

# **Schulversuchspraktikum**

Rainer Mucha

Sommersemester 2013

Klassenstufen 9 & 10

---

## **Titration**

---

## Auf einen Blick:

Diese Einheit befasst sich mit dem Thema Titrations für die 9. und 10. Klassenstufe. Hier werden mehrere Arten der Titration vorgestellt, wie z.B. die Fällungtitration, die Redoxtitration, die Leitfähigkeitstiteration oder die thermometrische Titration. Es soll besonders auf Abwechslung wert gelegt werden und ein möglichst alltagsnaher Analytikexkurs herausgearbeitet werden.

## Inhaltsverzeichnis

|  |    |
|--|----|
| Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele ..... | 3  |
| Relevanz des Themas .....                              | 4  |
| Lehrerversuche.....                                    | 5  |
| V 1 Pufferwirkung von Trinkwasser .....                | 5  |
| V 2 Batteriesäure.....                                 | 7  |
| Schülerversuche .....                                  | 10 |
| V 3 Chloridbestimmung aus Meerwasser .....             | 10 |
| V 4 Sulfatbestimmung von Regenwasser .....             | 12 |
| V 5 Thermometrische Titration .....                    | 15 |
| V 6 Manganometrie eines Eisensalzes.....               | 18 |
| Reflexion des Arbeitsblattes .....                     | 22 |
| Erwartungshorizont (Kerncurriculum).....               | 22 |
| Erwartungshorizont (Inhaltlich) .....                  | 22 |

## 1 Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele

Titrationen werden nicht direkt im Kerncurriculum erwähnt, jedoch werden viele Themenaspekte angesprochen. Im Bereich des Stoff-Teilchen-Basiskonzepts werden jedoch ergänzende Differenzierungen für das Fachwissen vorgeschlagen. So ist der Begriff der Stoffmengenkonzentration erwähnt, der mittels Titrationsvor allem rechnerisch ausgearbeitet wird. Außerdem sollen Leitfähigkeitsuntersuchungen sowie die pH-Skala erklärt werden, welche sich über Titrationsvorstellungen gut darstellen lassen. Außerdem wird im Basiskonzept der chemischen Reaktion verlangt sowohl Redoxreaktionen als auch Säure-Base-Reaktionen zu behandeln. Diese beiden Reaktionsarten sind typisch für Titrationsvorstellungen. Besonders in der Manganometrie (V6) und in thermometrischen Verfahren (V5) werden sie aufgegriffen.

Als Einstieg, um die Pufferwirkung zu demonstrieren, eignet sich der erste Versuch. Hier sollen die SuS über die Eigenschaften von Säuren und Basen Bescheid wissen, um sich den Pufferbegriff zu erarbeiten. Dieser Versuch kann aber auch als Schülerversuch durchgeführt werden und als Erarbeitungsexperiment dienen.

Der zweite Lehrerversuch geht auf die analytische Ebene des Themas über. Hier soll der Schwefelsäureanteil von Batteriesäure bestimmt werden. Somit sollen die SuS bereits wissen, wie Säuren und Basen miteinander reagieren und auch schon im weiteren Maß Versuche auswerten können.

Die Schülerversuche stellen alle analytischen Untersuchungen dar. Hier soll vermehrt der Alltagsbezug hergestellt werden. Sei es die Untersuchung von Regenwasser (V4), Meerwasser (V3), die Bestimmung des Eisengehalts eines Eisensalzes (V6) oder die thermometrische Bestimmung (V5) werden die Fachinhalte Säure-Base-Reaktion, Komplexreaktion oder Leitfähigkeitsuntersuchungen thematisiert.

## 2 Relevanz des Themas

Titration ist eine der bedeutendsten und wichtigsten analytischen Methoden, die es in der Chemie gibt. Jedoch wird dieses Gebiet von SuS als sehr langweilig wahrgenommen. Insofern ist es wichtig und ratsam analytische Fragestellungen in den Alltag zu integrieren. Autobatterien sind den SuS womöglich bekannt, insofern kann es spannend sein aus ökologischer Sicht zu untersuchen, wie viel Schwefelsäure in Batteriesäure wirklich vorliegt. Außerdem, unter dem Gesichtspunkt von saurem Regen, ist es spannend zu klären, wie viele Sulfatreste im letzten Regen vorliegen. Diese Beispiele kennen SuS aus dem Alltag, aber auch ein Aufhänger kann das Thema interessanter machen. Indem ein Exkurs unter dem Motto „Der Alltag eines Analytikers“ gemacht wird, kann die Titration als grundlegende Analytikmethode näher gebracht werden und auch seine Trockenheit verlieren. So können Salze auf ihre Zusammensetzung untersucht werden oder der Chloridgehalt in Salzwasser. Letztlich können auch unter dem Aspekt Wasseranalytik Titrations zur Wasserhärtebestimmung durchgeführt werden.

### 3 Lehrerversuche

Um die Pufferwirkung verstehen zu können, müssen die SuS Vorkenntnisse im Bereich der Säure-Base-Chemie haben. Ansonsten hilft es, diesen Versuch zur Einleitung in das Thema Puffer durchzuführen. Dabei werden zwei unterschiedliche Wasserproben, einmal destilliertes und einmal hartes Wasser, durch Säure- bzw. Laugenzugabe auf ihre Pufferwirkung überprüft.

#### 3.1 V 1 Pufferwirkung von Trinkwasser

| Gefahrenstoffe        |        |      |
|-----------------------|--------|------|
| Phenolphthaleinlösung | H: 226 | P: - |
| Methylorange          | H: 226 | P: - |
| Natronlauge (0,1 M)   | H: -   | P: - |
| Salzsäure (0,1 M)     | H: -   | P: - |
|                       |        |      |

Materialien: 4 Reagenzgläser, 2 Tropfpipetten, Reagenzlashalter

Chemikalien: Phenolphthaleinlösung, Methylorange, Natronlauge (0,1 M), Salzsäure (0,1 M), destilliertes Wasser, Leitungswasser (hartes Wasser)

Durchführung: In 2 Reagenzgläsern werden je 5 mL des Leitungswassers und in zwei weiteren Reagenzgläsern je 5 mL des destillierten Wassers gegeben. In das eine Reagenzglas werden 3 Tropfen Phenolphthalein und ins andere 3 Tropfen Methylorange gegeben. Das Reagenzglas, welches Phenolphthalein enthält, wird nun mit verdünnter Natronlauge versetzt bis zum Farbumschlag. Die Anzahl an Tropfen wird mitgezählt. Das Reagenzglas, welches Methylorange als Indikator enthält, wird mit Salzsäurelösung versetzt. Bei den Reagenzgläsern mit destilliertem Wasser wird analog vorgegangen.

