



universität
wien

DIPLOMARBEIT / DIPLOMA THESIS

Titel der Diplomarbeit / Title of the Diploma Thesis

„SchülerInnenvorstellungen im Fokus der Unterrichtsplanung zum Thema „Elektrochemie“ für eine achte Schulstufe AHS/WMS“

verfasst von / submitted by

Stefan Richter

angestrebter akademischer Grad / in partial fulfilment of the requirements for the degree of

Magister der Naturwissenschaften (Mag. rer. nat.)

Wien, 2017 / Vienna, 2017

Studienkennzahl lt. Studienblatt /
degree programme code as it appears on
the student record sheet:

A 190 445 423

Studienrichtung lt. Studienblatt /
degree programme as it appears on
the student record sheet:

UF Biologie und Umweltkunde,
UF Chemie

Betreut von / Supervisor:

Univ.-Prof. Dr. Anja Lembens

Eidesstattliche Erklärung

„Ich erkläre hiermit an Eides statt, dass ich die vorliegende Arbeit selbstständig angefertigt habe. Die aus fremden Quellen direkt oder indirekt übernommenen Gedanken sind als solche kenntlich gemacht. Die Arbeit wurde bisher weder in gleicher, noch in ähnlicher Form einer anderen Prüfungsbehörde vorgelegt und auch noch nicht veröffentlicht.“

Wien, im Mai 2017

Unterschrift des Verfassers
(Stefan Richter)

Danksagung

Hiermit möchte ich mich zu aller erst bei sämtlichen Studienkolleginnen und -kollegen, Professorinnen und Professoren und neu gewonnenen Freundinnen und Freunden, die mich während des Studiums begleitet haben bedanken.

Ebenfalls möchte ich mich ausdrücklich bei allen Teilnehmerinnen und Teilnehmern des DiplomandInnen/DissertandInnen-Seminars für ihre Unterstützung und wertvollen Tipps und Anregungen bedanken. Insbesondere möchte ich mich in diesem Zusammenhang bei Herrn Mag. Gerhard Kern herzlichst bedanken. Ohne Ihn wäre ich nicht so weit gekommen. Er hat mich bei meiner Entscheidung meine Diplomarbeit am AECC Chemie zu verfassen bestärkt und mich bei der weiteren Planung und Durchführung mit seiner Erfahrung stets unterstützt. Seine Ehrlichkeit und direkte Art haben mir während des Entwickelns meines Unterrichts sehr geholfen.

Außerdem möchte ich mich bei Frau Univ.-Prof. Dr. Anja Lembens für ihre Unterstützung und Bereitschaft zur Betreuung meiner Diplomarbeit herzlich bedanken.

Ein besonders großes Dankeschön gilt Frau Dipl. Ing. Jasmin Trenker, die den in meiner Arbeit geplanten Unterricht in ihren Klassen durchgeführt hat. Ohne die Bereitschaft mir ihre Unterrichtsstunden und Zeit zu Verfügung zu stellen, hätte ich meine Arbeit nicht in dieser Form durchführen können.

Zu guter Letzt möchte ich meiner Familie danken. Sie hat mich nicht nur während des Studiums begleitet, sondern während meines kompletten Lebens. Egal wie schwierig die Situationen waren, es waren immer alle für mich da und haben mir geholfen, meinen Weg zu beschreiten.

Vielen Dank!

Inhaltsverzeichnis

EIDESSTATTLICHE ERKLÄRUNG	II
DANKSAGUNG	III
1. Einleitung	1
2. Beschreibung der Forschungsfrage	3
THEORETISCHE GRUNDLAGEN	5
3. SchülerInnenvorstellungen	6
3.1. Präkonzepte	6
3.2. Hausgemachte Fehlvorstellungen	11
3.3. SchülerInnenvorstellungen zu Chemie / Physik.....	11
3.3.1. Stoffe als Eigenschaftsträger	12
3.3.2. Erhaltungskonzept	13
3.3.2.1. Verbrennung	13
3.3.3. Energie	15
3.3.4. SchülerInnenvorstellungen Elektrochemie	16
3.3.5. Atomaufbau	17
3.3.6. Ionenbegriff	19
3.3.7. Leitungsmechanismus in Metall oder Lösung	20
3.3.8. Vorgänge in einer Batterie (Galvanische Zelle).....	21
3.3.9. Stromverbrauchsvorstellung.....	23
3.3.10. Fachbegriffe.....	25
3.3.10.1. Minus- und Pluspol	26
3.3.10.2. Kathode und Anode	26
4. Pedagogical Content Knowledge - PCK.....	28
4.1. CoRe.....	28
4.1.1. Was sollten Schülerinnen und Schüler über diese Big Idea lernen?.....	30
4.1.2. Warum ist es wichtig, das zu wissen? (Jenseits des Lehrplanes!)	30

4.1.3. Was weiß ich darüber hinaus, was die Schülerinnen und Schüler (noch) nicht wissen müssen?	30
4.1.4. Welche Herausforderungen und Grenzen sehe ich beim Unterrichten dieser Big Idea? 31	
4.1.5. Was weiß ich über das Denken der Schülerinnen und Schüler, das mein Unterrichten beeinflusst?	31
4.1.6. Welche anderen Faktoren beeinflussen mein Unterrichten dieser Big Idea? ...	31
4.1.7. Welche „Unterrichtsmethoden“ setze ich ein, um diese Big Idea zu unterrichten? Warum gerade diese?	32
4.1.8. Welche „Methoden“ kann ich einsetzen, um das Verstehen der Schülerinnen und Schüler zu dieser Big Idea zu erkunden?	32
5. Fachliche Klärung – Elektrochemie	33
5.1. Atomaufbau.....	33
5.2. Ionen und Lösungsvorgang	33
5.3. Elektrische Spannung und elektrischer Strom	34
5.4. Elektrischer Widerstand und elektrischer Leitwert	35
5.5. Elektrolytische Leitung	35
5.6. Oxidation und Reduktion.....	36
5.7. Redox- oder Spannungsreihe	36
5.8. Galvanische Zelle	37
EMPIRISCHE UNTERSUCHUNG	39
6. Unterrichtsplanung	40
6.1. Einfluss der SchülerInnenvorstellungen auf die Unterrichtsplanung.....	40
6.2. Big Ideas zur Elektrochemie	42
6.3. Beschreibung der Unterrichtseinheit.....	45
6.3.1. Erste Unterrichtsstunde.....	45
6.3.2. Zweite Unterrichtsstunde	48
7. Beschreibung des Kontexts der empirischen Untersuchung	51
7.1. Beschreibung der Untersuchung	51
7.2. Beschreibung der Klassen.....	52
7.2.1. Gruppe A.....	53

7.2.2. Gruppe B	54
7.2.3. Optimierung der Unterrichtseinheit	55
7.2.4. Gruppe C	56
7.2.5. Gruppe D	58
8. Datenerhebungs- und Auswertungsmethoden	61
8.1. Beschreibung der Datenerhebung	61
8.2. Nicht-parametrische Tests	63
8.2.1. Vergleich der Prätests (U-Test von Mann-Whitney)	63
8.2.2. Wilcoxon-Test	68
8.2.2.1. Vergleich der Prä- und Posttests	68
8.2.2.2. Vergleich der einzelnen Fragen	71
9. Zusammenfassung und Interpretation der Ergebnisse	80
10. Diskussion und Fazit	96
11. Literaturverzeichnis	99
12. Abbildungsverzeichnis	104
13. Tabellenverzeichnis	106
14. Anhang	107

1. Einleitung

In meiner Arbeit habe ich eine von mir geplante Unterrichtseinheit zum Thema „Elektrochemie“ für eine achte Schulstufe AHS/WMS durchführen lassen, welche in weitere Folge evaluiert wird. Sie soll darauf hinzielen, in der Literatur vorhandene Präkonzepte sowie hausgemachte Fehlvorstellungen in Richtung angemessener Konzepte zu entwickeln oder erst gar nicht aufkommen zu lassen.

Meine Motivation dafür kommt daher, dass es zum Thema „Elektrochemie“ noch kaum erforschte SchülerInnenvorstellungen gibt und schon gar keine weiterführenden Arbeiten, die dabei helfen können, wie eine Lehrerin oder ein Lehrer verhindern kann, dass es zu Missverständnissen kommt. Um einen guten Unterricht zu planen, braucht es notwendigerweise ein fundiertes Fachwissen und das Wissen über die Präkonzepte der Jugendlichen, damit man darauf eingehen kann. Aus fachdidaktischen Erhebungen weiß man, dass Lernen ein aktiver Prozess ist, der von den Erfahrungen der Schülerinnen und Schüler stark beeinflusst wird (Barke et al., 2015). Daher ist es in der vorliegenden Arbeit essentiell, dass vor der eigentlichen Planung der Unterrichtseinheit auf die bereits erforschten SchülerInnenvorstellungen eingegangen wird.

Das Thema „Elektrochemie“ wird in der Unterstufe nicht ganz so detailliert durchgenommen wie es in der Oberstufe der Fall ist. Es nimmt aber trotzdem eine wichtige Stellung im Unterricht der Unterstufe ein, weil das Thema in der heutigen Gesellschaft immer aktueller wird und auch schon Kinder täglich mit Batterien und Akkumulatoren in Berührung kommen. Im Lehrplan der vierten Klasse AHS wird es folgendermaßen angeführt:

Erwerb von chemischen Grundkenntnissen in praxisrelevanten Gebieten wie Kleidung, Wohnen, Energiequellen und Energieversorgung, Verkehr und neue Technologien.

(Bundesministerium für Bildung, 2000)

Auch lassen sich damit wichtige Grundlagen wie Oxidation und Reduktion, die ebenfalls laut Lehrplan der AHS-Unterstufe schon vor der Elektrochemie behandelt werden, wiederholen und festigen.

Mit dem alltäglichen Gebrauch von elektrischen Geräten entstehen Präkonzepte durch die Beobachtung, welche die Schülerinnen und Schüler dabei machen. Diese Beobachtungen sind nicht falsch, aber sie führen oft zu Entwicklung von Vorstellungen, die für die Kinder stimmig sind, welche aber nicht den wissenschaftlich anerkannten entsprechen. Diese Vorstellungen werden durch Beobachtungen und für die Kinder logische Begründungen gebildet, daher sind Bezeichnungen wie „Präkonzepte“ oder „SchülerInnenvorstellung“ angemessener. Die entstandenen Präkonzepte lassen sich nur schwer wieder ändern.

Ein weiterer Faktor, der das Thema „Elektrochemie“ für Jugendliche möglicherweise noch komplizierter macht, ist die Tatsache, dass die benötigten Vorkenntnisse nicht nur in Chemie (Redoxchemie, chemisches Gleichgewicht, Ionenbindung) unterrichtet werden, sondern auch in Physik im Rahmen der „Elektrizitätslehre“ (Burger, 2000).

2. Beschreibung der Forschungsfrage

Wie schon erwähnt, gibt es in der Literatur zum Thema „Elektrochemie“ nur wenige Beispiele von auf SchülerInnenvorstellungen basierten Unterrichtsplanungen für die Sekundarstufe. Auch betrachten die meisten Untersuchungen zu Präkonzepten in der Elektrochemie, wie z. B. von Garnett und Treagust (1992), ausschließlich Schülerinnen und Schüler zwischen 14 und 18 Jahren. Da aufgrund einer Beschränkung der Stunden, die ich in der Schule für meine Forschungsarbeit zu Verfügung hatte, keine Zeit dafür war die Vorstellungen der untersuchten Jugendlichen im Vorhinein zu erheben, werden die aus der Literatur bekannten SchülerInnenvorstellungen zum Thema Elektrochemie von älteren Schülerinnen und Schülern herangezogen, um eine Unterrichtseinheit für eine achte Schulstufe AHS (Allgemeinbildende Höhere Schule) bzw. WMS (Wiener Mittelschule) zu planen. Bei der Unterrichtsplanung sind bezüglich des Lernens Präkonzepte von großer Bedeutung. Lernen ist ein aktiver Prozess. Aus konstruktivistischer Sicht ist es notwendig, den aktuellen Wissensstand der Schülerinnen und Schüler zu kennen, um im Anschluss sinnvoll neues Wissen darauf aufbauen zu können (Duit, 2010). Aus diesen Überlegungen entstand die folgende zentrale Forschungsfrage.

Inwieweit fördert meine Unterrichtseinheit, welche in der Literatur bekannte SchülerInnenvorstellungen berücksichtigt, das Verstehen der Schülerinnen und Schüler einer achten Schulstufe AHS/WMS des Themas „Elektrochemie“, sowie dessen zu Grunde liegenden Prinzipien wie Atombau, Ionenbindung und elektrochemische Spannungsreihe?

Zusätzlich wird in der Arbeit versucht, die beiden folgenden Fragen zu beantworten:

Welche Vorstellungen haben Schülerinnen und Schüler vor der geplanten Unterrichtseinheit zu der Funktion einer Batterie?

Inwiefern ist es möglich, ein komplexes Thema wie die Elektrochemie, ohne Begriffe wie Oxidation, Reduktion, Anode und Kathode so zu erklären, dass es von Schülerinnen und Schülern wirklich verstanden werden kann?

Um diese Fragen zu beantworten werden im Verlauf dieser Arbeit mehrere Klassen der achten Schulstufe AHS/WMS untersucht. Es folgen die theoretischen Grundlagen zu den SchülerInnenvorstellungen und zur Unterrichtsplanung, sowie die fachliche Klärung zu den nötigen elektrochemischen Vorgängen. Im Anschluss daran kommt der empirische Teil mit einer Beschreibung der Planung der durchgeführten Unterrichtseinheit, der Datenerhebungs- und Auswertungsmethoden, sowie den daraus erzielten Ergebnissen.

Theoretische Grundlagen

3. SchülerInnenvorstellungen

In den letzten 30 Jahren wurde sehr viel Forschung zu diesem Thema betrieben. Im Grunde kristallisiert sich heraus, dass Lernende zu den meisten Themen Ideen haben, die dem, was sie in der Schule oder auf der Universität lernen, entgegenstehen.

Es sollte allen Lehrerinnen und Lehrern bewusst sein, dass Schülerinnen und Schüler nicht ohne Vorwissen, sei es aus dem Fernsehen, von den Eltern oder sonst woher, in den Unterricht kommen (Taber, 2002).

Barke et al. (2015) unterscheiden bei den SchülerInnenvorstellungen „Präkonzepte“, also Vorstellungen, welche die Schülerinnen und Schüler außerhalb des Unterrichts entwickelt haben und „hausgemachten Fehlvorstellungen“. Das sind fehlerhafte Vorstellungen, die durch den Unterricht gebildet werden.

3.1. Präkonzepte

Keine Lehrperson ist davon überrascht, wenn Schülerinnen oder Schüler falsche Antworten geben, auch wenn das Thema eigentlich schon besprochen wurde. Was überraschender ist als eine falsche Antwort nach dem Unterricht, sind oft die Antworten vor dem Unterricht. Auch wenn die Schülerinnen und Schüler noch nicht so wissenschaftlich argumentieren und erklären können, ist es doch spannend, welche Vorstellungen Lernende vor dem Unterricht haben (Taber, 2002).

Barke et al. (2015) schreiben, dass vor einigen Jahrzehnten bei der Unterrichtsplanung noch davon ausgegangen worden ist, dass die Schülerinnen und Schüler im Vorhinein über keine Vorstellungen über das zu Lernende verfügen. Zu diesen Zeiten war es lediglich wichtig, den Ablauf und Inhalt der Unterrichtseinheit gut zu planen, ohne dass dabei Rücksicht genommen wurde, ob bzw. was die Schülerinnen und Schüler schon im Vorfeld wussten. Mittlerweile hat man aus verschiedenen Untersuchungen, wie z. B. von Reinders Duit (2009), die Erkenntnis gewonnen, dass alle Lernenden ihre eigenen Ideen und Vorstellungen zu dem jeweiligen Thema bereits in den Unterricht mitbringen. Verständlicherweise sind diese Vorstellungen oft nicht mit den wissenschaftlichen Erklärungen ident. Diese werden daher oft als "falsche Vorstellungen" oder "Fehlvorstellungen" bezeichnet. Allerdings werden diese Vorstellungen durch

Beobachtungen und für die Kinder logische Begründungen gebildet. Daher ist es nicht richtig, sie als falsch abzutun. Sie entsprechen nur nicht den derzeit anerkannten wissenschaftlichen Vorstellungen. Besser geeignet sind Begriffe wie "Alltagsvorstellung", "vorwissenschaftliche Vorstellung" oder "Präkonzept" (Barke et al., 2015). Solche Präkonzepte gab es schon bei den Naturphilosophen der letzten Jahrhunderte. Genau wie die Kinder heutzutage haben diese ihre Erkenntnisse aus Beobachtungen und logischen Verknüpfungen gewonnen (Barke, 2006). Z. B. beschreibt das „Quelle-Verbraucher-Modell“ die Vorstellung, dass der Strom aus der Steckdose (Quelle) fließt und in einem Gerät (Verbraucher) verbraucht wird. Diese Sichtweise funktioniert im Alltag sehr gut und lässt sich damit in Einklang bringen, dass wir elektrische Geräte nur mit einem Kabel anschließen müssen (Marohn, 1999).

Duit (2009) beschreibt SchülerInnenvorstellungen in Bezug auf das Lernen von Physik. Laut Duit liegt die Wurzel der meisten Lernschwierigkeiten in der Diskrepanz zwischen den eigenen Vorstellungen und den wissenschaftlich anerkannten. Die Lernenden verstehen oft nicht, was ihnen die Lehrerin bzw. der Lehrer zu erklären versucht, weil es mit ihren eigenen Vorstellungen nicht übereinstimmt.

Duit beschreibt Lernen in diesem Zusammenhang wie folgt:

„Lernen bedeutet, Wissen auf der Basis der vorhandenen Vorstellungen aktiv aufzubauen. Der Unterricht muss also an den Vorstellungen der Schülerinnen und Schüler anknüpfen und ihre Eigenaktivitäten fordern und fördern. Er muss darüber hinaus für die wissenschaftliche Sicht werben, d.h. die Schülerinnen und Schüler davon überzeugen, dass diese Sicht fruchtbare, neue und interessante Einsichten bietet.“

(Duit, 2009, S. 3)

Häußler et al. (1998) schreiben in diesem Zusammenhang, dass eine Änderung von Sichtweisen keine rein logische Sache ist, sondern viele emotionale Faktoren mitwirken. Vorstellungen, welche Schülerinnen und Schüler haben, haben sich üblicherweise in den vorangegangenen Jahren ihres Lebens entwickelt und stabilisiert. Der Widerstand gegenüber Veränderungen ist groß, denn damit geht einher, dass man bis zu diesem Moment etwas

falsch gesehen hat. Um neue Sichtweisen erlangen zu können, müssen die Schülerinnen und Schüler in langwierigen Prozessen überzeugt werden, dass diese erklärmächtiger sind als die bisherigen Vorstellungen.

Davon ausgehend wird klar, dass es wichtig ist, auf die bei Schülerinnen und Schülern vorhandenen Präkonzepte einzugehen und mit diesen zu arbeiten. Dieses Prinzip des Aufgreifens von Vorstellungen wird in der Lehr- und Lernforschung als „konstruktivistisch“ bezeichnet. Wissen wird auf der Grundlage der bereits vorhandenen Ideen der Schülerinnen und Schülern, konstruiert. *„Jeder ist seines Wissens Schmied“* – das zentrale Element des konstruktivistischen Lernen laut Duit (2010).

In der Regel gehen Schülerinnen und Schüler aber davon aus, dass sie die Informationen, welche ihnen die Lehrperson vermitteln will, einfach speichern können oder sollen. Ein passives Übernehmen des Wissens funktioniert aber nicht. Jede Information hat bei unterschiedlichen Menschen eine andere Bedeutung. Die Lehrperson weiß genau, was sie mit ihren Wörtern und Sätzen erklären will, sie haben für sie eine bestimmte Bedeutung basierend auf ihrem Wissen. Für Schülerinnen und Schüler haben dieselben Wörter und Sätze aber oft völlig andere Bedeutungen, welche wiederum auf ihrem Vorwissen aufgebaut sind (Häußler et al., 1998).

Beispielsweise gibt es für den Begriff „Reduktion“ laut Duden (o. J.) sieben Bedeutungen. Von einer philosophischen Bedeutung über eine sprachwissenschaftliche, eine religiöse, eine biologische bis zu der chemisch-physikalischen Bedeutung (Aufnahme eines Elektrons durch ein Teilchen).

In Gesprächssituationen kann das zu Problemen führen. Die Lehrerin oder der Lehrer legt den Antworten der Lernenden bestimmte Bedeutungen zugrunde, abweichend von dem, was die Schülerinnen und Schüler damit eigentlich ausdrücken wollen und reagiert dementsprechend falsch darauf. Die darauf folgende Erklärung wird nun wieder von den Lernenden anders interpretiert als von der Lehrperson intendiert, was zur Bildung von Missverständnissen führt. In der Pädagogik wird dieser „Zirkel des Verstehens des Verstehens“ als „hermeneutischer Zirkel“ bezeichnet. Solche durch Missinterpretation entstandene Missverständnisse kommen im Unterricht häufig vor (Duit, 2010).

Diese Kommunikation kann verbessert werden, indem sich die Lehrperson mit den Präkonzepten der Schülerinnen und Schüler vertraut macht. Anhand dieser Präkonzepte kann dann der Unterricht geplant werden. Aus konstruktivistischer Sicht ist es unerlässlich, die Vorstellungen der Lernenden zu kennen, um damit weiter arbeiten zu können. Diese konstruktivistische Art der Lehre sieht die Lernenden als Konstrukteure ihres eigenen

Wissens, anders als das vorherrschende Modell der klassischen Wissensübermittlung der Lehrerin oder des Lehrers, welches unabhängig von den Präkonzepten der Schülerinnen und Schülern ist (Duit, 2010).

Werden Kinder mit einer neuen Herausforderung konfrontiert, versuchen sie es zuerst mit dem schon vorhandenen Wissen zu lösen. Dabei verwenden die Schülerinnen und Schüler Vorstellungen und Konzepte, welche sie sich bei ähnlichen, früheren Problemen angeeignet haben, um neue Lösungsansätze zu kreieren. Auch wenn eine Lehrperson neue Inhalte vermittelt, werden diese von den Lernenden in bisher vorhandene Strukturen eingebaut und zu bereits vorhandenen Erfahrungen in Beziehung gesetzt. Lernen bedeutet neben dem Neulernen oft auch aus Umlernen, weil bereits erworbene Vorstellungen erweitert oder korrigiert werden müssen (Lengnink et al., 2011).

Häußler et al. (1998) beschreiben das Lernen als ein Netz, das durch Hinzufügen neuer Inhalte immer weiter wächst und neue Verknüpfungen bildet. Bei Naturwissenschaften ist es aber mit einem Wachstum des Netzes oft nicht getan. Vielmehr wird ein Umbauen des Netzes, ein Konzeptwechsel, benötigt. Das bedeutet, dass die Schülerinnen und Schüler von ihren selbsterworbenen Präkonzepten zu den neuen, wissenschaftlichen Konzepten wechseln sollen. Die eigenen Vorstellungen werden aber nur schwer aufgegeben. Daher findet dieser Wechsel meistens nur in kleinen Schritten statt. Das Ziel im Unterricht sollte daher sein, den Schülerinnen und Schülern aufzuzeigen, dass die wissenschaftliche Sichtweise angemessener und fruchtbarer ist als ihre eigenen Vorstellungen.

Laut Jung (1986) kann man zwei verschiedene Lernwege unterscheiden: den kontinuierlichen und den diskontinuierlichen.

Beim kontinuierlichen Weg nähert sich die Lehrperson Schritt für Schritt von den Vorstellungen der Schülerinnen und Schüler zu den wissenschaftlich anerkannten. Dabei versucht man den Lernenden zu vermitteln, dass ihre Vorstellungen nicht vollkommen falsch sind. In weiterer Folge sollen die Kinder einsehen, dass diese Vorstellungen nur bis zu einer gewissen Grenze funktionieren.

Die meisten Schülerinnen und Schüler haben z. B. bei einem einfachen Stromkreis die Vorstellung, dass Strom in einem elektrischen Gerät verbraucht wird und deshalb weniger Strom aus dem Gerät zurückfließt als hineingeflossen ist. Das ist nicht unlogisch gedacht, vor allem, da es auch von Erwachsenen im Alltag so beschrieben wird. Es entspricht aber nicht der wissenschaftlichen Erklärung (Burger, 2000). Hier kann man nun versuchen,

diese Vorstellung zu verändern, um die Schülerinnen und Schüler auf den richtigen Weg zu bringen.

Beim diskontinuierlichen Weg setzt man durch einen kognitiven Konflikt auf eine plötzliche Einsicht der Lernenden. Hierzu konfrontiert man die Schülerinnen und Schüler mit einem Konzept oder einem Experiment, das sie sich mit ihren eigenen Vorstellungen nicht erklären können. Dann zeigt man ihnen einen Weg, ein Konzept, mit dem sich das Problem lösen lässt, was dazu führen soll, dass sie sich von ihren alten Vorstellungen wegbewegen und die neuen annehmen (Jung, 1986). Laut Duit, Treagust und Widodo (2008) reicht so ein Konflikt aber oft nicht aus, um Lernende zu überzeugen. Es wurden Unterrichtsstrategien entwickelt, die den Konzeptwechsel unterstützen sollen.

Diese wurden in folgende Schritte eingeteilt:

- *„Vertraut machen mit den Phänomen,*
- *Bewusstmachen der SchülerInnenvorstellung,*
- *Einführung in die physikalische Sichtweise,*
- *Anwendung der neuen Sichtweise,*
- *Rückblick auf den Lernprozess.“*

(Duit, 2010, Piko-Brief 1, S. 4)

Auf den zweiten Schritt wird meistens verzichtet, um Diskussionen mit den Schülerinnen und Schülern über ihre Vorstellungen zu verhindern. Das muss man in der Unterrichtsplanung beachten, um trotzdem einen Weg zur gewünschten Sichtweise zu finden. Der Rückblick ist besonders wichtig. Dieser wird aber im Unterricht oft weggelassen (Duit, 2010).

Es gibt zwar kein Rezept für einen erfolgreichen Unterricht, der die Schülerinnen und Schüler vollständig zu den richtigen Konzepten führt, aber es gibt laut Duit (2010) folgende Kennzeichen für einen guten Unterricht, die von entscheidender Bedeutung sind:

- *„Die SchülerInnenvorstellungen ernst nehmen, sie ausdrücklich bei der Unterrichtsplanung berücksichtigen, sie im Unterricht ggf. zur Sprache bringen.*
- *Die Themen des Unterrichts in sinnstiftende Kontexte einbetten, damit sie den Schülerinnen und Schülern als lernenswert erscheinen.*

- *Nicht allein Lernangebote machen, sondern diese nachhaltig unterstützen. Freiräume für eigenständiges Erarbeiten des eigenen Wissens schaffen.“*

(Duit, 2010, S. 4)

Wichtig ist, dass der Unterricht auf der oben beschriebenen konstruktivistischen Art des Lernens basiert. Das heißt, die Schülerinnen und Schüler müssen aktiv ihr Wissen aufbauen und die Lehrerinnen und Lehrer müssen ihnen dazu die Möglichkeiten geben.

3.2. Hausgemachte Fehlvorstellungen

Neben den Vorstellungen, welche die Schülerinnen und Schüler durch ihr Umfeld und ihre Alltagserfahrungen bilden, gibt es auch Fehlvorstellungen, die erst in der Schule beim Unterrichten des jeweiligen Themengebiets entstehen. Da diese Vorstellungen in der Schule erzeugt werden, nennt man sie „schulgemachte“ oder „hausgemachte“ Fehlvorstellungen. Beispielsweise wird der Ionenbegriff in der achten Schulstufe im Chemieunterricht oder eventuell ein Jahr davor im Physikunterricht eingeführt. Davor kommen die wenigsten Kinder damit in Kontakt. Bei Befragungen zum Thema „Ionen“ kommt allerdings meistens von den Schülerinnen und Schülern auf die Frage nach den kleinsten Teilchen in einer sauren oder alkalischen Lösung nicht die Hydronium- oder Hydroxidionen, sondern Säure- und Base-Moleküle als Antwort. Diese Fehlvorstellungen werden von den Lehrenden durch falschen oder unpräzisen Sprachgebrauch erzeugt und würden sich durch einen Unterricht, der mit dem Wissen über solche Fehlvorstellung geplant wurde, vermeiden lassen (Barke et al., 2015).

3.3. SchülerInnenvorstellungen zu Chemie / Physik

In diesem Kapitel möchte ich näher auf grundlegende Probleme und Beispiele von SchülerInnenvorstellungen in den Unterrichtsfächern Chemie und Physik eingehen. Diese haben einen übergeordneten Zusammenhang mit der von mir geplanten Unterrichtseinheit zur Elektrochemie.

Barke et al. (2015) schreiben, dass Schülerinnen und Schüler zu Beginn des Chemieunterrichts von ihrer geistigen Entwicklung zum Großteil dem Stadium "konkreter

Denkoperation" nach Piaget zuzuordnen sind. Das bedeutet, dass sie in ihren Gedanken auf konkrete Objekte fixiert sind. Oft sind die Deutungen von Schülerinnen und Schülern beeinflusst durch die Bildung von Analogien (Ähnlichkeiten) oder die Personifizierung von Ursachen. Die Folgen davon sind, dass die Schülerinnen und Schüler beobachtete Phänomene bildhaft und in magisch-animistischer Sprechweise umschreiben.

Das Denken der Schülerinnen und Schüler zeigt oft Gemeinsamkeiten mit der geschichtlichen Entwicklung der Chemie. Daraus lässt sich erkennen, dass es sich bei den „falschen“ Vorstellungen von Schülerinnen und Schüler nicht um eine schlechte Lernleistung handelt. Eine Idee zu entwickeln erfordert logisches und analytisches Denken (Barke et al., 2015).

Z.B. die zwei unterschiedlichen Theorien zum Aufbau der Materie. Die griechischen Philosophen Demokrit und Leukipp behaupteten, dass Materie nicht unendlich lang teilbar ist, sondern es irgendwann ein kleinstes Teilchen gibt, das Atom. Aristoteles hingegen glaubte an einen kontinuierlichen Aufbau der Materie. Diese Vorstellung führt dazu, dass man einen Stoff unendlich oft teilen kann ohne ein Ende zu erreichen. Schülerinnen und Schüler haben bis vor dem Unterricht üblicherweise keine Erfahrung mit Atomen, daher teilen viele die Vorstellung von Aristoteles eines kontinuierlichen Aufbaus der Materie (Barke, 2015).

3.3.1. Stoffe als Eigenschaftsträger

Eine grundlegende Vorstellung von Schülerinnen und Schülern bezieht sich auf die Stoffe und die Eigenschaften, die diese tragen. In der Elektrochemie ändern sich durch Vorgänge, die z. B. in einem galvanischen Element stattfinden, scheinbar die Eigenschaften der reagierenden Stoffe. Das übliche Präkonzept ist, dass Stoffe sich bei einer chemischen Reaktion nicht in andere Stoffe umwandeln, sondern lediglich neue Eigenschaften annehmen – z. B. ein Kupferdach, das mit der Zeit grün wird, aber immer noch aus Kupfer ist oder Silber, das durch Alterung schwarz wird. Dennoch bleibt es Silber in den Augen der Schülerinnen und Schülern. Um Lernenden zu helfen, die Phänomene der genannten Beispiele zu verstehen, muss man ihnen klar machen, dass es sich z. B. bei der schwarzen Schicht um einen anderen Stoff als Silber handelt, nämlich das Silberoxid. Es bildet sich mit der Zeit aus Silber und Sauerstoff aus der Luft. Man kann zeigen, dass die Silberoxid-Schicht wieder entfernt werden kann. Umgekehrt kann man

dann im Anschluss das Silber wieder oxidieren lassen, um so die Reversibilität der Reaktion zu veranschaulichen (Barke et al., 2015).

