

Schulversuchspraktikum

Name Stefan Krüger

Semester SoSe 2014

Klassenstufen 9/10



Leitfähigkeit und einfache Elektrolysen

Auf einen Blick:

In diesem Protokoll wird mit Hilfe einfacher Experimente die Elektrochemie eingeführt. Über qualitative und quantitative Leitfähigkeitsmessungen wird den SuS ein Einblick in die Zusammenhänge der Leitfähigkeit gegeben. Sie erkennen den Zusammenhang zwischen der Konzentration und der Leitfähigkeit. Außerdem kann mit Hilfe von farbigen Ionen in Farbstoffen die Wanderung der Ladungsträger visualisiert werden. Zusätzlich werden den SuS einfache Elektrolysen vorgestellt, welche über Farbreaktionen deutlich gemacht werden sollen.

Inhalt

1	Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele.....	2
2	Lehrerversuche	3
2.1	V 1 – Elektrolyse von Kupferchlorid	3
2.2	V2 – Elektrolyse einer Natriumchlorid-Lösung	4
3	Schülerversuche.....	6
3.1	V3 Qualitative Leitfähigkeitsprüfung.....	6
3.2	V4 Halbquantitative Leitfähigkeitsprüfung.....	7
3.3	V5 Die Limette als elektrischer Leiter.....	8
3.4	V6 – Wanderung von Ionen im Elektrolyten	9
4	Didaktischer Kommentar.....	10
4.1	Erwartungshorizont (Kerncurriculum).....	10
4.2	Erwartungshorizont (Inhaltlich).....	10
5	Literatur	11

1 Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele

Das Thema der Elektrochemie spielt in der chemischen Industrie eine große Rolle. Viele Synthesen und produzierende Prozesse können mittels Elektrochemie wirtschaftlicher gemacht werden. Sowohl die Gewinnung einiger Stoffe als auch die Veredelung von Produkten durch zum Beispiel das Galvanisieren können in diesem Zusammenhang verdeutlicht werden. Besonders die Elektrolyse von Lösungen kann im Zusammenhang mit der Redoxchemie als Umkehr dieser natürlichen Prozesse beschrieben werden. Als Beispiele eignen sich hier vor allem Metallsalze. Die Gewinnung von Metallen aus ihren natürlichen Verbindungen steht hierbei im Vordergrund. Zum Beispiel wird die Chloralkalielektrolyse zur Gewinnung von Chlor und Natronlauge in den meisten Schulbüchern behandelt. Diese Prinzipien werden mit den Versuchen V1 „Elektrolyse einer Kupfer(II)-chlorid-Lösung“ und V3 „Elektrolyse einer Natriumchlorid-Lösung“ deutlich. Beide Reaktionen lassen sich aufgrund von Gasentwicklung bzw. durch farbliche Veränderungen gut erkennen. Reduzierend wird nicht auf das Konzept der elektrochemischen Doppelschicht eingegangen. Diese lässt sich aus dem Versuch nicht herleiten. Grundlegend wird über die Versuche V2 „Wanderung der Ladungsträger im Elektrolyten“ und V4 „Qualitative Nachweise von Elektrolyten“ sowie V5 „Halbquantitative Bestimmung von Leitfähigkeit in Abhängigkeit von der Konzentration“. Das Kohlrauschsche Quadratwurzelgesetz ist dabei nicht betrachtet worden. Dafür wären stärkere Verdünnungen nötig. Mit kleinen Modifikationen wäre dieser Aspekt jedoch auch zu erarbeiten. Je nach Mathematisierungsgrad kann dies hinzugenommen werden und so eine quantitative Bestimmung erreicht werden. Im Versuch V6 „Leitfähigkeit einer Limette“ wird eine Limette anstelle einer Elektrolytlösung zwischen geschaltet. Mit diesem Versuch kann entweder die Leitfähigkeit von Säuren erarbeitet werden, falls den SuS bekannt ist, dass Citrusfrüchte Säure enthalten. Andererseits kann darüber auch erarbeitet werden, dass Citrusfrüchte Säuren bzw. andere Ionen enthalten können. Weitere Modifikationen des Versuchs sind möglich, sodass beispielsweise auch Alltagsgegenstände wie MP3-Player darüber mit Boxen verbunden werden können. Insgesamt sollten die Versuche genutzt werden, um den SuS die Prozesse der Leitfähigkeiten bzw. der Elektrolysen auf Teilchenebene deutlich zu machen. Alle Versuche sind in das Basiskonzept Stoff-Teilchen eingeordnet „SuS schlussfolgern anhand von Experimenten zur Leitfähigkeit auf das Vorhandensein von Ionen- und Molekülverbindungen“.

