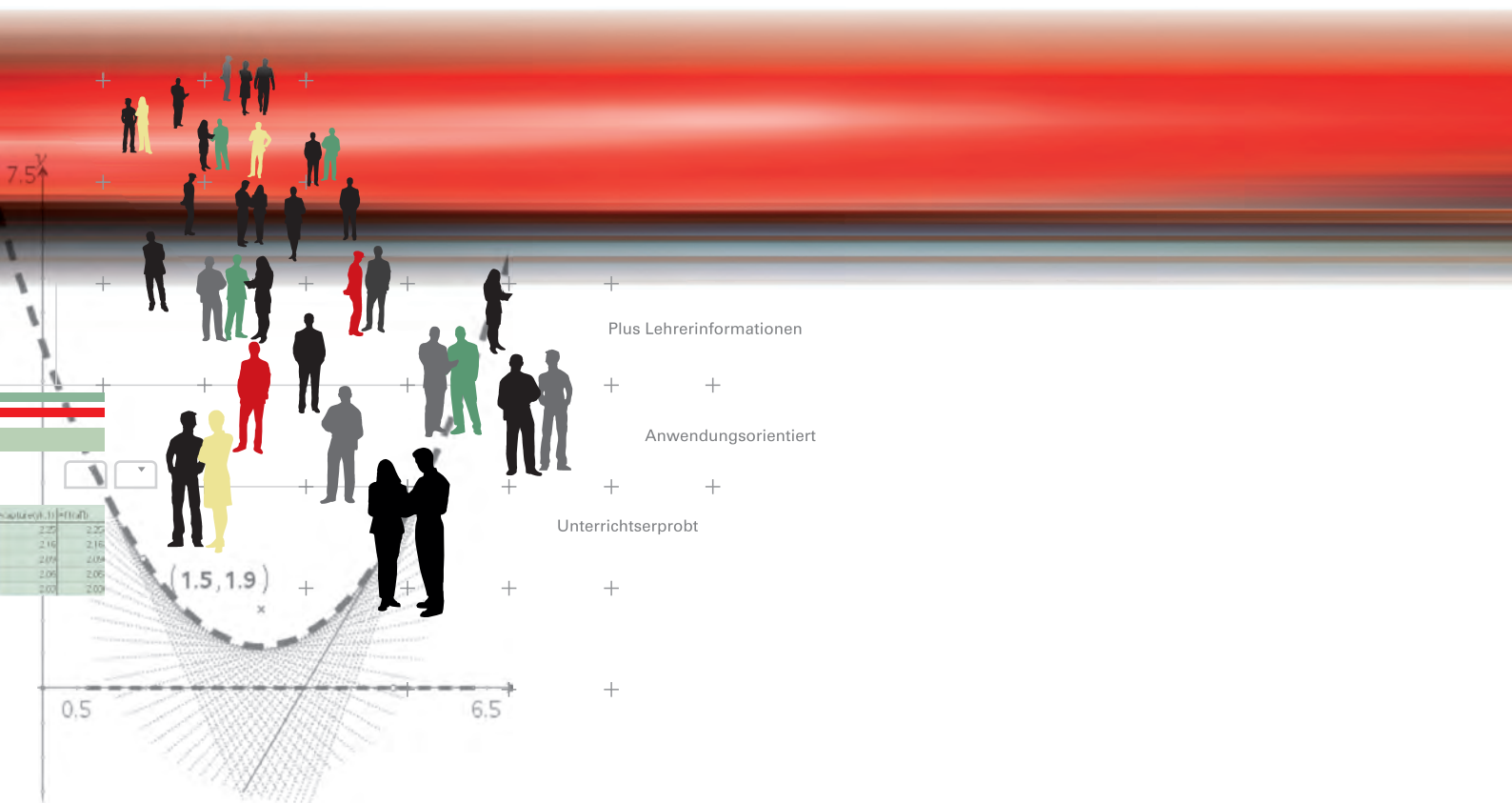


T<sup>3</sup>- NATURWISSENSCHAFTEN  
Von der Säure-Base- bis zur Redox-Titration  
Experimente für den Chemieunterricht mit digitalen Medien

Frank Liebner (Hrsg.)



T<sup>3</sup>- NATURWISSENSCHAFTEN

## Von der Säure-Base- bis zur Redox-Titration

Experimente für den Chemieunterricht mit digitalen Medien

Frank Liebner (Hrsg.)

Redaktion:  
Jürgen Kauschka

Autoren:  
Maria Amling, Marc Brode, Eva Friedrich, Melanie Kraus; Ulrich Leckelt,  
Frank Liebner, Evelin Mietschke, Cordula Rahn, Thomas Reiske, Markus Schwarz

© 2014 T<sup>3</sup>

Dieses Werk wurde in der Absicht erarbeitet, Lehrerinnen und Lehrern geeignete Materialien für den Unterricht an die Hand zu geben. Die Anfertigung einer notwendigen Anzahl von Fotokopien für den Einsatz in der Klasse, einer Lehrerfortbildung oder einem Seminar ist daher gestattet. Hierbei ist auf das Copyright von T<sup>3</sup> hinzuweisen. Jede Verwertung in anderen als den genannten oder den gesetzlich zugelassenen Fällen ist ohne schriftliche Genehmigung von T<sup>3</sup> nicht zulässig. Alle verwendeten Marken sind Eigentum ihrer Inhaber.

## Vorwort

Die Nutzung grafikfähiger Taschenrechner mit und ohne CAS (im Folgenden mit TR bezeichnet) im mathematisch-naturwissenschaftlichen Unterricht hat sich in den vergangenen Jahren stark verbreitet.

War der Einsatz dieser Medien lange Zeit vorrangig auf den Mathematikunterricht beschränkt, zeigen sich immer mehr Einsatzmöglichkeiten der Handheldtechnologie in den Fächern Biologie, Chemie und Physik.

Dadurch, dass Sensoren direkt an verschiedene Taschenrechner oder Computer angeschlossen werden können, eröffnen sich weitere, neue Wege für einen modernen, interessanten und praxisnahen mathematisch-naturwissenschaftlichen Unterricht.

Messwerterfassung genau dort einzusetzen, wo herkömmliche Methoden versagen, bietet den Lernenden die Möglichkeit Lerninhalte besser zu verstehen und unterstützt die Lehrenden bei der Vermittlung dieser.

Bevor Sie starten, liebe Leserinnen und Leser, möchten Ihnen die Autoren einige Hinweise zum Umgang mit dem vorliegenden Material geben.

Alle Beiträge wurden mit dem TI-Nspire CX/CAS™ oder der Software und entsprechenden Sensoren erarbeitet. Auf eine ausführliche Beschreibung des Handlings wurde in der Regel verzichtet. Sie finden entsprechende Materialien unter: [www.wiki.zum.de/TI-Nspire/Glossar](http://www.wiki.zum.de/TI-Nspire/Glossar) und [www.ti-unterrichtsmaterialien.net](http://www.ti-unterrichtsmaterialien.net)

Das erste Kapitel „Einführung in die Säure-Base-Titration“ beinhaltet wesentliche Grundlagen des Analyseverfahrens „Titration“ wie z. B. die Leitfähigkeitstiteration von Salz- und Ethansäure mit Natronlauge.

Dabei geht es hauptsächlich darum, Grundkenntnisse zu erarbeiten oder zu festigen. In den Folgebeiträgen werden verschiedene Anwendungsmöglichkeiten von Titrationsangeboten.

Die einzelnen Experimentierbeschreibungen enthalten:

- Kopiervorlagen, die für die Hand der Schülerinnen und Schüler gedacht sind,
- Lehrermaterialien mit didaktisch-methodischen Hinweisen und ausführlichen Lösungen,
- gegebenenfalls weitere Hinweise zum jeweiligen Titrationsverfahren.

In den Kopiervorlagen finden Sie Aufgabenstellungen, die mit “ \* “ gekennzeichnet sind. Diese unterscheiden sich von den anderen Aufgaben durch einen erhöhten Schwierigkeitsgrad und können z. B. als Zusatzmaterial eingesetzt werden.

### Wichtige Hinweise für die Nutzer des vorliegenden Materials

Bei der Erarbeitung der Experimente wurden die aktuell gültigen Sicherheitsbestimmungen im Umgang mit Chemikalien zu Grunde gelegt. Es sei ausdrücklich darauf hingewiesen, dass der betreuende Fachlehrer die Verantwortung für den sachgerechten Umgang mit Chemikalien, die Einhaltung von Sicherheitsbestimmungen und das fachgerechte Entsorgen der Chemikalien trägt.

Alle Anleitungen wurden sorgfältig erarbeitet. Dennoch übernehmen die Herausgeber und Autoren für die Richtigkeit von Aufgaben, deren Lösungen, Hinweisen und Ratschlägen sowie für eventuelle Druckfehler keine Haftung.

## Einführung in das quantitative Analyseverfahren

Die visuelle Bestimmung des Endpunktes einer Titration ist subjektiven Einflüssen unterworfen. Im Verlauf der Titration verändern sich aber auch physikalische Parameter in der Lösung, z. B. die Leitfähigkeit, das elektrische Potential oder die Lichtabsorption bei einer bestimmten Wellenlänge.

Wenn man mit einem geeigneten Sensor die entsprechende Messgröße während der Titration verfolgt, kann bei der Endpunktbestimmung der subjektive Faktor weitgehend vermieden werden. Elektrische Messgrößen wie Leitfähigkeit oder Potenziale lassen sich dabei am einfachsten erfassen und verarbeiten. Daher beruhen viele instrumentelle Analysemethoden auf dieser Grundlage.

Bei der Konduktometrie nutzt man die Tatsache, dass die verschiedenen Ionen unterschiedliche Leitfähigkeiten besitzen. Da bei der Titration eine Ionenart durch eine andere ersetzt wird, ändert sich im Verlauf der Titration die Leitfähigkeit mehr oder weniger stark.

Die Potentiometrie nutzt die Konzentrationsabhängigkeit des elektrochemischen Potentials einer Ionensorte gemäß der NERNST-Gleichung aus. Das Potential einer Messelektrode, die diese Ionensorte anzeigt, wird gegenüber einer Referenzelektrode gemessen.

Bei Redoxreaktionen, z. B. der Titration von Eisen(II)- mit Permanganat-Ionen, wird ein Platindraht als Universal-Messelektrode genutzt.

Mittels Potentiometrie können aber auch andere Reaktionen wie Fällungs- oder Komplexbildungsreaktionen verfolgt werden.

Ein grundsätzliches Problem der Potenziometrie ist, dass das elektrochemische Potential einer Ionenart an der Elektrode durch „Fremd-Ionen“ in der Lösung beeinflusst werden kann. Es wäre daher wünschenswert, Elektroden zu haben, die nur auf eine Ionensorte ansprechen.

Die Glaselektrode ist ein Beispiel für eine solche ionenselektive Elektrode, weil das Potential an der Glasmembran nur von der Konzentration der Wasserstoff-Ionen abhängt.

Das Potential einer mit Silberchlorid bedeckten Silber-Elektrode hängt über das Fällungsgleichgewicht von der Konzentration an Chlorid-Ionen ab. Da auch Bromid- oder Iodid-Ionen schwerlösliche Silbersalze bilden, beeinflussen Sie das Elektrodenpotential.

Die potenziometrische Bestimmung des Chlorid-Ionengehaltes durch Fällungstitration mit Silbernitratlösung ist somit nur möglich, wenn die Chlorid-Ionenkonzentration viel höher als die der störenden Ionen ist, was z. B. bei Trinkwasser der Fall ist.

## Inhaltsverzeichnis

<b>1</b>	<b>Einführung in die Säure-Base-Titrationsen</b>	<b>1</b>
1.1	Titration von Salzsäure/Essigsäure mit Natriumhydroxidlösung unter Verwendung eines Leitfähigkeitssensors	2
	• Das Prinzip der Leitfähigkeitstirration	4
	• Bestimmung des Äquivalenzpunktes bei einer konduktometrischen Titration	5
1.2	Titration von Salzsäure/Essigsäure mit Natriumhydroxidlösung unter Verwendung eines pH-Sensors	6
	• Funktionsweise einer pH-Elektrode	9
	• Bestimmung des Äquivalenzpunktes bei pH-Wert-Titrationsen	11
1.3	Titration von Natriumhydroxidlösung mit Salzsäure unter Verwendung eines Temperatursensors (Thermometrische Titration)	13
1.4	Titration von Oxalsäurelösung mit Natriumhydroxidlösung unter Verwendung eines pH-Sensors	15
1.5	Zusammenfassung verschiedener Titrationsen - Schülerarbeitsblatt	17
<b>2</b>	<b>Anwendungen von Säure-Base-Titrationsen</b>	
2.1	Bestimmung des Massenanteils an Natriumhydroxid mittels pH-Wert- oder Leitfähigkeitstirration	18
2.2	Ermittlung des Massenanteils von Essigsäure im Haushaltsessig	21
2.3	Bestimmung der Masse an Ascorbinsäure in einem Vitamin-C-Präparat mittels pH-Wert-Titration	24
2.4	Bestimmung der Stoffmengenkonzentration einer Natriumacetatlösung unter Verwendung eines Leitfähigkeitssensors	28
2.5	Bestimmung des Säuregehaltes in Coca-Cola mittels pH-Wert-Titration	32
	• Anleitung zur Nutzung eines Tropfenzählers	37
<b>3</b>	<b>Spezielle Titrationsen</b>	
3.1	Titration eines Säuregemisches unter Verwendung eines Leitfähigkeitssensors	39
3.2	Bestimmung der Calcium-Ionenkonzentration in einer Probe Leitungswasser mittels Leitfähigkeitstirration	42
3.3	Bestimmung der Masse an Ascorbinsäure in verschiedenen Fruchtsäften durch Redoxstirration	47
	• Prinzip der Redoxstirration mittels Redoxelektrode	48
	• Bestimmung des Titrationsfaktors einer Kaliumpermanganatlösung	49
3.4	Bestimmung der Masse an Magnesiumsulfat durch Leitfähigkeitstirration	53
3.5	Bestimmung der Chlorid-Ionenkonzentration in Leitungswasser mittels Leitfähigkeitstirration	57
3.6	Titration der Aminosäure Glycin unter Nutzung eines pH-Sensors	60
3.7	Titration von Pufferlösungen mittels pH-Sensor	64

## Säure-Base-Titration mittels pH-, Leitfähigkeits- und Temperatursensor

### Einführung

Titrationen spielen in vielen Bereichen der analytischen Chemie eine große Rolle. Sie kommen z. B. bei der Bestimmung des Säuregehaltes von verschiedenen Lebensmitteln, bei der Ermittlung der Wasserhärte oder bei Konzentrationsbestimmungen mittels Redoxtitration zum Einsatz.

Im ersten Teil des nachfolgenden Materials werden die Grundlagen der verschiedenen Titrationen am Beispiel von Säure-Base-Titrationen erarbeitet. Erfahrungen haben gezeigt, dass die Schülerinnen und Schüler die Auswertung der Leitfähigkeits- und Thermometrischen Titration ohne größere Probleme bewältigen. Die Interpretation der Graphen bei pH-Wert-Titrationen fällt den Lernenden oft schwer.

Für die pH-Wert- und Leitfähigkeitstitration finden Sie jeweils eine Anleitung zur Ermittlung des Äquivalenzpunktes mittels mathematischer Modelle.

#### Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- beherrschen die Säure-Base-Theorie nach BRÖNSTED.
- haben Kenntnisse über starke und schwache Säuren.
- beherrschen die Titration als maßanalytisches Verfahren.
- kennen die Begriffe: Neutral-, Äquivalenz- und Halbäquivalenzpunkt.
- besitzen Kenntnisse über Puffersysteme.

#### Empfehlungen zum Einsatz

Der erste Teil des vorliegenden Materials (Varianten der Säure-Base-Titration) bietet viele verschiedene Möglichkeiten zum Einsatz im Unterricht.

Da alle Experimentieranleitungen unabhängig voneinander einsetzbar sind, können die Titrationen als Einzelexperimente durchgeführt werden.

Bei einem Stationenlernen ist zu bedenken, dass die Titrationen oft sehr zeitaufwändig sind. Hier bietet es sich an, Schülerteams verschiedenen Stationen (maximal 2) zuzuteilen. Die Ergebnisse können anschließend in einer kurzen Präsentation der gesamten Klasse oder dem gesamten Kurs zur Verfügung gestellt werden.

In der Auswertung sollten die einzelnen Titrationen miteinander verglichen werden. Dazu eignet sich das Arbeitsblatt am Ende dieses Beitrages.

Im Anschluss an die Einführung zur Säure-Base-Titrationen werden verschiedene praxisrelevante Einsatzmöglichkeiten dargestellt.

Die vorgeschlagenen Versuche sind so aufbereitet, dass sie alle als Einzelexperimente genutzt werden können.

## Titration von Salzsäure/Essigsäure mit Natriumhydroxidlösung unter Verwendung eines Leitfähigkeitssensors

Titrieren Sie Salzsäure oder/und Essigsäure mit Natronlauge unter Verwendung eines Leitfähigkeitssensors.

### Versuchsdurchführung

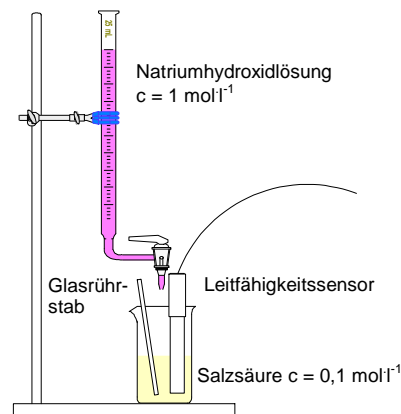
Bereiten Sie den Rechner (Ereignisse mit Eintrag) und den Leitfähigkeitssensor (Messbereich:  $0 - 20000 \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$ ) zur Datenaufnahme vor.

Legen Sie 100 ml einer Säure ( $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ) in einem Becherglas vor.

Titrieren Sie unter Rühren mit mindestens 15 ml Natriumhydroxidlösung ( $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ), wobei die Zugabeintervalle zwischen 0,5 und 1 ml liegen sollten.

Messen Sie nach jeder Zugabe von Natriumhydroxidlösung die Leitfähigkeit.

Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer das Gesamtvolumen an zugegebener Natriumhydroxidlösung eingegeben werden muss.



### Durchführung einer zweiten Titration

Nachdem Sie die Messwerte der ersten Titration gespeichert haben kann die Titration mit der anderen Säure in der bereits beschriebenen Art und Weise durchgeführt werden.

### Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.

- 1 Entwickeln Sie für die bei der jeweils durchgeführten Titration ablaufende Reaktion die Gleichung in Ionenschreibweise.
- 2 Skizzieren Sie die Veränderung der Leitfähigkeit in Abhängigkeit vom Volumen zugegebener Natriumhydroxidlösung in ein Koordinatensystem.
- 3 Interpretieren Sie die aufgenommene(n) Titrationskurve(n). Erklären Sie den Kurvenverlauf. Gehen Sie dabei auch auf den Äquivalenzpunkt ein.
- 4\* Ermitteln Sie den Äquivalenzpunkt unter Verwendung Ihres Rechners.

#### Hinweis:

	$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{Cl}^-$	$\text{OH}^-$	$\text{Na}^+$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$
Ionenäquivalenzleitfähigkeit bei unendlicher Verdünnung $\lambda$ in $\text{S}\cdot\text{cm}^2\cdot\text{mol}^{-1}$	350	76	199	50	41

KAMP, H. & SCHREPPER, R., Chemische Formeln und Daten, Ernst Klett Schulbuchverlag

## Titration von Salzsäure/Essigsäure mit Natriumhydroxidlösung unter Verwendung eines Leitfähigkeitssensors

Lehrermaterial

### Geräte

- Becherglas (V = 200 ml, hohe Form)
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Bürette (V = 50 ml)
- Maßkolben (V = 100 ml)
- Leitfähigkeitssensor

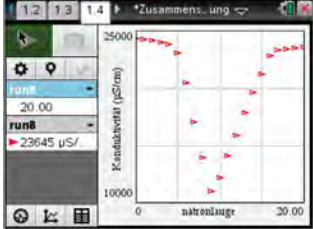
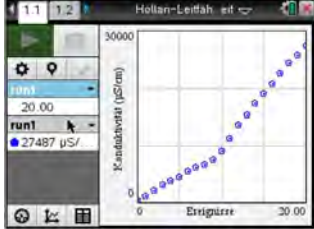
### Chemikalien

- Salzsäure und/oder Essigsäure der jeweiligen Stoffmengenkonzentration  $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ; 100 ml jeder Säure pro Versuchsdurchführung
- Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ; ca. 20 ml pro Versuchsdurchführung

### Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Ereignis mit Eintrag (Name: Volumen; Einheit: ml)
- Messbereich: 0 – 20000  $\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$

### Lösungen

<p>Leitfähigkeitstitration von 100 ml Salzsäure der Stoffmengenkonzentration <math>c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}</math> mit Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration <math>c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}</math> (starke Säure, starke Base)</p>	<p>Leitfähigkeitstitration von 100 ml Essigsäure der Stoffmengenkonzentration <math>c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}</math> mit Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration <math>c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}</math> (schwache Säure, starke Base)</p>
<p>Reaktionsgleichung</p> $\text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + 2 \text{H}_2\text{O}$	<p>Reaktionsgleichung</p> $\text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{Na}^+ + 2 \text{H}_2\text{O}$
	
<p>Interpretation:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Zuerst sinkt die Leitfähigkeit der Lösung, da Hydronium- mit Hydroxid-Ionen neutralisiert werden und somit die Stoffmengenkonzentration der Hydronium-Ionen abnimmt.</li> <li>- Am Tiefpunkt ist die Neutralisationsreaktion beendet.</li> <li>- Nach dem Tiefpunkt steigt die Leitfähigkeit aufgrund der weiter zugegebenen Natriumhydroxidlösung wieder an.</li> <li>- Der Tiefpunkt entspricht dem Äquivalenzpunkt.</li> <li>- Da die Ionenäquivalenzleitfähigkeit der kontinuierlich zugegebenen Natrium-Ionen wesentlich kleiner als die der neutralisierten Hydronium-Ionen ist, sinkt die Leitfähigkeit der Lösung zu Beginn der Titration.</li> </ul>	<p>Interpretation:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Essigsäure ist eine schwache Säure und dissoziiert unvollständig.</li> <li>- Obwohl Hydronium- mit Hydroxid-Ionen neutralisiert werden, steigt die Leitfähigkeit der Lösung am Beginn der Titration langsam an. Der Anstieg ist auf die durch Neueinstellung des Protolysegleichgewichts nachgebildeten Hydronium- und Acetat-Ionen zurückzuführen. Die Natrium-Ionenkonzentration nimmt ebenfalls durch die fortlaufend zugegebene Natriumhydroxidlösung zu.</li> <li>- Im Verlauf der Titration steigt die Leitfähigkeit der Lösung stärker an, da die Neutralisationsreaktion beendet ist und weiterhin Natriumhydroxidlösung zugegeben wird.</li> <li>- Der Äquivalenzpunkt entspricht dem Schnittpunkt der beiden linearen Kurvenabschnitte.</li> </ul>



## Das Prinzip der Leitfähigkeitstirration

Die Leitfähigkeitstirration (konduktometrische Titration) ist eine Analysenmethode, die zum Einsatz kommen kann, wenn z. B. kein geeigneter Indikator zur Verfügung steht. Voraussetzung ist, dass sich die elektrische Leitfähigkeit der Lösung durch ablaufende Reaktionen (z.B. Neutralisations- oder Fällungsreaktionen) deutlich ändert.

