

LAB in a DROP

Experimente im Mikromaßstab – Elektrochemie

STEPHAN MATUSSEK

Für die Durchführung von Schülerversuchen zur Elektrochemie werden häufig kleine handelsübliche Gefäße im micro-scale Format vorgeschlagen (z. B. KICKUTH und STEPHANI, 2016; THOMSON, 1989). In den »LAB in a DROP« Experimenten werden keine Gefäße benutzt. Der Wassertropfen wird zum Mikro-Reaktionsraum. Auf einem Tropfen-Objektträger können bis zu zwölf Tropfen einzeln aufgebracht und miteinander verbunden werden. Mit zwei Metallelektroden und einer Batterie wird ein Tropfen zum Wasserersetzer. Mit dem entsprechenden Salz zur elektrischen Halbzelle. Die Vorgehensweise ermöglicht eine Methodenvielfalt in kurzweiligen Schülerexperimenten, z. B. Elektrolysen, Leitfähigkeits-Experimente, Spannungsreihe, Bestimmung der Normalpotentiale, Halbzellen, Akkus und Verdrängungsreihen. Die Schülerversuche sind nachhaltig, modular, lowcost-orientiert, effizient und zeitsparend.

1 Didaktische und methodische Überlegungen

Das Unterrichtskonzept »LAB in a DROP«, die Didaktik und Methodik sowie ausgewählte Schülerversuche des Anfangsunterrichts Chemie bis Klasse 10 sind von MATUSSEK (2013, 2015 und 2016) beschrieben. Die Nachhaltigkeit der Versuche soll

an einem Beispiel verdeutlicht werden. Beim Daniel Element im Becherglas werden ca. 250 ml 1-molare Zinksulfat-Lösung und 250 ml 1-molarer Kupfersulfat-Lösung benötigt. Im LAB in a DROP Versuch wird jeweils 1 Tropfen Elektrolyt-Lösung benötigt. Nimmt man das Raumvolumen eines Tropfens mit 0,4 ml an, so können mit 250 ml etwa 600 Schülerversuche durchgeführt werden. (MATUSSEK, 2015, 209).

Die Gefährdung durch Chemikalien wird durch die Reduzierung der Menge signifikant gesenkt. Die Wirksamkeit der Chemikalien bleibt aber auch in kleinen Mengen erhalten. Für die Tropfenexperimente gelten deshalb die Sicherheitsbestimmungen der allgemeinen Schulversuche. Die Entsorgung von Chemikalien wird jedoch signifikant gesenkt und erfolgt nach den Bestimmungen für Schulen.

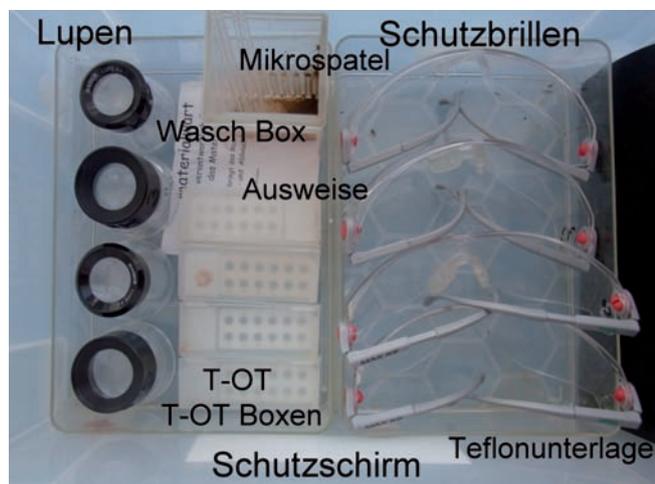


Abb. 1. Labor-Box für vier Schüler

2 Grundlagen

2.1 Geräte

Die Labor-Box

Die Materialien der Labor-Box sind Tropfen-Objektträger (T-OT), Tropfen-Objektträger-Box (T-OT-Box), Mikrospatel, Käfiglupe, Teflon-Unterlage und Schutzbrillen (MATUSSEK, 2015, 208).

Elektrochemie Labor-Box (E-Labo)

Für die Elektrochemie wird die Ausstattung der Labor-Box ergänzt durch eine 9 V Blockbatterie, zwei Prüfklemmen und ein Strommessgerät (Abb. 2).

(Hinweise zu den Bezugsquellen der Geräte finden sich am Ende des Beitrages.)



