

Titration – Wie konzentriert ist eine Lösung?



Name:

Datum:

Willkommen im Merck-TU Darmstadt-Juniorlabor

Titration – Wie konzentriert ist eine Lösung?

Inhaltsübersicht

1	Allgemeine Laborregeln	3
2	Säuren und alkalische Lösungen - Ein kurzer Überblick	4
2.1	Das Säure-Lauge-Konzept nach Arrhenius und Brönstedt	4
2.2	Die Neutralisationsreaktion – Gegensätze heben sich auf.....	4
2.3	Der pH-Wert.....	5
3	Die Titration	6
3.1	Verschiedene Indikatoren.....	7
3.2	Titration – Aufbau.....	8
4	Versuch 1: Konzentrationsbestimmung von Salzsäure durch Titration mit Natronlauge.....	9
4.1	Auswertung	12
5	Versuch 2: Es soll die Konzentration von Essigsäure ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$) in Haushaltssessig durch Titration bestimmt werden	14
5.1	Auswertung	17
6	Versuch 3: Titration von Cola	19
6.1	Der Labquest2 von Vernier.....	20
6.2	Durchführung:	21
6.2.1	Kalibrierung des Tropfenzählers.....	21
6.2.2	Durchführung: Titration von Cola.....	24
6.2.3	Beobachtung und Auswertung.....	26

1 Allgemeine Laborregeln

- Im Labor müssen Schutzbrille und Kittel getragen werden!
- Im Labor darf weder gegessen noch getrunken werden!
- Jeder Hautkontakt mit Chemikalien ist zu vermeiden!
- Das Labor darf nur mit festem Schuhwerk und langer Beinkleidung betreten werden.
- Lange Haare sollten zusammengebunden werden.
- Jacken und Taschen dürfen nicht ins Labor mitgenommen werden!
- Im Labor müssen alle Gefäße in denen Chemikalien sind beschriftet werden.
- Lies vor jedem Experiment genau die Versuchsanleitung.
- Frage bei Problemen die Betreuer*innen.
- Lasse den Versuchsaufbau stets von einem/r Betreuer*in kontrollieren!
- Lies die Beschriftung von Chemikalien genau, bevor du sie verwendest.
- Gehe sorgfältig und sachgerecht mit allen Laborgeräten um!
- Abfälle dürfen nicht ohne Erlaubnis in den Ausguss entsorgt werden. Achte auf die Anweisungen zur Entsorgung von Chemikalienabfällen. Es stehen Kanister zur Entsorgung bereit. Frage auch hier im Zweifel immer einen Betreuer.
- Halte die Laborräume und den Arbeitsplatz sauber!
- Wenn du beim Experimentieren mit Chemikalien in Kontakt gekommen bist, wasche die betreffende Hautstelle sofort ab!
- Chemikalien darf man nicht essen oder probieren.
- Prüfe den Geruch einer Chemikalie stets durch Zufächeln!
- Wasche dir nach dem Verlassen des Labors unbedingt die Hände!

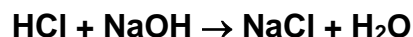
2 Säuren und alkalische Lösungen - Ein kurzer Überblick

2.1 Das Säure-Lauge-Konzept nach Arrhenius und Brönstedt

- **Säuren** sind **Molekülverbindungen**, die mit Wasser zu hydratisierten Wasserstoff-Ionen $\text{H}^+(\text{aq})$ und Säurerest-Anionen (SR^-) reagieren. Dabei entstehen saure Lösungen.
- **Saure Lösungen** bilden sich durch Reaktion von Halogenwasserstoffen oder von Nichtmetalloxiden mit Wasser.
- **Alkalische Lösungen (Laugen)** enthalten hydratisierte Hydroxid-Ionen: $\text{OH}^- (\text{aq})$. Laugen sind Lösungen von Alkalimetallhydroxiden in Wasser.
- Der Ausdruck **Base/ basisch** ist heute als ein weiterer Begriff für Lauge/alkalisch zu lesen.
- Nach **Brönstedt** geben Säuren H^+ -Ionen ab und Basen nehmen H^+ -Ionen auf (Protonendonatoren bzw.-Akzeptoren). Mit Wasser reagieren die H^+ -Ionen dann zu Oxoniumionen– H_3O^+). OH^- -Ionen müssen dabei nicht zwangsläufig vorliegen.

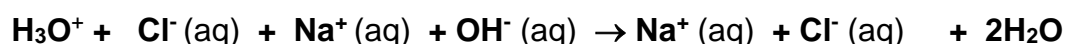
2.2 Die Neutralisationsreaktion – Gegensätze heben sich auf

Säuren und Basen können ihre Eigenschaften gegenseitig aufheben. Mischt man zum Beispiel gleiche Mengen Salzsäure und Natronlauge, entsteht eine Kochsalzlösung und Wasser.



Die Protonen der Säure werden von der Base aufgenommen. Man nennt diesen Vorgang **Neutralisation**. Dabei liegen die Reaktionspartner in Lösung als hydratisierte Ionen vor, wie es z.B. bei der Schreibweise als Ionenreaktion deutlich wird:

Ionenschreibweise:



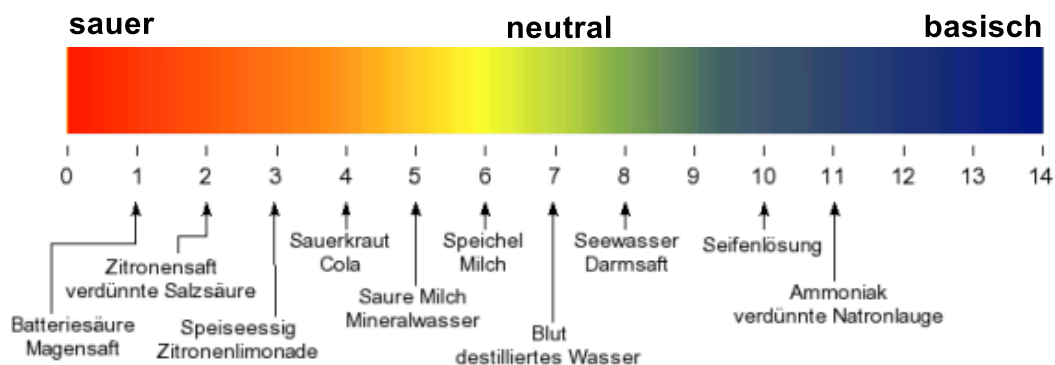
Das Natrium-Ion und das Chlorid-Ion sind von der Reaktion nicht betroffen, sondern bleiben als hydratisierte Ionen in der Lösung. Die eigentliche **Neutralisationsreaktion**

besteht darin, dass sich aus **dem Säurewasserstoff (Oxonium-Ion)-** und **Hydroxid-Ionen Wasser** bildet.

Bei der Reaktion wird Wärme frei. Sie wird bei dieser Reaktion **Neutralisationswärme** genannt.

