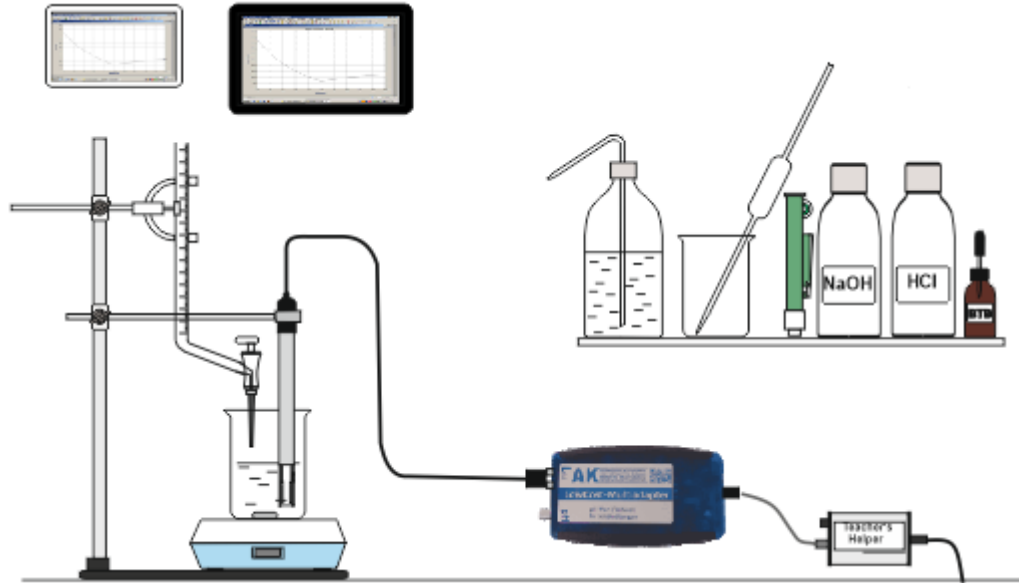




Prinzip

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

- AK Low Cost Multiadapter pH/L
- Teacher's Helper / Netzteil/ USB Kabel
- Tablet, Laptop oder Smartphone
- Leitfähigkeitselektrode
- Becherglas, 100 mL
- "Spülbecherglas", 250 mL
- Pipette, 10 mL
- Pipettierhilfe

- Bürette, 25 mL
- Stativ
- Muffe
- Bürettenklemme
- Elektrodenklemme
- Magnetrührer
- Rührmagnet

Verwendete Chemikalien

- Natronlauge, $c = 0,1 \text{ mol/L}$
- Salzsäure, $c = 0,1 \text{ mol/L}$
- destilliertes Wasser
- 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- Buchsen stecken.

Vorbereitung an den Tablets / Laptops (Clients)

- ▶ Am Tablet / Laptop / Smartphone Einstellungen oder mit **WLAN** eine Verbindung herstellen: **ak.net** anwählen und warten bis die Verbindung eingebucht ist.
- ▶ Browser z.B. **Firefox/Safari** aufrufen, in die Adresszeile (URL-Zeile) - nicht in der (Google-Suchzeile!!) **http://labor.ak** eingeben. Es erscheinen 4 Bildschirme ...
- ▶ **AK MiniAnalytik** wählen. Im erscheinenden Bild können die Menüicons neben- oder (bei kleinen Bildschirmen) untereinander angeordnet sein.
- ▶ Icon 'Messen' (2. Von links) und **Mit Messgerät verbinden** auswählen
- ▶




- ▶ Messgrößen-Auswahl: Leitfähigkeit (L) OK
 - ▶ Konfiguration-Methode y-Achse L Min mS/cm und Max mS/cm
Nachkomma und Linie ja
 - ▶ x- Achse: Volumen (auf Tastendruck)
 - ▶ x-Achse Vol. Intervall mL und Vol. Max mL
Nachkomma und OK
- Der Messbildschirm wird aufgebaut und Werte angezeigt.


Durchführung

- ▶ Zur Messwertaufnahme bei 0,0 mL drücken.
- ▶ Die Titratorflüssigkeit kontinuierlich (mit recht kleiner Geschwindigkeit!) aus der Bürette auslaufen lassen und nach jeweils 0,5 mL einen Messwert mit speichern.
- ▶ Zum Beenden


Speichern

- ▶ Icon oben links  und wählen
 - ▶ Unter ‚Projekt Speichern‘ Projektnamen eingeben (hier: Beispiel) und OK

Excel-Export

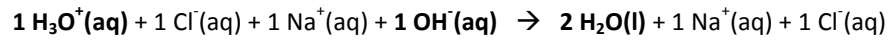
- ▶ Icon oben links  und wählen
Unter ‚Datenreihen Speichern‘ Projekt D10 User auswählen und
- ▶ Je nach Gerät mit ‚Speichern unter‘ noch Pfad aussuchen und bestätigen!

