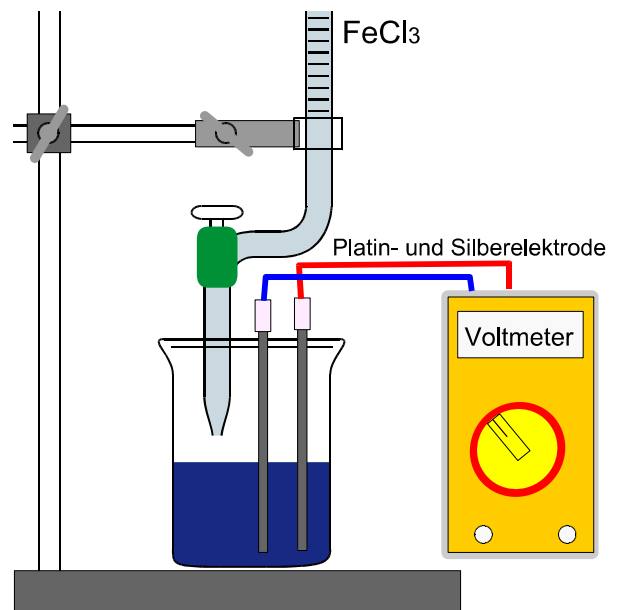
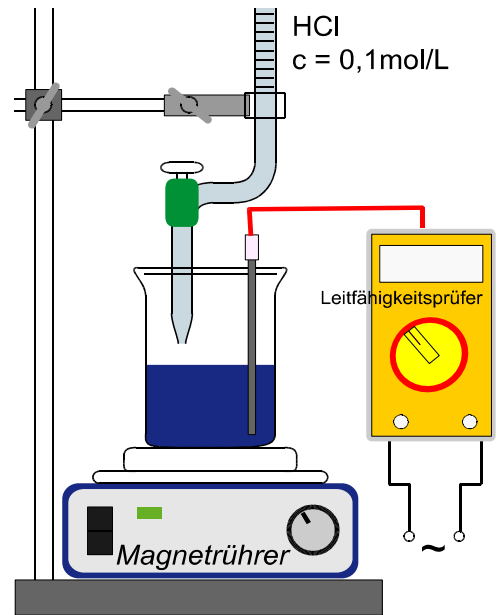
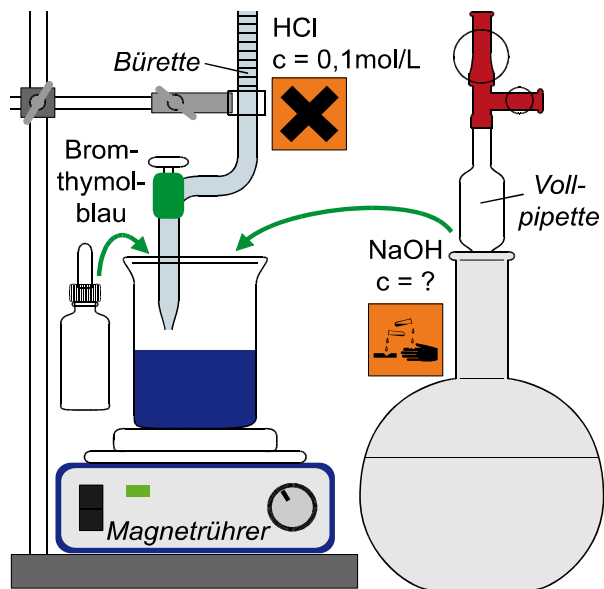


Schulversuchspraktikum

Sebastian Kuntze

Sommersemester 2012

Klassenstufen 9 & 10



Titration

Auf einen Blick:

Diese Unterrichtseinheit für die **Klassen 9 & 10** enthält **2 Schüler-** und **2 Lehrerversuche** zum Thema **Titration**. Die Versuche zeigen verschiedene Titrationsvarianten (potentiometrische, konduktometrische, Säure-Base-Titration) für den Einsatz im Chemieunterricht.