Der reziproke Wert des Ohmschen Widerstands (R) einer Lösung wird auch als Leitwert (G) bezeichnet und von vielen Messgeräten direkt angezeigt. Er hängt von der Art und Anzahl der in der Lösung enthaltenen Ionen sowie von der Temperatur des Lösungsmittels ab. Die Einheit ist Siemens.

$$R = \frac{U}{I} \quad \text{in } \Omega$$
$$G = \frac{1}{R} \quad \text{in } \frac{1}{\Omega} = 1 \text{ S (Siemens)}$$

In verdünnten Lösungen wird die Wanderung von Kationen und Anionen als unabhängig voneinander angenommen.

Aus der Wanderungsgeschwindigkeit der Ionen wird deren Ionenäquivalentleitfähigkeit ( $\lambda^+$ ;  $\lambda^-$ ) bestimmt. Diese ist in verdünnten Lösungen unabhängig von der Konzentration und in Tabellenbüchern zu finden.

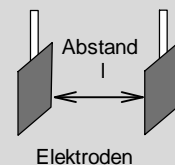
Ionenäquivalentleitfähigkeit bei unendlicher Verdünnung in:

$$\frac{\text{cm}^2}{\Omega \cdot \text{mol}} = \frac{\text{S} \cdot \text{cm}^2}{\text{mol}}$$

Die Gesamtleitfähigkeit ( $\lambda$ ) oder auch Äquivalentleitfähigkeit einer verdünnten Lösung setzt sich aus den Ionenäquivalentleitfähigkeiten der in ihr vorhandenen Ionen zusammen.

Der gemessene Leitwert (G) hängt also von der elektrischen Leitfähigkeit (k) der Lösung und außerdem vom Querschnitt (A) der zur Messung verwendeten Elektroden und ihrem Abstand (l) ab. Bei den handelsüblichen Leitfähigkeitssensoren sind der Elektrodenquerschnitt und der Abstand fest, so dass der gemessene Leitwert direkt proportional zur elektrischen Leitfähigkeit ist.

$$G = k \cdot \frac{A}{l}$$



Zur Kalibrierung von Messzellen werden Kaliumchloridlösungen unterschiedlicher Konzentration verwendet.

Um eine Polarisierung der Elektroden und mögliche Reaktionen an den Elektroden zu verhindern, erfolgt die Leitfähigkeitsmessung mittels Wechselstrom bei hohen Frequenzen.

Bei Leitfähigkeitsmessungen, die ausschließlich zur Bestimmung des Äquivalenzpunktes bei Titrationen genutzt werden, kann eine Kalibrierung der Messsonde entfallen.

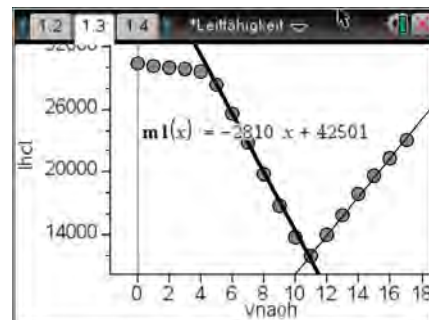
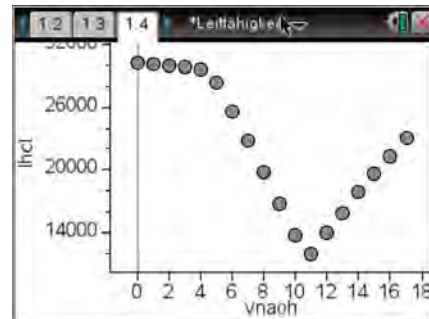
In verdünnten Lösungen besteht ein linearer Zusammenhang zwischen Leitwert und Konzentration. Bei der graphischen Darstellung ergeben sich Geraden. Der Schnittpunkt dieser Geraden stellt den Äquivalenzpunkt dar.

## Bestimmung des Äquivalenzpunktes bei einer konduktometrischen Titration

Aus Gründen der Übersicht ist es günstig, nur jeweils eine Titrationskurve zu bearbeiten. Dazu kann beispielsweise ein neues Fenster geöffnet werden, um die Daten nochmals darzustellen.

### „Data&Statistics“

- nach Betätigung der Taste `tab` öffnet sich an der x- oder y- Achse des Koordinatensystems ein Menu; Auswahl der Datenreihe; Bestätigung mit `enter`
- verschiebbare Gerade einfügen  
`menu` `4:Analysieren`  
`2:Verschiebbare Gerade einfügen`  
Diese Gerade ist jetzt so zu verschieben, dass möglichst alle Punkte eines Graphenastes auf ihr liegen. Die Funktionsgleichung wird als Variable gespeichert. Eine zweite Gerade ist analog so anzupassen, dass die anderen Punkte des Graphen möglichst genau auf ihr liegen.



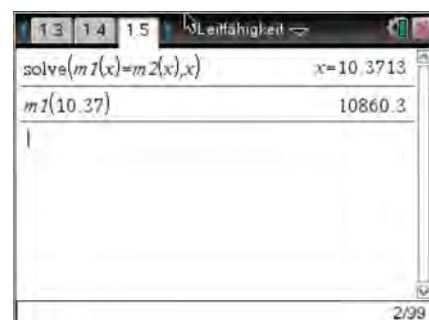
### → Geraden

- Applikation „**Calculator**“ öffnen. Für die vorher eingefügten Geraden werden die unter den Variablen hinterlegten Terme aufgerufen und gleichgesetzt. Durch Lösen dieser Gleichung mittels solve-Befehl wird die Schnittstelle der beiden Geraden berechnet.

`menu` `3:Algebra` `1:Löse` `var`

Variablen auswählen

- Da die Funktionsgleichungen der Geraden zur Verfügung stehen, kann der zur Schnittstelle zugehörige y-Wert berechnet werden.



### → Gleichungen

## Titration von Salzsäure/Essigsäure mit Natriumhydroxidlösung unter Verwendung eines pH-Sensors

Titrieren Sie Salzsäure oder/und Essigsäure mit Natriumhydroxidlösung unter Verwendung einer pH-Elektrode.

### Versuchsdurchführung

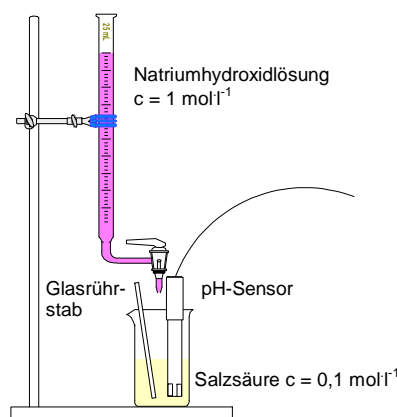
Bereiten Sie den Rechner (Ereignisse mit Eintrag) zur Datenaufnahme vor.

Legen Sie 100 ml einer Säure ( $c = 0,1 \text{ mol l}^{-1}$ ) in einem Becherglas vor.

Titrieren Sie unter Rühren mit mindestens 15 ml Natriumhydroxidlösung ( $c = 1 \text{ mol l}^{-1}$ ), wobei die Zugabe-Intervalle zwischen 0,5 und 1 ml liegen sollten.

Nach jeder Zugabe von Natriumhydroxidlösung ist der pH-Wert zu messen.

Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer das Gesamtvolumen an zugegebener Natriumhydroxidlösung eingegeben werden muss.



### Durchführung einer zweiten Titration

Nachdem Sie die Messwerte der ersten Titration gespeichert haben, kann die Titration mit der anderen Säure in beschriebener Art und Weise durchgeführt werden.

### Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.

- 1 Entwickeln Sie für die bei der jeweils durchgeführten Titration ablaufende Reaktion die Gleichung in Ionenschreibweise.
- 2 Skizzieren Sie die Veränderung des pH-Wertes in Abhängigkeit vom Volumen zugegebener Natriumhydroxidlösung in ein Koordinatensystem. Interpretieren Sie den Kurvenverlauf.
- 3 Vergleichen Sie die aufgenommenen Titrationskurven anhand von drei charakteristischen Unterscheidungsmerkmalen.
- 4\* Zur Endpunktbestimmung der Maßanalyse soll ein Indikator eingesetzt werden. Wählen Sie für die jeweilige Titration einen geeigneten aus. Erläutern Sie Ihre Entscheidung unter Einbeziehung einer Reaktionsgleichung.

	pH- Umschlagbereich	Farbe
Methylrot	4,4 bis 6,2	rot / gelb
Neutralrot	6,8 bis 8,0	rot / gelb
Phenolphthalein	8,3 bis 10,0	farblos / rot

- 5\* Ermitteln Sie unter Verwendung Ihres Rechners den Äquivalenzpunkt.

## Titration von Salzsäure/Essigsäure mit Natriumhydroxidlösung unter Verwendung eines pH-Sensors

### Lehrermaterial

#### Geräte

- Becherglas (V = 200 ml, hohe Form)
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Pipetten
- Bürette (V = 50 ml)
- Maßkolben (V = 100 ml)
- pH-Sensor

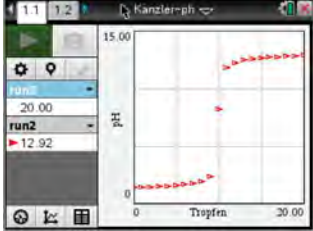
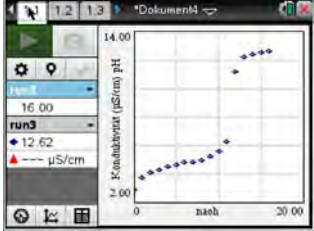
#### Chemikalien

- Salzsäure und Essigsäure der jeweiligen Stoffmengenkonzentration  $c = 0,1 \text{ mol l}^{-1}$ ; 100 ml jeder Säure pro Versuchsdurchführung
- Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 1 \text{ mol l}^{-1}$ ; ca. 20 ml pro Versuchsdurchführung

#### Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Ereignis mit Eintrag (Name: Volumen; Einheit: ml)

#### Lösungen

<p>pH-Wert-Titration von 100 ml Salzsäure der Stoffmengenkonzentration <math>c = 0,1 \text{ mol l}^{-1}</math> mit Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration <math>c = 1 \text{ mol l}^{-1}</math> (starke Säure, starke Base)</p>	<p>pH-Wert-Titration von 100 ml Essigsäure der Stoffmengenkonzentration <math>c = 0,1 \text{ mol l}^{-1}</math> mit Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration <math>c = 1 \text{ mol l}^{-1}</math> (schwache Säure, starke Base)</p>
<p>Reaktionsgleichung</p> $\text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + 2 \text{H}_2\text{O}$	<p>Reaktionsgleichung</p> $\text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{Na}^+ + 2 \text{H}_2\text{O}$
	
<p>Interpretation:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Am Beginn der Titration steigt der pH-Wert langsam.</li> <li>- Im Verlauf des Experimentes gibt es einen pH-Wertsprung. Nach diesem steigt der pH-Wert wieder langsam an.</li> <li>- Neutral- und Äquivalenzpunkt liegen im pH-Wertsprung bei <math>\text{pH} = 7</math>.</li> </ul>	<p>Interpretation:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Nach einem langsamen Anstieg des pH-Wertes zu Beginn des Experimentes folgt ein pH-Wertsprung, nach dem der pH-Wert wiederum langsam ansteigt.</li> <li>- Der Graph besitzt zwei Wendepunkte. Der erste heißt Halbäquivalenzpunkt und es gilt: <math>c(\text{HAc}) = c(\text{Ac}^-)</math>.</li> </ul> $\text{pH} = \text{pK}_S + \lg \left( \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} \right) \quad \text{pH} = \text{pK}_S + \lg(1)$ $\text{pH} = \text{pK}_S$ <ul style="list-style-type: none"> <li>- Der zweite Wendepunkt ist der Äquivalenzpunkt. Dieser liegt bei <math>\text{pH} \approx 8</math> und fällt nicht mit dem Neutralpunkt zusammen.</li> </ul>

3 Vergleich der Titrationskurven:

z. B.

- Am Beginn der Titration gilt trotz gleicher Anfangskonzentration:  
 $\text{pH}(\text{Salzsäure}) < \text{pH}(\text{Essigsäure})$ .
- Die Titrationskurve von Essigsäure mit Natriumhydroxidlösung besitzt im Gegensatz zur anderen zwei Wendepunkte.
- Bei der Titration von Essigsäure liegt der Äquivalenzpunkt bei  $\text{pH} \approx 8$ . Neutral- und Äquivalenzpunkt fallen im Gegensatz zur Titration von Salzsäure nicht zusammen.

4 Titration der Salzsäure

- Neutralrot
- Äquivalenz- und Neutralpunkt stimmen überein

Titration der Essigsäure

- Phenolphthalein
- Neutralpunkt und Äquivalenzpunkt stimmen nicht überein
- Protolyse der Acetat-Ionen bestimmt den pH-Wert am Äquivalenzpunkt  
$$\text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COOH} + \text{OH}^-$$
- pH-Wert am Äquivalenzpunkt ist größer als 7

## Funktionsweise einer pH-Elektrode

Die Auswertung einer Neutralisationstiteration mittels pH-Wertmessung bezeichnet man als potentiometrische Titeration.

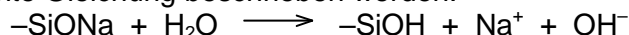
Die Messmethode beruht auf der Veränderung eines Potentials in Abhängigkeit der Wasserstoff-Ionenkonzentration. Die Messung des Potentials erfolgt durch eine Glaselektrode.

Am Äquivalenzpunkt kommt es zu einer sprunghaften Potentialänderung.

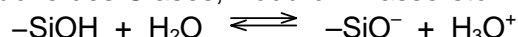
Mit diesem Verfahren können z. B. Maßanalysen durchgeführt werden, für die es keinen geeigneten Indikator gibt bzw. bei denen farbige Lösungen untersucht werden.

Bestimmte Glassorten bilden an der Oberfläche ein Potential aus, das über einen großen pH-Wertbereich annähernd mittels der NERNST-Gleichung beschrieben werden kann.

Die Glasmembran der Elektrode besteht aus einem speziellen Silikatglas. An der Glasoberfläche, in der so genannten Gelschicht, werden Natrium-Ionen aus dem Glas herausgelöst, wobei  $-\text{SiOH}$  - Gruppen entstehen. Dies kann durch nachfolgende, vereinfachte Gleichung beschrieben werden:



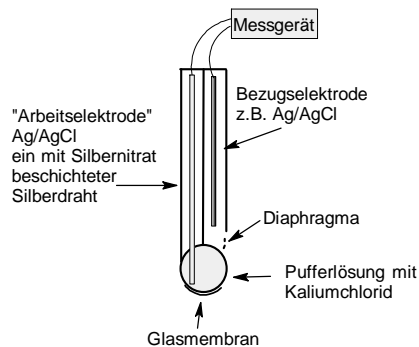
Da die Kieselsäure eine schwache Säure ist, dissoziieren die  $-\text{SiOH}$  - Gruppen an der Oberfläche des Glases, wodurch Wasserstoff-Ionen in Lösung gehen.



Die Lage dieses Dissoziationsgleichgewichts ist von der Konzentration der Hydronium-Ionen in der angrenzenden Lösung abhängig. Je nachdem wie sich das Gleichgewicht einstellt, entsteht an der Glasoberfläche eine negative Aufladung gegenüber der Lösung und es kommt zur Ausbildung eines elektrochemischen Potentials.

Da sich im Innenraum der Glaselektrode eine Pufferlösung befindet, entsteht ein konstantes Potential. Das Potential auf der Außenseite der Membran hängt von der Hydronium-Ionenkonzentration der zu untersuchenden Lösung ab.

Die Potentialdifferenz zwischen der Innen- und Außenseite der Membran wird von der Silber/Silberchlorid-(Ag/AgCl)-Arbeits-elektrode innen und andererseits von der in der pH-Elektrode befindlichen Silber/Silberchlorid-Bezugselektrode dem Messgerät zugeführt. Die Bezugselektrode ist über das Diaphragma mit der zu untersuchenden Probe leitend verbunden. Bei Messungen ist daher darauf zu achten, dass das Diaphragma in die Messlösung eintaucht.



schematischer Aufbau einer pH-Elektrode

Bei den sich einstellenden Potentialen handelt es sich nicht um Redox- sondern um Membranpotenziale, die aber auch mittels der NERNST-Gleichung beschrieben werden können.

$$E = \frac{R \cdot T}{F} \cdot \ln \left\{ \frac{c(\text{H}^+/\text{außen})}{c(\text{H}^+/\text{innen})} \right\}$$

$$\Delta E = 0,059 \text{ V} \cdot (\text{pH}(\text{innen}) - \text{pH}(\text{außen}))$$

NERNST-Gleichung

Da die Vorgänge an der Außenseite der Glasmembran von der „Freibeweglichkeit“ der Hydronium-Ionen in der wässrigen Lösung abhängig sind, wird eigentlich die Aktivität der Hydronium-Ionen und nicht deren Konzentration gemessen. Dies kann zu geringfügigen Fehlern bei konzentrierten Lösungen führen. Außerdem ist unbedingt zu beachten, dass das sich einstellende Potenzial von der Temperatur abhängig ist. Dies bedeutet, dass die Bestimmung des pH-Wertes temperaturabhängig ist. pH-Elektroden mit eingebauten Temperatursensoren gleichen diesen Messfehler automatisch aus.

Für die Messung des pH-Wertes ist ein weiterer Effekt zu beachten. Theoretisch ändert sich die gemessene Spannung um 59 mV je pH-Einheit. Praktisch ist dies aus verschiedenen Ursachen nicht der Fall.

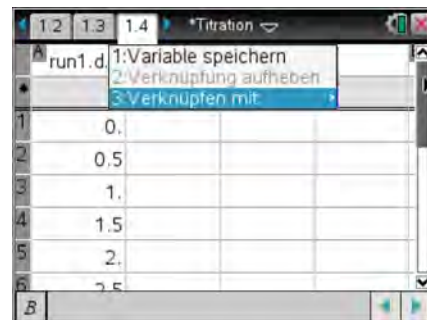
Daher werden Glaselektroden vorher mit zwei Pufferlösungen bekannten pH-Wertes kalibriert. Bei der Titration ist eine Kalibrierung nicht unbedingt nötig, da nicht der genaue pH-Wert, sondern der pH-Wertsprung ermittelt wird.

## Bestimmung des Äquivalenzpunktes bei pH-Wert-Titrationen

Für die Ermittlung des Äquivalenzpunktes mittels Rechners ist es günstig, viele Daten zur Verfügung zu haben. Bei den nachfolgenden Beispielen wurden die Zugabeintervalle von Natriumhydroxidlösung  $V = 0,5$  ml gewählt.

### Titration von Salzsäure mit Natriumhydroxidlösung

Die Daten werden aus der Applikation „DataQuest“ in „Lists&Spreadsheet“ kopiert.



#### „Lists&Spreadsheet“

- Cursor auf die erste Zeile, erste Spalte setzen `var` `3:Verknüpfen mit`; Auswahl der Datenreihe
- Wiederholung des Vorganges für die zweite Datenreihe (pH-Wert)

In der Applikation „List&Spreadsheet“ berechnet man jeweils die Änderungsrate als Differenzenquotienten aus der pH-Wertänderung und der Größe des Intervalls der zugegebenen Maßlösung.

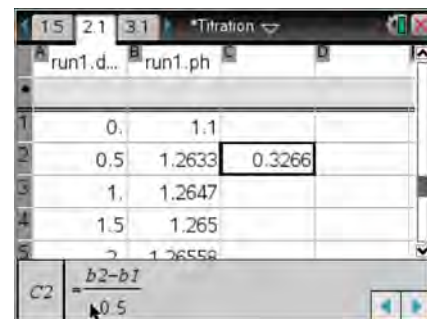
Das Extrema von den so berechneten Werten liegt beim Äquivalenzpunkt der Titration.

#### „Lists&Spreadsheet“

- Spalte benennen (abl)
- Cursor auf die zweite Zeile, dritte Spalte setzen; Formel eingeben
- Kopieren der eingegebenen Formel  
`ctrl` `menu` `2:Kopieren` `enter`

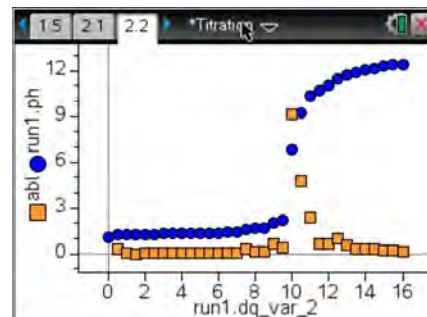
Spalte markieren

`ctrl` `menu` `3:Einfügen` `enter`



#### „Data&Statistics“

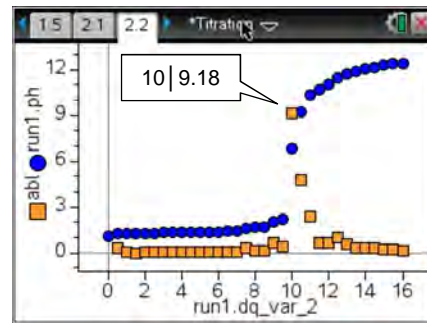
- nach Betätigung der Taste `tab` öffnet sich an der x- oder y-Achse des Koordinatensystems ein Menu; Auswahl der Datenreihe; Bestätigung mit `enter`
- Hinzufügen einer y-Variablen  
`menu` `2:Plot-Eigenschaften`  
`8:Y-Variable` hinzufügen





## „Data&Statistics“

- Ermittlung des Volumens an zugesetzter Natriumhydroxidlösung, an dem die Änderungsraten ein Maximum besitzen:  
Cursor auf den entsprechenden Punkt rücken

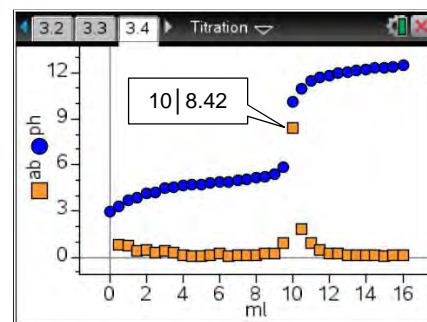


## Titration von Essigsäure mit Natriumhydroxidlösung

Die oben beschriebene Vorgehensweise wird auch bei der Titration von Essigsäure mit Natriumhydroxidlösung zugrunde gelegt.

Es ist möglich, die zwei Wendepunkte (Halbäquivalenz- und Äquivalenzpunkt) der Titrationskurve zu ermitteln.

Der Äquivalenzpunkt entspricht wieder dem Maximum der Änderungsraten.



Für die Ermittlung des Halbäquivalenzpunktes ist die graphische Darstellung aufgrund ihrer Auflösung nicht geeignet. In der Applikation „Lists&Spreadsheet“ kann jedoch das Minimum der Änderungsraten recht gut ermittelt werden.

	ml	ph	ab
9	4.	4.6892	0.178
10	4.5	4.712	0.0456
11	5.	4.722	0.02
12	5.5	4.805	0.166
13	6.	4.899	0.189

C11 =  $\frac{b_{11}-b_{10}}{0.5}$

## Titration von Natriumhydroxidlösung mit Salzsäure unter Verwendung eines Temperatursensors (Thermometrische Titration)

Titrieren Sie Salzsäure mit Natriumhydroxidlösung unter Verwendung eines Temperatursensors.

### Versuchsdurchführung

Bereiten Sie den Rechner (Ereignisse mit Eintrag) zur Datenaufnahme vor.