Beobachtung:

|                | Dest. Wasser +<br>NaOH | Dest. Wasser +<br>HCl | Leitungswasser +<br>NaOH | Leitungswasser +<br>HCl |
|----------------|------------------------|-----------------------|--------------------------|-------------------------|
| Anzahl Tropfen | 1                      | 1                     | 8                        | 7                       |

Die erst klare Lösung wird bei Zugabe der Base violett. Nach Zugabe von Methylorange wird die Lösung leicht gelb und bei Zugabe der Säure leicht rot.

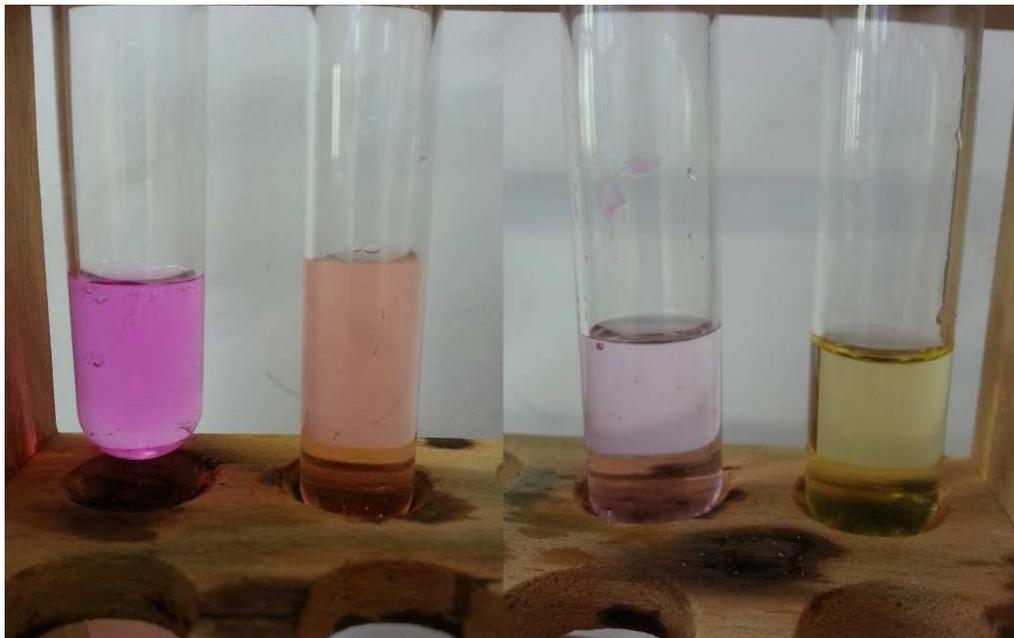
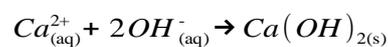
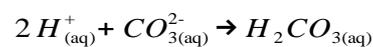


Abb. 1 - nach Zugabe von 1 Tropfen NaOH bzw. HCl: linkes Bild: dest. Wasser, rechts Bild: hartes Wasser

Deutung:

Die Calciumionen im harten Wasser wirken als Puffer für die zugegebene Lauge und die vorhandenen Carbonat-Ionen puffern die Auswirkung der Säurezugabe ab. Somit müssen hier mehr Tropfen hinzugegeben werden, um den Farbumschlag zu erreichen. Bei dest. Wasser gibt es keine Ionen, die puffern können.



Entsorgung: Die Lösungen werden in den Säure-Base-Abfall entsorgt.

Literatur: W. Glöckner, W. Jansen, R.G. Weissenhorn, Handbuch der experimentellen Chemie Sekundarbereich II Band 8: analytische Chemie, 2002, Aulis Verlag

Dieser Versuch lässt sich alternativ von SuS durchführen, um sie in das Thema einzuarbeiten. Dieser Versuch ist hier als Lehrerversuch gewählt, da er als Erarbeitungsexperiment zum Einstieg in das Thema Puffer dienen soll und so schnell vorgeführt werden kann.

Autobatterien sind ein gern genommenes Alltagsbeispiel in Schulen. Hier wird speziell die Zusammensetzung betrachtet, die mit Hilfe von bereits bekannten Säure-Base-Reaktionen und mathematischen Kompetenzen ausgewertet werden kann.

### 3.2 V 2 Batteriesäure

| Gefahrenstoffe   |              |  |
|--|--------------|--|
| Batteriesäure  | H: 314 - 290 | P: 280-301+330+331-305+351+338-309+310 |
| Methylrot  | H: -         | P: -                                   |
| Natronlauge (0,1 M)  | H: -         | P: -                                   |
|  |              |  |

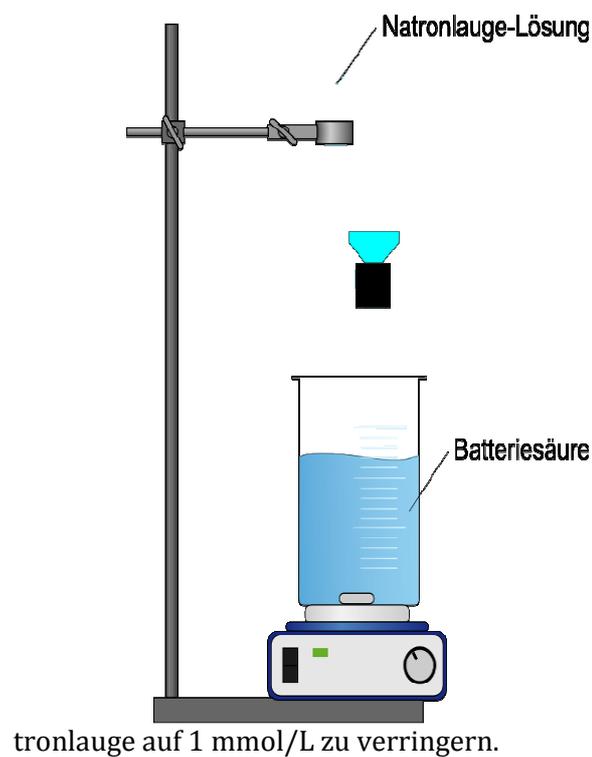
Materialien: 10mL Messpipette, Peleusball, 100 mL Messkolben mit Stopfen, 20 mL Vollpipette, 300 mL Erlenmeyerkolben, Bürette, Waage, Magnetrührer, Rührstäbchen

Chemikalien: Batteriesäure (Schwefelsäure w = 37%), Natronlauge (0,1 M), Methylrot, dest. Wasser

Durchführung: 1 mL Schwefelsäure wird in einen 100 mL Messkolben gegeben und die Einwaage bestimmt. Es wird bis zur Eichmarke mit dest. Wasser aufgefüllt, und geschüttelt, nachdem ein passender Stopfen aufgesetzt wurde. Davon werden 20 mL mit einer Vollpipette in einen Erlenmeyerkolben gegeben

und mit dest. Wasser auf 100 mL aufgefüllt. 5-7 Tropfen der Methylrotlösung werden dazugegeben und mit Natronlauge bis zum Farbumschlag titriert.

