SCHOOL-SCOUT.DE

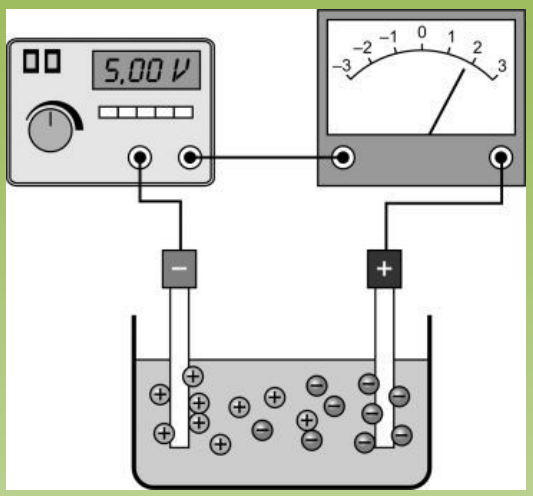
Unterrichtsmaterialien in digitaler und in gedruckter Form

Auszug aus:

Säuren und Basen (fast) ohne pH-Wert.

Das komplette Material finden Sie hier:

School-Scout.de



© Copyright school-scout.de / e-learning-academy AG – Urheberrechtshinweis
Alle Inhalte dieser Material-Vorschau sind urheberrechtlich geschützt. Das Urheberrecht liegt, soweit nicht ausdrücklich anders gekennzeichnet, bei school-scout.de / e-learning-academy AG. Wer diese Vorschauseiten unerlaubt kopiert oder verbreitet, macht sich gem. §§ 106 ff UrhG strafbar.

Säuren und Basen (fast) ohne pH-Wert

Ein schülerorientierter Einstieg in die Maßanalyse durch eigenverantwortliches Lernen mit AK-Labor

Christoph Prante, Warburg

Foto: Colourbox

Niveau: Sek. I

Dauer: 11 Unterrichtsstunden (Minimalplan: 7 Unterrichtsstunden)

Bezug zu den KMK-Bildungsstandards

Fachwissen: Erarbeitung und Vertiefung des Säure-Base-Begriffs: Wiederholung und Anwendung der Eigenschaften von Ionen, Neutralisationen, Protonenaufnahme und -abgabe, stöchiometrische Berechnungen

Erkenntnisgewinnung: Erarbeitung und Überprüfung von Zusammenhängen an vorgegebenen Schülerexperimenten. Fachgerechter Umgang mit Chemikalien.

Kommunikation: Erklären von chemischen Sachverhalten und Zusammenhängen unter Verwendung der Fachsprache.

Der Beitrag enthält Materialien für:

✓ Schülerversuche ✓ Lehrerversuche ✓ Hausaufgaben

I/E

Hintergrundinformationen

Als Einstieg in die Säure-Base-Theorie wird üblicherweise die Reaktion von Salzsäure mit Natronlauge untersucht. Dabei wird zunächst ein Indikator (z. B. Bromthymolblau) in Salzsäure, in Natronlauge und in eine neutrale Lösung gegeben und die Farbe der Lösung beobachtet. Durch Vergleich mit weiteren Säuren und Laugen ergibt sich für die Schülerinnen und Schüler*, dass der Indikator, je nach Medium, eine charakteristische Farbe hat (Bromthymolblau mäßig sauer: gelb → neutral: grün → alkalisch: blau). Nun kann die Reaktion von Salzsäure mit Natronlauge untersucht werden. Dabei zeigt sich, dass die Salzsäure nach und nach neutralisiert wird und bei ausreichender Zugabe schließlich eine Lauge vorliegt. Daraus folgt, dass eine Lauge die Wirkung einer Säure aufhebt und umgekehrt.

Diese Einführung des Säure-Base-Begriffs ist klassisch und geht auf die Boyle´sche Definition zurück, wonach Säuren bestimmte blaue Pflanzenfarbstoffe rot färben. Lösungen, die sich seifig anfühlen und die Wirkung der Säuren aufheben, nennt man alkalisch. Auf dem Niveau der Sekundarstufe I ist dies mit Sicherheit eine angemessene und ausreichende Einführung.