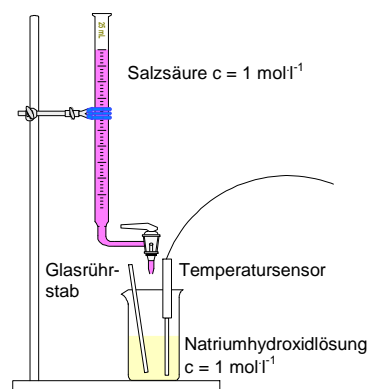
Geben Sie 20 ml Natriumhydroxidlösung ( $c = 1 \text{ mol l}^{-1}$ ) in ein Kalorimetergefäß. Bestimmen Sie die Temperatur der Lösung.

Versetzen Sie vorsichtig und unter Rühren die Natriumhydroxidlösung 7-mal mit je 5 ml Salzsäure ( $c = 1 \text{ mol l}^{-1}$ ).

Messen Sie nach jeder Säurezugabe die Temperatur.

Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer das Gesamtvolumen an zugegebener Salzsäure eingegeben werden muss.

- Hinweise:*
- Die gegebenen Lösungen müssen die gleiche Temperatur besitzen.
  - Um genaue Messwerte zu erhalten, ist ein zügiges Arbeiten notwendig.



### Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.

- 1 Stellen Sie die Temperaturänderung bei der durchgeführten Titration in Abhängigkeit des Volumens zugegebener Säurelösung graphisch dar.
- 2 Interpretieren Sie den Kurvenverlauf mit Hilfe der zu Grunde liegenden Neutralisationsreaktion.  
Geben Sie den Äquivalenzpunkt für die durchgeführte Titration an.
- 3\* Vergleichen Sie das Verfahren der thermometrischen Säure-Base-Titration mit der Säure-Base-Titration mittels Indikator.  
Gehen Sie auf Vor- und Nachteile der Verfahren ein.

## Titration von Natriumhydroxidlösung mit Salzsäure unter Verwendung eines Temperatursensors (Thermometrische Titration) Lehrermaterial

### Geräte

- Kalorimeter mit Becherglas (V = 80 ml)
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Bürette (V = 50 ml)
- Messzylinder (V = 50 ml)
- Temperatursensor

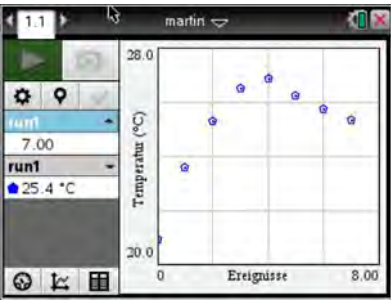
### Chemikalien

- Salzsäure der Stoffmengen-  
konzentration  $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ;  
40 ml pro Versuchsdurchführung
- Natriumhydroxidlösung der  
Stoffmengenkonzentration  $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ;  
20 ml pro Versuchsdurchführung

### Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Ereignis mit Eintrag (Name: Volumen; Einheit: ml)

### Lösungen

Thermometrische Titration von 20 ml Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ mit Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$	Reaktionsgleichung $\text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + 2 \text{H}_2\text{O}$
	Interpretation: <ul style="list-style-type: none"> <li>- Bei Zugabe von Salzsäure zur Natriumhydroxidlösung ist zuerst ein Temperaturanstieg zu erkennen. Dieser ist auf die exotherm verlaufende Neutralisationsreaktion (<math>\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}</math>) zurückzuführen.</li> <li>- Das Temperaturmaximum ist bei Zugabe von 20 ml Salzsäure erreicht. Dies entspricht dem Äquivalenzpunkt.</li> <li>- Nach der Überschreitung dieses Maximums kommt es zur langsamen Abkühlung der Lösung. Da die Neutralisationsreaktion zum Erliegen gekommen ist, kühlt sich die Lösung bei weiterer Zugabe von Salzsäure durch den Mischungseffekt ab.</li> </ul>

3\*

	Thermometrische Säure-Base-Titration	Säure-Base-Titration mittels Indikator
Endpunktbestimmung	Der Äquivalenzpunkt wird aus dem Temperaturmaximum ermittelt.	Der Äquivalenzpunkt wird durch den Farbumschlag des Indikators sichtbar.
Vorteile	- geringer Materialaufwand	- geringer Materialaufwand - geeignet für verdünnte Lösungen
Nachteile	- nicht geeignet für verdünnte Lösungen - zügiges Arbeiten ist notwendig	- nicht geeignet bei gefärbten Lösungen - Bereitstellung eines geeigneten Indikators ist notwendig

## Titration von Oxalsäurelösung mit Natriumhydroxidlösung unter Verwendung eines pH-Sensors

Titrieren Sie Oxalsäurelösung (Ethandisäure) mit Natriumhydroxidlösung unter Verwendung einer pH-Elektrode.

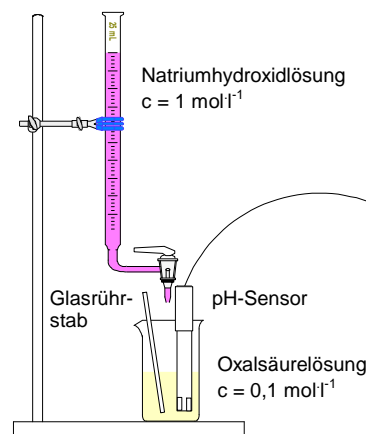
### Versuchsdurchführung

Bereiten Sie den Rechner (Ereignisse mit Eintrag) zur Datenaufnahme vor.

Geben Sie 50 ml Oxalsäurelösung ( $c = 0,1 \text{ mol l}^{-1}$ ) in ein Becherglas. Füllen Sie mit deionisiertem Wasser soweit auf, bis die Glasmembran des pH-Sensors vollständig in die Lösung eintaucht.

Titrieren Sie unter Rühren mit mindestens 20 ml Natriumhydroxidlösung ( $c = 1 \text{ mol l}^{-1}$ ), wobei die Zugabe-Intervalle zwischen 0,5 und 1 ml liegen sollten.

Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer das Gesamtvolumen an zugegebener Natronlauge eingegeben werden muss.



### Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.

- 1 Entwickeln Sie für die bei der Titration ablaufende Reaktion die Gleichung in Ionenschreibweise.
- 2 Skizzieren Sie die Veränderung des pH-Wertes in Abhängigkeit vom Volumen zugegebener Natronlauge in ein Koordinatensystem. Interpretieren Sie den Kurvenverlauf.
- 3\* Zur Endpunktbestimmung der Maßanalyse soll ein Indikator eingesetzt werden. Wählen Sie einen geeigneten aus. Begründen Sie Ihre Entscheidung unter Einbeziehung einer Reaktionsgleichung.

	pH- Umschlagbereich	Farbe
Methylrot	4,4 bis 6,2	rot / gelb
Neutralrot	6,8 bis 8,0	rot / gelb
Phenolphthalein	8,3 bis 10,0	farblos / rot

## Titration von Oxalsäurelösung mit Natriumhydroxidlösung unter Verwendung eines pH-Sensors

### Lehrmaterial

#### Geräte

- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Bürette (V = 50 ml)
- Messzylinder (V = 50 ml)
- Maßkolben (V = 100 ml)
  
- pH-Sensor

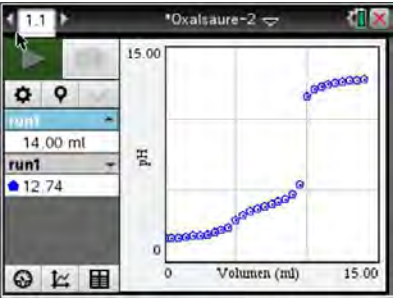
#### Chemikalien

- Oxalsäurelösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ; 50 ml pro Versuchsdurchführung
- Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ; 20 ml pro Versuchsdurchführung

#### Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

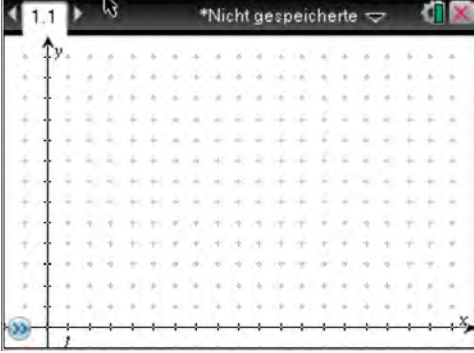
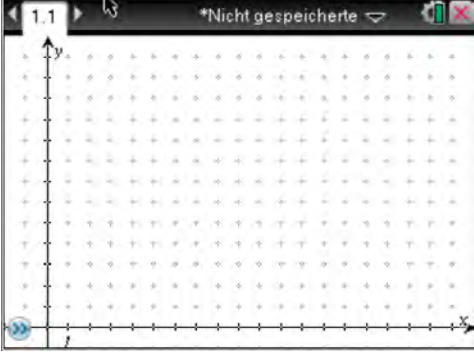
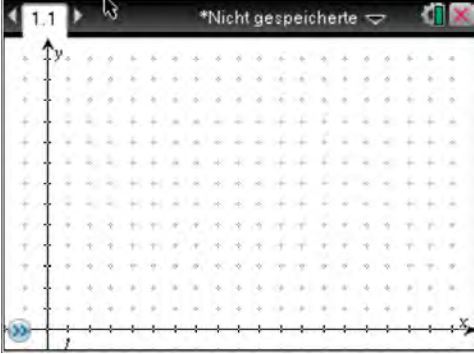
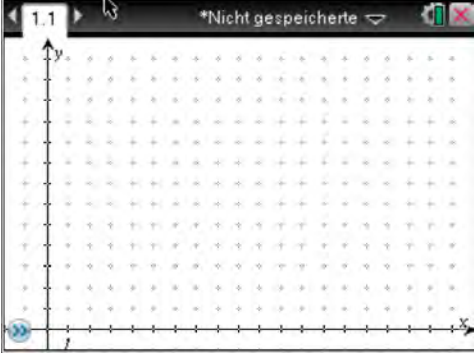
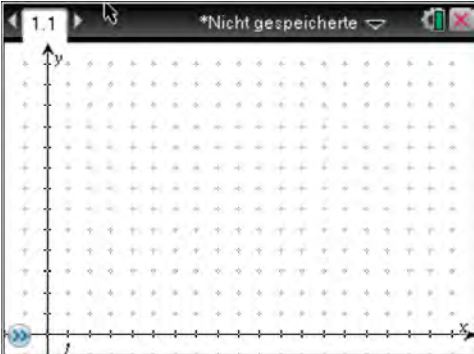
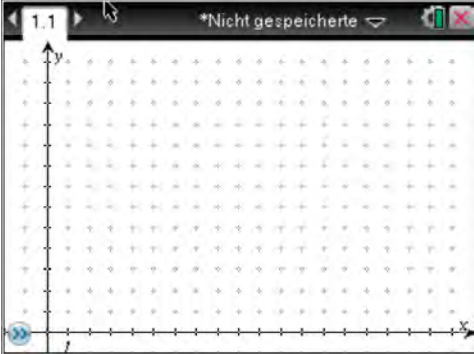
- Ereignis mit Eintrag (Name: Volumen; Einheit: ml)

#### Lösungen

Titration von 50 ml Oxalsäurelösung der Stoffmengenkonzentration $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ mit Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$	
Reaktionsgleichung	
$2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OOC-COO}^- + 2 \text{Na}^+ + 2 \text{OH}^- \rightleftharpoons 4 \text{H}_2\text{O} + \text{OOC-COO}^- + 2 \text{Na}^+$	
	<p>Interpretation:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Nach einem langsamen Anstieg des pH-Wertes zu Beginn folgt ein zunächst kleiner pH-Wertsprung, in welchem sich der Halbäquivalenzpunkt befindet.  <math>K_{\text{S}}(1)(\text{HOOC-COOH}) = 3,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}</math>  <math>\text{HOOC-COOH} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{HOOC-COO}^-</math></li> <li>- Der pH-Wert steigt bei weiterer Zugabe von Natriumhydroxidlösung bis zum zweiten pH-Wertsprung langsam an. In diesem befindet sich der Äquivalenzpunkt, da die Oxalsäure vollständig neutralisiert wurde.  <math>K_{\text{S}}(2)(\text{OOC-COOH}) = 5,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}</math>  <math>\text{OOC-COOH} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{OOC-COO}^-</math></li> <li>- Der Äquivalenzpunkt liegt im basischen pH-Wertbereich, da die Oxalat-Ionen nach BRÖNSTED als Basen reagieren.  <math>\text{OOC-COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{HOOC-COO}^-</math></li> </ul>

- 3
- Phenolphthalein
  - Neutral- und Äquivalenzpunkt stimmen nicht überein
  - Protolyse der Oxalat-Ionen bestimmt den pH-Wert am Äquivalenzpunkt
- $$\text{OOC-COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OOC-COOH} + \text{OH}^-$$
- pH-Wert am Äquivalenzpunkt ist größer als 7

### Zusammenfassung

<p>Leitfähigkeitstiteration von 100 ml Salzsäure der Stoffmengenkonzentration <math>c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}</math> mit Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration <math>c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}</math></p>	<p>Leitfähigkeitstiteration von 100 ml Essigsäure der Stoffmengenkonzentration <math>c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}</math> mit Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration <math>c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}</math></p>
<p>Reaktionsgleichung</p>	<p>Reaktionsgleichung</p>
	
<p>pH-Wert-Titeration von 100 ml Salzsäure der Stoffmengenkonzentration <math>c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}</math> mit Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration <math>c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}</math></p>	<p>pH-Wert-Titeration von 100 ml Ethansäure der Stoffmengenkonzentration <math>c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}</math> mit Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration <math>c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}</math></p>
	
<p>Thermometrische Titeration von 20 ml Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration <math>c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}</math> mit Salzsäure der Stoffmengenkonzentration <math>c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}</math></p>	<p>pH-Wert-Titeration von 50 ml Oxalsäure der Stoffmengenkonzentration <math>c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}</math> mit Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration <math>c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}</math></p>
	<p>Reaktionsgleichung</p> 

## Bestimmung des Massenanteils an Natriumhydroxid mittels pH-Wert- oder Leitfähigkeitstiteration

Natriumhydroxid wird in Form von Schuppen oder Plätzchen gehandelt. In 100 g Wasser lassen sich bei 0 °C 42 g lösen. Die wässrige Lösung wird als Natronlauge bezeichnet. Natriumhydroxid ist stets in geschlossenen Gefäßen aufzubewahren, da es u. a. stark hygroskopisch (wasserbindend) ist und mit dem Kohlenstoffdioxid der Luft in Natriumcarbonat überführt wird.

- 1 Bestimmen Sie den Massenanteil an Natriumhydroxid in einem Natriumhydroxidplätzchen.

Es stehen Ihnen ausschließlich nachfolgende Geräte und Chemikalien zur Verfügung:

- Bechergläser ( $V = 150, 200 \text{ ml}$ )
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Messzylinder ( $V = 50 \text{ ml}$ )
- Bürette
- Waage; Filterpapier
- Spatel
- Salzsäure der Stoffmengenkonzentration  $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$
- destilliertes Wasser
- pH-Wert- oder Leitfähigkeitssensor
- Taschenrechner zur Messwert-erfassung

Planen Sie Ihr experimentelles Vorgehen.

- 2 Führen Sie Ihr geplantes Experiment durch.  
Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.
- 3 Auswertung
  - 3.1 Entwickeln Sie für die ablaufende Reaktion die Gleichung in Ionenschreibweise.
  - 3.2 Bestimmen Sie den Äquivalenzpunkt bei der durchgeführten Titration.  
Berechnen Sie den Massenanteil an Natriumhydroxid in der untersuchten Stoffprobe.
  - 3.3 Erläutern Sie die Versuchsergebnisse unter Einbeziehung des Eingangstextes.

## Bestimmung des Massenanteils an Natriumhydroxid mittels pH-Wert- oder Leitfähigkeitstiteration Lehrermaterial

### Geräte

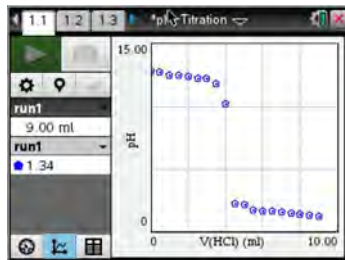
- 2 Bechergläser (V = 150, 200 ml)
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Messzylinder (V = 50 ml)
- Bürette
- Waage; Filterpapier
- Spatel
  
- pH-Wert- oder Leitfähigkeitssensor
- Taschenrechner zur Messwernerfassung

### Chemikalien

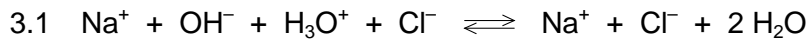
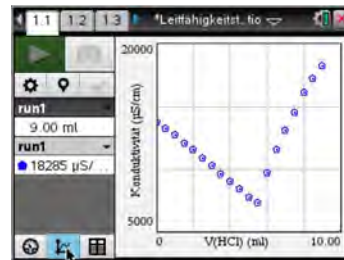
- Salzsäure der Stoffmengenkonzentration  $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ ;  
pro Versuchsdurchführung maximal 20 ml
- Natriumhydroxidplättchen oder Schuppen
- destilliertes Wasser

- 1 z. B.
  - Bestimmung der Masse von einem Natriumhydroxidplättchen (m(NaOH/Einwaage))
  - Auflösen des Natriumhydroxidplättchens in ca. 70 ml destilliertem Wasser
  - Vorbereitung einer Titration incl. Messwernerfassung
  - Titration der Natriumhydroxidlösung mit der vorgegebenen Salzsäure
  - Bestimmung des Äquivalenzpunktes bei der durchgeführten Titration
  - Berechnung der Masse an Natriumhydroxid in der untersuchten Lösung (m(NaOH/Lösung))
  - Berechnung des Massenanteils an Natriumhydroxid in der Ausgangssubstanz

2 m(NaOH/Einwaage) = 0,20 g  
Titration mittels pH-Wertelektrode



m(NaOH/Einwaage) = 0,27 g  
Titration mittels Leitfähigkeitssensor



3.2 Äquivalenzpunktbestimmung:  
Ablezen des Verbrauchs an Salzsäure bis zum Erreichen des pH-Wertsprunges.  
 $V(\text{HCl}) = 4,5 \text{ ml}$

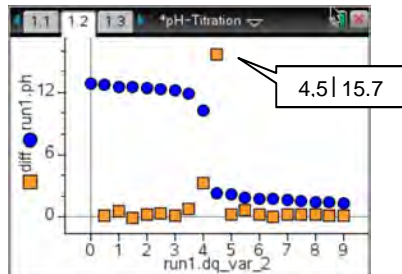
run1	V(HCl)	pH	V(HCl)
run1	2.50	12.25	
run1	3.00	12.22	
run2	3.50	11.85	
run2	4.00	10.20	
run2	4.50	2.34	
run2	5.00	2.20	
run2	5.50	1.85	
run2	6.00	1.73	
run2	6.50	1.70	

Äquivalenzpunktbestimmung:  
Ablezen des Verbrauchs an Salzsäure bis zum Erreichen des Minimums an elektrischer Leitfähigkeit.  $V(\text{HCl}) = 5,5 \text{ ml}$

run1	V(HCl)	Con	V(HCl)
run1	4.00	9117	
run1	4.50	8476	
run2	5.00	7864	
run2	5.50	7379	
run2	6.00	9749	
run2	6.50	11657	
run2	7.00	13172	
run2	7.50	14563	
run2	8.00	16144	



Berechnung mittels Differenzenquotienten (siehe Seite 11).



Nach Zugabe von 4,5 ml Salzsäure ist der Äquivalenzpunkt erreicht.

$$\frac{n(\text{NaOH})}{n(\text{HCl})} = \frac{1}{1}$$

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

$$n(\text{NaOH}) = 0,0045 \text{ l} \cdot 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,0045 \text{ mol}$$

$$m(\text{NaOH}) = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,0045 \text{ mol}$$

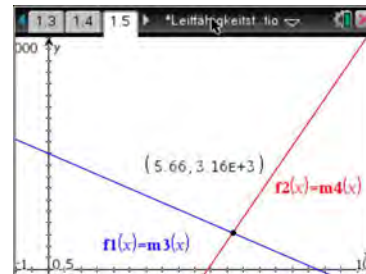
$$m(\text{NaOH}) = 0,18 \text{ g}$$

$$\varpi = \frac{m(\text{NaOH/Analyse})}{m(\text{NaOH/Einwaage})}$$

$$\varpi = 0,9$$

Der Massenanteil an Natriumhydroxid in dem untersuchten Plätzchen beträgt 90 %.

Berechnung des Schnittpunktes von Geraden, die in die graphische Darstellung gelegt wurden (siehe Seite 5).



Nach Zugabe von 5,66 ml Salzsäure ist der Äquivalenzpunkt erreicht.

$$\frac{n(\text{NaOH})}{n(\text{HCl})} = \frac{1}{1}$$

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

$$n(\text{NaOH}) = 0,00566 \text{ l} \cdot 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,00566 \text{ mol}$$

$$m(\text{NaOH}) = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,00566 \text{ mol}$$

$$m(\text{NaOH}) = 0,23 \text{ g}$$

$$\varpi = \frac{m(\text{NaOH/Analyse})}{m(\text{NaOH/Einwaage})}$$

$$\varpi = 0,85$$

Der Massenanteil an Natriumhydroxid in dem untersuchten Plätzchen beträgt 85 %.

### 3.3 z. B.

Durch die hygroskopische Wirkung von Natriumhydroxid wird Wasser aus der Luft gebunden. Dies führt zu einer Massenzunahme der Natriumhydroxidplätzchen und somit zu einer Abnahme des Massenanteils an Natriumhydroxid in der untersuchten Stoffprobe.

## Ermittlung des Massenanteils an Essigsäure im Haushaltssessig

Die Verwendung von Essig als Würz- und Konservierungsmittel geht bis in die Antike zurück. Zunächst stellte man Essig aus Wein her, der offen stehengelassen wurde. Erst zu Beginn des vergangenen Jahrhunderts gelang es Essig industriell herzustellen. Heute sind viele verschiedene Essigsorten, in denen die Essigsäure (Ethansäure) in unterschiedlichen Konzentrationen enthalten ist, im Handel.

- 1 Bestimmen Sie den Massenanteil an Essigsäure (Ethansäure) in einem Liter Haushaltssessig. Gehen Sie davon aus, dass die Dichte des Haushaltssessigs  $\rho = 1 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$  beträgt.

Es stehen Ihnen ausschließlich nachfolgende Geräte und Chemikalien zur Verfügung:

- Bechergläser ( $V = 150, 200 \text{ ml}$ )
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Messzylinder ( $V = 50 \text{ ml}$ )
- Bürette
- Pipetten ( $V = 10 \text{ oder } 25 \text{ ml}$ ) mit Peleusball
- Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$
- destilliertes Wasser
- pH-Wert- oder Leitfähigkeitssensor
- Taschenrechner zur Messwert-erfassung

Planen Sie ihr experimentelles Vorgehen.

- 2 Führen Sie Ihr geplantes Experiment durch.  
Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.
- 3 Auswertung
- 3.1 Entwickeln Sie für die ablaufende Reaktion die Gleichung in Ionen-schreibweise.
- 3.2 Bestimmen Sie den Äquivalenzpunkt bei der durchgeführten Titration.  
Berechnen Sie den Massenanteil an Essigsäure in dem untersuchten Haushaltssessig.