**Beobachtung:** Die Einwaage von 1 mL Schwefelsäure entspricht einem Gewicht von 0,3 g. Nach Zugabe von 0,4 mL Natronlauge kommt es zum Farbumschlag von rot nach gelb. Aufgrund des geringen Verbrauchs sollte überlegt werden entweder eine Mikrobürette zu verwenden, oder die Konzentration der Na-



tronlauge auf 1 mmol/L zu verringern.  
Abb. 2 Versuchsskizze



Abb. 3 - links: vor der Titration, rechts: am Umschlagspunkt

Deutung: Beim Farbumschlag ist der Äquivalenzpunkt erreicht. Mittels der Einwaage und des Verbrauchs bis zum Farbumschlag lässt sich der Gehalt der Schwefelsäure bestimmen.

$$\beta(H_2SO_4) = \frac{c(NaOH) \cdot V(NaOH) \cdot M(H_2SO_4)}{V_{Gesamt}} = \frac{0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,4 \text{ mL} \cdot 98 \text{ g/mol}}{100 \text{ mL}} = 0,04 \text{ g/L}$$

Bei einem theoretischen Wert von 0,184 g/L ergeben sich folgende Fehler:

$$\text{absolut: } \Delta \beta(H_2SO_4) = |\beta(H_2SO_4) - \text{Theoretischer Wert}| = |0,04 \text{ g/L} - 0,184 \text{ g/L}| = 0,144 \text{ g/L}$$

$$\text{relativ: } \Delta_{\text{rel}} = \frac{\Delta \beta(H_2SO_4)}{\text{Theoretischer Wert}} \cdot 100\% = \frac{0,144 \text{ g/L}}{0,184 \text{ g/L}} \cdot 100\% = 78\%$$

Die hohe Abweichung ist zum einen auf die Einwaage zurückzuführen. Hier liegt der theoretische Wert bei 1,84 g, wenn die Dichte herangezogen wird. Somit ist hier der größte Fehler auszumachen, der nur auf unsauberes Arbeiten zurückgeführt werden kann. Außerdem ist die Titration sehr ungenau, wenn berücksichtigt wird, dass das Endergebnis nahe dem Fehler der Apparatur liegt ( $\pm 0,1 \text{ mL}$ ).

Entsorgung: Die Lösung kann im Abfluss entsorgt werden.

Literatur: H. Keune & H. Böhland, Chemische Schulexperimente Bd. 3 – Allgemeine, physikalische und analytische Chemie – Chemie und Umwelt, 2002, Volk und Wissen Verlag

Der Versuch wurde als Lehrerversuch gewählt, da mit konzentrierter Schwefelsäure gearbeitet wird. Wenn die Lösung jedoch vorher verdünnt ausgestellt wird, kann er auch als Schülerversuch durchgeführt werden.

## 4 Schülerversuche

Fällungsreaktionen kennen die SuS aus der Jahrgangsstufe 7&8. Hier sollen die SuS dieses Wissen anwenden, um es analytisch umsetzen zu können und den Chloridgehalt von Meerwasser bestimmen.

### 4.1 V 3 Chloridbestimmung aus Meerwasser

| Gefahrenstoffe   |                |                                    |
|--|----------------|------------------------------------|
| NaCl   | H: -           | P: -                               |
| MgSO <sub>4</sub> ·7H <sub>2</sub> O   | H: -           | P: -                               |
| MgCl <sub>2</sub> ·6H <sub>2</sub> O   | H: -           | P: -                               |
| CaCl <sub>2</sub> ·2H <sub>2</sub> O   | H: 319         | P: 305+351+338                     |
| NaHCO <sub>3</sub>   | H: -           | P: -                               |
| Dextrin-Lösung (w = 2%)  | H: -           | P: -                               |
| Fluorescein-Natrium-Indikator  | H: -           | P: -                               |
| AgNO <sub>3</sub> -Lösung (0,1 M)  | H: 272-314-410 | P: 273-280-301+330+331-305+351+338 |
|  |                |                                    |

Materialien: 2 Messkolben (250 mL), Trichter, 25 mL Vollpipette, 300 mL Erlenmeyerkolben, Messpipette, Bürette, Waage, Magnetrührer, Rührstab

- Chemikalien:** NaCl, MgSO<sub>4</sub>\*7H<sub>2</sub>O, MgCl<sub>2</sub>\*6H<sub>2</sub>O, CaCl<sub>2</sub>\*2H<sub>2</sub>O, NaHCO<sub>3</sub>, Dextrin-Lösung (w = 2%), Fluorescein-Natrium-Indikator (c=0,2%), AgNO<sub>3</sub>-Lösung (0,1 mol/l), dest. Wasser
- Durchführung:** Meerwasser herstellen: 7g NaCl, 1,75 g MgSO<sub>4</sub>\*7H<sub>2</sub>O, 1,25 g MgCl<sub>2</sub>\*6H<sub>2</sub>O, 0,6 g CaCl<sub>2</sub>\*6H<sub>2</sub>O, 50 mg NaHCO<sub>3</sub> werden in 100 mL Wasser gelöst und auf 250 mL gebracht.
- Titration:** 25 mL der Stammlösung werden entnommen, in einen 250 mL Messkolben überführt und bis zur Eichmarke aufgefüllt. Davon werden wieder 25 mL abgenommen und in einen 300 mL Messkolben überführt. Dieser wird nun auf 100 mL aufgefüllt und mit 5 mL Dextrin Lösung versetzt. Schließlich werden 5 Tropfen des Fluorescein-Natrium-Indikators dazugegeben und mit AgNO<sub>3</sub> Lösung titriert.
- Beobachtung:** 14,6 mL der Silbernitratlösung wurden bis zum Farbumschlag von leuchtend gelb nach apricot-rosa titriert.