Sie hat jedoch den Nachteil, dass sie zum einen keine Aussage über den chemischen Aufbau einer Säure und zum anderen keine Unterscheidung zwischen starken und schwachen Säuren/Basen ermöglicht. Insofern führt sie die Schüler bei der Einführung in quantitative Untersuchungen geradezu in die Irre, da der Äquivalenzpunkt bei der Titration einer schwachen Säure im alkalischen liegt, der Indikator also evtl. „zu früh" umschlägt.

Eine Ergänzung um den pH-Wert ($pH = -\log \{c(H_3O^+)\}$) – wie soll diese Formel didaktisch sinnvoll motiviert werden? – beseitigt diese Probleme nicht, da die Schüler spätestens bei schwachen Säuren wieder auf erhebliche Probleme stoßen, weil wiederum der Neutralpunkt „vor" dem Äquivalenzpunkt liegt. Hinzu kommen weitere grundsätzliche Probleme (Funktion der pH-Elektrode, Pufferzone, warum liegt der Neutralpunkt bei pH = 7, wie kommen pH-Werte größer als 7 zustande, von den mathematischen Schwierigkeiten vieler Schüler ganz zu schweigen), die den Zugang zur eigentlichen Chemie anfangs unnötig erschweren.

* *Im weiteren Verlauf der UE wird aus Gründen der einfacheren Lesbarkeit nur „Schüler" verwendet. Schülerinnen sind genauso gemeint.*

Hinweise zur Didaktik und Methodik

Grundsätzliche Überlegungen

Alternativ zu oben beschriebenem Vorgehen bietet es sich an, das Vorwissen der Schüler aus dem Bereich der Elektrochemie und der Elektrolyse zu nutzen und die Säure-Base-Theorie mithilfe der elektrischen Leitfähigkeit einzuführen. Bei Bedarf ist dann relativ einfach der Umstieg auf den pH-Wert zu schaffen.

Die grundsätzliche Idee bei dem folgenden Vorgehen besteht darin, die Schüler durch geeignete Schülerexperimente zu einer intensiven Auseinandersetzung mit der Thematik zu bewegen und sie die dazugehörige Theorie anhand von virtuellen Experimenten weitgehend eigenverantwortlich entdecken zu lassen. Dabei sind Realexperiment und virtuelles Experiment so aufeinander abgestimmt, dass das virtuelle Experiment die Vorgänge im Realexperiment auf Teilchenebene visualisiert.

Für die folgende Unterrichtseinheit werden im Wesentlichen nur einige preiswerte Multimeter, einige Low-Cost-Leitfähigkeitsprüfer und einige Module (insbesondere „TitraCalc“) aus dem Programmpaket „AK-Labor“ benötigt.

So ausgestattet können die Schüler einen großen Teil der Säure-Base-Theorie und der Maßanalyse selbst entdecken und so nicht nur Fakten, sondern auch Methodenwissen und Selbstsicherheit gewinnen. Eine geeignete Sequenz hierzu soll im Folgenden dargestellt werden. Dabei wird bewusst auf eine detaillierte Einführung der elektrischen Leitfähigkeit einer Lösung verzichtet und diese lediglich als Kehrwert des elektrischen Widerstandes und somit als proportional zur messbaren Stromstärke eingeführt (Ohm´sches Gesetz).

Unterrichtliche Voraussetzungen

Aus der Elektrochemie (und der Ionenlehre der Sekundarstufe I) ist den Schülern bekannt, dass wässrige Lösungen von Salzen den elektrischen Strom leiten und dass der Ladungstransport durch Ionen geschieht. Aufgrund der vorherigen Behandlung von Elektrolysen ist den Schülern dieser Umstand in Erinnerung gerufen und vertieft worden (im Sinne des Spiralcurriculums), so dass die Schüler auch die Auswirkungen von Gleichstrom auf die Ionen in einer Lösung kennen.

