



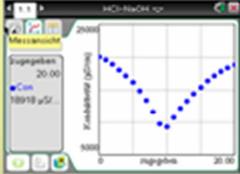
T² DEUTSCHLAND

UNIVERSITÄT LEIPZIG



Geschwister-Scholl-Gymnasium Löbau

ERFASSUNG, DARSTELLUNG UND INTERPRETATION VON MESSWERTEN IM CHEMIEUNTERRICHT – WIE HILFREICH IST DABEI DER GRAPHIKFÄHIGE TASCHEMRECHNER?

TEXAS INSTRUMENTS

2009/10; 368 Schüler aus 16 Klassen an 7 Gymnasien in 4 Bundesländern

5

R. HEIMANN, F. LIEBNER, L. BESSER (2011). Graphikfähige Taschenrechner im Chemieunterricht – Erfassung, Darstellung und Interpretation von Messwerten, MNU 64 349-356.



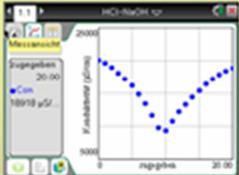
T² DEUTSCHLAND

UNIVERSITÄT LEIPZIG



Geschwister-Scholl-Gymnasium Löbau

ENTWICKLUNG UND ERPROBUNG EINES DIE SELBSTTÄTIGKEIT DER SCHÜLERINNEN UND SCHÜLER FÖRDERNDEN KONZEPTS ZUR EINFÜHRUNG IN DEN IONENBEGRIFF UNTER NUTZUNG DES GRAPHIKFÄHIGEN TASCHEMRECHNERS

TEXAS INSTRUMENTS

2011/12; 285 Schüler aus 7 Gymnasien in 6 Bundesländern

R. HEIMANN, F. LIEBNER, L. BESSER (2014). Einführung in den Ionenbegriff – Wie kann der graphikfähige Taschenrechner dazu beitragen?, Chemie in der Schule 5/63 37-42

Praktikum - Titrations

Die nachfolgend geplante Unterrichtseinheit bezieht sich auf den Lernbereich 3 „Den Stoffen analytisch auf der Spur“ der Klassenstufe 10 im Sächsischen Lehrplan Chemie an Gymnasien.

Dort heißt es u. a.:

Kennen einer ausgewählten quantitativen Analyseverfahren

- *experimentelles Durchführen einer Titration einwertiger Säure- und Basenlösungen*
- *quantitative Auswertung der Titration*

Als Hinweise wurden fixiert:

- *Säure-Base-Titration, Leitfähigkeitstimation*
- *Einsatz GTR oder Computer zur Erfassung und Auswertung von Messwerten*

Einbettung der Unterrichtseinheit:

Ausgehend von den im Lehrplan formulierten Inhalten führen die Schülerinnen und Schüler unterschiedliche Säure-Base-Titrations auch unter Verwendung von digitalen Werkzeugen durch. In vorangegangenen Lernbereichen haben die Lernenden bereits Kenntnisse über Neutralisationsreaktionen, Herstellen von Lösungen und stöchiometrische Berechnungen erworben. Diese kommen in der geplanten Unterrichtseinheit zur Anwendung und werden erweitert und gefestigt. Die Schülerinnen und Schüler haben bereits Kenntnisse im Umgang mit den verwendeten Messwerterfassungssystemen aus dem naturwissenschaftlichen Unterricht (Biologie, Chemie und Physik), d. h. sie kennen notwendige Einstellungen und können aufgenommene Messwerte graphisch darstellen und auswerten.

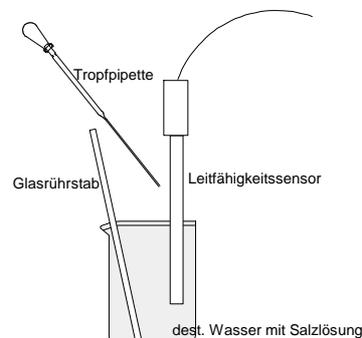
Ziele der Unterrichtseinheit:

Sachkompetenz	Die Lernenden können <ul style="list-style-type: none">– am Beispiel der Neutralisationsreaktion die Stoff- und Energieumwandlung bei chemischen Reaktionen erläutern.– mathematische Verfahren zum Bestimmen des Äquivalenzpunktes bei einer Säure-Base-Titration anwenden.
Erkenntnisgewinnungskompetenz	Die Lernenden <ul style="list-style-type: none">– kennen die Säure-Base-Titration als quantitatives Analyseverfahren und können verschiedene Varianten durchführen.– können die experimentellen Ergebnisse protokollieren und auswerten.– sind in der Lage, digitale Werkzeuge zum Aufnehmen, Darstellen und Auswerten von Messwerten ergebnisorientiert einzusetzen.– können aus erhobenen Daten Schlussfolgerungen ziehen.
Kommunikationskompetenz	Die Lernenden <ul style="list-style-type: none">– sind in der Lage, die aufgenommene Messwerte graphisch darzustellen und zu interpretieren.– können die experimentellen Ergebnisse unter Verwendung der Fachsprache ihren Mitschülern präsentieren.

Praktikum - Titrationen

Experiment 1 (Dieses Experiment ist von allen Arbeitsgruppen durchzuführen. Jeder Schüler erstellt ein Protokoll.)
Untersuchen Sie die Ionenäquivalentleitfähigkeit von Wasserstoff-Ionen im Vergleich zu anderen Ionen in einer wässrigen Lösung.

Geben Sie in das Becherglas 70 ml dest. Wasser. Bereiten Sie den Rechner (Ereignisse mit Eintrag) und den Leitfähigkeitssensor (Messbereich: $0 - 2000 \mu\text{Scm}^{-1}$) zur Datenaufnahme vor. Messen Sie die elektr. Leitfähigkeit des dest. Wassers. Versetzen Sie anschließend das dest. Wasser mit jeweils einem Tropfen Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ und messen Sie die Leitfähigkeit der Lösung. Wiederholen Sie den Vorgang, bis 8 Tropfen zugegeben sind. Reinigen Sie danach den Sensor sorgfältig mit dest. Wasser und wiederholen Sie das ganze Experiment mit Natriumchloridlösung der Stoffmengenkonzentration $c(\text{NaCl}) = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$.



Informationen

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

Aus der Wanderungsgeschwindigkeit der Ionen wird deren Ionenäquivalentleitfähigkeit (λ^+ ; λ^-) bestimmt. Die Gesamtleitfähigkeit (Λ) oder auch Äquivalentleitfähigkeit einer verdünnten Lösung setzt sich aus den Ionenäquivalentleitfähigkeiten der in ihr vorhandenen Ionen zusammen.

$$R = \frac{U}{I} \text{ in } \Omega$$

$$G = \frac{1}{R} \text{ in } \frac{1}{\Omega} = 1\text{S}$$

Ionenäquivalentleitfähigkeit bei unendlicher Verdünnung:

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

Auswertung

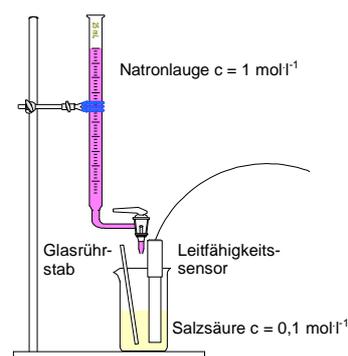
- 1 Entwickeln Sie die Dissoziationsgleichungen für Natriumchlorid und Salzsäure.
- 2 Stellen die die Messergebnisse graphisch dar (Skizze oder Bildschirmausdruck). Interpretieren Sie die graphische Darstellung.
- 3 Vergleichen Sie ausgehend von der graphischen Darstellung (Aufgabe 1) die Ionenäquivalentleitfähigkeit von Wasserstoff- und Natrium-Ionen. Erklären Sie ihre Schlussfolgerung.

Experiment 2.1 (Dieses Experiment ist nur von ausgewählten Arbeitsgruppen durchzuführen. Jeder Schüler der dieses Experiment durchführt, erstellt ein Protokoll und bereitet eine Kurzpräsentation vor.)

Führen Sie eine Leitfähigkeitstiteration von Salzsäure mit Natriumhydroxidlösung durch.

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 der Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ in einem Becherglas vor. Unter Rühren wird mit mindestens 15 ml Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ titriert, wobei die Zugabe-Intervalle 1 ml betragen sollten. Nach jeder Zugabe von Natriumhydroxidlösung ist die Leitfähigkeit zu messen.



Auswertung

- 1 Stellen Sie die Messergebnisse graphisch dar (Skizze oder Bildschirmausdruck). Interpretieren Sie die graphische Darstellung unter Einbeziehung einer Reaktionsgleichung.
- 2 Trotz ständiger Erhöhung der Natrium-Ionenkonzentration durch Zugabe von Natriumhydroxidlösung sinkt die elektrische Leitfähigkeit der Analysenlösung. Erklären Sie diese Erscheinung unter Verwendung von Experiment 1.