Das **Arbeitsblatt „Säure-Base-Titrationen“** kann als Wiederholung und Wissenssicherung in das zu Säure-Base-Titrationen dienen.

Inhalt

1	Konzept und Ziele.....	1
2	Lehrerversuche.....	2
2.1	V 1 – Titration einer starken Base mit einer starken Säure.....	2
2.2	V 2 – Titration einer schwachen Säure mit einer starken Base	4
3	Schülerexperimente	5
3.1	V3 – Volumetrisch konduktometrische Titration.....	5
3.2	V4 – Potentiometrische Titration von Ascorbinsäure mit Eisen(III)-chlorid.....	7
4	Arbeitsblatt – Säure-Base-Titrationen.....	10
4.1	Erwartungshorizont (Kerncurriculum)	10
4.2	Erwartungshorizont (Inhaltlich)	11
5	Literaturverzeichnis.....	12

1 Konzept und Ziele

Die Titration ist eine Methode, welche sich im Chemieunterricht (CU) der Klassenstufe 9 und 10 vielfältig einsetzen lässt. Mit Hilfe einer Säure-Base-Titration lässt sich im CU beispielsweise das Thema Stoffmengenverhältnis einführen. Schülerinnen und Schüler (SuS) können beim Titrieren Experimentiererfahrung sammeln und letztlich kann die Titration als Analysemethode zum Beispiel als Nachweis bestimmter Teilchen oder zur Bestimmung einer Konzentration dienen. Die Lernziele für die SuS sind daher davon abhängig, auf welche Weise Titration im CU Einzug findet.

Im Kerncurriculum (KC) wird Titration nicht direkt genannt. Es lassen sich jedoch zahlreiche Kompetenzen, vor allem aus dem Basiskonzept „Stoff-Teilchen“, damit in Verbindung bringen.

Die verschiedenen Klassen von Titrationsen können im CU ganz unterschiedlich zum Einsatz kommen. Bei einer Säure-Base-Titration können beispielsweise eine starke Säure mit einer starken Base (V1) oder eine schwache Säure mit einer starken Base (V2) (bzw. das jeweils umgekehrte Paar) titriert werden. Die Analyse erfolgt dabei visuell über einen geeigneten Indikator, welcher im pH-Bereich des Äquivalenzpunktes einen Farbumschlag zeigt. In einer konduktometrischen Titration wird die Leitfähigkeit einer untersuchten Lösung gemessen (V3). Um ohne Indikator einen Äquivalenzpunkt zu bestimmen, kann eine potentiometrische Titration durchgeführt werden (V4). Diese nutzt eine Potentialänderung während der Titration aus. Es gibt weitere Erscheinungsformen, wie verschiedene (Metall-) Fällungs- und Redox-titrationsen, die vor allem bei Nachweisen zum Einsatz kommen.

Aus vorausgegangenen Chemiestunden sollten die SuS Vorwissen zu Dissoziation, Ionen, Neutralisation, Säure-Base-Konzept, pH-Wert, Indikatoren, Strom- und Spannungsmessung sowie zur Leitfähigkeit mitbringen. Gegebenenfalls lässt sich die Unterrichtseinheit gegen Ende auf das Thema Pufferlösungen erweitern.

2 Lehrerversuche

2.1 V 1 – Titration einer starken Base mit einer starken Säure

Dieser Versuch kann von der Lehrkraft demonstriert werden, um SuS das korrekte Vorgehen bei einer Titration zu zeigen. Sollten konzentrierte Lösungen verwendet werden, ist der Einsatz als Schülerexperiment ebenfalls zu überdenken. Der Begriff der Stoffmengenkonzentration kann mit dieser Titration eingeführt oder bei der Berechnung der unbekannten Konzentration der Natronlauge geübt werden.

Gefahrenstoffe			
Natronlauge	H: 314-290	P: 280-301+330+331-305+351+338-406	
Salzsäure (konz.)	H: 314-335-290	P: 280-301+330+331-305+351+338	 

Voraussetzungen: Die SuS sollten Grundkenntnisse zu pH-Wert, Dissoziation, Neutralisation, Säure-Base-Konzept und Indikatoren besitzen.