3.3.2. Erhaltungskonzept

Das Erhaltungskonzept ist ebenfalls ein Thema, das für Lernende anfänglich schwer zu verstehen ist, da sie es aus der Alltagssprache anders kennen. Formulierungen wie

- Kerzen „ver“-brennen,
- Aceton „ver“-dunstet, oder
- Fettflecke werden „ent“-fernt

suggestieren bei den Schülerinnen und Schülern, dass Stoffe ohne Rückstände im Nichts verschwinden. Dies ist aber nicht der Fall. Die Atome der Stoffe ordnen sich nur anders an und bilden so andere Stoffe oder ändern den Aggregatzustand. Kinder glauben daher eher an das Vernichtungskonzept, als an das Erhaltungskonzept. Solche Formulierungen muss man in der Klasse besprechen und reflektieren. Dazu kann man Versuche machen, die zeigen, dass z. B. bei einer Verbrennung das Wachs der Kerze in andere Stoffe, wie Kohlenstoffdioxid, Wasserdampf und Kohlenstoff umgewandelt werden (Barke et al., 2015).

In der geplanten Unterrichtseinheit taucht diese Vorstellung bei dem Versuch zur Spannungsreihe auf (siehe S. 122). Dabei sollen die Jugendlichen verschiedene Metalldrähte wie einen Kupferdraht oder einen Zinkdraht in unterschiedliche Metallionenlösungen tauchen. Durch stattfindende Redoxreaktionen lagern sich bei manchen Versuchsanordnungen Metallionen als Metallatome an dem Draht ab. Hier hat es für die Schülerinnen und Schüler den Anschein, dass sich neue Stoffe aus dem Nichts bilden. Tatsächlich lagern sich aber die Metallionen lediglich aus der Lösung als Atome am Zinkstab oder Kupferdraht ab.

3.3.2.1. Verbrennung

Die Verbrennung hat hier einen besonderen Stellenwert, da sowohl die Vorstellung zu Stoffen als Eigenschaftsträger („Kupfer wird beim Erhitzen in der Flamme schwarz“) als auch die zum Vernichtungskonzept („Holz wird verbrannt“) ihren Ursprung bei der

Verbrennung haben. Feuer ist etwas, womit jedes Kind von früh an immer wieder zu tun hat und etwas, das die Menschheit von Anbeginn der Zeit fasziniert hat. Versuche mit Schülergruppen der neunten Schulstufe zeigten, dass das Aufstellen einer Reaktionsgleichung keine Garantie dafür ist, dass auch das Phänomen richtig verstanden worden ist. Die Schülerinnen und Schüler mussten die Reaktionsgleichung einer Verbrennung von Magnesium mit Sauerstoff notieren. Zusätzlich bekamen sie die Aufgabe zu erklären, was mit den Magnesium-Teilchen während der Verbrennung passiert (Barke et al., 2015) (siehe Abbildung 1).

Fragebogen:

Du hast kennengelernt, dass Magnesium verbrennt und sich dabei weißes Pulver bildet.

1. Wie lautet die Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Magnesium?

$$2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$$

2. Notiere und zeichne Deine Vorstellung, was mit den Magnesium-Teilchen bei der Verbrennung des Magnesiums passiert.

Antwort: Magnesium besteht aus 2 Teilchenarten, eine verdampft beim Verbrennen, die andere bleibt als Magnesiumoxid zurück.

Zeichnung:

Ox = Magnesium
o = Mgoxid
x = Gas

Abb. 1: Vorstellung eines Schülers zur Verbrennung
(Quelle: Barke et al., 2015, S. 15, mit Genehmigung von Springer)

Entgegen ihrer Reaktionsgleichung beschrieben manche Schülerinnen und Schüler der Gruppe, dass ein Teil der Magnesium-Teilchen in die Luft geht und der andere Teil als feste Asche zurückbleibt. Dieses Experiment zeigt, dass es notwendig ist, Inhalte aus verschiedenen Perspektiven zu beleuchten, damit Zusammenhänge wirklich verstanden werden können (Barke et al., 2015).

Aus diesem Grund wird in der geplanten Unterrichtseinheit sowohl nach den Reaktionsgleichungen, beobachtbaren Phänomenen und Vorstellungen auf sub-mikroskopischer Ebene gefragt (siehe S. 121).

3.3.3. Energie

Das Konzept der Energie ist für Schülerinnen und Schüler schwer zu verstehen und birgt deshalb ein hohes Potential an möglichen Präkonzepten. Barke et al. (2015) schreiben, dass bei Lernenden auch in Bezug auf Energie kein Erhaltungskonzept vorliegt. Die Vorstellungen, die Kinder von Energie haben, kommen aus dem alltäglichen Sprachgebrauch:

- *„Energie wird verbraucht, Stromverbrauch, Kraftstoffverbrauch,*
- *Batterien sind „leer“, der Akku ist „leer“ und muss aufgeladen werden,*
- *Man hat keine Energie mehr, Schokolade bringt verbrauchte Energie zurück.“*

(Barke et al., 2015, S. 11)

Kind (2004) beschreibt beim Thema „Energie“ drei Vorstellungen, die Schülerinnen und Schüler diesbezüglich oft haben. Treibstoffe sind Energie-„Speicher“, Energie kann erschaffen und zerstört werden und Energie wird beim Brechen chemischer Bindungen freigegeben.

Die erste Vorstellung der Treibstoffe als Energie-Speicher kommt daher, dass die Reaktion des Treibstoffes mit dem Sauerstoff von Schülerinnen und Schülern nicht beobachtet werden kann und beim Unterrichten oft erklärt wird, dass Treibstoffe oder auch Nahrungsmittel Energie „enthalten“.

Die Vorstellung, dass Energie erzeugt und verbraucht werden kann, entsteht in der Regel durch einen ungenauen Sprachgebrauch seitens der Lehrperson bzw. auch durch unseren Alltag. Bei Verbrennungsreaktionen wird Energie erzeugt und die Energie, die z. B. in einer Batterie gespeichert ist, wird verbraucht bis die Batterie leer ist.

Die Vorstellung zum Verbrauch von Energie in einer Batterie kommt auch im Fragebogen der Untersuchung dieser Diplomarbeit vor und wird bei der Interpretation der Ergebnisse thematisiert (siehe S. 94).

Bei der dritten Vorstellung geht es darum, dass Energie frei wird, wenn eine chemische Bindung aufgebrochen wird. Die Idee, Energie sei in Treibstoffen gespeichert, führt die Schülerinnen und Schüler dazu zu glauben, wenn diese aufgebrochen und zerstört werden, würde Energie frei – vergleichbar mit einem Ei, das aufgebrochen und dessen Inhalt freigegeben wird.

Bei diesen Präkonzepten ist es wichtig, während des Unterrichts immer deutlich zu machen, dass es sich hier jeweils um eine Umwandlung von einer Energieform in eine andere handelt. Gerade die chemische Energie ist für Jugendliche oft schwer zu begreifen (Barke et al., 2015).

Die grundlegende Ursache für die Lernschwierigkeiten bei Schülerinnen und Schülern in Chemie ist die Tatsache, dass Atome und chemische Reaktionen nicht direkt beobachtet werden. Wenn Lernende keine Teilchen sehen bzw. sie sich nicht vorstellen können, können sie chemische Reaktionen nie wirklich verstehen. Schülerinnen und Schüler, die es nicht schaffen zu verstehen wie Chemie funktioniert, bleibt wohl oder üblich nichts übrig als zu hoffen, dass die Lehrerin oder der Lehrer den Unterricht so spannend gestaltet, um wenigstens einige Fakten und chemische Verhaltensweisen mitzunehmen (Kind, 2004).

3.3.4. SchülerInnenvorstellungen Elektrochemie

Elektrochemie, inklusive aller darin enthaltenen Konzepte, wie Atomaufbau, Ionenbindung und die elektrochemische Spannungsreihe, ist ein sehr komplexes Thema, zu dem die Schülerinnen und Schüler viele eigene Vorstellungen haben, welche in diesem Kapitel ausführlich erläutert werden. Es ist schwierig für Jugendliche sich die Abläufe während der Reaktion bildlich vorzustellen. Die große Herausforderung in der Elektrochemie bzw. allgemein in Chemie ist der ständige Wechsel zwischen der makroskopischen Ebene, der sub-mikroskopischen Ebene und der Symbolebene (Taber, 2013).

Johnstone (1991) beschreibt diese drei Ebenen von chemischen Fachinhalten mit Hilfe eines Dreiecks (siehe Abbildung 2). In der Regel werden bei chemischen Aspekten alle drei dieser Ebenen angesprochen, z. B. bei einer Reduktion von Kupferionen an einer Kupferelektrode in einem galvanischen Element.

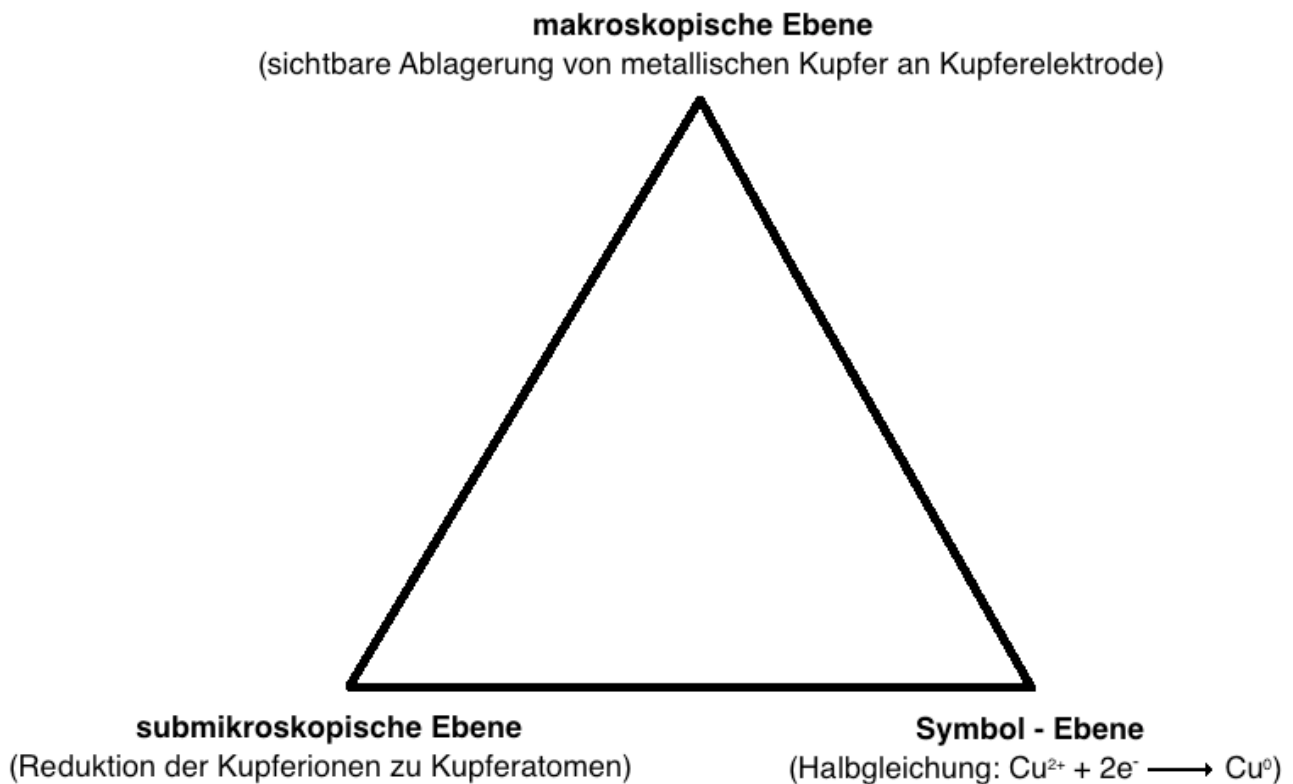


Abb. 2: Johnstone-Dreieck (nach Johnstone, 1991, S. 78)

In diesem Kapitel möchte ich auf die SchülerInnenvorstellungen eingehen, die direkten Bezug zur Elektrochemie und somit zu dem von mir geplanten Unterricht haben. Nicht alle der folgenden Vorstellungen gehören in das Themengebiet der Elektrochemie bzw. auch nicht zwingend zur Chemie allein, sind aber für das Verstehen eines galvanischen Elements unerlässlich.

3.3.5. Atomaufbau

Die Behandlung des Atombaus wird von dem meisten Schülerinnen und Schülern als sehr abstrakt und theoretisch wahrgenommen. Dieses Empfinden hat negative Auswirkungen auf ihre Einstellung zum Unterrichtsfach Chemie. Die Ursache steckt in der Art, wie der Inhalt oftmals vermittelt wird. Der Aufbau der Atome ist einer der essentiellen Inhalte der Chemie und für einen weiterführenden Unterricht unentbehrlich. Der Atombau ist die Grundlage für ein tieferes Verstehen von chemischen Reaktionen und Bindungen sowie den daraus resultierenden Eigenschaften und Strukturen (Eilks, Leerhoff, 2002). Deshalb ist es auch notwendig, dieses Thema mit in der Planung der Unterrichtseinheit zur Elektrochemie zu berücksichtigen.

Im Fragebogen zur Evaluierung des geplanten Unterrichts handelt Frage 2 (Was ist der Unterschied zwischen Atomen und Ionen?) vom Aufbau eines Atoms sowie den Unterschieden von Atomen und Ionen.

Harrison und Treagust (1996) führten eine Studie mit 48 Schülerinnen und Schülern von der achten bis zur elften Schulstufe durch und dokumentierten dabei einige SchülerInnenvorstellungen über den Aufbau und die Größe von Atomen, die Zusammensetzung von Materie sowie Atome im lebenden Organismus. Auf die Frage, woraus eine Aluminiumfolie oder ein Eisenblock besteht, antworteten nur wenige mit „Atomen“. Als man die Schülerinnen und Schüler jedoch darauf hingewiesen hatte, meinten fast alle, dass ihnen der Begriff „Atom“ bekannt vorkommt. Beim Aufbau der Atome war sich der Großteil der Lernenden einig und gab ähnliche Antworten (zusammengefasst nach Harrison und Treagust, 1996):

- Atome sind rund und fest.
- Atome bestehen aus einem festen Kern und sehr kleinen Elektronen, die ihn umschwirren. Dazwischen ist Luft.
- Atome sind wie eine sehr kleine Kugel. Sie sind zu klein, um sie sehen zu können.
- Atomkerne sehen aus wie Himbeeren aus Protonen und Neutronen und rundherum sind die Elektronen.

Bei der Frage, woraus Materie besteht, waren sich die meisten sicher, dass sie aus Atomen besteht. Manche glaubten jedoch, es gebe sowohl Materie, die aus Atomen besteht als auch Materie, die aus etwas anderem besteht - z. B. seien tote Dinge aus Atomen aufgebaut und lebende Dinge aus Zellen.

Über die klassischen Vorstellungen von Schülerinnen und Schülern hinaus, kamen bei der Befragung auch einzigartige Ideen zum Vorschein. So gab es eine Schülerin die behauptete, dass Atomkerne lebendig sind, von den Elektronen geschützt werden und sich zur Vermehrung in zwei Teile aufspalten können, was dazu führt, dass z. B. Metalle wachsen können.

Die Studie zeigte, dass Lernende Modelle bevorzugen, in denen der Kern eine feste, abgegrenzte Struktur hat und von weichen, aufgelockerten Elektronenschalen oder -wolken umgeben ist. Wenig überraschend ist der Umstand, dass die Schülerinnen und

Schüler das Bild, welches ihnen das Modell vermittelt, auch auf die Realität übertragen (Harrison, Treagust, 1996).

3.3.6. Ionenbegriff

Die SchülerInnenvorstellungen zum Ionenbegriff sind gute Beispiele für hausgemachte Fehlvorstellungen. Es liegen hier keine Alltagsvorstellungen vor, sondern sie entstehen durch Mängel oder Unklarheiten in der Kommunikation während des Unterrichts.

In einer Klasse der zehnten Schulstufe, in welcher der Ionenbegriff sowie Redox- und Fällungsreaktionen eingeführt worden sind, wurde folgender Test durchgeführt (Barke, et al., 2015):

„Konzentrierte Lösungen von Calciumchlorid und Natriumsulfat wurden zusammengegeben und weiße Kristalle als Niederschlag beobachtet. Es sollten Modellzeichnungen der beiden Lösungen und Reaktionssymbole in Worten, Strukturen und Formeln angegeben werden. Zusätzlich war den Schülerinnen und Schülern durch Beispiele deutlich gemacht worden, dass mit den „Strukturen“ das Kennzeichnen von Ionensymbolen im Falle vorliegender Ionen gemeint ist, das Kennzeichnen von Molekülstrukturen im Falle vorliegender Moleküle.“

(Barke et al., 2015, S. 254)

Der Großteil der Schülerinnen und Schüler konnte die Aufgabe nicht vollständig lösen. 80 Prozent haben es geschafft, die Reaktionsgleichung in Worten wiederzugeben, allerdings nur bis zu 20 Prozent in Formeln oder Strukturen.

Das zentrale Ergebnis der Studie war, dass in der Vorstellung der Schülerinnen und Schüler die Bildung der Ionen abhängig von der Ursache ist. Das bedeutet, dass Ionen, die durch Lösen eines Salzes gebildet werden, anders aufgebaut seien als Ionen in einem Kristall (Barke et al., 2015).

Burger (2000) schrieb über die Vorstellungen und Ideen, die Schülerinnen und Schüler der 12. Schulstufe bezüglich der Funktionsweise eines Daniell-Elements haben. Dazu führte er Interviews durch und ließ sich dabei von den Befragten die einzelnen Teile einer galvanischen Zelle erläutern. Auf die Frage, wie sie sich eine Zinksulfat-Lösung vorstellen,

gab es mehrere Antworten. Manche stellten sich richtigerweise vor, dass die Lösung Metallionen und Sulfationen enthält. Andere vermuteten, dass zusätzlich noch H^+ - und OH^- -Ionen enthalten sind. Eine Schülerin oder ein Schüler glaubte jedoch, in einer neutralen Salzlösung, also eine in der gleich viele positiv und negativ geladene Ionen enthalten sind, gäbe es keine Ladungen und somit keine Ionen.

3.3.7. Leitungsmechanismus in Metall oder Lösung

Strom, oder genauer gesagt elektrischer Strom, bezeichnet den Transport von elektrischen Ladungsträgern, z. B. Elektronen in Leitern oder Ionen in Elektrolyten.

Metalle zeichnen sich durch ihre große elektrische Leitfähigkeit aus. Diese beruht auf der Beweglichkeit eines Teils der im Metall enthaltenen Elektronen. Von dieser Idee ausgehend nehmen viele Schülerinnen und Schüler an, dass sich ein Nichtleiter durch das Fehlen von Elektronen, also eine in Summe positive Ladung, auszeichnet. Dementsprechend muss ein Leiter einen Überschuss an Elektronen besitzen (Burger, 2000).

Die meisten Präkonzepte bezüglich elektrischen Stroms haben Kinder und Jugendliche, wenn es um das Thema „Verbrauch“ geht. In der Alltagssprache kennt man Ausdrücke wie „Stromverbrauch“ oder „die Batterie ist leer“. Auf diese Vorstellung gehe ich in Kapitel 3.3.9 genauer ein.

Laut Rhöneck und Völker (1984, zitiert nach Burger, 2000) ist die „treibende Kraft“, die für Strom, also den Transport der Ladungsträger, verantwortlich ist, die Spannung. Diese entsteht durch einen Ladungsunterschied der beiden Pole bzw. Elektroden in einem galvanischen Element. Die Spannung ist abhängig von den eingesetzten Elektroden, meistens Metalle, welche in der „Spannungsreihe“ geordnet sind.

Schülerinnen und Schüler haben oft Probleme mit dem Begriff der Spannung. Viele sehen die Spannung nur als eine Eigenschaft des Stroms. Beispiel dafür ist folgende Aussage eines Schülers:

„Spannung ist die Kraft oder Stärke des elektrischen Stroms“

(Rhöneck, Völker, 1984, zitiert nach Burger, 2000, S. 34).

Frage 4 des Fragebogens (Warum können Metalle Strom leiten?) zielt genau auf diese Vorstellungen ab (siehe S. 87).

3.3.8. Vorgänge in einer Batterie (Galvanische Zelle)

Die Vorgänge in einem galvanischen Element sind sehr komplex, was zu einigen Missverständnissen bei Schülerinnen und Schülern führt (Supasorn, 2015). Der entscheidende Punkt bei elektrochemischen Reaktionen ist die räumliche Trennung zwischen Oxidation und Reduktion. Der Austausch der Elektronen, welcher in den beiden Teilreaktionen ersichtlich ist, findet über den äußeren Stromkreis statt (Burger, 2000). Oxidation und Reduktion oder allgemein ausgedrückt, Redox-Reaktionen sind chemische Reaktionen, bei denen es zu einer Veränderung des Oxidationszustandes der beteiligten Reaktanten kommt. Bei elektrochemischen Reaktionen findet dabei ein Elektronentransfer statt. Die Summe der Elektronen, die ein oder mehrere Teilchen dazu bekommen, muss genau so groß sein wie die, die andere Teilchen abgegeben haben. Eine galvanische Zelle baut mit Hilfe der Redox-Reaktionen eine elektrische Spannung auf. Das gesamte Potential ergibt sich aus der Summe der einzelnen, miteinander verbunden Halbzellen (Chatmontree et al., 2015).

Beispiele von üblichen Fehlvorstellungen sind, dass sich Elektronen eben nicht über den äußeren Stromkreis bewegen, sondern dass sie durch die Lösung, also den inneren Stromkreis wandern. Hier gibt es zwei Varianten von Vorstellungen bei den Schülerinnen und Schülern. Eine, bei der sich die Elektronen frei durch die Lösung bewegen und eine, bei der die Elektronen sich an die Kationen binden und mit diesen gemeinsam durch die Lösung bis zur Elektrode wandern (Supasorn, 2015).

Andere Lernende haben wiederum die Idee, dass die Elektronen zwar durch den äußeren Stromkreis gehen, aber nur deshalb, weil sie nicht durch das Diaphragma bzw. über die Elektrolytbrücke gelangen können. Wenn die Elektronen das könnten, würden sie durch den inneren Stromkreis wandern, da hier der Widerstand im Vergleich zum äußeren Stromkreis geringer sei (Burger, 2000). Diese Vorstellung, dass der Elektronaustausch durch den inneren Stromkreis stattfindet, beschrieb auch Marohn (1999):

„Die Tatsache, dass in der Oxidationsreaktion Elektronen freigesetzt und im Reduktionsvorgang Elektronen aufgenommen werden, wurde als Hinweis darauf betrachtet, dass sich diese Elektronen von der einen Elektrode zur anderen durch die Lösung bewegen müssen.“

(Marohn, 1999, S. 87)

Ein Austausch von Elektronen über den äußeren Stromkreis kommt für manche Lernende nicht in Betracht, denn diese Vorstellung gehört ihrer Meinung nach in den Physik- und nicht in den Chemieunterricht (Marohn, 1999).

Burger (2000) beschreibt eine weitere Vorstellung, welche keinen Elektronenaustausch beinhaltet. Hier wird mit einer Hin- und Rückreaktion an den Elektroden argumentiert, denn das Konzept des chemischen Gleichgewichts ist den Schülerinnen und Schülern (zwölfte Schulstufe) zu diesem Zeitpunkt schon bekannt. Manchmal überwiegt für sie die Reaktion an der Kathode und manchmal die an der Anode.

Ein weiteres großes Problem für Schülerinnen und Schüler stellen die Ladung der Elektroden und der stattfindende Ladungstransport in einer galvanischen Zelle dar. Wie sie es aus dem Unterrichtsfach Physik kennen, werden positiv geladene Pole als Pluspol und negativ geladene Pole als Minuspol bezeichnet. Der Pluspol zieht negative Ionen an und der Minuspol positive. In einem galvanischen Element bewegen sich aber die negativen Ionen auf die negativ geladene Elektrode zu und die positiven Ionen auf die positiv geladene Elektrode (Burger, 2000).

Ein Problem tritt dann auf, wenn die Schülerinnen und Schüler die Elektroden, so wie sie es gelernt haben, beschriften. Aufgrund ihrer Kenntnisse über die gegenseitige Anziehung ungleichnamiger Ladungen kommt es dann zu einem Widerspruch bei der Beschreibung des Ladungstransportes (Marohn, 1999). Burger (2000) gibt folgende Erklärung dazu:

„Wenn man unter der Elektrode die elektronenleitende Phase versteht, ist es schwer einzusehen, dass sich im Elektrolyten einer galvanischen Zelle negative Ionen zum Minuspol und positive Ionen zum Pluspol bewegen. Dies wird erst klar,

wenn man die Vorstellung einer elektrischen Doppelschicht an der Grenzfläche zwischen Elektronenleiter und Elektrolyten zu Hilfe nimmt.“

(Burger, 2000, S. 134)

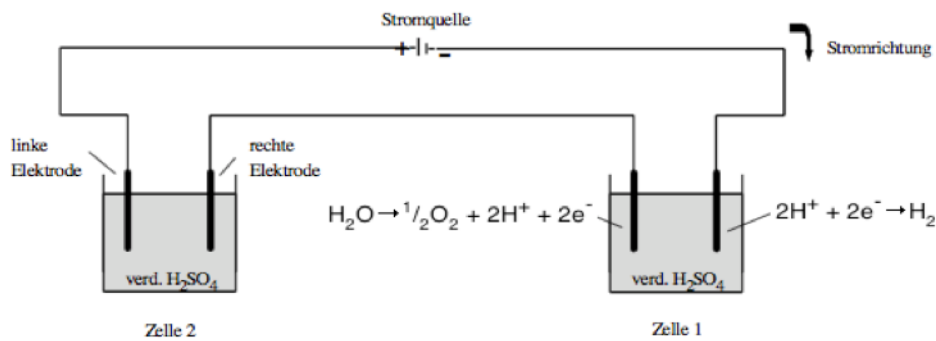
Diese Tatsache stellt eine erhebliche Lernschwierigkeit bei Schülerinnen und Schülern dar. Das im Zitat beschriebene Modell beschreibt die sogenannte innere Helmholtz-Ebene sowie die Ladungen der Elektroden. Die Ladung der inneren Ebene zieht Ionen mit entgegengesetzter Ladung aus der Lösung zu sich und dadurch bildet sich die äußere Helmholtz-Ebene. Diese ist für die Richtung des Stromflusses in der Lösung verantwortlich. Einfacher zu begreifen ist der Austausch der Ionen zwischen den Lösungen der beiden Halbzellen eines galvanischen Elements (Burger, 2000).

Die zweite der geplanten Unterrichtsstunden (siehe S. 129 im Anhang) versucht diese Vorstellungen zu verhindern oder auszubessern.

3.3.9. Stromverbrauchsvorstellung

Dieses Präkonzept ist bei den Schülerinnen und Schülern weit verbreitet, denn es hat seinen Ursprung wieder einmal in unserem alltäglichen Sprachgebrauch. Strom wird von den Lernenden oft als eine Art Brennstoff gesehen. Wie Treibstoff bei einem Verbrennungsmotor wird in ihrer Vorstellung der Strom verbraucht. Rhöneck (1968), zitiert nach Urban-Woldron et al. (2012), beschreibt die Vorstellung einer Entwertung und Verminderung des Stroms durch einen Verbraucher, z. B. einer Glühbirne.

Laut Marohn (1999) ist diese Stromverbrauchsvorstellung von zentraler Bedeutung bei der Interpretation von elektrischen Stromkreisen. Bei einer empirischen Untersuchung sollte die Stromverbrauchsvorstellung durch eine Versuchsanordnung, bei der zwei in Reihe geschaltete Elektrolysezellen, die von einer äußeren Stromquelle angetrieben werden, untersucht werden. Mit Hilfe einer Multiple-Choice-Frage (siehe Abbildung 3) wurden Schülerinnen und Schüler zwischen der elften und dreizehnten Schulstufe getestet.



Zwei völlig gleiche elektrochemische Zellen werden wie oben abgebildet hintereinandergeschaltet. Welche Aussage kann man über Zelle 2 treffen?

- [A] Genau wie in Zelle 1 wird an der linken Elektrode Sauerstoff gebildet, an der rechten Elektrode Wasserstoff.
- [B] Genau wie in Zelle 1 wird an der linken Elektrode Sauerstoff gebildet, an der rechten Elektrode Wasserstoff, die Reaktionen verlaufen jedoch schwächer.
- [C] Umgekehrt zu Zelle 1 wird an der linken Elektrode Wasserstoff gebildet, an der rechten Elektrode Sauerstoff.
- [D] In Zelle 2 finden keine chemischen Reaktionen statt.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

Abb. 3: Fragestellung zur Stromverbrauchsvorstellung (verändert nach Marohn, 1999, S. 137)

40 Prozent der 201 befragten Schülerinnen und Schüler haben sich für die richtige Antwort A entschieden. 22 Prozent der Befragten antwortete mit Antwort B. Antwort B enthält die Annahme, dass in Zelle 1 ein Teil des Stroms verbraucht wird und deshalb die Reaktion in Zelle 2 schwächer abläuft. Folgende Begründungen wurden von den Schülerinnen und Schülern dafür angegeben:

- *Die Reaktion verläuft schwächer, da von Zelle 1 schon Strom verbraucht wurde und nur noch ein Teil Strom zu Zelle 2 vordringt.*
- *Die Reaktion verläuft schwächer, da der Strom erst durch Zelle 1 fließen muß und dort ein wenig Strom verloren geht.*

(Marohn, 1999, S. 138)

Für Antwort C entschieden sich ca. 13 Prozent und für Antwort D nur ca. 2 Prozent. Die restlichen 23 Prozent der Schülerinnen und Schüler haben nichts angekreuzt. Antwort B und D enthalten das Konzept des Stromverbrauchs. Insgesamt haben somit 24 Prozent der befragten Schülerinnen und Schüler an die Vorstellung eines Verbrauchs des Stroms geglaubt.

Das „Quelle-Verbraucher-Modell“ beschreibt die Vorstellung, dass der Strom von der Quelle zum konsumierenden System fließt und dort verbraucht wird. Dieses Konzept funktioniert in unserem Alltag gut und lässt sich problemlos damit in Einklang bringen, dass man elektrische Geräte mit nur einem Stromkabel an der Steckdose anschließt.

Wenn die Schülerinnen und Schüler während des Unterrichts erkennen, dass eine zweite Verbindung notwendig ist, argumentieren viele damit, dass in diesem Fall der nicht verbrauchte Strom zurückfließen kann. Allgemein wird oft nicht zwischen den Begriffen „Strom“ und „Energie“ unterschieden (Burger, 2000).

3.3.10. Fachbegriffe

Wissenschaftssprache ist im Wesentlichen durch Verwendung von Fachbegriffen gekennzeichnet. Das dient dazu, Sachverhalte knapp und einfach zu beschreiben und somit die Kommunikation zu erleichtern. Das funktioniert allerdings nur, wenn die Begriffe eindeutig definiert sind (Marohn, 1999). Im Unterricht wird die Lehrerin oder der Lehrer versuchen, den Schülerinnen und Schülern den Gebrauch der wissenschaftlichen Sprache näherzubringen. Um jedoch ohne Missverständnisse miteinander kommunizieren zu können, genügt es nicht, dass die Lehrperson gute Kenntnisse der Fachsprache hat. Es ist auch notwendig zu wissen, dass Lernende Fachwörter oft anders interpretieren und anwenden. Informationen über solche Fehlvorstellungen helfen Kommunikationsprobleme der Schülerinnen und Schüler besser zu verstehen. Das Wissen über das Vorhandensein solcher Fehlvorstellungen ist zwar hilfreich, aber nicht ausreichend. Besser ist es, wenn man konkrete, alternative Bedeutungen von Fachbegriffen kennt (Burger, 2000).

Für Schülerinnen und Schüler ist in Bezug auf die Elektrochemie die Benennung der Elektroden eine der größten Schwierigkeiten. Minus- und Pluspol sowie Anode und Kathode sind Bezeichnungen für die Elektroden in einer elektrochemischen Zelle (Marohn, 1999).