Abb. 2. Die Geräte der Elektrochemie Labor-Box

Als Stromquelle wird eine wiederaufladbare 9 V Blockbatterie eingesetzt. Für die Versuche mit Wechselspannung wird ein Stromversorgungsgerät mit der Einstellung 9 V (Wechselspannung) benutzt. Als Elektroden werden handelsübliche Metall-Drähte eingesetzt. Die Enden der Draht Elektroden werden als Stab, Öse oder Spirale eingesetzt. Die Öse stabilisiert die Gasblasen im Wassertropfen beispielsweise bei einer Elektrolyse. Die Spirale erhöht eine Gassättigung der Elektroden und ermöglicht beispielsweise den Bau einer Normalwasserstoff-Elektrode im Tropfen (Abb. 3). Um einen Kontakt mit dem Gefahrenstoff Blei auszuschließen, werden die Drähte mit einer Pinzette in die Krokodilklemmen der Prüfkabel eingespannt. Mit Hilfe der Krokodilklemmen werden sie in den Tropfen gehalten. Verwen-

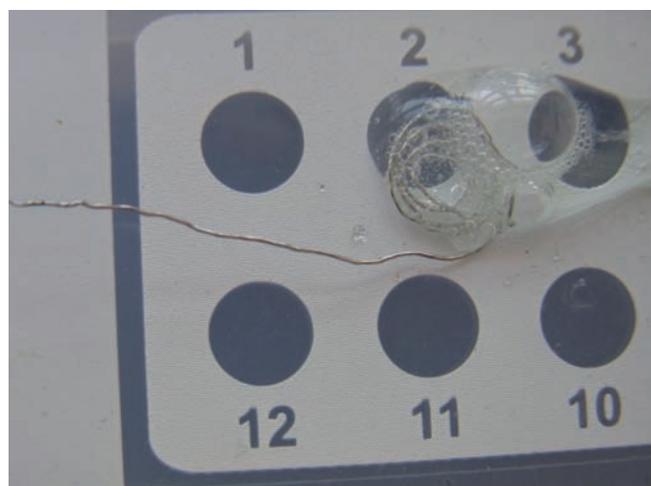


Abb. 3. Mit Wasserstoff gesättigte Platindraht-Spirale

detes Material: In Drahtform (0,5–1 mm Durchmesser): Nickel- (T), Kupfer-, Zink-, Platin-, Blei- (T, N), Eisen-Drahtelektroden und Bleistiftminen.

Als Verbindungsleitung der Batterie zu den Elektroden dienen handelsübliche Prüfkabel. Die farbigen Stromkabel sind an den Enden mit Krokodilklemmen versehen. Mit dem Prüfkabel werden die Anschlüsse hergestellt.

Als Messgerät dient ein handelsübliches Strommessgerät. Die »Dritte Hand« ist ein Stativ mit beweglichen Krokodilklemmen. Mit ihr werden die Elektroden im Wassertropfen fixiert.

2.2 Einsatz von Kapillaren und Ösen und Spiralen

Kapillarröhrchen werden in der Elektrochemie beispielsweise bei der Schmelzfluss-Elektrolyse von Zinkdiiodid (Xi) eingesetzt.

Mit den Kapillarröhrchen werden Proben der Reaktionsprodukte der Elektrolyse gezogen. Auf diese Weise wird Chlor- (T, N), Brom- (T+, C, N), und Iod-Wasser (Xn, N) gewonnen. Diese können in den Versuchen zur Verdrängungsreihe der Halogenide verwendet werden.

Hinweis: Die im Kapillarröhrchen erzeugten kleinen Mengen an Halogen lassen sich beispielsweise für Bromierungs-Versuche einsetzen.

2.3 Trennung des Anoden- und Kathodenraumes

Eine räumliche Trennung von Anoden und Kathodenraum ergibt sich aus der Anordnung der maximal zwölf Tropfen auf dem Tropfenobjektträger (MATUSSEK, 2013, 346). Die zwölf Tropfen lassen sich wie gewünscht miteinander zu einem konjugierten Tropfen verbinden. Dazu bringt man die Tropfen mit dem Mikrospatel in Berührung. Die Abstände der Elektroden lassen verändern. So sind Elektrodenabstände von etwa 0,1 cm bis 10 cm möglich. Auf diese Weise kann der Einfluss des Elektrodenabstandes untersucht werden und ein geeigneter Elektrodenabstand herausgefunden werden. Für die hier vorgeschlagenen Versuche reicht meist ein Elektrodenabstand von 5 Feldern (5 cm) aus. Zwei konjugierte Tropfen Elektrolyt 1 auf Feld 1 und 2 bilden den Anoden-Raum. Zwei konjugierte Tropfen Elektrolyt 2 auf das Feld 4 und 5 bilden den Kathodenraum. Das Feld zwischen Anoden und Kathodenraum, das Feld 3, bleibt zunächst frei. Nachdem die Elektroden in den Anoden und Kathodenraum, Feld 1 und Feld 5 getaucht sind, ergibt sich ein Abstand der Elektroden von etwa 4 cm. Schließlich verbindet man die Elektrolyttropfen auf dem verbleibenden Feld 3 indem man die Tropfen beider Räume in Berührung bringt und die Messung durchführt. Es hat sich gezeigt, dass bei dieser Anordnung auf eine Trennschicht des Anodenraumes und Kathodenraumes verzichtet werden kann. Der jeweilige Elektrolyt 1 und Elektrolyt 2 diffundiert nur langsam in den gegenüberliegenden Anoden- oder Kathodenraum.

