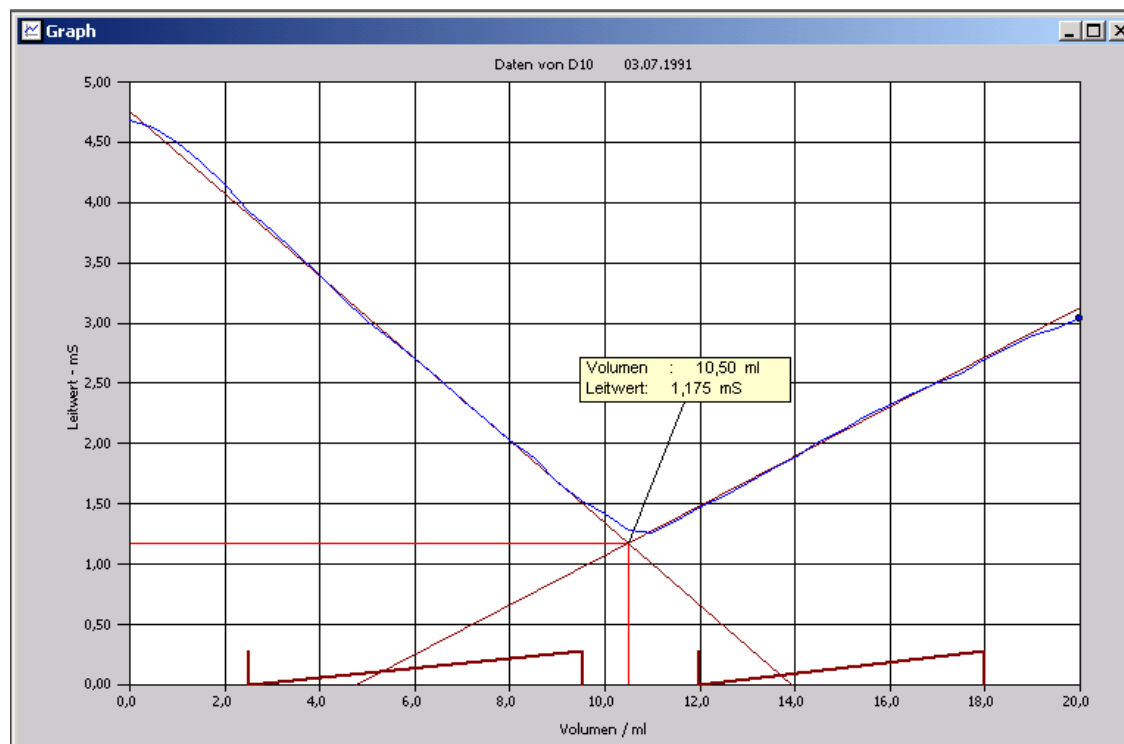


Im Wesentlichen fällt die Leitfähigkeit zunächst, weil schnelle H_3O^+ -Ionen durch langsamere Na^+ -Ionen ersetzt werden. Aber auch die Konzentrationen der Ionen (Verdünnung) spielt eine Rolle. Nach dem Äquivalenzpunkt steigt die Leitfähigkeit durch die weniger beweglichen OH^- -Ionen nur mäßig an. Zur Auswertung bietet sich die "Zwei-geradenmethode" an.

Berechnung des Gehaltes:: Bei Äquivalenz gilt: $n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH})$ also $c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$

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

- ▶ Hauptmenü: **AK Analytik 11** Start Messung Favoriten **Auswerten** Hinzufügen **Zwei-Geraden-Methode**
- ▶ Folgen Sie den Anweisungen (mit 'Abhaken') **1.** für die **Vorperiode** und **2.** für die **Hauptperiode**
- ▶ Zur Prüfung des Ergebnisses **Koordinaten Zeichnen** dann **Konzentration berechnen**
- ▶ **Akzeptieren** und **Beschriften** (evtl. Position ändern) und **Fertig**