2 Lehrerversuche

2.1 V 1 – Elektrolyse von Kupferchlorid

In diesem Versuch können die Prozesse auf Teilchenebene für die SuS verdeutlicht werden. Sie können in diesem Versuch erkennen, dass sich Metallsalze als ihre Elemente abscheiden lassen. Damit steht dieser Versuch stellvertretend für andere Elektrolysen von Metallsalzen. Sie eignet sich aufgrund der farblichen Unterscheidung von Produkt und Edukt sehr gut für SuS.

Gefahrenstoffe		
Kupferchlorid	H: 302-315-319-410	P: 260-273-302+352-305+351+338
		



Abb. 1: Elektrolyse von Kupfer(II)-chlorid

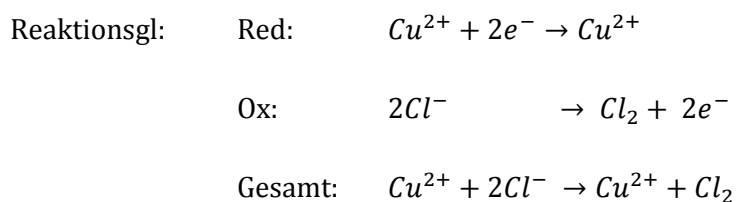
Materialien: Graphitelektroden, Kabel, Trafo, Becherglas

Chemikalien: Kupfer(II)-Chlorid-Lösung,

Durchführung: Der Trafo wird auf Gleichspannung eingestellt. Der Stromkreis mit dem Becherglas als Leiter aufgebaut. Die Elektroden werden so in die Lösung getaucht, dass sie sich nicht berühren (evtl. mit Stativ und Klammern befestigen). Die Spannungsquelle wird für einige Minuten eingeschaltet, bis eine Gasentwicklung an der Anode zu erkennen ist.

Beobachtung: An der Anode bilden sich Gasbläschen. An der Kathode scheidet sich ein braun-glänzender Feststoff ab.

Deutung: An der Kathode scheidet sich elementares Kupfer ab, welches an seiner charakteristischen Farbe zu erkennen ist. An der Anode bildet sich elementares Chlor, was an den Gasbläschen zu erkennen ist.




Entsorgung: Sollte das Chlorgas aufgefangen worden sein, muss dieses mit Natriumthiosulfat im Ausguss entsorgt werden. Die Kupferchloridlösung wird im Schwermetallbehälter entsorgt.

Literatur: A. Witt und Prof. Dr. A. Flint, „Chemie fürs Leben – ein schülerorientiertes Konzept zur Behandlung des Themas Elektrochemie“, März 2013, Uni Rostock

Unterrichtsanschlüsse Der Versuch eignet sich als praktischer Einstieg in das Thema Elektrolyse. Vorzugsweise sollte mit der Leitfähigkeit begonnen worden sein. Das Teilchenkonzept sollte bereits aus den vorherigen Jahrgängen bekannt sein. Aus Kostengründen ist das Experiment besser als Demoversuch geeignet.

2.2 V2 – Elektrolyse einer Natriumchlorid-Lösung

Dieser Versuch eignet sich sowohl als Alternative für den Versuch V1 als auch für die Herleitung der Chloralkalielektrolyse als industrieller Prozess. Während beim vorherigen Versuch elementares Chlor entsteht, bildet dieses sich bei dieser Versuchsanordnung lediglich als Nebenprodukt. Hauptprodukt sind ungefährlichere Hydroxid-Ionen. Daher ist der Nachweis der Reaktion über Phenolphthalein möglich.