## Ermittlung des Massenanteils an Essigsäure im Haushaltssessig

### Lehrermaterial

#### Geräte

- 2 Bechergläser (V = 150, 200 ml)
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Messzylinder (V = 50 ml)
- Bürette
- Pipetten (V = 5; 10 oder 25 ml) mit Peleusball
  
- pH-Wert- oder Leitfähigkeitssensor
- Taschenrechner zur Messwerverfassung

#### Chemikalien

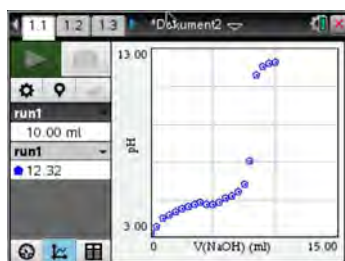
- Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ; pro Versuchsdurchführung ca. 20-30 ml
- Haushaltssessig
- destilliertes Wasser

**Es ist unbedingt darauf zu achten, dass reiner Wein- oder Haushaltssessig (ohne Zusätze) verwendet wird, da beispielsweise im Kräuter- oder Apfelessig Bestandteile enthalten sind, die die Ergebnisse verfälschen.**

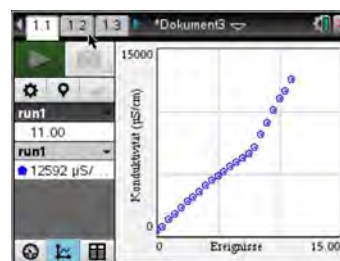
#### 1 Plan: z. B.

- Abmessen von z. B. 5 ml Haushaltssessig
- Auffüllen des abgemessenen Haushaltssessigs mit destilliertem Wasser auf ca. 70 ml
- Vorbereitung einer Titration incl. Messwerverfassung
- Titration der vorbereiteten Analysenlösung mit Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$
- Bestimmung des Äquivalenzpunktes bei der durchgeführten Titration
- Berechnung der Masse an Ethansäure in der untersuchten Lösung
- Berechnung des Massenanteils

#### 2 Titration mittels pH-Wertelektrode



#### Titration mittels Leitfähigkeitssensor



#### 3.2 Äquivalenzpunktbestimmung:

Ablesen des Verbrauchs an Natriumhydroxidlösung bis zum Erreichen des Äquivalenzpunktes.

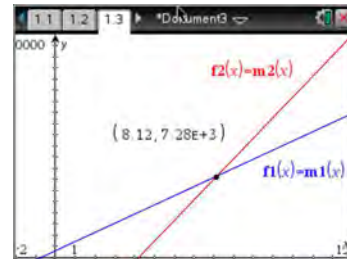
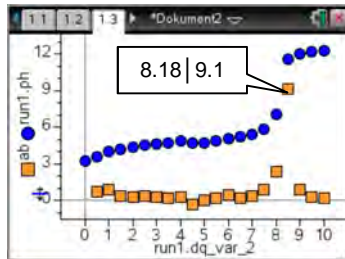
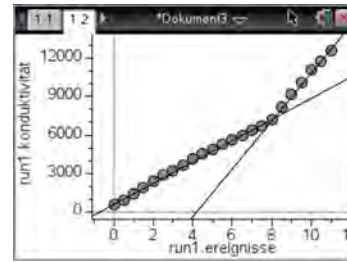
Berechnung mittels Änderungsrate (siehe Seite 12).

#### Äquivalenzpunktbestimmung:

Berechnung des Schnittpunktes von Geraden, die in die graphische Darstellung gelegt wurden (siehe Seite 5).

run1.d...	run1.ph		
0.	3.25709		
0.5	3.60291	0.691632	
1.	4.04155		
1.5	4.23422		
2	4.2612		

$\frac{\Delta z - b \cdot t}{0.5}$



Nach Zugabe von 8,18 ml Natriumhydroxidlösung ist der Äquivalenzpunkt erreicht.

$$\frac{n(\text{CH}_3\text{COOH})}{n(\text{NaOH})} = \frac{1}{1}$$

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}/5 \text{ ml}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 0,00818 \text{ l}$$

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}/5 \text{ ml}) = 0,00818 \text{ mol}$$

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}/1000 \text{ ml}) = 1,636 \text{ mol}$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1,636 \text{ mol}$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 98,2 \text{ g}$$

$$\varpi = \frac{m(\text{Essigsäure/Analyse})}{m(\text{Haushaltssessig})}$$

$$\varpi = \frac{98,2 \text{ g}}{1000 \text{ g}} = 9,8 \%$$

Nach Zugabe von 8,12 ml Natriumhydroxidlösung ist der Äquivalenzpunkt erreicht.

$$\frac{n(\text{CH}_3\text{COOH})}{n(\text{NaOH})} = \frac{1}{1}$$

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}/5 \text{ ml}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 0,00812 \text{ l}$$

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}/5 \text{ ml}) = 0,00812 \text{ mol}$$

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}/1000 \text{ ml}) = 1,624 \text{ mol}$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1,624 \text{ mol}$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 97,4 \text{ g}$$

$$\varpi = \frac{m(\text{Essigsäure/Analyse})}{m(\text{Haushaltssessig})}$$

$$\varpi = \frac{97,4 \text{ g}}{1000 \text{ g}} = 9,7 \%$$

## Bestimmung des Ascorbinsäuregehaltes in Vitamin C-Präparaten

Nachdem 1921 die fehlende Versorgung mit Vitamin C als Auslöser für die Krankheit Skorbut identifiziert wurde, rückte die Ascorbinsäure in den Fokus der Forscher. Heute, ebenfalls als probates Mittel gegen Erkältungen bekannt, sind mittlerweile viele verschiedene medizinische Präparate auf dem Markt, die Vitamin C enthalten.



### Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- kennen die Säure-Base-Titration als Verfahren zur Konzentrationsbestimmung.
- besitzen grundlegende Kenntnisse in der organischen Chemie.

### Empfehlungen zum Einsatz

Dieses Experiment kann in verschiedenen Jahrgängen und Lernbereichen eingesetzt werden.

Da in der Auswertung nur Summenformeln zum Einsatz kommen, kann das Experiment auch von Schülerinnen und Schülern der Sekundarstufe I durchgeführt werden. Bei der Nutzung der Versuchsanleitung in der Sekundarstufe II besteht die Möglichkeit, die mesomeren Grenzstrukturen und die Stabilität des einfach negativ geladenen Säurerest-Ions zu thematisieren.

Alternativ zur Konzentrationsbestimmung mittels Säure-Base-Titration kann auch eine Redox-Titration durchgeführt werden.

**Es ist unbedingt darauf zu achten, dass das eingesetzte Vitamin-C-Präparat keine weiteren Säuren enthält.**

## Bestimmung des Ascorbinsäuregehaltes in Vitamin-C-Präparaten

Die fehlende Versorgung mit Vitamin C wurde 1921 als Auslöser für die Krankheit Skorbut identifiziert.

Im Jahre 1937 erhielt der britische Chemiker Sir WALTER N. HAWORTH den Nobelpreis u. a. für seine Forschungen über Vitamin C.

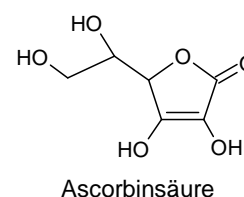
Bestimmen Sie mittels Säure-Base-Titration die Masse an Ascorbinsäure in dem vorgegebenen Präparat.



### Vorbemerkungen

Ascorbinsäure ist eine mittelstarke Säure. Die Säurekonstanten betragen  $K_S(1) = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$  und  $K_S(2) = 1,6 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ .

Das durch Deprotonierung entstehende, einfach negativ geladene Ascorbat-Ion ist sehr stabil. Da die zweite Deprotonierung erst bei einem stark basischen pH-Wert eintritt, kann die Ascorbinsäure bei der Titration mit Natronlauge als einprotonige Säure betrachtet werden.



### Experiment

Lösen Sie das vorgegebene Vitamin-C-Präparat in ca. 100 ml Wasser vollständig auf.

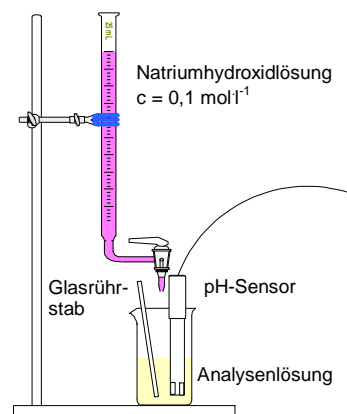
Bereiten Sie den Rechner (Ereignisse mit Eintrag) und den pH-Sensor zur Datenaufnahme vor.

Titrieren Sie unter Rühren die hergestellte Analysenlösung mit Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ , wobei die Zugabe-Intervalle zwischen 0,5 und 1 ml liegen sollten.

Messen Sie nach jeder Zugabe von Natriumhydroxidlösung den pH-Wert.

Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer das Gesamtvolumen an zugegebener Natriumhydroxidlösung eingegeben werden muss.

Beenden Sie den Versuch, wenn Sie keine signifikanten Veränderungen der Messwerte mehr feststellen.



### Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll an.

Beziehen Sie in die Auswertung des Experimentes nachfolgende Aufgaben ein.

- 1 Entwickeln Sie für die bei der Titration ablaufende Reaktion die Gleichung in Ionschreibweise unter Verwendung von Summenformeln. Legen Sie nur die erste Protolysestufe zugrunde.
- 2 Skizzieren Sie den erhaltenen Graphen in ein Koordinatensystem. Interpretieren Sie die Darstellung.
- 3 Berechnen Sie die Masse an Ascorbinsäure in dem untersuchten Vitamin-C-Präparat.
- 4 Informieren Sie sich über die für Menschen empfohlene Höchstmenge an Vitamin C pro Tag. Gehen Sie bei Ihren Recherchen auch auf die Auswirkungen einer Über- bzw. Unterversorgung des menschlichen Körpers mit Vitamin C ein.

## Bestimmung des Ascorbinsäuregehaltes in Vitamin-C-Präparaten

### Lehrermaterial

#### Geräte

- Becherglas (V = 250 ml)
- Messzylinder (V = 100 ml)
- Bürette
- Magnetrührer oder Glasrührstab
  
- pH-Sensor

#### Chemikalien

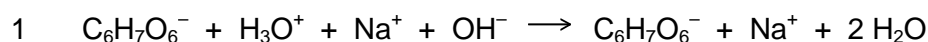
- Natriumhydroxidlösung der Stoffmengen-  
konzentration  $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ;  
pro Versuchsdurchführung ca. 20 ml
- Vitamin-C-Präparat

**Es ist unbedingt darauf zu achten, dass das Vitamin-C-Präparat keine weiteren Säuren enthält.**

#### Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Ereignisse mit Eingabe (Name: Volumen; Einheit: ml)

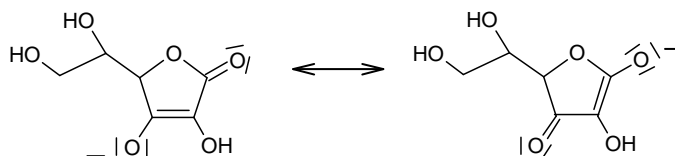
#### Lösungen



Weiterführende Betrachtungen:

Für das Säureanion existieren u.a. nachfolgende mesomere Grenzstrukturen, die die besondere Stabilität dieses Teilchens verdeutlichen.

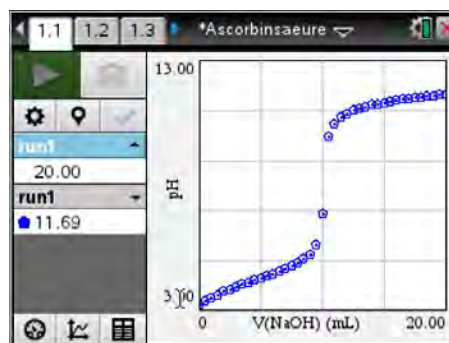
Das zweifach negativ geladene Säureanion liegt nur bei stark basischen pH-Werten vor.



- 2 Nach einem zunächst geringen pH-Wertanstieg (flacher Kurvenverlauf) folgt ein pH-Wertsprung.

Durch weitere Zugabe von Natriumhydroxidlösung steigt der pH-Wert nur noch langsam an. Der aufgenommene Graph ist mit der Titrationskurve von schwachen, einprotonigen Säuren mit starken Basen vergleichbar.

Der Äquivalenzpunkt liegt im Bereich des pH-Wertsprungs.

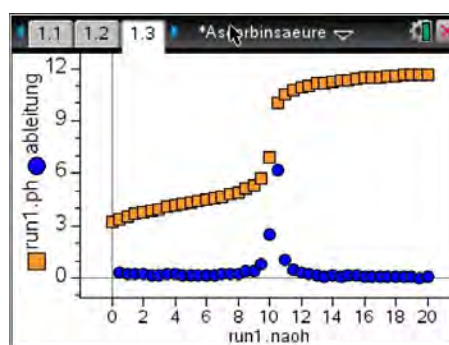


- 3 Die Berechnung der Stoffmengenkonzentration der Ascorbinsäure wird nach Ermittlung des deutlich sichtbaren Äquivalenzpunktes durchgeführt.

Für das untersuchte Präparat gilt:  
 $V(\text{NaOH}/\text{Äquivalenzpunkt}) = 11,5 \text{ ml}$

*Hinweis:*

*Da der Äquivalenzpunkt dem Wendepunkt der Titrationskurve entspricht, kann die Ermittlung mittels Rechner erfolgen. (siehe Seite 11)*



$$\frac{n(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)}{n(\text{NaOH})} = \frac{1}{1}$$

$$m(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = M \cdot n$$

$$n(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 0,0115 \text{ l} = 0,00115 \text{ mol}$$

$$m(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 176 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,00115 \text{ mol} = 202,4 \text{ mg}$$

- 4 Nach DGE (Deutsche Gesellschaft für Ernährung e.V.) beträgt der Tagesbedarf an Vitamin C für Jugendliche und Erwachsene ca. 100 mg.  
Zu hohe Dosen an Ascorbinsäure, die über mehrere Jahre eingenommen werden, stehen im Verdacht, Nierensteine zu verursachen.  
Dem gegenüber steht die prophylaktische Wirkung des Vitamin C vor Erkältungskrankheiten und die Bedeutung als natürliches Antioxidans.



## **Bestimmung der Stoffmengenkonzentration einer Natriumacetatlösung unter Verwendung eines Leitfähigkeitssensors**

Natriumacetat ist der Lebensmittelzusatzstoff E 262. Es wird als Säureregulator und Konservierungsmittel für z. B. Obst und Gemüse in Dosen, Brot und Salatsaucen eingesetzt. Außerdem wird es in Kombination mit verschiedenen Fruchtsäuren in Kartoffelchips der Geschmacksrichtung "Salt & Vinegar" als Zutat verwendet.

Die quantitative Bestimmung der Acetat-Ionenkonzentration in wässriger Lösung ist durch eine Säure-Base-Titration unter Verwendung von Farbindikatoren nicht möglich, da kein ausreichender pH-Sprung in der Titrationskurve vorliegt.

Der Einsatz eines Leitfähigkeitssensors ermöglicht die Bestimmung der Acetat-Ionenkonzentration durch konduktometrische Titration mittels Salzsäure.

### **Lernvoraussetzungen**

Schülerinnen und Schüler

- kennen die Titration als Verfahren zur Konzentrationsbestimmung.
- haben Kenntnisse über die Ursachen der elektrischen Leitfähigkeit verdünnter Lösungen.
- beherrschen die Säure-Base-Theorie nach BRÖNSTED.

### **Empfehlungen zum Einsatz**

Im folgenden Experiment kann die Bestimmung der Acetat-Ionenkonzentration durch eine Leitfähigkeitstitration als eine praktische Anwendung in der analytischen Chemie bearbeitet werden.

Aufgrund der Komplexität der bei der vorgeschlagenen Titration ablaufenden Reaktionen, sollte das Experiment nicht zur Einführung der Leitfähigkeitstitration eingesetzt werden.

Es ist ein interessantes Anwendungsbeispiel und stellt eine Alternative zur Bestimmung der Acetat-Ionenkonzentration mittels Säure-Base-Titration dar.

## Bestimmung der Stoffmengenkonzentration einer Natriumacetatlösung unter Verwendung eines Leitfähigkeitssensors

Natriumacetat ist der Lebensmittelzusatzstoff E 262. Es wird als Säureregulator und Konservierungsmittel für z. B. Obst und Gemüse in Dosen, Brot und Salatsaucen eingesetzt. Außerdem wird es in Kombination mit verschiedenen Fruchtsäuren in Kartoffelchips der Geschmacksrichtung "Salt & Vinegar" als Zutat verwendet.

Ermitteln Sie die Stoffmengenkonzentration einer Natriumacetatlösung durch Leitfähigkeitstiteration mit Salzsäure.

### Experiment

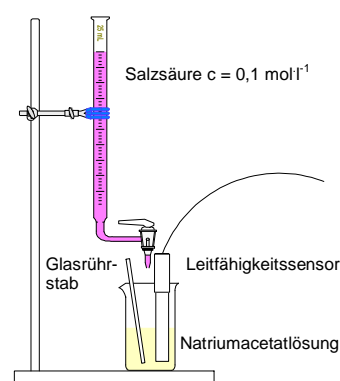
Bereiten Sie den Rechner (Ereignisse mit Eintrag) und den Leitfähigkeitssensor (Messbereich:  $0 - 20000 \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$ ) zur Datenaufnahme vor.

Legen Sie 10 ml Natriumacetatlösung unbekannter Stoffmengenkonzentration in einem Becherglas vor. Verdünnen Sie mit destilliertem Wasser, so dass die Öffnung des Sensors vollständig in die Lösung eintaucht.

Titrieren Sie unter Rühren mit mindestens 15 ml Salzsäure ( $c = 0,1 \text{ mol l}^{-1}$ ), wobei die Zugabe-Intervalle zwischen 0,5 und 1 ml liegen sollten.

Messen Sie nach jeder Zugabe von Salzsäure die Leitfähigkeit.

Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer das Gesamtvolumen an zugegebener Salzsäure eingegeben werden muss.



### Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.

- 1 Erläutern Sie, dass eine Natriumacetatlösung einen pH-Wert  $\text{pH} > 7$  besitzt.
- 2 Entwickeln Sie für die bei dem durchgeführten Experiment ablaufenden Reaktionen die Gleichungen in Ionenschreibweise.
- 3 Stellen Sie die Veränderung der Leitfähigkeit bei der durchgeführten Titration in Abhängigkeit zum Volumen zugegebener Säurelösung graphisch dar. Interpretieren Sie den Kurvenverlauf unter Einbeziehung der in Aufgabe 1 entwickelten Reaktionsgleichung.
- 4 Ermitteln Sie rechnerisch die Stoffmengenkonzentration der Natriumacetatlösung.

*Hinweis:*

	$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{Cl}^-$	$\text{OH}^-$	$\text{Na}^+$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$
Ionenäquivalentleitfähigkeit bei unendlicher Verdünnung $\lambda$ in $\text{S}\cdot\text{cm}^2\cdot\text{mol}^{-1}$	350	76	199	50	41

## Bestimmung der Stoffmengenkonzentration einer Natriumacetatlösung unter Verwendung eines Leitfähigkeitssensors

### Lehrermaterial

#### Geräte

- Becherglas ( $V = 100 \text{ ml}$ )
- Bürette
- Vollpipette ( $V = 10 \text{ ml}$ )
- Peleusball
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Leitfähigkeitssensor

#### Chemikalien

- Natriumacetatlösung der Stoffmengenkonzentration  $c \approx 0,1 \text{ mol l}^{-1}$ ; 10 ml pro Versuchsdurchführung
- destilliertes Wasser
- Salzsäure der Stoffmengenkonzentration  $c = 0,1 \text{ mol l}^{-1}$ ; 20-25 ml pro Versuchsdurchführung

#### Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Ereignisse mit Eingabe (Name: Volumen, Einheit: ml)
- Messbereich:  $0 - 20000 \text{ } \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$

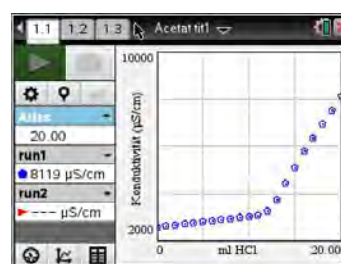
#### Lösungen

- 1  $\text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COOH} + \text{OH}^-$   
Acetat-Ionen reagieren gegenüber Wassermolekülen als Protonenakzeptoren. Ein Überschuss an Hydroxid-Ionen bewirkt einen pH-Wert  $\text{pH} > 7$ .

- 2  $\text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COOH} + \text{OH}^-$  (1)  
 $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}$  (2)  
Durch Neutralisation von Hydroxid-Ionen (2) kommt es zur Gleichgewichtverschiebung (1).

- 3 Bei der Leitfähigkeitstiteration entsteht zunächst ein (nahezu) linearer Kurvenverlauf mit geringem Anstieg. Die in der Natriumacetatlösung vorhandenen Hydroxid-Ionen werden durch die zugegebenen Hydronium-Ionen neutralisiert. Durch die Verschiebung des Acetat/Essigsäuregleichgewichts kommt es zur Neubildung von Hydroxid-Ionen.

Da die durch die Maßlösung zugegebenen Chlorid-Ionen eine höhere Ionenäquivalenzleitfähigkeit als die umgesetzten Acetat-Ionen besitzen, steigt die Leitfähigkeit der Lösung zunächst gering an. Erst nach dem Verbrauch der Acetat-Ionen erhöhen sowohl die Chlorid- und die Hydronium-Ionen der zugegebenen Salzsäure die Leitfähigkeit der Lösung. Aus diesem Grunde zeigt der zweite Teil der Titrationskurve einen linearen Verlauf mit größerem Anstieg. Der Äquivalenzpunkt der Titeration wird im „Knick“ des Kurvenverlaufs abgelesen.



Da beide Teile der Titrationskurve in guter Näherung linear verlaufen, können sie durch verschiebbare Geraden modelliert werden.

Der Schnittpunkt dieser Geraden entspricht dem Äquivalenzpunkt. (siehe Seite 5)

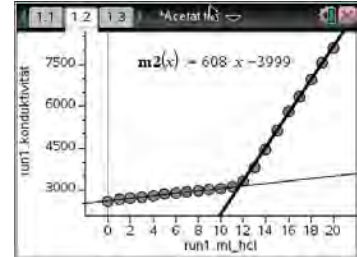
$$V_{\text{ÄP}}(\text{Salzsäure}) = 11,6 \text{ ml}$$

$$\frac{n(\text{HCl})}{n(\text{CH}_3\text{COO}^-)} = 1$$

$$c(\text{CH}_3\text{COO}^-) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{CH}_3\text{COO}^-)}$$

$$c(\text{CH}_3\text{COO}^-) = \frac{0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 11,6 \text{ ml}}{10 \text{ ml}}$$

$$c(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$



## Bestimmung des Säuregehaltes in Coca-Cola mittels pH-Wert-Titration

Der US-Amerikaner JOHN STITH PEMBERTON erfand 1888 das ursprüngliche Coca-Cola-Getränk.

Nachdem ASA GRIGGS CANDLER die gesamten Rechte an Coca-Cola erwarb, gründete er 1892 die Coca-Cola Company.

In Deutschland wurde Coca-Cola erstmals 1929 abgefüllt.

Abgesehen von den großen Mengen an Zucker, wird vor allem die in Cola enthaltene Phosphorsäure skeptisch betrachtet.

Seit 1982 gibt es die kalorienreduzierte Coca-Cola-Light.



### Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- kennen die Säure-Base-Titration als Verfahren zur Konzentrationsbestimmung.
- beherrschen die Säure-Base-Theorie nach BRÖNSTED.
- sind in der Lage, Titrationskurven mehrprotoniger Säuren auszuwerten.

### Empfehlungen zum Einsatz

Das vorgeschlagene Experiment kann im Zusammenhang mit der Untersuchung von Lebensmitteln eingesetzt werden.

Es besteht die Möglichkeit, anhand der aufgenommenen Titrationskurve die Titration von mehrprotonigen Säuren zu diskutieren.

Der Einsatz einer pH-Elektrode erspart gegenüber der Säure-Base-Titration mittels Indikator die vorherige Entfärbung der Cola.