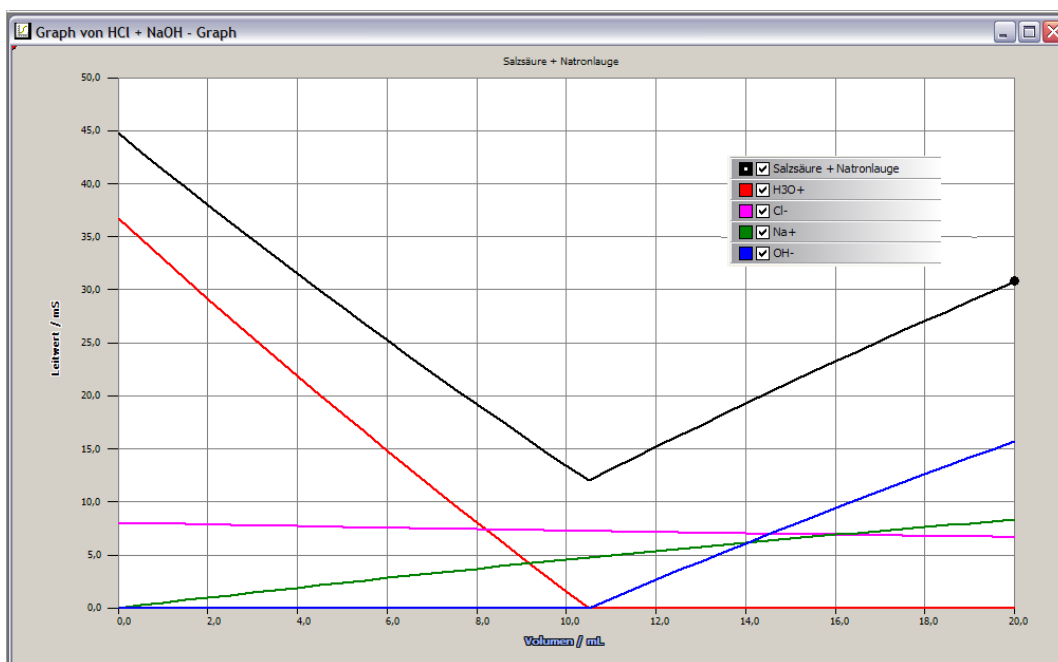


Rechnerische Simulation der Titrationskurve

Der Einfluss der einzelnen Ionen auf die Leitfähigkeit lässt sich sehr schön durch eine Simulation verdeutlichen:

- AK Analytik 11 Start Messung Favoriten Auswerten **Hinzufügen** Leitfähigkeits-Kurve
- Möglichkeiten **Salzsäure und Natronlauge**
- Vorlage: Konzentration (mol/L): 0,01 Volumen (mL): 100
- Titration: Konzentration (mol/L): 0,1 Anf. Volumen (mL): 0 Ges. Volumen (mL): 20
- Akzeptieren
- Wollen Sie die Einzelleitfähigkeiten als separate Datenreihen anlegen? Ja
- Soll die neue Simulation in den bestehenden Graphen eingezeichnet werden? Ja

Zusatz 1



Programmpaket AK-Labor (kostenlos aus dem Internet „downloadbar“)

Neben vielen anderen Simulations- und Rechenprogrammen ist auch das Programm **TitraCalc** zur Verdeutlichung von Elementarreaktionen wie die einer Säure mit einer Base enthalten. Man kann für die Schüler (oder diese für sich selbst) jeden einzelnen Schritt des Zustandekommens von so komplexen Zusammenhängen wie Titrationskurven nach und nach „aufdröseln“.

- Vom Desktop AK Labor 11 starten
- Rechnen & Nachschlagen TitraCalc
- Videos
- LF- Salzsäure mit Natronlauge Einzel-LF Video

AK
Labor
11

Sie können während des Ablaufs auf Pause drücken, um den Sachverhalt sich anzusehen

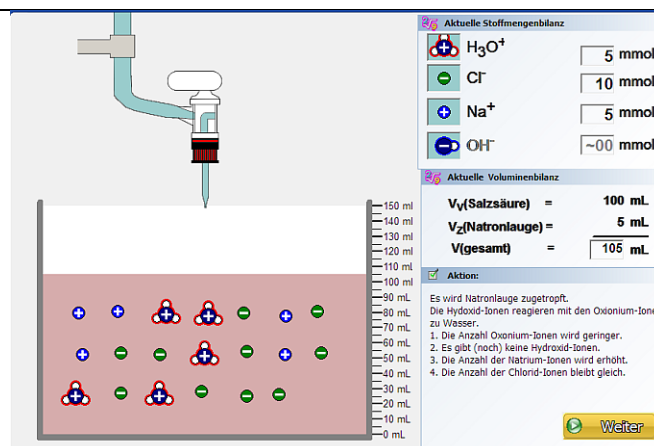
Erläuterung der Abbildung:

Linker Teil: „Blick ins Titriergefäß: Zugabe von '5 mL' Base“

Rechts Mitte: Bilanz der Stoffe (nur wichtige Teilchen; keine Wasserteilchen)

Unten: Erläuterungen zur Rechnung

Zusatz-
übung





1. Berechnung des Gesamtvolumens
 $V(\text{gesamt}) = V_V(\text{HCl}) + V_V(\text{NaOH})$
 $V(\text{gesamt}) = 120 \text{ mL (= cm}^3\text{)}$

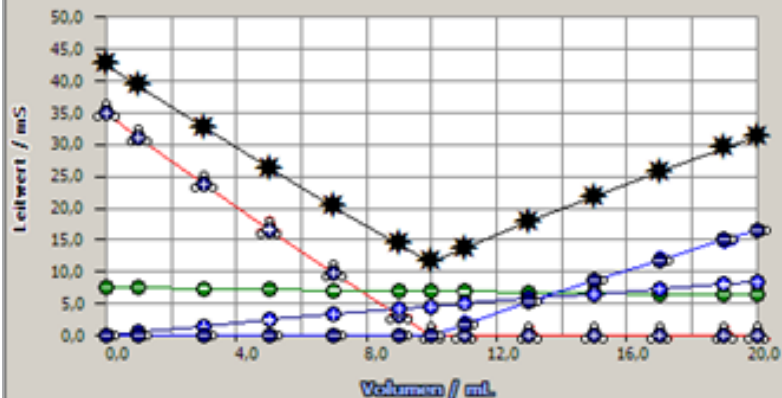
2. Berechnung der einzelnen Ionenleitfähigkeiten