3.3.10.1. Minus- und Pluspol

Am Beginn des Physikunterrichts wird üblicherweise der Minuspol als Pol einer Batterie, an dem ein Elektronenüberschuss bzw. eine negative Ladung herrscht, definiert. Der Pluspol ist jener Pol, an dem eine positive Ladung vorhanden ist und es somit einen Elektronenmangel gibt. Wie diese Zustände im Zuge von elektrochemischen Prozessen innerhalb der Batterie entstehen, wird aber nicht thematisiert. Dieses Thema ist dem Chemieunterricht vorbehalten. Aufgrund dieser Trennung zwischen Chemie- und Physikunterricht entwickeln sich bei Schülerinnen und Schülern oft Schwierigkeiten beim Verstehen der Begriffe "Minus-" und "Pluspol" (Marohn, 1999).

In einem galvanischen Element ist die Entscheidung, welche Elektrode positiv und welche negativ geladen ist, für Lernende nicht so einfach, weil verschiedene Überlegungen möglich sind. Einerseits kann ausgehend vom Elektronenfluss argumentiert werden und andererseits ausgehend vom Inhalt des jeweiligen Teiles (Burger, 2000).

3.3.10.2. Kathode und Anode

Die Begriffe „Kathode“ und „Anode“ werden von den Lernenden nicht einheitlich benutzt. Einige Schülerinnen und Schüler verwenden die Begriffe als Synonyme für Minus- und Pluspol, andere argumentieren mit den in der Zelle stattfindenden Elektrodenprozessen (Burger, 2000).

Die wissenschaftlichen Definitionen der Begriffe sind, im Gegensatz zu der Definitionen von Minus- und Pluspol, laut Marohn (1999), eindeutig:

- *„Die Elektrode, an der die Reduktion stattfindet, bezeichnet man als Kathode.*
- *Die Elektrode, an der die Oxidation stattfindet, bezeichnet man als Anode.“*

(Marohn, 1999, S. 157)

Die Definitionen von „Oxidation“ und „Reduktion“ sind ebenfalls eindeutig dargelegt. Oxidation ist die Abgabe von Elektronen und Reduktion ist die Aufnahme von Elektronen. Allerdings beginnt genau hier die Schwierigkeit bei den Schülerinnen und Schülern, denn

hier gibt es bei der Betrachtung eines galvanischen Elements unterschiedliche Perspektiven. Der Elektronentransfer an einer der beiden Elektroden kann aus Sicht der Lösung betrachtet werden oder aus der Sicht der Elektrode. Wenn z. B. die Teilchen in der Lösung Elektronen abgeben, wäre das eine Oxidation. Wenn nun die Elektronen, die von den Teilchen in der Lösung abgegeben werden, von einer Elektrode aufgenommen werden, findet aus der Sicht der Elektrode eine Reduktion statt. Wie man sieht, ist der Betrachtungswinkel der Schülerinnen und Schüler entscheidend dafür, ob es eine Oxidation und somit eine Anode, oder eine Reduktion, also eine Kathode ist. Die Ursache für diese Verwirrung bei den Lernenden ist, dass die Lehrpersonen immer nur von der Reduktion als Elektronenaufnahme und der Oxidation von der Elektronenabgabe sprechen, ohne dabei zu erwähnen, dass die Teilchen in der Lösung gemeint sind (Marohn, 1999).

4. Pedagogical Content Knowledge - PCK

Folgendes Kapitel ist eine Zusammenfassung aus dem Buch „Understanding and Developing Science Teachers’ Pedagogical Content Knowledge“ von Loughran, Berry und Mullhall (2012).

„Pedagogical Content Knowledge“ (PCK) ist ein Konstrukt, welches die Idee präsentiert, dass Lehren mehr als nur ein Transport von Inhalten von der Lehrperson zu den Schülerinnen und Schülern ist und Lernen mehr als nur ein Aufnehmen dieses gelieferten Inhaltes. PCK setzt sich zusammen aus dem über einen längeren Zeitraum gewonnenen Wissen und den Erkenntnissen, wie man einen bestimmten Sachverhalt auf einem bestimmten Weg übermitteln kann, um das Verstehen der Schülerinnen und Schüler zu verbessern. Es enthält auch das Wissen darüber, wodurch es leicht oder schwer ist, einen bestimmten Inhalt den Schülerinnen und Schülern zu übermitteln. PCK darf nicht als einheitliches Konzept verstanden werden, das für jede Lehrerin und jeden Lehrer funktioniert, sondern als von jeder und jedem Einzelnen zu betrachtende Sammlung von Ideen, Erfahrungen und Inhalten für ein gutes Unterrichten (Loughran et al., 2012).

Um das PCK erfassen und mit anderen Lehrerinnen und Lehrern teilen zu können, haben Loughran et al. (2012) ein Format entwickelt, dieses übersichtlich strukturieren zu können. Diese Darstellungsart, entstanden durch jahrelange Konversationen, Beobachtungen und Workshops.

Ich habe die CoRe dazu verwendet, meine Ideen und Vorstellungen während der Planungsphase meines Unterrichts zu sammeln und übersichtlich darzustellen.

4.1. CoRe

Eine CoRe („Content Representation“) gibt einen Überblick über die einzelnen „Big Ideas“ eines bestimmten Unterrichtsthemas. Jede dieser Big Ideas wird einzeln betrachtet und auf vielen verschiedenen Ebenen auf der Basis von didaktischen Überlegungen und der Erfahrungen der Lehrperson beschrieben. Dazu werden die Big Ideas waagrecht in einer Tabelle nebeneinander aufgeschrieben und senkrecht jeweils die didaktischen

Überlegungen dazu aufgelistet. Folgende Abbildung zeigt einen Ausschnitt aus meiner CoRe (siehe Abbildung 4). Die komplette CoRe ist im Anhang ab Seite 118 zu finden.

8. Schulstufe	ZENTRALE CHEMISCHE KONZEPTE / BIG IDEAS / CONCEPTS	
	Ein Metall ist umso edler, je leichter seine Ionen Elektronen aufnehmen. Ein Metall ist umso unedler, je leichter seine Atome Elektronen abgeben.	Elektronenübertragungsreaktionen sind mit energetischen Veränderungen verbunden.
Was sollten S&S über diese Big Idea lernen?	S&S sollen wissen, dass unedle Metalle leicht Elektronen abgeben können und in Lösung gehen, und die Ionen von edlen Metallen leicht Elektronen aufnehmen können und sich als Metall abscheiden. In der Spannungsreihe sind Metalle geordnet, je nachdem, wie leicht sie sich oxidieren bzw. reduzieren lassen.	Bei einer galvanischen Zelle kommt es zu einer Umwandlung von chemischer Energie in elektrische Energie. Bei freiwillig ablaufenden Reaktionen wird Energie frei. Bei der Erzeugung von Strom in einer galvanischen Zelle wird ausgenutzt, dass Atome des unedleren Metall Elektronen abgeben will und die Ionen des edleren Metalls Elektronen aufnehmen will.
Warum ist es wichtig, das zu wissen? (Jenseits des Lehrplanes!)	Der Bezug von Spannung und der Edelheit von Metallen hat einen starken Alltagsbezug (Rosten von Eisen, Korrosionsschutz bei Fahrzeugen und Gebäuden) und ist die Grundlage für die Funktion einer galvanischen Zelle/ Batterie.	Chemisch gebundene Energie kann einfach gespeichert werden und bei Bedarf genutzt werden. Durch Erfindung der Batterie ist es möglich kabellose Geräte wie Taschenlampen, Gameboys, Handys zu betreiben.

Abb. 4: Ausschnitt CoRe

In einer CoRe werden folgende didaktische Fragestellungen behandelt, welche in weiterer Folge genauer erklärt werden (Loughran et al., 2012, übersetzt und verändert durch Lembens, 2014):

- „Was sollten Schülerinnen und Schüler über diese Big Idea lernen?
- Warum ist es wichtig, das zu wissen? (Jenseits des Lehrplanes!)
- Was weiß ich darüber hinaus, was die Schülerinnen und Schüler (noch) nicht wissen müssen?
- Welche Herausforderungen und Grenzen sehe ich beim Unterrichten dieser Big Idea?

- *Was weiß ich über das Denken der Schülerinnen und Schüler, das mein Unterrichten beeinflusst?*
- *Welche anderen Faktoren beeinflussen mein Unterrichten dieser Big Idea?*
- *Welche „Unterrichtsmethoden“ setze ich ein, um diese Big Idea zu unterrichten? Warum gerade diese?*
- *Welche „Methoden“ kann ich einsetzen, um das Verstehen der Schülerinnen und Schüler zu dieser Big Idea zu erkunden?“*

(Loughran et al., 2012, S. 17, übersetzt durch Lembens, 2014)

4.1.1. Was sollten Schülerinnen und Schüler über diese Big Idea lernen?

Beim Unterrichten ist es wichtig zu unterscheiden, welche Aspekte von einem Thema im Unterricht vermittelt werden soll und welche nicht. Dieser erste Punkt soll dabei helfen, dass die Lehrperson sich darüber bewusst wird, welche Inhalte von Bedeutung für die Schülerinnen und Schüler sind und wie diese begründet werden können (Loughran et al., 2012).

4.1.2. Warum ist es wichtig, das zu wissen? (Jenseits des Lehrplanes!)

Die Entscheidung, warum eine Lehrerin oder ein Lehrer ein bestimmtes Thema unterrichtet, muss aus dem Gesichtspunkt gefällt werden, was für die Lernenden von Bedeutung sein sollte. Erfolgreiche Lehrende wissen aus ihrer Erfahrung, warum das von ihnen gewählte Thema für das Leben der Schülerinnen und Schüler wichtig ist. Das hilft, die Lernenden dazu zu treiben, diese Big Idea lernen zu wollen (Loughran et al., 2012).

4.1.3. Was weiß ich darüber hinaus, was die Schülerinnen und Schüler (noch) nicht wissen müssen?

Lernende brauchen eine gewisse Zeit, um ein Verständnis für eine neue Big Idea zu entwickeln. Deshalb ist es für eine Lehrerin oder einen Lehrer wichtig, vorsichtig auszuwählen, was die Schülerinnen und Schüler für das Grundverständnis schon wissen müssen und was sie noch nicht erfahren sollten, damit sie nicht verwirrt

werden. Andererseits ist es nicht gewünscht, ein Thema zu sehr zu vereinfachen, bis schließlich die Inhalte verloren gehen. Es muss ein Gleichgewicht zwischen machbarer Herausforderung und unnötiger Verwirrung gefunden werden (Loughran et al., 2012).

4.1.4. Welche Herausforderungen und Grenzen sehe ich beim Unterrichten dieser Big Idea?

Lehrerinnen und Lehrer lernen durch langjährige Erfahrungen, welche Aspekte einer Big Idea für die Lernenden schwer zu verstehen sind und warum. Hier gehören alternative SchülerInnenvorstellungen sowie Grenzen von Modelldarstellungen zu wissenschaftlichen Phänomenen. Erfahrene Lehrpersonen verwenden diese Informationen dazu, den Unterricht so zu gestalten, dass Verständnisschwierigkeiten möglichst klein gehalten werden.

Ohne diesen Aspekt des PCK könnte argumentiert werden, dass die konstruktivistische Sichtweise, also ein Aufbauen auf vorhandenem Wissen, nicht stattfindet, sondern nur ein Aneinanderreihen von Inhalten, unabhängig davon, ob es verstanden worden ist oder nicht (Loughran et al., 2012).

4.1.5. Was weiß ich über das Denken der Schülerinnen und Schüler, das mein Unterrichten beeinflusst?

Dieser Teil bezieht sich nicht ausschließlich auf die alternativen SchülerInnenvorstellungen, sondern auf die Erfahrungen, die eine Lehrperson beim Unterrichten dieser Big Idea gemacht hat. Erfolgreiche Lehrerinnen und Lehrer planen ihren Unterricht mit Hinsicht darauf, wie die Lernenden üblicherweise darauf reagieren (Loughran et al., 2012).

4.1.6. Welche anderen Faktoren beeinflussen mein Unterrichten dieser Big Idea?

Dieser didaktische Aspekt der Big Idea beschreibt das Wissen der Lehrerin oder des Lehrers über den Kontext in dem das Thema für die Schülerinnen und Schüler

steht, sowie die pädagogischen Erfahrungen, die das Unterrichten beeinflussen (Loughran et al., 2012).

4.1.7. Welche „Unterrichtsmethoden“ setze ich ein, um diese Big Idea zu unterrichten? Warum gerade diese?

Ein Teil des PCK einer Lehrerin oder eines Lehrers ist es, ein Repertoire an Methoden zu haben und dieses gezielt einsetzen zu können. Die Fähigkeit für spezifische Situationen die passende Unterrichtsmethode parat zu haben, ist besonders wichtig. Nicht nur zu wissen, welche Methoden es gibt, sondern auch, warum man diese einsetzt und wie man sie an die gegebenen Umstände anpasst, sind Zeichen der Expertise einer Lehrperson. Die richtige Methode anzuwenden garantiert nicht, dass die Schülerinnen und Schüler erfolgreich lernen, aber es beeinflusst das Denken und fördert ein besseres Verstehen (Loughran et al. 2012).

4.1.8. Welche „Methoden“ kann ich einsetzen, um das Verstehen der Schülerinnen und Schüler zu dieser Big Idea zu erkunden?

Lehrerinnen und Lehrer überwachen ständig den Lernfortschritt, den die Schülerinnen und Schüler während des Unterrichts machen. Dieser Abschnitt soll zeigen, wie Lehrpersonen den Effekt, den sie auf die Lernenden haben, wahrnehmen und dokumentieren. Es gibt verschiedene Methoden, mit denen man Blicke aus unterschiedlichen Perspektiven auf den Erfolg des Unterrichts werfen kann (Loughran et al. 2012).

Beim Erstellen einer CoRe gilt es zu beachten, dass nicht jedes Feld gleich viele Informationen enthalten muss. Bei manchen Themen können auch Felder frei bleiben. Eine CoRe ist dazu gedacht, immer wieder angepasst und verändert zu werden, um neue Ideen und Erfahrungen einzubringen. Daraus wird ersichtlich, dass es nicht EINE CoRe pro Unterrichtsthema gibt, sondern dass sie abhängig von den jeweiligen Lehrerinnen und Lehrern, welche die CoRe erstellt haben, ist. Eine CoRe verschafft Einsicht in das PCK einer Lehrperson und knüpft Verbindungen zwischen dem Inhalt, den Schülerinnen und Schülern sowie den Erfahrungen der Lehrerin oder des Lehrers (Loughran et al., 2012).

5. Fachliche Klärung – Elektrochemie

Im folgenden Abschnitt werden die fachlichen Grundlagen beschrieben, welche für die in dieser Arbeit durchgeführte Untersuchung relevant sind. Dieses Kapitel ist größtenteils aus „Chemie – Das Basiswissen der Chemie“ von Mortimer und Müller (2007) zusammengefasst.

5.1. Atomaufbau

Die erste Definition des Atoms kam aus der altgriechischen Atomtheorie, nach der Materie nach wiederholter Zerteilung schließlich zum kleinsten, nicht mehr weiter teilbaren Teilchen, dem Atom, führt. Der Name „Atom“ stammt vom griechischen Wort „*atomos*“ und bedeutet „unteilbar“. 1803 bis 1808 entwickelte John Dalton eine Theorie, welche er aus den Beobachtungen der Gesetzmäßigkeiten bei chemischen Reaktionen hergeleitet hat (Mortimer, Müller, 2007).

Atome sind die kleinsten Einheiten der Elemente. Diese sind aus drei subatomaren Teilchen, den Elektronen, Protonen und Neutronen aufgebaut, welche wiederum aus sogenannten Quarks bestehen. Elektronen besitzen eine negative Ladung, Protonen eine positive Ladung und Neutronen sind ungeladen. Die Masse der Protonen und Neutronen ist etwa gleich groß. Die Masse der Elektronen ist wesentlich kleiner. Die Protonen und Neutronen bilden zusammen den sogenannten Atomkern. Dieser bildet das Zentrum der Atome. Um den Kern verteilt sind die Elektronen. Diese sind entscheidend für das Volumen der Atome. Der Kern ist im Vergleich zum Gesamtatom sehr klein, macht aber den Großteil der Gesamtmasse aus. Ein Atom besteht immer aus gleich vielen Protonen wie Elektronen. Die Anzahl der Neutronen kann variieren. Atome, die gleich viele Protonen aber unterschiedlich viele Neutronen besitzen, nennt man Isotope (Mortimer, Müller, 2007).

5.2. Ionen und Lösungsvorgang

Ionen entstehen, wenn Elektronen von Atomen abgegeben oder aufgenommen werden. Atome, die ein Elektron abgegeben haben, sind positiv geladene Ionen (Kationen) und

Atome, die ein Elektron aufgenommen haben, sind negativ geladene Ionen (Anionen). Eine Ionenbindung entsteht durch die elektrostatischen Anziehungskräfte von entgegengesetzt geladenen Teilchen (Mortimer, Müller, 2007).

Polare Substanzen lösen sich in polaren Lösungsmitteln und unpolare Substanzen lösen sich in unpolaren Lösungsmitteln. Es gilt die Regel: „Ähnliches löst Ähnliches“. Die Wechselwirkungen zwischen den Lösungsmittel-Molekülen und der zu lösenden Substanz muss größer sein als die Wechselwirkungen innerhalb der Substanz, damit sie gelöst werden kann (Mortimer, Müller, 2007).

5.3. Elektrische Spannung und elektrischer Strom

Die elektrische Spannung ist eine Potentialdifferenz zwischen zwei Ladungspolen. Diese kann man sich als den Druck, der die Elektronen in den Leiter drückt, vorstellen. Elektrische Spannung entsteht bei einer Trennung von elektrischen Ladungen, d. h. an einem Ende des Leiters sind mehr negative Ladungen, z. B. Elektronen, als auf der anderen Seite des Leiters. Diese Differenz der Ladungen ist eine Voraussetzung für einen Stromfluss. Elektrischer Strom ist ein Fluss von elektrischen Ladungen, diese befinden sich auf sogenannten Ladungsträgern. In Metallen findet der Ladungstransport über Elektronen statt, diesen Leiter nennt man dann metallischen Leiter. Zwischen den Metallionen, welche weitgehend fix auf ihren Plätzen sind (d. h. sie schwingen um ihren Gitterplatz, können diesen aber nicht verlassen) befinden sich die beweglichen Elektronen. Es fließt solange Strom, bis sich ein Gleichgewicht der Ladungen eingestellt hat und die Ladungsdifferenz somit Null ist (Povh, Soergel, 2014).

Allerdings bezieht sich die elektrische Spannung stets auf zwei Punkte. Am Beispiel einer galvanischen Zelle sind das die zwei Halbzellen, die jede für sich einen Teil zur Gesamtspannung beitragen. Die elektrische Spannung ist keine absolute Größe. Der Begriff „elektrisches Potential Φ “ wurde eingeführt, um trotzdem einen Absolutwert angeben zu können. Dieser ist mit der Höhe eines Punktes über dem Meeresspiegel zu vergleichen. Jedem Punkt kann ein elektrisches Potential zugeteilt werden. Die elektrische Spannung U hingegen ist die Differenz $\Delta\Phi$ von zwei elektrischen Potentialen. Meistens werden die beiden Begriffe synonym verwendet, da der Bezugspunkt („Masse“, „Nullpotential“,...) des elektrischen Potentials oft der Minus-Anschluss einer Stromquelle

ist und dieser willkürlich als Null gesetzt wird. In diesem Fall ist das elektrische Potential gleich der elektrischen Spannung (Lüders, Pohl, 2010).

Die Einheit der elektrischen Spannung U und des elektrischen Potentials Φ ist Volt (V).

Die Einheit der Stromstärke I ist Ampère (A).

5.4. Elektrischer Widerstand und elektrischer Leitwert

Die in einem Metallgitter um ihre Ruhelage schwingenden Metall-Kationen setzen der Bewegung der Elektronen einen Widerstand entgegen. Die Schwingungen nehmen mit Erhöhung der Temperatur zu und somit auch der elektrische Widerstand des Leiters. Je höher der Widerstand, desto höher muss das elektrische Potential sein, um eine bestimmte Stromstärke aufrechtzuhalten. Dieser Zusammenhang wird im Ohm'schen Gesetz, $U = R \cdot I$, beschrieben. Die Einheit des Widerstands R ist Ohm (Ω).

Der elektrische Leitwert G eines Stoffes ist der Kehrwert des Widerstandes und hat die Einheit Siemens (S) (Mortimer, Müller, 2007).

5.5. Elektrolytische Leitung

Damit Strom durch Elektrolyte fließen kann, werden frei bewegliche Ionen als Ladungsträger benötigt. Hauptsächlich findet elektrolytische Leitung daher in Lösungen und Schmelzen von Salzen statt. Bei so einem Stromfluss treten immer chemische Veränderungen bei den Ionen auf. Folgendes Beispiel eines Stromflusses durch eine Schmelze von Natriumchlorid veranschaulicht den Prozess (siehe Abbildung 5). In der Schmelze befinden sich zwei inerte Elektroden, welche mit einer Spannungsquelle verbunden sind. Die Spannungsquelle presst Elektronen in die linke Elektrode. Diese wird dadurch negativ geladen. Die rechte Elektrode ist positiv geladen, weil von dort Elektronen abgezogen werden. Die positiv geladenen

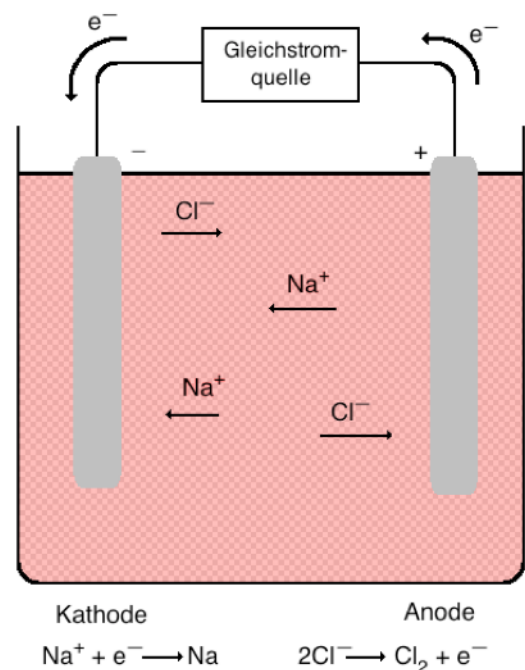


Abb. 5: Elektrolyse von geschmolzenem Natriumchlorid (eigene Darstellung angelehnt an: Mortimer und Müller, 2007, Seite 352)

Natriumionen werden von der negativ geladenen Elektrode angezogen und die negativ geladenen Chloridionen werden von der positiv geladenen Elektrode angezogen. Damit ein Ladungstransport über die Grenzfläche Elektrode/Elektrolyt stattfinden kann, muss es zu einer chemischen Reaktion kommen. Die Natriumionen nehmen Elektronen von der Elektrode auf und werden dadurch zu Natriumatomen. Die Elektrode, an der Teilchen Elektronen aufnehmen, nennt man Kathode. Die Chloridionen geben an der anderen Elektrode Elektronen an diese ab. Jeweils zwei Chloratome vereinigen sich zu einem Chlormolekül (Cl_2). Die Elektrode, an der Teilchen Elektronen abgegeben werden, nennt man Anode. Der Gesamtvorgang wird Elektrolyse genannt (Mortimer, Müller, 2007).

5.6. Oxidation und Reduktion

Der Begriff „Oxidation“ kommt ursprünglich von Reaktionen, bei denen sich Sauerstoff mit anderen Stoffen verbindet. Wird Sauerstoff aus einer Verbindung entfernt, nennt man es „Reduktion“ (Mortimer, Müller, 2007).

Die heutigen Definitionen sind allgemein gültiger als diese. Eine Oxidation findet statt, wenn einem Atom Elektronen entzogen werden. Reduktion nennt man den Prozess, wenn Atomen Elektronen hinzugeführt werden. Sowohl die ursprüngliche als auch die neue Definition sind gültig, wie die Definition von Oxidation und Reduktion über die Oxidationszahlen. Ein Entzug von Elektronen, bedeutet eine Erhöhung der Oxidationszahl, also eine Oxidation. Ein Zuführen von Elektronen führt zu einer Senkung der Oxidationszahl, also einer Reduktion.

Die Bildung einer polar-kovalenten Bindung zwischen zwei Teilchen mit unterschiedlicher Elektronegativität führt zu einer Verschiebung der Bindungselektronen. Das Atom, von dem sich die Elektronen entfernen, wird oxidiert. Das Atom, das die Elektronen aufnimmt, wird reduziert. Dieser Prozess findet immer gemeinsam statt. Es gibt keine Reduktion ohne eine Oxidation und umgekehrt. Aufgrund dieser Kopplung von Oxidations- und Reduktions-Reaktionen nennt man diese auch „Redox-Reaktionen“ (Mortimer, Müller, 2007).

5.7. Redox- oder Spannungsreihe

Die elektrochemische Spannungsreihe stellt die Grundlage zur Berechnung der zugewinnenden elektrischen Spannung aus einer Halbzelle dar. Diese wurde eingeführt,

um entscheiden zu können, welcher Stoff als Oxidations- und welcher als Reduktionsmittel wirkt. Die elektrische Spannung zwischen einer Elektrode, bestehend aus einem bestimmten Element und einer Wasserstoffelektrode, wird bei Standardbedingungen (Temperatur: 298 K, Druck: 101325 Pa, Konzentration: 1 mol/L) als Standardpotential dieses Stoffes bezeichnet. Je edler ein Metall ist, desto größer ist dieses Standardpotential. Je unedler ein Metall ist, desto kleiner ist es. Gold, ein nahezu inertes Metall, hat z. B. ein stark positives Potential gegenüber der Wasserstoffelektrode. Lithium, das sehr leicht Elektronen abgibt, hat ein stark negatives Standardpotential. Kombiniert man nun zwei solcher Halbzellen miteinander, erhält man bei Einhaltung der Standardbedingungen eine Stromquelle mit einer Spannung, welche genau der Differenz der Standardpotentiale der beiden Halbzellen entspricht (Bannwarth et al., 2011; Siemens Stiftung, 2011).

5.8. Galvanische Zelle

Eine galvanische Zelle, auch Volta'sche Zelle oder galvanisches Element genannt, ist eine Zelle, also ein einzelner Teil einer Batterie, der als Stromquelle dient. Bei dem stattfindenden Vorgang handelt es sich um eine Umwandlung von chemischer in elektrische Energie. Zum Beispiel reagiert metallisches Zink spontan mit Kupfer(II)-Ionen in einer wässrigen Lösung. Dabei kommt es zu einer Übertragung von Elektronen. Die stattfindende Reaktion kann man nicht nur formal in zwei Halbreaktionen aufteilen, sondern auch räumlich voneinander trennen. An jeweils einer Elektrode einer galvanischen Halbzelle (siehe Abbildung 6) findet eine der Reaktionen statt (Mortimer, Müller, 2007).

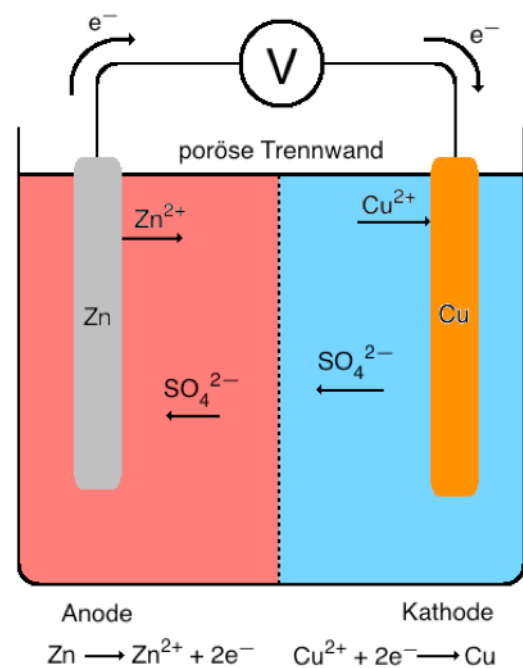


Abb. 6: Aufbau Daniell-Element (eigene Darstellung angelehnt an: Mortimer und Müller, 2007, S. 357)

Dieser Versuchsaufbau wird dazu verwendet, um elektrischen Strom, einen Fluss von Elektronen, zu erzeugen. Die linke Halbzelle besteht aus einer Zinkelektrode, welche in eine Zinksulfat-Lösung getaucht ist. Die Halbzelle der rechten Seite besteht aus einer

Kupferelektrode, die in eine Kupfersulfat-Lösung getaucht ist. Diese beiden Halbzellen werden durch ein Diaphragma, eine poröse Trennwand, oder eine Elektrolytbrücke miteinander verbunden. Diese Trennung dient dazu, eine Vermischung der Lösungen zu verhindern, lässt aber Ionen weiterhin durchdringen. Diese spezielle Zelle wird auch als Daniell-Element bezeichnet (Mortimer, Müller, 2007).

An der Zinkelektrode geben die Zinkatome Elektronen ab und werden so zu Zinkionen. Es findet eine Oxidation statt. Die Elektronen wandern über einen Draht, der die beiden Elektroden elektrisch leitend miteinander verbindet, zur Kupferelektrode. Laut üblicher Konvention nennt man die Elektrode, von der Elektronen wegfließen, Minuspol und die Elektrode zu der sie hinfließen, Pluspol. Die Elektronen bewirken an der Kupferelektrode eine Reduktion der Kupfer(II)-Ionen zu Kupferatomen. Diese lagern sich an der Kathode ab (Mortimer, Müller, 2007).

Im Inneren der Lösung entsteht der Stromfluss durch eine Wanderung der Ionen. An der Anode gehen die positiv geladenen Zinkionen in Lösung. Um diese erhöhte positive Ladung an der Grenzfläche zur Anode, gebildet durch die Zinkionen, auszugleichen, wandern die negativ geladenen Sulfationen in Richtung Anode. Auf der rechten Seite wandern die Kupferionen zur Kathode, an der sie zu Kupferatomen reduziert werden und sich ablagern, was einen Mangel an Kationen an der Grenzfläche zur Kathode bewirkt. Um den dadurch entstehenden Überschuss an Sulfationen auszugleichen, bewegen sich die Kationen aus dem Inneren der Lösung in Richtung Elektrode (Mortimer, Müller, 2007). Die Trennwand verhindert eine mechanische Vermischung der Lösungen, da sonst Kupferionen in direkten Kontakt zur Zinkelektrode kämen. Wäre dies der Fall, würde es zu einem Kurzschluss führen, weil die Elektronen dann ohne Umweg von den Zinkatomen auf die Kupferionen übertragen werden würden (Mortimer, Müller, 2007).

Nach der Beschreibung der theoretischen Grundlagen von SchülerInnenvorstellungen, der Unterrichtsplanung mit Hilfe einer CoRe und den fachlichen Erläuterungen zur Elektrochemie, folgt im nächsten Abschnitt die Darstellung der durchgeführten Unterrichtsseinheit und der empirischen Untersuchung.

Empirische Untersuchung

6. Unterrichtsplanung

In diesem Kapitel wird erläutert, wie ich die Unterrichtseinheiten zum Thema Elektrochemie mit Schwerpunkt auf der Umwandlung von chemischer Energie in elektrischen Strom geplant habe. Der Unterricht wurde unter Berücksichtigung von in der Literatur belegten Präkonzepten von Schülerinnen und Schülern (siehe Kapitel 3.3) zu diesem Thema geplant und durchgeführt. Die Ziele dieser zwei Unterrichtseinheiten sollen sein, dass die Jugendlichen die grundlegende Funktionsweise eines galvanischen Elements und die damit verbundenen Konzepte (Atombau, Ionenbindung, Elektronenübertragung, ...) verstehen und für ähnliche Aufgaben anwenden können. Mein Unterrichtskonzept erstreckt sich über zwei aufeinanderfolgende Unterrichtsstunden, in denen jeweils abwechselnd von den Schülerinnen und Schülern experimentiert und von der Lehrerin etwas erklärt wird. In den folgenden Abschnitten werden sowohl die Planung und Strukturierung der Inhalte dargestellt, als auch vorkommende Versuche erläutert. Dazu gehören die Formulierung der Big Ideas und die Erstellung einer CoRe mit der darin enthaltenen Berücksichtigung der SchülerInnenvorstellungen.