Abb. 4 - milchig-rosane Färbung nach der Titration

- Deutung:** Durch Zugabe des Silbernitrats wird Silberchlorid gefällt, bis keine Chlorid-Ionen mehr vorliegen. An diesem Punkt lässt sich über den Verbrauch die Konzentration der Chlorid-Ionen berechnen.

$$c(\text{Meerwasser}) = \frac{V(\text{AgNO}_3) \cdot c(\text{AgNO}_3)}{V(\text{Probe})} = \frac{14,6 \text{ mL} \cdot 0,1 \text{ mol/L}}{25 \text{ mL}} = 0,06 \text{ mol/L}$$

$$m(\text{Cl}^-) = c(\text{Meerwasser}) \cdot V_{\text{Grundlösung}} \cdot M(\text{Cl}) = 0,06 \text{ mol/L} \cdot 0,25 \text{ L} \cdot 35 \text{ g/mol} = 0,5 \text{ g}$$

Der theoretische Wert liegt der Masse von Chlorid-Ionen liegt bei 3,9 g.  
Somit ergeben sich folgende Fehler:

$$\text{absolut: } \Delta m(\text{Cl}^-) = |m(\text{Cl}^-) - \text{theoretischer Wert}| = |0,5 \text{ g} - 3,9 \text{ g}| = 3,4 \text{ g}$$

$$\text{relativ: } \frac{\Delta m(\text{Cl}^-)}{\text{theoretischer Wert}} \cdot 100\% = \frac{3,4 \text{ g}}{3,9 \text{ g}} \cdot 100\% = 87\%$$

Hier zeigt sich eine große Abweichung vom theoretischen Wert. Eine Möglichkeit dafür ist, dass die Einwaage der Meerwasserlösung nicht genau war bzw. ein Fehler bei der Präparation aufgetreten ist. Die Titration soll an dieser Stelle ausgeschlossen werden, da der Messwert mehrmals reproduziert wurde.

**Entsorgung:** Die Lösung ist im Schwermetallabfall zu entsorgen.

**Literatur:** W. Glöckner, W. Jansen, R.G. Weissenhorn, Handbuch der experimentellen Chemie Sekundarbereich II Band 8: analytische Chemie, 2002, Aulis Verlag

Umweltbedenkliche Belastungen des Regens und der Luft kennen die SuS aus den Medien. Hier sollen sie selbst Regenwasser untersuchen, indem sie Leitfähigkeitsuntersuchungen durchführen. Daher sollten sie Vorkenntnisse im Bereich der Elektrizitätslehre haben.

#### 4.2 V 4 Sulfatbestimmung von Regenwasser

| Gefahrenstoffe |            |                                |
|----------------|------------|--------------------------------|
| Regenwasser    | H: -       | P: -                           |
| Bariumacetat   | H: 332-302 | P: 261-301+312-304+340-312-501 |
|                |            |                                |

**Materialien:** Konduktometer mit Leitfähigkeitsmesszelle, Mikrobürette, Magnetrührer, Rührstäbchen, 2 Bechergläser (800mL, 100 mL), Messzylinder (500 mL)

**Chemikalien:** Bariumacetatlösung (0,005 molar), Regenwasser

**Durchführung:** 500 mL des Regenwassers werden im Becherglas auf 50 mL eingedampft und nach dem Abkühlen in ein 100 mL Becherglas umgefüllt. Die Spannung wird auf 5 V Wechselstrom eingestellt und konstant gehalten. Nun wird mit einer Bariumacetat-Lösung in 0,1 mL Schritten titriert. Die Leitfähigkeit und das Volumen sind zu notieren.