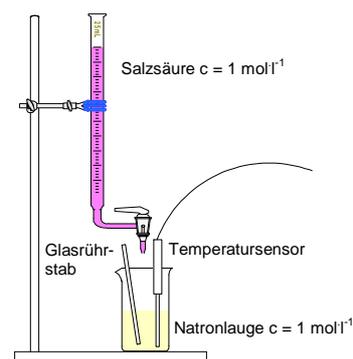
Experiment 2.2

(Dieses Experiment ist nur von ausgewählten Arbeitsgruppen durchzuführen. Jeder Schüler der dieses Experiment durchführt erstellt ein Protokoll und bereitet eine Kurzpräsentation vor.)

Führen Sie eine Thermometrische Titration von Natriumhydroxidlösung mit Salzsäure durch.

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 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.



Auswertung

- 1 Stellen Sie die Messergebnisse graphisch dar (Skizze oder Bildschirmausdruck).
- 2 Interpretieren Sie die graphische Darstellung unter Einbeziehung einer Reaktionsgleichung.

Experiment 3

(Dieses Experiment ist von allen Schülerinnen und Schülern durchzuführen.)

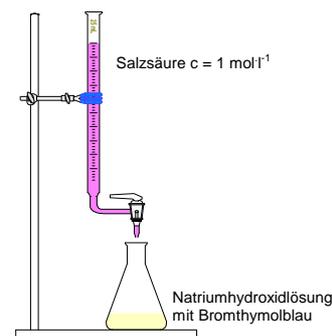
Bestimmen Sie die Stoffmengenkonzentration der vorgegebenen Natriumhydroxidlösung durch eine Titration.

Entnehmen Sie der vorgegebenen Natriumhydroxidlösung genau 10 ml und füllen Sie diese in einem Erlenmeyerkolben auf ca. 100 ml auf.

Geben Sie zu der Lösung 5 Tropfen Indikatorlösung (Bromthymolblau) zu.

Titrieren Sie mit der Salzsäure bis zum Farbumschlag des Indikators von blau nach gelb.

Wiederholen Sie die Titration.



Auswertung

- 1 Notieren Sie Ihre Messwerte.
- 2 Entwickeln Sie für die bei der Titration ablaufende Reaktion die Gleichung in Ionenschreibweise.
- 3 Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der untersuchten Natriumhydroxidlösung.

Aufgaben

(Diese Aufgaben sind von allen Schülerinnen und Schülern zu lösen.)

- 1 Erläutern Sie, was man unter einer Neutralisationsreaktion versteht. Kennzeichnen Sie an der entwickelten Ionengleichung, dass es sich dabei um eine exotherme Reaktion handelt.
- 2 In einem alten Vorratsschrank findet Pipette eine Flasche mit 2 Litern Natronlauge. Bevor er die Lösung entsorgen kann, muss diese neutralisiert werden. Er überlegt sich dazu nachfolgende Möglichkeiten:

Möglichkeit 1: Mithilfe von Schwefelsäure und flüssigem Universalindikator will er die Natronlauge „unschädlich“ machen, um sie nachher im Ausguss zu entsorgen.

Möglichkeit 2: Pipette versetzt die Natronlauge mit 1 Liter Wasser und schüttet die erhaltene Lösung in den Ausguss.

***Möglichkeit 3:** Pipette bestimmt die Dichte der Natronlauge ($\rho(\text{NaOH}) = 1,1 \text{ g cm}^{-3}$), sucht sich aus einem Tabellenbuch den zugehörigen Massenanteil ($\omega_i(\text{NaOH}) = 9,2 \%$) und berechnet, dass er 2,53 mol Schwefelsäure zur Neutralisation benötigt.

- 2.1 Entwickeln Sie für die Reaktion von Schwefelsäure mit Natronlauge die Gleichung in Ionenschreibweise.
- 2.2 Diskutieren Sie die vorgeschlagenen Entsorgungsmöglichkeiten.
 - Geben Sie Pipette Hinweise zur Durchführung der Entsorgung nach Möglichkeit 1.
 - Diskutieren Sie die Entsorgung nach Möglichkeit 2.
 - *- Überprüfen Sie die Rechnung bei Möglichkeit 3.