

LAB in a DROP

Experimente im Mikromaßstab – Elektrochemie Teil 3

STEPHAN MATUSSEK

Der dritte Teil „LAB in a DROP“ Elektrochemie schließt die Reihe der elektrochemischen Versuche in einem Tropfen ab (MATUSSEK, 2017, 409 und 2019, 498). Die Versuche werden ohne Gefäße auf einem Tropfen-Objekträger mit kleinsten Mengen durchgeführt. Der Reaktionsraum z.B. einer Normalwasserstoffelektrode oder eines Halbelementes wird in den hier beschriebenen Experimenten in den Reaktionsraum eines Tropfens verlegt. Mit wenigen Geräten wie Draht-Elektroden und Spannungsmessgeräte bestimmen die Schüler/innen zuverlässig Potentiale in kurzer Zeit. Die Versuche dauern oft weniger als fünf Minuten, sind effektiv und nachhaltig.

Hinweis: Experimentiermaterial für die Schüler/innen ist bei allen Tropfen-Experimenten einheitlich in einer Laborbox, der so genannten Labo (MATUSSEK, 2017, 409), zusammengestellt. Eine 9-V-Batterie, Prüfkabel und ein Spannungsmessgerät erweitern die „Labo“ zu einer E-Labo (Abb. 1). Mit den wenigen Geräten der E-Labo führen die Schüler/innen alle Experimente zur Elektrochemie durch (MATUSSEK, 2019, 410).



Abb.1. Die E-Labo

1 Gleichartige Halbzellen unterschiedlicher Konzentration

Versuch 1.1 Cu/Cu²⁺ Konzentrationshalbzelle



Materialien (Einstufung der Chemikalien gemäß DEGINTU, Stand 01.10.2020. Die hochgestellten Ziffern hinter den Stoffbezeichnungen beziehen sich auf die Ziffern bei den Piktogrammen): E-Labo, Kupfersulfat-Lösung^{1,2} (c=0,01 mol/L, Achtung), Kupfersulfat-Lösung^{2,3} (c=0,1 mol/L, Gefahr), zwei Kupfer-Draht-Elektroden (Ø=1 mm)

Auf Feld 1 bis Feld 3 werden 3 Tropfen Kupfersulfat-Lösung (c=0,1 mol/L, Gefahr) gegeben und die Tropfen durch Vorbeistreichen mit einem Mikrospatel zu einem Tropfen verbunden. Auf Feld 4 bis Feld 6 werden 3 Tropfen Kupfersulfat-Lösung (c=0,01 mol/L, Achtung) gegeben. Auch sie werden mit einem Mikrospatel zu einem Tropfen verbunden. In Feld 1 und Feld 6 werden zwei Kupfer-Draht-Elektroden mit Hilfe einer sog. „dritten Hand“ (Stativ) fixiert und mit dem Spannungsmessgerät verbunden. Auf diese Weise stehen sich die zur Messung vorbereiteten Halbzellen gegenüber. Schließlich werden die unterschiedlich konzentrierten konjugierten Tropfen mit einem Mikrospatel behutsam in Berührung gebracht. Mit einem Spannungsmessgerät wird die Potentialdifferenz gemessen (Abb. 2), mit einem Strommessgerät die Richtung des Elektronenflusses.



Abb. 2. Halbzellen mit unterschiedlicher Kupfersulfat Konzentrationen

Versuch 1.2 Zn/Zn²⁺ Konzentrationshalbzelle



Materialien (Einstufung der Chemikalien gemäß DEGINTU, Stand 01.10.2020. Die hochgestellten Ziffern hinter den Stoffbezeichnungen beziehen sich auf die Ziffern bei den Piktogrammen): E-Labo, Zink-Draht-Elektroden ($\varnothing=1$ mm), $c=1$ mol/l Zinkchlorid-Lösung^{1,2,3} (Achtung), und $c=0,1$ mol/l Zinkchlorid-Lösung^{1,2,3} (Achtung)

Die Durchführung erfolgt analog dem Versuch 1.1.

Das Potential einer Halbzelle, zwischen einem Metall und seiner Salzlösung, ist von der Konzentration der Salzlösung abhängig. Um die Potentiale verschiedener Elemente vergleichen zu können ergibt sich die Forderung, jedes Metall mit einer definierten, vergleichbar konzentrierten Lösung an Eigenionen gegeneinander zu messen. Für ein Halbelement wurde international eine Konzentration $c=1,00$ mol/l aktive Lösung festgelegt.

Hinweis: Für die meisten Versuche der Elektrochemie im Tropfenmaßstab wurde die Konzentration der Lösungen auf $c=0,1$ mol/L festgelegt. Diese Konzentration spart gegenüber einer $c=1$ mol/L Lösung Chemikalien ein und liefert sehr zuverlässige Ergebnisse.