2.3 Der pH-Wert

- Der pH-Wert gibt an, wie sauer oder basisch eine wässrige Lösung ist. Genau genommen gibt er die H^+ -Ionenkonzentration an; also die Menge an Wasserstoffionen in mol/l. Er ist jedoch **kein** Maß für die Säure- bzw. Basenstärke einer Säure oder Base, da er konzentrationsabhängig ist.
- **pH < 7:** sauer
- **pH = 7:** neutral
- **pH > 7** basisch
- **pH-Skala** (Farben vom Universalindikator):¹



Kurzinfo für Interessierte:

Der pH-Wert ist der mit -1 multiplizierte Logarithmus der H^+ -Ionenkonzentration.

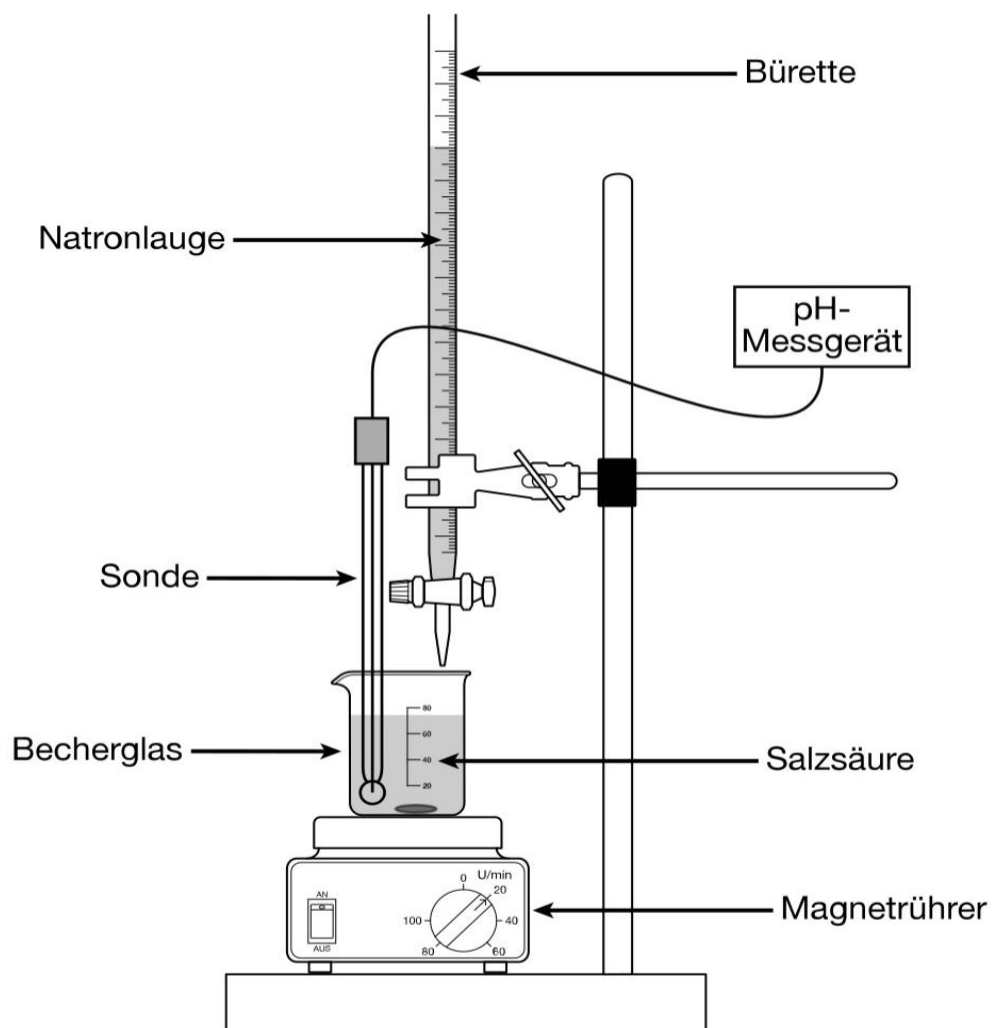
Beispielsweise hat eine $0,01 \frac{mol}{l}$ konzentrierte saure Lösung (also $c(H^+) = 10^{-2} \frac{mol}{l}$) einen pH von $-\lg [c(H^+)] = -\lg 10^{-2} = 2$

¹ Quelle: <http://www.wasser-wissen.de/abwasserlexikon/p/images/phwert.gif>

3 Die Titration

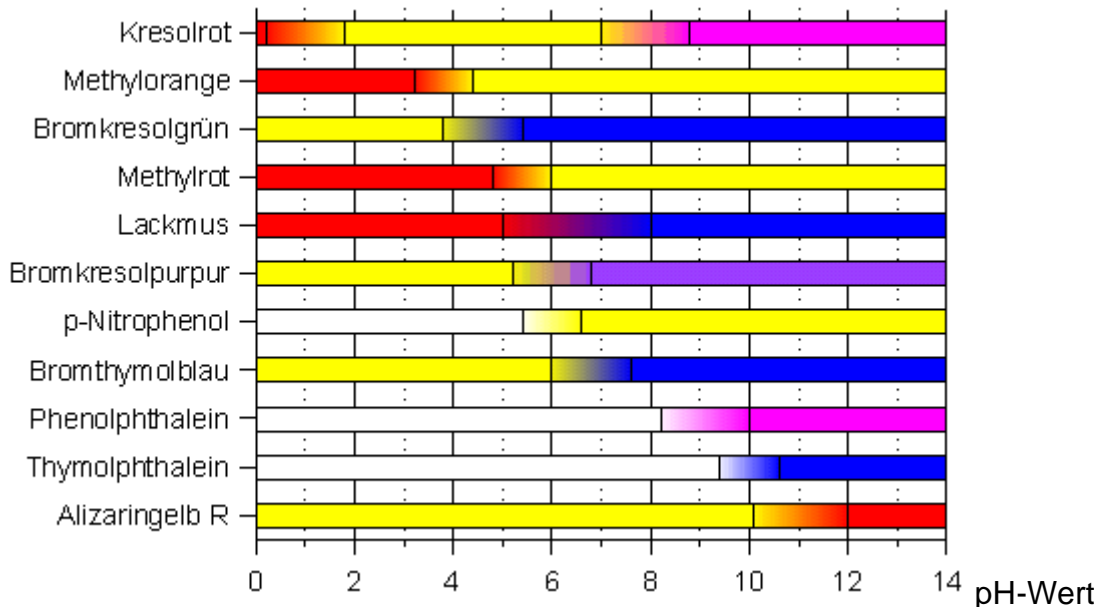
Eine Titration ist ein Verfahren zur genauen Bestimmung der Stoffmenge eines bestimmten Stoffes in einer Probelösung. Eine Säure-Base-Titration beruht auf einer Neutralisationsreaktion. Die Maßlösung (hier ist die Konzentration genau bekannt) wird schrittweise zugegeben, bis die Probelösung vollständig zum Salz umgesetzt ist. Diesen Punkt nennt man **Äquivalenzpunkt**. Der Äquivalenzpunkt wird durch den Farbumschlag eines Indikators angezeigt oder man erkennt ihn bei Verwendung einer speziellen pH-Elektrode anhand der gemessenen H^+ -Ionenkonzentration.