Öffnen bei Bedarf

- ▶ Ist der Teacher's Helper nicht mehr zu erreichen: Browser z.B. aufrufen, in die Adresszeile (URL-Zeile) - nicht in der (Google-Suchzeile!!) eingeben. -
- ▶ Icon oben links  und "Projekt Laden" direkt auswählen und → anklicken

Auswertung

Prinzip: Die Reaktion verläuft nach folgender Gleichung:

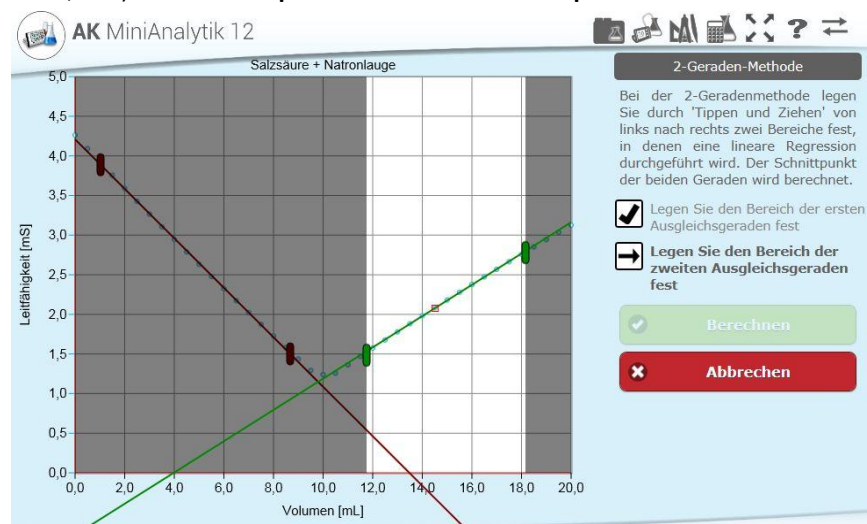


Im Wesentlichen fällt die Leitfähigkeit zunächst, weil schnelle H_3O^+ -Ionen durch langsamere Na^+ -Ionen ersetzt werden. Aber auch die Konzentrationen der Ionen (Verdünnung) spielt eine Rolle. Nach dem Äquivalenzpunkt steigt die Leitfähigkeit durch die weniger beweglichen OH^- -Ionen nur mäßig an.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

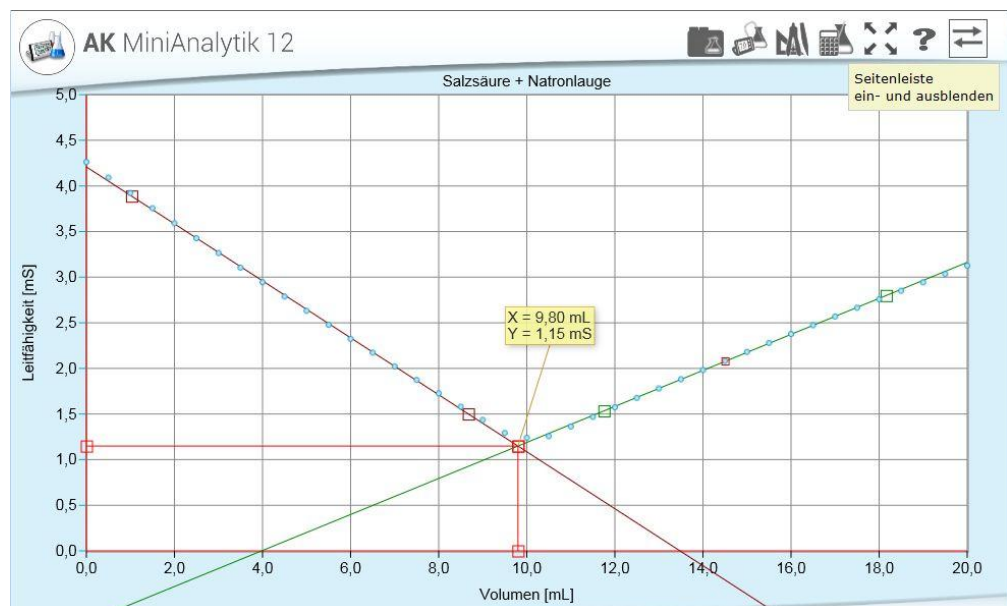
Berechnung des Gehaltes: Bei Äquivalenz gilt: $n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH})$ also $c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$

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

- ▶ Icon 'Auswerten' (3. von links) und **Zwei-Geraden-Methode**
- ▶ Folgen Sie den Anweisungen (Legen Sie die Bereiche der zwei Ausgleichgeraden durch Tippen, gedrückt halten und ziehen, fest) **1.** für die **Vorperiode** und **2.** für die **Nachperiode**



- ▶ Dann auf **Berechnen** tippen.
- ▶ Evtl. die Position des Ergebniskästchens ändern.