2 Verschiedene Halbzellen gleicher Konzentration

Versuch 2.1 Cu / $c=0,1$ mol/L Cu²⁺ (Gefahr) // Zn / $c=0,1$ mol/L Zn²⁺ (Achtung) $U = 1,1$ V
Kathode ist die Zink-Draht-Halbzelle (Abb. 3)

Versuch 2.2 Cu / $c=0,1$ mol/L Cu²⁺ (Gefahr) // Ag / $c=0,1$ mol/L Ag⁺ (Achtung) $U = 0,4$ V
Kathode ist die Kupfer-Draht-Halbzelle

Versuch 2.3 Zn / $c=0,1$ mol/L Zn²⁺ (Achtung) // Ag / $c=0,1$ mol/L Ag⁺ (Achtung) $U = 1,5$ V
Kathode ist die Zink-Draht-Halbzelle (Abb.4)



Materialien (Einstufung der Chemikalien gemäß DEGINTU, Stand 01.10.2020. Die hochgestellten Ziffern hinter den Stoffbezeichnungen beziehen sich auf die Ziffern bei den Piktogrammen): E-Labo, Kupfer-, Zink-, Silber-Draht-Elektroden (je $\varnothing=1$ mm), Kupfersulfat-Lösung^{1,2} $c=0,1$ mol/L (Gefahr), Zinksulfat-Lösung^{1,2,3} $c=0,1$ mol/L (Achtung), Silbernitrat-Lösung^{2,3,4} $c=0,1$ mol/L (Achtung)

grammen): E-Labo, Kupfer-, Zink-, Silber-Draht-Elektroden (je $\varnothing=1$ mm), Kupfersulfat-Lösung^{1,2} $c=0,1$ mol/L (Gefahr), Zinksulfat-Lösung^{1,2,3} $c=0,1$ mol/L (Achtung), Silbernitrat-Lösung^{2,3,4} $c=0,1$ mol/L (Achtung)

Als Halbzelle werden jeweils zweimal drei Tropfen $c=0,1$ mol/L der entsprechenden Lösung und dem entsprechenden Metall-Draht geschaltet (vergl. Versuch 1.1):



Abb. 3. Die Kupfer Halbzelle und Zink Halbzelle



Abb.4. Die Zink Halbzelle und Silberhalbzelle

Es ist nicht möglich, absolute Spannungswerte für die einzelnen Halbzellen anzugeben. Es können nur relative Werte zwischen zwei Halbzellen gemessen werden.

3 Batterien

Versuch 3.1 Lithium-Batterie



Materialien (Einstufung der Chemikalien gemäß DEGINTU, Stand 01.10.2020. Die hochgestellten Ziffern hinter den Stoffbezeichnungen beziehen sich auf die Ziffern bei den Piktogrammen): E-Labo, Kupfersulfat-Lösung^{1,2} (Gefahr), Kupfer-Draht-Elektrode, Lithium^{3,4} (Gefahr), Bleistift-Elektrode,

Das Ende einer Kupfer-Draht-Elektrode ($\varnothing = 1 \text{ mm}$) wird zu einer Öse gebogen. Die Öse wird auf den T-OT gelegt und mit dem Elektrolyten, eine verdünnte Kupfersulfat-Lösung (Gefahr), benetzt. Die Öse hält die Elektrolytlösung aufgrund der Oberflächenspannung wie einen Wassertropfen.

Diese Halbzelle, Kupfer-Öse mit dem Kupfersulfat-Elektrolyt (Gefahr), wird mit einem Filterpapier bedeckt, welches ebenfalls mit Kupfersulfat-Lösung (Gefahr) (Elektrolyt) getränkt wurde. Ein Span Lithium (Gefahr) dient nun als Kathodenmaterial und wird auf das feuchte Filterpapier gelegt. Der Kontakt zum Lithium (Gefahr) wird mit einer Bleistiftmine hergestellt. Die Mine stellt man auf den Lithiumspan (Gefahr). Schließlich wird die Spannung zwischen der Kupfer-Kathode und der Lithium-Bleistift-Anode gemessen (MATUSSEK, 2013, 351).

4 Bestimmung der Normalpotentialie

Versuch 4.1 Von Metallen mit Protonen (Wasserstoffkationen (H^+))



Materialien (Einstufung der Chemikalien gemäß DEGINTU, Stand 01.10.2020. Die hochgestellten Ziffern hinter den Stoffbezeichnungen beziehen sich auf die Ziffern bei den Piktogrammen): E-Labo, Magnesium³, Eisen, Kupfer, Silber, verdünnte Salzsäure^{1,2} ($c = 1 \text{ mol/L}$ Achtung)

Jeweils ein Metallkrümel (Magnesium, Eisen, Kupfer, Silber) in einen Tropfen verdünnte Salzsäure schieben (MATUSSEK, 2013, 249, 250). Metalle mit einem negativen Standardpotential $E^0 < 0$ in Bezug zum Wasserstoff ($E^0 = 0$), zersetzen sich unter Wasserstoffentwicklung, Metalle mit einem positivem Standardpotential $E^0 > 0$ nicht.