Aufbau einer typischen Titration mit Elektrode, die den pH-Wert messen kann:



3.1 Verschiedene Indikatoren²

Indikatoren sind farbige organische (schwache) Säuren oder Basen, die je nach Reaktion mit H^+ oder OH^- Ionen eine andere Farbe haben.



Die obenstehende Grafik zeigt, dass der Umschlagpunkt eines Indikators nicht unbedingt beim pH 7 liegen muss. Das ist abhängig von der Stärke einer Säure bzw. Base.

Wichtig zu wissen ist aber, dass Indikatoren erst dann die Farbe wechseln, wenn sich die Anzahl an H^+ Ionen bzw. OH^- Ionen ungefähr im Gleichgewicht befinden, also nur noch Salz-Ionen und Wassermoleküle vorliegen. Dabei kommt es eben auf die „Stärke“ einer Säure bzw. Base an.

Kurzinfo für Interessierte:

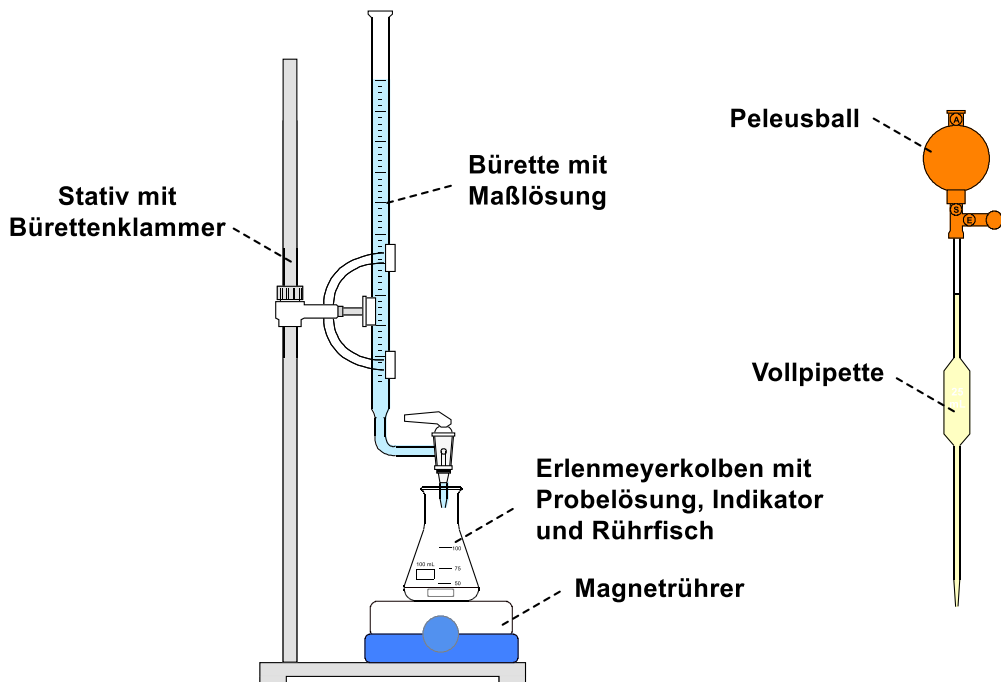
Starke Säuren und Basen dissoziieren (Zerfallen bzw. reagieren zu H_3O^+ und Säurerest-Ionen; sie protolysieren) in Wasser fast vollständig, während schwache Säuren und Basen nur unvollständig dissoziieren (protolysieren). Daher ist der pH-Wert einer starken Säure wie Salzsäure bei gleicher Konzentration geringer als der pH-Wert einer schwachen Säure wie Essigsäure, weil bei Essigsäure nur etwa jedes hundertste Molekül ein H^+ Ion abgegeben hat.

² Quelle: <http://www.chemieunterricht.de/dc2/indikator/indi02.htm>

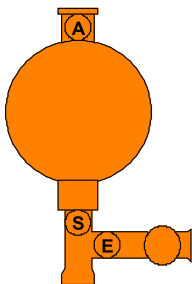
3.2 Titration – Aufbau

Geräte:

Stativ und Stativplatte, Bürettenklammer, Bürette mit der Maßeinheit 0,05 mL, Trichter, Erlenmeyerkolben, Magnetrührer, Magnetrührkern (Rührfisch), 20 mL Vollpipette, Peleusball



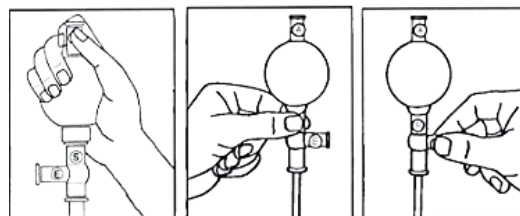
Peleusball



Ventil A (von Auslass) oben: Luft aus dem Ball auspressen (um mit dem Ball später ansaugen zu können)

Ventil S (von Saugen) unten: Flüssigkeit in Pipette ansaugen

Ventil E (von Entleeren) seitlich: Pipetteninhalt kontrolliert abgeben



Evakuierung

Ansaugen











Entleeren

Anwendung

- Zunächst wird der Peleusball auf die Pipette aufgesetzt. Man öffnet das Ventil A durch leichtes Zusammendrücken und drückt die Luft aus dem Gummiball.
- Schließt man das Ventil A (Loslassen), steht ein Unterdruck zur Verfügung, mit dem Flüssigkeit angesaugt werden kann.
- Das Ansaugen erfolgt durch kontrolliertes Zusammendrücken des Ventils S, das Ablassen von Flüssigkeit durch Betätigen von E.

4 Versuch 1: Konzentrationsbestimmung von Salzsäure durch Titration mit Natronlauge

Chemikalien

(Gefahr)-Stoff	Signalwort Piktogramme	Wirkung	H-/EUH-Sätze	P-Sätze			
Natronlauge (c = 0,1 mol/l)	Achtung 	—	H290	P390			
Salzsäure (c = < 0,1 mol/l)	Achtung 	—	H290	P390			
Natriumchloridlösung (als Reaktionsprodukt)	kein Gefahrstoff nach GHS	—	—	—			
Bromthymolblau-Lösung (w = 0,1% in Ehanol)	Gefahr  	leicht entzündlich, reizend	H225, H319	P210, P280, P305 + P351 + P338, P403 + P233			
Maßnahmen							
TRGS 500	 Schutzbrille	 Schutzhandschuhe	 Abzug	 geschlossenes System	 Lüftungsmaßnahmen	 Brandschutzmaßnahmen	weitere Maßnahmen
<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	Lebensmittel als „Versuchsmaterial - nicht zum Verzehr geeignet“, kennzeichnen!