Die vorgeschlagenen Experimente 1 und 2 können auch von einzelnen Schülergruppen getrennt durchgeführt werden. Für den anschließenden Vergleich der beiden Sorten ist ein Datenaustausch zwischen den Gruppen vorzunehmen.

## Bestimmung des Säuregehaltes in Coca-Cola mittels pH-Wert-Titration

Seit über 125 Jahren gibt es Coca-Cola. Obwohl der braune Softdrink weltweit eine riesige Fangemeinde besitzt, steht er auch in der Kritik. Abgesehen von den großen Mengen an Zucker, wird vor allem die in Cola enthaltene Phosphorsäure skeptisch betrachtet. Im folgenden Experiment soll die Konzentration dieser Säure bestimmt werden.

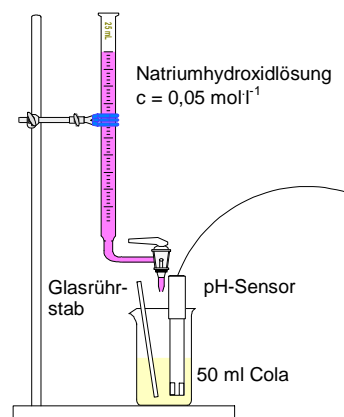


### Vorbereitung

- Um die Konzentration der Phosphorsäure möglichst exakt bestimmen zu können, muss die Kohlensäure ausgetrieben werden. Erhitzen Sie dazu die Cola für etwa 10 min bis zum Sieden und kühlen Sie sie anschließend wieder auf Raumtemperatur ab.
- Bereiten Sie den Rechner mit angeschlossener pH-Elektrode (Ereignisse mit Eintrag) zur Datenaufnahme vor.

### Experiment 1

Legen Sie 50 ml Coca-Cola in einem Becherglas vor. Titrieren Sie unter Rühren mit mindestens 20 ml Natriumhydroxidlösung ( $c = 0,05 \text{ mol l}^{-1}$ ), wobei die Zugabe-Intervalle zwischen 0,5 und 1 ml liegen sollten. Nach jeder Zugabe von Natriumhydroxidlösung ist der pH-Wert zu messen. Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer das Gesamtvolumen an zugegebener Natriumhydroxidlösung eingegeben werden muss.



### Experiment 2

Wiederholen Sie Experiment 1 mit Coca-Cola Zero.

### Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll an.

Bearbeiten Sie zur Auswertung des Experimentes nachfolgende Aufgaben.

- Erläutern Sie mit Hilfe von Reaktionsgleichungen die Vorgänge im Reaktionsgefäß bei der Zugabe von Natriumhydroxidlösung.
- Skizzieren Sie den im Experiment 1 erhaltenen Graphen in ein Koordinatensystem und erläutern Sie seinen Verlauf mit Hilfe der Reaktionsgleichungen aus Aufgabe 1. Begründen Sie das Auftreten von nur zwei charakteristischen Punkten im Schaubild, obwohl es sich bei der Phosphorsäure um eine dreiprotonige Säure handelt.
- Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der Phosphorsäure in der untersuchten Coca-Cola mit Hilfe der Messergebnisse.
- Berechnen Sie das Volumen an reiner Phosphorsäure in einem Liter Coca-Cola. ( $\rho(\text{Phosphorsäure}) = 1,87 \text{ g ml}^{-1}$ )
- Skizzieren Sie die in den Experimenten 1 und 2 erhaltenen Graphen in ein Koordinatensystem und vergleichen Sie die Phosphorsäurekonzentrationen in Coca-Cola und Coca-Cola Zero.

## Bestimmung des Säuregehaltes in Coca-Cola mittels pH-Wert-Titration

### Lehrermaterial

#### Geräte

- Heizplatte oder Brenner
- Becherglas ( $V = 250 \text{ ml}$ )
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Bürette
- Becherglas ( $V = 100 \text{ ml}$ )
- Messzylinder ( $V = 50 \text{ ml}$ )
  
- pH-Sensor

#### Chemikalien

- Natriumhydroxidlösung der Stoffmengen-  
konzentration  $c(\text{NaOH}) = 0,05 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ;  
15–20 ml pro Versuchsdurchführung
- Coca-Cola
- Coca-Cola Zero

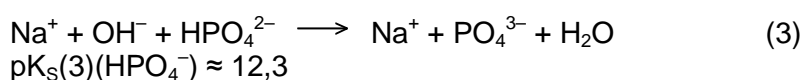
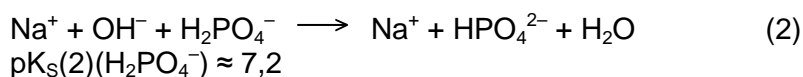
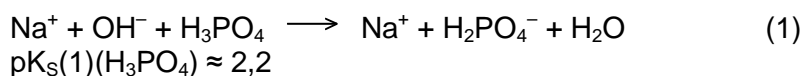
Pro Versuchsdurchführung werden 50 ml des jeweiligen Cola-Getränkes benötigt.

#### Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

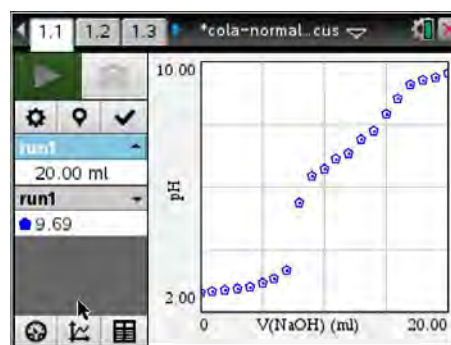
- Ereignisse mit Eingabe (Name: Volumen; Einheit: ml)

#### Lösungen

- 1 Beim Zutropfen von Natronlauge wird die Phosphorsäure durch die Hydroxid-Ionen schrittweise deprotoniert:



- 2 Die Phosphorsäure ist eine schwache dreiwertige Säure. Der Verlauf des Schaubildes zeigt deutlich zwei Pufferbereiche und zwei pH-Sprünge. Beim Erreichen des ersten Äquivalenzpunktes ist die Phosphorsäure gemäß (1) vollständig umgesetzt. Am zweiten Äquivalenzpunkt haben die Dihydrogenphosphat-Ionen vollständig zu Hydrogenphosphat-Ionen reagiert (2). Ein dritter Äquivalenzpunkt ist nicht zu erkennen, da der pH-Wert der zugetropften Natriumhydroxidlösung mit  $\text{pH} = 12,7$  innerhalb des Pufferbereiches der dritten Deprotonierungsstufe liegt.



- 3 Die Berechnung der Stoffmengenkonzentration der Phosphorsäure wird anhand des ersten Äquivalenzpunktes durchgeführt, da der pH-Sprung hier deutlich erkennbar ist.

$$V(\text{Cola}) = 50 \text{ ml} \quad V(\text{Natronlauge}) = 7,5 \text{ ml} \quad c(\text{Natronlauge}) = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$c(\text{Phosphorsäure}) = \frac{0,05 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 0,0075 \text{ l}}{0,05 \text{ l}} = 0,0075 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

- 4 Ein Liter Coca-Cola enthält 0,0075 mol Phosphorsäure.

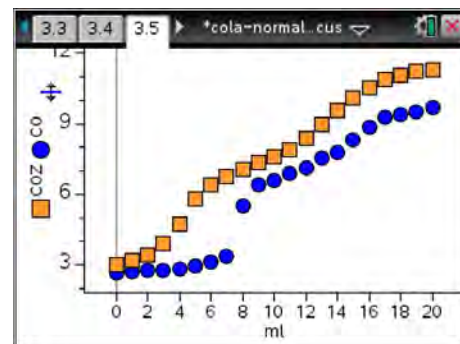
$$m(\text{Phosphorsäure}) = 0,0075 \text{ mol} \cdot 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \approx 0,74 \text{ g}$$

$$V(\text{Phosphorsäure}) = \frac{0,74 \text{ g}}{1,87 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}} \approx 0,40 \text{ ml}$$

In einem Liter Coca-Cola sind also etwa 0,4 ml reine Phosphorsäure enthalten.

- 5 Die Äquivalenzpunkte der beiden Titrationsstufen werden bei Coca-Cola Zero (quadratische Darstellung der Datenpunkte) nach Zugabe von weniger Natriumhydroxidlösung, als bei normaler Coca-Cola (kreisförmige Darstellung der Datenpunkte) erreicht. In Coca-Cola Zero ist also weniger Phosphorsäure enthalten.

Der unterschiedliche Verlauf der Graphen ist durch Unterschiede in den Inhaltsstoffen der Getränke zu erklären.





## Bestimmung des Säuregehaltes in Coca-Cola mit einem Tropfenzähler Lehrermaterial

### Geräte

- Heizplatte oder Brenner
- Becherglas ( $V = 250 \text{ ml}$ )
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Becherglas ( $V = 100 \text{ ml}$ )
- Messzylinder ( $V = 50 \text{ ml}$ )
  
- pH-Sensor
- Tropfenzähler
- LabCradle

### Chemikalien

- Natriumhydroxidlösung der Stoffmengen-  
konzentration  $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ;  
15–20 ml pro Versuchsdurchführung
- Coca-Cola
- Coca-Cola Zero

Pro Versuchsdurchführung werden 50 ml  
des jeweiligen Cola-Getränkes benötigt.

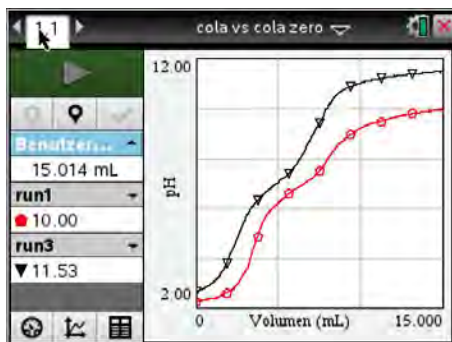
### Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Tropfenzählung

### Hinweise zur Titration mit Tropfenzählung

Bei Verwendung eines Tropfenzählers kann mit einer Natriumhydroxidlösung höherer Stoffmengenkonzentration titriert werden. Die größere Anzahl an Messwerten führt zu einem anschaulicheren Graphen. Die Tropfgeschwindigkeit sollte allerdings nicht zu hoch gewählt werden, da sonst die pH-Sprünge unscharf werden.

### Graphen bei der Titration von Coca-Cola und Coca-Cola Zero mit Tropfenzähler



## Aufbau und Kalibrierung des Tropfenzählers

### Geräte

- Messzylinder ( $V = 25 \text{ ml}$ )
- Tropfenzähler mit zugehöriger Kunststoffbürette
- LabCradle

### Chemikalien

- Wasser

### Versuchsaufbau

Die zum Tropfenzähler gehörende Bürette besitzt zwei Hähne.

Zur Einstellung der Tropfgeschwindigkeit wird die Bürette mit Wasser befüllt.

Der untere Hahn ist komplett zu öffnen. Der obere wird so weit geöffnet, bis die gewünschte Tropfgeschwindigkeit erreicht ist. Nun wird ausschließlich der untere Hahn komplett geschlossen.

Die Kunststoffbürette wird an einem Stativ so angebracht, dass die Tropfspitze etwa 1 cm oberhalb des Tropfenzählers endet. Wichtig ist, dass die Tropfen mittig durch den Spalt im Tropfenzähler fallen.

Anschließend verbindet man den Tropfenzähler mit einem der beiden digitalen Eingänge des LabCradle (dig / sonic).

### Kalibrieren des Tropfenzählers

Eine Kalibrierung des Tropfenzählers ist notwendig, damit der Rechner bei der nachfolgenden Titration das zugeführte Volumen an Maßlösung korrekt ermittelt.

Zuerst wird die Kunststoffbürette mit Wasser gefüllt (kein exaktes Volumen nötig).

Unterhalb des Tropfenzählers wird ein Messzylinder (25 ml) so aufgestellt, dass die Tropfen nach dem Passieren des Zählers hinein fallen.

In der Vernier DataQuest-Applikation besteht die Möglichkeit Sensoren einrichten.

menu 1:Experiment A:Kalibrieren 1:Tropfenzähler

2:einzelner Punkt

Hier kann der Tropfenzähler und dann „einzelner Punkt“ gewählt werden. (Falls noch kein weiterer Sensor angeschlossen ist, erscheint keine Möglichkeit den Tropfenzähler auszuwählen. Er ist dann bereits ausgewählt.)

Der Tropfenzähler bestimmt nun die Anzahl der Tropfen, die nach dem Öffnen des unteren Hahns in den Messzylinder tropfen. Sind etwa 10 ml im Messzylinder, wird der untere Hahn geschlossen. Das Volumen am Messzylinder ist exakt abzulesen und in das vorgesehene Feld einzutragen. Nach einem Klick auf „Behalten“ ermittelt der Rechner die Anzahl der Tropfen pro Milliliter. Die Kalibrierung ist beendet.



#### Hinweise:

- Es bietet sich an, den vom Rechner ermittelten Wert aufzuschreiben.  
Falls versehentlich ein neues Dokument geöffnet wird und dadurch die Kalibrierung verloren geht, lässt sich dieser Wert unter  
`menu` `1:Experiment` `A:Kalibrieren` `1:Tropfenzähler` `1:Manuelle Eingabe`  
direkt eingeben.
- Die zu Beginn eingestellte Tropfgeschwindigkeit beeinflusst die Größe der einzelnen Tropfen. Der obere Hahn, der die Tropfgeschwindigkeit vorgibt, sollte also nach der Kalibrierung nicht mehr verstellt werden.
- Das Aufzeichnen der Daten bei Titrationen mit dem Tropfenzähler beginnt nicht mit dem Starten der Messwerterfassung, sondern mit dem ersten Tropfen.
- Die kreisrunde Öffnung im Tropfenzähler ist zur Fixierung des jeweils anderen Sensors (pH, Leitfähigkeit, ...) gedacht.

## Titration eines Säuregemisches

Titrieren Sie ein Gemisch aus Salz- und Essigsäure (Ethansäure) unter Verwendung einer Leitfähigkeitselektrode.

### Versuchsdurchführung

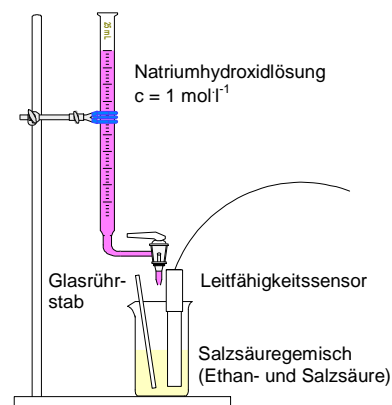
Bereiten Sie den Rechner (Ereignisse mit Eintrag) und den Leitfähigkeitssensor (Messbereich:  $0 - 20000 \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$ ) zur Datenaufnahme vor.

Legen Sie 100 ml Säuregemisch in einem Becherglas vor.

Titrieren Sie unter Rühren mit mindestens 15 ml Natriumhydroxidlösung ( $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ), wobei die Zugabe-Intervalle zwischen 0,5 und 1 ml liegen sollten.

Messen Sie nach jeder Zugabe von Natriumhydroxidlösung die Leitfähigkeit.

Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer das Gesamtvolumen an zugegebener Natriumhydroxidlösung eingegeben werden muss.



Das Experiment kann auch mit einem Tropfenzähler durchgeführt werden (siehe Seite 37).

### Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.

- 1 Erläutern Sie am Beispiel der Salz- und Essigsäure den Unterschied zwischen sehr starken und schwachen Säuren.  
Geben Sie an, welche Teilchen in einem Säuregemisch aus Essig- und Salzsäure vorliegen.
- 2 Entwickeln Sie die Gleichungen für die bei der Titration ablaufenden Reaktionen.
- 3 Skizzieren Sie die Veränderung der elektrischen Leitfähigkeit der Lösung in Abhängigkeit vom Volumen an zugegebener Natriumhydroxidlösung in ein Koordinatensystem. Interpretieren Sie den Kurvenverlauf unter Einbeziehung der Gleichungen aus Aufgabe 2.
- 4 Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentrationen der bei der Titration vorgelegten Essig- und Salzsäure.
- 5\* Skizzieren Sie den Graphen der Titration einer Mischung aus 50 ml Natronlauge ( $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ) und 50 ml Natriumacetatlösung ( $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ) mit Salzsäure ( $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ) ohne das Experiment zuvor durchzuführen.

**Hinweis:**

	$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{Cl}^-$	$\text{OH}^-$	$\text{Na}^+$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$
Ionenäquivalentleitfähigkeit bei unendlicher Verdünnung $\lambda$ in $\text{S}\cdot\text{cm}^2\cdot\text{mol}^{-1}$	350	76	199	50	41

Kamp, H. & Schrepper, R., Chemische Formeln und Daten, Ernst Klett Schulbuchverlag

## Titration eines Säuregemisches

### Lehrermaterial

#### Geräte

- Becherglas ( $V = 250 \text{ ml}$ )
- Messzylinder ( $V = 50 \text{ ml}$ )
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Leitfähigkeitssensor

Bei Nutzung eines Tropfenzählers:

- Tropfenzähler mit Bürette
- LabCradle

#### Chemikalien

- Natriumhydroxidlösung der Stoffmengen-  
konzentration  $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$
- Säuregemisch aus gleichen Volumina  
Salz- und Essigsäure der Stoffmengen-  
konzentration  $c \approx 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$

Pro Versuchsdurchführung werden 100 ml  
des Säuregemisches und 15 ml der  
Natriumhydroxidlösung benötigt.

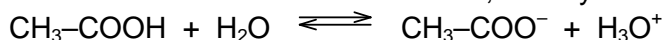
#### Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Ereignis mit Eintrag  
(Name: Volumen; Einheit: ml)
- Tropfenzählung

#### Lösungen

- 1 Chlorwasserstoffsäure ist eine sehr starke Säure; Protolyse verläuft vollständig  
 $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

Ethansäure ist eine schwache Säure; Protolyse verläuft unvollständig



Das Säuregemisch enthält Wassermoleküle ( $\text{H}_2\text{O}$ ) Hydronium-Ionen ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ), Chlorid-Ionen ( $\text{Cl}^-$ ) und Ethansäuremoleküle ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ).

Acetat-Ionen ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) liegen aufgrund der Verschiebung des Protolysegleichgewichtes in einer stark sauren Lösung kaum vor.

- 2  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$  (1)
- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$  (2)

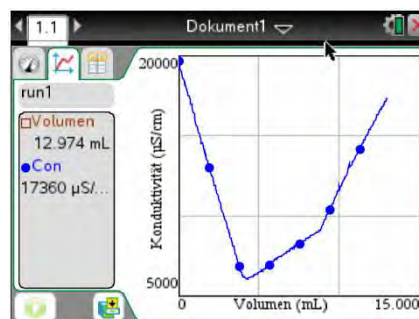
- 3 Zuerst sinkt die elektrische Leitfähigkeit der Analysenlösung.

Diese Abnahme ist darauf zurückzuführen, dass die Hydronium-Ionen als stärkste Säure in der Lösung mit den zugegebenen Hydroxid-Ionen (Aufgabe 2, Gleichung (1)) reagieren und ihre spezifische Ionenleitfähigkeit wesentlich größer als die der zugegebenen Natrium-Ionen ist.

Im weiteren Verlauf reagieren die Ethansäuremoleküle mit den kontinuierlich zugesetzten Hydroxid-Ionen.

Die bei dieser Reaktion entstehenden Acetat-Ionen und die zunehmende Konzentration an Natrium-Ionen bedingen einen Anstieg der elektrischen Leitfähigkeit der Lösung (Aufgabe 2, Gleichung (2)).

Nachdem alle Ethansäuremoleküle protolysiert und die Hydronium-Ionen neutralisiert sind, steigt die elektrische Leitfähigkeit der Lösung aufgrund des Überschusses an Hydroxid- und Natrium-Ionen noch stärker an.



#### 4 Variante 1

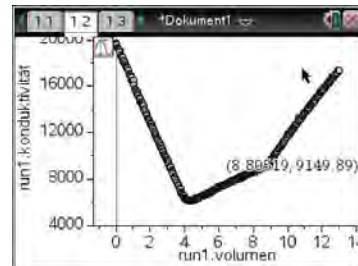
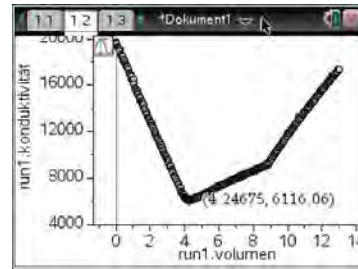
Bei der Durchführung des Experimentes mittels Tropfenzähler, ist die Ermittlung der Schnittpunkte der Ausgleichsgeraden aufgrund der Vielzahl der Messpunkte nicht zwingend notwendig.

Mit der Einstellung

**4:Analysieren** **A:Spurmodus**

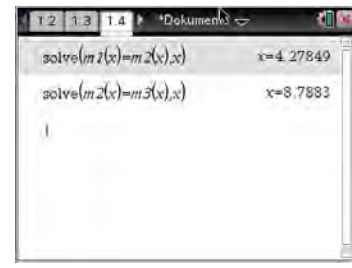
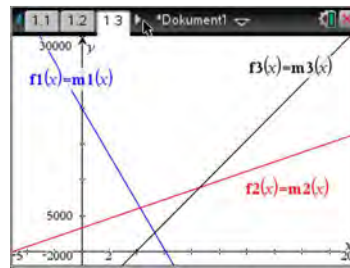
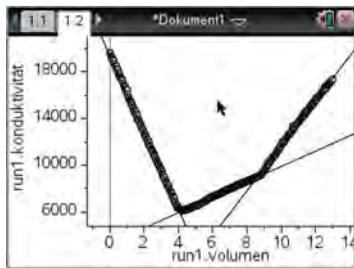
in der Applikation „**Data&Statistics**“ kann der Cursor entlang der aufgenommenen Datenpunkten verschoben werden.

Die jeweiligen Koordinaten der ausgewählten Punkte werden angezeigt.



#### Variante 2

Berechnung des Schnittpunktes der Ausgleichsgeraden, die in die graphische Darstellung gelegt wurden (siehe Seite 5).



Berechnung der Stoffmengenkonzentration der jeweiligen Säure.

Die Analyseergebnisse beziehen sich auf die Durchführung des Experimentes mittels Tropfenzähler.

$$\frac{n(\text{HCl})}{n(\text{NaOH})} = \frac{1}{1}$$

$$n(\text{HCl}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 0,00425 \text{ l}$$

$$n(\text{HCl}) = 0,00425 \text{ mol}$$

$$c(\text{HCl}) = \frac{n}{V} \quad c(\text{HCl}) = \frac{0,00425 \text{ mol}}{0,05 \text{ l}}$$

$$c(\text{HCl}) = 0,085 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$\frac{n(\text{CH}_3\text{COOH})}{n(\text{NaOH})} = \frac{1}{1}$$

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot (0,0088 - 0,00425) \text{ l}$$

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,00455 \text{ mol}$$

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{n}{V}$$

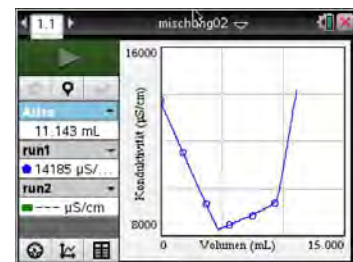
$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{0,00455 \text{ mol}}{0,05 \text{ l}}$$

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,091 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

5\* Zuerst sinkt die elektrische Leitfähigkeit der Analysenlösung aufgrund der Neutralisation der Hydroxid-Ionen.

Im weiteren Verlauf reagieren die Acetat-Ionen mit den zugegebenen Hydronium-Ionen.