Um ein Maß für die Lösungstension verschiedener Metalle zu erhalten, muss ein festes Bezugssystem gewählt werden. Man hat sich geeinigt die Normal-Wasserstoff-Elektrode als Bezugshalbelement zu verwenden und das

Potential des Systems $\text{H}_2/2\text{H}^+$ willkürlich als Null zu setzen. Je negativer das Normalpotential, desto größer ist die Lösungstension; je positiver das Normalpotential, desto kleiner ist die Lösungstension.

Versuch 4.2 Herstellung einer Platin-Normalwasserstoffelektrode im Tropfenversuch:



Materialien (Einstufung der Chemikalien gemäß DEGINTU, Stand 01.10.2020. Die hochgestellten Ziffern hinter den Stoffbezeichnungen beziehen sich auf die Ziffern bei den Piktogrammen): E-Labo, Platin-Draht-Elektrode ($\varnothing \sim 1 \text{ mm}$), Nickel-Draht-Elektrode^{2,3} ($\varnothing = 1 \text{ mm}$), verdünnte Salzsäure^{1,2} ($c = 0,1 \text{ mol/L}$ Achtung), verdünnte Schwefelsäure^{1,2} (mit $w = 2\%$ Gefahr), Wasserstoff⁴

Für eine Normalwasserstoffelektrode benötigt man eine mit Wasserstoff gesättigte und umspülte Platin-Elektrode. Im Tropfen-Experiment wird dazu ein Platin-Draht zu einer Schnecke ($\varnothing = 1 \text{ cm}$) gewunden. Der Abstand der Windungen beträgt weniger als 1 mm . Die Sättigung des Platin-Drahtes mit Wasserstoff erfolgt über die Elektrolyse von Wasser. Man benutzt dazu Schwefelsäure (Katalysator). Der Platindraht wird mit Hilfe eines Prüfdrahtes an die Kathode (Minuspol) einer 9 V Block-Batterie angeschlossen. Als Anode dient ein Nickel-Draht. Der überschüssige, freiwerdende Wasserstoff wird in den Windungen der Schnecke als Gasblasen gehalten. Der Platindraht ist mit Wasserstoffblasen umgeben und somit gesättigt (Abb. 5).

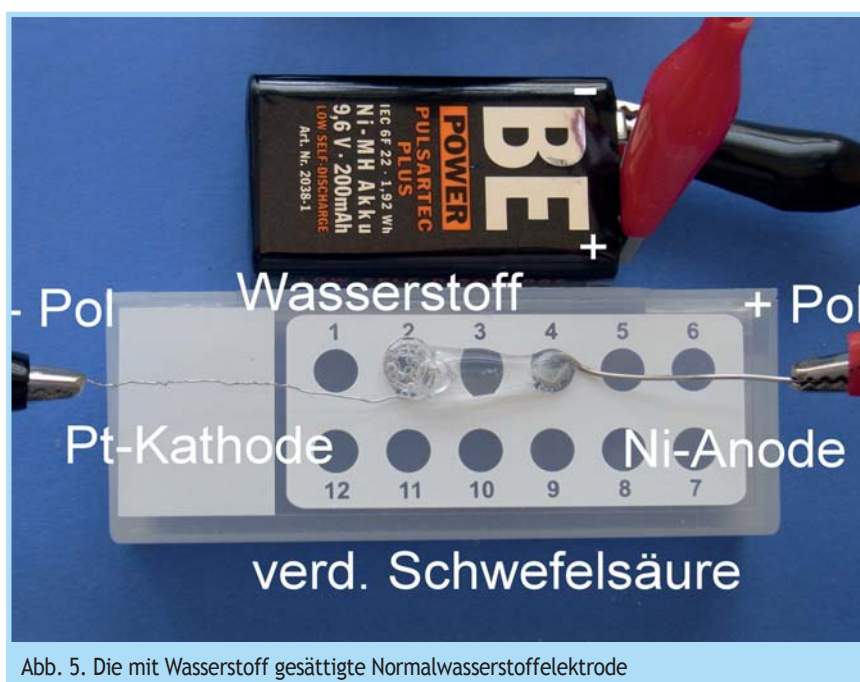


Abb. 5. Die mit Wasserstoff gesättigte Normalwasserstoffelektrode

Zur Vervollständigung der Normalwasserstoffelektrode taucht man sie in 3 Tropfen einer Salzsäure-Lösung auf Feld 1,2 und 3 des T-OTs. Die Normalwasserstoffelektrode ist fertig und der Platindraht wird an ein Spannungsmessgerät angeschlossen.



Abb. 6. Messung mit einer Normalwasserstoffelektrode

Mit dieser Normal-Wasserstoff-Halbzelle können jetzt andere Stoffe mit Ihren Halbzellen verglichen werden.