Bei Messungen mit unterschiedlichen Elektrolytkonzentrationen werden zwei unterschiedlich starke Kupfersulfat-Lösungen 0,001 und 0,1 molar in Kontakt gebracht. Am Berührungspunkt der Elektrolyte strömen die Flüssigkeiten aufgrund des unterschiedlichen Konzentrationsgradienten ineinander. Auch hier bleiben die Konzentrationen und damit Messwerte an den Elektroden für länger als eine Minute stabil.

2.4 Zeitfenster einer Messung

Versuche mit farbigen Permanganat-Ionen zeigen eine Diffusionsgeschwindigkeit von etwa 0,5 cm pro Minute. Bei einem Feld von 1 V cm^{-1} beträgt die Wanderungsgeschwindigkeit eines einwertigen Ions mit einem hydrodynamischen Radius von 170 pm in Wasser ungefähr 5 mms^{-1} . Am Ort der Messung, der Raum um den jeweiligen Elektroden herum, herrschen für eine Zeit von über einer Minute stabile Konzentrationen (MATUSSEK, 2013, 347). Bei einem Elektrodenabstand von fünf Feldern hat man also hinreichend Zeit, um die Messung durchzuführen.

3 Ausgewählte Versuche

Für die Auswahl der Versuche wurde ein in Hamburg bewährter Unterrichtsgang der Klassenstufe 10 an Gymnasien ausgewählt. Die Versuche sind chronologisch, entsprechend dem Unterrichtsgang angeordnet. In dem vorliegenden ersten Beitrag werden folgende Themen bearbeitet:

Elektrostatik

- Elektrisch Ladungen
- Elektroskop
- Nachweis des Dipol-Charakters von Wasser

Ionenbindung

- Auseinanderbrechen von Salzen und Säuren beim Lösen in Wasser
- Untersuchung von Molekülbruchstücken Natriumchlorid
- Elektrische Leitfähigkeit einer Natriumchlorid-Lösung
- Die elektrische Ladung der Permanganat Teilchen
- Wanderung von Kupfer-Ionen
- Ionen in Säuren und Basen

Wann und wie entstehen Ionen

- Elektrolyse einer Zinkiodid-Lösung
- Schmelzfluß-Elektrolyse von Zinkiodid

Koordinative Bindungen

- Entstehung von Salzsäure
- Entstehung einer Ammoniak-Lösung

3.1 Versuche zur Elektrostatik

Versuch 3.1.1: Elektrostatische Anziehung von Papierschnitzel

Material: Labo, Papierschnitzel, Baumwolltuch

Durchführung:

Für das Verständnis des Verhaltens von Ionen und Elektronen eignet sich ein Versuch zur Elektrostatik. Eine T-OT Box wird mit einigem etwa 1 cm großen Papierschnitzel gefüllt. Mit einem Tuch reibt man kräftig die Oberfläche der T-OT Box. Dabei werden Elektronen auf die Kunststoffoberfläche übertragen und die Papierschnitzel angezogen. (Abb. 4)

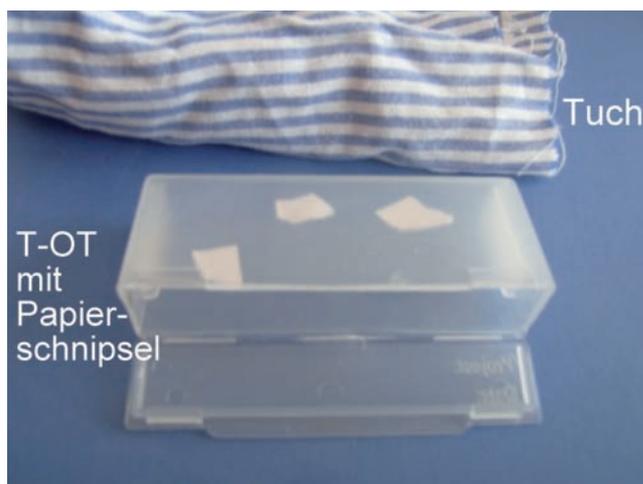


Abb. 4. Versuch zum Thema Ladung in der Elektrostatik

Versuch 3.1.2: Elektroskop

Material: Labo, 1 cm breite Aluminiumfolie, Kapillarröhrchen

Durchführung:

Ein etwa 2 mm breiter und etwa 10 cm langen Aluminiumfolien-Streifen wird in der Mitte gefaltet und über ein Kapillarröhrchen gelegt. Die T-OT Box wird mit einem Tuch kräftig gerieben. Die Ladungen der Oberfläche werden auf den Aluminiumstreifen an der Aufhängestelle durch Berührung übertragen. Durch die Abstoßung gleicher Ladungen entfernen sich die gegenüberliegenden Aluminiumschenkel voneinander, vergleichbar eines Elektroskops. (Abb. 5).