Unterrichtsgang

In einem ersten Schritt (**M 1**) gilt es für die Schüler, Wissen über saure Lösungen zu erwerben bzw. aufzufrischen. Ausgangspunkt ist die Boyle´sche Definition, d. h. zunächst werden verschiedene Säuren/Laugen mit einem Indikator (z. B. Bromthymolblau) und anschließend die Reaktion von Säuren mit unedlen Metallen (z. B. Magnesium, **M 2**) untersucht. Hieraus ergibt sich, dass Säuren einen Indikator charakteristisch verfärben und in einer sauren Lösung in der einen oder anderen Form Wasserstoff vorliegen muss. Im Anschluss wird – anknüpfend an die Untersuchung von Salzlösungen im Rahmen der Elektrochemie – das Verhalten von Säuren und Laugen im elektrischen Feld untersucht (**M 3**).

Zur Erklärung dieser Ionenwanderung kann nun mithilfe der Simulationen aus „**AK-Labor**“ sozusagen „in die Chemie“ der Lösung hineingesehen und das Geschehen auf Teilchenebene dynamisch verfolgt werden. Im Modul „Elektrische Leitfähigkeit“ kann man z. B. nach Anschalten der Stromquelle sehen, dass die roten Teilchen zum blauen (Minus-)Pol wandern und die blauen Teilchen zum roten (Plus-)Pol.

Aus diesen Beobachtungen folgt weiterhin, dass Messungen bei Wechselspannung erfolgen müssen, um Reaktionen an den Elektroden zu vermeiden.

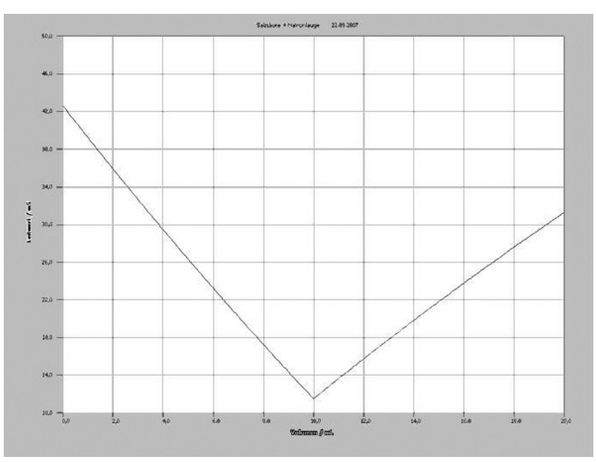
Nachdem nun das Charakteristikum einer Säure („setzen in Wasser mindestens ein Proton frei“) erarbeitet wurde, kann das Oxoniumion H_3O^+ eingeführt werden. Da bei ausreichender Zugabe von Laugen zu einer sauren Lösung ein reversibler Indikatorumschlag erreicht wird (vgl. M 1), kann eine Lauge zunächst als „Antisäure“ eingeführt werden. Im folgenden Unterrichtsgespräch kann anhand von einfachen Laugen

(z. B. Natronlauge, Kalilauge …) erarbeitet werden, dass das Charakteristikum einer Lauge das Hydroxidion OH^- ist.

Da Ionen bereits im Rahmen der Bindungslehre im Chemieunterricht behandelt worden seien sollten, kann an dieser Stelle vertiefend auf den Ladungstransport durch Ionen eingegangen werden. Anknüpfend an die Tatsache, dass verschiedene Stoffe den elektrischen Strom unterschiedlich gut leiten (Rückblick auf den Anfangsunterricht Chemie, aber auch auf den Physikunterricht und die Alltagserfahrung der Schüler), wird den Schülern zunächst erklärt, dass die elektrische Leitfähigkeit naheliegend als Kehrwert des Widerstandes definiert wird und somit nach dem Ohm´schen Gesetz $L = 1/R \sim I$ bei konstanter Spannung gilt. Je nach Physik-Kenntnisstand der Schüler kann damit eine einfache Schaltung zur Messung der elektrischen Leitfähigkeit entwickelt und, falls erforderlich, gebaut werden (**M 4**).