Versuch 4.2.1 Messung der Normalpotentiale



Materialien (Einstufung der Chemikalien gemäß DEGINTU, Stand 01.10.2020. Die hochgestellten Ziffern hinter den Stoffbezeichnungen beziehen sich auf die Ziffern bei den Piktogrammen): Zink-, Eisen-, Kupfer-, Zinn-, Silber-Draht-Elektrode (je $\varnothing = 1$ mm), Zinkchlorid-Lösung^{1,2,3} (Achtung), Eisenchlorid-Lösung^{1,2} (Gefahr), Kupfersulfat-Lösung^{2,3} (Gefahr), Zinnchlorid-Lösung² (Gefahr) und Silbernitrat-Lösung^{2,3} (jeweils mit $c = 0,1$ mol/L)

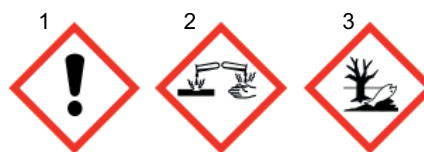
Halbzelle	Normalpotential in V
Zn/Zn ²⁺	-0,76
Sn/Sn ²⁺	-0,14
Fe/Fe ³⁺	-0,04
Cu/Cu ²⁺	+0,34
Ag/Ag ⁺	+0,80

Tab. 1. Elektrochemische Spannungsreihe

Die Halbzelle, die mit der Normalwasserstoffelektrode verglichen werden soll, wird auf dem T-OT auf Feld 4 bis 6 aufgebaut. Dazu werden die 3 Tropfen der Ionen-Lösung der zweiten zu vergleichenden Halbzelle auf den T-OT gegeben und die entsprechende Metall-Draht-Elektrode mit einem Prüfkabel verbunden und in die Tropfen eingetaucht. Mit einem Mikrospatel werden nun die beiden Tropfen der Halbzellen durch Vorbeistreichen in Kontakt gebracht. Die Messwerte werden rasch abgelesen. Sie bleiben für die Messung hinreichend lange stabil. Auf diese Weise lassen sich die folgenden Normalpotentiale im Schülerversuch ermitteln (Tab. 1).

Geordnet nach den Normalpotentialen ergibt sich die elektrochemische Spannungsreihe. Die Spannungsreihe mit den Normalpotentialen ermöglicht Voraussagen über das chemische Verhalten bestimmter Stoffe. Etwa die reduzierende oder oxidierende Wirkung zweier Halbzellen im Vergleich miteinander.

Versuch 4.3 Herstellung einer Normalwasserstoffelektrode aus einer Bleistiftmine (versilbert)



Materialien (Einstufung der Chemikalien gemäß DEGINTU, Stand 01.10.2020. Die hochgestellten Ziffern hinter den Stoffbezeichnungen beziehen sich auf die Ziffern bei den Piktogrammen): E-Labo, Bleistiftminen, Nickel-Draht-Elektrode ($\varnothing = 1$ mm), Silbernitrat-Lösung^{2,3} ($c = 0,1$ mol/L Achtung), verdünnte Salzsäure^{1,2} ($c = 0,1$ mol/L Gefahr)

Als Alternative zum Platindraht kann man Graphitelektroden (Bleistiftminen) verwenden. Die Poren der kohlenstoffhaltigen Bleistiftminen lassen sich gut mit Wasserstoff sättigen. Man kann die Bleistiftminen direkt unversilbert verwenden. Versilbert man die Elektroden, verhindert die Silberschicht ein schnelles Auflösen der Bleistiftmine (Abb. 7).



