

Schulversuchspraktikum

Sommersemester 2014

Klassenstufen 11 & 12



Batterien und Akkus

Auf einen Blick:

In der folgenden Unterrichtseinheit „Batterien und Akkus“ werden Schüler- und Lehrerversuche für die Klassenstufe 11 & 12 vorgestellt. Die Versuche sollen die Möglichkeiten aufzeigen mit welchen Gegenständen Spannung erzeugt werden kann. Zudem soll in vereinfachter Form die Voltasche Säule verdeutlicht und das Prinzip eines Akkumulators dargestellt werden.

Inhalt

1	Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele.....	1
2	Lehrerversuche	2
2.1	V 1 – Das „Euro-Element“	2
2.2	V 2 – Der Lithium-Ionen-Akkumulator mit zwei Graphitminen	3
3	Schülerversuche.....	5
3.1	V 3 – „Alltagsmetalle“ untersuchen.....	5
3.2	V 4 – Die Zitronenbatterie.....	7
4	Reflexion des Arbeitsblattes	10
4.1	Erwartungshorizont (Kerncurriculum).....	10
4.2	Erwartungshorizont (Inhaltlich).....	10

1 Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele

Batterien und Akkumulatoren (kurz Akku) werden oft in Alltagsprozessen verwendet. Sei es bei der Benutzung eines Handys, bei der Armbanduhr, in der Fernsehbedienung, im Elektroauto oder vielen weiteren technischen Geräten. Bei der elektrochemischen Stromerzeugung wird zum einen in Primärzellen und zum anderen in Sekundärzellen unterschieden. Die Primärzelle sind mehrere gleichartige galvanische Zellen, welche in Reihe geschaltet sind. Sie können nur einmalig genutzt werden. Im Gegenzug zu der Sekundärzelle, welche nach Aufladung durch elektrische Energie wieder genutzt werden kann.^[1]

Das folgende Thema „Batterie und Akkus“ kann in das Basiskonzept „Kinetik und chemisches Gleichgewicht“ des Kerncurriculums Niedersachsen eingebunden werden. Die SuS der Jahrgangsstufe 11 und 12 sollen beispielsweise ihr Wissen über Batterien und Akkumulatoren strukturieren und prinzipielle Unterschiede nennen. In der Unterrichtseinheit werden galvanische Zellen aufgebaut, wodurch ein Vorwissen in Bezug auf die galvanische Zelle ratsam wäre. Zudem sollten die SuS Redox-Reaktionen aufstellen können, damit die Auswertung auf Teilchenebene erfolgen kann.^[2]

In den folgenden Experimenten wird sowohl die Hinführung zu einfachen Batterien dargestellt als auch ein Lithium-Ionen-Akkumulator vorgestellt. Bei dem Versuch V1 „Euro-Batterie“ werden mehrere unterschiedliche Münzen mithilfe von essigessenzgetränkten Filterpapieren gestapelt und die Spannung gemessen. Der Versuch V2 „Der Lithium-Ionen-Akkumulator mit zwei Graphitminen“ zeigt in vereinfachter Darstellung, wie Akkumulatoren funktionieren. Der Versuch V3 „Alltagsmetalle untersuchen“ dient zur einfachen Hinführung zu der Überlegung, wie eine höhere Spannung erzeugt werden kann. Hierbei werden zunächst Alltagsmetalle vergleichsweise leitend miteinander verbunden und die Spannung gemessen. In dem Versuch V4 „Zitronenbatterie“ wird gezeigt, wie aus einer Zitrone eine einfache Batterie gebaut werden kann.

Literatur:

[1] R. Demuth, I. Parchmann, B. Ralle (Hrsg.), Chemie im Kontext, Cornelsen, 2006. S. 86ff.

[2] Niedersächsisches Kultusministerium (Hrsg.),

http://db2.nibis.de/1db/cuvo/datei/kc_chemie_go_i_2009.pdf (Zuletzt abgerufen am 22.08.2014 um 01:30 Uhr).

2 Lehrerversuche

2.1 V 1 – Das „Euro-Element“

Das „Euro-Element“ kann sehr gut für die Einleitung des Volta-Elements genutzt werden. Hierbei werden 1 Euro-Münzen im Wechsel mit 5 Cent-Münzen gestapelt. Zwischen zwei Münzstücken wird ein mit essigessenzgetränktes Filterpapier gelegt. Als Vorwissen sollten Redox-Reaktionen und der Aufbau von einfachen Schaltkreisen bekannt sein.