Zur weiteren Untersuchung (**M 5**) messen die Schüler die elektrische Leitfähigkeit von Salzsäure, Natronlauge und Natriumchloridlösung (jeweils der Konzentration 0,1 mol/l und 1,0 mol/l). Nachdem erarbeitet wurde, welche Ionen in den Lösungen vorhanden sind, erkennen die Schüler durch Vergleich der gemessenen Leitfähigkeit (bzw. Stromstärke), dass Oxoniumionen den elektrischen Strom besonders gut, Hydroxidionen den Strom gut und alle anderen einfach geladenen Ionen den Strom vergleichsweise schlecht leiten (Verhältnis etwa 7 : 4 : 1). Unterstützend kann hierbei wieder die Simulation „Elektrische Leitfähigkeit“ aus „AK-Labor“ eingesetzt werden.

In einem zweiten Schritt gilt es nun, quantitativ zu arbeiten (**M 6**): Die Schüler erhalten den Auftrag, die Änderung der Leitfähigkeit einer Salzsäurelösung bei Zugabe von Natronlauge zu verfolgen und zu erklären. Hat das Multimeter eine serielle oder USB-Schnittstelle, kann der Graph direkt und schnell, z. B. mit AK-Analytik11, aufgenommen werden. Zur Vereinfachung sollte eine „Titrationspipette“ (eine 20-ml-Messpipette mit 0,1 ml genauer Skalierung und versehen mit einer Spritze als „Pipettierhilfe“) statt einer Bürette eingesetzt werden. Ausgehend von 100 ml Salzsäure (c = 0,1 mol/l) und Natronlauge der Konzentration 1 mol/l erhält man beispielsweise unten abgebildeten Graphen (Abbildung 1).



Screenshot aus AK-Analytik 11 (www.kappenberg.com)

Abbildung 1: Leitfähigkeitsmessung bei Titration von Salzsäure mit Natronlauge

Die Schüler erkennen sehr schnell, dass der Graph anfangs stärker fällt als er später steigt. Sie werden dies entweder dahingehend interpretieren, dass anfangs die Ionenkonzentration in der Lösung sinkt (falsch), oder richtig erkennen, dass schnelle Oxoniumionen verbraucht werden und nach dem „Knick“ in der Kurve relativ langsamere Hydroxidionen hinzukommen (die ebenfalls hinzukommenden Natriumionen werden oft vergessen). Am Tiefpunkt des Graphen liegen demnach nur sehr langsame Ionen vor. Diese Interpretation gilt es, mit der App „**TitraCalc**“ aus „AK-Labor“ zu überprüfen: Die Schüler rufen die Rechen-Demo „**LF Salzsäure mit Natronlauge (aus Einzelleitfähigkeiten)**“ auf und vollziehen die Titration auf Teilchenebene nach!

Das Programm simuliert dabei jeden einzelnen Schritt der Titration! Zunächst wird die Säure eingefüllt, dann die Lauge zugetropft, die Hydroxidionen reagieren mit den Oxoniumionen usw.! Wichtig für die Schüler ist auch die Ionenbilanz im rechten Teil des Fensters. Hat man die Ionenäquivalentleitfähigkeit entsprechend M 5 als „Schnelligkeit“ der Ionen qualitativ eingeführt, kann man sich über die „Einzelschritt-Demo“ sogar die Berechnung der Leitfähigkeit vorführen und die Kurve, getrennt nach Teil-

chensorte, zur Analyse präsentieren lassen. Die Schüler haben also Gelegenheit, ihre eigenen Überlegungen kritisch zu hinterfragen und evtl. vorhandene Fehlvorstellungen zu korrigieren. Nach Klärung der Vorgänge auf Teilchenebene ist es leicht, den „Knickpunkt" des Graphen als den Punkt zu erkennen, an dem sämtliche Oxoniumionen mit Hydroxidionen reagiert haben („Äquivalenzpunkt").