Abb. 7. Versilberte Bleistiftmine

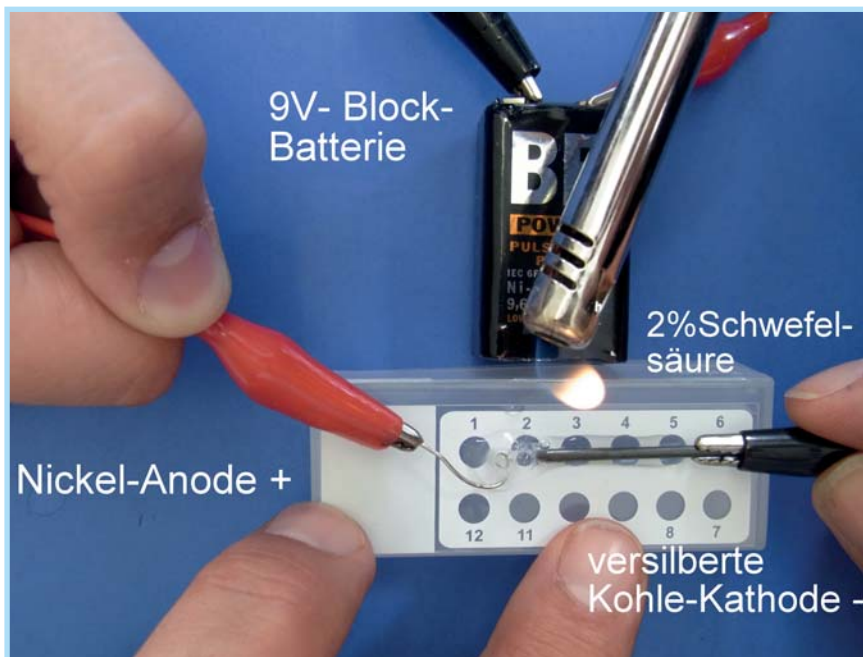


Abb. 8. Die mit Wasserstoff gesättigte Graphit-Normalwasserstoffelektrode

Die Messergebnisse der hier beschriebenen Potentialmessungen nähern sich den theoretischen Werten oft erstaunlich an, oder treffen sie.

Die beschriebenen Versuche und Messergebnisse ersetzen natürlich nicht das standardisierte Messverfahren unter Normalbedingungen mit physisch getrennten Halbzellen.

Diesem Nachteil sollen einige Vorteile gegenübergestellt werden.

Beispielweise kann man im Unterricht einen Messwert vorgeben und die Ergebnisse der Versuche mit einer Smartphone Kamera dokumentieren lassen.

Im Schülerexperiment messen die Schülerinnen und Schüler in wenigen Minuten chemische Potentiale. Dies mit den oben beschriebenen Einschränkungen.

Sie bauen eine Normalwasserstoffelektrode und Halbzellen auf. Sie beobachten die Vorgänge an den Halbzellen. Einige Parameter wie die Elektrodenabstände und Konzentrationen der Elektrolyte oder Temperatur lassen sich leicht verändern.

Es folgen Überlegungen die Messergebnisse gegebenenfalls den theoretischen Werten anzunähern. Dies führt zu einer vertieften Auseinandersetzung mit den Unterrichtsinhalten und zu experimentellen Erfahrungen in der Elektrochemie.

Hierzu gibt man etwa fünf Tropfen der Silbernitrat-Lösung (Achtung) auf einen T-OT. Mit Hilfe einer 9 V Batterie und Prüfklemmen wird die Bleistiftmine als Kathode (Minuspole) geschaltet. Als Anode dient eine Nickel-Draht-Elektrode. Nach etwa einer Minute ist die Kohleelektrode versilbert. Sie kann danach elektrolytisch wie in Versuch 4.1 mit Wasserstoff gesättigt und eingetaucht in die Salzsäure-Lösung als Normalwasserstoffelektrode benutzt werden. Überschüssiger Wasserstoff (Gefahr) kann mit dem Stabfeuerzeug entzündet werden (Abb.8).

Es folgen Überlegungen die Messergebnisse gegebenenfalls den theoretischen Werten anzunähern. Dies führt zu einer vertieften Auseinandersetzung mit den Unterrichtsinhalten und zu experimentellen Erfahrungen in der Elektrochemie.

5 Verdrängungsreihe der Halogenide

Versuch 4.4 Herstellung einer Normalwasserstoffelektrode mit Platinierten Perlen



Materialien (Einstufung der Chemikalien gemäß DEGINTU, Stand 101.10.2020. Die hochgestellten Ziffern hinter den Stoffbezeichnungen beziehen sich auf die Ziffern bei den Piktogrammen): platinierte Perlen, verdünnte Schwefelsäure^{1,2} (mit w=2% (Gefahr), verdünnte Salzsäure^{1,2} (c=0,1 mol/L Achtung), Wasserstoff³ (Gefahr)

Platinierte Perlen kann man als Katalysator erwerben. Die Perlen können direkt mit einer w=2 % Schwefelsäure (Gefahr) mit Wasserstoff (Gefahr) gesättigt werden und wie in Versuch 5.1 in einer Salzsäure-Lösung als Halbzelle geschaltet werden (Abb. 9).

Didaktisch-methodischer Hinweis zu den Potentialmessungen im Tropfen-Experiment:

Vorbemerkung: Bei der Elektrolyse der Halogenide Chlorid, Bromid und Jodid im Tropfen entstehen an der Anode Chlor-, Brom- und Jodwasser in geringer Konzentration. Während der Entstehung werden die gering konzentrierten Lösungen mit einer Kapillare aufgenommen. Das Volumen der Halogenid-Lösungen beträgt etwa 0,0036 mL. Die Öffnung der Kapillare beträgt 0,36 mm². Die Menge an freiwerdenden Gasen ist dementsprechend sehr gering.