6.1. Einfluss der SchülerInnenvorstellungen auf die Unterrichtsplanung

In Bezug auf das umfangreiche Gebiet der Elektrochemie wird in der Literatur eine große Zahl an Präkonzepten beschrieben. Diese kommen aus dem Alltag der Schülerinnen und Schüler, bzw. sind hausgemachte Fehlvorstellungen, welche durch den Unterricht gebildet oder verstärkt werden.

Zu Beginn des Unterrichts geht es um Strom und dass für einen Stromfluss bewegliche Ladungsträger vorhanden sein müssen. Dass in einem elektrischen Leiter, also z. B. einem Metalldraht, Elektronen sind, die als Ladungsträger fungieren, wissen die Schülerinnen und Schüler üblicherweise aus dem Physikunterricht. In einem galvanischen Element kommt allerdings noch der Stromfluss durch die Lösungen der beiden Halbzellen hinzu. In einer Lösung sind nicht die Elektronen die Ladungsträger, sondern Ionen. Um zu verstehen, woher diese Ionen kommen und was Ionen überhaupt sind, müssen die Schülerinnen und Schüler über den Aufbau der Atome Bescheid wissen. Zu diesem Thema gibt es eine Vielzahl an SchülerInnenvorstellungen (siehe Kapitel 3.3.5). Zu Beginn

des Unterrichts gibt es deshalb eine Wiederholung der chemischen Bindungsarten – Metallbindung und Ionenbindung sowie davon, was passiert, wenn man ein Salz in Wasser löst (siehe Kapitel 5.2). Wichtig dabei ist, dass beim Hinzufügen eines Salzes zu Wasser, dessen Moleküle keine Ladung besitzen, mit Ausnahme der durch Autoprotolyse entstehenden Ionen, geladene und frei bewegliche Teilchen in Lösung gehen. Diese Ionen sind nun für den Stromfluss innerhalb der Lösungen verantwortlich.

Anschließend folgt das erste Schülerinnen- und Schülerexperiment zur Spannungsreihe. Bei diesem Experiment sollen die Schülerinnen und Schüler einen Zinkstab, Kupferdraht oder Silberdraht jeweils in die vorbereiteten Zinknitrat-, Kupfernitrat- und Silbernitrat-Lösungen tauchen und beobachten, ob etwas passiert. Dabei spielen Vorstellungen zum Aufbau der Atome und Ionen sowie zum Lösungsprozess von Salzen eine große Rolle. Bei den ersten zwei Aufgaben geht es darum, Beobachtungen auf der makroskopischen Ebene zu machen. Ab der dritten Aufgabe geht es dann um Vorgänge in der submikroskopischen Ebene, die nicht mehr gesehen werden können. Da es vielen Lernenden Schwierigkeiten bereitet, zwischen diesen Ebenen hin und her zu wechseln, habe ich versucht, während der kompletten Unterrichtseinheit die Sprache möglichst präzise einzusetzen, um damit verbundene Missverständnisse (siehe Kapitel 3.3.10) zu verhindern. Wenn z. B. immer die Rede von „Kupfer“ ist, egal auf welcher Ebene die Lehrerin oder der Lehrer versucht zu erklären, erkennen Lernende oft nicht, ob es sich dabei um den Kupferdraht, die Kupferatome oder um die Kupferionen in der Lösung handelt. Daher wurde in meinem Unterricht genau darauf geachtet, stets zwischen Begriffen wie „Kupferdraht“ und „Kupferatomen“ zu differenzieren.

In der zweiten Stunde liegt der Fokus auf dem Aufbau eines galvanischen Elements und den darin ablaufenden Prozessen. Da es bei Begriffen wie „Anode und Kathode“ und „Minus- und Pluspol“ bei den Schülerinnen und Schülern einige Fehlvorstellungen gibt (siehe Kapitel 3.3.10.1) und diese für ein Verstehen der Vorgänge nicht notwendig sind, habe ich sie konsequent weggelassen. In weiteren Stunden, wenn die chemischen Abläufe verstanden wurden, kann man dann die Begriffe einführen und eindeutig definieren.

Ein weiteres Präkonzept, welches Schülerinnen und Schüler oft in den Unterricht mitbringen, ist das sogenannte „Vernichtungskonzept“ (siehe Kapitel 3.3.2). Das „Erhaltungskonzept“ ist bei Schülerinnen und Schülern hingegen nicht so weit verbreitet. Durch regelmäßige Wiederholung davon, dass Atome Elektronen abgeben und zu Ionen

werden können und dass Ionen Elektronen aufnehmen und zu Atomen werden können, die sich abscheiden, soll den Schülerinnen und Schülern klar gemacht werden, dass keine Teilchen verschwinden oder aus dem Nichts entstehen. Verstärkt wird das Ganze durch das Aufschreiben der Reaktionsgleichungen, bei denen ersichtlich wird, dass an einer Elektrode genau so viele Elektronen abgegeben werden, wie an der anderen aufgenommen werden.

Mit dem Vernichtungskonzept einhergehend ist die sogenannte „Stromverbrauchsvorstellung“ (siehe Kapitel 3.3.9). Viele Schülerinnen und Schüler glauben z. B., dass nur eine Verbindung zwischen Gerät und Steckdose notwendig ist und dass im Gerät der Strom verbraucht wird. Diesem Irrglauben soll entgegen gewirkt werden, indem mehrmals die Notwendigkeit eines geschlossenen Stromkreises betont wird. Ebenfalls wird darauf achtgegeben, zu vermitteln, dass die Elektronen stets von der Zinkelektrode zu der Kupferelektrode durch den äußeren Leiter wandern.

6.2. Big Ideas zur Elektrochemie

Um mir zunächst einen Überblick über die didaktischen Herausforderungen, sowie Inhalte des komplexen Gebietes der Elektrochemie zu verschaffen, habe ich das Konzept einer CoRe (siehe Kapitel 4.1) verwendet. Dazu habe ich sechs Big Ideas formuliert und zu jeder Big Idea didaktische Überlegungen angestellt. Folgende Big Ideas habe ich zur Planung meines Unterrichts verwendet:

- I. Strom kann fließen, wenn sich Ladungsträger frei bewegen können.**
- II. Atome können Elektronen aufnehmen/abgeben und werden dadurch zu Ionen. Ionen können durch Aufnahme/Abgabe von Elektronen zu Atomen werden.**
- III. Ein Metall ist umso edler, je leichter seine Ionen Elektronen aufnehmen können.
Ein Metall ist umso unedler, je leichter seine Atome Elektronen abgeben können.**

IV. Elektronenübertragungsreaktionen sind mit energetischen Veränderungen verbunden.

V. Elektronenabgabe bezeichnet man als Oxidation, Elektronenaufnahme bezeichnet man als Reduktion.

VI. An der Anode findet immer Oxidation statt, an der Kathode findet immer Reduktion statt.

Bei den Big Ideas 1 und 2 bin ich während der Planung davon ausgegangen, dass die Schülerinnen und Schüler diese Konzepte bereits im Unterricht besprochen haben. Der Begriff „Strom“ ist den meisten Kindern geläufig und wird laut Lehrplan im Physikunterricht der dritten Schulstufe der AHS (Bundesministerium für Bildung, 2000) im Zuge der Elektrizitätslehre im Detail bearbeitet. Konzepte zu Stromfluss, Spannung, elektrischen Leitern und Nichtleitern sollten den Schülerinnen und Schülern daher bekannt sein.

Die Themen „Atombau“ und „Ionen“ werden laut Lehrplan für Chemie in der vierten Klasse (Bundesministerium für Bildung, 2000) im Laufe des Jahres behandelt. Diese Konzepte sind die Grundlage der Chemie und daher besonders wichtig für ein Verstehen der Abläufe während elektrochemischer Prozesse.

Die Inhalte der beiden ersten Big Ideas werden zu Beginn meiner Unterrichtseinheit wiederholt, um sie den Schülerinnen und Schülern wieder ins Gedächtnis zu rufen. Ich sehe es als essentiell an, Wissen aus früheren Unterrichtsstunden wieder aufzugreifen. Ich halte es für wichtig, eine Verbindung zwischen den Themen Atombau und Stromfluss zu schaffen, damit Lernende die komplexen Zusammenhänge elektrochemischer Vorgänge begreifen können.

Die Inhalte von Big Idea 3 und 4 sind diejenigen, von denen ich wollte, dass die Lernenden sie nach dem von mir geplanten Unterricht verstehen. Der Umstand, dass manche Metalle edler sind als andere weil deren Ionen leichter Elektronen aufnehmen und umgekehrt Atome von unedlen Metallen leichter Elektronen abgeben können, ist die Grundlage eines galvanischen Elements. Diese Eigenschaft, die den jeweiligen Teilchen zugrunde liegt, ist

verantwortlich für die elektrische Spannung, die zwischen den beiden Halbzellen eines solchen Elements besteht.

An den Elektroden der beiden Halbzellen findet jeweils entweder eine Oxidation oder eine Reduktion statt, dabei findet eine Übertragung von Elektronen statt. In einer galvanischen Zelle laufen diese Reaktionen freiwillig ab. Im Zuge dieser Reaktionen kommt es zu einer Umwandlung von chemischer Energie in elektrische Energie in Form eines Stromflusses. Dieses Phänomen, dass durch Kombination von verschiedenen Metallen Strom erzeugt werden kann, ist aus unserer heutigen Zeit nicht mehr wegzudenken und ist deshalb wichtig für die Schülerinnen und Schüler zu lernen.

Diese beiden Big Ideas („Ein Metall ist umso edler, je leichter seine Ionen Elektronen aufnehmen können; Ein Metall ist umso unedler, je leichter seine Atome Elektronen abgeben können“ und „Elektronenübertragungsreaktionen sind mit energetischen Veränderungen verbunden.“) sind die Basis der Elektrochemie und sollten in dem von mir geplanten Unterricht vermittelt werden.

Die Lehrerin oder der Lehrer kann, im weiteren Unterrichtsverlauf, auf die folgenden Big Ideas 5 und 6 („Elektronenabgabe bezeichnet man als Oxidation, Elektronenaufnahme bezeichnet man als Reduktion.“ und „An der Anode findet immer Oxidation statt, an der Kathode findet immer Reduktion statt.“) aufbauen. Diese waren nicht mehr Teil meiner Unterrichtseinheit, haben jedoch bei der Planung eine wichtige Rolle gespielt. Diese beiden Big Ideas beinhalten die Begriffe „Oxidation“ und „Reduktion“. Bei Big Idea 5 werden die beiden Reaktionsarten definiert, abhängig davon ob Elektronen aufgenommen oder abgegeben werden. Bei Big Idea 6 geht es um die Benennung der Elektroden als Anode oder Kathode.

In meiner Unterrichtseinheit habe ich gezielt auf Begriffe wie Anode und Kathode, Oxidation und Reduktion, aber auch Minus- und Pluspol verzichtet, da es bei Schülerinnen und Schülern oft zu Verwirrungen kommt (siehe Kapitel 3.3.10) und diese Begriffe für ein Verstehen der Abläufe nicht notwendig sind. Erst nachdem die Lernenden begriffen haben, was in einem galvanischen Element vorgeht, würde ich diese Begriffe einführen.

Die komplette CoRe ist im Anhang ab Seite 118 zu finden.

6.3. Beschreibung der Unterrichtseinheit

In diesem Abschnitt werde ich die beiden Unterrichtsstunden, die im Zuge meiner Untersuchung durchgeführt wurden, im Detail beschreiben und begründen, warum ich diese in erwähnter Weise geplant habe. Jede Unterrichtsstunde enthält einen Schülerinnen- und Schülerversuch, ergänzende Informationen für die durchführende Lehrerin sowie weitere Aufgaben, die sich auf den Versuch beziehen. Es gibt einen steten Wechsel zwischen Phasen, in denen die Lehrperson etwas erklärt und Phasen in denen die Schülerinnen und Schüler alleine oder in Kleingruppen arbeiten müssen. Dieser Ablauf soll verhindern, dass sich die Lernenden eventuell langweilen, weil sie nichts tun dürfen oder von vielen Aufgaben überfordert sind.

6.3.1. Erste Unterrichtsstunde

Die erste Unterrichtsstunde beginnt mit einer kurzen Einführung, gefolgt von einer Wiederholung zum Thema Strom und der Notwendigkeit von Ladungsträgern, damit Strom fließen kann. Das Konzept des Stromflusses haben die Jugendlichen schon im Vorjahr im Physikunterricht behandelt. Da ein Ziel meiner Unterrichtseinheit ist, dass die Schülerinnen und Schüler verstehen wie Strom mit einem galvanischen Element erzeugt werden kann, war mir eine Wiederholung, was Strom überhaupt ist, sehr wichtig.

Im Anschluss daran folgt die Erklärung des ersten Schülerversuchs zum Thema Spannungsreihe durch die Lehrperson. Hierbei sollen die Schülerinnen und Schüler beobachten, was passiert, wenn man verschiedene Metalle (Zink, Kupfer, Silber) jeweils mit einer der bereitgestellten Lösungen (Zn^{2+} -, Cu^{2+} -, Ag^+ -Lösung) kombiniert. Jede Veränderung soll in eine Tabelle eingetragen werden. In der Tabelle sind sämtliche Kombinationsmöglichkeiten bereits vorgegeben. Es gibt jeweils ein Feld für die Beobachtungen nach zwei Minuten und ein Feld für die nach zwei Tagen. Das Feld „nach zwei Minuten“ sollen die Schülerinnen und Schüler zwei Minuten nachdem sie das Metall in die Lösung getaucht haben ausfüllen. Das Feld „nach zwei Tagen“ ist Teil einer späteren Aufgabe. Nachdem der Versuch fertig durchgeführt ist und alle Veränderungen in der Tabelle eingetragen sind, bespricht die Lehrerin oder der Lehrer die Ergebnisse. Damit kann sichergestellt werden, dass alle Schülerinnen und Schüler am Ende die richtigen Ergebnisse haben.

Für die zweite Aufgabe bekommt jede Gruppe zwei Fotos, auf denen einmal ein Zinkstab in einer Kupfernitrat-Lösung und einmal ein Kupferdraht in einer Silbernitrat-Lösung abgebildet ist (siehe Abbildungen 7 und 8). Beide Fotos zeigen die Versuchsanordnung nach zwei Minuten und nach zwei Tagen. Anhand dieser Bilder sollen die Schülerinnen und Schüler nun die restlichen Felder der Tabelle von Aufgabe 1 ausfüllen. Nachdem diese Aufgabe ebenfalls erledigt und verglichen ist und die Lernenden ihre Beobachtungen eingetragen haben bespricht die Lehrperson das Phänomen und erklärt, dass sich Kupfer und Silber am Zinkstab abscheiden, am Kupferdraht nur Silber und am Silberdraht nichts. Zu diesem Zeitpunkt wird noch nicht erklärt, was auf submikroskopischer Ebene passiert, sondern nur das, was beobachtet werden kann.

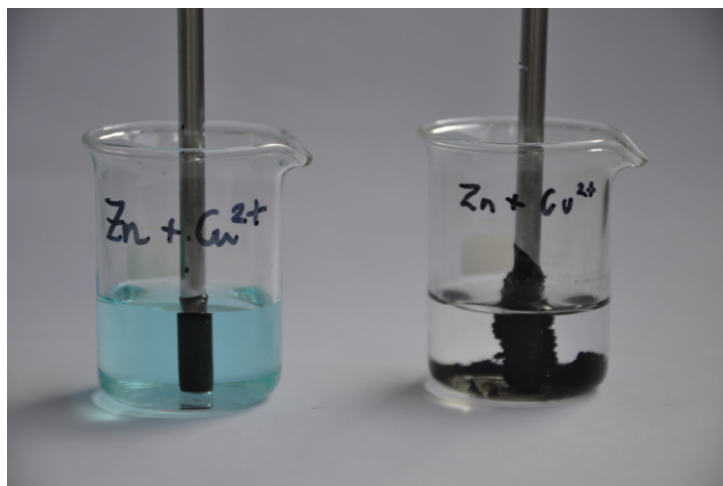


Abb. 7: Zinkstab in Kupfernitrat-Lösung, links nach zwei Minuten, rechts nach zwei Tagen

Bei Aufgabe 3 sollen die Jugendlichen sich nun noch einmal den Versuchsaufbau mit einem Zinkstab und einer Kupferionen-Lösung vorstellen und versuchen, ihre Vermutungen aufzuschreiben, was chemisch gesehen mit den Zinkatomen und den Kupferionen passiert ist. Diese Frage hat den Sinn, dass ich im Zuge der Auswertung, aus den Antworten

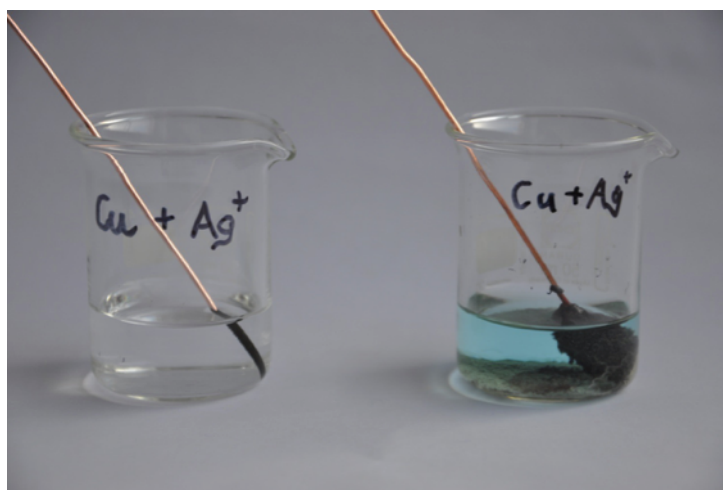


Abb. 8: Kupferdraht in Silbernitrat-Lösung, links nach zwei Minuten, rechts nach zwei Tagen

mehr über die Präkonzepte der Schülerinnen und Schüler erfahren will. Im Anschluss daran erklärt die Lehrerin oder der Lehrer, dass die Zinkatome Elektronen abgeben und dadurch zu Kationen werden und umgekehrt, dass die Kupferanionen Elektronen aufnehmen und so zu Atomen werden. Dazu schreibt die Lehrperson die zwei Halbgleichungen der Reaktionen an die Tafel. Damit verbunden werden die Begriffe „edle“ und „unedle“ Metalle eingeführt. Folgender Ausschnitt aus der Vorlage für die Lehrerin

oder den Lehrer zeigt die Verknüpfung der Reaktionen, welche die Schülerinnen und Schüler beobachtet haben und der Elektronenübertragung, die für ein funktionierendes galvanisches Element notwendigen ist:

*„Metallatome (Cu, Zn, Ag) können Elektronen abgeben und werden dadurch zu Ionen (Cu^{2+} , Zn^{2+} , Ag^+). Diese befinden sich dann in der Lösung. Die Atome „unedler“ Metalle geben ihre Elektronen leichter ab, als die Atome „edler“ Metalle. Die Ionen edler Metalle nehmen Elektronen leichter auf als die Ionen unedler Metalle. Wenn ein unedles Metall in eine Lösung eines edleren Metalls getaucht wird, geben die Atome des unedleren Metalls Elektronen ab und gehen in Lösung. Die Ionen des edleren Metalls nehmen die Elektronen auf, fallen als Metallatome aus der Lösung aus und werden, wenn sich hinreichend viele gebildet haben, sichtbar. Dabei kommt es zwischen den Metallatomen und den Metallionen der Lösung zu einer **Elektronenübertragung**.“*

Diese Erklärung ist besonders wichtig! Wenn die Schülerinnen und Schüler diese begreifen, ist das ein großer Schritt zum Verstehen der Funktionsweise eines galvanischen Elements. Der Aspekt der Elektronenübertragung wird ab jetzt bei jeder weiteren Aufgabe wiederholt.

Aufgabe 4 ist im Prinzip dieselbe wie Aufgabe 3, nur dieses Mal ist es ein Kupferdraht in einer Silberionen-Lösung. Der große Unterschied ist jetzt, dass die Schülerinnen und Schüler die richtige Antwort kurz davor erklärt bekommen haben. Nachdem die Jugendlichen wieder ihre Vermutung aufgeschrieben haben, bespricht die Lehrerin oder der Lehrer die Lösung. Die Kupferatome geben Elektronen ab und werden zu Kupferionen und die Silberionen nehmen Elektronen auf und werden zu Silberatomen. Diese Aufgabe soll mir zeigen, ob die vorhergehende Erklärung einfach und deutlich genug war, sodass die Schülerinnen und Schüler sie verstehen konnten.

Bei Aufgabe 5 sollen nun die zwei Halbgleichungen zu der Reaktion in Aufgabe 4 aufgeschrieben werden. Dazu sollen die Schülerinnen und Schüler die Reaktionsgleichungen, welche die Lehrerin oder der Lehrer nach Aufgabe 3 an die Tafel geschrieben hat, als Vorlage verwenden. Auch diese Aufgabe soll verdeutlichen, dass es sich hierbei um einen Elektronentransfer handelt.

Aufgabe 6 nimmt erneut Bezug auf den Versuch, den die Jugendlichen zu Beginn der Stunde gemacht haben. Hier geht es nun darum, jeweils zwischen zwei Metallen zu entscheiden, welches der beiden edler und welches unedler ist und die Antworten zu begründen. Mithilfe der Beobachtungen und der Erklärung, dass unedle Metalle leichter in Lösung gehen und edle Metalle sich leichter abscheiden, sollen die Metalle (Zn, Cu, Ag) in eine Reihenfolge gebracht werden, vergleichbar mit der Spannungsreihe.

Am Ende der ersten Stunde macht die Lehrerin oder der Lehrer folgende Zusammenfassung:

„Zu Beginn haben wir uns die Frage gestellt, warum sich Elektronen bewegen und Strom fließt. Beim ersten Versuch konntet ihr beobachten, dass die Atome des unedleren Metalls als Ionen in Lösung gehen. Dabei geben sie Elektronen ab. Die Ionen des edleren Metalls nehmen diese Elektronen auf und scheiden sich als Metallatome ab. Die Elektronen werden von einem „unedlen“ Metallatom auf ein „edleres“ Metallion übertragen!“

In der nächsten Stunde werden wir herausfinden, wie wir dieses Phänomen für uns nützen können, indem wir uns eine eigene Batterie bauen!“

Diese Zusammenfassung schließt den Kreis der zu Beginn des Unterrichts gesuchten Erklärung für einen Stromfluss, über die unterschiedlich edlen Metalle, welche in Lösungen gehen oder sich abscheiden und der damit verbundenen Übertragung von Elektronen.

Im Nachhinein betrachtet ist die Formulierung in der Zusammenfassung, dass Atome beobachtet werden konnten, nicht korrekt. Vorgänge auf atomarer Ebene können nicht beobachtet werden. In der endgültigen Fassung der Unterrichtseinheit wurde diese Aussage deshalb korrigiert (siehe S. 147).

6.3.2. Zweite Unterrichtsstunde

Die zweite Stunde beginnt mit einer kurzen Wiederholung darüber, dass die Elektronen von den Atomen des unedleren Metalls zu den Ionen des edleren Metalls wandern. Das Ziel dieser Stunde ist herauszufinden, wie man diese Bewegung der Elektronen nun nutzen kann. Als erstes zeichnet die

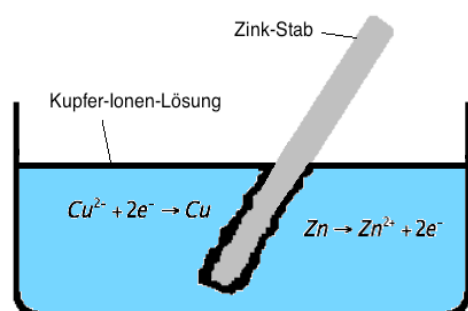


Abb. 9: Tafelbild Zinkstab in Kupferionen-Lösung

Lehrerin bzw. der Lehrer einen Zinkstab in einer Kupfersulfat-Lösung an die Tafel (siehe Abbildung 9). Es ist zu erkennen, dass sich der Zinkstab langsam auflöst und die Zinkatome Elektronen abgeben und zu Ionen werden. Ebenfalls erkennbar sind Kupferionen, welche die Elektronen aufnehmen und sich am Zinkstab ablagern. Diese erste Skizze soll den Zweck haben, das Phänomen des Elektronentransfers aus der letzten Stunde wieder in Erinnerung zu rufen.

Die zweite Skizze, welche die Lehrerin oder der Lehrer zeichnet, entsteht in sechs einzelnen Schritten (siehe Abbildung 10), die langsam zu einem vollständigen galvanischen Element führen. Dadurch sollen die Schülerinnen und Schüler begreifen, warum eine solche Zelle genauso aufgebaut ist und dabei sollen sie den Zusammenhang mit den Inhalten der letzten Stunde verstehen. Der erste Schritt besteht darin, den Zinkstab und die Kupfersulfat-Lösung räumlich voneinander zu trennen, da es sonst nur zu der davor gezeigten direkten Reaktion kommt. Im zweiten Schritt wird auf der linken Seite eine Zinksulfat-Lösung und auf der rechten Seite ein Kupferstab ergänzt. Als nächstes werden auf beiden Seiten die Reaktionsgleichungen hinzugefügt, um zu zeigen, dass dieselben Reaktionen wie beim ersten Versuch stattfinden. Damit es nun zu einem Stromfluss kommen kann, wird als nächster Schritt ein Kabel eingezeichnet, das die beiden Elektroden miteinander verbindet. Noch kommt es aber zu keinem Stromfluss, obwohl die Elektronen vom Zinkstab zum Kupferstab wandern könnten. Hier macht die Lehrperson die Schülerinnen und Schüler darauf aufmerksam, dass für einen Stromfluss ein geschlossener Stromkreis erforderlich ist. Daher wird

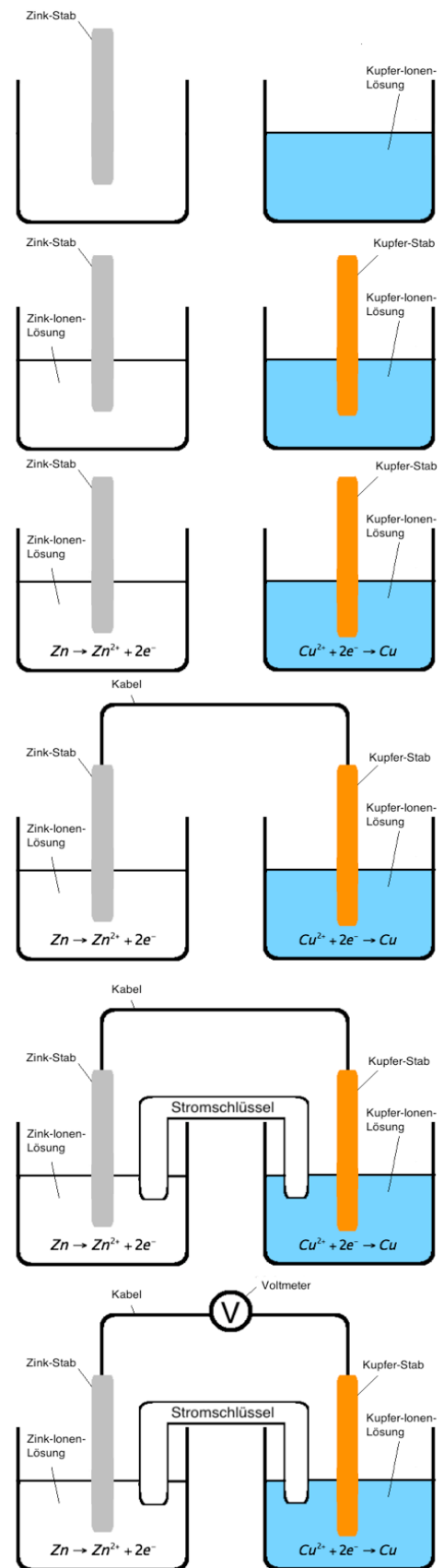


Abb. 10: Entwicklung des Tafelbildes einer galvanischen Zelle

im fünften Schritt ein Stromschlüssel oder eine Elektrolytbrücke eingezeichnet. Nun funktioniert die galvanische Zelle. Da die Reaktionen an den Elektroden und in der Lösung mit freiem Auge nicht sichtbar sind und es ja zu zeigen gilt, dass Strom durch das Kabel fließt, muss als letztes noch ein Messgerät eingezeichnet werden. Zwischen den Schritten erfolgt immer eine kurze Erklärung der Lehrerin oder des Lehrers.

Nachdem jetzt gemeinsam die theoretische Funktionsweise und der Aufbau eines galvanischen Elements besprochen sind, bekommen die Schülerinnen und Schüler nun die Aufgabe, selbst eine solche Zelle zu bauen. Dazu bekommen sie eine Versuchsanleitung (siehe S. 162) sowie ein paar Fragen, die sie im Anschluss an den Versuch beantworten sollen. Fragen wie „Was passiert mit den Zinkatomen?“ und „Was ist notwendig, damit Strom fließen kann?“ zielen darauf ab, zu sehen, ob die Schülerinnen und Schüler die grundlegenden Inhalte der letzten zwei Unterrichtsstunden soweit begriffen haben, dass sie diese im Zusammenhang mit dem Funktionieren der galvanischen Zelle in Verbindung setzen können.

Die abschließende Zusammenfassung der Lehrerin oder des Lehrers wiederholt noch einmal das Konzept des Elektronentransfers von Atomen eines unedleren Metalls auf die Ionen eines edleren Metalls, welches in der ersten Stunde erklärt wurde sowie das Erzeugen elektrischen Stroms durch räumliche Trennung der beiden Reaktionen.

Bei der kompletten Unterrichtsplanung wurde großer Wert darauf gelegt, dass eine klare Sprache verwendet wird. Ist in einer Erklärung oder Aufgabenstellung die Rede von einzelnen Teilchen, werden immer Begriffe wie "Zinkatom" oder "Kupferion" verwendet. Geht es um Objekte wie eine der Elektroden, werden diese genau bezeichnet, z. B. "Zinkstab". Diese Vorgehensweise soll den Schülerinnen und Schülern helfen zu erkennen, ob es sich um die makroskopische oder submikroskopische Betrachtungsebene handelt.

Das vollständige Skript für die Lehrperson, sowie die Arbeitsblätter der Schülerinnen und Schüler, sind im Anhang (Seite 121) zu finden.

7. Beschreibung des Kontexts der empirischen Untersuchung

In diesem Kapitel werden zunächst die Klassen, in denen die empirische Untersuchung stattfand, beschrieben. Im Anschluss folgt eine Beschreibung des durchgeführten Unterrichts.

Die Untersuchung fand im Juni 2016 in der AHS/WMS Contiweg/Simonsgasse statt. Diese bietet die Zweige Gymnasium und Realgymnasium. Die gesamte Unterstufe wird im Schulversuch „WienerMittelSchule“ geführt. Dies ist ein Modellversuch der österreichischen Neuen Mittelschule, in dem alle Schülerinnen und Schüler von zehn bis 14 Jahren gemeinsam unterrichtet werden.

Die Lehrerin, die mich bei der Durchführung an der Schule unterstützte, unterrichtete zum damaligen Zeitpunkt erst seit zwei Jahren. Sie studierte Chemie und Sport und absolvierte davor ein Chemiestudium an einer Fachhochschule.

7.1. Beschreibung der Untersuchung

In diesem Abschnitt folgt eine Beschreibung des Ablaufs der durchgeführten Unterrichtsstunden. Die komplette Intervention bestand aus zwei Unterrichtsstunden (siehe Kapitel 6.3), einem Prätest sowie einem Posttest. In der Stunde vor dem eigentlichen Unterricht wurde an alle Schülerinnen und Schüler der vier Klassen ein Fragebogen (siehe S. 62) zur anfänglichen Überprüfung des Wissens und der vorhandenen Vorstellungen ausgeteilt. Am Ende der zweiten durchgeführten Unterrichtsstunde wurde derselbe Fragebogen nochmals ausgegeben. Anhand der Ergebnisse der Prä- und Posttests (siehe Kapitel 9) werden im späteren Verlauf der Arbeit Schlüsse gezogen, wie effektiv der geplante und durchgeführte Unterricht war.