Damit können die Schüler leicht ausrechnen,

a) wie viele Hydroxidionen zugegeben wurden: $n_z\,(OH^-) = c \cdot V_z$

b) wie viele Oxoniumionen demnach vorhanden waren: $n_0\,(H_3O^+) = n_z\,(OH^-)$ und

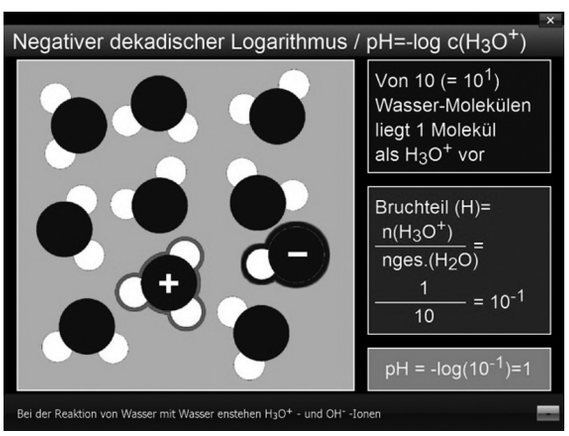
c) welche Oxoniumionen-Konzentration vorher in der Lösung vorlag: $c_0\,(H_3O^+) = n_0 / V_0$.

Nach dieser Phase des Wissenserwerbs bietet es sich nun an, die Schüler einige (relativ einfache) Analysen zur Vertiefung und Anwendung des Wissens durchführen zu lassen: Beispielsweise könnte Salzsäure unbekannter Konzentration titriert werden, der Kalkgehalt in Eierschalen durch Rücktitration bestimmt werden o. Ä.

Im folgenden Schritt kann nun der pH-Wert eingeführt werden (**M 8**), da jetzt die Schüler grundsätzliche Sicherheit im Umgang mit Säuren und Basen haben, so dass sie sich auch auf (etwas) Mathematik einlassen können. Als Ausgangspunkt für die Einführung erweist sich die Ionenbilanz in der Demonstration zur Leitfähigkeitstitration als praktisch:

I/E

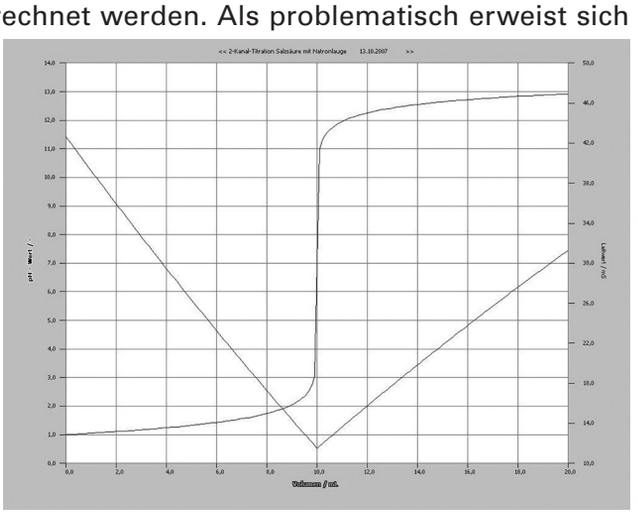
Unmittelbar einleuchten wird den Schülern, dass der Umgang mit den Stoffmengen kaum sinnvoll ist, da das Volumen nicht immer identisch ist. Daher ist der Umstieg auf die Konzentrationen nahe liegend. Aufgrund der teilweise niedrigen Konzentrationen ist der Übergang zu „handlicheren" Konzentrationsangaben durch die Definition $pH = -\log (c(H_3O^+))$ (Lehrervorgabe) einleuchtend und nach einigen Rechenübungen auch einfach. Hilfreich hierbei kann die Visualisierung durch die Lernanimation „Negativer dekadischer Logarithmus" aus dem Programm „AK-Labor" sein (Abbildung 2).