Materialien: Stativ, Magnetrührer mit Rührfisch, Bürettenklammer, Bürette (50 oder 100 ml), Becherglas und Weithals-Erlenmeyerkolben (je 250 ml), Messzylinder oder Vollpipette (50 ml), Trichter

Chemikalien: Salzsäure (0,1 M), Natronlauge unbekannter Konzentration, Bromthymolblau als Indikator

Durchführung: Die Bürette wird mit der Salzsäure-Maßlösung befüllt und etwas in das Becherglas herausgelassen, bis keine Luftblasen mehr in der Bürette vorhanden sind. Der Flüssigkeitsstand wird notiert. Mittels Messzylinder werden 50 ml Natronlauge im Erlenmeyerkolben mit 10 Tropfen Bromthymolblau vorgelegt. Bei stetigem Rühren mittels Magnetrührer wird Schrittweise Salzsäure zur Natronlauge getropft, bis die Farbe des Indikators von tiefblau nach gelb umschlägt. Der Flüssigkeitsstand in der Bürette wird erneut abgelesen und die Differenz zum ersten Wert als Volumen gebrauchter Salzsäure notiert. Durch eine zweite Titration mit kleineren Tropfschritten im Bereich des Umschlagspunktes wird das ermittelte Volumen überprüft. Die

Stoffmengenkonzentration der unbekannten Natronlauge wird berechnet.

Beobachtung: Nach Zugabe einer bestimmten Zahl an mL schlägt die Lösung von blau nach gelb um.

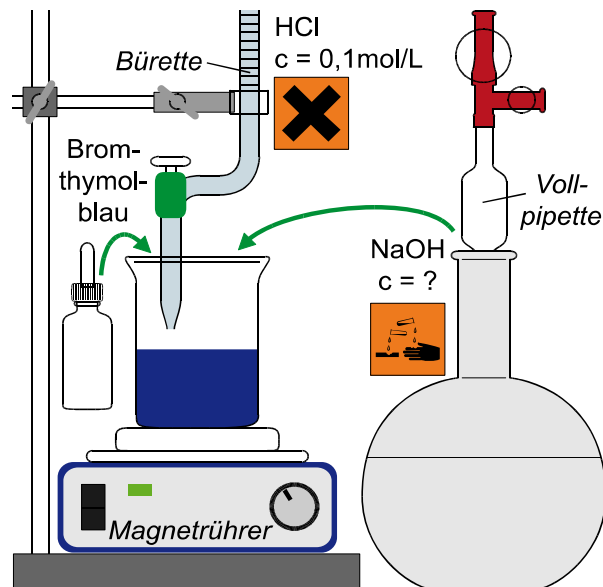


Abbildung 1 - Aufbau der Titration mit Bromthymolblau.

Deutung: Der Indikator Bromthymolblau schlägt etwa bei pH=7 von blau nach gelb um. Da hier eine starke Base mit einer starken Säure titriert wurde, liegt in diesem Fall der Neutralpunkt und der Äquivalenzpunkt an der gleichen Stelle. Am Umschlagpunkt liegt eine neutral reagierende Natriumchloridlösung vor, da die OH⁻-Ionen der Natronlauge von den H₃O⁺-Ionen der Salzsäure neutralisiert worden sind:



Da 1 mol Salzsäure genau 1 mol Natronlauge neutralisieren, entspricht die Stoffmenge der gebrauchten Salzsäure $n(\text{HCl})$ genau der Stoffmenge der vorgelegten Natronlauge $n(\text{NaOH})$. Dies lässt sich für die Berechnung der Konzentration nutzen.

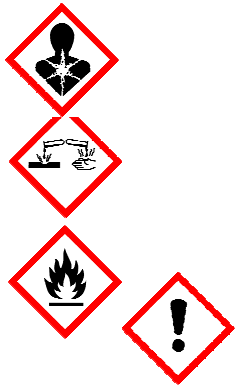
Entsorgung: Bromthymolblauhaltige Lösungen über Behälter für flüssige, halogenhaltige organische Abfälle entsorgen. Reine Säuren und Basen neutralisieren und über das kommunale Abwassernetz entsorgen.