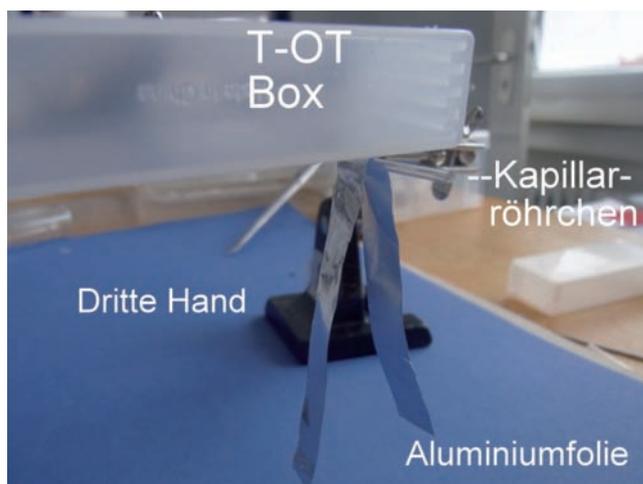


Abb. 5. Das Elektroskop

Versuch 3.1.3: Nachweis des Dipol-Charakters von Wasser

Material: Labo, Luftballon

Durchführung:

Ein Luftballon wird durch Reibung an einem Tuch elektrisch aufgeladen. Einige am T-OT hängende Wassertropfen werden in die Nähe des aufgeladenen Luftballons gebracht. Die Wassertropfen werden aufgrund des Dipolcharakters der Wassermoleküle von den Ladungsteichen auf der Luftballon Oberfläche angezogen (Abb. 6).



Abb. 6. Der Dipolcharakter des Wassers

3.2 Ionenbindung

Versuch 3.2.1: Chlorid-Fällungsreaktion im Wassertropfen

Chemikalien



Lösungen ($c = 0,1 \text{ mol/L}$), von Silbernitrat (O, C, N), Salzsäure (C), Calciumchlorid (Xi)

Material: Labo

Durchführung:

Auf einem T-OT werden jeweils ein Tropfen der chloridhaltiger Stoffe, mit jeweils einem Tropfen Silbernitrat-Lösung in Berührung gebracht. Es bildet sich ein weißer, voluminöser Niederschlag, dessen Farbe sich unter Lichteinwirkung grau verfärbt.

→ Die Silber-Ionen reagieren mit den Chlorid-Ionen zu schwerlöslichem Silberchlorid.

Entsorgung: Lösliche Silberverbindungen haben ein sehr hohes umweltgefährdendes Potenzial. Sie werden gesammelt und durch die Zugabe von Eisenspänen oder beim Erhitzen mit Glucose zu Silber reduziert. Dann kann man die Lösung im Abguss entsorgen.

Versuch 3.2.2: Sulfat-Fällungsreaktion im Wassertropfen

Chemikalien



Lösungen ($w = 1 \%$) von Schwefelsäure (C), Natriumsulfat, Bariumchlorid (T)

Geräte: E-Labo

Durchführung:

Auf einem T-OT werden nebeneinander ein Tropfen verd. Schwefelsäure, Natriumsulfat-Lösung, Eisensulfat-Lösung mit dem Nachweismittel 1 %ige Bariumchlorid-Lösung in Berührung gebracht. Es entsteht in allen Fällen ein weißer, feinkörniger Niederschlag.

→ Barium-Ionen reagieren mit den Sulfat-Ionen zu schwerlöslichem Bariumsulfat.

Entsorgung: Die verdünnte Schwefelsäure kann nach der Neutralisation mit einer Base in den Abguss gegeben werden. Bariumchlorid wird in den Behälter G4 für anorganische Salzlösungen mit Schwermetallen gegeben.

3.3 Elektrische Leitfähigkeit von Lösungen

Versuch 3.3.1: Leitfähigkeitsmessung einer Kochsalzlösung mit einem Strommessgerät

Chemikalien



Nickeldrahtelektroden (T), Natriumchlorid

Geräte: T-OT, 9 V Gleichstrom Blockbatterie

Hinweis: Nickel ist das Metall, das am häufigsten eine Kontaktallergie verursacht.

Anmerkung: Es ist üblich, die Leitfähigkeit mit Hilfe von Wechselstrom zu messen. Die hier vorgeschlagene Messung wird mit 9 V Gleichstrom Blockbatterie im Kurzzeitversuch durchgeführt.

Durchführung:

Auf dem T-OT werden 5 Tropfen Aqua dest. gegeben und mit einem Mikrospatel zu einem Tropfen verbunden. Zwei Nickeldrahtelektroden (T) werden mit Hilfe einer Pinzette an zwei Prüfkabel und an einer 9 V Blockbatterie angeschlossen. In diesen Stromkreis wird ein Amperemeter (10 A-Buchse und COM-Buchse) geschaltet. In einer Blindprobe werden die Elektroden in Feld eins und Feld fünf getaucht und zunächst die Leitfähigkeit von Aqua dest. gemessen. ($< 0,1 \text{ mA}$). Dann werden eini-

ge Kristalle Natriumchlorid in die Mitte der Tropfenkette, Feld drei, geschoben. Abschließend wird die Veränderung der Stromstärke beobachtet

→ Die Salzlösung enthält elektrisch leitende, d. h. elektrisch geladene Teilchen.