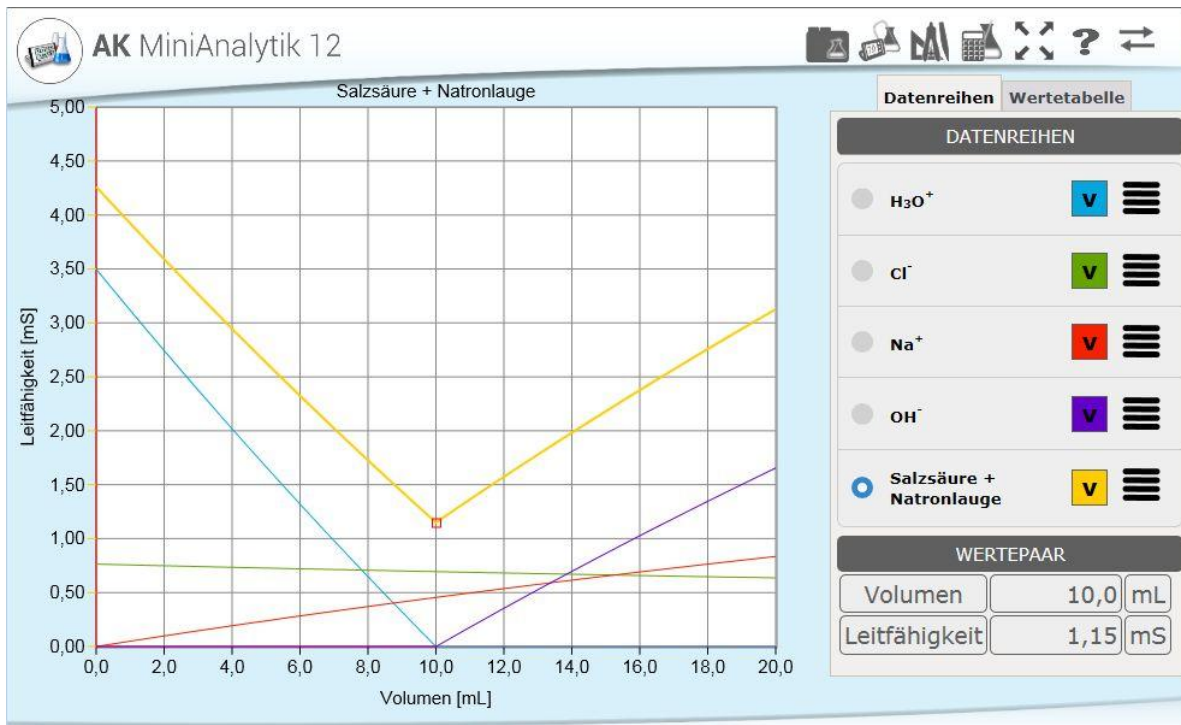


Rechnerische Simulation der Titrationskurve

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

- ▶ Icon Simulieren und **Leitfähigkeit-Kurve** antippen
- Möglichkeiten** **Salzsäure + Natronlauge**
- Kurve der Einzelleitfähigkeiten**
- ▶ **Vorlage:** Konzentr.(mol/L): Volumen (mL):
- ▶ **Titrator:** Konzentr.(mol/L): Ges. Volumen (mL): Intervall (mL):

Zusatz 1



Programmpaket AK-Labor für PC (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**

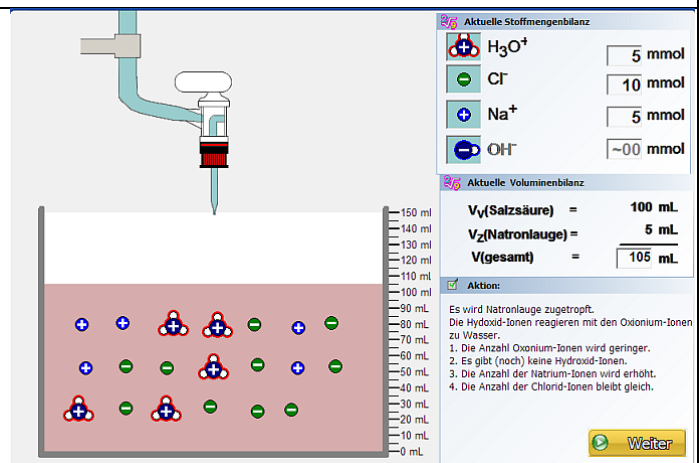
Sie können während des Ablaufs auf Pause drücken, um den Sachverhalt sich anzusehen