Gefahrenstoffe		
Essigessenz	H 314	P 280, 301+330+331, 305+351+338

Materialien: Multimeter, Kabel, Filterpapier, Gummiband

Chemikalien: Essigessenz, 1 Euro-Münzen, 5 Cent-Münzen

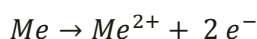
Durchführung: Es werden 1 Euro-Münzen abwechselnd mit 5 Cent-Münzen übereinander gestapelt. Zwischen die Münzen wird ein mit Essigessenz befeuchtetes Filterpapier gelegt. Abschließend wird die Spannung gemessen.



Abbildung 1: Das „Euro-Element“.

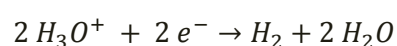
Beobachtung: Die Messung bei neun 1 Euro-Münzen zu neun 5 Cent-Münzen ergaben nach 10 Minuten eine Spannung von 0,354 V

Deutung: Bei dem Versuch wurde ein Volta-Element gebaut. Hierbei werden die unedlen Metalle der Legierung oxidiert



Me kann beispielsweise Nickel, Zink, Aluminium oder Zinn sein.

Die edlen Metalle der Legierung (vor allem Kupfer) dienen lediglich als Ableitelektrode. Die Reduktion findet mit den Oxonium-Ionen der Essigessenz statt.



Gesamtgleichung: $Me + 2 H_3O^{+} \rightarrow Me^{2+} + H_2 + 2 H_2O$

Es ist zu beachten, dass viele Nebenreaktionen stattfinden, wodurch die Spannung verringert wird.

Entsorgung: Das Filterpapier kann über den Hausmüll entsorgt werden. Die Münzen können wiederverwendet werden.

Literatur: K.-D. Krüger, Unterrichts-Materialien Chemie, Stark Verlag. o. J.

Der Versuch kann beispielsweise für eine problemorientierte Unterrichtsstunde genutzt werden. Die Lehrperson könnte das „Euro“-Element und das Problem der geringen Spannung vorstellen. Anschließend sollen die SuS mögliche Lösungsvorschläge entwickeln, wie die Spannung erhöht werden könnte.

Zudem sollte eine Lehrperson den Versuch durchführen, da aufgrund der längeren Hantierung mit Münzen eine eventuelle Kontaktallergie (Nickel) auftreten kann. Falls die SuS eigenständig den Versuch durchführen sollen, wäre es ratsam, Einmalhandschuhe zur Verfügung zu stellen.

2.2 V 2 – Der Lithium-Ionen-Akkumulator mit zwei Graphitminen

Bei dem Versuch wird ein Lithium-Ionen-Akkumulator hergestellt. Dafür wird Lithiumperchlorat in Propylencarbonat gelöst. Anschließend wird es mit Paraffin überschichtet und die Graphitminen werden in die Lösung getaucht. Zunächst muss der Akkumulator geladen werden bevor er einen kleinen Motor betreiben kann. Für den Versuch sollten die SuS Redox-Gleichungen sicher aufstellen können.

Gefahrenstoffe		
Lithiumperchlorat	H 272, 315, 319, 335	P 102, 220, 261, 305+351+338, 501
Propylencarbonat	H 319	P 280, 264, 305+351+338, 337+313

Materialien: Multimeter, Kabel, Kunststoffgefäß, Bodenplatte, Lüsterklemmen, Netzgerät, Elektromotor, Magnetrührer

Chemikalien: Lithiumperchlorat, Propylencarbonat, 2 Graphitminen, Paraffin

Durchführung: Zunächst wird die Elektrolytlösung (1 M) hergestellt. Dafür werden 5,3 g Lithiumperchlorat in 50 mL Propylencarbonat gelöst. Sobald

Lithiumperchlorat zugegeben wurde, wird für 20 Minuten gerührt. Anschließend werden etwa 40 mL der Lösung in das Kunststoffgefäß gefüllt. Damit keine Feuchtigkeit eintreten kann wird mit Paraffin überschichtet (ca. 1 cm). Die Graphitminen werden in die Lüsterklemmen gespannt und anschließend leitend verbunden. Nach dem die Graphitminen in die Lösung getaucht wurden, wird ein Multimeter angeschlossen, um die entsprechende Spannung einzustellen. Nun wird der Akkumulator bei 4,5 V für 6 Minuten geladen. Abschließend werden die Kabel mit dem Motor verbunden.