Bei dem statistischen Vergleich soll folgende ungerichtete Alternativhypothese H_1 bestätigt werden:

Die durchschnittliche Punktezahl von Schülerinnen und Schülern, die nach der in dieser Diplomarbeit geplanten Unterrichtseinheit erreicht wurden, unterscheidet sich von der Anzahl der durchschnittlich erreichten Punkte vor dem Unterricht.

$$H_1: \mu \neq \mu_0$$

Die Nullhypothese H_0 dazu lautet:

Die geplante Unterrichtseinheit hat keinen Einfluss auf die durchschnittliche Punktezahl der Schülerinnen und Schüler.

$$H_0: \mu = \mu_0$$

In Kapitel 8 werden die verwendeten statistischen Tests beschrieben und erläutert, warum diese bei der vorliegenden Untersuchung angewendet werden.

7.2. Beschreibung der Klassen

In diesem Abschnitt wird ein kurzer Überblick über die beobachteten Klassen gegeben. Für die Forschungsarbeit wurden vier Klassen der achten Schulstufe untersucht, welche von derselben Chemielehrerin (wie oben erwähnt) unterrichtet wurden. Im Durchschnitt waren ca. 21 Schülerinnen und Schüler pro Klasse während der Unterrichtsstunden anwesend.

Die Schülerinnen und Schüler mussten im Zuge der Untersuchung einen Code erstellen. Dazu gab es auf sämtlichen Arbeitsblättern, welche die Lernenden bekommen haben, ein Feld zur Generierung dieses Codes. Das hat den Sinn, dass die Ergebnisse des Prä- und Posttest der einzelnen Schülerinnen und Schüler verglichen werden können, ohne deren Namen zu kennen. Die teilnehmenden Klassen wurden mit Gruppe A, B, C und D bezeichnet. Diese Buchstaben entsprechen nicht den Bezeichnungen der Klassen in der Schule, sondern der chronologischen Reihenfolge, in der die Untersuchung durchgeführt wurde. In weiterer Folge wurden die Schülerinnen und Schüler eindeutig nummeriert mit z. B. A1 oder B4. Dadurch kann jede Schülerin und jeder Schüler der jeweiligen Klasse zugeordnet werden. Des Weiteren hat die Nummerierung keine Bedeutung, sondern wurde nach der Reihenfolge in der ich die Fragebögen ausgewertet habe, vollzogen. So sollen die Schülerinnen und Schüler anonymisiert werden, um die Einhaltung der Datenschutzrichtlinien zu gewährleisten.

In den folgenden Abschnitten werden die einzelnen Unterrichtsstunden (in chronologischer Reihenfolge) und die Änderungen der Unterrichtspläne beschrieben, die ich nach den ersten beiden Durchführungen vorgenommen habe, um den Unterrichtsverlauf zu verbessern. Der Unterrichtsverlauf wurde von mir mittels wörtlicher Mitschrift während der Stunden, sowie mit einem Gedächtnisprotokoll im Anschluss daran dokumentiert.

7.2.1. Gruppe A

Am Anfang der Unterrichtsstunde führte die Lehrerin, wie geplant in das Thema ein. Hier erwähnte sie zwar wichtige Stichwörter wie „Ladungsträger“ und „galvanisches Element“, aber nicht so wie es im Skript beschrieben war. Zusätzlich zu den vorgegebenen Informationen erzählte die Lehrerin noch eine Geschichte zu Luigi Galvani, dem italienischen Arzt, Anatomen und Biophysiker. Nach diesem Exkurs machte sie mit der Wiederholung von Strom und Elektronen weiter wie im Skript vorgegeben. Die Wiederholung der Definition von Ionen, der chemischen Bindung in Metallen und Salzen und der Vorgänge, die beim Lösen von Salzen in Wasser ablaufen, machte die Lehrerin komplett aber mit eigenen Worten. Beim Versuch, die vorgegebenen Reaktionsgleichungen zu erklären, verwendete die Lehrerin Formulierungen wie „das Ion ist unglücklich ...“. Diese Art von Formulierung trägt dazu bei, dass Teilchen vermenschlicht werden, was wiederum zu Missverständnissen bei Schülerinnen und Schülern führen kann (Barke et al., 2015). Das Tafelbild war wie vorgegeben und wurde gemeinsam mit den Schülerinnen und Schülern erarbeitet. Dies hat aber viel Zeit gekostet.

Als nächstes kamen die Erklärung des Versuchs zur Spannungsreihe sowie die Gruppeneinteilung. Das Austeilen der Arbeitsblätter und das Ausfüllen des Codes nahmen wieder einige Minuten in Anspruch. Ein paar der Gruppen waren damit schneller fertig als die anderen und begannen deshalb früher zu experimentieren. Dadurch waren schließlich alle Gruppen unterschiedlich weit und die Lehrerin tat sich schwer, jeder zu sagen, was nun zu tun ist. Manche Gruppen machten nur den ersten Teil des Versuches. Eine Gruppe tauchte alle drei Metalldrähte in eine Lösung und kam logischerweise nicht zu einem sinnvollen Ergebnis. Bis sämtliche Missverständnisse von der Lehrerin aufgeklärt wurden, ist sehr viel Zeit vergangen. Nachdem auch die letzten Schülerinnen und Schüler fertig und wieder auf ihren Plätzen waren, erklärte die Lehrerin die beobachteten Phänomene.

Dazu besprach sie die einzelnen Versuchsanordnungen gemeinsam mit den Schülerinnen und Schülern.

Gleich darauf verteilte die Lehrerin die Fotos für Aufgabe 2. Da die Schülerinnen und Schüler damit wenig anfangen konnten und die Stunde dem Ende zuing, erklärte die Lehrerin einfach alles selbst. Die Antworten auf die nächste Aufgabe wurde somit eigentlich von der Lehrerin vorweggenommen und die Schülerinnen und Schüler mussten sie nur noch in das Antwortfeld eintragen.

Damit war die erste Stunde beendet. Leider lief diese bei weitem nicht so wie geplant. In der Unterrichtsplanung wurde nicht genug zeitlicher Spielraum für auftretende Schwierigkeiten eingeplant. Das führte dazu, dass manche Teile der Stunde gekürzt erklärt wurden bzw. sich gar nicht mehr ausgingen.

Die zweite Stunde entfiel aufgrund eines Schulausflugs und konnte wegen des fortgeschrittenen Semesters und weiterer Veranstaltungen der Schule nicht nachgeholt werden.

7.2.2. Gruppe B

Die erste Stunde der nächsten Gruppe begann mit einer Verzögerung. Die Lehrerin musste noch die Schülerinnen und Schüler holen, da diese nicht wussten, dass diese Stunde im Chemiesaal stattfand. Bis alle da waren und die Anwesenheit kontrolliert wurde, vergingen fast zehn Minuten.

Spät aber doch wurde mit dem Unterricht begonnen. Zu Beginn der Stunde ließ die Lehrerin die beiden Arbeitsblätter austeilen und den Code aufschreiben. Danach bekamen die Schülerinnen und Schüler den Auftrag, Aufgabe 1 durchzulesen. Die Einleitung wurde komplett vergessen. Im Anschluss daran wurde der folgende Versuch (siehe S. 122) kurz gemeinsam besprochen und Gruppen gebildet. Das Zusammentragen der benötigten Reagenzgläser, Chemikalien und Metallen dauerte dieses Mal wesentlich länger. Das lag daran, dass zwischen dieser und der zuvor beschriebenen Stunde nur eine fünfminütige Pause war. Für die erste Gruppe war schon alles auf den Plätzen vorbereitet, bevor der Unterricht begann. Aufgrund des dadurch entstandenen Zeitmangels waren die

Anweisungen der Lehrerin deutlicher und es wurde mehr Wert darauf gelegt, dass die Schülerinnen und Schüler zügig arbeiteten. Die Lehrerin ging mit den Schülerinnen und Schülern den gemachten Versuch durch und erklärte die beobachteten Phänomene.

Aufgabe 2 (siehe S. 124), bei der die Schülerinnen und Schüler Fotos bekommen hätten, wurde aus Zeitgründen und wegen starker Verwirrung der vorigen Klasse, gestrichen. Deshalb folgte nun Aufgabe 3 (siehe S. 125), bei der es darum ging, eine Vermutung zu formulieren, was bei den ablaufenden chemischen Reaktionen passierte. Die Lösung der Aufgabe nahm die Lehrerin bei der Erklärung von Aufgabe 1 eigentlich schon vorweg. Trotzdem fiel es vielen der Schülerinnen und Schüler sichtlich schwer, diese Aufgabe zu lösen. Daraufhin erklärte die Lehrerin die Abläufe, die bei Aufgabe 3 beschrieben werden sollten, wieder selbst.

Aufgabe 4 (siehe S. 126) sollten die Schülerinnen und Schüler wirklich selber machen. Die Erklärung, die zwischen Aufgabe 3 und 4 sein hätte sollen, wurde weggelassen bzw. teilweise während Aufgabe 3 erwähnt. Da die Stunde zu Ende ging, wurde Aufgabe 5 (siehe S. 127) ausgelassen und direkt Aufgabe 6 gemacht. Damit war auch diese Stunde vorbei und leider lief sie ebenfalls nicht so ab, wie geplant.

Die zweite Stunde entfiel aus demselben Grund wie bei der vorigen Gruppe.

7.2.3. Optimierung der Unterrichtseinheit

Zwischen den beiden ersten und den folgenden Klassen waren ein paar Tage Pause, die dazu genutzt wurden, die Unterrichtseinheit neu zu planen und an aufgetretene Probleme anzupassen.

Nach meiner Einschätzung war das Hauptproblem, dass zu viel Inhalt in zu wenig Zeit vermittelt werden hätte sollen. Die durchführende Lehrerin bestätigte diese Vermutung nach der Durchführung der ersten zwei Unterrichtsstunden.

Zuerst wurde die Aufgabe mit den Fotos gestrichen, da diese sichtlich für Verwirrung bei den Schülerinnen und Schülern gesorgt hatte. Das machte sich durch wiederholtes Fragen, was denn mit diesen Fotos zu tun sei, bemerkbar. Im Zuge dieser Streichung wurde die Tabelle am Arbeitsblatt der Schülerinnen und Schüler vereinfacht. Das Phänomen, welches auf den Fotos sichtbar geworden wäre (Farbe der Kupferlösung

ändert sich), soll nun von der Lehrerin kurz beschrieben werden. Das hatte den Zweck, etwas Zeit zu sparen.

Bei Aufgabe 5 sollte von den Schülerinnen und Schülern, genau wie bei der Erklärung der Lehrerin nach Aufgabe 2, eine Reaktionsgleichung aufgestellt werden. Diese Aufgabe wurde ebenfalls gestrichen und durch eine ausführliche Erklärung seitens der Lehrerin ersetzt. Auch diese Entscheidung wurde aufgrund einer Zeitersparnis getroffen, auch wenn dadurch eine Lerngelegenheit für die Schülerinnen und Schüler verloren gegangen ist.

Die Aufgaben 1, 3, 4 und 6 sind unverändert geblieben. Nur die Nummerierung wurde logischerweise angepasst.

Zusätzlich zu den inhaltlichen Veränderungen wurde nochmals auf eine Einhaltung des Skriptes hingewiesen. Das ist notwendig, um eine Verbindung zwischen dem durchgeführten Unterricht und den Ergebnissen des Posttests herstellen zu können. Des Weiteren müssen bei den folgenden Stunden die Versuchsmaterialien besser vorbereitet werden.

Das neue Skript für die Lehrerin bzw. den Lehrer ist ebenfalls im Anhang zu finden (siehe S. 134).

7.2.4. Gruppe C

Vor Beginn der ersten Stunde wurden die notwendigen Materialien wie Reagenzgläser, Lösungen und Metalle bereits auf den jeweiligen Arbeitsplätzen vorbereitet. Das trug viel dazu bei, die geplanten Inhalte zeitlich unterzubringen.

Am Beginn der Stunde wurden wieder die Arbeitsblätter verteilt und der Code ausgefüllt. Direkt danach begann die Lehrerin mit der Einleitung. Die Einführung in die Elektrochemie über die aus dem Alltag bekannten Batterien und das Vorwissen über Strom aus dem Physikunterricht wurde wie vorgegeben durchgeführt. Gemeinsam mit den Schülerinnen und Schülern wurden die wichtigsten Inhalte besprochen. Die Wiederholung der chemischen Bindungsarten, des Aufbaus von Salzen sowie des Lösungsvorgangs der Salze wurde ebenfalls wie im Skript angegeben besprochen. Auch das Tafelbild wurde wie vorgegeben gemeinsam mit den Schülerinnen und Schülern erstellt. Die Lehrerin fragte

immer wieder nach und führte so die Lernenden Schritt für Schritt zu den gesuchten Antworten.

Im Anschluss daran gab es den Auftrag, Aufgabe 1 durchzulesen und Dreiergruppen zu bilden. Die Lehrerin besprach noch einmal die Aufgabe und anschließend begannen alle zu arbeiten. Dieses Mal ging alles wesentlich geordneter zu. Zwischenfragen der Schülerinnen und Schüler beantwortete die Lehrerin gut und erklärte sie gegebenenfalls für die ganze Klasse. Nach zehn Minuten war der Versuch erledigt und die Schülerinnen und Schüler gingen wieder auf ihre Plätze.

Als nächstes gab die Lehrerin den Schülerinnen und Schülern den Auftrag, Aufgabe 2 zu erledigen. Da es hier zu einigen Fragen kam, erklärte sie wieder die richtige Lösung, bevor die Schülerinnen und Schüler ihre eigenen Ideen aufschreiben konnten. Die Erklärung war aber sehr gut und wie in der Vorlage vorgeschrieben.

Aufgabe 3 hätten die Schülerinnen und Schüler ebenfalls alleine machen sollen. Nach wenigen Minuten wurde jedoch wieder von der Lehrerin die Erklärung der chemischen Vorgänge durchgeführt. Das dazugehörige Tafelbild wurde nicht gemacht.

Aufgabe 4 war leider wieder eher eine Gruppenarbeit der gesamten Klasse mit der Lehrerin. Aber es wurden die wichtigsten Inhalte gut erklärt und es gab die abschließende Überleitung zur nächsten Stunde.

Bis auf die Tatsache, dass einige Inhalte von der Lehrerin vorweg genommen wurden, verlief diese Stunde wie geplant. Es wurden alle Aufgaben bearbeitet und es war genug Zeit, um diese aufzuarbeiten.

Die zweite der geplanten Unterrichtsstunden begann mit einer kurzen Wiederholung der letzten Einheit. Die Lehrerin wiederholte die übergeordnete Fragestellung nach der Funktion einer Batterie, genauer gesagt, wodurch in einem galvanischen Element ein Stromfluss erzeugt wird. Die Übertragung der Elektronen als grundlegendes Phänomen wurde nochmals erklärt und die dazugehörige erste Skizze (siehe S. 139) wurde der Vorlage entsprechend an die Tafel gezeichnet.

Danach folgte die Einleitung über die Trennung der beiden Metalle, die notwendig ist, um den Elektronentransport in Form elektrischen Stroms nutzen zu können. Die einzelnen Schritte des nächsten Tafelbildes sowie die dazugehörigen Erklärungen wurden gut

eingehalten. Die Schülerinnen und Schüler wurden durch wiederholtes Nachfragen ausgezeichnet in den Entwicklungsprozess eingebunden.

Nachdem diese ausführliche Erklärung der galvanischen Zelle beendet war, wurden die Arbeitsblätter ausgeteilt und die Schülerinnen und Schüler bekamen den Auftrag, sich diese selbstständig durchzulesen. Danach wurden Gruppen eingeteilt und es wurden der Arbeitsauftrag und die benötigten Materialien gemeinsam besprochen. Zunächst konzentrierten sich die Schülerinnen und Schüler auf das Durchführen des Versuchs (siehe S. 141), bevor sie sich den zu beantwortenden Fragen widmeten. Auftretende Zwischenfragen konnten von der Lehrerin beantwortet werden.

Zu guter Letzt machte die Lehrerin die abschließende Zusammenfassung, beginnend bei der ersten Stunde, in der es um die Übertragung der Elektronen von einem Metall auf das andere geht, bis zur räumlichen Trennung der dabei stattfindenden Teilreaktionen in der zweiten Stunde.

Die zweite Stunde lief nach Plan ab und das Zeitmanagement war sehr gut.

7.2.5. Gruppe D

Die erste der beiden Stunden begann wieder mit der Einführung in die Elektrochemie durch die Lehrerin. Dieses Mal hielt sie sich noch genauer an das vorgegebene Skript. Die Wiederholung der verschiedenen chemischen Bindungen sowie des Vorgangs des Lösens von Salzen in Wasser wurde gemeinsam mit den Schülerinnen und Schülern gemacht. Der "Umweg" zur Erklärung des Kupfernitrats über das Kupferchlorid wurde von der Lehrerin nur sehr schnell in einem Satz erwähnt: „... *ein Beispiel für eine Ionenverbindung wäre Kupferchlorid, ein anderes Beispiel mit dem wir auch arbeiten werden, wäre Kupfernitrat ...*“. Ich glaube, dass diese Bemerkung den meisten Schülerinnen und Schülern keine Hilfe war.

Im Anschluss folgte wieder der Auftrag an die Schülerinnen und Schüler, sich Aufgabe 1 durchzulesen. Kurz darauf begannen alle zu arbeiten. Auch dieses Mal waren alle notwendigen Arbeitsmaterialien auf den Plätzen vorbereitet. Die Schülerinnen und Schüler waren motiviert und wurden durch die Lehrerin während des Experiments gut unterstützt. Zwischendurch gab es immer wieder Fragen, welche die Lehrerin oft nur in den

betroffenen Kleingruppen beantwortete. Nach ca. 15 Minuten waren alle Schülerinnen und Schüler mit dem Experiment fertig.

Aufgabe 2 sollten sich nun alle wieder alleine durchlesen und eine Vermutung aufstellen, was ihrer Meinung nach bei dem angegebenen Versuch passiert. Die Lehrerin erklärte leider wieder alles selbst. Der Großteil der Erklärung war zwar gut, wirkte aber dem eigentlichen Sinn dieser Frage, die Vorstellungen der Schülerinnen und Schüler zu erfahren, entgegen. Geplant war, dass die Schülerinnen und Schüler die Aufgabe alleine machen und erst danach sollte die Erklärung folgen, damit sie die richtige Antwort dann für die weiteren Aufgaben wissen.

Die darauf folgenden Aufgaben liefen wieder wie geplant ab. Die Überleitung vom stattfindenden Elektronentransfer zu der experimentell gefundenen Ordnung der Metalle, wurde von der Lehrerin wie geplant durchgeführt.

Für die letzte Aufgabe, die Zusammenfassung, sowie den Ausblick auf die nächste Stunde war leider nicht mehr viel Zeit. Abgesehen davon, verlief diese Einheit nahezu nach Plan.

Die zweite Stunde in dieser Klasse fing mit einer gemeinsamen Wiederholung der vorigen Stunde mit den Schülerinnen und Schülern an. Die Wiederholung dauerte länger als geplant, aber aus dem vorigen Durchlauf dieser Stunde der Gruppe C war bekannt, dass genug Zeit dafür war.

Im Anschluss daran stellte die Lehrerin mittels Nachfragen bei den Schülerinnen und Schülern den Aufbau eines galvanischen Elements an der Tafel dar. Die zu jedem Schritt dazugehörige Erklärung wurde, wie es in der Vorlage vorgeschrieben war, geliefert.

Anschließend begannen die Schülerinnen und Schüler in Zweier- und Dreiergruppen zu experimentieren. Alle nötigen Arbeitsmaterialien waren wieder an jedem Arbeitsplatz vorbereitet. Die Schülerinnen und Schüler arbeiteten konzentriert. Währenddessen ging die Lehrerin durch den Klassenraum und half bei Bedarf. Da alles schon vorbereitet war, dauerte das Experimentieren nur wenige Minuten. Nach dem Aufbauen der galvanischen Zelle und dem Messen der Spannung mit dem Multimeter mussten die Schülerinnen und Schüler noch einige Fragen auf dem Arbeitsblatt beantworten. Die Lehrerin gab den Schülerinnen und Schülern ein paar Minuten Zeit, um die Aufgabe alleine zu erledigen. Im Anschluss daran beantwortete sie die Fragen selbst. Danach machte sie noch die

Zusammenfassung der letzten beiden Stunden, so wie es in der Unterrichtsplanung vorgegeben war.

Die Unterrichtseinheiten der Gruppen C und D waren im Großen und Ganzen wie in meiner Vorbereitung geplant. Daher werden diese Ergebnisse für den Großteil der folgenden statistischen Auswertungen herangezogen.

Die Unterrichtseinheiten der Gruppen A und B waren nicht komplett und wurden nicht so durchgeführt wie geplant. Deshalb lassen sich daraus keine Schlüsse auf den Erfolg des Unterrichts ziehen. Lediglich die Ergebnisse des Prätests können für die folgenden Auswertungen verwendet werden.

8. Datenerhebungs- und Auswertungsmethoden

Dieses Kapitel enthält eine Beschreibung der Datenerhebung sowie die Erläuterung der Auswertung. In diesem Zusammenhang wird auch die Entwicklung der verwendeten Fragebögen beleuchtet.

8.1. Beschreibung der Datenerhebung

Um einen Vergleich zwischen dem Vorwissen der Schülerinnen und Schüler und dem Wissen nach der Durchführung meines geplanten Unterrichts zu bekommen, habe ich einen Fragebogen (siehe S. 62) erstellt. Dieser Fragebogen enthält acht Fragen mit jeweils vier Antwortmöglichkeiten. Die fachlichen Inhalte, die zur Beantwortung der Fragen notwendig sind, werden im Laufe der zwei geplanten Unterrichtsstunden behandelt. Die Antwortmöglichkeiten sind entweder die wissenschaftlich angemessen oder sie entsprechen in der Literatur beschriebenen SchülerInnenvorstellungen (siehe Kapitel 3.3.4). Nach einem von Mag. Gerhard Kern an einer anderen Schule mit einer vierten Klasse durchgeführten Probedurchgang wurden die Antwortmöglichkeiten nochmals überarbeitet. Es wurde Wert darauf gelegt, dass die Antwortmöglichkeiten etwa gleich lang sind, damit nicht manche Aussagen hervorstechen und dadurch das Ergebnis verfälscht wird. Dieser Fragebogen wurde sowohl vor als auch nach dem Unterricht an die Schülerinnen und Schüler verteilt. Die Fragen blieben dabei unverändert. Der Fragebogen besteht ausschließlich aus geschlossenen Fragen, da es laut Atteslander (2010) bei dieser Art der Fragestellung zu einer größeren Einheitlichkeit der Antworten im Vergleich zu offenen Fragen kommt und dadurch die Vergleichbarkeit erhöht wird. Zusätzlich kommen geschlossene Fragen jenen Schülerinnen und Schülern entgegen, die Schwierigkeiten haben, spontan auf neue Probleme zu reagieren und offene Antworten zu formulieren.

Bei jeder Frage gibt es vier mögliche Punkte, also in Summe 32 Punkte. Für jede richtige Antwort, die angekreuzt wird, gibt es einen Punkt und für jede falsche Antwort, die nicht angekreuzt wird, gibt es ebenfalls einen Punkt. Wenn es zum Beispiel bei einer Frage zwei richtige Antwortmöglichkeiten gibt und eine Schülerin oder ein Schüler kreuzt nur eine dieser zwei Antworten an und sonst keine, bekommt sie bzw. er drei Punkte für diese Frage. Kreuzt sie oder er zusätzlich noch eine der beiden falschen Antworten an, gibt es nur noch zwei der vier möglichen Punkte. Abbildung 11 zeigt den erstellten Fragebogen sowie die Anzahl der von den Schülerinnen und Schülern gegebenen Antworten beim Prä-

und Posttest. Die Schülerinnen und Schüler bekamen den Auftrag alle richtigen Aussagen anzukreuzen. Die fett gedruckten Zahlen in den rechten Spalten zeigen die Anzahl der Lernenden an, welche die richtigen Antworten gewählt haben.

Multiple-Choice-Fragebogen - Wie funktioniert eine Batterie?

	Prä	Post
Was muss beachtet werden, damit Strom fließen kann?		
☐ Es muss ein geschlossener Stromkreis vorliegen.	31	31
☐ Es muss ein Ladungsunterschied vorhanden sein.	1	4
☐ Es darf nur eine direkte Verbindung von Batterie zu Verbraucher geben.	7	3
☐ Es müssen frei bewegliche Ladungsträger vorhanden sein.	6	6
Was ist der Unterschied zwischen Atomen und Ionen?		
☐ Ionen sind die Elektronen von Atomen.	6	3
☐ In Atomen gibt es gleich viele Protonen wie Elektronen, in Ionen nicht.	10	15
☐ Atome und Ionen unterscheiden sich in der Anzahl der Protonen im Kern.	17	14
☐ Ionen sind geladen, Atome sind ungeladen.	6	14
Was passiert, wenn man ein Salz ins Wasser gibt?		
☐ Das Salz löst sich und verteilt sich im Wasser.	18	20
☐ Wenn das Salz sich löst, bilden sich geladene Teilchen.	6	11
☐ Das Salz zerfällt in kleine Kristalle, die nicht mehr sichtbar sind.	10	6
☐ Durch die Zugabe von Salz wird das Wasser elektrisch leitfähig.	15	17
Warum können Metalle Strom leiten?		
☐ In einem Metall können sich manche Elektronen frei bewegen.	15	17
☐ In Metallen gibt es einen Überschuss an Elektronen.	8	8
☐ Die Atome eines Metalls liegen nicht so eng zusammen.	12	12
☐ Nicht alle Elektronen sind fest an einen Kern gebunden.	8	7
Wie unterscheiden sich edle Metalle von unedlen?		
☐ Die Ionen edler Metalle nehmen Elektronen leichter auf als die Ionen unedler Metalle.	5	18
☐ Ein Atom eines unedlen Metalls gibt Elektronen an Ionen eines edleren ab.	10	13
☐ Je edler ein Metall ist, desto besser kann es den Strom leiten.	11	14
☐ Die Atome edler Metalle geben Elektronen leichter ab, als die Atome unedler Metalle.	12	3
Welche Vorgänge können in einer Batterie („Galvanischen Zelle“) stattfinden?		
☐ Elektronen wandern durch die Lösung von einem Metall zum anderen.	8	15
☐ Die Atome eines Metalls können Elektronen abgeben.	13	8
☐ Durch eine Neutralisation einer Säure mit einer Base wird Strom erzeugt.	10	11
☐ Elektronen wandern aufgrund eines Ladungsunterschieds in der Batterie.	9	11
Woraus kann eine Batterie aufgebaut sein?		
☐ Sie kann aus zwei unterschiedlichen Metallen aufgebaut sein.	10	7
☐ Eine Batterie kann aus einem Metall mit Elektronen-Überschuss bestehen .	6	14
☐ Sie kann aus zwei Behältern, für den gespeicherten und übrig gebliebenen Strom, bestehen.	11	5
☐ Eine Batterie kann aus Lösungen mit Ladungsträgern darin bestehen.	17	15
Warum wird eine Batterie „leer“?		
☐ Weil der Elektronenunterschied nicht länger aufrechterhalten werden kann.	3	8
☐ Weil das Gerät alle Elektronen, die in der Batterie gespeichert waren, verbraucht hat.	21	13
☐ Weil die Stoffe, die in der Batterie vorhanden sind, vollständig umgewandelt wurden.	12	12
☐ Weil der gesamte, in der Batterie ruhende, Strom aus dieser heraus geflossen ist.	8	5

Abb. 11: Multiple-Choice-Fragebogen

Die genauen Interpretationen der gegebenen Antworten der Schülerinnen und Schüler sind in Kapitel 9 bei der Zusammenfassung der einzelnen Fragen zu finden. Eine Tabelle, in der die gegebenen Antworten der einzelnen Schülerinnen und Schüler exakt aufgelistet sind, befindet sich im Anhang (siehe S. 108).

Des Weiteren war geplant, die Aussagen der Schülerinnen und Schüler auf den während des Unterrichts ausgefüllten Arbeitsblättern zu analysieren. Das Ziel war es, dadurch zu erkennen, welche Vorstellung die Kinder zu den davor beobachteten Phänomenen hatten, bevor die Lehrerin diese erklärte. Da die Lehrerin die Erklärung konsequent vorweggenommen hat, geben die Antworten keine Informationen über die Präkonzepte der Schülerinnen und Schüler preis. Auf den Arbeitsblättern sind entweder die Worte der Lehrerin oder keine Antworten zu finden, falls die Erklärung nicht verstanden wurde. Daher konnten in dieser Arbeit keine Schlüsse daraus gezogen werden.

8.2. Nicht-parametrische Tests

Nicht-parametrische Tests sind Verfahren, welche verwendet werden, wenn die Voraussetzungen eines t-Tests (normalverteilte Grundgesamtheit und Varianzhomogenität = Unterschiede der Varianzen von Messwerten statistisch nicht von Bedeutung) nicht erfüllt sind. Das ist meistens der Fall, wenn der Umfang der Stichproben gering ist. Aufgrund der kleinen Stichproben und dem damit verbundenen Fehlen einer Normalverteilung bezeichnet man diese Tests auch als „verteilungsfreie Tests“. Des Weiteren werden nicht-parametrische Tests angewendet, wenn ein Ordinalskalenniveau vorliegt. Eine Ordinalskala erlaubt den Messwerten Punkte zuzuordnen und diese in eine Reihenfolge zu bringen. Jedoch lässt sich aus der Reihenfolge nicht erkennen, wie weit die unterschiedlichen Werte voneinander abweichen (Bortz, Schuster, 2010, S. 130). Dieses Szenario trifft auf die Vergleiche zu, die in dieser Arbeit durchgeführt werden.

8.2.1. Vergleich der Prätests (U-Test von Mann-Whitney)

Laut Bortz und Schuster (2010) wird der sogenannte U-Test von Mann-Whitney zum Vergleich von zwei unabhängigen Stichproben verwendet. In diesem Fall werden damit die vier untersuchten Klassen bzgl. ihrer Punktezahl beim Prätest miteinander verglichen. Das Ziel dieser Vergleiche ist, zu sehen, ob die Schülerinnen und Schüler der

unterschiedlichen Klassen bei weiteren Tests zusammengefasst werden können oder ob sie differenziert betrachten werden müssen. Dazu wird jede Klasse mit jeder verglichen. Bei diesem Test werden den Schülerinnen und Schülern je nach Höhe der erreichten Punkte beim Prätest Ränge zugeteilt. Da viele dieselbe Anzahl an Punkten beim Prätest haben, muss der „U-Test von Mann-Whitney mit verbundenen Rängen“ angewendet werden. Die verbundenen Ränge erhält man, indem man den Durchschnittswert der Rangplätze der Schülerinnen und Schüler mit derselben Punktezahl berechnet. Die Werte der Ränge entsprechen einer Normalverteilung und ermöglichen es, die gewünschten Vergleiche anzustellen. Jedoch werden die absoluten Abstände der Punkte nicht berücksichtigt.

Nun werden anhand des Vergleiches der ersten beiden Klassen gezeigt, wie die von Bortz und Schuster (2010) beschriebene Rangbildung aussieht sowie die weiteren Berechnungen erläutert. Tabelle 1 zeigt eine Liste der Schülerinnen und Schüler der Gruppen A und B und die zugeordneten Ränge. Schülerinnen und Schüler mit demselben Rang haben die gleiche Anzahl an Punkten beim Prätest.

Die angegebenen T-Werte entsprechen der Summe der Rangplätze. Für Gruppe A ergibt sich der Wert $T_1 = 491$ und für Gruppe B ergibt sich der Wert $T_2 = 499$.

Die Gleichung 1 dient der Kontrolle der vergebenen Ränge. Sind der linke und rechte Term ident, stimmt die Vergabe der Rangplätze. „n“ ist die Gesamtanzahl der Schülerinnen und Schüler. „ n_1 “ und „ n_2 “ sind die Anzahl der Schülerinnen und Schüler der beiden Gruppen.