Screenshot aus AK-Labor (www.kappenberg.com)

Abbildung 2: Angabe von Brüchen mit dem negativen Logarithmus

Mithilfe der Bilanz kann also nun der jeweilige pH-Wert bei der Titration berechnet werden. Bei $V_z = 10$ ml versagt die Definition, da der Wert 0 nicht logarithmiert werden kann, ab $V_z = 11$ ml kann zwar ebenso kein pH-Wert definiert werden, jedoch kann analog ein pOH-Wert eingeführt und berechnet werden. Als problematisch erweist sich nun die Definitionslücke zwischen 9 ml und 11 ml: Rechnerische Annäherung an das Volumen 10 ml ergibt, dass bei 10 ml beide Graphen eine senkrechte Asymptote haben. Ohne Kenntnis des Massenwirkungsgesetzes und des Ionenproduktes des Wassers hilft hier nur eine Vorgabe des Lehrers weiter: „Bei 10 ml gilt: pH = pOH = 7." Hiervon ausgehend können die Schüler die Formel pH + pOH = 14 entwickeln und somit auch pH-Werte für V > 10 ml berechnen.



Screenshot aus AK-Analytik 11 (www.kappenberg.com)

Abbildung 3: Vergleich von pH- und Leitfähigkeitstitration

Um die Übereinstimmung von pH-Kurve und Leitfähigkeitskurve deut-

lich zu machen, können nun im Realexperiment pH- und Leitfähigkeitstitration parallel durchgeführt werden und die Zusammenhänge der Kurven diskutiert werden (**M 9**).

Man erkennt die hohe Übereinstimmung der Kurven (Abbildung 3) und sieht nochmals, dass die starke Abnahme der Oxoniumionenkonzentration anfangs (erkennbar am starken Abfall der Leitfähigkeitskurve) aufgrund des Logarithmus kaum in der pH-Kurve niederschlägt, in der Nähe des Äquivalenzpunktes jedoch umso stärker.

Nach Einführung der Drei-Geraden-Methode zur Ermittlung des Äquivalenzpunktes der pH-Kurve (Annäherung der einzelnen Kurvenabschnitte durch Ausgleichsgeraden, der Äquivalenzpunkt ist der Punkt in der Mitte der beiden Geradenschnittpunkte) sollten die Schüler wiederum einige Titrationen selbstständig durchführen, um Verfahrenssicherheit zu gewinnen.

Nachdem dies ausreichend geschehen ist, können nach ähnlichem Muster auch schwache Säuren untersucht werden (**M 10**). Auch hier bietet die App „TitraCalc" wiederum eine Simulation zur Veranschaulichung der Vorgänge auf Teilchenebene an („LF: Essigsäure mit Natronlauge" bzw. „pH: Essigsäure mit Natronlauge").

Hinweise zum Programm „AK-Labor"

Um eine möglichst große Eigentätigkeit der Schüler zu erreichen, sollten diese nach Möglichkeit auf ihrem PC, Smartphone oder Tablet das Programm „AK-Labor" bzw. „AK-MiniLabor" installieren, da die enthaltenen Simulationen und Rechenübungen auch zu Hause für Hausaufgaben, zur Wiederholung oder als Übung genutzt werden können.

Literatur

Andre, Christian: Chemie? – Aber sicher! Experimente kennen und können! Akademie für Lehrerfortbildung und Personalführung (Dillingen a. d. Donau), Akademiebericht Nr. 475, 2012.

Internet

http://kappenberg.com/pages/experimente/listen_der_experimente/liste.htm

Hier finden Sie Versuchsanweisungen für zahlreiche Experimente mit PC-gestützter Messwerterfassung.

Bezugsquellen

AK-Labor: **www.kappenberg.com** (kostenloser Download), erhältlich für weitere Betriebssysteme

AK-Analytik 11: **www.kappenberg.com** (kostenpflichtiges Programm)

Das Programm dient zur Erfassung von Messwerten durch den PC. Es ist für die Durchführung der Unterrichtseinheit nicht erforderlich, erleichtert jedoch die Aufnahme von Titrationskurven.