Literatur: (Erlebnis Chemie, 2010 S. 239)(Internet: Stalke 1)

Ergänzend kann mit einem pH-Meter die pH-Wertänderung während der Titration verfolgt werden.

2.2 V 2 – Titration einer schwachen Säure mit einer starken Base

Dieser Versuch zeigt noch einmal eine Säure-Base-Titration, welche wie V1 als Demonstrationsversuch gezeigt werden kann. Ebenso bietet sie sich mit weniger stark konzentrierten Lösungen auch für SuS an – vielleicht in einem forschend entwickelnden Ansatz, da die Methode der Titration den SuS bereits aus V1 bekannt ist. Im Unterschied zu V1 wird hier der Kurvenverlauf betrachtet und kann mit dem pH-Wertverlauf einer Titration von starker Säure und Base verglichen werden.

Gefahrenstoffe			
Phenolphthalein (w>1% bzw. 0,3%)	H: 350-341-361f	P: 201-281-308+313	
Natronlauge	H: 314-290	P: 280-301+330+331-305+351+338-406	
Essigsäure (konz.)	H: 226-315	P: 280-301+330+331-305+351+338	

- Voraussetzungen:** Den SuS sollte der Unterschied zwischen starken und schwachen Säuren und Basen bekannt sein. (zusätzlich siehe V1)
- Materialien:** Stativ, Magnetrührer mit Rührfisch, Bürettenklammer, Bürette (50 oder 100 ml), Becherglas und Weithals-Erlenmeyerkolben (je 250 ml), Messzylinder oder Vollpipette (50 ml), Trichter, pH-Meter
- Chemikalien:** Natronlauge (0,1 M), Essigsäure (0,1 M), Phenolphthaleinlösung als Indikator (max. w=0,3%)
- Durchführung:** Die Bürette wird mit der Natronlauge-Maßlösung befüllt und etwas in das Becherglas herausgelassen, bis keine Luftblasen mehr in der Bürette vorhanden sind. Der Flüssigkeitsstand wird notiert. Mittels Messzylinder werden 50 ml Essigsäure im Erlenmeyerkolben mit 10 Tropfen verdünnter Phenolphthaleinlösung vorgelegt. Bei stetigem Rühren mittels Magnetrührer wird Schrittweise Natronlauge zur Essigsäure getropft und jeweils pH-Wert und Volumen gebrauchter Natronlauge notiert, bis keine Änderung mehr eintritt.
- Beobachtung:** Der Indikator schlägt von farblos zu pink um. Der Äquivalenzpunkt liegt nicht auf gleicher Höhe wie der Neutralpunkt.

Deutung: Phenolphthalein schlägt zwischen pH-Wert 8,3 und 10,0 von farblos nach pink um. In diesem Bereich liegt auch der Äquivalenzpunkt der Lösung, da Essigsäure als schwache Säure im Gegensatz zu Natronlauge nicht vollständig dissoziiert.

Um den alltagsweltlichen Bezug zu erhöhen, kann Lebensmittelanalytik mit Wein, Essig und Fruchtsäften durchgeführt werden, bei welchen der Säuregehalt ein Qualitätsmerkmal darstellt. Auf eine ausreichende Verdünnung des Gefahrstoffes Phenolphthalein ist zu achten.