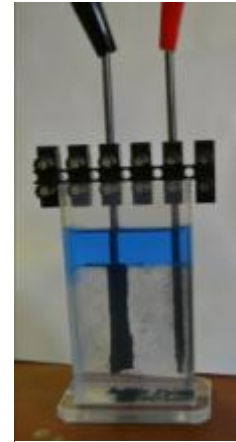
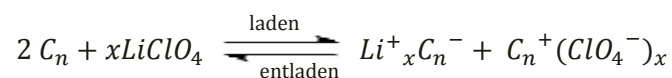
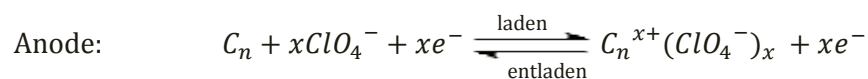
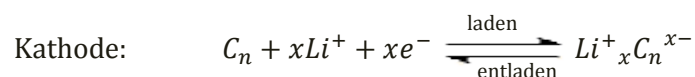


Abbildung 2: Der Lithium-Ionen-Akkumulator im geladenen Zustand.

Beobachtung: An der einen Graphitmine lagert sich ein Feststoff ab. Bei der anderen Graphitmine können Gasblasen beobachtet werden. Sobald der Motor angeschlossen wurde, gerät er in Bewegung.

Deutung: Durch das Laden sind Lithium-Ionen an der einen Graphitmine interkaliert. An der andern Graphitmine hat sich das Perchlorat eingelagert. Nach dem das Netzgerät entfernt wurde, wandern die eingelagerte Lithium-Ionen aus der Graphitmine und wandern zur Kathode. Das Perchlorat wandert zur Anode. Die Reaktionsgleichung lautet:



Entsorgung: Die Lösungen sollten im organischen Abfallbehälter entsorgt werden. Die Graphitminen werden mit Filterpapier für einen Tag ins Wasser gestellt und anschließend über den Hausmüll entsorgt.

Literatur: M. Oetken, M. Hasselmann, Lithium-Ionen-Akkumulator auf Basis redoxamphoterer Graphitintercalationselektroden, 2012, S. 17ff.

Der Versuch zeigt sehr gut das Laden als auch Entladen eines Akkumulators. Für die Schule könnten die Anschaffungskosten ein Problem darstellen. Außerdem sollte die Versuchsanleitung genauestens gelesen werden, da laut Anleitung eine 100 mL Elektrolytlösung hergestellt werden soll. Jedoch werden lediglich 40 mL pro Versuch benötigt, wodurch teure Chemikalien verschwendet werden.

3 Schülerversuche

3.1 V 3 – „Alltagsmetalle“ untersuchen

Bei dem Versuch werden „Alltagsmetalle“ (beispielsweise ein Schlüssel, Metallanspitzer) untersucht. Sie werden leitend miteinander verbunden und in eine Natriumchlorid-Lösung getaucht. Abschließend wird die Spannung gemessen. Es ist hilfreich, wenn die SuS etwas über die galvanische Zelle als auch Redox-Reaktionen wissen.

Gefahrenstoffe								
Natriumchlorid	-	-						
								

Materialien: 2 Bechergläser (50 mL), Kabel mit Krokodilklemmen, Multimeter, Leichtlaufmotor, Filterpapier

Chemikalien: Natriumchlorid-Lösung (1 M), Metallgegenstände (Teelichthülle, Kupferblech, Metallanspitzer)

Durchführung: Die zwei Bechergläser werden mit etwa 30 mL Natriumchlorid-Lösung gefüllt. Nun werden die Bechergläser mit einer Salzbrücke verbunden. Zwei der einzelnen Gegenstände werden in Krokodilklemmen gespannt und leitend verbunden. Anschließend werden sie in die Lösung getaucht und die Spannung gemessen. Hierbei ist zu beachten, dass die Krokodilklemmen nicht mit der Natriumchlorid-Lösung in Berührung kommen.



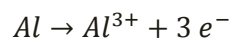
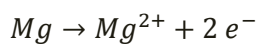
Abbildung 3: Aufbau der beiden Halbzellen. Hier am Beispiel von dem Kupferblech mit dem Magnesiumblock.

Beobachtung: Für die unterschiedlichen Metalle wurden verschiedene Spannungen gemessen (siehe Tabelle 1).

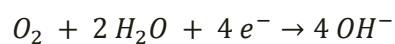
Tabelle 1: Gemessene Spannung der verschiedenen Halbzellen zueinander.