Versuch 3.3.2: Leitfähigkeitsmessung mit Hilfe eines Feuchtigkeitsmessgerätes

Durchführung:

Die Leitfähigkeitsmessung über ein handelsübliches preisgünstiges Feuchtigkeitsmessgerät reicht für eine qualitative Messung aus. Hierbei entfällt das Handtieren mit dem Strommessgerät. Im Versuch mit einem »Feuchtigkeitsmessgerät« werden die Elektroden des Prüfgerätes mit Prüfkabel und Nickelelektroden verbunden. Die Leitfähigkeit von Aqua dest. ist sehr klein, der enorme Anstieg der Leitfähigkeit ist bei der Zugabe von einem Kristall Kochsalz, einem Tropfen Salzsäure oder Natronlauge ist auf der Messskala 0–40 % deutlich abzulesen.

Wie kann man nachweisen, welche Teilchen negativ und welche positiv sind? Aus den Versuchen zum Atombau ist bekannt, dass sich elektrisch entgegengesetzte Teilchen anziehen; also müssten auch elektrisch geladene Teilchen im elektrischen Feld zu den jeweils entgegengesetzte geladenen Polen wandern. Um diesen Effekt sehen zu können, müssen die Teilchen entweder selbst farbig sein, oder sich anfärben lassen. Als Beispiel dient Kaliumpermanganat, dessen »Permanganat-Teilchen« farbig sind.

Versuch 3.3.3: Wanderung der »Permanganat-Teilchen« im Wassertropfen

Chemikalien:



Kaliumpermanganat (O, Xn, N), Nickeldrahtelektroden (T)

Hinweis: Kaliumpermanganat oxidiert Haut und Kleidung, daher muss sauber gearbeitet werden. Schutzbrillen und Schutzkittel sind unbedingt notwendig.

Geräte: E-Labo, 9 V Blockbatterie, Kabel

Durchführung:

Fünf Wassertropfen auf Feld 1 bis 5 miteinander verbinden. Zwei Nickel Elektroden (Draht) werden mit Hilfe zweier Prüfkabel an eine 9 V Blockbatterie angeschlossen und mit der dritten Hand auf Feld 1 und 5 fixiert. In Feld 3 wird ein Kristall Kaliumpermanganat hineingeschoben. Die Diffusion von Kalium-



Abb. 7. Wanderung der Permanganatteilchen

permanganat und die Wanderung der farbigen Permanganat-Teilchen werden einige Minuten abgewartet und beobachtet. Die violette Grenzschicht verschiebt sich zunächst in beide Richtungen (Diffusion), schließlich von der Kathode (- Pol) weg zur Anode (+ Pol). Die Permanganat-Teilchen müssen demnach negativ, die Kalium-Teilchen positiv geladen sein. (Abb. 7)

Entsorgung: Reste an Kaliumpermanganat werden in den Behälter G4 für Anorganische Salzlösungen mit Schwermetallen gegeben.

Versuch 3.3.4: Wanderung der »Permanganat-Teilchen« auf einem angefeuchteten Filterstreifen

Chemikalien:



Kaliumpermanganat (O, Xn, N, verd. Kaliumnitrat-Lösung, w = 10 % (O), Nickeldrahtelektroden (T)

Material: Filterpapierstreifen, 4 × 0,5 cm, T-OT, 9 V Blockbatterie, Kabel

Durchführung:

Der Filterpapierstreifen wird auf den T-OT gelegt und mit verdünnter Kaliumnitratlösung angefeuchtet. Ein Kristall Kaliumpermanganat wird in die Mitte des Filterpapiers gelegt. Zwei Nickelelektroden (T) werden mit Hilfe zweier Prüfkabel an eine 9 V Blockbatterie angeschlossen und auf das Feld 1 und 5 gehalten. Die Permanganat Teilchen wandern gut sichtbar auf dem Filterpapier entsprechend ihrer negativen Ladung zur Anode. Dieser Versuch bereitet spätere Versuche zur Elektrophorese vor.

Entsorgung: Kaliumpermanganat Reste werden in den Behälter G4 für anorganische Salzlösungen mit Schwermetallen gegeben. Geringe Mengen an Kaliumnitrat Abfällen können mit viel Wasser verdünnt im Abfluss entsorgt werden.

Versuch 3.3.5: Wanderung von Kupfer-Ionen

Chemikalien:



Kupfersulfat-Lösung, $w = 2\%$ (Xn, N), Ammoniak-Lösung, $w = 2\%$ (Xi), Nickeldrahtelektroden (T)

Material: E-Labo, 9 V Blockbatterie, Kabel

Durchführung:

Es werden jeweils zwei Tropfen Wasser auf das T-OT Feld 1, 2 und 5, 6 gegeben. Auf Feld 4, zwischen den Wassertropfen, wird ein vorher mit Ammoniaklösung versetzter Tropfen Kupfersulfat platziert. Alle Tropfen werden mit einem Mikrospatel verbunden und mit Hilfe einer 9 V Batterie, Prüfkabel und Nickelelektroden eine Spannung in Feld 1 und 6 anlegt (Abb. 8).

Entsorgung: Die Entsorgung von verdünntem Kupfersulfat erfolgt im Behälter für anorganische Salzlösungen mit Schwermetallen G4. Ammoniak kann nach der Neutralisation mit einer Säure in den Abguss gegeben werden.