Gruppe A		Gruppe B	
SchülerIn	Rangplatz	SchülerIn	Rangplatz
A1	7	B1	3
A2	22	B2	42
A3	15	B3	15
A4	15	B4	29
A5	3	B5	15
A6	7	B6	15
A7	15	B7	33
A8	15	B8	29
A9	15	B9	7
A10	25,5	B10	33
A11	15	B11	37
A12	15	B12	22
A13	44	B13	1
A14	42	B14	7
A15	42	B15	15
A16	33	B16	39,5
A17	33	B17	3
A18	39,5	B18	29
A19	25,5	B19	22
A20	25,5	B20	25,5
A21	37	B21	33
		B22	7
		B23	37
$T_1 = 491$		$T_1 = 499$	

Tab. 1: Vergleich Gruppe A und B

$$T_1 + T_2 = \frac{n \times (n + 1)}{2} \quad (Glg\ 1)$$

$$(n = n_1 + n_2)$$

Als nächster Schritt werden die U-Werte (= Prüfgröße, die sich aus der Verteilung der Rangplätze auf die beiden Gruppen ergibt) mit folgenden Formeln (siehe Gleichungen 2) berechnet (Bortz, Schuster, 2010, S. 131):

$$U = n_1 \times n_2 + \frac{n_1 \times (n_1 + 1)}{2} - T_1 \quad (Glg\ 2)$$

$$U' = n_1 \times n_2 + \frac{n_2 \times (n_2 + 1)}{2} - T_2$$

Mit den entsprechenden Werten aus der Tabelle 1 ergibt sich $U = 223$ und $U' = 260$. Diese beiden Werte sind laut Bortz und Schuster (2010) nach folgender Beziehung miteinander verknüpft:

$$U = n_1 \times n_2 - U' \quad (Glg\ 3)$$

Nachdem man mit Gleichung 3 die berechneten U-Werte kontrolliert hat, bestimmt man mit folgender Formel μ_U (= erwartete U-Wert wenn die beiden Stichproben sich nicht voneinander entscheiden):

$$\mu_U = \frac{n_1 \times n_2}{2} \quad (Glg\ 4)$$

Bei diesem Vergleich ergibt sich für μ_U der Wert 241,5. Alle U-Werte sind um μ_U symmetrisch und ab einer größeren Stichprobe (n_1 oder $n_2 > 10$) angenähert normal

verteilt. Als nächstes muss die Streuung der U-Werte-Verteilung ($= \sigma_U$) ermittelt werden. Aufgrund der verbundenen Ränge wird folgende Gleichung angewandt, um den sonst entstehenden Fehler zu korrigieren (Bortz, Schuster, 2010, S. 132):

$$\sigma_U = \sqrt{\frac{n_1 \times n_2}{n \times (n + 1)}} \times \sqrt{\frac{n^3}{12} - \sum_{i=1}^k \frac{t_i^3 - t_i}{12}} \quad (\text{Glg 5})$$

$$n = n_1 + n_2$$

t_i = Anzahl der Schülerinnen und Schüler, die sich einen Rangplatz teilen,

k = Anzahl der verbundenen Ränge.

Mit Hilfe von Gleichung 5 erhält man $\sigma_U = 41,17$. Mit den bis jetzt berechneten Werten bekommt man durch Einsetzen in folgende Gleichung (siehe Gleichung 6) den gesuchten z-Wert:

$$z = \frac{U - \mu_U}{\sigma_U} \quad (\text{Glg 6})$$

In diesem Fall kommt man zu der Lösung: $z = -0,45$.

Der laut Bortz und Schuster (2010, S.133) erwartete z-Wert für einen zweiseitigen Test mit Signifikanzniveau von $\alpha = 5 \%$ ist gleich: $z = \pm 1,96$ (siehe Tabelle A im Anhang). Diesen z-Wert findet man auch in einer Tabelle der Werte einer Verteilungsfunktion für eine Standardnormalverteilung im Internet (siehe Wikipedia: Standardnormalverteilung). Da der empirisch ermittelte Wert ($z = -0,45$) innerhalb dieses Bereiches liegt, unterschieden sich die beiden Gruppen A und B **nicht signifikant** voneinander.

Die weiteren Berechnungen zu den Vergleichen der anderen Gruppen-Kombinationen sind im Anhang zu finden. In folgender Tabelle sind die ermittelten z-Werte aufgelistet:

Vergleich	z-Wert
A / C	0,46
A / D	0,85
B / C	0,91
B / D	1,22
C / D	0,33

Tab. 2: empirisch ermittelte z-Werte

Wie man Tabelle 2 entnehmen kann, sind alle empirisch ermittelten z-Werte für einen zweiseitigen Test mit Signifikanzniveau von $\alpha = 5\%$ innerhalb des Bereichs des zu erwarteten z-Werts ($z = \pm 1,96$). Daraus lässt sich der Schluss ziehen, dass sich keine der untersuchten Klassen signifikant von einer der anderen unterscheidet.

Nun werden mit Hilfe des U-Test von Mann-Whitney diejenigen Schülerinnen und Schüler der Gruppen C und D, die den kompletten Unterricht durchgemacht haben, miteinander verglichen. Zeigt der folgende Vergleich keinen signifikanten Unterschied der beiden Stichproben, können diese in weitere Folge als eine Gruppe behandelt werden. Das hat den Vorteil, dass dadurch die zu untersuchende Stichprobe größer wird, was zu aussagekräftigeren Ergebnissen führt.

Tabelle 3 zeigt die verteilten Rangplätze und die sich daraus ergebenden Werte T_1 und T_2 . Durch Verwendung der oben angeführten Gleichungen 1-6 ergibt sich für den Vergleich dieser beiden Gruppen die Lösung: $z = 0,20$.

Gruppe C		Gruppe D	
SchülerIn	Rangplatz	SchülerIn	Rangplatz
C1	29	D1	29
C2	2,5	D3	18,5
C3	33	D4	29
C4	10	D5	7
C5	29	D6	4,5
C6	4,5	D7	14,5
C7	10	D8	14,5
C8	10	D9	14,5
C9	22	D10	14,5
C10	29	D12	25
C11	7	D13	7
C12	2,5	D14	22
C13	1	D15	29
C14	18,5	D16	14,5
C17	22		
C18	14,5		
C19	22		
C20	29		
C21	22		
$T_1 = 317,5$		$T_2 = 243,5$	

Tab. 3: Vergleich Gruppe C und D

Der laut Bortz und Schuster (2010) erwartete z-Wert für einen zweiseitigen Test mit Signifikanzniveau von $\alpha = 5\%$ ist gleich: $z = \pm 1,96$ (siehe Tabelle A im Anhang). Da der empirisch ermittelte Wert ($z = 0,20$) innerhalb dieses Bereiches liegt, unterschieden sich

die beiden Gruppen C und D **nicht signifikant** voneinander. Deshalb können diese beiden Gruppen in der weiteren Auswertung als eine Gruppe behandelt werden.

Im folgenden Kapitel werden die Prätests mit den Posttests derjenigen Schülerinnen und Schüler mit Hilfe des Wilcoxon-Tests miteinander verglichen, die während der kompletten Untersuchung anwesend waren.

8.2.2. Wilcoxon-Test

Für folgenden Vergleich wird der Wilcoxon-Test für Paardifferenzen angewandt. Diesen Test verwendet man, wenn eine bestimmte Gruppe oder Stichprobe zweimal untersucht wird (Bortz, Schuster, 2010, S. 133). Bei dieser Auswertung wird die Gruppe von Schülerinnen und Schülern, die sowohl beim Prä- als auch beim Posttest anwesend waren, miteinander verglichen.

8.2.2.1. Vergleich der Prä- und Posttests

Wie beim U-Test von Mann-Whitney von verbundenen Rängen werden den Schülerinnen und Schülern beim Wilcoxon-Test zuerst anhand der erreichten Punkte beim Fragebogen Ränge zugeteilt. Die Punkte der jeweiligen Schülerinnen und Schüler beim Prä- und Posttest sowie die Differenzen sind auf folgendem Diagramm ersichtlich (Abbildung 12).

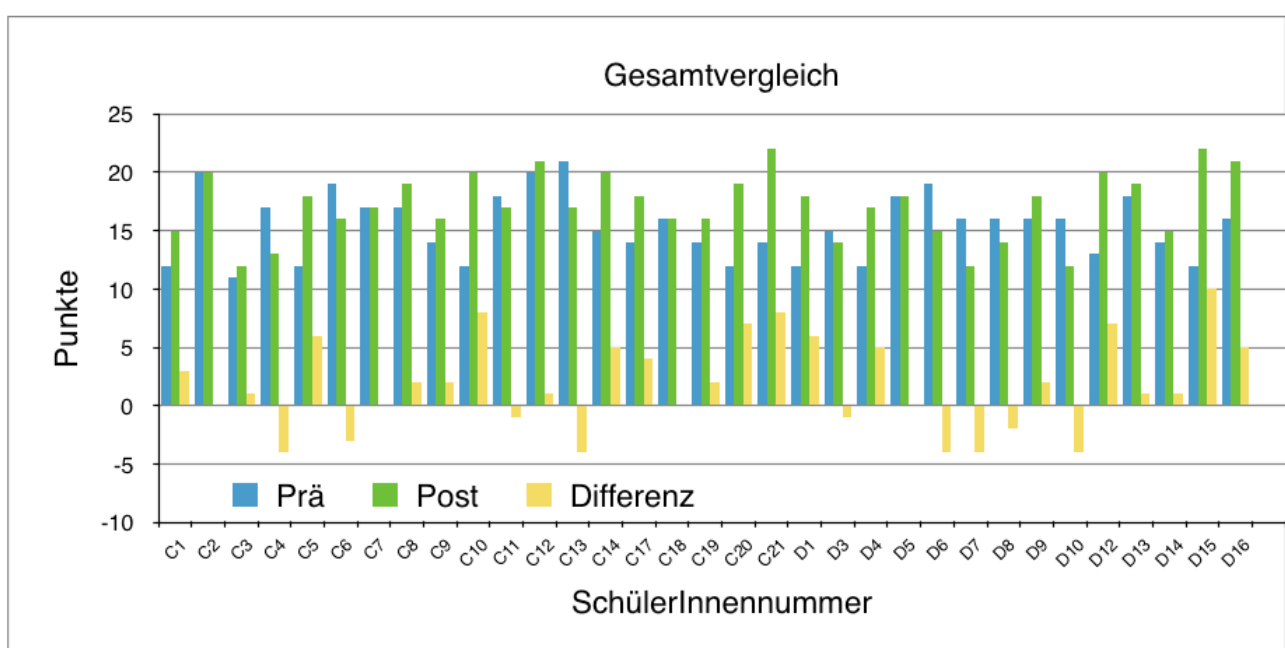


Abb. 12: Vergleich der erreichten Gesamtpunkte zwischen Prä- und Posttest

In nebenstehender Tabelle sind noch einmal die Ergebnisse aller Schülerinnen und Schüler bei beiden Tests angeführt. Ein positiver Wert bei der Differenz zeigt eine Verbesserung an, ein negativer Wert eine Verschlechterung der Ergebnisse. Anhand der Höhe der Differenz, unabhängig davon ob positiv oder negativ, werden nun die Ränge verteilt (vgl. U-Test von Mann-Whitney von verbundenen Rängen). Die Summe der Rangplätze von negativen Differenzen ergibt den Wert T_1 . Aus der Summe der Rangplätze der positiven Differenzen ergibt sich der Wert T_2 . Ist die Differenz der beiden Tests Null, kann die Schülerin oder der Schüler keinem der beiden T-Werte zugeordnet werden und fällt deshalb aus der weiteren Berechnung heraus (Bortz, Schuster, 2010).

Anhand der so verteilten Rangplätze ergeben sich die Werte: $T_1 = 111$ und $T_2 = 324$.

Diese beiden Werte sind durch Gleichung 7 miteinander verbunden und können damit auf ihre Richtigkeit kontrolliert werden.

SchülerIn	Punkte Prätest	Punkte Posttest	Differenz	Rang
C1	12	15	3	12,5
C2	20	20	0	-
C3	11	12	1	3,5
C4	17	13	-4	16,5 (-)
C5	12	18	6	23,5
C6	19	16	-3	12,5 (-)
C7	17	17	0	-
C8	17	19	2	9
C9	14	16	2	9
C10	12	20	8	27,5
C11	18	17	-1	3,5 (-)
C12	20	21	1	3,5
C13	21	17	-4	16,5 (-)
C14	15	20	5	21
C17	14	18	4	16,5
C18	16	16	0	-
C19	14	16	2	9
C20	12	19	7	25,5
C21	14	22	8	27,5
D1	12	18	6	23,5
D3	15	14	-1	3,5 (-)
D4	12	17	5	21
D5	18	18	0	-
D6	19	15	-4	16,5 (-)
D7	16	12	-4	16,5 (-)
D8	16	14	-2	9 (-)
D9	16	18	2	9
D10	16	12	-4	16,5 (-)
D12	13	20	7	25,5
D13	18	19	1	3,5
D14	14	15	1	3,5
D15	12	22	10	29
D16	16	21	5	21
$T_1 = 111$			$T_2 = 324$	

Tab. 4: Wilcoxon-Test für Vergleich
von Prä-/Posttest

$$T_1 + T_2 = \frac{n \times (n + 1)}{2} \quad (Glg\ 7)$$

Je stärker sich T_1 und T_2 voneinander unterscheiden, desto eher spricht das Ergebnis gegen die Nullhypothese. Unter Annahme der Nullhypothese, dass sich die Ergebnisse des Prätests nicht von denen des Posttests unterscheiden, wären T-Werte zu erwarten, die in etwa der Hälfte der Summe der Rangplätze entsprechen (siehe Gleichung 8) (Bortz, Schuster, 2010):

$$\mu_T = \frac{n \times (n + 1)}{4} \quad (\text{Glg 8})$$

Auf die Daten von Tabelle 3 bezogen ergibt sich daraus ein μ_T -Wert (= erwartete T-Wert wenn die beiden Stichproben sich nicht voneinander entscheiden) von: $\mu_T = 217,5$.

Da der Stichprobenumfang größer als $n = 25$ ist, geht die Verteilung der T-Werte in eine Normalverteilung über. Daher ist für die Transformation der T-Werte in einen z-Wert die Berechnung der Streuung notwendig (siehe Gleichung 9) (Bortz, Schuster, 2010, S. 134).

$$\sigma_T = \sqrt{\frac{n \times (n + 1) \times (2n + 1) - \sum_{i=1}^k \frac{t_i^3 - t_i}{2}}{24}} \quad (\text{Glg 9})$$

Aus obiger Gleichung ergibt sich eine Streuung der T-Werte von: $\sigma_T = 46,10$.

$$z = \frac{T - \mu_T}{\sigma_T} \quad (\text{Glg 10})$$

Durch das Einsetzen der gerade berechneten Werte in die Gleichung ergibt sich für den Vergleich der Prä- und Posttests der Schülerinnen und Schüler, die am kompletten Unterricht teilgenommen haben, ein z-Wert von: $z = -2,31$.

Der erwartete z-Wert für einen zweiseitigen Test mit Signifikanzniveau von $\alpha = 5 \%$ ist gleich: $z = \pm 1,96$. Da der empirisch ermittelte Wert ($z = -2,31$) außerhalb dieses Bereiches liegt, unterscheiden sich die Ergebnisse der Prä- und Posttests **signifikant** voneinander. Durch eine genau Betrachtung der Verteilung der Rangplätze lässt sich aus diesem Resultat des durchgeführten Vergleichs eine Verbesserung der Ergebnisse des Posttest verglichen mit denen des Prätests feststellen.

Im weiteren Verlauf werden nun die Ergebnisse der acht Fragen einzeln ausgewertet.

8.2.2.2. Vergleich der einzelnen Fragen

Im vorigen Abschnitt wurde gezeigt, dass es durch den durchgeführten Unterricht eine signifikante Verbesserung der Ergebnisse der Schülerinnen und Schüler gibt. Im folgenden Abschnitt wird jede der acht Fragen individuell verglichen. Das Ziel ist zu erkennen, welcher Teil des Unterrichts zu der Verbesserung der Ergebnisse beigetragen hat und welcher Teil vielleicht dem entgegen gewirkt hat. Dazu wird ebenfalls der Wilcoxon-Test von verbundenen Stichproben angewendet.

In Tabelle 5 sind die jeweiligen T-Werte, der dazu gehörende μ_T -Wert sowie der kritische T-Wert, der ausschlaggebend dafür ist, ob es sich um einen signifikanten Unterschied handelt oder nicht, angeführt. Die vollständige Tabelle mit den erzielten Punkten bei Prä- und Posttest, der Differenz und den zugeteilten Rängen befindet sich im Anhang.

T_1 und T_2 ergeben sich wieder aus der Summe der Ränge der positiven und negativen Differenzen. T_1 ist die Summe der negativen und T_2 die der positiven Differenzen. Der μ_T -Wert ergibt sich aus Gleichung 8. T_{krit} ergibt sich aus der Tabelle B im Anhang für einen

zweiseitigen Test mit Signifikanzniveau von $\alpha = 5\%$. Dieser ist abhängig von der Größe der Stichprobe (Bortz, Schuster, 2010).

Da eine hohe Anzahl (10-15 von 33, unterscheidet sich von Frage zu Frage) von Schülerinnen und Schülern, die eine Differenz von null Punkten haben, vorhanden ist, wird die zu untersuchende Stichprobe dementsprechend kleiner. Dadurch ist es nicht notwendig, die Streuung der T-Werte sowie einen z-Wert zu berechnen. Je deutlicher die empirisch ermittelten T-Wert von μ_T abweichen, desto kleiner ist die Wahrscheinlichkeit, dass die gefundenen Unterschiede zufällig entstanden sind. Ist T_1 kleiner als T_{krit} , d.h. er weicht stärker von μ_T ab als der für das 5%-Niveau benötigte T-Wert, kann die H_0 verworfen werden (Bortz, Schuster, 2010).

Frage	T_1	T_2	μ_T	T_{krit}
1	47	106	76,5	35
2	72	204	138	73
3	52	158	105	52
4	117,5	135,5	126,5	66
5	76	249	162,5	89
6	178	122	150	81
7	180,5	119,5	150	81
8	75	178	126,5	66

Tab. 5: Wilcoxon-Test für einzelne Fragen

Im kommenden Abschnitt werden die gegebenen Antworten zu den einzelnen Fragen grafisch dargestellt. Als erstes folgen die Fragen bei denen sich, laut statistischer Berechnung nach Bortz und Schuster (2010), eine signifikante Verbesserung zeigte (Frage 2,3 und 5). Als nächsten werden die Fragen bei denen keine signifikante Verbesserung festgestellt wurde, jedoch eine Tendenz in Richtung einer Verbesserung der Ergebnisse (Frage 1 und 8). Danach folgen jene Fragen bei denen eine signifikante Verschlechterung festgestellt wurde (Frage 6 und 7). Im Anschluss daran folgt Frage 4 bei der keine Veränderung der Ergebnisse stattfand.

Bei den Fragen 2, 3 und 5 ist das Ergebnis des Posttests signifikant besser als beim Prätest. Dies zeigt sich auch in den dazugehörigen Diagrammen (siehe Abbildungen 13, 14 und 15). Die fett hervorgehobenen Antworten sind die richtigen Aussagen.

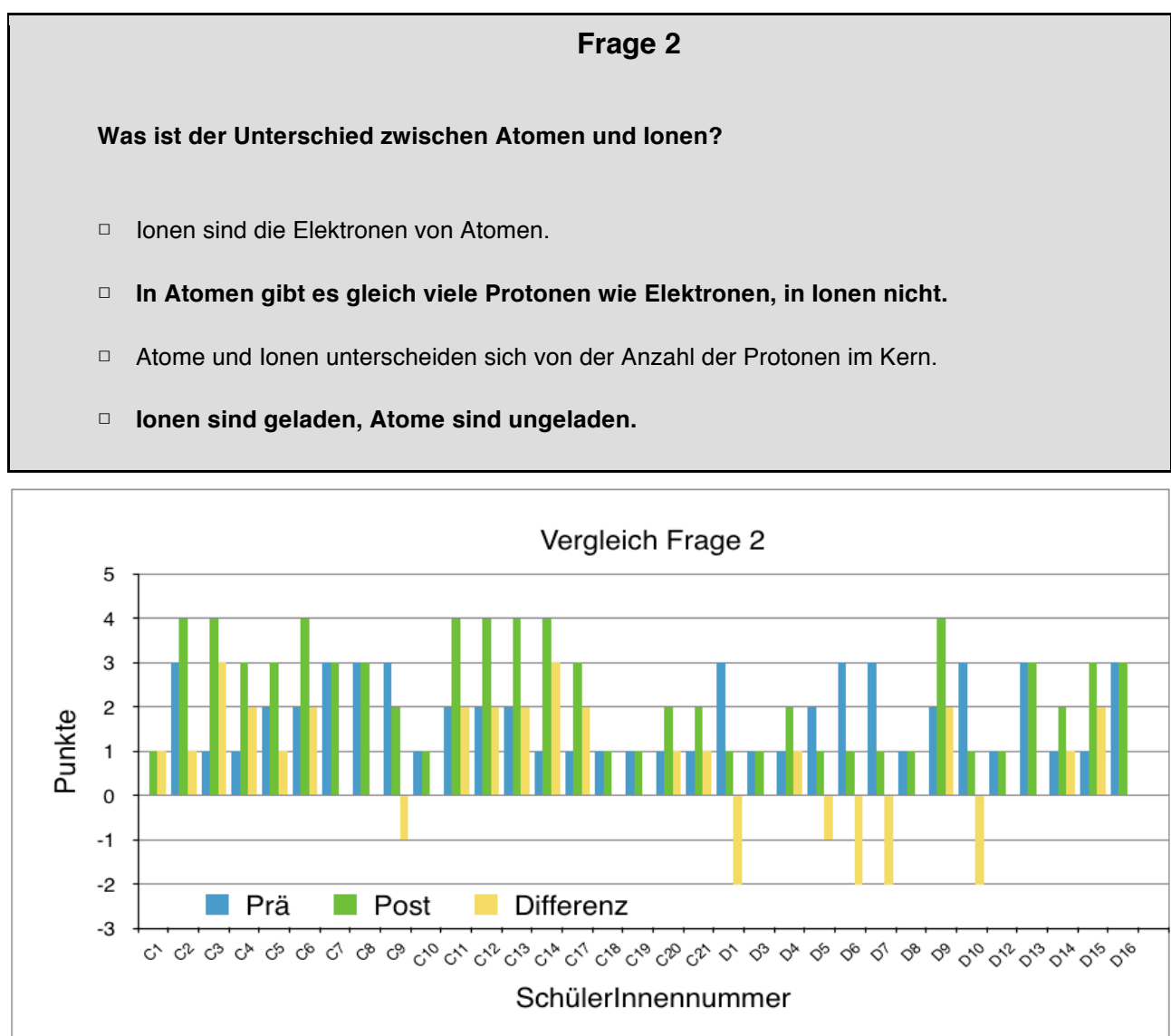


Abb. 13: Vergleich der erreichten Punkte bei Frage 2 zwischen Prä- und Posttest

Frage 3

Was passiert, wenn man ein Salz ins Wasser gibt?

- ☐ Das Salz löst sich und verteilt sich im Wasser.
- ☐ Wenn das Salz sich löst, bilden sich geladene Teilchen.
- ☐ Das Salz zerfällt in kleine Kristalle, die nicht mehr sichtbar sind.
- ☐ Durch die Zugabe von Salz wird das Wasser elektrisch leitfähig.

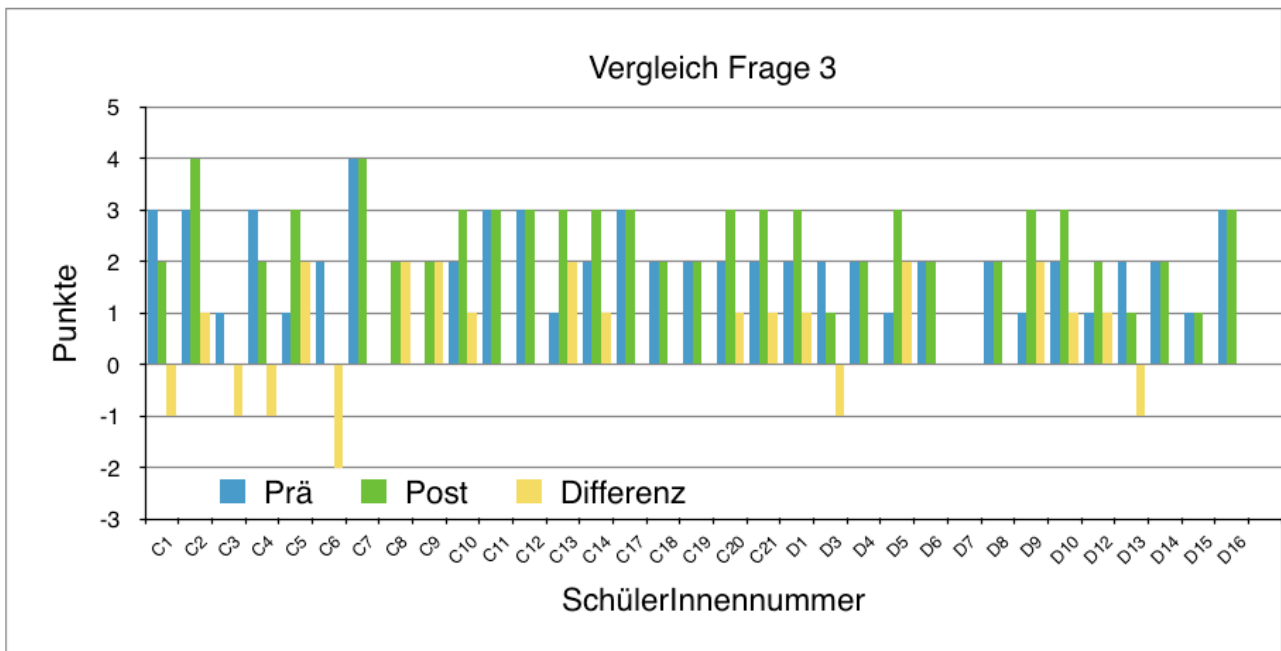


Abb. 14: Vergleich der erreichten Punkte bei Frage 3 zwischen Prä- und Posttest

Frage 5

Wie unterscheiden sich edle Metalle von unedlen?

- ☐ Die Ionen edler Metalle nehmen Elektronen leichter auf, als die Ionen unedler Metalle.
- ☐ Ein Atom eines unedlen Metalls gibt Elektronen an Ionen eines edleren ab.
- ☐ Je edler ein Metall ist, desto besser kann es den Strom leiten.
- ☐ Die Atome edler Metalle geben Elektronen leichter ab, als die Atome unedler Metalle.

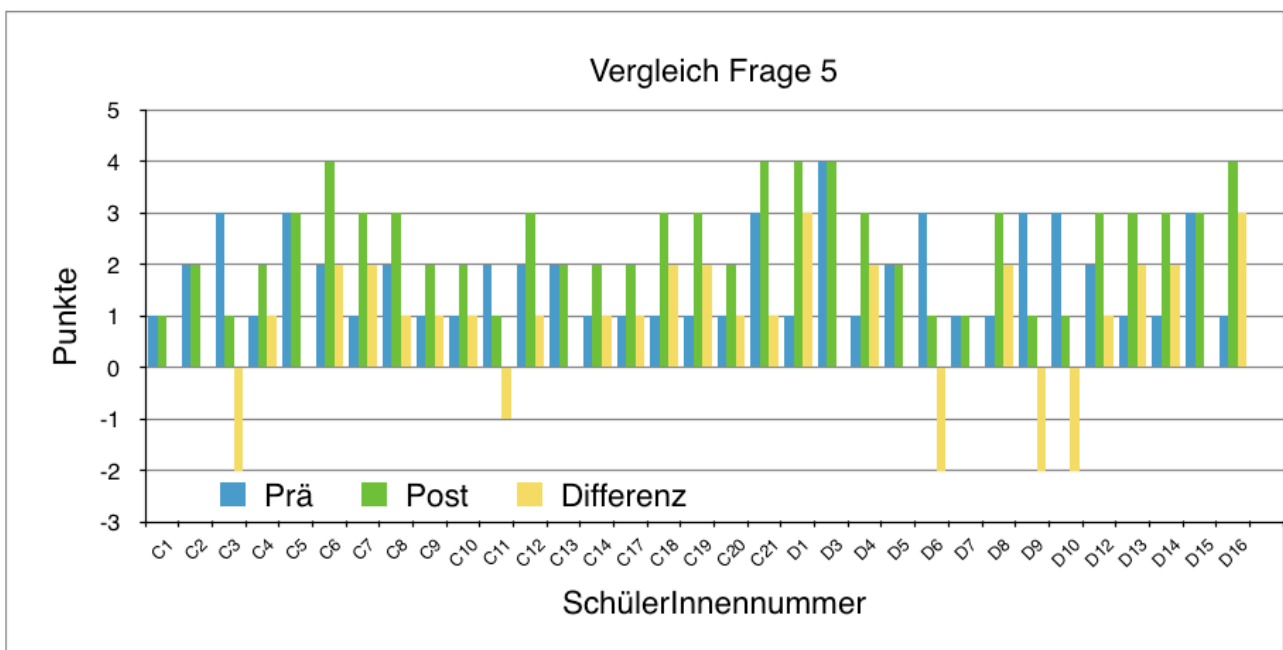


Abb. 15: Vergleich der erreichten Punkte bei Frage 5 zwischen Prä- und Posttest

Die Höhe der Punkte des Prä- und Posttests weichen bei den Fragen 1 und 8 nicht signifikant voneinander ab, allerdings lässt sich eine deutliche Tendenz in Richtung Verbesserung erkennen (siehe Abbildungen 16 und 17).

Frage 1

Was muss beachtet werden, damit Strom fließen kann?

- ☐ **Es muss ein geschlossener Stromkreis vorliegen.**
- ☐ **Es muss ein Ladungsunterschied vorhanden sein.**
- ☐ Es darf nur eine direkte Verbindung von Batterie zu Verbraucher geben.
- ☐ **Es müssen frei bewegliche Ladungsträger vorhanden sein.**

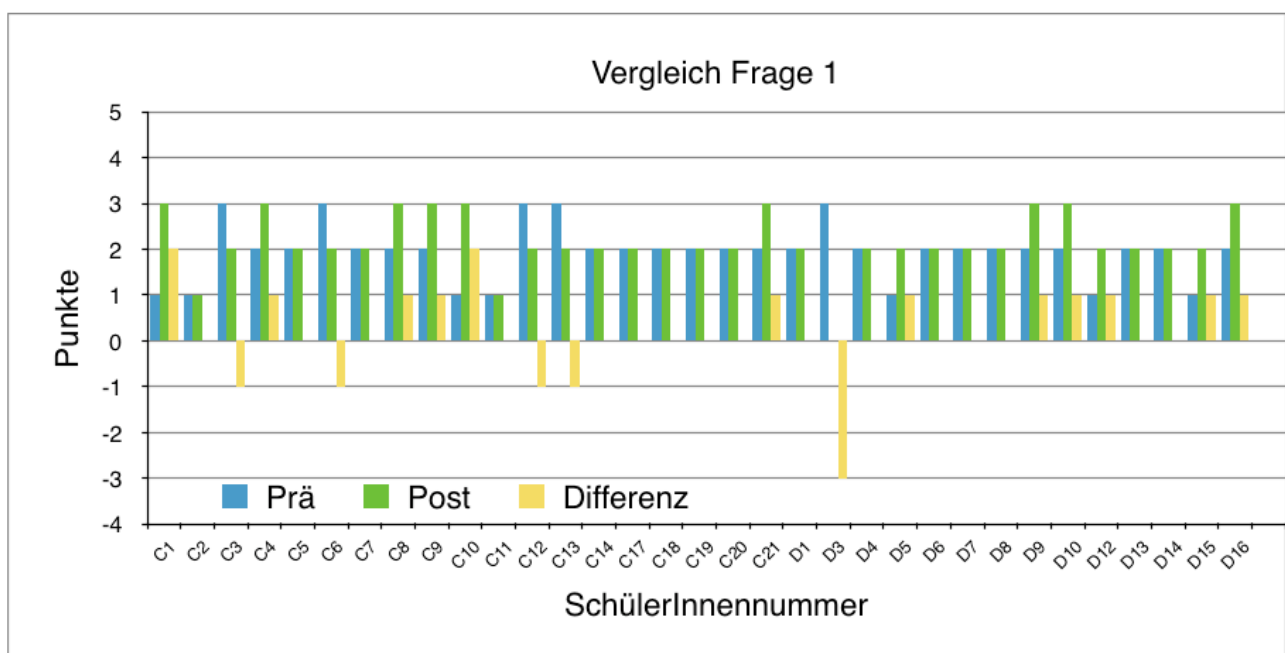


Abb. 16: Vergleich der erreichten Punkte bei Frage 1 zwischen Prä- und Posttest

Frage 8

Warum wird eine Batterie „leer“?