**Beobachtung:** Somit ergeben sich folgende Werte für die Stromstärke in Abhängigkeit von der Bariumacetat-Zugabe.

Daraus ergibt sich nach dem Ohm'schen Gesetz

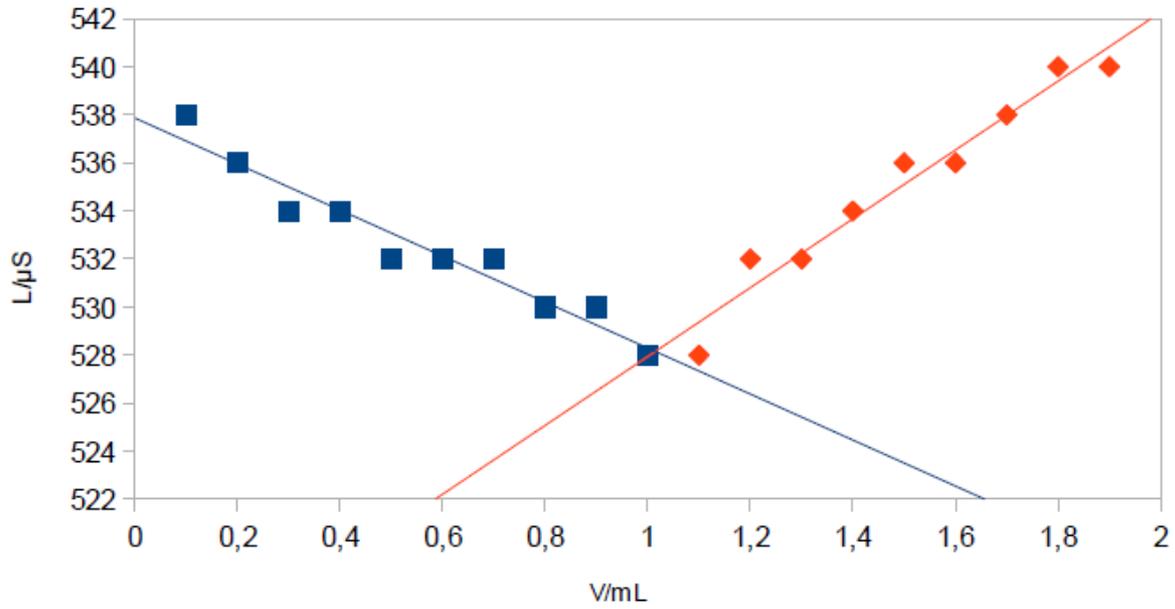
$$R = U / I$$

die Leitfähigkeit aus dem Kehrwert des Widerstandes R zu

$$L = 1/R = I/U$$

**Messwerttabelle und Auftragsung:**

|          |      |      |      |      |      |      |      |      |      |      |      |      |      |      |      |      |      |      |      |
|----------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|
| V/<br>mL | 0,1  | 0,2  | 0,3  | 0,4  | 0,5  | 0,6  | 0,7  | 0,8  | 0,9  | 1,0  | 1,1  | 1,2  | 1,3  | 1,4  | 1,5  | 1,6  | 1,7  | 1,8  | 1,9  |
| I/<br>mA | 2,69 | 2,68 | 2,67 | 2,67 | 2,66 | 2,66 | 2,66 | 2,65 | 2,65 | 2,64 | 2,64 | 2,66 | 2,66 | 2,67 | 2,68 | 2,68 | 2,69 | 2,70 | 2,70 |
| L/<br>μS | 538  | 536  | 534  | 534  | 532  | 532  | 532  | 530  | 530  | 528  | 528  | 532  | 532  | 534  | 536  | 536  | 538  | 540  | 540  |



Somit ergibt sich ein Schnittpunkt bei 1,01 mL Verbrauch an Bariumacetat-Lösung.

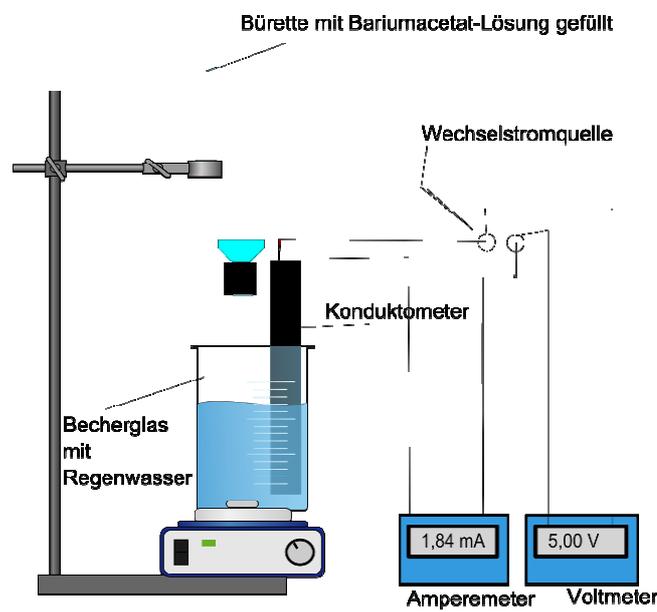


Abb. 5 Versuchsaufbau

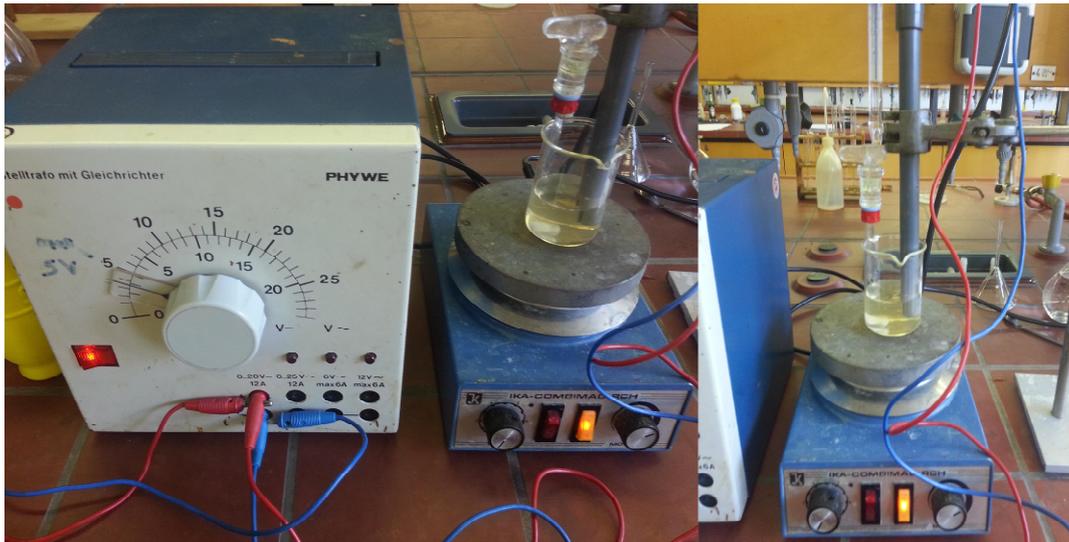


Abb. 6 - Aufbau der Titration

Deutung: Am Umschlagspunkt, also an der Stelle, wo die Leitfähigkeit wieder steigt, findet sich der Äquivalenzpunkt. Über das verbrauchte Volumen lässt sich so die Konzentration des Sulfats bestimmen.

$$\beta(SO_4^{2-}) = \frac{m(SO_4^{2-})}{V_{\text{Gesamt}}} = \frac{c(\text{BaAc}) \cdot V(\text{BaAc}) \cdot M(SO_4^{2-})}{V_{\text{Gesamt}}} = \frac{0,005 \text{ mol/L} \cdot 1,01 \text{ mL} \cdot 96 \text{ g/mol}}{500 \text{ mL}} = 0,97 \text{ mg/L}$$

Entsorgung: Die Lösung kann in den Abguss entsorgt werden.

Literatur: H. Keune & H. Böhlend, Chemische Schulexperimente Bd. 3 – Allgemeine, physikalische und analytische Chemie – Chemie und Umwelt, 2002, Volk und Wissen Verlag

Dieser Versuch ist stark wetterabhängig und einige Proben sollten bestenfalls aufbewahrt werden.

### 4.3 V 5 Thermometrische Titration

Hier sollen wieder Säure-Base-Reaktionen thematisiert werden. Doch anstelle der klassischen Titration soll hier eine Methode genutzt werden, die die Neutralisationswärme ausnutzt. So kann einer klassischen Titration ein neuer Anstrich verpasst werden.

| Gefahrenstoffe   |      |      |
|--|------|------|
| Natronlauge (0,1 M)  | H: - | P: - |
| Salzsäure (0,1 M)  | H: - | P: - |
|  |      |      |

**Materialien:** 2 Bechergläser 250 mL, Bürette, Trichter, Thermometer, Magnetrührer + Rührfisch, 2 Uhrgläser

**Chemikalien:** Natronlauge (0,1 M), Salzsäure (0,1 M)

**Durchführung:** In eine 0,1 molare NaOH-Lösung wird ein Thermometer gegeben und zunächst die Anfangstemperatur gemessen. Nun wird eine 0,1 molare Salzsäure-Lösung in 10 mL Schritten hinzugegeben und die Temperatur notiert. Es wird bis zur Zugabe von 120 mL Säure gemessen. Die Temperaturänderung ist graphisch darzustellen.