Entsorgung der Abfälle:

Säure- und Laugenreste in den entsprechenden Kanistern entsorgen.
Die Neutralisierte Lösung kann im Abfluss entsorgt werden.



Durchführung:

Um genau zu wissen, welche Konzentration unsere Salzsäure hat, muss **dreimal** mit $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ NaOH titriert werden. Anschließend berechnet man den Mittelwert aus den eigenen Messungen und dem Wert von einer anderen Gruppe.

- 1) Mit einer Vollpipette werden 20 ml der verdünnten HCl-Lösung unbekannter Konzentration abgemessen und zusammen mit einem Magnetrührstab (Rührfisch) in den Erlenmeyer-Kolben (100 ml) gegeben.

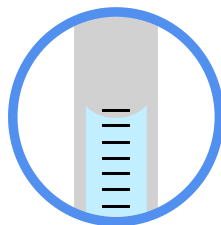
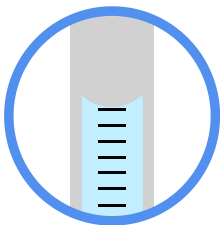
Benutzung der Vollpipette

- Pipetten sollten niemals direkt aus der Vorratsflasche befüllt werden, um Verunreinigungen zu vermeiden.
- Stattdessen sollte man sich einen Teil der abzumessenden Lösung in ein sauberes Becherglas umfüllen, aus dem man anschließend die Pipette befüllt.
- Die Vollpipetten sind so kalibriert, dass immer ein Rest der Lösung unten in der Spitze verbleibt.

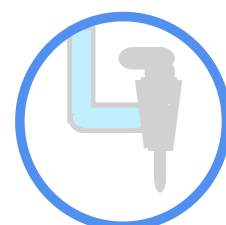
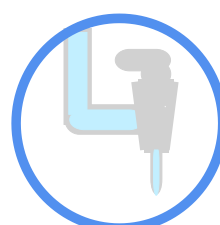
- 2) Zum Titrieren wird die Bürette mit der NaOH-Maßlösung ($0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$) gefüllt (vorsichtig sein und den Trichter verwenden, vorher den Hahn zudrehen). Man füllt die Bürette dazu bis über den Nullstrich und öffnet dann den Hahn, bis der Flüssigkeitsstand genau bei 0 steht. Die überschüssige Lösung wird in einem Becherglas aufgefangen.

Benutzung der Bürette

- Die Bürette sollte wie die Vollpipette vor der Benutzung zuerst mit destilliertem Wasser, dann mit der Maßlösung gespült werden.

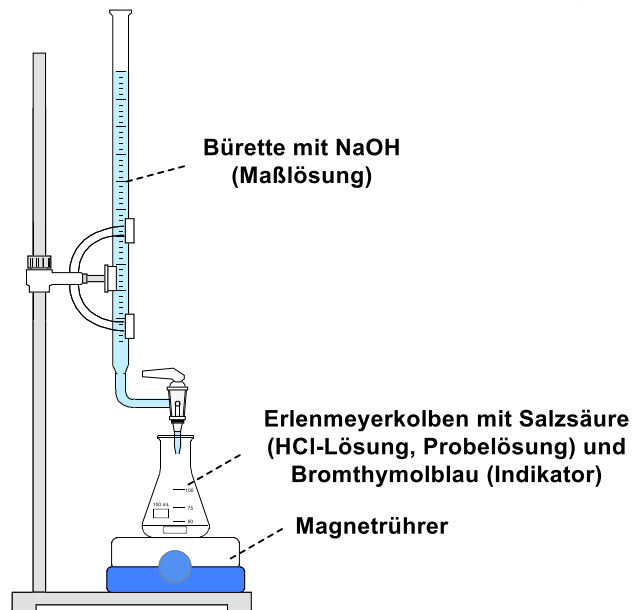


Die Pipette wird so befüllt, dass der untere Meniskus (der unterste Punkt der gewölbten Oberfläche) der Lösung genau auf dem Eichstrich liegt.



Die Spitze der Bürette unterhalb des Hahns muss vor Beginn der Titration bereits mit Flüssigkeit gefüllt sein. Achtet man darauf nicht, erhält man einen zu hohen Wert für das Volumen.

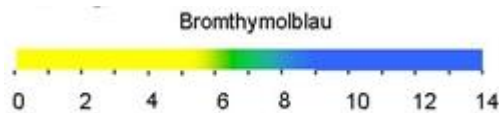
- 3) Der Erlenmeyerkolben mit der zu titrierenden Salzsäure (Probelösung) wird auf einem Magnetrührer unter die Bürette gestellt. Es werden einige Tropfen Bromthymolblau hinzugegeben, und die Titration kann beginnen.



- 4) Die Natronlauge wird unter Rühren **langsam** zugetropft, bis der Indikator die Farbe wechselt (d.h. grün wird). Es soll möglichst genau der Punkt ermittelt werden, an dem die Neutralisation erfolgt. An diesem Punkt soll auch der genaue pH-Wert abgelesen werden.

Der Indikator

- Bei dieser Titration titrieren wir eine **starke Säure** (HCl) mit einer **starken Base** (NaOH), d. h. der Äquivalenzpunkt liegt im Neutralen ($\text{pH} = 7$).
- Es wird also ein Indikator benötigt, der in diesem Bereich umschlägt.
- Hier eignet sich Bromthymolblau besonders gut. Es ist im sauren Bereich gelb, im basischen Bereich blau und bei $\text{pH} = 7$ grün.
- Die Titration ist also beendet, wenn der Indikator sich grün färbt.



- 5) Ist der Äquivalenzpunkt erreicht, wird an der Bürette abgelesen, wieviel Natronlauge verbraucht wurde. Das Ablesen kann auf 0,05 ml genau erfolgen.
- 6) Die Titration wird ein weiteres Mal wiederholt.

4.1 Auswertung

Durchgang	verbrauchtes Volumen NaOH ($0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$) V(NaOH)	pH-Wert am ÄP
1		
2		
3		
Wert einer anderen Gruppe		
Mittelwert =		

- Die Konzentration der verwendeten Natronlauge (Maßlösung) ist
 $c(\text{NaOH}) = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 0,1 \text{ M}$.
- Das Volumen der Salzsäure mit der unbekannten Konzentration (Probelösung) beträgt $V(\text{HCl}) = 20 \text{ ml}$

Benötigte Gleichung abgeleitet aus der Konzentration $c = \frac{n}{V}$

Stoffmenge (n) = Volumen (V) • Konzentration (c)

- 1) Berechne die Stoffmenge an NaOH, die verbraucht wurde (Einheiten nicht vergessen!):

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

- 2) Überlege, wieviel Mol Natronlauge (NaOH-Lösung) benötigt werden, um ein Mol Salzsäure (HCl-Lösung) zu neutralisieren:

3) Berechne nun anhand des Verbrauchs an Natronlauge die Stoffmenge der im Erlenmeyerkolben enthaltenen Salzsäure:









4) Berechne nun unter Verwendung der Gleichung $n = c \cdot V$ die Konzentration der Salzsäure $c(\text{HCl})$. Achte auf die Einheiten!