Materialübersicht (die Angabe der Geräte bezieht sich auf eine Gruppe)

V = Vorbereitungszeit SV = Schülerversuch AB = Arbeitsblatt/Informationsblatt
D = Durchführungszeit

M 1 SV Der Säure-Base-Begriff

V: 5 min
D: 15 min

- ❒ Salzsäure (0,1 mol/l)
- ❒ Citronensäure
- ❒ Natronlauge (0,1 mol/l)
- ❒ Kalilauge (0,1 mol/l)
- ❒ Phosphorsäure (0,1 mol/l)
- ❒ Natriumcarbonatlösung
- ❒ Schwefelsäure (0,1 mol/l)
- ❒ Zitronensaft
- ❒ Essig
- ❒ Mineralwasser
- ❒ Rotkohlsaft
- ❒ roter Früchtetee
- ❒ Bromthymolblau-Lösung
- ❒ destilliertes Wasser
- ❒ 10 Reagenzgläser
- ❒ 1 Reagenzglasständer
- ❒ 1 Tropfpipette
- ❒ Folienstift

M 2 SV Reaktion von sauren Lösungen mit Magnesium

V: 5 min
D: 10 min

- ❒ Salzsäure (1 mol/l)
- ❒ Schwefelsäure (1 mol/l)
- ❒ destilliertes Wasser
- ❒ Magnesium-Band
- ❒ 4 Reagenzgläser
- ❒ Reagenzglasständer
- ❒ durchbohrter Reagenzglasstopfen
- ❒ kurzes Glasrohr
- ❒ Streichhölzer

M 3 SV Wie verhalten sich Salzsäure und Natronlauge im elektrischen Feld?

V: 5 min
D: 15 min

- ❒ Salzsäure (2 mol/l)
- ❒ Natronlauge (2 mol/l)
- ❒ Kaliumnitratlösung
- ❒ Glasplatte (ca. 5 cm lang)
- ❒ Indikatorpapier
- ❒ 2 Experimentierkabel (rot)
- ❒ 2 Experimentierkabel (schwarz)
- ❒ 4 Krokodilklemmen
- ❒ Gleichspannungsquelle
- ❒ 3 Tropfpipetten
- ❒ AK-Labor – Animation – „Elektrische Leitfähigkeit“

M 4 SV Wir bauen einen Leitfähigkeitsprüfer

V: 5 min
D: 15 min

- ❒ Kombizange
- ❒ kleiner Schraubenzieher
- ❒ 20 cm Unterputzkabel
- ❒ Halogentrafo (max. 20 V Ausgangsspannung)
- ❒ 3-fach Lüsterklemme
- ❒ 2 Buchsen für Bananenstecker
- ❒ 2 Experimentierkabel
- ❒ Isolierband
- ❒ Multimeter (Amperemeter, Wechselspannung)

M 5 SV Die elektrische Leitfähigkeit verschiedener Lösungen im Vergleich

V: 5 min
D: 10 min

- ❒ destilliertes Wasser
- ❒ Salzsäure (0,1 mol/l)
- ❒ Natriumchloridlösung (0,1 mol/l)
- ❒ Natronlauge (0,1 mol/l)
- ❒ Salzsäure (1 mol/l)
- ❒ Natriumchloridlösung (1 mol/l)
- ❒ Natronlauge (1 mol/l)
- ❒ AK-Labor – Animation – „Elektrische Leitfähigkeit“
- ❒ Low-Cost Leitfähigkeitsprüfer (nach M 4)
- ❒ Multimeter
- ❒ 7 Reagenzgläser
- ❒ Reagenzglasständer
- ❒ Folienstift

M 6 SV **Veränderung der Leitfähigkeit von Salzsäure bei Zugabe von Natronlauge**

V: 5 min
D: 20 min

- ❒ Salzsäure (0,1 mol/l)
- ❒ Natronlauge (0,1 mol/l)
- ❒ Bromthymolblau-Lösung
- ❒ destilliertes Wasser
- ❒ AK-Labor – Rechnen & Nachschlagen – „TitraCalc“ ‚Titrationen
- ❒ LC-Leitfähigkeitsprüfer
- ❒ Multimeter
- ❒ Becherglas 200 ml
- ❒ Pipette 10 ml
- ❒ Titrierpipette

M 7 SV **Konzentrationsbestimmung von Salzsäure durch Titration mit Natronlauge**

V: 5 min
D: 20 min

- ❒ Salzsäure (ca. 0,1 mol/l)
- ❒ Natronlauge (0,1 mol/l)
- ❒ Bromthymolblau-Lösung
- ❒ destilliertes Wasser
- ❒ LC-Leitfähigkeitsprüfer
- ❒ Multimeter
- ❒ Becherglas 200 ml
- ❒ Pipette 10 ml
- ❒ Titrierpipette