**Beobachtung:** Die klare Lösung wird wärmer und nach 100 mL Zugabe ändert sich die Temperatur nicht mehr.

|          |      |      |      |      |    |      |      |      |      |      |      |      |      |
|----------|------|------|------|------|----|------|------|------|------|------|------|------|------|
| V/<br>mL | 0    | 10   | 20   | 30   | 40 | 50   | 60   | 70   | 80   | 90   | 100  | 110  | 120  |
| T/°C     | 25,1 | 26,3 | 26,9 | 27,8 | 29 | 30,1 | 30,9 | 31,7 | 32,6 | 33,7 | 34,5 | 34,5 | 34,5 |

|                    |   |     |     |     |     |     |     |     |     |     |     |   |   |
|--------------------|---|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|---|---|
| $\Delta T/$        | - | 1,2 | 0,6 | 0,9 | 1,2 | 1,1 | 0,8 | 0,8 | 0,9 | 1,1 | 0,8 | 0 | 0 |
| $^{\circ}\text{C}$ |   |     |     |     |     |     |     |     |     |     |     |   |   |

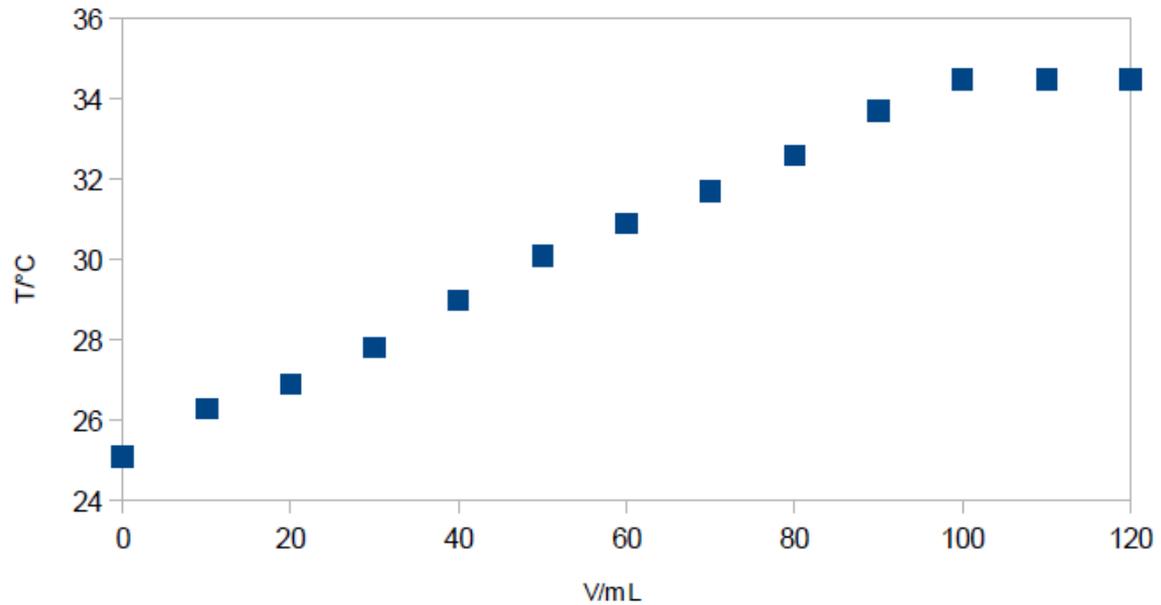


Abb. 7 - thermometrische Titration von Natronlauge mit Salzsäure-Lösung

Deutung: Bei der Neutralisation entsteht Wärme, die hier in Form der Temperaturänderung gemessen wird, um den Äquivalenzpunkt zu bestimmen. Bei weiterer Zugabe von Salzsäure findet keine Neutralisation statt. Somit ändert sich nichts. Wie es in der Auftragsung oben zu erkennen ist, ist die Steigung

ab  $V = 100 \text{ mL}$  gleich Null und bleibt konstant. Somit ist der Äquivalenzpunkt bei  $V=100 \text{ mL}$  erreicht.



Entsorgung: Die Lösung kann in den Abfluss entsorgt werden.

Literatur: H. Keune & H. Böhlend, Chemische Schulexperimente Bd. 3 – Allgemeine, physikalische und analytische Chemie – Chemie und Umwelt, 2002, Volk und Wissen Verlag

Hier sollen die SuS Vorwissen im Bereich der Redox-Chemie haben. Somit eignet sich der Versuch auch zur Einarbeitung dieses Themas, falls es nach der Thematisierung von Titrationsen durchgeführt wird, oder zur Wiederholung.

#### 4.4 V 6 Manganometrie eines Eisensalzes

| Gefahrenstoffe                      |                |  |
|-------------------------------------|----------------|--|
| Ammoniumeisen(II)-sulfat-hexahydrat | H: 315-319-335 | P: 261-305+351+338                     |
| KmnO <sub>4</sub> Lösung            | H: 272-302-410 | P:210-273                              |
| Dest. Wasser                        | H:-            | P:-                                    |
| Schwefelsäure (w=38%)               | H: 314 - 290   | P: 280-301+330+331-305+351+338-309+310 |
| Phosphorsäure (w=18%)               | H: 315-290-319 | P: 280-301+330+331-309+310-305+351+338 |
|                                     |                |  |

Materialien: Feinwaage, Trichter, Messkolben (50 mL), Pipette, 2 Messzylinder (10 mL), Bürette, 3 Erlenmeyerkolben weithalsig, 250 mL), Wägegglas

Chemikalien: Ammoniumeisen(II)-sulfat-hexahydrat (Mohrsches Salz), KMnO<sub>4</sub>-Lösung (w=0,32%), Schwefelsäure (w=38%), Phosphorsäure (w=18%), dest. Wasser

**Durchführung:** Zunächst werden 2 g Mohrsches Salz auf einem Wägegglas in einer Feinwaage abgewogen und die Gesamtmasse, also die Masse des Wägegglas mit dem Salz, notiert. Durch einen Trichter wird das Salz nun in den Messkolben gegeben. Daraufhin wird das leere Wägegglas gewogen, um über die Differenz die tatsächliche Einwaage zu bestimmen. Der Messkolben wird nun bis zur Hälfte mit dest. Wasser aufgefüllt, verschlossen, geschüttelt und dann bis zur Eichmarke aufgefüllt. 10 mL der Lösung werden in einen Messkolben pipettiert und mit 10 mL Schwefelsäure und 1 mL Phosphorsäure versetzt. Mit dest. Wasser wird nun auf 100 mL aufgefüllt. Mit der  $\text{KMnO}_4$ -Lösung wird bis zur schwach rotviolett Färbung titriert und das verbrauchte Volumen abgelesen.