Abb. 9. Normalwasserstoffelektrode mit Platinierten Perlen

Versuch 5.1 Herstellung von Chlor-, Brom-, und Jodwasser



Materialien (Einstufung der Chemikalien gemäß DEGINTU, Stand 01.10.2020. Die hochgestellten Ziffern hinter den Stoffbezeichnungen beziehen sich auf die Ziffern bei den Piktogrammen): E-Labo, Aqua dest., Kaliumbromid² (Achtung), Kaliumiodid³ (Gefahr), Kaliumchlorid, Bleistiftmine, Nickel-Draht-Elektrode ($\varnothing = 1 \text{ mm}$)

Auf dem T-OT werden drei Tropfen Aqua dest. gegeben und durch vorbeistreichen mit einem Mikrospatel miteinander verbunden. Dazu werden wenige Kristalle des Halogenids gegeben. Will man beispielsweise Bromwasser^{1,2} (Gefahr) herstellen, gibt man wenige Kristalle Kaliumbromid (Achtung) hinzu. An einer 9 V Block-Batterie wird mit Hilfe zweier Prüfkabel eine Graphit-Elektrode (Bleistiftmine) als Anode (Pluspol) und eine Nickel-Draht-Elektrode als Kathode (Minuspol) angeschlossen. Die Elektroden werden mit Hilfe der „dritten Hand“ fixiert und mit der 9 V Blockbatterie verbunden. Bereits nach wenigen Sekunden färbt sich der Raum um die Anode aufgrund des Bromwassers (Gefahr) gelb. Mit Hilfe einer Kapillare wird das gelbe Bromwasser (Gefahr) um die Bleistiftmine bei der Entstehung abgezogen und kann für den Versuch benutzt werden. In analoger Weise kann Iodwasser (Gefahr) oder Chlorwasser (Gefahr) hergestellt werden.

Versuch 5.2 Kaliumiodid-Lösung und Bromwasser

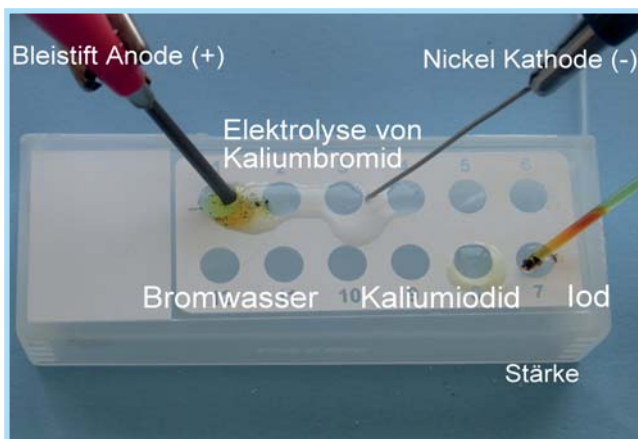


Abb. 10. Verdrängungsreaktion einer Kaliumiodid-Lösung und Bromwasser

Materialien (Einstufung der Chemikalien gemäß DEGINTU, Stand 01.10.2020. Die hochgestellten Ziffern hinter den Stoffbezeichnungen beziehen sich auf die Ziffern bei den Piktogrammen): E-Labo, Kapillarröhrchen, Kaliumbromid² (Achtung), Kaliumiodid³ (Gefahr), Stärke

Drei Tropfen Aqua dest. werden mit einigen Kristallen Kaliumbromid (Achtung) auf dem T-OT versetzt und elektrolysiert. Das so frisch gewonnene Bromwasser^{1,2} (Gefahr) wird mit einem Kapillarröhrchen abgesogen und in einen Tropfen Kaliumiodid (Gefahr) auf dem T-OT gehalten. Das bräunliche Bromwasser (Gefahr) im Kapillarröhrchen färbt sich aufgrund des entstehenden gelösten elementaren Iods (Gefahr) orange rot. Das gelöste elementare Iod (Gefahr) in der Lösung wird durch die Zugabe von wenigen Krümeln Stärke nachgewiesen, die sich durch das gelöste Iod tief blau färben (Abb. 10)

Versuch 5.3 Kaliumbromid-Lösung und Iodwasser



Materialien (Einstufung der Chemikalien gemäß DEGINTU, Stand 01.10.2020. Die hochgestellten Ziffern hinter den Stoffbezeichnungen beziehen sich auf die Ziffern bei den Piktogrammen): E-Labo, Kapillarröhrchen, Kaliumbromid¹ (Achtung), Kaliumiodid² (Gefahr)

Analog zu Versuch 5.2, Hierbei findet keine Reaktion statt.