Elektronenabgebende Halbzelle	Elektronenaufnehmende Halbzelle	Spannung in V
Magnesiumblock des Metallanspitzers /NaCl _(aq)	Kupferblech/NaCl _(aq)	1,130
Magnesiumblock des Metallanspitzers /NaCl _(aq)	Stahlklinge des Metallanspitzers /NaCl _(aq)	0,935
Teelichthülle (Aluminium)/NaCl _(aq)	Kupferblech/NaCl _(aq)	1,011

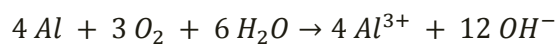
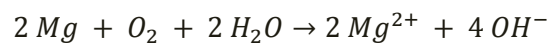
Deutung: Es kann festgestellt werden, dass manche Alltagsmetalle bevorzugt Elektronen aufnehmen beziehungsweise abgeben. Dabei wird chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt. Hierbei führt die Kombination unterschiedlicher Halbzellen zu verschiedenen Werten der Spannung. Für die elektronenabgebenden Halbzellen gilt folgendes Oxidation.



Für die elektronenaufnehmende Halbzelle gilt, dass die edlen Metalle lediglich als Ableitelektrode dienen und der Sauerstoff reduziert wird.



Die Gesamtgleichungen lauten:



Entsorgung: Die Flüssigkeit muss in den Schwermetall-Abfallbehälter überführt werden.

Literatur: <http://www.chemiedidaktik.uni-jena.de/chedidmedia/Federtasche.pdf>
(Zuletzt abgerufen am 22.08.2014 um 00:07 Uhr).

A. Witt, A. Flint, http://www.didaktik.chemie.uni-rostock.de/fileadmin/MathNat_Chemie_Didaktik/Downloads/Elektrochemie2.pdf, 2013
(Zuletzt abgerufen am 22.08.2014 um 00:10 Uhr).

Der Versuch kann gut für die Einführung in das Thema genutzt werden. Die SuS sollen zunächst mithilfe von Alltagsmetallen die größte mögliche Spannung erzeugen. Abschließend sollte darauf hingewiesen werden, dass es sich um keine elektrochemische Spannungsreihe handelt, da keine Referenzelektrode zugrunde liegt. Daher könnte die Hinführung für die Erstellung einer elektrochemischen Spannungsreihe durchgeführt werden.

3.2 V 4 - Die Zitronenbatterie

Der Versuch soll das einfache Gelingen sowie eine hohe Spannungsausbeute der Zitronenbatterie verdeutlichen. Hierfür wird die Zitrone ausgepresst und der Zitronensaft

Gefahrenstoffe								
Zitronensaft	-	-						
								

Materialien: Kabel, Becherglas Multimeter

Chemikalien: Zitronen, Zink- und Kupferbleche

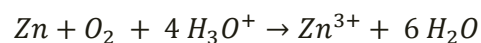
Durchführung: Die Zitrone wird ausgepresst und der Zitronensaft in ein Becherglas gegeben. Anschließend wird geschüttelt und die Elektroden (Kupfer- und Zinkelektroden) in die Flüssigkeit gehalten. Anschließend wird das Kupferblech durch die Kohlelektrode ersetzt.



Beobachtung: Es konnte eine Spannung von 0,928 V gemessen werden.

Abbildung 4: Zink- und Kupferelektrode im Zitronensaft.

Deutung: Hierbei wird das Zink oxidiert und der Luftsauerstoff reduziert.



Entsorgung: Die Lösungen können über den Abfluss entsorgt werden.

Literatur: K.-D. Krüger, Unterrichts-Materialien Chemie, Stark Verlag, o. J.

Das Auspressen der Zitrone ist wichtig, damit eine hohe Spannung erreicht werden kann. In der Literatur findet man Experimentieranleitungen bei denen die Zitrone ganz bleibt. Jedoch kann aufgrund der Unterteilung ein Widerstand entstehen, wodurch die Spannung verringert wird.

Des Weiteren können auch andere Obst- beziehungsweise Gemüsesorten genutzt werden.

„Alltagsmetalle“ untersuchen

Materialien: 2 Bechergläser (50 mL), Kabel mit Krokodilklemmen, Multimeter, Leichtlaufmotor, Filterpapier

Chemikalien: Natriumchlorid-Lösung (1 M), Metallgegenstände

Durchführung: Die zwei Bechergläser werden mit etwa 30 mL Natriumchlorid-Lösung gefüllt. Nun werden die Bechergläser mit einer Salzbrücke verbunden. Suche dir als nächstes drei verschiedene Alltagsmetalle aus. Zwei der einzelnen Gegenstände werden in Krokodilklemmen gespannt und leitend verbunden. Anschließend werden sie in die Lösung getaucht und die Spannung gemessen. Hierbei ist zu beachten, dass die Krokodilklemmen nicht mit der Natriumchlorid-Lösung in Berührung kommen.