5 Versuch 2: Es soll die Konzentration von Essigsäure (CH₃CO₂H) in Haushaltsessig durch Titration bestimmt werden

Als Essig bezeichnet man eine verdünnte Lösung von Essigsäure in Wasser. Als Lebensmittel wird Essig traditionell durch Fermentation alkoholhaltiger Flüssigkeiten mit Essigsäurebakterien (Essigmutter) hergestellt. Bei diesem Gärungsprozess oxidieren die Bakterien unter Einwirkung von Sauerstoff aus der Luft den Alkohol zu Essig. Die Essigaufbereitung zählt zu den ältesten Lebensmittelherstellungsverfahren der Menschheit. Essigsäure gehört zu den Carbonsäuren und ist eine einprotonige schwache Säure mit der Formel CH₃COOH (AcOH, M = 60,04 g/mol). Der Essigsäuregehalt des Haushaltsessigs lässt sich mittels Säure-Base-Titration bestimmen.

Aufgabe: Bestimmen Sie den Essigsäuregehalt von Speiseessig.

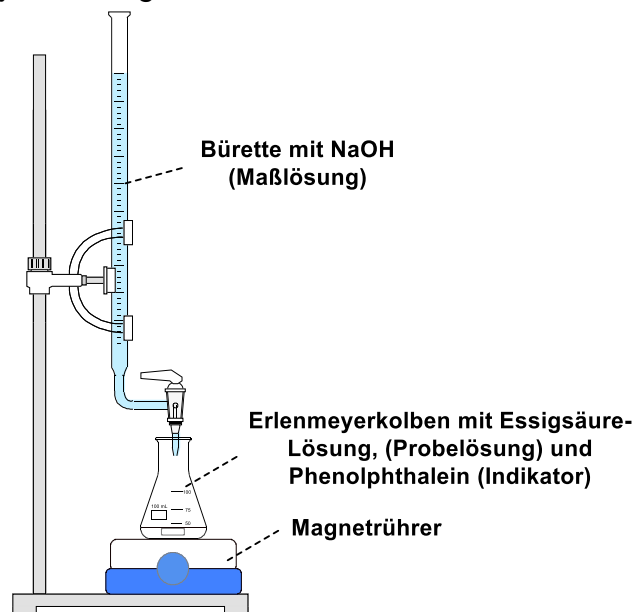
Chemikalien/ Materialien:

(Gefahr)-Stoff	Signalwort Piktogramme	Wirkung	H-/EUH-Sätze	P-Sätze			
Natronlauge (c = 1 mol/l)	Gefahr 	ätzend	H290, H314	P280, P303 + P361 + P351, P305 + P351 + P338			
Haushaltssessig (Essigsäure)	kein Gefahrstoff nach GHS	—	—	—			
Natriumacetatlösung (als Reaktionsprodukt)	kein Gefahrstoff nach GHS	—	—	—			
Phenolphthaleinlösung (w < 0,9 %)	Gefahr 	leicht entzündlich, reizend	H225, H319	P210, P280, P305 + P351 + P338, P403 + P233			
Maßnahmen							
TRGS 500	 Schutzbrille	 Schutzhandschuhe	 Abzug	 geschlossenes System	 Lüftungsmaßnahmen	 Brandschutzmaßnahmen	weitere Maßnahmen
<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	Lebensmittel als „Versuchsmaterial - nicht zum Verzehr geeignet“, kennzeichnen!

Durchführung:

Um genau zu wissen, welche Konzentration unsere Essigsäure hat, muss **dreimal** mit $1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ NaOH titriert werden. Anschließend berechnet man den Mittelwert aus den eigenen Messungen und mit dem Wert einer anderen Gruppe.

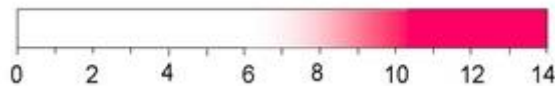
- 1) Mit einer Vollpipette werden 20 ml des abgemessen und zusammen mit einem Magnetrührstab (Rührfisch) in den Erlenmeyer-Kolben (100 ml) gegeben.
- 2) Zum Titrieren wird die Bürette mit der NaOH-Maßlösung ($1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$) gefüllt (vorsichtig sein und den Trichter verwenden, vorher den Hahn zudrehen. Man füllt die Bürette dazu bis über den Nullstrich und öffnet dann den Hahn, bis der Flüssigkeitsstand genau bei 0 steht. Die überschüssige Lösung wird in einem Becherglas aufgefangen).
- 3) Der Erlenmeyerkolben mit der zu titrierenden Essigsäure (Probelösung) wird auf einem Magnetrührer unter die Bürette gestellt. Es werden einige Tropfen **Phenolphthalein** hinzugegeben, und die Titration kann beginnen. Zusätzlich soll der pH-Wert jede sec. gemessen werden.



- 4) Die Natronlauge wird unter Rühren **langsam** zugetropft, bis der Indikator die Farbe wechselt (d.h. pink). Es soll möglichst genau der Punkt ermittelt werden, an dem die Neutralisation erfolgt.

Der Indikator

- Bei dieser Titration titrieren wir eine **schwache Säure** (Essigsäure) mit einer **starken Base** (NaOH), d. h. der Äquivalenzpunkt liegt im basischen.
- Es wird also ein Indikator benötigt, der in diesem Bereich umschlägt. Hier eignet sich **Phenolphthalein** besonders gut. Es ist im sauren Bereich farblos und im basischen Bereich pink (Umschlagspunkt ca. pH = 8,2).
- Die Titration ist also beendet, wenn der Indikator sich pink färbt.



- 5) Ist der Äquivalenzpunkt erreicht, wird an der Bürette abgelesen, wieviel Natronlauge verbraucht wurde. Das Ablesen kann auf 0,05 ml genau erfolgen.
- 6) Die Titration wird ein zwei weitere Male wiederholt
- 7) Die Lösungen können in den Ausguss entsorgt werden. Reste von Natronlauge können in den Laugenabfall entsorgt werden.