Da die Ionenäquivalenzleitfähigkeit der Acetat-Ionen geringer als die der kontinuierlich zugegebenen Chlorid-Ionen ist, steigt die elektrische Leitfähigkeit der Analysenlösung langsam an. Nachdem alle Acetat-Ionen zu Ethansäuremolekülen reagiert haben, steigt die elektrische Leitfähigkeit der Lösung aufgrund des Überschusses an Hydronium- und Chlorid-Ionen noch stärker an.



## Bestimmung der Calcium-Ionenkonzentration in einer Probe Leitungswasser mittels Leitfähigkeitstiteration

In vielen Bereichen des täglichen Lebens spielt die Kenntnis der Wasserhärte eine bedeutende Rolle. Insbesondere bei hohen Wasserhärtegraden kann es zur Ablagerung von Kalk kommen, was auf Dauer Schäden an Haushaltsgeräten wie z.B. Waschmaschinen und Geschirrspülern verursachen kann.

Die Härte eines Wassers wird durch die Summe der Konzentrationen an Erdalkali-Ionen verursacht. Dabei spielen in der Praxis die Konzentrationen der Calcium- und Magnesium-Ionen die wesentliche Rolle.

Im nachfolgend beschriebenen Experiment soll mittels Leitfähigkeitstiteration der Gehalt an Calcium-Ionen in einer Wasserprobe bestimmt werden.



### Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- kennen die Titration als Verfahren zur Konzentrationsbestimmung.
- haben Kenntnis über die Ursachen der elektrischen Leitfähigkeit verdünnter Lösungen.
- beherrschen die Säure-Base-Theorie nach BRÖNSTED und kennen Fällungsreaktionen.

### Empfehlungen zum Einsatz

Im folgenden Experiment kann die Bestimmung der Calcium-Ionenkonzentration durch eine Leitfähigkeitstiteration als eine praktische Anwendung in der analytischen Chemie durchgeführt werden.

Die SchülerInnen können eigene Wasserproben mitbringen, analysieren und ihre Ergebnisse vergleichen.

Das dargestellte Experiment kann als interessantes Beispiel zur Einführung der Leitfähigkeitstiteration eingesetzt werden. Falls diese bereits behandelt wurden, eignet sich das nachfolgende Material auch zur Vertiefung der erworbenen Kenntnisse.

Ausgehend von der Bestimmung der Calcium-Ionenkonzentration kann eine Verbindung zur Wasserhärte hergestellt werden.

## Bestimmung der Calcium-Ionenkonzentration in einer Probe Leitungswasser mittels Leitfähigkeitstiteration

Bestimmen Sie mittels Leitfähigkeitstiteration den Calcium-Ionengehalt in einer Wasserprobe. Nutzen Sie als Maßlösung Oxalsäurelösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ .

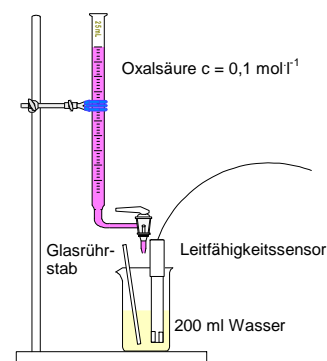
### Experiment

Bereiten Sie den Rechner (Ereignisse mit Eintrag) und den Leitfähigkeitssensor (Messbereich:  $0 - 2000 \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$ ) zur Datenaufnahme vor.

Legen Sie 200 ml einer Wasserprobe in einem Becherglas vor. Titrieren Sie unter Rühren mit Oxalsäurelösung ( $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ), wobei die Zugabe-Intervalle zwischen 0,5 und 1 ml liegen sollten. Messen Sie nach jeder Zugabe von Oxalsäurelösung die Leitfähigkeit.

Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer das Gesamtvolumen an zugegebener Oxalsäurelösung eingegeben werden muss.

Beenden Sie den Versuch, wenn Sie keine signifikanten Veränderungen der Messwerte mehr feststellen.



*Hinweis zur Versuchsdurchführung:*

Warten Sie (insbesondere zu Beginn der Messung) vor Aufnahme des Messwertes jeweils einen Moment ab, bis dieser sich stabilisiert hat.

### Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll an.

Beziehen Sie in der Auswertung des Experimentes nachfolgende Aufgaben ein.

- 1 Calciumoxalat ( $\text{CaC}_2\text{O}_4$ ) ist in Wasser schwerlöslich. Entwickeln Sie die Gleichung für die bei der Titration ablaufende Fällungsreaktion. Deuten Sie Ihre Beobachtungen.
- 2 Erläutern Sie die Verringerung der elektrischen Leitfähigkeit zu Beginn der Titration. Beachten Sie, dass neben der Ausfällung von Calciumoxalat die im Leitungswasser enthaltenen Hydrogencarbonat-Ionen ( $\text{HCO}_3^-$ ) mit den zugegebenen Hydronium-Ionen reagieren.
- 3 Skizzieren Sie die Titrationskurve in einem Koordinatensystem. Interpretieren Sie deren Verlauf und erklären Sie, warum die Leitfähigkeit nicht auf Null absinkt.
- 4 Bestimmen Sie die Stoffmengenkonzentration der Calcium-Ionen in der untersuchten Wasserprobe.

*Hinweis:* Legen Sie durch die beiden Kurvenabschnitte jeweils eine Gerade. Der Schnittpunkt dieser Geraden entspricht dem Äquivalenzpunkt.



5.1 Der Härtebereich des Wassers wird z. B. in Grad deutscher Härte (°dH) oder in  $\text{mmol}\cdot\text{l}^{-1}$  angegeben.

Ermitteln Sie ausgehend von Ihrem Versuchsergebnis die auf den Calcium-Ionen beruhende Wasserhärte in °dH und ordnen Sie die Wasserprobe anhand der folgenden Tabelle ein:

Bezeichnung	weich	mittel	hart
$\text{CaCO}_3$ in $\text{mmol}\cdot\text{l}^{-1}$	0 – 1,5	1,5 – 2,5	> 2,5
°dH	0 – 8,4	8,5 – 14	> 14,1

5.2 Bestimmt man die Wasserhärte mit z. B. handelsüblichen Teststäbchen so erhält man einen höheren, als den in Aufgabe 5.1 ermittelten Wert.

Erklären Sie diese Erscheinung.

6 Recherchieren Sie im Internet die Analysedaten des örtlichen Wasserwerkes. Vergleichen und beurteilen Sie diese mit Ihrem Ergebnis.

7 Die Dosierung von Waschmitteln ist neben dem Verschmutzungsgrad abhängig von der Wasserhärte. Erklären Sie diesen Sachverhalt.

Geben Sie weitere Folgen von zu „hartem Wasser“ im Haushalt an.

8\* Auf dem Etikett von handelsüblichem Speisenaatron (Natriumhydrogencarbonat  $\text{NaHCO}_3$ ) findet sich unter anderem der Hinweis:

„... kann zur Enthärtung von Wasser verwendet werden.“

Erklären Sie die Wirkung mit Hilfe von Reaktionsgleichungen.

Beschreiben Sie weitere Möglichkeiten, die Wasserhärte zu reduzieren.

## Bestimmung der Calcium-Ionenkonzentration in einer Probe Leitungswasser mittels Leitfähigkeitstiteration Lehrermaterial

### Geräte

- Becherglas (V = 400 ml)
- Messzylinder
- Bürette
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Leitfähigkeitssensor

### Chemikalien

- Oxalsäurelösung der Stoffmengen-  
konzentration  $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ;  
maximal 10 ml pro Versuchsdurchführung
- Proben von Leitungswasser (pro  
Messvorgang werden 200 ml benötigt)

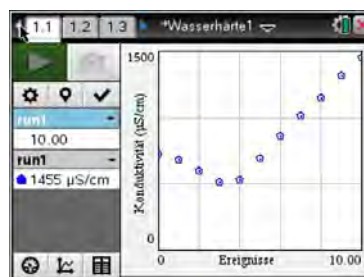
### Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Ereignisse mit Eingabe (Name: Volumen, Einheit: ml)

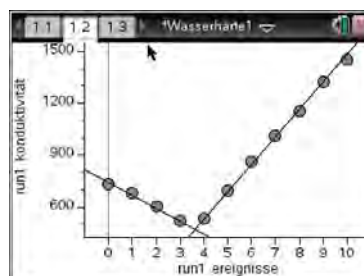
### Lösungen und Hinweise

- 1  $\text{Ca}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \longrightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4$   
Die gelösten Calcium- und Oxalat-Ionen reagieren zum schwerlöslichen Calciumoxalat. Dieses fällt während der Titration aus und verursacht die beobachtete Trübung.
- 2 Die Hydrogencarbonat-Ionen im Leitungswasser reagieren mit den Hydronium-Ionen der Oxalsäurelösung zu Kohlenstoffdioxid und Wasser:  
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$   
Im ersten Teil der Titration werden die Calcium-Ionen durch Fällung und die Hydrogencarbonat-Ionen durch Neutralisation aus dem Leitungswasser entfernt. Dadurch nimmt die Leitfähigkeit ab.

- 3 Die Titrationskurve besteht aus einem fallenden ersten und einem ansteigenden zweiten Teil.  
Durch die Umsetzung der im Wasser enthaltenen Calcium- und Hydrogencarbonat-Ionen sinkt die elektrische Leitfähigkeit.  
Da in der untersuchten Probe noch andere Ionen vorhanden sind, nimmt die Leitfähigkeit nicht den Wert Null an.  
Nach der vollständigen Ausfällung der Calcium-Ionen bewirkt die weitere Zugabe der Oxalsäurelösung, dass die Hydronium- und Oxalat-Ionen in der Lösung verbleiben, wodurch die Leitfähigkeit wieder ansteigt.



- 4 Beide Teile der Titrationskurve verlaufen in guter Näherung linear und können deshalb durch verschiebbare Geraden modelliert werden.  
Dies geht am einfachsten, in der Applikation „Data&Statistics“.  
Der Schnittpunkt der beiden Geraden entspricht dem Äquivalenzpunkt.  
Man ermittelt so zum Beispiel  $V_{\text{ÄP}}(\text{Oxalsäure}) = 3,7 \text{ ml}$ .  
(siehe Seite 5)

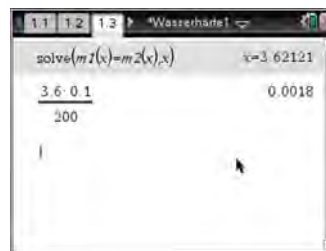


$$5.1 \quad n(\text{Ca}^{2+}) = n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

$$c(\text{Ca}^{2+}) = \frac{c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{V(\text{Leitungswasser})} = \frac{0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 3,6 \text{ ml}}{200 \text{ ml}}$$

$$c(\text{Ca}^{2+}) = 0,00185 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} = 1,8 \text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Aus dem Ergebnis von  $c(\text{Ca}^{2+}) = 1,85 \text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1}$  ist die Wasserhärte laut Tabelle als „mittel“ einzustufen.



5.2 Mit den Teststäbchen wird die Gesamthärte des Wassers bestimmt, die durch Calcium- und weitere Ionen wie z. B. Magnesium-Ionen verursacht wird.

6 Die Analysedaten der heimischen Trinkwasserquelle findet man über das örtliche Wasserwerk im Internet. Ein Vergleich mit den experimentell bestimmten Daten bietet sich an.

7 Die in Waschmitteln wirksamen Tenside bilden mit Calcium- und Magnesium-Ionen schwerlösliche Verbindungen, wodurch die Waschwirkung beeinträchtigt wird. Deshalb muss bei härterem Wasser entsprechend mehr Waschmittel zugesetzt werden.

Weitere Folgen sind beispielsweise die Verkalkung von Heizstäben (insbesondere Wasserkocher, Kaffeemaschine, Wasch- und Spülmaschine) sowie Kalkablagerungen in Rohrleitungen, die zunehmend den Durchfluss beeinträchtigen können. Außerdem verursacht kalkhaltiges Wasser die typischen Flecken auf Glasflächen und Armaturen, wodurch ein erhöhter Reinigungsaufwand erforderlich wird.

8\* Zur Untersuchung der Wirkung von Speisematron eignet sich nachfolgend beschriebenes Experiment.

Man löst etwa 5 g Natron in 200 ml Leitungswasser. Es stellt sich eine Trübung durch ausfallendes Calciumcarbonat ein.

Durch die Zugabe von Hydrogencarbonat werden in der Gleichgewichtsreaktion

$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$  Carbonat-Ionen gebildet, die mit den im Wasser enthaltenen Calcium-Ionen schwerlösliches Calciumcarbonat bilden

$(\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3)$ .

Das hier beschriebene Experiment der Konduktometrie mit Oxalsäure führt allerdings dann nicht mehr auf die Messung der durch Calcium-Ionen verursachten Wasserhärte, da die Hydronium-Ionen der Oxalsäure mit den aus dem Natron stammenden Hydrogencarbonat-Ionen in einer Säure-Base-Reaktion die Calciumoxalatbildung überdecken und stören würden.

Weitere Verfahren zur Reduzierung der Wasserhärte sind zum Beispiel die Destillation oder der Einsatz anderer Fällungsmittel (wie Phosphate) bzw. Ionentauscher in entsprechenden Enthärtungsanlagen (z. B. in der Spülmaschine).

## **Bestimmung der Masse an Ascorbinsäure in verschiedenen Fruchtsäften durch Redoxtitration**

Besonders Vitamin C haltige Lebensmittel sind frisches Obst und Gemüse wie z. B. Sanddornbeeren, Paprika und Zitrusfrüchte.

Auch Fruchtsäfte, die als pflanzliche Lebensmittel gelten, enthalten neben anderen Vitaminen oft hohe Anteile an Vitamin C.

Im nachfolgenden Material wird die Bestimmung des Vitamin C-Gehaltes in verschiedenen Fruchtsäften mittels Redoxtitration beschrieben.

Da Kaliumpermanganatlösungen oft nicht der geforderten Sollkonzentration entsprechen, ist die Bestimmung der tatsächlichen Stoffmengenkonzentration der Lösung notwendig. Ascorbinsäure kann dazu als Urtitersubstanz eingesetzt oder als Lebensmittel in Form von Lösungen mit Gehaltsangabe (z. B. ACE-Saft aus dem Discounter) verwendet werden.

Nach der tagesaktuellen Bestimmung der Stoffmengenkonzentration der verwendeten Kaliumpermanganatlösung kann der Vitamin C-Gehalt von Fruchtsäften ermittelt werden.

### **Lernvoraussetzungen**

Schülerinnen und Schüler

- beherrschen die Titration als quantitatives Analyseverfahren.
- besitzen Kenntnisse in der Elektrochemie.
- kennen pH-Wertabhängige Redoxreaktionen und können entsprechende Reaktionsgleichungen entwickeln.
- haben grundlegende Kenntnisse in der organischen Chemie.

### **Empfehlungen zum Einsatz**

Das vorgeschlagene Experiment ist für Schülerinnen und Schüler der Sekundarstufe II geeignet. Dadurch, dass verschiedene Teilgebiete der Chemie miteinander verbunden werden, liegt ein erhöhtes Anforderungsniveau vor.

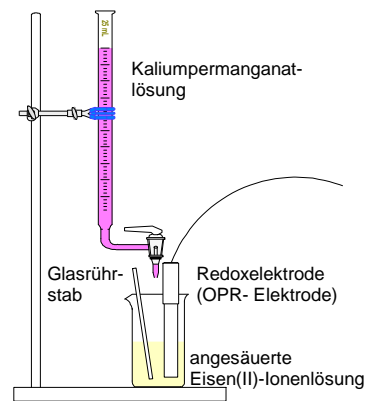
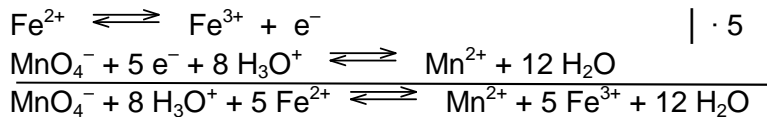
In Kursen mit erhöhtem Niveau dient die Redox-Titration der Festigung und Anwendung. In Kursen auf grundlegendem Niveau sollte der Alltagskontext (Vitamin C-Gehalt in Lebensmittel) im Vordergrund stehen.

Für die experimentelle Tätigkeit inklusive Auswertung ist eine Doppelstunde zu planen.

## Das Prinzip der Redoxtitration mittels Redoxelektrode

Die Redoxtitration ist ein maßanalytisches Verfahren, welches auf einer Redoxreaktion zwischen Teilchen der Analysen- und Maßlösung beruht. So kann z. B. die Stoffmengenkonzentration einer Eisen(II)-Ionen- mittels Kaliumpermanganatlösung bekannter Stoffmengenkonzentration bestimmt werden.

Dieser Titration liegen folgende Teilreaktionen, die zusammengefasst die Gesamtreaktionsgleichung ergeben, zugrunde:



Die bei der Titration zugegebenen Permanganat-Ionen werden solange reduziert, wie eine Oxidation von Eisen(II)- zu Eisen(III)-Ionen stattfinden kann. Bei weiterer Zugabe von Kaliumpermanganatlösung verursacht der Überschuss an Permanganat-Ionen eine rosa Färbung der vorher fast farblosen Lösung. Der Endpunkt der Titration ist am Farbumschlag erkennbar.

Während der Titration ändern sich die Redoxpotenziale der korrespondierenden Redoxpaare  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$  und  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  wie in den nebenstehenden NERNST-Gleichungen erkennbar ist.

$$E(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}) = E^\circ + \frac{0,059}{1} \text{V} \cdot \lg \left\{ \frac{c(\text{Fe}^{3+})}{c(\text{Fe}^{2+})} \right\}$$

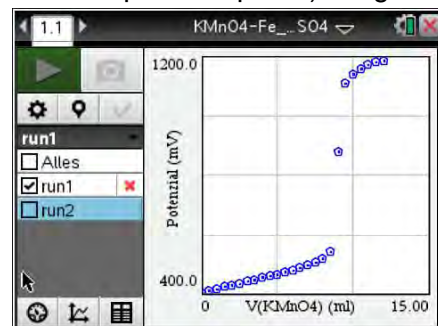
$$E(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = E^\circ + \frac{0,059}{5} \text{V} \cdot \lg \left\{ \frac{c(\text{MnO}_4^-) \cdot c^8(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{Mn}^{2+})} \right\}$$

Bei Zugabe von Permanganat-Ionen zur Analysenlösung werden Eisen(II)- zu Eisen(III)-Ionen oxidiert. Somit steigt das Redoxpotenzial dieses korrespondierenden Redoxpaares langsam an. Sind fast alle Eisen(II)-Ionen umgesetzt (nahe dem Äquivalenzpunkt) steigt das Redoxpotenzial aufgrund der starken Änderung der Konzentrationsverhältnisse von Eisen(II)- und Eisen(III)-Ionen stark an und bleibt danach konstant.

Bei weiterer Zugabe von Permanganat-Ionen bestimmt das im Vergleich zu Eisen(II)- und Eisen(III)-Ionen wesentlich größere Redoxpotenzial des Redoxpaares Mangan(II)/Permanganat-Ionen den Verlauf. Es kommt zu einem weiteren, langsamen Anstieg.

Diese Veränderung der Potenziale der korrespondierenden Redoxpaare in Abhängigkeit des Volumens an zugegebener Maßlösung kann messtechnisch erfasst werden. Als

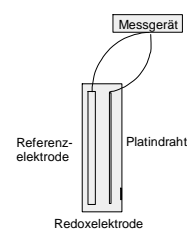
Messelektrode wird eine Redoxelektrode genutzt.



Eine Redoxelektrode ist prinzipiell aus einer Referenzelektrode und einer zweiten, aus einem Platindraht bestehenden Elektrode aufgebaut. An der Platin-Elektrode können Oxidationen bzw. Reduktionen von Ionen in der untersuchten Lösung ablaufen.

Durch die Konzentrationsänderungen im Verlauf der Titration verändert sich das Potenzial der Redoxelektrode. Da das Potenzial der Referenzelektrode konstant ist, ergibt sich aus der Potentialdifferenz zwischen Indikator- und Referenzelektrode die Titrationskurve mit dem Äquivalenzpunkt am Wendepunkt.

Die potentiometrische Verfolgung der Titration ist bei allen Redox-titrations möglich. Voraussetzung ist, dass keine Reaktionen mit dem Elektrodenmaterial stattfinden.



modellhafter Aufbau einer Redoxelektrode

## Bestimmung des Titrationsfaktors einer Kaliumpermanganatlösung

Kaliumpermanganatlösung verändert z. B. durch Spuren von Mangan(IV)-oxid oder organische Bestandteile, die im destillierten Wasser enthalten sein können, ihre Stoffmengenkonzentration.

Aus diesem Grunde ist eine Bestimmung des Titrationsfaktors  $f$  der Kaliumpermanganatlösung notwendig.

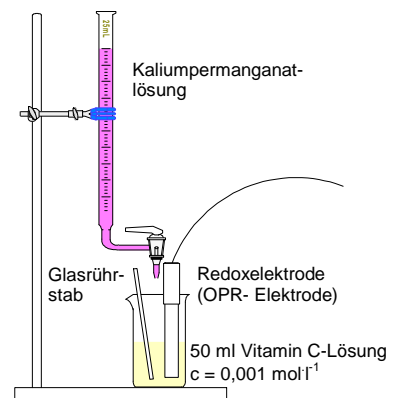
### Bestimmung des Titrationsfaktors

Bereiten Sie den Rechner (Erfassungsmodus: Ereignisse mit Eingabe) und den Redoxsensor zur Datenaufnahme vor.

Legen Sie 50 ml der vorgegebenen, frisch hergestellten Vitamin C-Lösung ( $c = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ ) in einem Becherglas vor und säuern Sie mit 2 ml konzentrierter Schwefelsäure an.

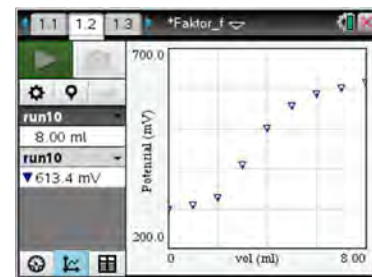
Titrieren Sie unter Rühren mit Kaliumpermanganatlösung der (Soll-) Stoffmengenkonzentration ( $c_S = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ ), wobei die Zugabe-Intervalle bei 1 ml liegen sollten.

Messen Sie nach jeder Zugabe von Kaliumpermanganatlösung das Redoxpotenzial.



Ermitteln Sie aus der graphischen Darstellung den Äquivalenzpunkt.

Die folgende Auswertung zeigt die Berechnung beispielhaft für eine Messung, wo der Äquivalenzpunkt bei Zugabe von  $V(\text{KMnO}_4) = 2,5 \text{ ml}$  liegt (siehe nebenstehende Abbildung).