- ☐ Weil der Elektronenunterschied nicht länger aufrechterhalten werden kann.
- ☐ Weil das Gerät alle Elektronen, die in der Batterie gespeichert waren, verbraucht hat.
- ☐ Weil die Stoffe, die in der Batterie vorhanden sind, vollständig umgewandelt wurden.
- ☐ Weil der gesamte, in der Batterie ruhende, Strom aus dieser heraus geflossen ist.

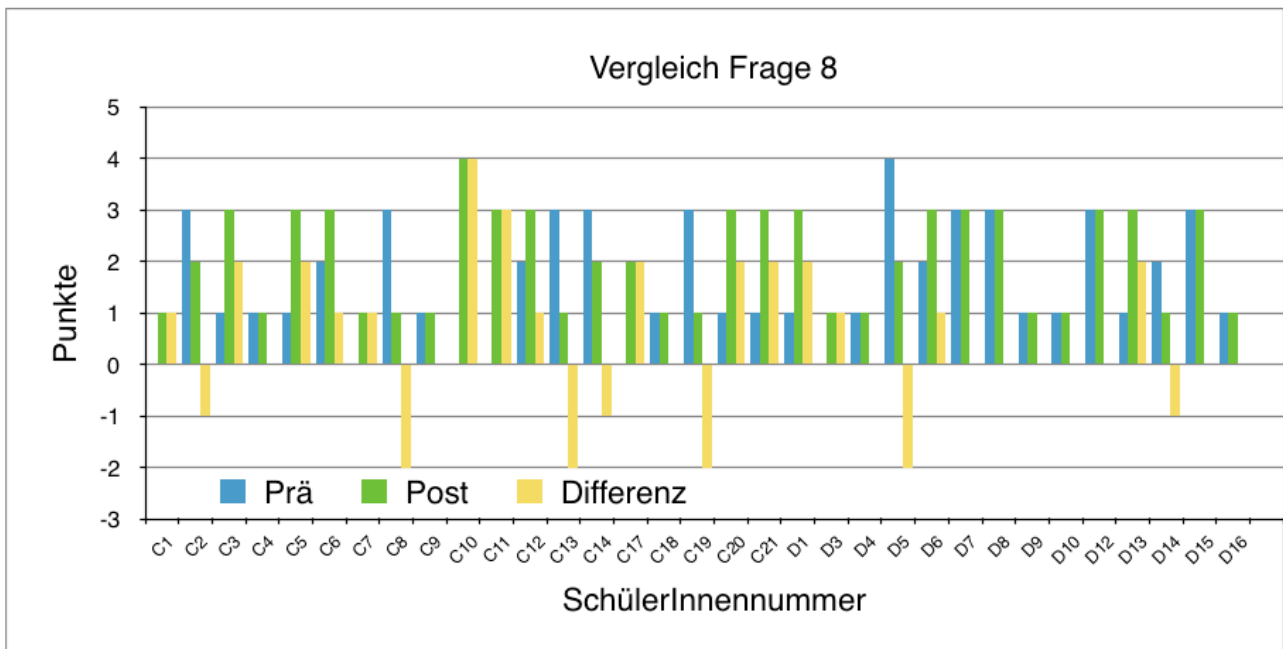


Abb. 17: Vergleich der erreichten Punkte bei Frage 8 zwischen Prä- und Posttest

Die Ergebnisse des Posttests der Fragen 6 und 7 weichen ebenfalls nicht signifikant von denen des Prätests ab, weisen aber eine deutliche Tendenz in Richtung einer Verschlechterung auf (siehe Abbildungen 18 und 19).

Frage 6

Welche Vorgänge können in einer Batterie („Galvanischen Zelle“) stattfinden?

- ☐ Elektronen wandern durch die Lösung von einem Metall zum anderen.
- ☐ **Die Atome eines Metalls können Elektronen abgeben.**
- ☐ Durch eine Neutralisation einer Säure mit einer Base wird Strom erzeugt.
- ☐ **Elektronen wandern aufgrund eines Ladungsunterschieds in der Batterie.**

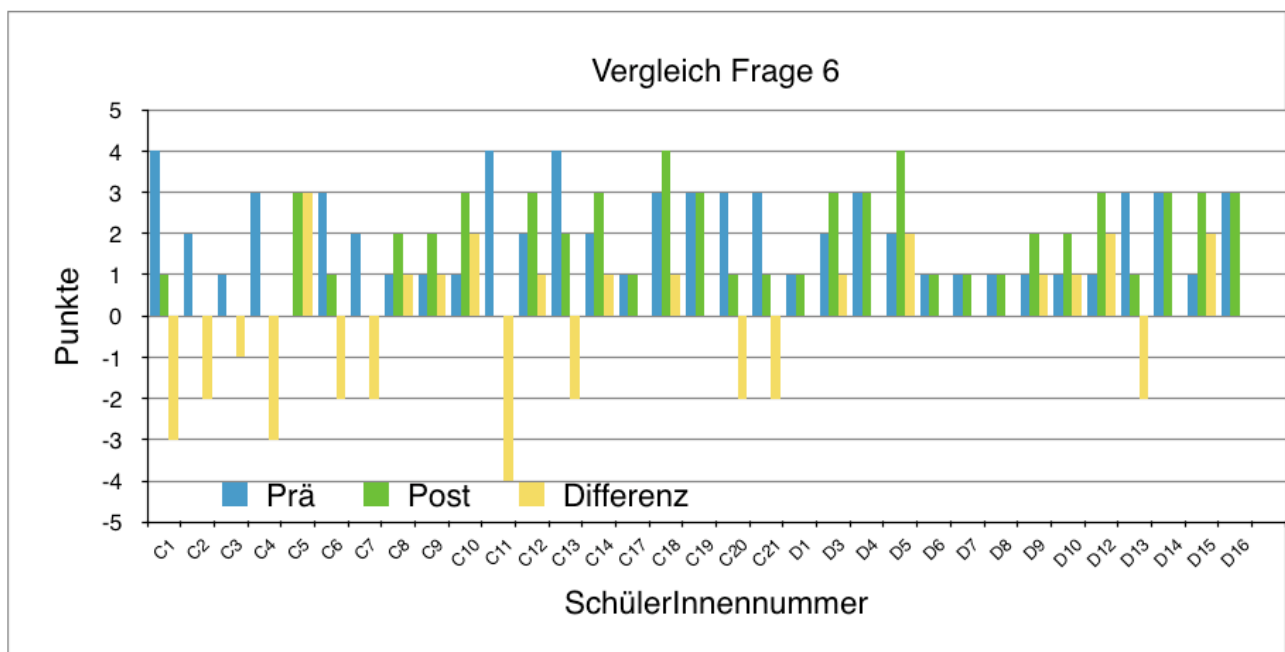


Abb. 18: Vergleich der erreichten Punkte bei Frage 6 zwischen Prä- und Posttest

Frage 7

Woraus kann eine Batterie aufgebaut sein?

- ☐ Sie kann aus zwei unterschiedlichen Metallen aufgebaut sein.
- ☐ Eine Batterie kann aus einem Metall mit Elektronen-Überschuss bestehen.
- ☐ Sie kann aus zwei Behältern, für den gespeicherten und übrig geblieben Strom, bestehen.
- ☐ Eine Batterie kann aus Lösungen mit Ladungsträgern darin bestehen.

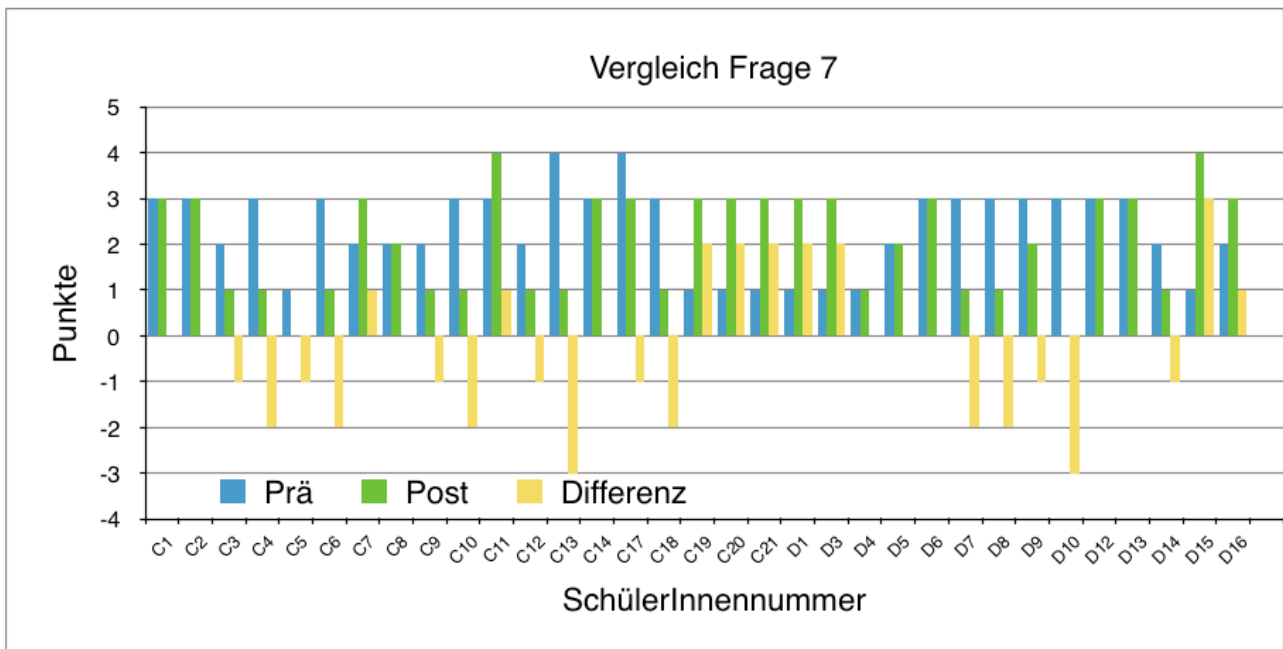


Abb. 19: Vergleich der erreichten Punkte bei Frage 7 zwischen Prä- und Posttest

Die T-Werte der Frage 4 zeigen nur eine geringe Veränderung der Ergebnisse beim Posttest im Vergleich zum Prätest. Im dazugehörenden Diagramm (siehe Abbildung 20) sieht man allerdings eine deutliche Verschiebung der Punkte zwischen den Schülerinnen und Schülern.

Frage 4

Warum können Metalle Strom leiten?

- ☐ In einem Metall können sich manche Elektronen frei bewegen.
- ☐ In Metallen gibt es einen Überschuss an Elektronen.
- ☐ Die Atome eines Metalls liegen nicht so eng zusammen.
- ☐ **Nicht alle Elektronen sind fest an einen Kern gebunden.**

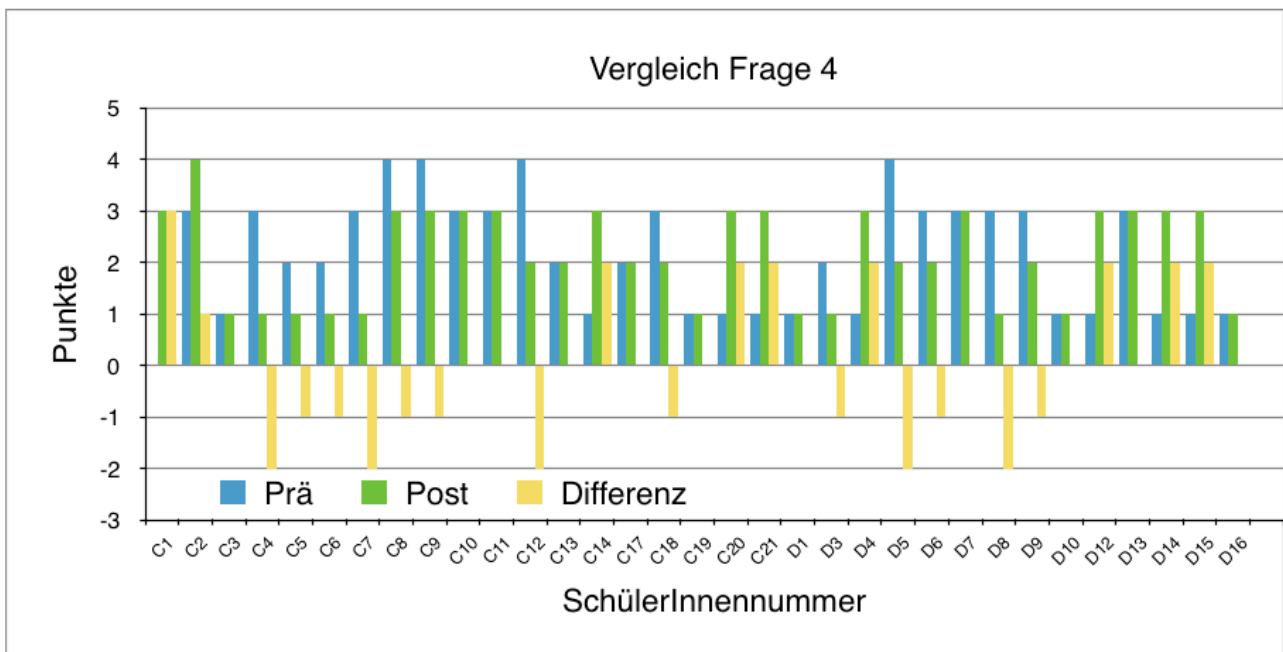


Abb. 20: Vergleich der erreichten Punkte bei Frage 4 zwischen Prä- und Posttest

Im folgenden Kapitel werden die hier beschriebenen Ergebnisse der Auswertung der Fragebögen interpretiert. Es wird versucht, Zusammenhänge zwischen dem durchgeführten Unterricht, den in Kapitel 3.3 beschriebenen SchülerInnenvorstellungen und den Ergebnissen der statistischen Auswertung zu finden.

9. Zusammenfassung und Interpretation der Ergebnisse

Wie bereits erwähnt, geht es in dieser Arbeit darum, festzustellen, ob der geplante und durchgeführte Unterricht zu einer Verbesserung der Testergebnisse führt. Um den Unterricht zu planen, wurden SchülerInnenvorstellungen, welche bereits in der Literatur zu finden waren, herangezogen (siehe Kapitel 6).

Die geringe Zahl an Teilnehmerinnen und Teilnehmern erlaubt keine allgemeinen Aussagen über den Kompetenzstand von Schülerinnen und Schülern einer vierten Klasse in Österreich. Die angeführten Werte beziehen sich nur auf die konkreten Ergebnisse dieser Untersuchung. Jedoch lassen sich die Ergebnisse für eine Weiterentwicklung des Unterrichts verwenden.

Beim ersten Test ging es um die Vergleichbarkeit der einzelnen Klassen. Diese wurde mit dem U-Test von Mann-Whitney geprüft (siehe Kapitel 8.2.1). Hierzu wurde der Test mehrmals durchgeführt. Jede der vier Klassen wurde einzeln mit jeder der drei anderen verglichen. Die Ergebnisse des Prätests keiner der vier untersuchten Klassen wichen signifikant von denen der anderen ab. Dieses Ergebnis ermöglichte es in weiterer Folge anzunehmen, dass alle Klassen vor dem Unterricht den gleichen Wissensstand hatten. Bei weiteren Vergleichen wurden deshalb alle Schülerinnen und Schüler als eine Gruppe behandelt. Das hatte den Vorteil, dass die zu untersuchende Stichprobe doppelt so groß war.

Als Nächstes wurde ein Vergleich der Ergebnisse der Schülerinnen und Schüler von Prä- und Posttest, welche am kompletten Unterricht sowie beiden Tests teilgenommen haben, angestellt. Dieser Vergleich wurde mit Hilfe des Wilcoxon-Tests für Paardifferenzen (siehe Kapitel 8.2.2) durchgeführt. Es zeigte sich, dass es eine signifikante Verbesserung der Ergebnisse der Posttests im Vergleich zu den Prätests gegeben hat.

In welchen Teilgebieten der beiden Unterrichtsstunden sich die Schülerinnen und Schüler verbessert oder verschlechtert haben und was dazu geführt haben könnte, wird in folgenden Vergleichen der einzelnen Testfragen erläutert. Hierzu wurde wieder der Wilcoxon-Test für Paardifferenzen angewandt sowie jeweils die von den Schülerinnen und Schülern gegebenen Antworten bei Prä- und Posttest betrachtet und Schlüsse daraus gezogen.

Frage 1

Was muss beachtet werden, damit Strom fließen kann?

- ☐ **Es muss ein geschlossener Stromkreis vorliegen.**
- ☐ **Es muss ein Ladungsunterschied vorhanden sein.**
- ☐ Es darf nur eine direkte Verbindung von Batterie zu Verbraucher geben.
- ☐ **Es müssen frei bewegliche Ladungsträger vorhanden sein.**

Bei Frage 1 geht es um Faktoren die für einen Stromfluss notwendig sind. Die fett gedruckten Antworten sind die richtigen. Die falsche Antwort entspricht einem Präkonzept, welches in der Literatur beschrieben wird (siehe Kapitel 3.3.5). Die Testergebnisse zeigen, dass sich die Punktezahl von Prä- und Posttest zwar nicht

signifikant voneinander unterscheiden, jedoch ist eine

Tendenz in Richtung einer Erhöhung der Punkte beim Posttest erkennbar (siehe Abbildung 21). Die Diagramme zeigen den Vergleich der von den Schülerinnen und Schülern gegebenen Antworten zwischen Prä- und Posttest.

Antwort A wurde von fast allen Schülerinnen und Schülern sowohl beim Prä- als auch beim Posttest gewählt. Das zeigt, dass das Wissen von der Notwendigkeit eines geschlossenen Stromkreises bei den Lernenden bereits vor dem hier beschriebenen Unterricht fest verankert war und sich das auch danach nicht änderte.

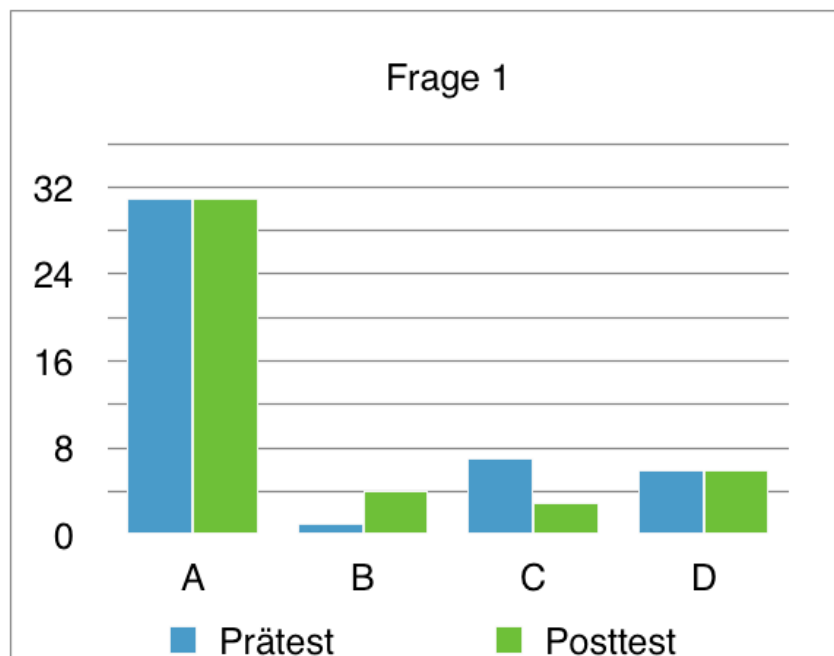


Abb. 21: Vergleich Antworten Frage 1

Das Vorhandensein eines Ladungsunterschieds, Antwort B, ist im Gegensatz dazu den wenigsten bekannt. Auch nach dem Unterricht sind es nur wenige Schülerinnen und Schüler, die diese Antwort wählten. Das liegt wahrscheinlich daran, dass während des Unterrichts nicht darauf eingegangen worden ist, dass zwischen den beiden Elektroden eine Differenz von Ladung herrscht, welche für den Stromfluss verantwortlich ist. Dieser Aspekt muss in der verbesserten Version des Unterrichts unbedingt beachtet werden.

Antwort C, die einzige falsche Antwort bei Frage 1, wählten nach dem Unterricht noch weniger Schülerinnen und Schüler als davor. Dass mehr als eine Verbindung von Batterie zum Verbraucher benötigt wird, dürfte soweit klar geworden sein. Das hängt wahrscheinlich auch mit der Vorstellung des geschlossenen Stromkreises zusammen.

Antwort D handelte von den für einen Stromfluss benötigten frei beweglichen Ladungsträgern. Diese wurden nur zu Beginn der ersten Stunde erwähnt (siehe S. 121), jedoch verbesserten sich die Ergebnisse dadurch nicht. Darauf muss in Zukunft deutlicher eingegangen werden.

Ein Grund dafür, dass das Ergebnis von Frage 1 nicht deutlicher ausgefallen ist, könnte sein, dass die Schülerinnen und Schüler bereits vor diesem Unterricht etwas über Stromfluss während des Physikunterrichts lernten.

Frage 2

Was ist der Unterschied zwischen Atomen und Ionen?

- ☐ Ionen sind die Elektronen von Atomen.
- ☐ **In Atomen gibt es gleich viele Protonen wie Elektronen, in Ionen nicht.**
- ☐ Atome und Ionen unterscheiden sich von der Anzahl der Protonen im Kern.
- ☐ **Ionen sind geladen, Atome sind ungeladen.**

Bei Frage 2 geht es um den Aufbau der Atome bzw. Ionen. Das Ergebnis des Vergleichstests zeigt hier eine signifikante Verbesserung nach dem Unterricht im Vergleich zu vor dem Unterricht.

Das liegt wahrscheinlich daran, dass während der beiden Unterrichtsstunden stets der Transfer von Elektronen wiederholt wurde.

Bei den meisten Aufgaben

ging es darum, dass Elektronen von den Atomen abgegeben werden und diese dann zu Ionen werden oder dass Ionen Elektronen aufnehmen und dadurch zu Atomen werden. Beim Erstellen der Tafelbilder wurden die Ladungen der Ionen in den Vordergrund gestellt. Auch in der zweiten Stunde wurde beim Erarbeiten des Aufbaus eines galvanischen Elements Wert darauf gelegt, dass Atome Elektronen abgeben und dadurch zu geladenen Ionen werden und umgekehrt. Die Anzahl der Schülerinnen und Schüler, die Antworten B und D wählten, erhöhte sich deutlich (siehe Abbildung 22). Es scheint, dass die stetige

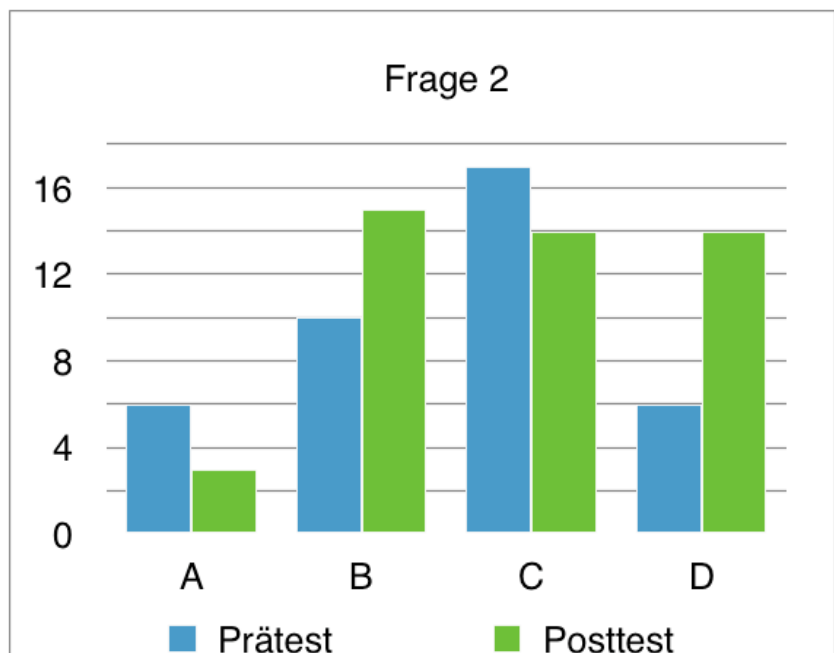


Abb. 22: Vergleich Antworten Frage 2

Wiederholung der Aufnahme bzw. Abgabe von Elektronen half, das Verständnis der Schülerinnen und Schüler diesbezüglich zu fördern.

Antwort C, die Unterscheidung von Atomen und Ionen durch die Anzahl der Protonen, wurde bei Prä- und Posttest von ca. der Hälfte der Schülerinnen und Schüler gewählt. Zwar gab es eine Verbesserung der Ergebnisse beim Posttest im Vergleich zum Prätest, trotzdem sollte der Unterschied zwischen Atomen und Ionen in der neuen Version der Unterrichtseinheit deutlich gemacht werden.

Ein Grund, warum die Verbesserung der Ergebnisse nicht deutlicher ausgefallen ist, könnte sein, dass die exakten Formulierungen wie sie in der Frage stehen, so nicht im Unterricht verwendet wurden. Möglicherweise wäre das Ergebnis noch deutlicher ausgefallen, wenn explizit erwähnt worden wäre, dass z. B. Atome ungeladen sind und Ionen geladen. Bei der verbesserten Version der Unterrichtseinheit wurden diese Aussagen stärker berücksichtigt (siehe S. 144).

Frage 3

Was passiert, wenn man ein Salz ins Wasser gibt?

- ☐ **Das Salz löst sich und verteilt sich im Wasser.**
- ☐ **Wenn das Salz sich löst, bilden sich geladene Teilchen.**
- ☐ Das Salz zerfällt in kleine Kristalle, die nicht mehr sichtbar sind.
- ☐ **Durch die Zugabe von Salz wird das Wasser elektrisch leitfähig.**

Frage 3 beinhaltet das Wissen über den Aufbau von Salzen sowie die Bildung von geladenen Teilchen, den sogenannten Ladungsträgern, die notwendig sind, damit Strom fließen kann. Bei dieser Frage ist es ebenfalls zu einer signifikanten Verbesserung der Ergebnisse des Posttests gekommen.

Antwort A wurde beim Posttest nur von drei Schülerinnen und Schülern mehr angekreuzt als

beim Prätest, wurde aber zum Zeitpunkt der ersten Messung schon von mehr als der Hälfte der Schülerinnen und Schüler gewählt (siehe Abbildung 23). Dass sich Salz in Wasser löst und verteilt, scheint schon vor dem Unterricht bekannt gewesen zu sein. Antwort B (Wenn das Salz sich löst, bilden sich geladene Teilchen) wurde vor den durchgeführten Unterrichtsstunden nur von sechs Schülerinnen und Schülern gewählt. Beim Posttest waren es elf, also fast doppelt so viele. Der Grund für die deutliche Erhöhung der Punkte bei der zweiten Überprüfung könnte sein, dass sowohl der Aufbau von Salzen als auch die Tatsache, dass geladene Teilchen für einen Stromfluss benötigt

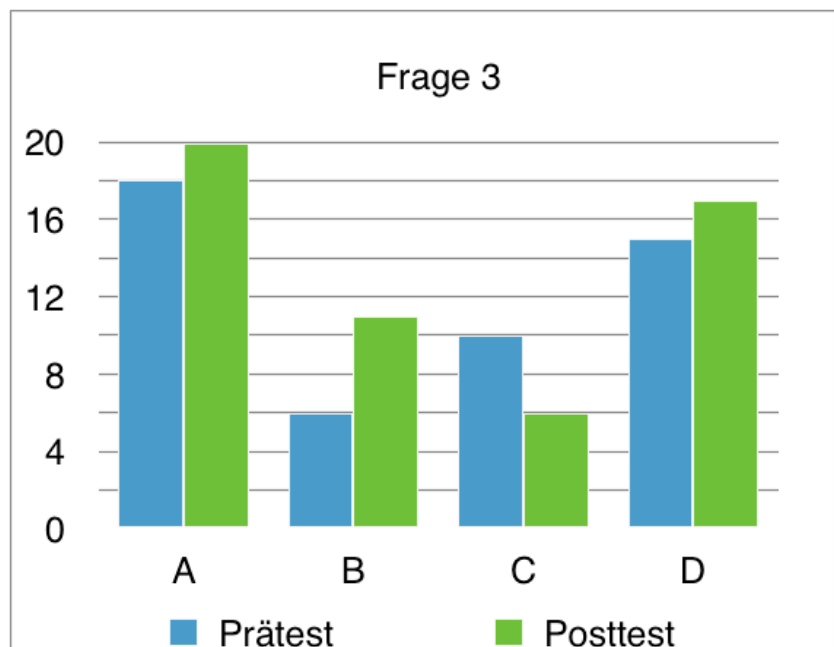


Abb. 23: Vergleich Antworten Frage 3

werden, im Unterricht besprochen bzw. wiederholt wurde. Gleich zu Beginn der ersten Stunde (siehe S. 134) gab es eine Wiederholung zum Thema Salze und was passiert, wenn man sie in Wasser gibt. In weiteren Aufgaben ging es oft darum, in welcher Form Teilchen in der Lösung vorhanden sind. Wenn man mehr Zeit zur Verfügung hat, wäre es möglicherweise sinnvoll, die Lösungen von den Schülerinnen und Schülern selbst herstellen zu lassen. Das würde das ganze Konzept möglicherweise noch mehr verdeutlichen.

Antwort C wurde beim Posttest nur halb so oft gewählt wie beim Prätest. Die Vorstellung, dass ein Salz in Wasser in kleinere Kristalle zerfällt, wurde von sechs der Schülerinnen und Schüler, welche diese Antwort beim Prätest wählten, aufgegeben. Vier behielten die Vorstellung bei und nur zwei wählten die Vorstellung beim Posttest neu.

Die Anzahl der Schülerinnen und Schüler die Antwort D ankreuzten, erhöhte sich nur von 15 auf 17. Zwar wusste schon ca. die Hälfte der Schülerinnen und Schüler vor dem Unterricht, dass Salz in einer Lösung Einfluss auf die Leitfähigkeit hat, jedoch kam es zu keiner deutlichen Verbesserung. In der zweiten Stunde ging es im Zusammenhang mit dem Aufbau des galvanischen Elements um die Leitfähigkeit der Ionenlösungen. Der Begriff „Leitfähigkeit“ wurde aber im Unterricht nicht besprochen. Das Ergebnis würde wahrscheinlich besser werden, wenn man im Unterricht näher darauf eingeht.

Frage 4

Warum können Metalle Strom leiten?

- ☐ In einem Metall können sich manche Elektronen frei bewegen.
- ☐ In Metallen gibt es einen Überschuss an Elektronen.
- ☐ Die Atome eines Metalls liegen nicht so eng zusammen.
- ☐ Nicht alle Elektronen sind fest an einen Kern gebunden.

Bei Frage 4 geht es um die Eigenschaft von Metallen, Strom zu leiten. Dieses Thema gehört eigentlich in den Physikunterricht, sollte aber auch im Chemieunterricht behandelt werden. In meiner Unterrichtsplanung ging ich davon aus, dass die Schülerinnen und Schüler darüber Bescheid wissen und plante dieses Konzept deshalb

nicht ein. Das erkennt man auch an den Ergebnissen der

Auswertung. Bei der Anzahl der gewählten Antworten zwischen Prä- und Posttest sind kaum Unterschiede erkennbar (siehe Abbildung 24). Die durchschnittliche Punktezahl bei den Schülerinnen und Schülern blieb gleich.