$G(\text{Ion}) = n(\text{Ion}) / V(\text{Gesamt}) \cdot \lambda(\text{Ion})$
 Einheiten: mmol / cm³ mS·cm²/mmol mS/cm

$G(\text{H}_3\text{O}^+)$	=	0	/	120	·	349,8	=	0,00
$G(\text{Cl}^-)$	=	10	/	120	·	76,4	=	6,37
$G(\text{Na}^+)$	=	20	/	120	·	50,1	=	8,35
$G(\text{OH}^-)$	=	10	/	120	·	198,6	=	16,55

3. Berechnung der Summe
 Gesamtleitfähigkeit $G(\text{gesamt})$ in m: 31,27

Am Ende OK



Hier ist die Berechnung des es (Gesamtleitfähigkeiten) als Summe der EinzelLeitfähigkeiten abgebildet. Daneben sieht man, wie schon auf der Vorderseite abgebildet, wie sich die Gesamtleitfähigkeit (= einzig zu messende Leitfähigkeit) zusammensetzt. Weiter kann man erkennen, dass fast nur die sehr schnellen H_3O^+ -Ionen und die ebenfalls schnellen OH^- -Ionen den Leitfähigkeit beeinflussen.

Für Schüler einsehbar: Von der Leitfähigkeits- ohne pH-Messung zur pH-Wert-Kurve

Man kann die Ergebnisse der obigen Rechnung nutzen für eine andere Darstellungsweise im Graphen:

- Es werden nur noch die H_3O^+ - und die OH^- -Ionen betrachtet.
- Es wird nicht deren Leitfähigkeit sondern der negative dekadische Logarithmus der Ionenkonzentrationen $\text{pH} = -\log(c(\text{H}_3\text{O}^+))$ gegen das Titratorvolumen aufgetragen.

Im Programm **Titracalc** bleiben:

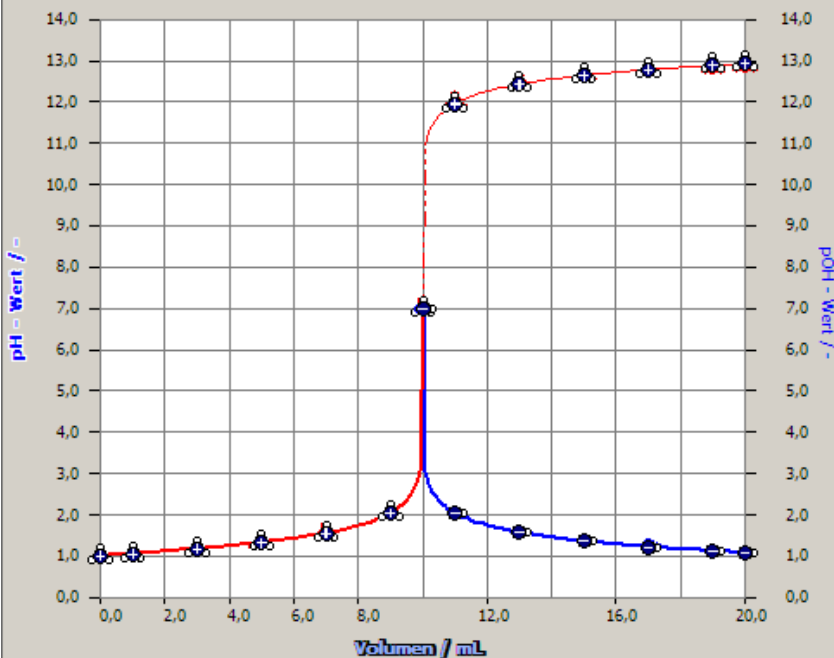
▶ Videos

▶ LF- > pH Vom Leitfähigkeit durch Rechnung zum pH-Wert ($-\log(c)$ HCl mit NaOH vereinfacht) Video

Probleme:

- Bis zum Äquivalenzpunkt lässt sich der $-\log(c(\text{OH}^-))$ nicht berechnen, da die Hydroxidionen in der vereinfachten Rechnung nicht auftauchen.
- Im Äquivalenzpunkt gibt es weder $-\log(c(\text{H}_3\text{O}^+))$ noch $-\log(c(\text{OH}^-))$. Aber man kann den pH-Wert messen: er beträgt: 7
- Ab dem Äquivalenzpunkt lässt sich der $\log(c(\text{H}_3\text{O}^+))$ nicht berechnen (siehe 1.), aber nach: $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$ erhalten wir die entsprechenden Werte.

Am Ende OK



So
entsteht
eine
pH-
Kurve

Beachten:

Entsorgung Nach Neutralisation in den Abguss

Literatur Analog: F. Kappenberg; Computer im Chemieunterricht 1988, S. 142, Verlag Dr. Flad, Stuttgart