**Beobachtung:** Es werden 0,3 mL der  $\text{KMnO}_4$ -Lösung bis zum Farbumschlag benötigt bei einer tatsächlichen Einwaage von 0,4 g Mohrsches Salz.

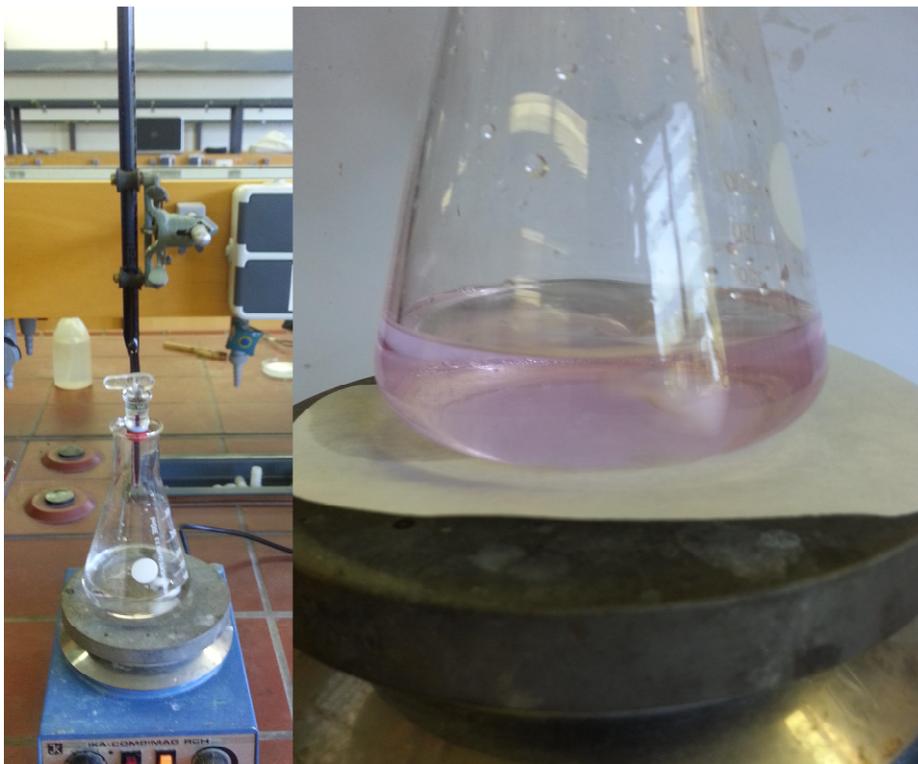
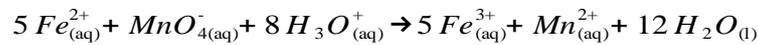


Abb. 8 - links: Aufbau der Titration, rechts: am Umschlagspunkt

**Deutung:** Über den Verbrauch lässt sich die Konzentration des Salzes bestimmen. Daraus wird die Masse des Eisen bestimmt und schließlich kann der Massenanteil bestimmt werden.

**Rechnung:**



$$c(\text{Mohrsches Salz}) = \frac{V_{KMnO_4} \cdot c_{KMnO_4}}{V_{\text{Mohrsches Salz}}} = \frac{0,3 \text{ mL} \cdot 0,1 \text{ mol/L}}{10 \text{ mL}} = 3 \text{ mmol/L}$$

$$m(Fe) = c(\text{Mohrsches Salz}) \cdot V_{\text{Gesamtlösung}} \cdot M(Fe) = 3 \text{ mmol/L} \cdot 0,05 \text{ L} \cdot 55,85 \text{ g/mol} = 8,38 \text{ mg}$$

$$\beta(Fe) = \frac{m(Fe)}{m(\text{Mohrsches Salz})} = \frac{8,38 \text{ mg}}{0,4 \text{ g}} = 2,1 \%$$

Gemäß der Literatur unten liegt der Literaturwert bei 14 %, wodurch sich folgende Fehler ergeben:

$$\text{absolut : } \Delta \beta(Fe) = |\beta(Fe) - \text{Literaturwert}| = 11,9 \%$$

$$\text{relativ : } \frac{\Delta \beta(Fe)}{\text{Literaturwert}} \cdot 100 \% = 85 \%$$

Die hohe Abweichung lässt sich auf ungenaues Arbeiten bei der Probenvorbereitung zurückführen. Außerdem könnten die Säure Lösungen falsch konzentriert sein die Kaliumpermanganat-Lösung falsch angesetzt sein, was den Fehler verstärken kann.

**Entsorgung:** Die Lösung wird in den Schwermetallabfall gegeben.

**Literatur:** H. Keune & H. Böhland, Chemische Schulexperimente Bd. 3 – Allgemeine, physikalische und analytische Chemie – Chemie und Umwelt, 2002, Volk und Wissen Verlag

## Arbeitsblatt – Thermometrische Titration

Was du brauchst:

Materialien: 2 Bechergläser (250 mL), Bürette, Trichter, Thermometer, Magnetrührer + Rührfisch, 2 Reagenzgläser, Millimeterpapier

Chemikalien: Natronlauge (0,1 M), Salzsäure (0,1 M)

Aufg. 1: Fülle 3 mL der Natronlauge in ein Reagenzglas und 3 mL der Salzsäure in ein weiteres Reagenzglas. Nun schütte die Salzsäure in das Reagenzglas mit der Natronlauge. Notiere deine Beobachtungen (fühlen nicht vergessen!).