Gefahrenstoffe		
Phenolphthalein	H: 226	P: -
Natriumhydroxid	H: 314-290	P: 280- 301+330+331- 305+351+338
		

Materialien: Graphitelektroden, U-Rohr, Kabel, Trafo

Chemikalien: Natriumchlorid, Phenolphthalein

Durchführung: Die Natriumchloridlösung wird bis etwa zur Hälfte in das U-Rohr gegeben und einige Tropfen Phenolphthalein zugegeben. In jedes der Rohre wird eine Elektrode



Abb. 2: Elektrolyse von Natriumchlorid

de gesteckt und mit Gleichspannung (ca. 4,5 V) mit dem Trafo verbunden.

Beobachtung: An der Kathode ist eine Gasentwicklung zu erkennen. Zusätzlich färbt sich diese Seite des U-Rohres pink. An der Anode entsteht ebenfalls ein Gas, die Lösung trübt sich leicht.

Deutung: An der Kathode sind neben Wasserstoff auch Hydroxid-Ionen entstanden. Beide Produkte stammen aus der Spaltung von Wasser. An der Anode entsteht neben Sauerstoff auch Chlorgas, welches jedoch in Wasser sofort disproportioniert. Das schwerlösliche Chlorat kann die leichte Trübung verursachen.

Reaktionsgl: Red: $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$

Ox: $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$

Ges: $2H_2O + 2Cl^- \rightarrow 2H_2O + Cl_2$

Entsorgung: Die Lösung wird im Säure-Base-Behälter entsorgt.

Literatur: <http://www.chemieunterricht.de/dc2/phph/phen-elektrolyse.htm>, zuletzt abgerufen am 16.8.2014, um 16:25 Uhr.

Unterrichtsanschlüsse Der Versuch eignet sich als vertiefender Blick in die Elektrolysechemie. Unter Umständen ist eine Hinführung zur Chloralkalielektrolyse möglich. Die entsprechenden Modifikationen können aus diesem Versuch erarbeitet werden (Abwesenheit von Wasser, höhere Spannungen, etc.). Visuell weist der Versuch eine hohe Effektstärke auf. Problematisch ist hier, dass nicht das Salz elektrolysiert wird, sondern Wasser ebenfalls eine Rolle spielt.

3 Schülerversuche

3.1 V3 Qualitative Leitfähigkeitsprüfung

Dieser Versuch zeigt, welche Eigenschaften Elektrolyte erfüllen müssen. Es kann anhand von Alltagschemikalien gezeigt werden, dass für die Leitfähigkeit freibewegliche Ionen in der Lösung vorhanden sein müssen. Damit werden mit diesem Versuch die Grundlagen für die weitere Elektrochemie gelegt.

Gefahrenstoffe



Materialien: Graphitelektroden, Kabel, Trafo, Bechergläser, Flügelmotor

Chemikalien: Kochsalz, Speiseöl, Zucker, demineralisiertes Wasser

Durchführung: Es werden jeweils Lösungen bzw. Emulsionen der einzelnen Chemikalien hergestellt,



Abb. 3: Qualitative Leitfähigkeitsprüfung

sowie ein Becherglas mit demineralisiertem Wasser bereitgestellt. Nacheinander werden die Elektroden in jedes der Bechergläser getaucht und der Flügelmotor beobachtet.

Beobachtung: Der Flügelmotor bleibt bei allen Stoffen in Ruhe, die Ausnahme bildet die Kochsalzlösung, hier beginnt sich der Motor zu drehen.

Deutung: Für die Leitfähigkeit müssen Ionen in der Lösung vorhanden sein. Ungeladene Moleküle können nicht zur Leitfähigkeit beitragen.

Entsorgung: Alle Lösungen und Emulsionen können im Ausguss entsorgt werden.

Literatur: A. Witt und Prof. Dr. A. Flint, „Chemie fürs Leben – ein schülerorientiertes Konzept zur Behandlung des Themas Elektrochemie“, März 2013, Uni Rostock

Unterrichtsanschlüsse Der Versuch eignet sich als Einstieg in das Thema, da er als Grundlage verdeutlicht, welche Bedingungen eine Lösung erfüllen muss, damit eine Leitfähigkeit erzeugt wird. Optional kann mit verdünnten Säuren gearbeitet werden, allerdings geht dann möglicherweise der Alltagsbezug verloren und die Entsorgung muss über den Säure-Base-Behälter erfolgen. Am Versuchsaufbau würde sich nichts ändern.