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



AK
Labor
11

Zusatz-
übung



1. Berechnung des Gesamtvolumens
 $V(\text{gesamt}) = V_1(\text{HCl}) + V_2(\text{NaOH})$
 $V(\text{gesamt}) = 120 \text{ mL } (= \text{cm}^3)$

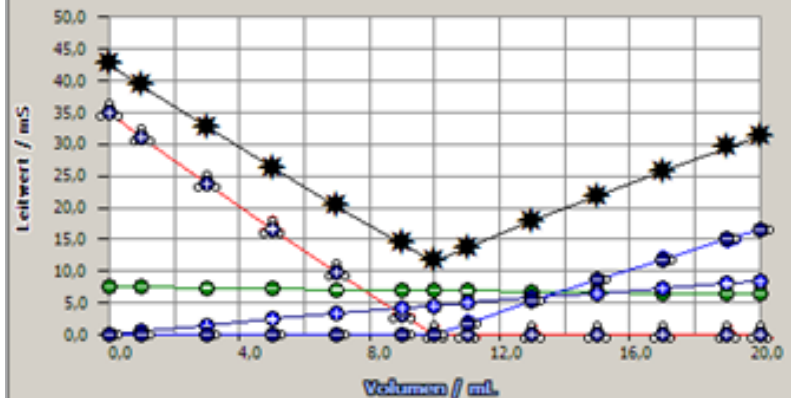
2. Berechnung der einzelnen Ionenleitfähigkeiten

$G(\text{Ion}) = \frac{n(\text{Ion})}{V(\text{gesamt})} \cdot \lambda(\text{Ion})$
 Einheiten: $\frac{\text{mmol}}{\text{cm}^3} \cdot \frac{\text{mS} \cdot \text{cm}^2}{\text{mmol}} = \text{mS/cm}$

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

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

Am Ende



Hier ist die Berechnung der Leitfähigkeit (Gesamtleitfähigkeit) als Summe der Einzeleleitfähigkeit abgebildet. Daneben sieht man, wie schon auf der Vorderseite abgebildet, wie sich der 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 die 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:

1. Es werden nur noch die H_3O^+ - und die OH^- -Ionen betrachtet.
2. 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 **Titralcalc** bleiben:

▶ [Videos](#)

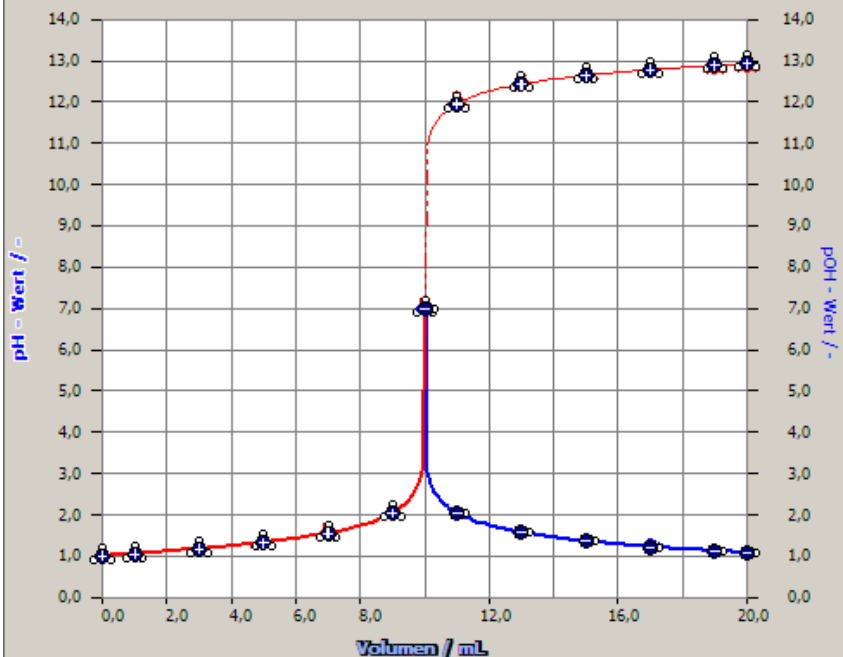
▶ [LF -> pH Von Leitfähigkeit durch Rechnung zum pH-Wert \(-log\(c\) HCl mit NaOH vereinfacht\)](#) [Video](#)

Probleme:

1. Bis zum Äquivalenzpunkt lässt sich der $-\log(c(\text{OH}^-))$ nicht berechnen, da die Hydroxidionen in der vereinfachten Rechnung nicht auftauchen.
2. 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
3. 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

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