Versuch 3.3.6: Leitfähigkeit von Säure und Laugen

Chemikalien:



Salzsäure (C), $c = 0,1 \text{ mol/L}$, Natronlauge (C), $c = 0,1 \text{ mol/L}$, Aqua dest., Nickeldrahtelektroden (T)

Material: E-Labo, Amperemeter, 9 V Blockbatterie, Kabel

Durchführung:

Auf dem T-OT werden fünf Tropfen Aqua dest. gegeben und miteinander verbunden. Zwei Nickeldrahtelektroden werden

mit Hilfe zweier Prüfkabel an einen an eine 9 V Blockbatterie angeschlossen. In diesen Stromkreis wird ein Amperemeter geschaltet (10 A-Buchse und COM-Buchse). Dann wird ein Tropfen verd. Salzsäure bzw. in einem zweiten Versuch ein Tropfen verdünnte Natronlauge auf Feld 3 zu dem Wassertropfen gegeben. Abschließend wird die Stromstärke abgelesen.

Alternativ: Die Leitfähigkeitsmessung kann über ein handelsübliches Feuchtigkeitsmessgerät wie im Versuch 3.3.2 gemessen werden.

Entsorgung: Säuren und Basen wie Salzsäure und Natronlauge können nach dem Verdünnen mit Wasser und gegenseitiger Neutralisation in den Abguss gegeben werden.

→ Säuren, Basen und Salze sind in wässriger Lösung in Ionen zerfallen (Elektrolyte).

Frage: Welche Ladung besitzen die Ionen?

Versuch 3.3.7: Ermittlung der Ladung des Säurewasserstoffs und des Hydroxid-Ions im Wassertropfen

Chemikalien:



Salzsäure, $c = 0,1 \text{ mol/L}$ (C), Natronlauge, $c = 0,1 \text{ mol/L}$ (C), Nickeldrahtelektroden (T)

Material: E-Labo, 9 V Blockbatterie, Kabel

Durchführung:

Auf Feld 1 und 5 wird jeweils ein kleiner Tropfen Universalindikator, auf Feld 1 bis 5 fünf verbundene Tropfen Aqua dest. gegeben. Mit Nickeldrahtelektroden (T), Prüfkabel und eine 9 V Blockbatterie wird eine Spannung Feld 1 und 5 aufgebaut. Dann wird ein Tropfen verdünnte Salzsäure (C) bzw. in einem

zweiten Versuch ein Tropfen verdünnte Natronlauge (C) in die Mitte, auf Feld 3 zu dem Wassertropfen gegeben. Im Falle der Zugabe einer Säure färbt sich der Bereich um die Kathode rot. Im Fall der Base färbt sich der Bereich um die Anode blau.

Entsorgung: Salzsäure und Natronlauge können nach dem Verdünnen mit Wasser und gegenseitiger Neutralisation in den Abguss gegeben werden.

→ Beim Säurewasserstoff handelt es sich um positiv geladene Wasserstoff-Ionen. Die Hydroxid-Gruppe der Basen ist negativ geladen.



Abb. 8. Wanderung der Kupferionen

Versuch 3.3.8: Ermittlung der Ladung des Säurewasserstoffs und Hydroxid-Ions auf Indikatorpapier

Chemikalien: Wie Versuch 3.3.7

Material: wie Versuch 3.3.7, Indikatorpapier

Durchführung:

Einen Tropfen verdünnte Salzsäure (C) und Natronlauge (C) auf Feld 1 und 3 geben. Ein Universalindikatorpapier gleichzeitig zwischen die Tropfen schieben. Allen Säuren gemeinsam ist der Säurewasserstoff, dieser färbt das Universalindikatorpapier charakteristisch rot. Allen Basen gemeinsam ist die Hydroxid-Gruppe, diese färbt den Universalindikator charakteristisch blau an. In diesem Neutralisationsversuch stehen sich auf dem Universalindikatorpapier die Säure und die Base gegenüber. Am Neutralisationspunkt färbt sich das Indikatorpapier auf einem Bruchteil eines Millimeters gelb. Zwei Nickelelektroden mit Öse mit Hilfe zweier Prüfkabel an eine 9 V Blockbatterie anschließen und eine Spannung anlegen. Die Elektroden in den roten (saurer-) und blauen (basischen-Bereich) in die unmittelbare Nähe der Neutralisationslinie (grün) und etwa eine Minute abwarten. Gegebenenfalls die Elektroden, Plus- und Minus-Pol, tauschen. Befindet sich die Anode auf der Seite der Säure (rot) schlägt der Bereich um die Elektrode auf blau um. Die von Anode angezogenen Hydroxidionen müssen demnach negativ geladen sein. Auf der Seite der Base (blau) schlägt die Färbung auf orange rot um. Durch die Kathode werden also Hydroniumionen angezogen, die negativ geladen sein müssen. Die Rot- und Blaufärbung lässt sich sowohl mit einer Ionenwanderung als auch einer Elektrolyse deuten (Abb. 9).