Versuch 5.4 Kaliumbromid-Lösung und Chlorwasser

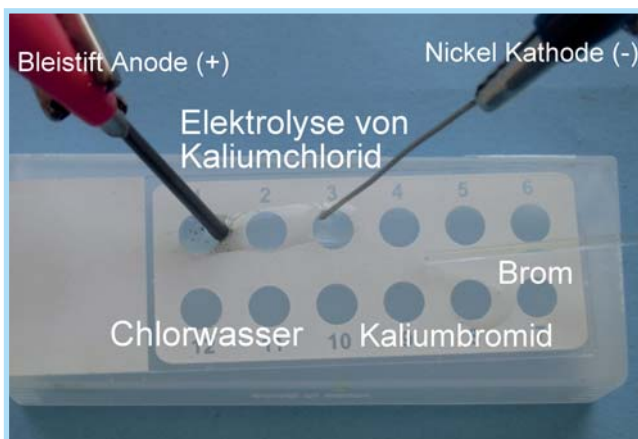


Abb. 11. Verdrängungsreaktion Kaliumbromid und Chlorwasser

Materialien (Einstufung der Chemikalien gemäß DEGINTU, Stand 01.10.2020. Die hochgestellten Ziffern hinter den Stoffbezeichnungen beziehen sich auf die Ziffern bei den Piktogrammen): E-Labo, Kapillarröhrchen, Kaliumbromid² (Achtung), Kaliumchlorid

Durch Elektrolyse von Kaliumchlorid-Lösung wird Chlorwasser (Gefahr) hergestellt. Das Chlorwasser (Gefahr) wird in ein Kapillarröhrchen gesogen und in einen Tropfen Kaliumbromid-Lösung (Achtung) gehalten. Der Inhalt der Kapillare färbt sich aufgrund des entstehenden Bromwassers^{1,2} (Gefahr) gelb.

Versuch 5.5 Kaliumchlorid-Lösung und Bromwasser



Materialien (Einstufung der Chemikalien gemäß DEGINTU, Stand 01.10.2020. Die hochgestellten Ziffern hinter den Stoffbezeichnungen beziehen sich auf die Ziffern bei den Piktogrammen): E-Labo, Kapillarröhrchen, Kaliumchlorid, Kaliumbromid² (Achtung), Bromwasser^{1,2} (Gefahr)

Analog Versuch 5.4. Hierbei findet keine Reaktion statt.

6 Lokalelement und Korrosion

Versuch 6.1 Nachweis von Eisen(III)-ionen mit Kaliumhexacyanidoferrat(II)



Materialien (Einstufung der Chemikalien gemäß DEGINTU, Stand 01.10.2020. Die hochgestellten Ziffern hinter den Stoffbezeichnungen beziehen sich auf die Ziffern bei den Piktogrammen): E-Labo, Kaliumhexacyanidoferrat(II), Eisen(III)-chlorid¹ (Gefahr)



Abb. 12. Nachweis von Eisen(III)-ionen mit Kaliumhexacyanidoferrat(II)

Auf Feld 1 werden etwa 2 Kristalle Kaliumhexacyanidoferrat(II) in Aqua dest. gelöst. In die Lösung wird ein Kristalle Eisen(III)-chlorid (Gefahr) geschoben (Abb. 12).

Metallische Werkstoffe unterliegen häufig einem Zerstörungsprozess der Korrosion. Die Korrosion wird gefördert durch Berührungs- oder Lokalelemente die entstehen, wenn Metalle Verunreinigungen edler oder unedler Metalle enthalten, oder mit Wasser gelöste Salze in Kontakt kommen.

Versuch 6.2 Das Lokalelement Kupfer/Eisen

Materialien E-Labo, Eisennagel, Schmirgelpapier, Kaliumhexacyanidoferrat(III)

Ein Eisennagel wird mit Schmirgelpapier angeschliffen und in einen Tropfen rotes Blutlaugensalz (Kaliumhexacyanidoferrat(III)) getaucht. Ein Kupferdraht wird angeschliffen und in den Tropfen gehalten. Dabei berühren sich der Kupferdraht und Eisennagel. An der Berührungsstelle entsteht zusehends ein „Berliner-Blau“ Überzug (Abb. 13).

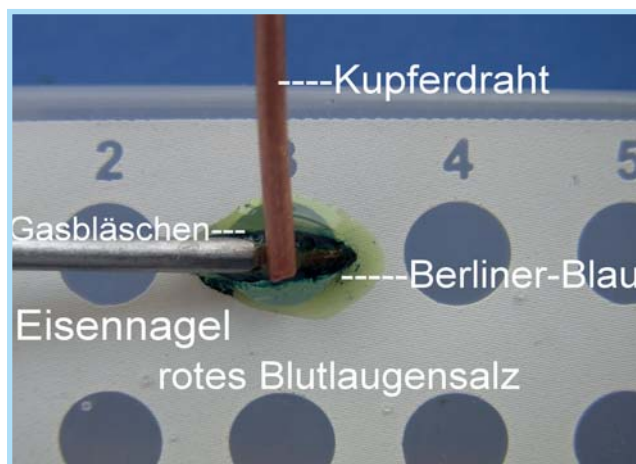


Abb. 13. Das Lokalelement Eisen und Kupfer

Die elektrochemische Korrosion tritt auf, wenn ein edleres Metall mit einem unedleren in Berührung kommt und beide mit einem Elektrolyten benetzt sind.