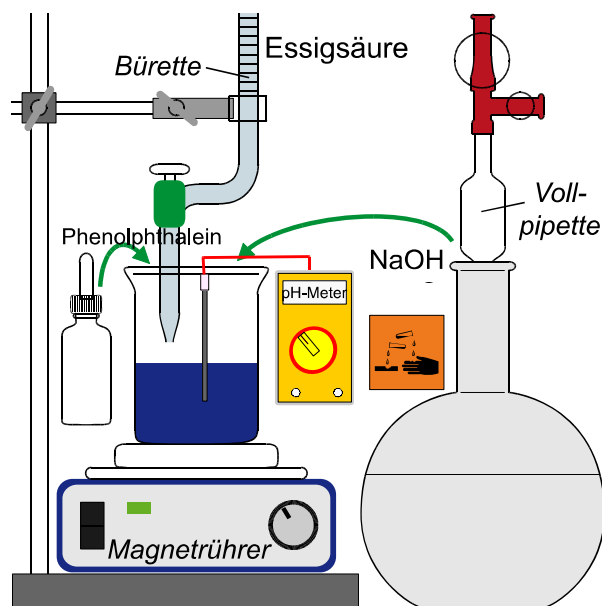


Abbildung 2 – Titration mit pH-Meter.

Entsorgung: Indikatorhaltige Lösungen werden im Behälter für halogenfreie, flüssige organische Abfälle entsorgt. Reine Säuren und Basen können neutralisiert und mit viel Wasser in den Ausguss geben werden.

Literatur: (Häusler, Rampf, Reichelt, 1995 S. 208)

3 Schülerexperimente

3.1 V3 – Volumetrisch konduktometrische Titration

Diese Titrationsmethode nutzt die Änderung der Leitfähigkeit in der zu untersuchenden Lösung. Die Analyse erfolgt dabei nicht visuell sondern über ein Messgerät. Vereinfachend kann die Leitfähigkeit statt in Siemens auch über die proportionale Größe der Stromstärke gemessen werden.

Gefahrenstoffe**Natronlauge**

H: 314-290

P: 280-
301+330+331-
305+351+338-406

- Voraussetzungen:** Die SuS sollten Grundlagen zu Strom, Spannung und Leitfähigkeit kennen. (zusätzlich siehe V1 & V2)
- Materialien:** Stativ, Bürettenklammer, Kabelmaterial, Wechselspannungsquelle (ca. 1 V), Leitfähigkeitsmessgerät, Magnetrührer mit Rührfisch, Bürette (50 oder 100 ml), Becherglas (250 ml), Messzylinder oder Vollpipette (50 ml)
- Chemikalien:** Salzsäure (0,1 M), Natronlauge (1 M)
- Durchführung:** Es werden 50 ml Salzsäure im Becherglas vorgelegt und in 0,5 ml Schritten bis 10 ml mit Natronlauge titriert. Dabei wird unter Rühren und konstanter Spannung von etwa 1 V die Leitfähigkeit der Lösung gemessen.
- Beobachtung:** Die Leitfähigkeit sinkt zunächst und steigt zu einem bestimmten Punkt (etwa 5 ml) wie der an.
- Deutung:**
$$\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$$

Die elektrisch leitenden H^+ - und OH^- -Ionen neutralisieren sich. Sie werden jedoch durch Na^+ und Cl^- -Ionen getauscht, welche eine andere Leitfähigkeit besitzen (in $\text{ohm}^{-1} \cdot \text{cm}^2$)/mol: H^+ 350, Cl^- 76, Na^+ 51, OH^- 192). Bei vorgelegter Säure nimmt daher die Leitfähigkeit ab und zeigt auf Grund der stetigen Zugabe von Natronlauge im Überschuss wieder an. Da die Leitfähigkeit sich proportional zur Konzentration der Ionen verhält, ist das Minimum der Kurve der Äquivalenzpunkt.
- Entsorgung:** Neutralisierte Säuren und Basen können mit viel Wasser in den Abguss gegeben werden.
- Literatur:** (Internet: Blume 1)