5.1 Auswertung

Durchgang	verbrauchtes Volumen NaOH ($1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$), V(NaOH)	pH-Wert am ÄP
1		
2		
3		
Wert einer anderen Gruppe		
Mittelwert =		

- Die Konzentration der verwendeten Natronlauge (Maßlösung) ist
 $c(\text{NaOH}) = 1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 1 \text{ M.}$
- Das Volumen der Essigsäure mit der unbekannten Konzentration (Probelösung) beträgt $V(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) = 20 \text{ ml}$

Benötigte Gleichung: **Stoffmenge (n) = Volumen (V) • Konzentration (c)**

1) Berechnen Sie die Stoffmenge an NaOH, die verbraucht wurde:

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

2) Überlegen Sie, wieviel Mol Natronlauge (NaOH-Lösung) benötigt werden, um ein Mol Essigsäure-Lösung zu neutralisieren:








- 3) Berechnen Sie nun anhand des Verbrauchs an Natronlauge die Stoffmenge der im Erlenmeyerkolben enthaltenen Essigsäure:**
- 4) Berechnen Sie unter Verwendung der Gleichung $n = c \cdot V$ die Konzentration der Essigsäure $c(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})$. Achten Sie auf die Einheiten!**
- 5) Berechnen Sie den Essigsäuregehalt in Massenprozent (Die Dichte des Essigs sei 1 kg/dm^3)**

6 Versuch 3: Titration von Cola

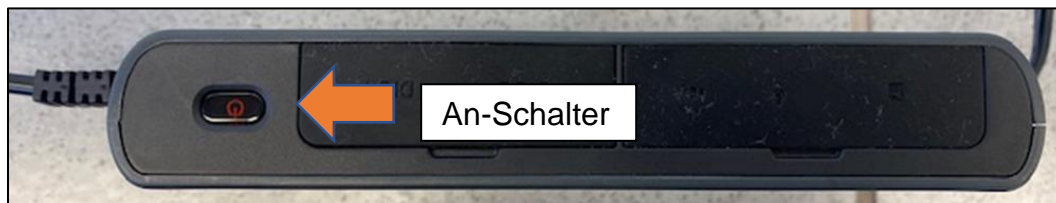
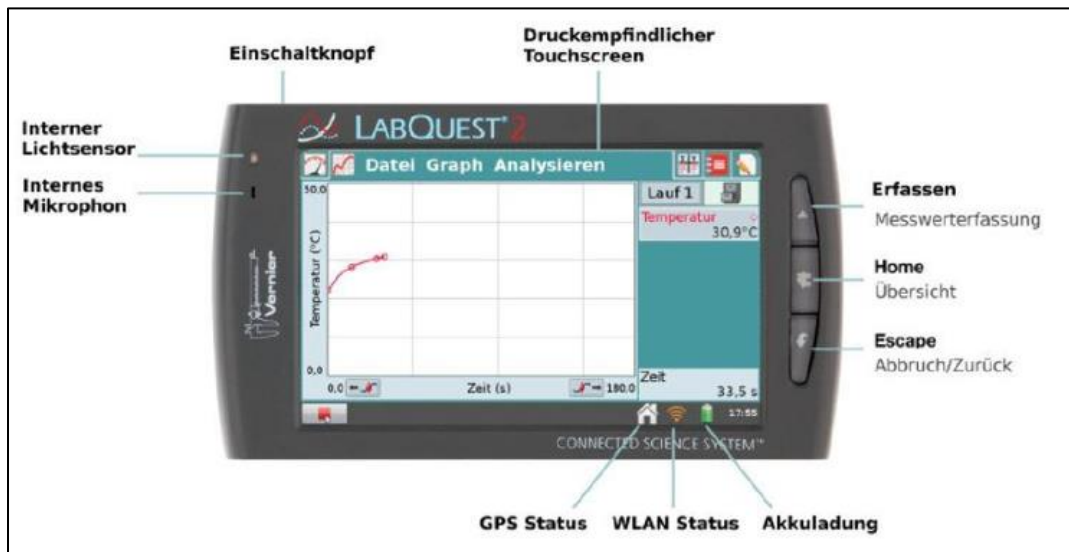
In diesem Versuch soll Cola mithilfe einer pH-Elektrode titriert werden. Für die Titration wird der LabQuest2 von Vernier verwendet.

Geräte: Magnetrührer, Stativstange, Stativklemme, Muffe, Vernier Tropfenzähler, Vernier pH-Elektrode, Messzylinder, Becherglas

Substanzen: 0,1 mol/L Natronlauge, Cola (Kohlensäure wurde durch Rühren und Erwärmen ausgetrieben, schon vorbereitet)

(Gefahr)-Stoff	Signalwort Piktogramme	Wirkung	H-/EUH-Sätze	P-Sätze			
Natronlauge (c = 0,1 mol/l)	Achtung 	—	H290	P390			
Cola-Getränke	Lebensmittel als Versuchsmaterial	—	—	—			
Schutzmaßnahmen							
TRGS 500	 Schutzbrille	 Schutzhandschuhe	 Abzug	 geschlossenes System	 Lüftungsmaßnahmen	 Brandschutzmaßnahmen	weitere Maßnahmen
	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	Lebensmittel als „Versuchsmaterial - nicht zum Verzehr geeignet“, kennzeichnen!

6.1 Der Labquest2 von Vernier



Umgang mit der pH-Elektrode von Vernier

- Schraubt vorsichtig den Deckel von dem Behälter, in dem die Elektrode steckt und zieht den Behälter vorsichtig ab. Stellt ihn zur Seite.

VORSICHT: Die Elektrode ist an der Spitze aus Glas und empfindlich

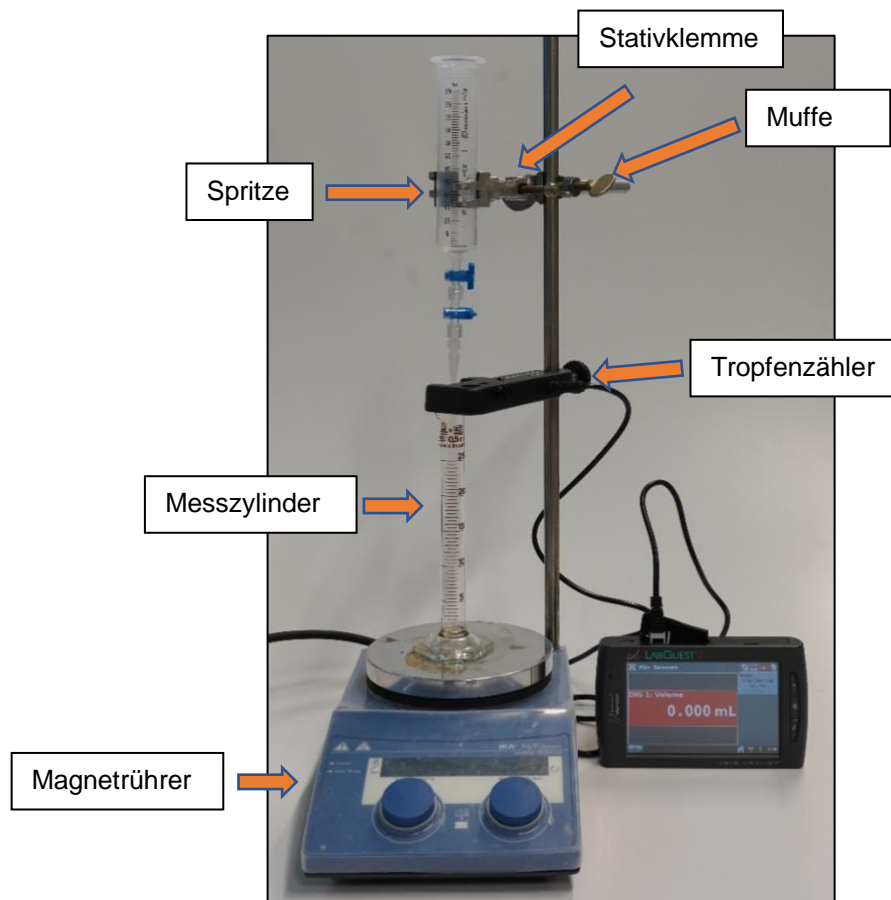
- Spült die Elektrode mit etwas destilliertem Wasser aus der Spritzflasche ab und trocknet sie etwas an einem Tuch ab.
- Nun ist die Elektrode bereit zum Messen
- Nach Beendigung der Messungen und dem Abspülen der Elektrode schraubt das Behältnis wieder auf die Elektrode. **Sie darf nicht trocken werden.**