M 8 AB **Der pH-Wert**

- ❒ AK-Labor – Animieren & Simulieren – „Neg. dekad. Logarithmus“

M 9 SV **Veränderung von Leitfähigkeit und pH-Wert von Salzsäure bei Zugabe von Natronlauge**

V: 10 min
D: 20 min

- ❒ Salzsäure (0,1 mol/l)
- ❒ Natronlauge (0,1 mol/l)
- ❒ Bromthymolblau-Lösung
- ❒ destilliertes Wasser
- ❒ LC-Leitfähigkeitsprüfer
- ❒ Multimeter
- ❒ Becherglas 200 ml
- ❒ Pipette 10 ml
- ❒ Titrierpipette
- ❒ pH-Messgerät
- ❒ Glasstab

M 10 SV **Veränderung von Leitfähigkeit und pH-Wert von Essigsäure bei Zugabe von Natronlauge**

V: 10 min
D: 20 min

- ❒ Essigsäure (0,1 mol/l)
- ❒ Natronlauge (0,1 mol/l)
- ❒ Bromthymolblau-Lösung
- ❒ destilliertes Wasser
- ❒ AK-Labor – Simulationen – „Schwache Säure“
- ❒ AK-Labor – Rechnen & Nachschlagen – „TitraCalc“, Titra tionen
- ❒ LC-Leitfähigkeitsprüfer
- ❒ Multimeter
- ❒ Becherglas 200 ml
- ❒ Pipette 10 ml
- ❒ Titrierpipette
- ❒ pH-Messgerät
- ❒ Glasstab

M 11 SV **Bestimmung des Essigsäuregehalts in Speiseessig**

V: 10 min
D: 30 min

- ❒ Speiseessig
- ❒ Natronlauge (0,1 mol/l)
- ❒ Bromthymolblau-Lösung
- ❒ destilliertes Wasser
- ❒ LC-Leitfähigkeitsprüfer mit Multimeter oder pH-Messgerät
- ❒ Becherglas 200 ml
- ❒ Pipette 10 ml
- ❒ Messkolben 100 ml
- ❒ Titrierpipette

Die Erläuterungen und Lösungen zu den Materialien finden Sie ab Seite 22.

Die Gefährdungsbeurteilungen finden Sie auf CD 50.

SCHOOL-SCOUT.DE

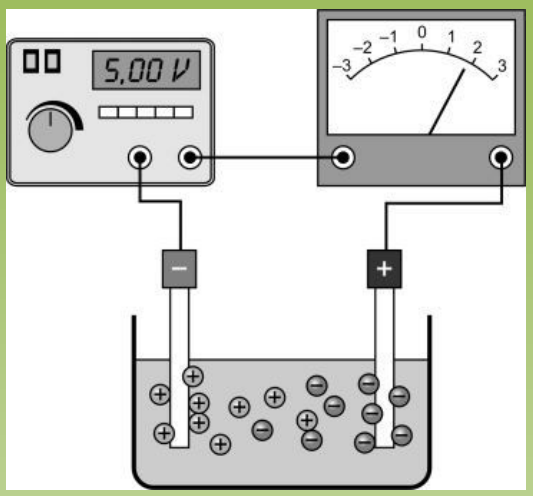
Unterrichtsmaterialien in digitaler und in gedruckter Form

Auszug aus:

Säuren und Basen (fast) ohne pH-Wert.

Das komplette Material finden Sie hier:

School-Scout.de



© Copyright school-scout.de / e-learning-academy AG – Urheberrechtshinweis
Alle Inhalte dieser Material-Vorschau sind urheberrechtlich geschützt. Das Urheberrecht liegt, soweit nicht ausdrücklich anders gekennzeichnet, bei school-scout.de / e-learning-academy AG. Wer diese Vorschauseiten unerlaubt kopiert oder verbreitet, macht sich gem. §§ 106 ff UrhG strafbar.