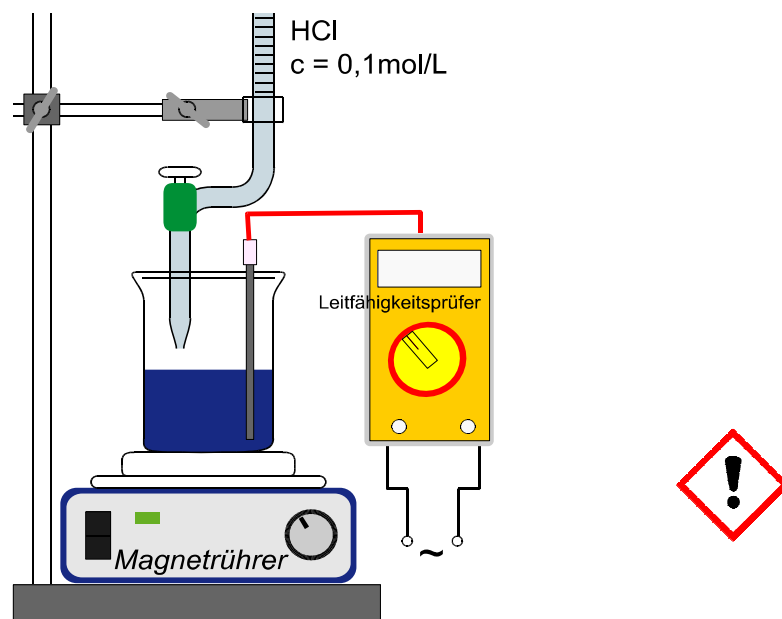


Abbildung 3 – Aufbau mit Leitfähigkeitsmessgerät.

Statt Leitfähigkeitsmessgerät kann vereinfachend auch mit Amperemeter und Voltmeter gearbeitet werden. Die Datenaufnahme kann computerunterstützt erfolgen.

3.2 V4 – Potentiometrische Titration von Ascorbinsäure mit Eisen(III)-chlorid

Dieser Versuch kann als Beispierversuch für eine potentiometrische Titration genutzt werden, welche keinen Indikator benötigt und stattdessen eine Potentialänderung während der Titration misst. Ascorbinsäure ist den SuS aus dem Alltag als Vitamin C bekannt.

Gefahrenstoffe	keine	
Eisen(III)-chlorid	H: 302-315-318	P: 280-302+352-305+351+338-313



Voraussetzungen: Die SuS sollten Redoxreaktionen, Galvanische Zellen und die elektronenmotorische Kraft als Potential kennen. (zusätzlich siehe V1, V2, V3)

Materialien:	Stativ, Bürettenklammer, Bürette (50 oder 100 ml), Kabelmaterial, Spannungsmessgerät mit Platinelektrode sowie Bezugselektrode (z.B. Silber)
Chemikalien:	Salzsäure (0,5 M als Lösungsmittel), Eisen(III)-chlorid (0,1 M), Ascorbinsäure (0,05 M)
Durchführung:	Es werden 50 ml Ascorbinsäurelösung vorgelegt. In 5 ml Schritten wird bis 45 ml, danach bis 55 ml in kleineren Schritten Eisen(III)-chloridlösung hinzutitriert bis insgesamt 100 ml zugeben sind. Die Elektroden werden in die zu messende Lösung gehalten und jeweils die Spannung gemessen. Es ist dabei zu warten, bis sich das Elektrodengleichgewicht eingestellt hat.
Beobachtung:	Der stetig ansteigende Kurvenverlauf zeigt einen Wendepunkt bei etwa 50 ml.
Deutung:	Die gemessene Spannung ist die elektronenmotorische Kraft, also die Spannungsdifferenz zwischen den Elektroden, welche durch die Redoxreaktion beeinflusst wird. $2 \text{Fe}^{3+} + \text{AscH}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} + \text{Asc}_{\text{ox}} + 2 \text{H}^+$ Der ermittelte Wendepunkt stellt den Äquivalenzpunkt dar.
Entsorgung:	Eisen(III)-chloridhaltige Lösungen werden im Behälter für anorganische Abfälle mit Schwermetallen entsorgt. Dabei ist auf einen alkalischen pH-Wert zu achten.
Literatur:	(Internet: Blume 2)