6.2 Durchführung:

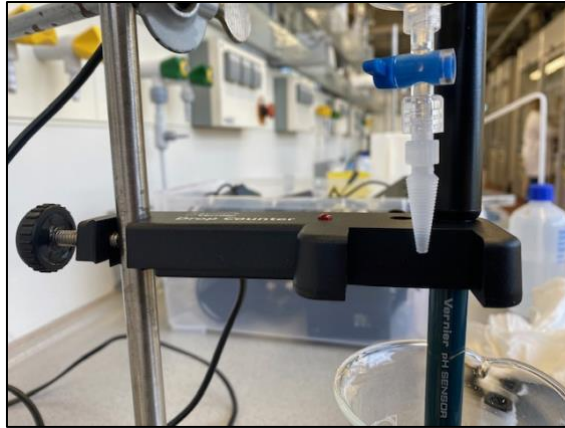
6.2.1 Kalibrierung des Tropfenzählers

Baue den Versuch entsprechend der Abbildung auf:

- Schraube an den Magnetrührer eine Stativstange.
- Stelle dann einen Messzylinder auf den Magnetrührer.
- Befestige den Tropfenzähler an der Stativstange.
- Schraube eine Muffe an die Stativstange und befestige eine Stativklemme an die Muffe.
- Befestige die Spritze mit den zwei Drehschaltern mit der Stativklemme.



- Positioniere die Spitze der Spritze so, dass die Tropfen die Lichtschranke passieren. Die Spitze muss möglichst nah über dem Tropfenzähler positioniert werden.
- **ACHTUNG: Das Licht auf dem Tropfenzähler muss bei jedem Tropfen einmal rot aufblinken.**



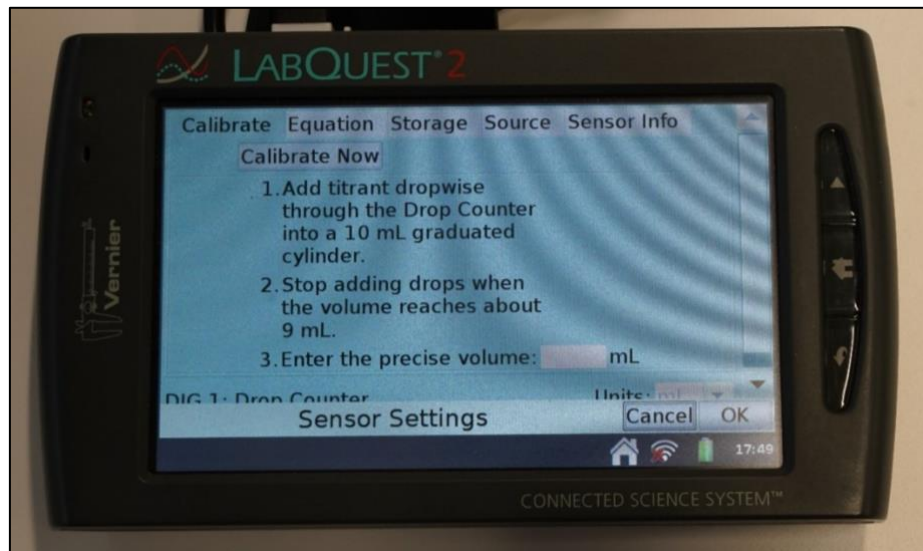
- Verschiebe beide Ventile an der Spritze (waagrechte Position). Fülle ca. 30 mL der 0,1 mol/L Natronlauge in die Spritze.
- Schließe den Tropfenzähler an den LabQuest an. Der Zugang ist oben am Gerät. Das Gerät erkennt den Sensor und stellt die Messgröße automatisch ein.

Als nächstes stellt ihr die Tropfgeschwindigkeit über beide Absperrventile ein.

- Öffnet zuerst das untere Absperrventil vollständig.
- Anschließend öffnet langsam das obere Ventil, bis eine sehr langsame Tropfgeschwindigkeit von einem Tropfen alle zwei Sekunden oder langsamer erreicht ist.
- **Schließt nur das untere Ventil.**
- Schüttet die Flüssigkeit aus dem Messzylinder zurück in die Spritze.
- Wählt im Messwerterfassungsprogramm des LabQuest2 die Kalibrierung („calibrate“) des Tropfenzählers aus.



- Drückt auf „Calibrate Now“.



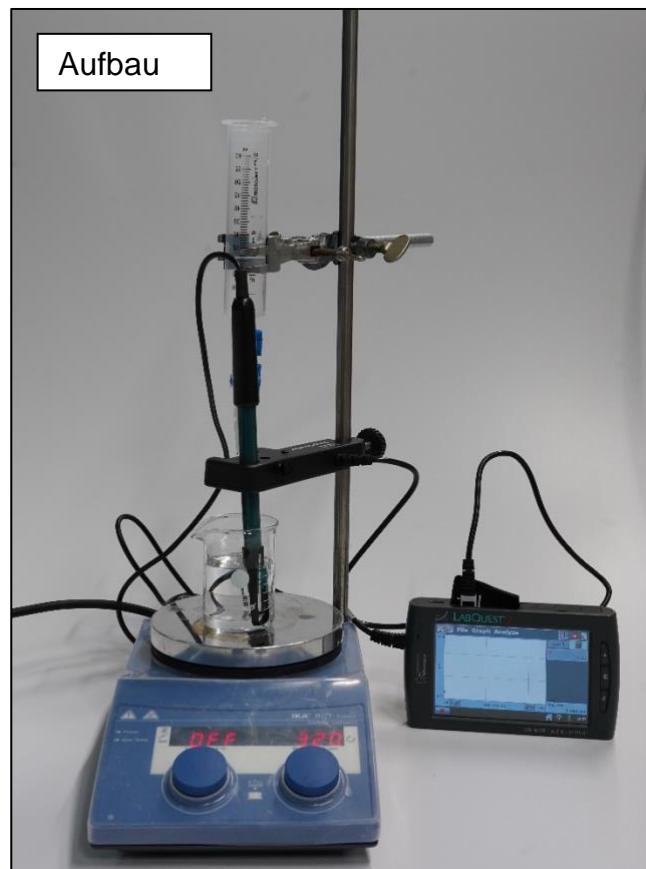
- Öffnet das **untere Absperrventil**, damit die Tropfen den Tropfenzähler passieren.