### Ermittlung des Titrationsfaktors der Kaliumpermanganatlösung:

Berechnung der Ist-Konzentration der Kaliumpermanganatlösung:

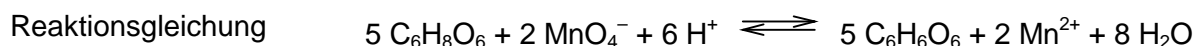
$$\frac{n(\text{KMnO}_4)}{n(\text{Vitamin C})} = \frac{2}{5}$$

$$\begin{aligned} c(\text{KMnO}_4)_{\text{Ist}} &= \frac{2 \cdot c(\text{Vitamin C}) \cdot V(\text{Vitamin C})}{5 \cdot V(\text{KMnO}_4)} \\ &= \frac{2 \cdot 0,001 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 50 \text{ ml}}{5 \cdot 2,5 \text{ ml}} = 0,008 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \end{aligned}$$

Berechnung des Faktors der Kaliumpermanganatlösung:

$$f = \frac{c(\text{KMnO}_4)_{\text{Ist}}}{c(\text{KMnO}_4)_{\text{Soll}}} = \frac{0,008 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}}{0,02 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}} = 0,4$$

### Auswertung einer Titration unter Einbeziehung des Titrationsfaktors:



Ansatz für die Berechnung der Stoffmenge an Ascorbinsäure in der Analysenlösung:

$$\begin{aligned} \frac{n(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)}{n(\text{MnO}_4^-)} &= \frac{5}{2} \\ n(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) &= \frac{5 \cdot c(\text{MnO}_4^-)_{\text{Soll}} \cdot V(\text{MnO}_4^-) \cdot f}{2} \end{aligned}$$

## Bestimmung des Vitamin C-Gehaltes in Lebensmitteln

Scorbut, eine Krankheit, die im Mittelalter insbesondere bei Seefahrern häufig diagnostiziert wurde, geht auf einen Mangel an Vitamin C zurück.

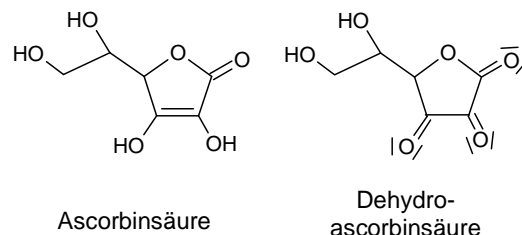
In der Nahrung kommt Vitamin C vor allem in Obst und Gemüse vor.

Die Strukturaufklärung von Vitamin C gelang u. a. Walter Norman HAWORTH, der auch den Namen L-Ascorbinsäure festlegte.

Ascorbinsäure ist ein kristalliner, gut wasserlöslicher Feststoff.

### Vorbemerkungen

- 1 Ascorbinsäure kann mittels einer Kaliumpermanganatlösung zur Dehydroascorbinsäure oxidiert werden.  
Entwickeln Sie für die dabei ablaufende Reaktion die Gleichung in Ionenschreibweise. Gehen Sie von den Teilgleichungen für die Oxidation und Reduktion aus.



- 2\* Informieren Sie sich unter Einbeziehung des Zusatzmaterials über das Prinzip einer Redox titration.
- 3\* Bestimmen Sie den Titrationsfaktor der vorgegebenen Kaliumpermanganatlösung. Nutzen Sie die Ihnen zur Verfügung gestellte Anleitung.

### Experiment

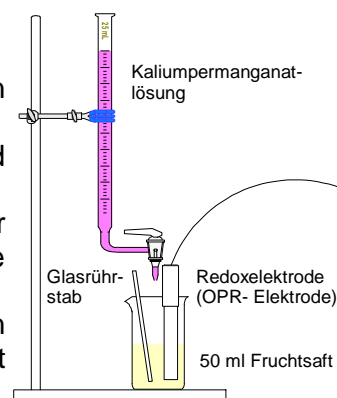
Bereiten Sie den Rechner (Ereignisse mit Eingabe) und den Redoxsensor zur Datenaufnahme vor.

Legen Sie jeweils 50 ml Fruchtsaft in einem Becherglas vor und säuern Sie mit 2 ml konzentrierter Schwefelsäure an.

Titrieren Sie unter Rühren mit Kaliumpermanganatlösung der (Soll-) Stoffmengenkonzentration ( $c_{\text{Soll}} = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ ), wobei die Zugabe-Intervalle bei 1 ml liegen sollten.

Messen Sie nach jeder Zugabe das Redoxpotenzial. Beenden Sie die Titration, wenn der Äquivalenzpunkt deutlich erkennbar ist (Gesamtzugabe ca. 20 ml Kaliumpermanganatlösung).

Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer das Gesamtvolumen an zugegebener Kaliumpermanganatlösung eingegeben werden muss. Wiederholen Sie gegebenenfalls die Titration mit anderen Fruchtsäften.



### Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.

- 1 Skizzieren Sie die Titrationskurve(n) in einem Koordinatensystem. Interpretieren Sie deren Verlauf und erklären Sie die Veränderungen der gemessenen Spannung.
- 2 Ermitteln Sie den Äquivalenzpunkt bei der/den durchgeführten Titration(en). Berechnen Sie den Gehalt an Vitamin C in der/den untersuchten Probe(n).  
*Hinweis:*  
Titrationsfaktor  $f$  der Kaliumpermanganatlösung:  $f =$
- 3 „Frisch gepresster Saft enthält 4- bis 10-mal so viel Vitamin C wie Saft aus Konzentrat.“ Geben Sie mögliche Gründe für diese Tatsache an.

## Bestimmung des Vitamin C-Gehaltes in Lebensmitteln

### Lehrermaterial

#### Geräte

- Bechergläser (V = 100 ml, hohe Form)
- Messzylinder
- Bürette (V = 50 ml)
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Messpipette (5 ml)
  
- ORP-Sensor (Redox-Sensor)

#### Chemikalien

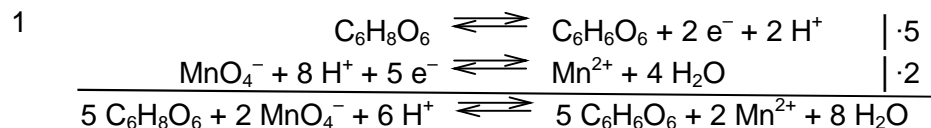
- Kaliumpermanganatlösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 0,02 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$
- Vitamin C-Lösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 0,001 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$  (frisch hergestellt), 50 ml pro Versuch
- konzentrierte Schwefelsäure (zum Ansäuern)
- verschiedene Fruchtsäfte (z. B. Multivitamingetränk vom Discounter), 50 ml pro Versuch

#### Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Ereignisse mit Eingabe (Name: Volumen, Einheit: ml)

#### Lösungen

#### Vorbemerkungen

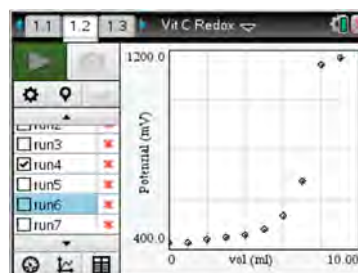
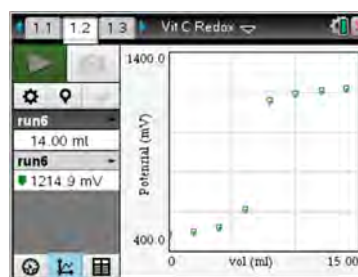


2/3 Siehe Anleitungen

#### Auswertung

- 1 Im ersten Abschnitt steigt das Redoxpotenzial des korrespondierenden Redoxpaares Ascorbinsäure/Dehydroxyascorbinsäure nur schwach. Sind fast alle Ascorbinsäuremoleküle umgesetzt (nahe dem Äquivalenzpunkt) steigt das Redoxpotenzial aufgrund der starken Änderung der Konzentrationsverhältnisse sprunghaft an und bleibt danach relativ konstant.  
Bei weiterer Zugabe von Permanganat-Ionen bestimmt das Redoxpotenzial des Redoxpaares Mangan(II)/Permanganat-Ionen den Kurvenverlauf.

Der Äquivalenzpunkt entspricht dem Wendepunkt des Graphen.





- 2 Der Äquivalenzpunkt ist bei der durchgeführten Titration nach Zugabe von 7,5 ml Kaliumpermanganatlösung erreicht.

Für einen Titrationsfaktor von  $f = 0,4$  (40%) der verwendeten Kaliumpermanganatlösung erhält man zunächst folgende Konzentration an Vitamin C in der untersuchten Lösung:

$$c(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = \frac{5 \cdot c(\text{MnO}_4^-)_{\text{Soll}} \cdot V(\text{MnO}_4^-)}{2 \cdot V(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)} = \frac{5 \cdot 0,02 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 7,5 \text{ ml} \cdot 0,4}{2 \cdot 50 \text{ ml}} = 0,003 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Für die Berechnung der Masse an Ascorbinsäure ergibt sich:

$$M = \frac{m}{n} \quad m(\text{Ascorbinsäure}) = 176 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,003 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$
$$m(\text{Ascorbinsäure}) = 0,53 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$$

Dies Ergebnis sollte mit den Angaben auf dem Etikett des untersuchten Fruchtsaftes verglichen werden.

- 3 Ascorbinsäure wird in gelöstem Zustand z. B. durch Licht, Wärme und Luftsauerstoff zersetzt.

## Bestimmung der Masse an Magnesiumsulfat durch Leitfähigkeitstiteration

Magnesiumsulfat wird medizinisch in Form von Bittersalz (Magnesiumsulfat-Heptahydrat) zur kurzfristigen Behandlung von leichten Verstopfungen verwendet.

Die Masse Magnesiumsulfat, die in Wasser gelöst wurde ist mittels Leitfähigkeitstiteration zu bestimmen.

### Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- beherrschen die Leitfähigkeitstiteration (Konduktometrie) als Verfahren zur Konzentrationsbestimmung.
- haben Kenntnis über die Ursachen der elektrischen Leitfähigkeit verdünnter Lösungen.
- besitzen Kenntnisse über Fällungsreaktionen.
- beherrschen das Löslichkeitsprodukt.

### Empfehlungen zum Einsatz

Im folgenden Experiment kann die Bestimmung der Masse an Magnesiumsulfat in einer wässrigen Lösung durch eine Leitfähigkeitstiteration als eine praktische Anwendung in der analytischen Chemie bearbeitet werden.

Anhand dieses Experimentes besteht die Möglichkeit, Inhalte zum Löslichkeitsprodukt schwerlöslicher Salze zu wiederholen.

## Bestimmung der Masse an Magnesiumsulfat durch Leitfähigkeitstiteration

Magnesiumsulfat wird medizinisch in Form von Bittersalz (Magnesiumsulfat-Heptahydrat) zur kurzfristigen Behandlung von leichten Verstopfungen angewendet.

Bestimmen Sie mittels Leitfähigkeitstiteration die Masse an Magnesiumsulfat, die in 100 ml der vorgegebenen Lösung enthalten ist.

Nutzen Sie als Maßlösung Bariumchloridlösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ . Titrieren Sie mit der zu untersuchenden Magnesiumsulfatlösung. Beachten Sie, dass die Analysenlösung in die Bürette gefüllt wird.

### Experiment

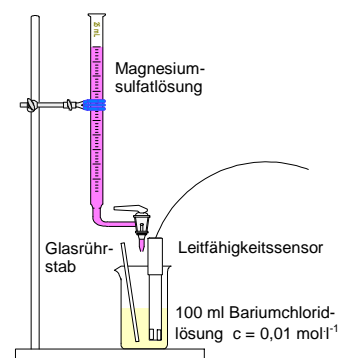
Bereiten Sie den Rechner (Ereignisse mit Eintrag) und den Leitfähigkeitssensor (Messbereich:  $0 - 2000 \mu\text{S} \cdot \text{cm}^{-1}$ ) zur Datenaufnahme vor.

Legen Sie 100 ml der gegebenen Bariumchloridlösung ( $c = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ ) in einem Becherglas vor.

Titrieren Sie unter Rühren mit Magnesiumsulfatlösung, wobei die Zugabe-Intervalle zwischen 0,5 und 1 ml liegen sollten.

Messen Sie nach jeder Zugabe von Magnesiumsulfatlösung die Leitfähigkeit.

Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer das Gesamtvolumen an zugegebener Magnesiumsulfatlösung eingegeben werden muss. Beenden Sie den Versuch, wenn Sie keine signifikanten Veränderungen der Messwerte mehr feststellen.



### Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.

- Notieren Sie Ihre Beobachtungen im Reaktionsgefäß während der Titration. Entwickeln Sie für die ablaufende Fällungsreaktion die Gleichung in Ionenschreibweise.
- Skizzieren Sie die Titrationskurve in einem Koordinatensystem. Interpretieren Sie deren Verlauf und erklären Sie die Veränderungen der elektrischen Leitfähigkeit der Lösung.

	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Cl}^-$
Ionenäquivalentleitfähigkeit bei unendlicher Verdünnung $\lambda$ in $\text{S} \cdot \text{cm}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$	106,2	159,6	127,4	76,3

Kamp, H. & Schrepper, R., Chemische Formeln und Daten, Ernst Klett Schulbuchverlag

- Ermitteln Sie den Äquivalenzpunkt bei der durchgeführten Titration. Berechnen Sie die Masse an gelöstem Magnesiumsulfat in 100 ml der untersuchten Lösung.
- \* Geben Sie verschiedene Anwendungen von Magnesiumsulfat an.
- \* Auf Verpackungen von Arzneimitteln oder auf Etiketten von Mineralwasser kann man Aufschriften wie „enthält Magnesium“ finden. Beurteilen Sie diese Aussage unter Einbeziehung einer entsprechenden Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise.
- \* Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration an Sulfat-Ionen in einem Liter einer gesättigten Bariumsulfatlösung. ( $K_L(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$ )

## Bestimmung der Masse an Magnesiumsulfat durch Leitfähigkeitstiteration Lehrmaterial

### Geräte

- Becherglas (V = 200 ml)
- Messzylinder oder Maßkolben (V = 100 ml)
- Bürette (V = 50 ml)
- Magnetrührer oder Glasrührstab
  
- Leitfähigkeitssensor

### Chemikalien

- Bariumchloridlösung der Stoffmengen-  
konzentration  $c = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$  als  
Maßlösung;  
100 ml pro Versuchsdurchführung
  
- Magnesiumsulfatlösung der Stoffmengen-  
konzentration  $c \approx 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$  als  
Analyselösung;  
ca. 20 ml pro Versuchsdurchführung

### Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

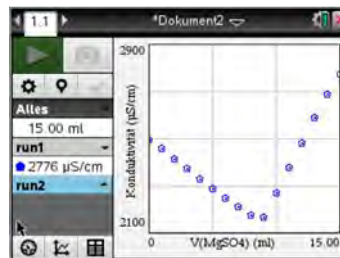
- Ereignisse mit Eingabe (Name: Volumen, Einheit: ml)
- Messbereich: 0 – 2000  $\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$

### Lösungen

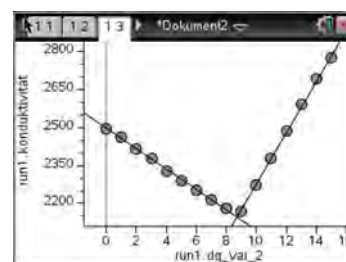
- 1 Bariumsulfat fällt während der Titration aus und verursacht die beobachtete Trübung.  

$$\text{Mg}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2 \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{BaSO}_4 + 2 \text{Cl}^- + \text{Mg}^{2+}$$

- 2 Zu Beginn der Titration wird die elektrische Leitfähigkeit der Lösung durch Barium- und Chlorid-Ionen hervorgerufen. Bei Zugabe der Magnesiumsulfatlösung reagieren die Barium- und Sulfat-Ionen zu schwerlöslichem Bariumsulfat, wodurch es zur Niederschlagsbildung kommt. Als Folge sinkt die Konzentration der Barium-Ionen in der Lösung und die der Magnesium-Ionen steigt. Aufgrund der größeren Ionenleitfähigkeit der Barium-Ionen gegenüber der der Magnesium-Ionen sinkt die Leitfähigkeit der Lösung auf ein Minimum. Nach Überschreiten des Minimums sind alle Barium-Ionen gefällt und die elektrische Leitfähigkeit der Lösung steigt durch weitere Zugabe von Magnesiumsulfatlösung. Das erhaltene Minimum entspricht dem Äquivalenzpunkt.



- 3 Beide Teile der Titrationskurve verlaufen in guter Näherung linear und können deshalb durch verschiebbare Geraden modelliert werden. Dies geht am einfachsten, in der Applikation „Data&Statistics“. Der Schnittpunkt der beiden Geraden entspricht dem Äquivalenzpunkt. Man ermittelt so zum Beispiel  $V(\text{zugegebener Magnesiumsulfatlösung}) = 8,7 \text{ ml}$ . (siehe Seite 5)



$$n(\text{Ba}^{2+}) = n(\text{SO}_4^{2-})$$

$$c(\text{Ba}^{2+}) = \frac{n(\text{Ba}^{2+})}{V(\text{Ba}^{2+})}$$

$$n(\text{Ba}^{2+}) = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 0,1 \text{ l}$$

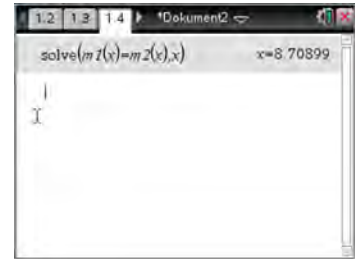
$$n(\text{Ba}^{2+}) = 0,001 \text{ mol}$$

$$n(\text{SO}_4^{2-}) = 0,001 \text{ mol}$$

$$c(\text{SO}_4^{2-}) = \frac{n(\text{SO}_4^{2-})}{V(\text{SO}_4^{2-})}$$

$$c(\text{SO}_4^{2-}) = \frac{0,001 \text{ mol}}{0,0087 \text{ l}}$$

$$c(\text{SO}_4^{2-}) = 0,115 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$



Berechnung der Masse an Magnesiumsulfat in 100 ml Lösung

$$m(\text{MgSO}_4) = 120 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,0115 \text{ mol}$$

$$m(\text{MgSO}_4) = 1,38 \text{ g}$$

- 4 Magnesiumsulfat findet u.a. Verwendung in Düngemitteln für Pflanzen. Wegen seiner hygroskopischen Wirkung kann es als Trocknungsmittel in der organischen Chemie eingesetzt werden.
- 5 Die Aufschrift ist nicht exakt, da metallisches Magnesium mit z. B. Wasser reagieren würde ( $\text{Mg} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^- + \text{H}_2$ ). In der Aufschrift müssten eigentlich Magnesium-Ionen angegeben werden.
- 6  $\text{BaSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$   
 $K_L(\text{BaSO}_4) = c(\text{Ba}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-})$   
 $c(\text{SO}_4^{2-}) = \sqrt{K_L}$   
 $c(\text{SO}_4^{2-}) = 3,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

## Bestimmung der Chlorid-Ionenkonzentration in Leitungswasser

Leitungswasser, ein wichtiges Lebensmittel für den Menschen, unterliegt strengen Kontrollen.

In Deutschland gilt die 2001 erlassene Trinkwasser-verordnung.

Der Grenzwert für Chlorid-Ionen liegt bei  $250 \text{ mg}\cdot\text{l}^{-1}$ .

Der aktuelle regionale Wert kann bei kommunalen Wasserwerken erfragt werden.

Mithilfe von Silbernitrat-Lösung soll der Chlorid-Ionengehalt in Leitungswasser quantitativ durch eine Leitfähigkeits-Titration bestimmt werden.



<https://de.wikipedia.org/wiki/Trinkwasser>

### Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- kennen die Leitfähigkeits-Titration (Konduktometrie) als maßanalytisches Verfahren zur Konzentrationsbestimmung.
- besitzen grundlegende Kenntnisse über Fällungsreaktionen.

### Empfehlungen zum Einsatz

Dieses Experiment ist vor allem für Schülerinnen und Schüler der Sekundarstufe II geeignet.

## Bestimmung des Chlorid-Ionengehaltes in Leitungswasser

Leitungswasser, ein wichtiges Lebensmittel für den Menschen, unterliegt strengen Kontrollen.

In Deutschland gilt dabei die 2001 erlassene Trinkwasserverordnung. Der Grenzwert für Chlorid-Ionen liegt bei  $250 \text{ mg}\cdot\text{l}^{-1}$ . Der aktuelle regionale Wert kann bei kommunalen Wasserwerken erfragt werden.

Bestimmen Sie mittels Leitfähigkeits-Titration unter Verwendung von Silbernitratlösung den Chlorid-Ionengehalt in Leitungswasser.



<https://de.wikipedia.org/wiki/Trinkwasser>

Trinkwasser

### Experiment

Bereiten Sie den Rechner (Ereignisse mit Eintrag) und den Leitfähigkeitssensor (Messbereich:  $0 - 20000 \text{ }\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$ ) zur Datenaufnahme vor.

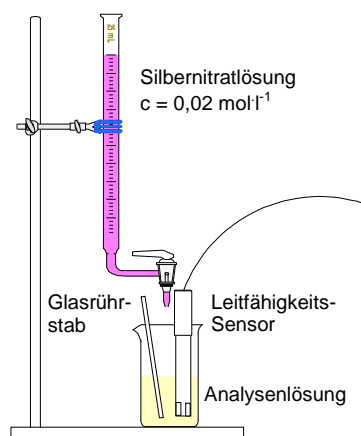
Pipettieren Sie 100 ml Leitungswasser in ein Becherglas.

Titrieren Sie unter Rühren die Analysenlösung mit Silbernitratlösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 0,02 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ , wobei die Zugabe-Intervalle zwischen 0,5 und 1 ml liegen sollten.

Messen Sie nach jeder Zugabe von Silbernitratlösung die Leitfähigkeit.

Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer das Gesamtvolumen an zugegebener Silbernitratlösung eingegeben werden muss.

Beenden Sie den Versuch, wenn Sie keine signifikanten Veränderungen der Messwerte mehr feststellen.



### Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll an.

Bearbeiten Sie zur Auswertung des Experimentes nachfolgende Aufgaben.

- 1 Notieren Sie Ihre Beobachtungen. Entwickeln Sie für die ablaufende Fällungsreaktion die Gleichung in Ionenschreibweise.
- 2 Skizzieren Sie den erhaltenen Graphen in ein Koordinatensystem. Interpretieren Sie den Kurvenverlauf.
- 2 Berechnen Sie die Massenkonzentration an Chlorid-Ionen in der untersuchten Wasserprobe. Vergleichen Sie diesen Wert mit dem maximal zulässigen von  $250 \text{ mg}\cdot\text{l}^{-1}$ .
- 3 Nennen Sie Faktoren, von denen die Leitfähigkeit einer Lösung abhängig ist.

Hinweis:

	$\text{Cl}^-$	$\text{NO}_3^-$
Ionenäquivalentleitfähigkeit bei unendlicher Verdünnung $\lambda$ in $\text{S}\cdot\text{cm}^2\cdot\text{mol}^{-1}$	76	71

Kamp, H. & Schrepper, R., Chemische Formeln und Daten, Ernst Klett Schulbuchverlag

## Bestimmung des Chlorid-Ionengehaltes in Leitungswasser

### Lehrermaterial

#### Geräte

- Becherglas (V = 250 ml)
- Vollpipette (V = 100 ml) mit Pipettierhilfe (alternativ Messzylinder V = 100 ml)
- Bürette
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Leitfähigkeitssensor

#### Chemikalien

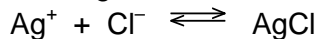
- Leitungswasser
- Silbernitratlösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 0,02 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ; 15 ml pro Versuchsdurchführung

#### Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

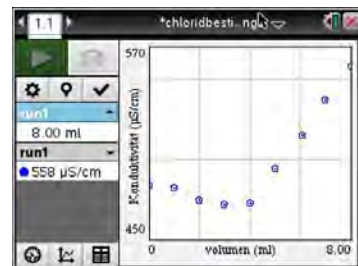
- Ereignisse mit Eingabe (Name: Volumen; Einheit: ml)
- Messbereich:  $0\text{-}20000 \text{ }\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$

#### Lösungen

- 1 Bei Zugabe von Silbernitratlösung fällt ein weißer Niederschlag aus.