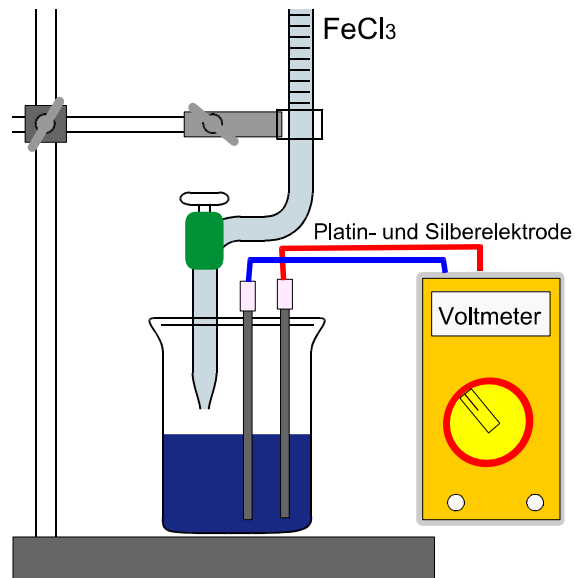


Abbildung 4 – Aufbau mit einfachen Geräten.

Um die Platinelektrode zu schonen kann alternativ eine Versuchsanordnung mit Referenzzelle und Salzbrücke verwendet werden.

4 Arbeitsblatt – Säure-Base-Titrationen

Das folgende Arbeitsblatt behandelt das Thema Säure-Base-Titration (V1, V2) und kann als Wiederholung und Wissenssicherung dienen. Die SuS sollen vorgegebene Titrationsergebnisse deuten. Die Theorie zu den beschriebenen Lehrerversuchen sollte bekannt sein.

4.1 Erwartungshorizont (Kerncurriculum)

Nachfolgend sind die geförderten Kompetenzen für die Aufgaben 1 und 2 aufgeführt:

Basiskonzept: Stoff-Teilchen

Fachwissen: Die SuS unterscheiden zwischen Stoffportion und Stoffmenge.
Die SuS wenden den Zusammenhang zwischen Stoffportion und Stoffmengen an.
Stoffnachweise lassen sich auf die Anwesenheit bestimmter Teilchen zurückführen
Die SuS führen Nachweisreaktionen auf das Vorhandensein von bestimmten Teilchen zurück.

Ergänzende Differenzierung der in dem Kompetenzbereich Fachwissen genannten Inhalte und Begriffe: Stoffmengenkonzentration; pH-Skala

Erkenntnisgewinnung: Die SuS schlussfolgern aus Experimenten, dass geladene und ungeladene Teilchen existieren.
Die SuS planen geeignete Untersuchungen und werten die Ergebnisse kritisch aus.
Die SuS werten vorgegebene quantitative Daten aus.

Basiskonzept: Energie

Kommunikation: Die SuS nutzen verschiedene Informationsquellen.
Die SuS erklären chemische Sachverhalte unter Anwendung der Fachsprache.
Die SuS protokollieren den Verlauf und die Ergebnisse von Untersuchungen in angemessener Form (Text, Tabelle).
Die SuS argumentieren fachlich korrekt und folgerichtig über ihre Versuche.