Entsorgung: Säuren und Basen wie Salzsäure und Natronlauge können nach dem Verdünnen mit Wasser durch gegenseitige Neutralisation vernichtet und in den Abguss gegeben werden.

→ Metall-Ionen und Wasserstoffionen sind stets Kationen, d. h. positiv geladen. Nichtmetall-Ionen, Säurerest-Ionen und Hydroxid Ionen sind stets Anionen d. h. negativ geladen.



Abb. 9. Ermittlung der Ladung der Hydroxidionen und Hydroniumionen

Frage: Was geschieht, wenn die wandernden Ionen an die Elektroden gelangen?

3.4 Wann und wie entstehen Ionen?

Versuch 3.4.1: Elektrolyse von Zinkiodid-Lösung

Chemikalien:



Zinkiodid-Lösung (Xi), $c = 0,1 \text{ mol/L}$, Nickeldrahtelektroden (T)

Material: E-Labo, Kohle-Elektroden (Bleistiftminen), Zinkiodid-Lösung,

Durchführung:

Zwei Nickelelektroden (T) (alternativ: Kohleelektroden, Bleistift-Minen) werden mit Hilfe zweier Prüfkabel an eine 9 V Blockbatterie angeschlossen. Fünf pralle Tropfen Zinkiodid-Lösung auf die Felder 1 bis 5 geben und mit dem Mikrospatel verbinden. Die Nickelelektrode (T) in das Feld 1 und 5 halten. Die räumliche Trennung der Elektroden reicht aus, um die beiden Reaktionsräume zu trennen. An der Kathode bildet sich ein dunkelgrauer Belag, später graue Flitter: Zinkbaum. An der Anode bilden sich rotbraune, fadenförmige Schlieren: elementares Brom.

Entsorgung: Verdünntes Zinkiodid kommt in den Behälter Anorganische Salzlösungen mit Schwermetallen (G4).

Frage: Entstehen Ionen, wenn sie sich in Wasser lösen, oder sind sie schon vorher im Salz vorhanden?

Versuch 3.4.2: Schmelzflusselektrolyse von Zinkiodid

Chemikalien:



Zinkiodid (Xi), Bleistiftminen, ggf. Nickeldrahtelektroden (T)

Material: E-Labo, Kapillarröhrchen, Kohle (Bleistift-) Elektroden, dritte Hand, Mikrobrenner, 9 V Blockbatterie, Kabel, Amperemeter

Durchführung:

Zwei feine Bleistiftminen (oder Nickeldraht-Elektroden (T)) mit Hilfe zweier Prüfkabel an eine 9 V Blockbatterie anschließen. In den Stromkreis ein Amperemeter (10 A-Buchse und COM-Buchse, 10 A-Stellung) anschließen. Ein Kapillarröhrchen 1–2 cm mit trockenem Zinkiodid (Xi) füllen. Mit einem Draht das Zinkiodid (Xi) etwa in die Mitte des Kapillarröhrchens schieben und waagrecht in eine dritte Hand einspannen. Die feinen Elektroden links und rechts des Zinkiodids platzieren und anschließen. Mit dem Mikrobrenner das Zinkiodid erhitzen (Abb. 10).

Alternativ: Anstelle des Strommessgerätes kann ein Feuchtigkeitsmessgerät angeschlossen werden (vgl. Versuch 3.3.2).

Entsorgung: Zinkiodid lösen, verdünnen und in den Behälter Anorganische Salzlösungen mit Schwermetallen (G4) entsorgen.

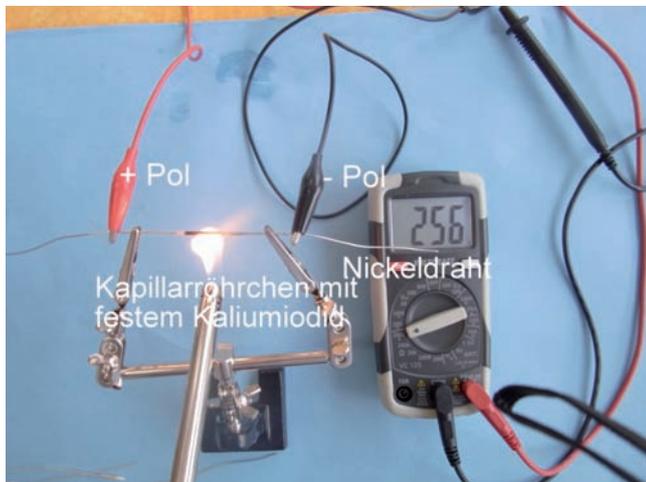


Abb. 10. Schmelzflusselektrolyse von Zinkiodid

3.5 Koordinative Bindungen

Frage: Salzsäure entsteht aus Salzsäuregas (Chlorwasserstoffgas) und Wasser. Beides sind Atombindungen. Wie und unter welchen Bedingungen kommt es zur Ionenbindung?