- 2 Zu Beginn der Titration fällt die elektrische Leitfähigkeit der Lösung etwas ab. Ursache dafür ist die etwas geringere Ionenäquivalentleitfähigkeit von Nitrat- gegenüber den ausgefallten Chlorid-Ionen. Sobald alle Chlorid-Ionen gefällt worden sind, nimmt aufgrund der weiteren Zugabe von Maßlösung die elektrische Leitfähigkeit zu. Das Minimum des erhaltenen Graphen entspricht somit dem Äquivalenzpunkt.



- 2 Da beide Teile der Titrationskurve in guter Näherung linear verlaufen, können sie durch verschiebbare Geraden modelliert werden. Der Schnittpunkt dieser Geraden entspricht dem Äquivalenzpunkt. (siehe Seite 5)

Am Äquivalenzpunkt gilt:

$$V_{\text{ÄP}}(\text{Silbernitratlösung}) = 3,8 \text{ ml}$$

$$\frac{n(\text{Ag}^+)}{n(\text{Cl}^-)} = \frac{1}{1} \quad n(\text{Cl}^-/100\text{ml}) = 0,00381 \cdot 0,02 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$$

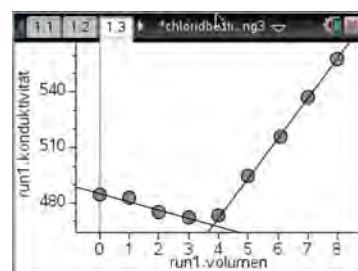
$$n(\text{Cl}^-/100\text{ml}) = 7,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$n(\text{Cl}^-/1\text{l}) = 7,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$m(\text{Cl}^-/1\text{l}) = M(\text{Cl}^-) \cdot n(\text{Cl}^-)$$

$$m(\text{Cl}^-/1\text{l}) = 27,7 \text{ mg}$$

Damit genügt die untersuchte Wasserprobe den gestellten Anforderungen.



- 3 Die elektrische Leitfähigkeit einer Lösung ist u. a. abhängig von der Anzahl der Ladungsträger, der Ionenladung, der Ionenbeweglichkeit im eingesetzten Lösungsmittel und der Temperatur.



## Titration der Aminosäure Glycin unter Nutzung eines pH-Sensors

Glycin (Aminoethansäure) ist die einfachste  $\alpha$ -Aminosäure. Sie wurde 1820 erstmals aus Gelatine isoliert. Es ist ein wichtiger Bestandteil von Infusionslösungen zur künstlichen klinischen Ernährung und dient außerdem zur Behandlung von Muskel- und Lebererkrankungen.

Da Aminosäuren mindestens zwei funktionelle Gruppen (Amino- und Carboxylgruppe) besitzen, ist die quantitative Bestimmung durch Titration nur unter bestimmten Bedingungen möglich.

Bei der Titration von Glycin mit einer basischen Lösung ist von der vollständig protonierten Form auszugehen. Aus diesem Grund wird eine salzsaure Glycin-Lösung titriert.

### Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- kennen die Säure-Base-Titration als Verfahren zur Konzentrationsbestimmung.
- besitzen grundlegende Kenntnisse in der organischen Chemie, insbesondere zum Aufbau und Reaktionsverhalten von Aminosäuren.
- haben Kenntnisse über Säure-Base-Gleichgewichte.

### Empfehlungen zum Einsatz

Aufgrund der Komplexität der chemischen Vorgänge, die bei dem vorgeschlagenen Experiment zu beachten sind, empfiehlt sich der Einsatz erst in der Sekundarstufe II.

Das Experiment kann in Zusammenhang mit Säure-Base-Gleichgewichten oder bei der Behandlung von Aminosäuren eingesetzt werden.

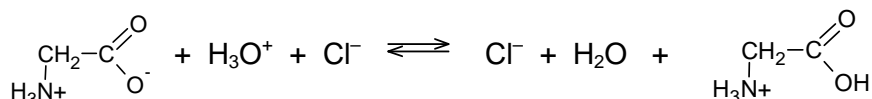
## Titration der Aminosäure Glycin unter Nutzung eines pH-Sensors

Glycin (Aminoethansäure) wurde 1820 erstmals aus Gelatine isoliert. Da Aminosäuren mindestens zwei funktionelle Gruppen (Amino- und Carboxylgruppe) besitzen, ist die quantitative Bestimmung durch Titration nur unter bestimmten Bedingungen möglich.

Bei der Titration mit einer basischen Lösung ist von der vollständig protonierten Form des Glycins auszugehen. Aus diesem Grund wird eine salzsaure Lösung titriert.

### Vorbemerkungen

Beim Lösen von Glycin in Salzsäure stellt sich nachfolgendes Gleichgewicht ein:



Das nun vorliegende Kation kann mittels Natriumhydroxidlösung titriert werden.

### Vorbereitung

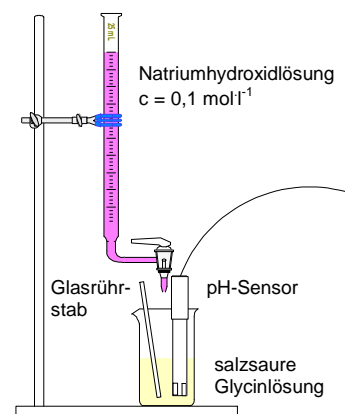
- 1 Geben Sie in einen Maßkolben mit dem Volumen  $V = 100 \text{ ml}$  genau  $0,75 \text{ g}$  Glycin (das entspricht einer Stoffmenge von  $n = 0,01 \text{ mol}$ ). Füllen Sie mit Salzsäure der Stoffmengenkonzentration  $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$  bis zur Eichmarke auf.
- 2 Bereiten Sie den Rechner mit angeschlossener pH-Elektrode (Ereignisse mit Eintrag) zur Datenaufnahme vor.

### Experiment

Geben Sie  $10 \text{ ml}$  der unter 1 hergestellten Lösung in ein Becherglas und füllen Sie mit destilliertem Wasser soweit auf, dass die pH-Messelektrode in die Lösung eintaucht.

Titrieren Sie unter Rühren die hergestellte Lösung mit Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ , wobei die Zugabe-Intervalle zwischen  $0,5$  und  $1 \text{ ml}$  liegen sollten. Messen Sie nach jeder Zugabe von Natriumhydroxidlösung den pH-Wert.

Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer das Gesamtvolumen an zugegebener Natriumhydroxidlösung eingegeben werden muss. Beenden Sie den Versuch nach Zugabe von  $20 \text{ ml}$  Natriumhydroxidlösung.



### Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.

- 1 Skizzieren Sie die erhaltene Titrationskurve in ein Koordinatensystem. Beschriften Sie die drei Wendepunkte des Graphen mit isoelektrischem Punkt (IEP),  $\text{pK}_s(1)$  und  $\text{pK}_s(2)$ . Geben Sie für jeden dieser Punkte die prozentualen Anteile der vorliegenden Ionen von Glycin an.
- 2 Erläutern Sie unter Einbeziehung der graphischen Darstellung die Veränderungen in der Lösung auf der Teilchenebene.
- 3\* Erklären Sie die nachfolgend angegebenen Eigenschaften von Aminosäuren:
  - Die Löslichkeit einer Aminosäure ist am Isoelektrischen Punkt am geringsten.
  - Aminosäuren besitzen relativ hohe Schmelzpunkte.
- 4\* Skizzieren Sie die Titrationskurve von Lysin (2,6 Diaminohexansäure). Erklären Sie diese unter Verwendung nachfolgender Werte:
  $\text{pK}_s(1) = 2,2$ ,  $\text{pK}_s(2) = 9,8$ ,  $\text{IEP} = 9,74$ ,  $\text{pK}_s(3) = 10,8$

## Titration der Aminosäure Glycin unter Nutzung eines pH-Sensors Lehrermaterial

### Geräte

- Becherglas (V = 250 ml)
- Maßkolben (V = 100 ml)
- Bürette (V = 50 ml)
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- pH-Sensor

### Chemikalien

- Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ; 20 ml pro Versuchsdurchführung
- Salzsäure der Stoffmengenkonzentration  $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ; 100 ml pro Versuchsdurchführung
- Glycin; 0,75 g pro Versuchsdurchführung

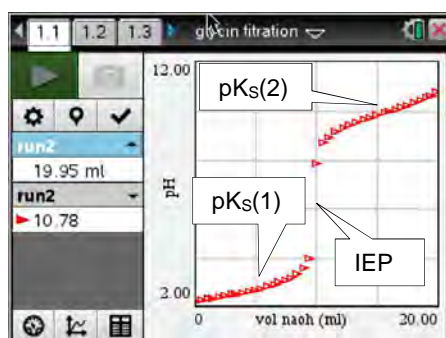
### Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Ereignisse mit Eingabe (Name: Volumen NaOH; Einheit: ml)

### Lösungen

- 1 **pK<sub>s</sub>(1)**  
Glycin liegt zu 50 % als Kation und zu 50 % als Zwitter-Ion vor.

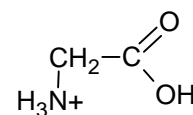
**pK<sub>s</sub>(2)**  
Glycin liegt zu 50 % als Zwitter-Ion und zu 50 % als Anion vor.



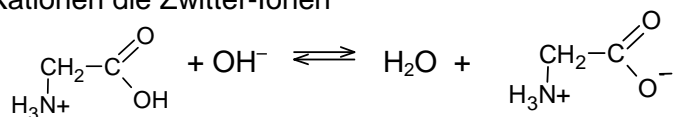
### Isoelektrischer Punkt (IEP)

Glycin liegt zu 100 % als Zwitter-Ion vor.

- 2 Zu Beginn der Titration liegt Glycin als Kation vor.

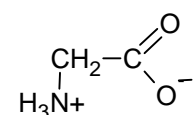


Durch Zugabe von Natriumhydroxidlösung bilden sich aus den Kationen die Zwitter-Ionen

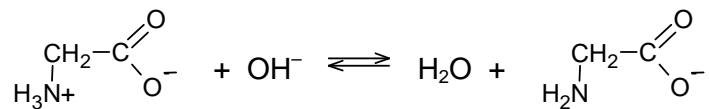


Am ersten Wendepunkt der Kurve (pK<sub>s</sub>(1)) liegen Kation und Zwitter-Ionen im Verhältnis 1:1 vor.

Bei weiterer Zugabe von Natriumhydroxidlösung liegen am zweiten Wendepunkt des Graphen ausschließlich Zwitter-Ionen vor.

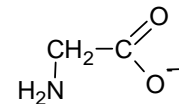


Nach Überschreiten des zweiten Wendepunktes werden die Zwitter-Ionen deprotoniert, sodass sich nachfolgendes Gleichgewicht einstellt.



Am dritten Wendepunkt ( $\text{pK}_s(2)$ ) beträgt das Verhältnis von Zwitter-Ionen und Anionen 1:1.

Nach Beendigung der Titration liegt Glycin ausschließlich als Anion vor.



3\* Aussage I:

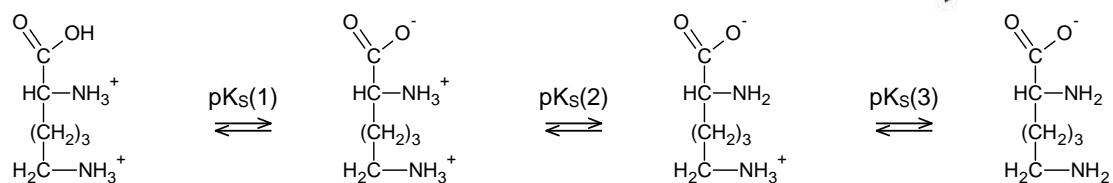
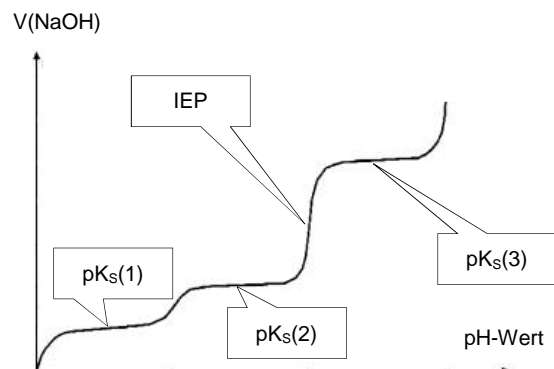
Am Isoelektrischen Punkt zeigen Aminosäuren die geringste Löslichkeit, weil die Zwitter-Ionenkonzentration am größten ist. Die funktionellen Gruppen sind aufgrund des Ladungsausgleiches nur schwach hydratisiert.

Aussage II:

Auch im festen Aggregatzustand liegen Aminosäuren als Zwitter-Ionen vor. Dadurch wirken zwischen den einzelnen Teilchen starke elektrostatische Anziehungskräfte.

4\* Lysin (2,6 Diaminohexansäure) ist eine basische Aminosäure.

Bei der Titration von salzsaurer Lysinlösung treten in Abhängigkeit des pH-Wertes nachfolgende Teilchen auf:



## Titration einer Pufferlösung mittels pH-Sensor

Puffersysteme spielen in vielen Bereichen des täglichen Lebens eine bedeutende Rolle. Bei biochemischen Prozessen reagieren viele Stoffe sehr empfindlich auf Veränderungen des pH-Wertes.

So verringert zum Beispiel ein pH-Wert des Blutplasmas unter  $\text{pH} = 5$  die Sauerstoffbindungsfähigkeit von Hämoglobin drastisch.

Trotz veränderter Zusammensetzung der Blutflüssigkeit durch Aufnahme und Abgabe von Stoffen bleibt der pH-Wert aufgrund des körpereigenen Puffersystems konstant.

### Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- haben Kenntnisse über Säure-Base-Gleichgewichte.
- kennen die Säure-Base-Titration.
- beherrschen die Säure-Base-Theorie nach BRÖNSTED.

### Empfehlungen zum Einsatz

Dieses Experiment eignet sich, um die Wirkungsweise von Puffersystemen einzuführen bzw. zu bestätigen. Es kann im Zusammenhang mit der Behandlung von Säure-Base-Reaktionen eingesetzt werden.

Das nachfolgende Material kann u. a. zur Organisation eines Stationenlernens genutzt werden.

Da die Experimentieranleitungen so gestaltet sind, dass sie unabhängig voneinander genutzt werden können, besteht die Möglichkeit des arbeitsteiligen Vorgehens.

Ein Austausch der Versuchsergebnisse kann direkt von Gruppe zu Gruppe oder in der Auswertung in Form von Einzelvorträgen erfolgen.

Für die Durchführung des Stationenlernens werden inklusive Auswertung ca. 90 Minuten benötigt.

Das vorgeschlagene Experiment kann dadurch erweitert werden, dass die Pufferkapazität verschiedener Lösungen unterschiedlicher Konzentrationen zusätzlich untersucht werden.

## Titration einer Pufferlösung mittels pH-Sensor

Trotz veränderter Zusammensetzung der Blutflüssigkeit durch Aufnahme und Abgabe von Stoffen bleibt der pH-Wert aufgrund des körpereigenen Puffersystems konstant.

Beim Einwirken von Säuren oder Laugen auf z. B. die Augenhornhaut ist eine schnelle Behandlung mit z. B. einer Phosphat-Pufferlösung notwendig.

Untersuchen Sie die Veränderung des pH-Wertes eines Phosphat-Puffers, der aus Kaliumdihydrogenphosphat- und Dinatriumhydrogenphosphatlösung gleicher Stoffmengenkonzentration und gleicher Volumina hergestellt wurde, bei Zugabe von Salzsäure oder Natronlauge.

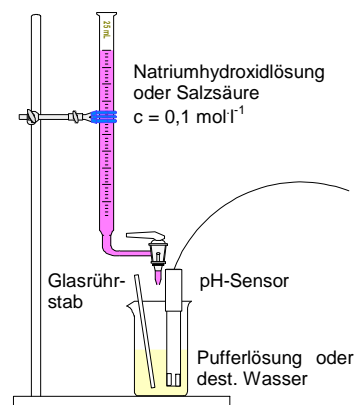
### Experimente

Bereiten Sie den Rechner (Ereignisse mit Eintrag) und den pH-Sensor zur Datenaufnahme vor.

Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer das Gesamtvolumen an zugegebener Lösung eingegeben werden muss.

#### Experiment I

Titrieren Sie unter Rühren 40 ml der vorgegebenen Phosphat-Pufferlösung mit 25 ml Salzsäure der Stoffmengenkonzentration  $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ , wobei die Zugabe-Intervalle zwischen 0,5 und 1 ml liegen sollten. Messen Sie nach jeder Zugabe von Salzsäure den pH-Wert.



#### Experiment II

Wiederholen Sie Experiment I mit 40 ml destilliertem Wasser anstelle der Pufferlösung. Titrieren Sie mit 10 ml Salzsäure der Stoffmengenkonzentration  $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ .

#### Experiment III

Titrieren Sie unter Rühren 40 ml der vorgegebenen Phosphat-Pufferlösung mit 25 ml Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration  $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ , wobei die Zugabe-Intervalle zwischen 0,5 und 1 ml liegen sollten. Messen Sie nach jeder Zugabe von Natriumhydroxidlösung den pH-Wert.

#### Experiment IV

Wiederholen Sie Experiment III mit 40 ml destilliertem Wasser anstelle der Puffer-Lösung. Titrieren Sie mit 10 ml Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration  $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ .

### Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.

- 1 Skizzieren Sie die bei den Experimenten I und II und die bei den Experimenten III und IV erhaltenen Graphen in jeweils ein Koordinatensystem. Tauschen Sie gegebenenfalls Messwerte mit anderen Arbeitsgruppen aus. Interpretieren Sie die graphischen Darstellungen.
- 2 Erläutern Sie die Versuchsergebnisse unter Einbeziehung Ihrer Kenntnisse über das chemische Gleichgewicht.
- 3 Nennen Sie zwei weitere Anwendungsgebiete von Pufferlösungen.
- 4\* Berechnen Sie den pH-Wert einer Phosphat-Puffer-Lösung, die aus gleichen Volumina gleichkonzentrierter Kaliumdihydrogenphosphat- und Dinatriumhydrogenphosphatlösung hergestellt wurde. ( $\text{pK}_s(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 7,12$ )
- 5\* Die Dihydrogenphosphat/Hydrogenphosphat-Pufferlösung wird auch über den Chemikalienversand vertrieben. Dann ist der Lösung ein Fungizid beigemischt, das keinen Einfluss auf die Puffereigenschaften hat. Begründen Sie diese Zugabe.

## Titration einer Pufferlösung mittels pH-Sensor

### Lehrermaterial

#### Geräte

- Becherglas (V = 250 ml)
- Messzylinder (V = 100 ml)
- Bürette (V = 50 ml)
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- pH-Sensor

#### Chemikalien

- Pufferlösung, hergestellt aus Kaliumdihydrogenphosphat- und Dinatriumhydrogenphosphatlösung gleicher Stoffmengenkonzentration und gleichen Volumina;  
80 ml pro Versuchsdurchführung

Für die dargestellten Versuchsergebnisse wurden die Pufferkomponenten in der jeweiligen Stoffmengenkonzentration von  $c = 0,6 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$  verwendet.

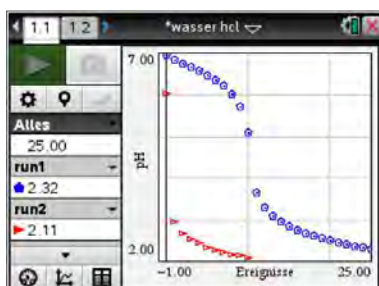
- Salzsäure der Stoffmengenkonzentration  $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ;  
ca. 40 ml pro Versuchsdurchführung
- Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration  $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ;  
ca. 40 ml pro Versuchsdurchführung
- destilliertes Wasser

#### Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Ereignisse mit Eingabe (Name: Volumen; Einheit: ml)

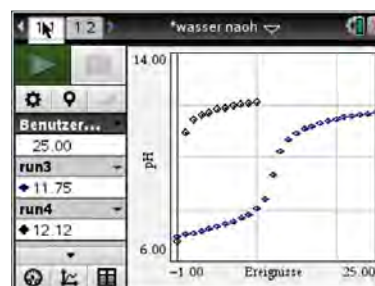
#### Lösungen

##### 1 Experiment I / II



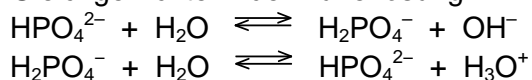
Bei Zugabe von Salzsäure zur Pufferlösung sinkt der pH-Wert im Vergleich zu destilliertem Wasser anfangs nur langsam.

##### Experiment III / IV



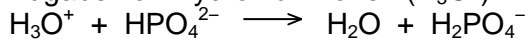
Bei Zugabe von Natriumhydroxidlösung zur Pufferlösung steigt der pH-Wert im Vergleich zu destilliertem Wasser anfangs nur langsam.

##### 2 Gleichgewichte in der Pufferlösung



**Experiment I**

Zugabe von Hydronium-Ionen ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ):



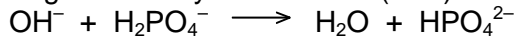
Reaktion der zugegebenen Hydronium-Ionen mit den Hydrogenphosphat-Ionen in der Lösung; Nachbildung von Hydrogenphosphat-Ionen; pH-Wert sinkt sehr langsam

**Experiment II**

Keine Reaktion der zugegebenen Hydronium-Ionen; pH-Wert sinkt sehr schnell

**Experiment III**

Zugabe von Hydroxid-Ionen ( $\text{OH}^-$ ):



Reaktion der Hydroxid-Ionen mit den Dihydrogenphosphat-Ionen; Nachbildung von Dihydrogenphosphat-Ionen; pH-Wert steigt sehr langsam

**Experiment IV**

Keine Reaktion der zugegebenen Hydroxid-Ionen; pH-Wert steigt sehr schnell

3 Puffersysteme im Waldboden

Puffersysteme in der Analytischen Chemie (z.B. Bestimmung der Wasserhärte)

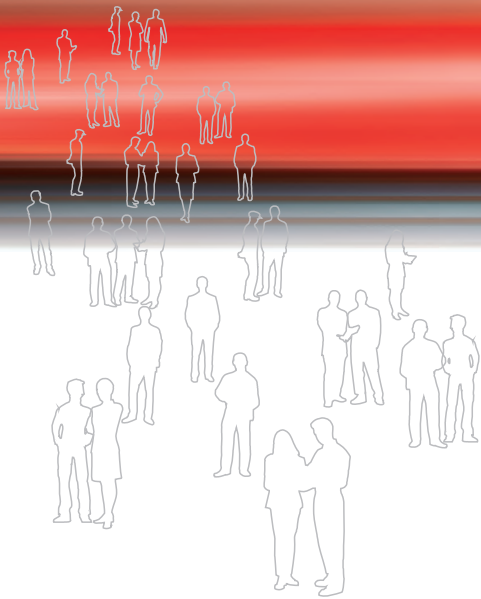
4\*

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \lg\left(\frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}\right) \quad \text{pH} = 7,12 + \lg(1) \quad \text{pH} = 7,12$$

5\*

Die Pufferlösung wirkt wie eine Nährlösung für Mikroorganismen. Um Verunreinigungen durch Pilze, Algen und Bakterien zu vermeiden, wird ein Fungizid zugegeben.



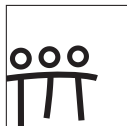


T<sup>3</sup>- NATURWISSENSCHAFTEN

## Von der Säure-Base- bis zur Redox-Titration

Experimente für den Chemieunterricht mit digitalen Medien

Frank Liebner (Hrsg.)



T<sup>3</sup> DEUTSCHLAND

[www.t3deutschland.de](http://www.t3deutschland.de)



[education.ti.com/deutschland](http://education.ti.com/deutschland)

Weitere Materialien finden Sie unter:  
[www.ti-unterrichtsmaterialien.net](http://www.ti-unterrichtsmaterialien.net)