---

Aufg. 2: Nun führe eine Titration durch. Dafür füllst du die Salzsäure-Lösung in die Bürette und 30 mL der Natronlauge-Lösung in ein Becherglas, das du unter die Bürette stellst. In das Becherglas kommt ein Thermometer. Titriere in 10 mL Schritten und warte mind. 2 Minuten vor jeder Messung. Vergiss die Ausgangstemperatur nicht und notiere deine Ergebnisse.

|                          |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
|--------------------------|--|--|--|--|--|--|--|--|--|
| Verbrauch Salzsäure [mL] |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| Temperatur [°C]          |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| Temperaturdifferenz [°C] |  |  |  |  |  |  |  |  |  |

Aufg. 3: Skizziere deine Ergebnisse und werte deine Ergebnisse aus. Wo liegt der Äquivalenzpunkt bei dieser Titration?

Aufg. 4: Erkläre deine Beobachtungen und präsentiere sie.

---



---

## Reflexion des Arbeitsblattes

Bei diesem Arbeitsblatt lernen die SuS die Neutralisation einer Säure mit einer Base, im speziellen die Neutralisation einer Natronlauge mit einer Salzsäure-Lösung der selben Konzentration. Dass hier nicht mit einer normalen Säure-Base-Titration gearbeitet wird, hat damit zu tun, dass über den Umschlagsbereich eines Indikators leicht Fehler auftreten können. Somit wird die Tatsache ausgenutzt, dass bei der Neutralisation einer Säure und einer Lauge Energie in Form von Wärme frei wird, die über die Temperatur gemessen werden kann. Diese Temperaturdifferenz ermöglicht eine einfachere Messung, die auch zu einem leichteren Erfolgserlebnis bei SuS führt, da der gesuchte Äquivalenzpunkt nur schwer verfehlt werden kann. Die erste Aufgabe soll den SuS klar machen, dass Wärme entsteht und sie diese Tatsache auch ausnutzen können. Die zweite Aufgabe soll den SuS ordentliches und experimentelles Arbeiten näher bringen, sowie ihre Fähigkeit Ergebnisse zu protokollieren. Mittels ihrer in der Mathematik erworbenen Fähigkeiten Graphen zu skizzieren, soll in Aufgabe 3 der Versuch ausgewertet werden. Schließlich soll in der letzten Aufgabe das beobachtete Phänomen beschrieben und erklärt werden, sowie im Plenum präsentiert und diskutiert werden.

### 4.5 Erwartungshorizont (Kerncurriculum)

|                      |   |
|----------------------|---|
| Fachwissen:          | Die SuS lernen die Neutralisationsreaktion kennen. (Aufg. 1 + 2)  |
| Erkenntnisgewinnung: | Die SuS werten Ergebnisse kritisch aus. (Aufg. 3)<br>Die SuS führen Kenntnisse aus dem Unterricht zusammen, um neue Erkenntnisse zu gewinnen. (Aufg. 4) |
| Kommunikation:       | Die SuS präsentieren ihre Arbeit. (Aufg. 4)   |
| Bewerten:            | Die SuS wenden Kenntnisse aus der Mathematik an. (Aufg. 3)  |

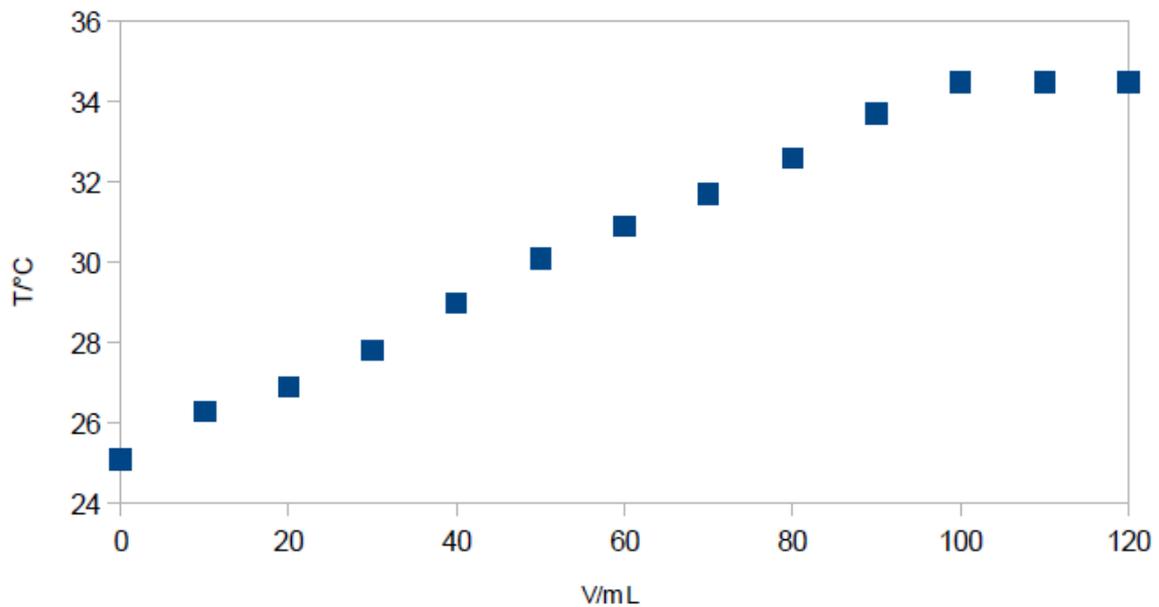
### 4.6 Erwartungshorizont (Inhaltlich)

Aufg. 1: Die Lösung erwärmt sich.

Aufg. 2:

|                           |      |      |      |      |     |      |      |      |      |      |      |      |      |
|---------------------------|------|------|------|------|-----|------|------|------|------|------|------|------|------|
| V/mL                      | 0    | 10   | 20   | 30   | 40  | 50   | 60   | 70   | 80   | 90   | 100  | 110  | 120  |
| T/°C                      | 25,1 | 26,3 | 26,9 | 27,8 | 29  | 30,1 | 30,9 | 31,7 | 32,6 | 33,7 | 34,5 | 34,5 | 34,5 |
| $\Delta T/^\circ\text{C}$ | -    | 1,2  | 0,6  | 0,9  | 1,2 | 1,1  | 0,8  | 0,8  | 0,9  | 1,1  | 0,8  | 0    | 0    |

Aufg. 3:



Bei 100 mL Verbrauch der Salzsäure-Lösung ist der Äquivalenzpunkt erreicht.

Aufg. 4: Bei der Neutralisation wird Wärme frei. Erst bei gleichen Teilen Säure und Base ist die Temperaturdifferenz gleich Null und somit der Äquivalenzpunkt erreicht.