Abb. 14. Korrosion von Eisen

Versuch 6.3 Das Rosten von Eisen:

Materialien E-Labo, Kaliumhexacyanidoferrat(III)/Natriumchlorid-Lösung, Schmirgelpapier

Auf einem T-OT werden 6 Tropfen verdünntes Kaliumhexacyanidoferrat(III)/Natriumchlorid-Lösung gegeben und verbunden. Die untere Hälfte eines Eisennagels wird angeschliffen in die rote Kaliumhexacyanidoferrat(III)/Natriumchloridlösung gelegt (Abb.14).

7 Fazit

Das Alleinstellungsmerkmal der Tropfenexperimente „LAB in a DROP“ zur Elektrochemie ist der Verzicht auf alle Gefäße. Der Tropfen wird zum Gefäß. Es wird auf einer strukturierten Oberfläche, dem Tropfenobjektträger, gearbeitet. Die Berührung einer Draht-Elektrode mit einem auf dem T-OT aufgetragenen Tropfen seiner Elektrolytlösung bildet eine Halbzelle. Die Spannung zweier Halbzellen lässt sich zuverlässig ermitteln. Ganze Schulklassen können gleichzeitig experimentieren. Die eingesetzte Chemikalienmenge ist gegenüber den klassischen Experimenten deutlich kleiner. Eine Messung dauert weniger als fünf Minuten. Die geringe Menge an Chemikalien und kurze Experimentierdauer veranlassen die Schülerinnen und Schüler Versuche zu wiederholen, Reaktionswege zu beobachten und eigene Ideen zu realisieren. So wurden zum Thema Brennstoffzelle im Tropfen der Einfluss von verschiedenen Materialien, Elektrolyte, Elektrodenabstände und Temperatur untersucht. (MATUSSEK 2019, 503). Die Tropfenversuche führten zu einer vertieften Beschäftigung mit fachlichen Inhalten und der Erkenntnis: Das Große passt in das Kleine. Die Theorie „passt“ in das Experiment.

8 Bezugsquellen:

Einzelgeräte:

Tropfenobjektträger: Firma Carl Roth

T-OT Box: Firma Neolab

Mikrobrenner: Voelkner, Conrad

Mikrokapillaren: Firma Carl Roth

Teflon Unterlage: handelsübliches Teflon Backpapier

Tropfflaschen: Thermo Fisher Scientific, Analytics shop

Dritte Hand: Voelkner, Conrad

Käfiglupe: Lehrmittelfirmen

Prüfkabel: Conrad

9V Batterien: Conrad, Voelkner u. a

Elektroden: Bastelshops

Alle Geräte, ein Katalog, sowie fertige Experimentierkästen können handelsüblich beim Autor bezogen werden. Beim Autor kann ein Skript über eine Übersicht der Tropfenexperimente erhalten werden.

Die in diesem Beitrag beschriebenen Experimentieranleitungen wurden sorgfältig erarbeitet. Dennoch können weder der Autor noch die Herausgeber/innen für die Richtigkeit von Angaben, Hinweisen und Ratschlägen eine Haftung übernehmen, auch Druckfehler können nicht immer ausgeschlossen werden. Es sei darauf hingewiesen, dass beim Experimentieren grundsätzlich ein Kittel und eine Schutzbrille zu tragen sind, auch wenn dies in Versuchsvorschriften nicht immer explizit erwähnt wird. Außerdem ist zu beachten, dass vor Versuchsdurchführungen in der Schule eine Gefährdungsbeurteilung unter Beachtung der örtlichen Gegebenheiten durchzuführen ist.

Schirmherrschaft und Förderhinweis

Der Hamburger Schulsenator TIES RABE hat die Schirmherrschaft über die LAB in a DROP Versuche übernommen. Der VCI fördert im Rahmen der Unterrichtsförderung die Grundanschaffung „LAB in a DROP“ an Schulen.

Literatur

KICKUTH, R., STEPHANI, R. (Hg.), OBENDRAUF, V. (2016). *Viktor Obendraufs schöne Experimente Band 1 und 2*. Galberg: Rubkon.

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*, 69(1), 30–39

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

MATUSSEK, S. (2017). LAB in a DROP – Experimente im Mikromaßstab – Elektrochemie Teil 1. *MNU*, 70(6), 409–417

MATUSSEK, S. (2019). LAB in a DROP – Experimente im Mikromaßstab – Elektrochemie Teil 2. *MNU*, 72(6), 498–505

STR STEPHAN MATUSSEK, stephan.matussek@online.de, ist Lehrer an der Katholischen Schule Hamburg Harburg, Bogenstraße 10, 21220 Seevetal. Seine Schule hat mit „LAB in a DROP“ den Hamburger Bildungspreis bekommen, 2019 den Friedrich Stromeyer-Preis. ■