- Lasst so lange Tropfen in den Messzylinder tropfen, bis ca. 10 mL erreicht sind.
- Lest den Füllstand des Zylinders genau ab und gebt den Wert in das Programm ein, indem ihr mit dem Stift auf das Feld vor dem „mL“ klickt. Es erscheint eine Tastatur mit Zahlen.
- Beendet die Kalibrierung, indem ihr auf okay drückt.
- Der Wert für Tropfen/mL wird angezeigt.

Jetzt kann die eigentliche Titration beginnen:

6.2.2 Durchführung: Titration von Cola

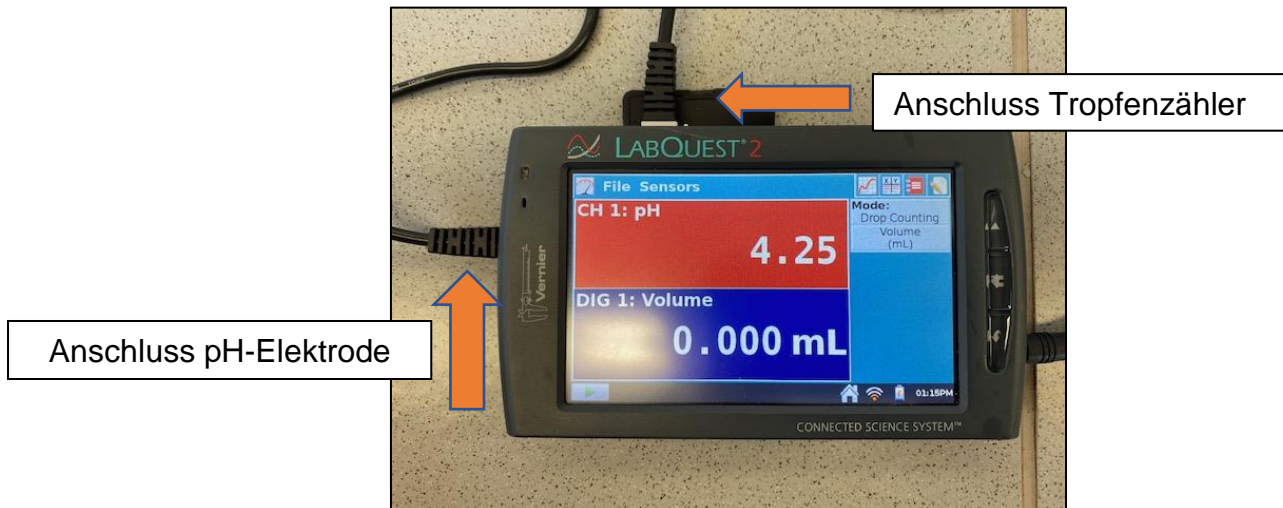


- Füllt die Lösung aus dem Messzylinder in die Spritze zurück und stellt ihn zur Seite.
- Stellt ein Becherglas auf den Magnetrührer.
- Führt die pH-Elektrode vorsichtig in das Loch des Tropfenzählers, steckt den kleinen Rühraufsatz auf die Elektrode und stellt die Elektrode in das Becherglas.
- Der Magnetrühreraufsatz darf den Boden berühren.



Magnetrühreraufsatz

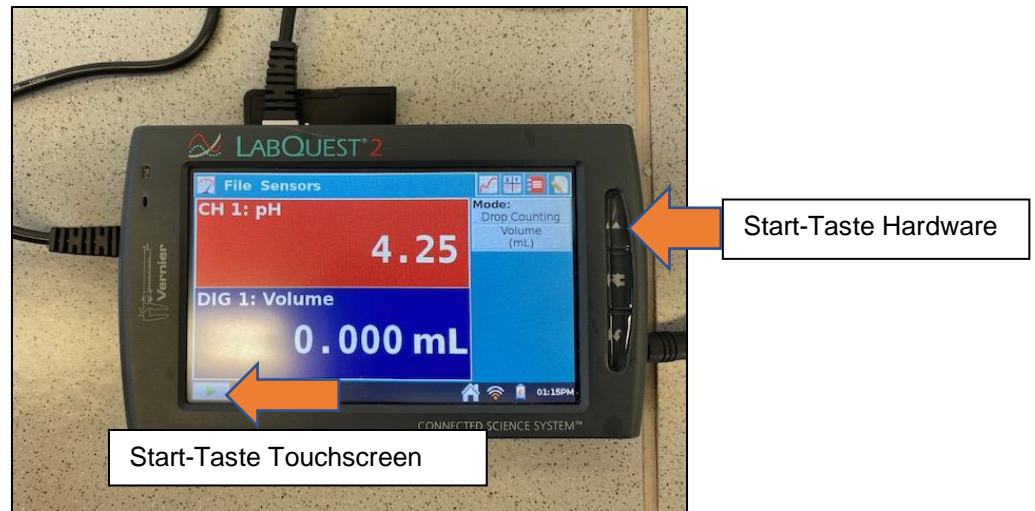
- Schließt jetzt auch die pH-Elektrode an den LabQuest wie folgt an:
- Verbindet die pH-Elektrode mit dem Messgerät, dem LabQuest. Hierfür nimmt einen Anschluss für analoge Messgeräte (CH1), wie in der Abbildung bezeichnet.



- Füllt die Spritze mit ca. 30 mL der verdünnten Natronlauge (0,1 mol/L).
- Nehmt jetzt ein 150 mL Becherglas und füllt es mit 80 mL der Cola, indem ihr einen Messzylinder einsetzt.
- **Achtung: Notiert das genaue Volumen der eingesetzten Cola. Dieser Wert wird später für die Rechnung benötigt.**

$V_{\text{Cola}} =$

- Startet die Messung mit der Hardwaretaste oder dem Button auf dem Touchscreen (s. Abb.).



- Dann dreht das untere Ventil ganz auf (senkrechte Position) und beginnt mit dem Zutropfen.
- Beobachtet den Verlauf des pH-Wertes im Grafen auf dem Messgerät.
- Die Titration kann gestoppt werden, wenn ungefähr 25 mL Natronlauge in die Cola getropft wurden, **indem ihr wieder auf den unteren Punkt am Bildschirm klickt (ein rotes Quadrat).**

6.2.3 Beobachtung und Auswertung

- 1) Erfassen Sie Ihre Messergebnisse und stellen Sie diese in einem Volumen-pH-Wert-Diagramm dar.
- 2) Erklären Sie den Kurvenverlauf. Gehen Sie dabei auf den pH-Wert zu Beginn der Titration, die Lage der Äquivalenzpunkte und der Halbäquivalenzpunkte ein.
- 3) Bestimmen Sie die Phosphorsäurekonzentration in der Cola.