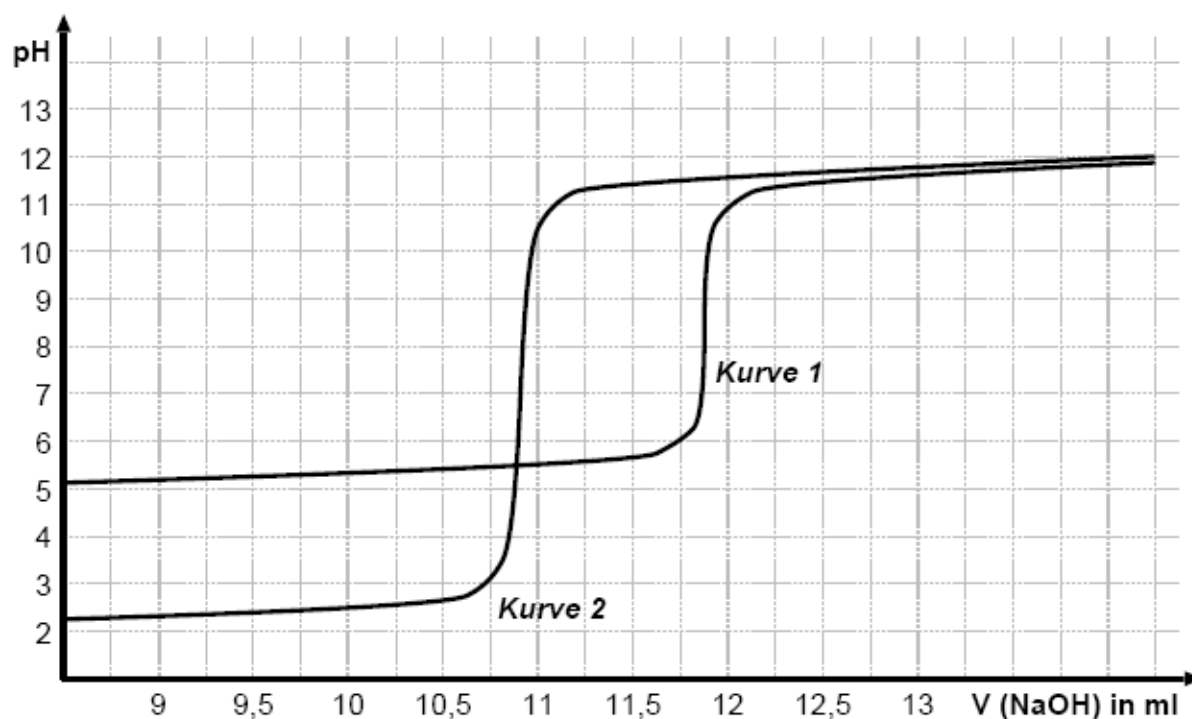
4.2 Erwartungshorizont (Inhaltlich)

Aufgabe 1 – Kurve 1 gehört zur Titration der Essigsäure und Kurve 2 zur Titration der Salzsäure. Erkennbar ist dies an den unterschiedlichen pH-Werten der Äquivalenzpunkte. Bei einer Titration von starker Säure mit starker Base liegt der Äquivalenzpunkt im Neutralpunkt. Bei der Titration einer schwachen Säure mit einer starken Base liegt der Äquivalenzpunkt höher.

Aufgabe 2 – Ein geeigneter Indikator liegt mit seinem Farbumschlag im Bereich des Äquivalenzpunktes. Für Kurve 1 ist von den gegebenen Phenolphthalein, für Kurve 2 Bromthymolblau am besten geeignet.

Säure-Base-Titrationen

Eine Salzsäure und eine Essigsäure unbekannter Konzentration wurden jeweils mit 0,1 M Natronlauge titriert. Dabei ergaben sich folgende Titrationskurven:



Aufgabe 1: Begründe, welche Kurve zur Salzsäure und welche zur Essigsäure gehört.

verfügbare Indikatoren	Umschlagsbereiche
Thymolblau	1,2 – 2,8
Methylorange	3,1 – 4,4
Bromthymolblau	6,0 – 7,6
Phenolphthalein	8,3 – 10,0

Aufgabe 2: Begründe, welche der gegebenen Indikatoren du jeweils für diese Titrationen einsetzen würdest.

5 Literaturverzeichnis

Stalke1 (<http://lp.uni-goettingen.de/get/text/2677>)

(abgerufen am 08.10.2012)

Blume 1 (<http://www.chemieunterricht.de/dc2/echemie/v-lf-tit.htm>)

(abgerufen am 08.10.2012)

Blume 2 (<http://www.chemieunterricht.de/dc2/asch2/a-v-fe3.htm>)

(abgerufen am 08.10.2012)

Cieplik, D., Kirks, H.-D., Tegen, H. (Hrsg.)(2010) *Erlebnis Chemie - Gesamtband*. Schroedel. Braunschweig.

Häusler, K., Rampf, H., Reichelt, R. (1995) *Experimente für den Chemieunterricht – mit einer Einführung in die Labortechnik*. Oldenbourg. München, Düsseldorf, Stuttgart.