Beobachtung:

Elektronenabgebende Halbzelle	Elektronenaufnehmende Halbzelle	Spannung in V

Aufgabe 1 – Begründe die gemessene Spannung und erkläre, welches Alltagsmetall im Vergleich zu einem anderen Alltagsmetall die elektronenabgebende beziehungsweise elektronenaufnehmende Halbzelle ist.

Aufgabe 2 – (Partnerarbeit) Entwickelt einen Versuchsaufbau, mit dem die Spannung erhöht werden kann.

Aufgabe 3 – (Partnerarbeit) Führt ein Experiment anhand eures Versuchsaufbaus durch.

Aufgabe 4 – (Partnerarbeit) Vergleicht und bewertet mithilfe einer Internetrecherche, in wie weit euer Versuchsaufbau mit einer Voltaschen Säule übereinstimmt.

4 Didaktischer Kommentar zum Arbeitsblatt

Das Arbeitsblatt dient als Einstieg in das Thema „Batterie und Akkumulatoren“. Die SuS sollen zunächst ermitteln, mit welchen Alltagsmetallen mögliche Spannungen erzielt werden können. Zunächst müssen die SuS nach Anleitung experimentieren und die Beobachtung dokumentieren. Anschließend soll eine begründete Reflexion der gemessenen Spannung sowie deren Erhöhung durchgeführt werden. Abschließend sollen die SuS ihren Versuchsaufbau mit der Voltaschen Säule (Vorläufer der heutigen Batterie) vergleichen und bewerten.

Als Vorwissen sollten die SuS zu dem Thema Redox-Gleichungen als auch galvanische Zelle besitzen. Somit wäre das Experimentieren mithilfe von Halbzellen erleichtert.

4.1 Erwartungshorizont (Kerncurriculum)

Fachwissen (FW): „Die SuS beschreiben die galvanische Zelle als Kopplung zweier Redoxgleichungen.“^[1]

Erkenntnisgewinnung (EG): „Die SuS messen die Spannung unterschiedlicher galvanischer Zellen.“^[1]

Die SuS planen Experimente zum Bau funktionsfähiger galvanischer Zellen und führen diese durch.“^[1]

„Die SuS strukturieren ihr Wissen zu Batterien,...“^[1]

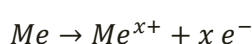
Kommunikation (KK): Die SuS recherchieren exemplarisch zu Batterien,...“^[1]

Für die Förderung des Anforderungsbereich I werden der Versuch und seine Dokumentation vorgesehen. Der Anforderungsbereich II soll vor allen mit den Aufgaben 1, 2 und 3 gefördert werden. Die SuS sollen zunächst ihr Fachwissen mithilfe von Basiskonzepten strukturieren. Anschließend soll ein Experiment eigenständig geplant und durchgeführt werden. Mit Hilfe der Aufgabe 4 soll der Anforderungsbereich III gefördert werden. Die SuS sollen selbstständig Daten und Fakten auswählen, um ihr Experiment zu bewerten.

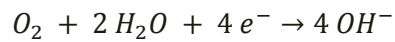
4.2 Erwartungshorizont (Inhaltlich)

Aufgabe 1 – Es kann festgestellt werden, dass manche Alltagsmetalle bevorzugt Elektronen aufnehmen beziehungsweise abgeben. Dabei wird chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt. Hierbei führt die Kombination unterschiedlicher Halbzellen zu verschiedenen Werten der Spannung.

Für die Elektronenabgebenden Halbzellen gilt folgenden Oxidation.



Für die Elektronenaufnehmende Halbzelle gilt, dass die edlen Metalle lediglich als Ableitelektrode dienen und der Sauerstoff reduziert wird.



Aufgabe 2 – Die galvanischen Zellen werden in Reihe geschaltet, um die Spannung zu erhöhen.

Aufgabe 3 – Die SuS führen ihr geplantes Experiment eigenständig durch.

Aufgabe 4 –

Eigenes Experiment	Voltasche Säule
Je nach verwendeten Material	Kupfer- und Zinkplättchen
Mehrere galvanische Zellen sind in Reihe geschaltete	Mehrere Volta-Elemente (galvanische Zellen) sind in Reihe geschaltet
Besitzt einen Elektrolyten	Besitzt einen Elektrolyten
Eine galvanische Zelle liefert eine geringe Spannung	Ein Volta-Element liefert eine geringe Spannung

Literatur: [1] Niedersächsisches Kultusministerium (Hrsg.),

http://db2.nibis.de/1db/cuvo/datei/kc_chemie_go_i_2009.pdf (Zuletzt abgerufen am 22.08.2014 um 01:30 Uhr).