3.2 V4 Halbquantitative Leitfähigkeitsprüfung

Dieser Versuch stellt eine Erweiterung des erarbeiteten Konzepts aus V3 dar. Hierbei werden nicht verschiedene Stoffe miteinander verglichen, sondern verschiedene Konzentrationen desselben Stoffs. Es eignen sich Natriumchlorid oder verdünnte Schwefelsäure. Zusätzlich kann der Umgang mit einem Multimeter geübt werden.

Gefahrenstoffe



Materialien: Trafo, Graphitelektroden, Multimeter, Kabel, Bechergläser

Chemikalien: Natriumchlorid

Durchführung: Es werden verschiedene Konzentrationen der Natriumchloridlösung hergestellt. In diesem Beispiel betragen die Konzentrationen $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$, $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ und $1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$. Dafür wurden jeweils 0,0053 g, 0,053 g bzw. 0,53 g für 10 ml Lösung eingewogen. Die Lösungen werden nacheinander (vorzugsweise beginnend mit der schwächsten Konzentration zur höchsten Konzentration) nacheinander gemessen. Das Multimeter wird dabei in Reihe mit der Lösung geschaltet.



Abb. 4: Halbquantitative Leitfähigkeitsmessung

Beobachtung: Bei den unterschiedlichen Konzentrationen betragen die Werte wie folgt:

Konzentration $[\frac{\text{mol}}{\text{l}}]$	Stromstärke $[mA]$
0,01	1,82
0,1	10,22
1	24,3

Deutung: Je höher die Konzentration, desto höher ist die Leitfähigkeit. Es besteht offenbar kein linearer Zusammenhang.

Entsorgung: Die Lösungen können im Ausguss entsorgt werden.

Literatur: abgewandelt nach: A. Witt und Prof. Dr. A. Flint, „Chemie fürs Leben – ein schülerorientiertes Konzept zur Behandlung des Themas Elektrochemie“, März 2013, Uni Rostock

Unterrichtsanschlüsse Mit diesem Versuch kann zunächst gezeigt werden, dass die Leitfähigkeit bei ausreichend verdünnten Lösungen zunächst ansteigt. Mögliche Erweiterungen sind je nach Stärke des Kurses der nicht-lineare Zusammenhang bei höheren Konzentrationen und das Kohlrausche Quadratwurzelgesetz. Für beide Konzepte müsste der Versuch jedoch erweitert werden.

3.3 V5 Die Limette als elektrischer Leiter

Dieser Versuch zeigt die elektrische Leitfähigkeit einer Citrusfrucht aufgrund der in der Frucht enthaltenen Säure. Benötigt werden für diesen Versuch nur Alltagsgegenstände. Die Limette kann alternativ durch andere Citrusfrüchte ersetzt werden.