Versuch 3.5.1: Entstehung von »Salzsäure« in Wasser (Hydronium-Ionen)

Chemikalien:



Salzsäure (konz.) (C), Nickeldraht-Elektroden (T), ggf. Lampenöl oder Benzin (F)

Material: E-Labo, Universalindikator, 9 V Blockbatterie, Amperemeter

Durchführung:

Zwei Nickeldrahtelektroden (T) werden mit Hilfe zweier Prüfkabel an einen an eine 9 V Blockbatterie angeschlossen. In diesen Stromkreis wird ein Amperemeter (10 A-Buchse und COM-Buchse geschaltet, 10 A-Stellung). Auf einem T-OT werden fünf Tropfen Aqua dest. gegeben, mit einem Mikrospatel verbunden und mit einem Tropfen Universalindikator versetzt. Eine Einmalpipette wird im Gasraum einer rauchenden Salzsäureflasche (C) gespült. Das in der Pipette enthaltene Salzsäuregas wird über einen mit Universalindikator versehenen Wassertropfen durch mehrfaches Ausdrücken der Pipette geleitet. Dabei wird

die Zunahme der Leitfähigkeit gemessen. Im zweiten Versuch wird statt Wasser Benzin (oder Lampenöl) genommen.

(Alternativ: Salzsäure Gas über eine mit Aqua dest. oder Benzin angefeuchtetes Indikatorpapier leiten.)

Entsorgung: Säuren und Basen wie Salzsäure und Natronlauge können nach dem Verdünnen gegenseitiger Neutralisation in den Abguss gegeben werden.

Versuch 3.5.2: Entstehung von »Ammoniak-Lösung« in Wasser Ammonium-Ion, Hydroxid-Ion

Chemikalien:



Konz. Ammoniak-Lösung (Xi)

Material: E-Labo, Universalindikator, Einmalpipette

Durchführung:

Der Versuchsaufbau und Ablauf entspricht dem vorherigen Versuch 3.5.1. Eine Einmalpipette wird diesmal im Gasraum einer konzentrierten Ammoniaklösung (Xi) gespült. Ammoniak Gas wird über die Wassertropfen mit Hilfe der Pipette geleitet und der Anstieg der Leitfähigkeit beobachtet. Anschließend den Versuch mit Benzin (oder Lampenöl) als Lösungsmittel durchführen.

Entsorgung: Säuren und Basen wie Salzsäure und Natronlauge können nach dem Verdünnen mit Wasser durch gegenseitige Neutralisation vernichtet und in den Abguss gegeben werden. Benzin oder Lampenöl in organische Abfälle entsorgen.

→ Wasser ist ein Ampholyt

4 Erfahrungen

Die Versuche zur Elektrochemie wurden mit Schüler/inne/n der Sekundarstufe II entwickelt und erprobt. Die Schülerversuche haben einen hohen Aufforderungscharakter. Erstens sind durch geringe Mengen in kurzer Zeit verwertbare Ergebnisse zu erzielen. Zweitens lassen sich die Parameter, wie Elektrodenmaterial, -Abstand, Konzentrationen durch die Schüler/innen leicht variieren. Die Schüler beginnen selber beispielsweise eine Brennstoffzelle im Wassertropfen mit verschiedenen Materialien zu konstruieren und im Experiment zu erforschen. In Studienseminaren und auf Workshops wurden die LAB in a DROP Versuche zur Elektrochemie durch Fachlehrkräfte und Fachdidaktiker/innen ausprobiert. Sie liefern fachlich gut auswertbare Ergebnisse; die Nachhaltigkeit und der Erkenntnisgewinn werden gelobt. Auch die Kürze der Versuche wird hervorgehoben.

Alle Geräte, der Bezugsquellennachweis, ein Katalog sowie fertige Experimentierkästen können unter handelsüblichen Bedingungen beim Autor bezogen werden.

Literatur

KICKUTH, R. & STEFANI, R. (Hrg.) (2016). (2016): *Viktor Obendraufs schöne Experimente*, Band 1 und 2, Verlag Rubkon, Galberg.

MATUSSEK, S. (2013). LAB in a DROP – blue drop experience. *MNU*, 66(6), 352–356

MATUSSEK, S. (2015). LAB in a DROP – Experimente im Mikromaßstab – Teil 1. *MNU*, 68(4), 206–212.

MATUSSEK, S. (2016). LAB in a DROP – Experimente im Mikromaßstab – Teil 2. *MNU* 69(1), 30–39.

MATUSSEK, S. (2015). LAB in a DROP – Elektrochemische Experimente. *Unterricht Chemie*, 146, 24–27.

THOMSON, ST. (1989). *Small-scale Experiments for General Chemistry*, Prentice Hall, Upper Saddle River, New Jersey 07458.

STEPHAN MATUSSEK, stephan.matussek@online.de, ist Lehrer an der Katholischen Schule Harburg, Bogenstraße 10, 21220 Seevetal. Seine Schule hat mit »LAB in a DROP« u. a. den Hamburger Bildungspreis gewonnen.

Der Hamburger Schulsenator Ties Rabe hat die Schirmherrschaft über die »LAB in a DROP« Versuche übernommen. Der VCI fördert die Grundanschaffung »LAB in a DROP« an Schulen. ■□