Gefahrenstoffe



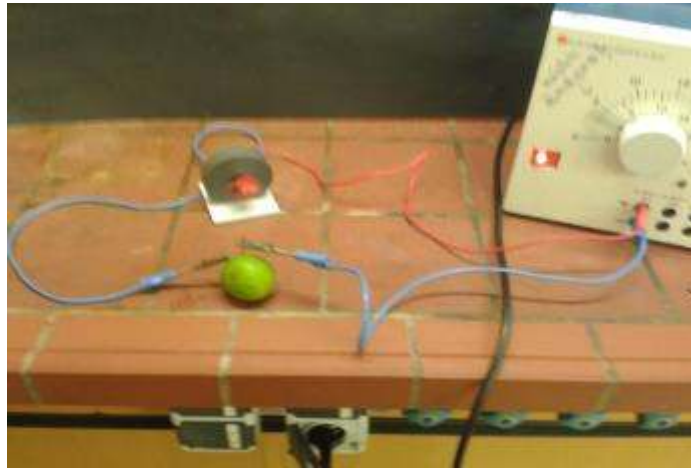











Abb. 5: Limette als elektrischer Leiter

- Material:** Trafo, Graphitelektroden, Kabel, Stahlnägel, Krokodilklemmen, Flügelmotor
- Chemikalien:** Limette
- Durchführung:** Die Limette wird als elektrischer Leiter in Reihe mit dem Flügelmotor geschaltet.
- Beobachtung:** Der Flügelmotor beginnt sich zu drehen, wenn der Trafo eingeschaltet wird.
- Deutung:** In der Limette ist ein Elektrolyt enthalten, der für die Leitung des elektrischen Stroms sorgt. Es handelt sich hierbei um die natürlich enthaltene Säure.
- Literatur:** A. Witt und Prof. Dr. A. Flint, „Chemie fürs Leben – ein schülerorientiertes Konzept zur Behandlung des Themas Elektrochemie“, März 2013, Uni Rostock

Unterrichtsanschlüsse Dieser Versuch eignet sich eher als Showversuch, da er wenige Erkenntnisse liefert. Er verdeutlicht jedoch, mit welchen einfachen Mitteln ein Stromkreis aufgebaut oder geschlossen werden kann. Möglich ist er jedoch als Problemexperiment. Im Rahmen einer Projektarbeit ist er ebenfalls einsetzbar. Klassischerweise wird er jedoch eher als Batterie genutzt.

3.4 V6 – Wanderung von Ionen im Elektrolyten

Dieser Versuch eignet sich, um vorhandene Fehlkonzepte über die freie Beweglichkeit von Ladungsträgern im Elektrolyten bei SuS aufzuarbeiten. Er zeigt anschaulich die freie Beweglichkeit von Ionen in einer farbigen Lösung, da es sich bei Methylenblau um ein Kation handelt, welches in Lösung die charakteristische blaue Farbe verursacht.

Gefahrenstoffe								
Methylenblau			H: 302			P: 301+312		
								

Materialien: Becherglas, Haushaltsfolie, Objektträger (alternativ eine gläserne Kristallisierschale), Graphitelektroden, Trafo, Garn (Baumwolle), Filterpapier

Chemikalien: Methylenblau, Natriumsulfat



Abb. 6: Wanderung der Ionen im Elektrolyten

Durchführung: Von beiden Chemikalien werden wässrige Lösungen hergestellt. Ein Filterpapier wird auf den mit Folie umwickelten Objektträger gelegt und mit der Natriumsulfat-Lösung beträufelt. Beide Elektroden werden parallel auf das Filterpapier gelegt, sodass wenige Zentimeter Platz zwischen ihnen ist. Das Garn wird in der Methylenblau-Lösung gefärbt (ca. 10 min). Dann wird die Spannungsquelle eingeschaltet und das Garn mittig (parallel) zwischen die Elektroden gelegt. Zwischendurch muss eventuell das Filterpapier erneut befeuchtet werden.

Beobachtung: Vom Garn aus wandert der blaue Farbstoff in Richtung des Minuspols.

Deutung: Die Methylenblau-Lösung enthält Kationen, die in Lösung farbig sind. Diese werden vom Minuspol angezogen und bewegen sich daher nur in eine Richtung statt frei zu diffundieren.

Entsorgung: Methylenblau-Lösung in den Sammelbehälter für organische Verbindungen. Filterpapier in den Feststoffabfall.

Literatur: A. Witt und Prof. Dr. A. Flint, „Chemie fürs Leben – ein schülerorientiertes Konzept zur Behandlung des Themas Elektrochemie“, März 2013, Uni Rostock

Unterrichtsanschlüsse Der Versuch eignet sich, um den SuS die freie Beweglichkeit von Ladungsträgern deutlich zu machen. Es handelt sich dabei nicht um freie Elektronen, wie das möglicherweise aus metallischen Leitern bereits bekannt ist. Vielmehr sind gelöste Ionen verantwortlich für die elektrische Leitfähigkeit. Diese können mit Hilfe des Methylenblau oder alternativ mit roter Lebensmittelfarbe (Cochenillerot, anionisch) deutlich gemacht werden. Sollte der Versuch mit roter Lebensmittelfarbe durchgeführt werden, darf die Lösung nur schwach verdünnt werden, da der Effekt durch zu wenig Farbstoff sonst nicht deutlich wird. Die Bewegungsrichtung der Ionen ändert sich dann in Richtung des Pluspols.

Arbeitsblatt

Name	Arbeitsblatt „Alles unter Strom“	Datum
------	----------------------------------	-------

1.) Beschreibe kurz, welche Eigenschaften ein Elektrolyt haben muss

2.) Sowohl Kationen als auch Anionen weisen in Wasser eine unterschiedliche Leitfähigkeit auf. Formuliere ein Experiment, in dem du eine Reihe von Kationen nach ihrer Leitfähigkeit ordnen kannst. Die zu untersuchenden Kationen sind Na^+ ; K^+ ; Ca^{2+} ; H^+ ; Mg^{2+}

3.) Protonen weisen in Wasser gelöst eine deutlich höhere Leitfähigkeit auf, als alle anderen Kationen. Stelle begründet eine Hypothese auf, warum dies so sein könnte.

4 Didaktischer Kommentar

Das Arbeitsblatt kann am Ende der vorgestellten Versuche stehen. Diese Versuche könnten als Stationen Lernen aufgebaut sein oder in aufeinanderfolgenden Stunden durchgeführt worden sein. Die SuS sollten dabei ein Verständnis über Elektrolyte erworben haben. Das Verständnis für Leitfähigkeit und deren Gründe in wässrigen Lösungen muss für das Arbeitsblatt vorausgesetzt werden.

4.1 Erwartungshorizont (Kerncurriculum)

Für die erste Aufgabe wird vor allem aus dem Basiskonzept Stoff-Teilchen auf den Bereich der Erkenntnisgewinnung gesetzt „SuS schlussfolgern anhand von Experimenten zur Leitfähigkeit auf das Vorhandensein von Ionen und Molekülverbindungen“. Allerdings handelt es sich hierbei lediglich um reproduzierende Aufgaben. Sie müssen nur ihr erlangtes Wissen in Worte fassen. Durch die zweite Aufgabe werden vor allem die Suche im Hypothesen- und die Suche im Experimentierraum gefördert. Sie müssen dafür ihr bisheriges Wissen anwenden und befinden sich damit im Anforderungsbereich 2. Für die dritte Aufgabe ist ein Rückbezug auf ihr Wissen aus der Säure-Base-Chemie nötig. Sie findet sich vor allem im Basiskonzept Donator-Akzeptor „SuS deuten Säure-Base-Reaktionen als Protonenübertragungsreaktionen nach dem Donator-Akzeptor-Prinzip“. Hierbei handelt es sich um einen Transfer von zwei unterschiedlichen Konzepten. Es wird kumulatives Wissen von den SuS gefordert, man befindet sich damit im Anforderungsbereich 3.

4.2 Erwartungshorizont (Inhaltlich)

Aufgabe 1: Elektrolyte dissoziieren in wässrigen Lösungen in Ionen und es entstehen freie Ladungsträger.

Aufgabe 2: Für diesen Versuch sollten die zu prüfenden Kationen mit dem gleichen Anion (z.B.: Chlorid) in ein konstantes Volumen an Wasser gegeben werden (z.B.: 100 ml). Es sollte dabei darauf geachtet werden, dass sich die Konzentrationen nicht unterscheiden (maximal $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$)

Aufgabe 3: Protonen bilden in wässriger Lösung Hydronium-Ionen, welche nicht über lange Zeit stabil sind, sondern immer wieder von Wassermolekül zu Wassermolekül springen. Dadurch ist ihre Bewegung in Wasser deutlich schneller als das anderer Kationen. Daher können in gleicher Zeit mehr Ladungsträger bewegt werden und die Leitfähigkeit steigt.

5 Literatur

- [1] A. Witt und Prof. Dr. A. Flint, „Chemie fürs Leben – ein schülerorientiertes Konzept zur Behandlung des Themas Elektrochemie“, März 2013, Uni Rostock
- [2] <http://www.chemieunterricht.de/dc2/phph/phen-elektrolyse.htm>, zuletzt abgerufen am 16.8.2014, um 16:25 Uhr.