Spannenderweise verteilten sich die Punkte jedoch um. Jene Schülerinnen und Schüler, die beim Prätest weniger Punkte hatten, erreichten beim Posttest mehr und umgekehrt (siehe Abbildung 20). Der Grund dafür ist mir unbekannt. Auch eine genaue Betrachtung der einzelnen Schülerinnen- und Schülerantworten erklären diese Umverteilung nicht.

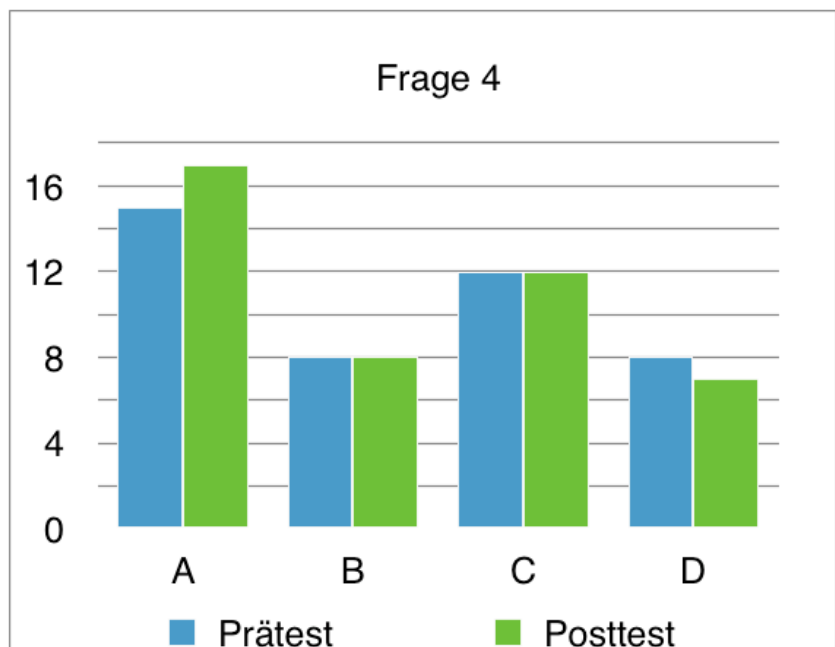


Abb. 24: Vergleich Antworten Frage 4

Frage 5

Wie unterscheiden sich edle Metalle von unedlen?

- ☐ Die Ionen edler Metalle nehmen Elektronen leichter auf als die Ionen unedler Metalle.
- ☐ Ein Atom eines unedlen Metalls gibt Elektronen an Ionen eines edleren ab.
- ☐ Je edler ein Metall ist, desto besser kann es den Strom leiten.
- ☐ Die Atome edler Metalle geben Elektronen leichter ab, als die Atome unedler Metalle.

Bei Frage 5 geht es um den Unterschied zwischen edlen und unedlen Metallen. Dieser Aspekt ist wichtig, da er eine der Voraussetzungen für das Funktionieren einer galvanischen Zelle ist. Bei der Auswertung der beiden Tests stellte sich heraus, dass es hier zu einer signifikanten Verbesserung der Ergebnisse bei den Schülerinnen und Schülern gekommen ist.

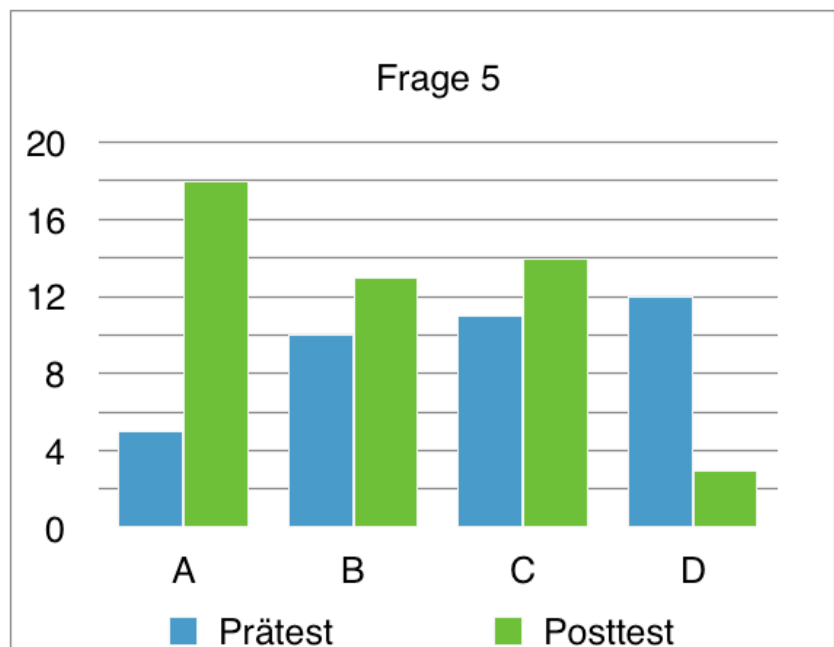


Abb. 25: Vergleich Antworten Frage 5

Diese deutliche Erhöhung der durchschnittlich erreichten Punkte lässt sich durch die mehrmalige Wiederholung dieses Aspekts während beider Unterrichtsstunden erklären. Die Anzahl der Schülerinnen und Schüler die Antwort A wählten, stieg von fünf beim Prätest bis auf 18 beim Posttest. (siehe Abbildung 25). Dass die Atome unedler Metalle leichter Elektronen abgeben können und die Ionen edler Metalle leichter Elektronen aufnehmen können, war einer der Schwerpunkte in der ersten Unterrichtsstunde (siehe S. 134). Beim ersten Versuch sowie den darauf folgenden Aufgaben ging es um die Ordnung der verschiedenen Metalle anhand ihrer Tendenz, Elektronen abzugeben oder aufzunehmen.

Bei Antwort B zeigt sich nur eine geringe Verbesserung, obwohl die Abgabe eines Elektrons von einem Atom eines unedleren Metalls an ein Ion eines edleren Metalls eines der grundlegenden Konzepte in der Elektrochemie ist, welches im Unterricht mehrmals angesprochen wurde. In der verbesserten Version des Unterrichts muss darauf noch genauer eingegangen werden.

Die Fehlvorstellung, dass die Leitfähigkeit eines Metalls abhängig davon ist, wie edel dieses ist, Antwort C, glaubten nach dem Unterricht drei Schülerinnen und Schüler mehr als vor dem Unterricht. Dieser Zusammenhang wurde während der Unterrichtsstunden nicht erwähnt. Es wäre sinnvoll, auf diese Vorstellung einzugehen, um klar zu machen, dass es hier keinen Zusammenhang gibt.

Antwort D beschreibt genau das Gegenteil von Antwort A. Die Anzahl der gegebenen Antworten bei Prä- und Posttest passen zu denen von Antwort A. Niemand, der Antwort A gewählt hat, hat auch Antwort D gewählt. Das ist ein Zeichen dafür, dass die Schülerinnen und Schüler nicht zufällig angekreuzt haben, sondern die Antwortmöglichkeiten bewusst gelesen haben.

Frage 6

Welche Vorgänge können in einer Batterie („Galvanischen Zelle“) stattfinden?

- ☐ Elektronen wandern durch die Lösung von einem Metall zum anderen.
- ☐ **Die Atome eines Metalls können Elektronen abgeben.**
- ☐ Durch eine Neutralisation einer Säure mit einer Base wird Strom erzeugt.
- ☐ **Elektronen wandern aufgrund eines Ladungsunterschieds in der Batterie.**

Frage 6 zielt auf das Verstehen der Schülerinnen und Schüler bzgl. der ablaufenden Vorgänge in einer galvanischen Zelle ab (siehe Kapitel 3.3.8). Bei der Auswertung dieser Frage gab es kein signifikantes Ergebnis, jedoch lässt sich eine Tendenz in Richtung einer Verschlechterung der Ergebnisse erkennen. Die Schülerinnen und Schüler haben beim Posttest

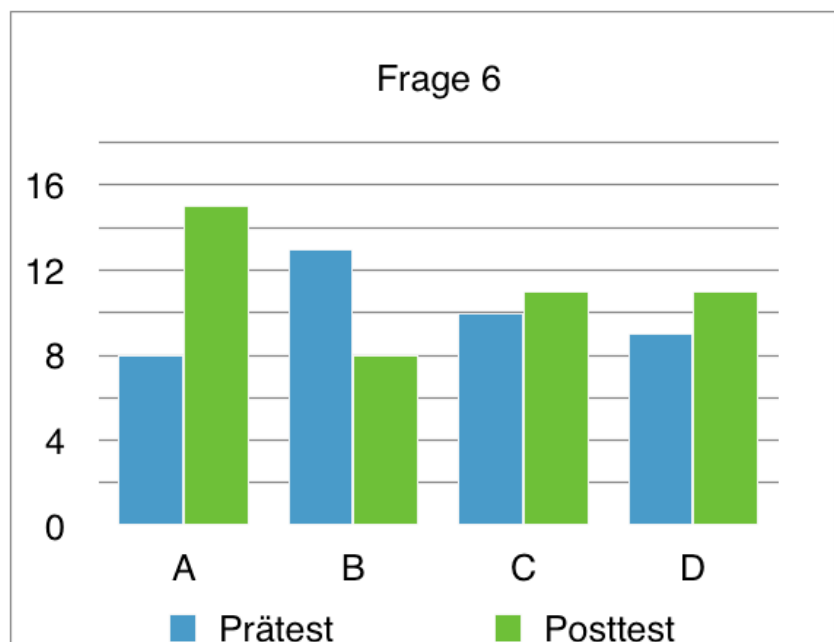


Abb. 26: Vergleich Antworten Frage 6

durchschnittlich weniger Punkte erreicht als beim Prätest. Das zeigt sich auch im Vergleich der gegebenen Antworten (siehe Abbildungen 26).

Die Anzahl der Schülerinnen und Schüler, die Antwort A wählten, verdoppelte sich nach dem Unterricht fast. Das ist ein eindeutiges Zeichen dafür, dass der durchgeführte Unterricht diese Wahl verstärkte. Dieses schlechte Ergebnis könnte daher kommen, dass der erste Teil der Antwortmöglichkeit: „Elektronen wandern ...“ oft im Unterricht erwähnt wurde. Möglicherweise wurde nicht deutlich genug differenziert zwischen Elektronen, die durch den äußeren Stromkreis wandern und Ionen die durch den inneren wandern. Ebenfalls denkbar wäre die Möglichkeit, dass die Schülerinnen und Schüler beim Geben

der Antworten den Satz nicht komplett durchlasen und dadurch den Teil „... durch die Lösung ...“ gar nicht mehr wahrnahmen.

Antwort B, die Atome eines Metalls können Elektronen abgeben, wurde beim Posttest deutlich weniger oft gewählt als beim Prätest. Dieser Vorgang wurde im Unterricht jedoch mehrmals erwähnt. Es wurden Reaktionsgleichungen (siehe S. 136) gezeigt und viel Wert auf die Betonung der Elektronenübertragung gelegt. Zusätzlich fällt auf, dass bei Frage 5 eine Antwort, die denselben Sachverhalt beschreibt, nach dem Unterricht öfter gewählt wurde als davor.

Die Ergebnisse der Antworten C und D veränderten sich kaum. Eine Neutralisationsreaktion von einer sauren Lösung durch eine basische Lösung wurde während des Unterrichts in keinem Wort erwähnt. Möglicherweise hörten einige Schülerinnen und Schüler in ihrem Alltag schon von dem Begriff „Batteriesäure“ oder der Schwefelsäure in einer Autobatterie und kamen so zu dieser Antwort.

Antwort D, Elektronen wandern aufgrund eines Ladungsunterschieds, wurde im Unterricht ebenfalls nicht direkt erwähnt. Es war lediglich die Rede davon, dass die Elektronen von Atomen des unedleren Metalls auf Ionen des edleren Metalls übertragen werden. Im Zuge der Optimierung der Unterrichtsplanung sollte der Ladungsunterschied sowie der Unterschied zwischen innerem und äußerem Stromkreis berücksichtigt werden.

Frage 7

Woraus kann eine Batterie aufgebaut sein?

- ☐ **Sie kann aus zwei unterschiedlichen Metallen aufgebaut sein.**
- ☐ Eine Batterie kann aus einem Metall mit Elektronen-Überschuss bestehen.
- ☐ Sie kann aus zwei Behältern, für den gespeicherten und übrig geblieben Strom, bestehen.
- ☐ **Eine Batterie kann aus Lösungen mit Ladungsträgern darin bestehen.**

Bei Frage 7 geht es um den Aufbau einer Batterie bzw. eines galvanischen Elements. Auch diese Frage zeigte wie die Frage davor eine leichte Verschlechterung der Ergebnisse des Posttests im Vergleich zum Prätest (siehe Abbildung 27).

Dieses Ergebnis war sehr überraschend, da die komplette zweite

Unterrichtsstunde (siehe S. 139) hauptsächlich den

Aufbau eines galvanischen Elements zum Thema hatte. Die Auswertung der Fragebögen zeigte, dass Antwort A nach dem Unterricht weniger oft gewählt wurde als davor, obwohl der Aufbau Schritt für Schritt von der Lehrerin besprochen wurde. Die Schülerinnen und Schüler mussten sogar selbst eine solche Zelle aus zwei Metallen und zwei Ionenlösungen aufbauen. Möglicherweise waren die Schülerinnen und Schüler durch die anderen Antwortmöglichkeiten verwirrt.

Antwort B mit dem Elektronenüberschuss im Metall habe ich als falsch gewertet, da dieser in einem Metall nicht von Haus aus vorhanden ist. Jedoch wurde im Unterricht erwähnt,

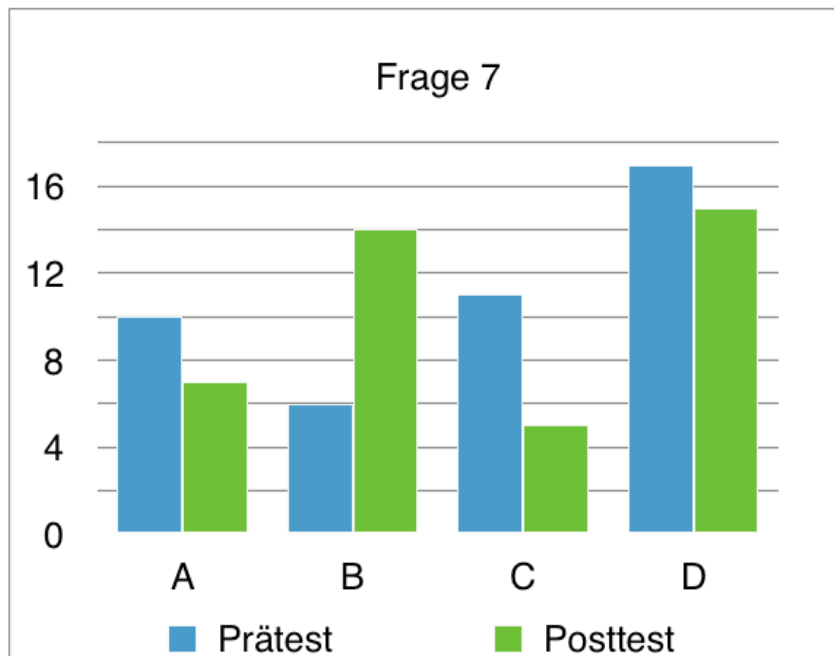


Abb. 27: Vergleich Antworten Frage 7

dass die Metallatome Elektronen abgeben und diese dann von einer Elektrode zur anderen fließen. Dadurch entsteht schon in gewisser Weise ein Elektronenüberschuss. Das könnte auch der Grund sein, warum die Schülerinnen und Schüler diese Antwortmöglichkeit wählten. Diese Vermutung wird dadurch unterstützt, dass diese Antwort nach dem Unterricht mehr als doppelt so oft gewählt wurde.

Antwort C hielten beim Prätest elf Schülerinnen und Schüler für richtig. Beim Posttest waren es nur noch fünf. Bei genauerer Betrachtung der Fragebögen zeigte sich, dass nur einer der elf Schülerinnen und Schüler, welche beim Prätest Antwort C wählten, dies auch beim Posttest machte. Das heißt, die anderen zehn gaben die Vorstellung auf. Die vier Schülerinnen und Schüler, die beim Posttest Antwort C zum ersten Mal ankreuzten, taten dies wahrscheinlich aufgrund des Unterrichts. Bei der Erklärung des galvanischen Elements und dem dazugehörenden Experiment waren immer zwei Behälter notwendig. Dieser Umstand könnte dazu verleitet haben, sich für diese Antwort zu entscheiden.

Die Ergebnisse von Antwort D waren beim Prätest schon recht gut und verschlechterten sich beim Posttest nur gering. Wie schon bei Frage 1 erwähnt (siehe S. 81), muss in der verbesserten Version des Unterrichts deutlicher auf die frei beweglichen Ladungsträger eingegangen werden.

Frage 8

Warum wird eine Batterie „leer“?

- ☐ **Weil der Elektronenunterschied nicht länger aufrechterhalten werden kann.**
- ☐ Weil das Gerät alle Elektronen, die in der Batterie gespeichert waren, verbraucht hat.
- ☐ **Weil die Stoffe, die in der Batterie vorhanden sind, vollständig umgewandelt wurden.**
- ☐ Weil der gesamte, in der Batterie ruhende, Strom aus dieser heraus geflossen ist.

Frage 8 beschäftigt sich mit der SchülerInnenvorstellung des Stromverbrauchs. Lernende haben oft die Vorstellung, dass Strom bzw. Energie in einem elektrischen Gerät aufgebraucht wird und dadurch verschwindet (siehe Kapitel 3.3.2 und 3.3.9). Bei der Auswertung dieser Frage ergab sich kein signifikanter Unterschied zwischen Prä- und Posttest, jedoch kann man eine deutliche Tendenz in Richtung einer Verbesserung erkennen (siehe Abbildung 28).

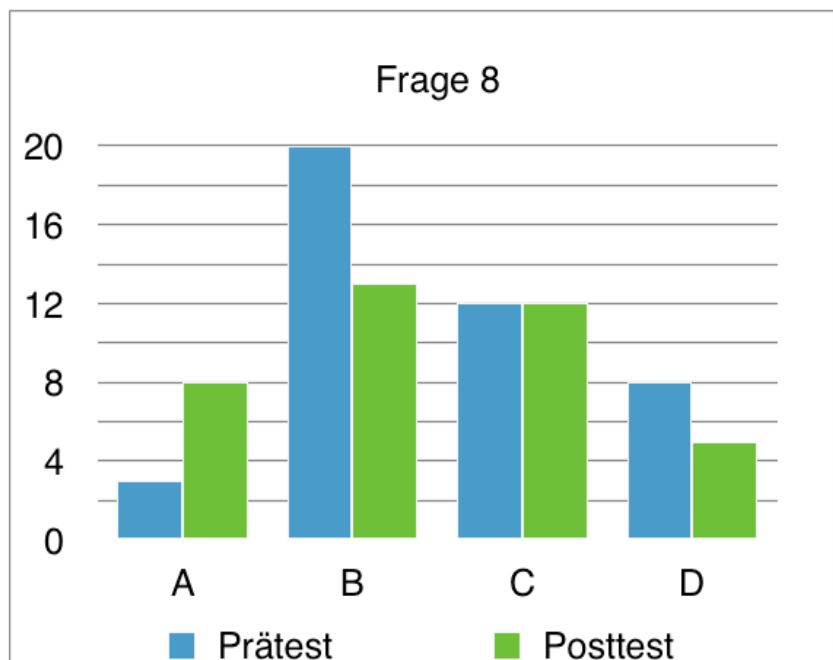


Abb. 28: Vergleich Antworten Frage 8

Antwort A wurde beim Prätest nur von drei Schülerinnen und Schülern als richtig angenommen. Beim Posttest wurde diese Aussage mehr als doppelt so oft gewählt. Diese Erhöhung liegt möglicherweise daran, dass im Unterricht oft auf die Elektronenübertragung sowie die stattfindenden Reaktionen eingegangen wurde. Wegen der nur geringen Steigerung der Anzahl der Schülerinnen und Schüler, die Antwort A wählten, muss in der neuen Version des Unterrichts deutlicher auf den Elektronenunterschied eingegangen werden.

Die Anzahl der Schülerinnen und Schüler, die Antwort B ankreuzten, verringerte sich von 20 beim Prätest auf nur noch 15 beim Posttest. Durch die genaue Betrachtung der gegebenen Antworten zeigte sich zusätzlich, dass nur zwei Schülerinnen und Schüler diese Vorstellung während des Unterrichts neu entwickelten. Alle anderen, die beim Posttest Antwort B wählten, taten dies auch beim Prätest.

Antwort C wurde bei Prä- und Posttest gleich oft gewählt. Sechs der Schülerinnen und Schüler kreuzten diese Antwort beide Male an. Die anderen kreuzten sie beim Posttest zum ersten Mal bzw. nicht mehr an.

Möglicherweise impliziert die neue Vorstellung, dass chemische Reaktionen in einem galvanischen Element ablaufen, dass die beteiligten Stoffe irgendwann aufgebraucht sein müssen. Das wurde allerdings im Unterricht nicht direkt erklärt. Ein deutlicheres Hinweisen darauf, könnte dazu beitragen, das Verständnis der Schülerinnen und Schüler diesbezüglich zu verbessern.

Antwort D mit der Vorstellung vom ruhenden Strom in der Batterie wurde sowohl beim Prä- als auch beim Posttest nur selten gewählt. Das zeigt, dass diese Vorstellung bei den Schülerinnen und Schülern von Anfang an nicht stark vertreten war.

10. Diskussion und Fazit

Die Leitfragen, die zu Beginn der Arbeit gestellt wurden, konnten im Zuge der Arbeit nur teilweise beantwortet werden. Schülerinnen und Schüler sollten während beider Unterrichtsstunden Beobachtungen und Vermutungen formulieren sowie bereitgestellte Informationen verstehen und diese für die Bearbeitung von weiteren Aufgaben nutzen.

In der Praxis funktionierte das nur teilweise. Abweichungen können nie ganz verhindert werden, da man nicht vorhersehen kann wie die Schülerinnen und Schüler reagieren. Die Versuche wurden wie geplant von den Schülerinnen und Schülern durchgeführt. Schlüsse aus den dabei gewonnen Daten zu ziehen, war nicht möglich, da die Lehrerin, wie aus der Beschreibung des Unterrichts (siehe Kapitel 7.2) ersichtlich ist, die meisten Antworten der weiteren Fragen vorwegnahm. Dadurch lassen sich die Antworten auf den Arbeitsblättern nicht wie geplant zur Feststellung der Vorstellungen der Schülerinnen und Schüler verwenden.

Die Auswertung der vor und nach dem Unterricht ausgeteilten Fragebögen zeigte, dass die Schülerinnen und Schüler sich vor allem bei den Grundlagen, wie dem Atomaufbau und dem Lösen von Salzen, deutlich verbesserten. Bei den spezifischeren Themen des Unterrichts, wie eben dem Aufbau und der Funktion eines galvanischen Elements, zeigen die Ergebnisse der Auswertung sogar eine geringe Verschlechterung.

Es zeigte sich zwar, dass die Aufgaben im Unterricht verwendet werden können, jedoch sind einige Optimierungen notwendig. Bei den meisten Inhalten ist es wichtig, länger und deutlicher auf die ablaufenden Prozesse und die Gründe dafür einzugehen. Da für diese Arbeit nur zwei Unterrichtsstunden zu Verfügung standen, war der Inhalt zu sehr komprimiert. Das führte leider dazu, dass manche Aspekte nicht oder nicht ausreichend behandelt werden konnten. Im Unterricht wurde z. B. mehrmals erklärt, dass die Metallatome zu Ionen werden, da sie Elektronen abgeben und dass diese Elektronen dann zu der anderen Elektrode wandern. Jedoch wurde nicht erläutert, dass an einer der Elektroden mehr Elektronen vorhanden sind als an der anderen und sie deshalb aufgrund des so entstehenden Ladungsunterschieds wandern. Auch dass die Elektronen über den äußeren Stromkreis und Ionen über den inneren Stromkreis wandern, wurde nicht deutlich genug formuliert.

Die Änderungen, die nach den ersten beiden Durchführungen gemacht wurden (siehe Kapitel 7.2.3) erfüllten ihren Zweck. Zwar waren die beiden gestrichenen Aufgaben zuerst mit gutem Grund geplant, aber da sie die Schülerinnen und Schüler nur verwirrten bzw. zu viel Zeit in Anspruch nahmen, war es für die weitere Untersuchung sinnvoll, sie zu streichen. Sollte man im Unterricht mehr Zeit für das Thema Elektrochemie zu Verfügung haben, sollten diese Aufgaben wieder integriert werden. Es wäre auch möglich und wahrscheinlich noch besser, die Fotos, auf denen der Versuchsaufbau nach zwei Tagen zu sehen ist, wegzulassen und stattdessen die Bechergläser mit den Lösungen und den Metallen bis zur nächsten Stunde stehen zu lassen und sie dann nochmals anzusehen. Das wäre für die Schülerinnen und Schüler weniger verwirrend und mit Sicherheit beeindruckender als die Fotos. Das lässt sich aber nur mit mehr Zeit verwirklichen.

Mit Hilfe der detaillierten Auswertung der einzelnen Fragen und den damit gefundenen Verbesserungsmöglichkeiten (siehe Kapitel 9) wurde als Abschluss dieser Diplomarbeit eine neue, optimierte Version des durchgeführten Unterrichts erstellt. Diese befindet sich im Anhang (siehe S. 144).

Nach dieser Überarbeitung sollte der Unterricht erneut getestet werden, um festzustellen, ob diese zu einer Verbesserung der Ergebnisse führt. Es wäre ebenfalls sinnvoll, die überarbeitete Unterrichtsplanung für andere Lehrerinnen und Lehrer zugänglich zu machen.

Das konsequente Weglassen von Begriffen wie Oxidation und Reduktion oder Anode und Kathode funktionierte meiner Meinung nach gut. Die Phänomene konnten von der Lehrerin auch ohne diese Begriffe erklärt werden und auch die Schülerinnen und Schüler machten nicht den Eindruck, sie zu vermissen. Zumindest fragte niemand während des Unterrichts nach, welche Elektrode z. B. die Kathode oder Anode ist, obwohl sie die Begriffe schon aus dem Physikunterricht kennen sollten. Jedoch konnte diese Vermutung nicht mit den erhobenen Daten belegt werden. Um festzustellen, ob solche Begriffe hilfreich oder eher hinderlich sind, könnten zwei Unterrichtseinheiten, die sich lediglich durch die Verwendung oder das Weglassen von diesen Begriffen unterscheiden, miteinander verglichen werden.

Die Verwendung der CoRe zur Unterrichtsplanung erachte ich als sehr sinnvoll. Einerseits, um sich selbst zu Beginn der Planung einen Überblick über alle Ideen zu verschaffen und andererseits, um anderen Lehrerinnen und Lehrern Einblick in die eigene Planung zu ermöglichen. Dadurch können Verbesserung leicht erarbeitet werden.

Die Datenerhebung mittels Multiple-Choice-Fragebogen erwies sich ebenfalls als sehr nützlich. Es sollte nur darauf geachtet werden, die Antwortmöglichkeiten möglichst klar und abgetrennt voneinander zu formulieren, dass es nicht bei den Schülerinnen und Schülern zu Missverständnissen kommt. Ist z. B. bei einer falschen Antwortmöglichkeit ein Teil der Aussage korrekt, verleitet dies die Schülerinnen und Schüler genau diese Antwort zu wählen, vor allem, wenn sie sich bei der Frage nicht komplett sicher sind. Prinzipiell muss man sich beim Verwenden von geschlossenen Fragen bewusst sein, dass die Art der Formulierung der Antwortmöglichkeiten das Ergebnis stark beeinflussen kann. In meinem Fall kam dazu, dass aufgrund der begrenzten Stundenzahl, die mir für die Untersuchung zur Verfügung stand, der Posttest noch am Ende der zweiten Unterrichtseinheit durchgeführt wurde. Das könnte dazu geführt haben, dass manche Schülerinnen und Schüler beim Ausfüllen des Fragebogens nicht mehr voll konzentriert waren.

Das Fazit dieser Diplomarbeit lautet: Auch wenn bei der Durchführung der Unterrichtseinheit nicht alles so wie geplant gelaufen ist, dass das Konzept der durch SchülerInnenvorstellungen gestützten Unterrichtsplanung funktioniert. Nicht nur im Chemieunterricht, sondern im Prinzip in allen Fächern, ist es von großem Vorteil auf dem Fundament der Vorstellungen der Schülerinnen und Schüler aufzubauen, anstatt das dieses zu ignorieren. Im Falle dieser Arbeit wurden in der Literatur beschriebene SchülerInnenvorstellungen verwendet, um den Unterricht zu planen. Besser wäre es, wenn die betroffenen Klassen direkt nach ihren Vorstellungen befragt werden und der Unterricht auf dieser Basis aufgebaut wird. Selbstverständlich gibt es viele Verbesserungsmöglichkeiten und viel Potential für weitere Untersuchungen. Ich hoffe, dass diese Arbeit anderen Lehrerinnen und Lehrern hilft, mehr auf ihre Lernenden eingehen zu können und so ihren Unterricht zu verbessern. In meiner Diplomarbeit wurde gezeigt, dass der hier geplante Unterricht zum Thema „Elektrochemie“, der gestützt war auf den in der Literatur belegten Präkonzepten von Schülerinnen und Schüler, zu einem Erfolg geführt hat.

11. Literaturverzeichnis

ATTESLANDER, Peter (2010). Methoden der empirischen Sozialforschung. Berlin: Erich Schmidt Verlag.

BANNWARTH, Horst, KREMER, Bruno P. & SCHULZ, Andreas (2011). Basiswissen Physik, Chemie, Biologie - Vom Atom bis zur Atmung - für Biologen, Mediziner und Pharmazeuten. Berlin: Springer.

BARKE, Hans-Dieter, HARSCH, Günther, MAROHN, Annette & KREES, Simone (2015). Chemiedidaktik kompakt - *Lernprozesse in Theorie und Praxis*. Berlin: Springer.

BARKE, Hans-Dieter (2006). Chemiedidaktik - Diagnose und Korrektur von Schülervorstellungen. Berlin: Springer.

BORTZ, Jürgen & SCHUSTER, Christof (2010) Statistik für Human- und Sozialwissenschaftler. Berlin: Springer.

Bundesministerium für Bildung (BMB)(Hrsg.)(2000). Lehrplan der AHS Unterstufe Chemie. Verfügbar auf:
https://www.bmb.gv.at/schulen/unterricht/lp/ahs6_780.pdf?5i81nz (Stand: 17. 5. 2017).

Bundesministerium für Bildung (BMB)(Hrsg.)(2000). Lehrplan der AHS Unterstufe Physik. Verfügbar auf:
https://www.bmb.gv.at/schulen/unterricht/lp/ahs16_791.pdf?5i81nx (Stand: 17. 5. 2017).

BURGER, Nils (2000). Vorstellungen von Schülern über Elektrochemie – *eine Interviewstudie*. Dissertation. Dortmund. Verfügbar auf: <https://eldorado.tu-dortmund.de/bitstream/2003/2462/1/Schuelersig.pdf>. (Stand: 17. 5. 2017).

- CHATMONTREE, Anchalee, CHAIRAM, Sanoe, SUPASORN, Saksri, AMATATONGCHAI, Maliwan, JARUJAMUS, Purim, TAMANG, Suparb & SOMSOOK, Ekasith (2015). Student Fabrication and Use of Simple, Low-Cost, Paper-Based Galvanic Cells To Investigate Electrochemistry. *Journal of Chemical Education*, 92, 1044–1048. Verfügbar auf: https://www.researchgate.net/profile/Saksri_Supasorn/publication/277982166_Student_Fabrication_and_Use_of_Simple_Low-Cost_Paper-Based_Galvanic_Cells_To_Investigate_Electrochemistry/links/558414e308ae8bf4ba725980.pdf (Stand: 17. 5. 2017).
- Dudenredaktion (o. J.). „Reduktion“ auf Duden online. Verfügbar auf: <http://www.duden.de/rechtschreibung/Reduktion> (Stand: 17. 5. 2017).
- DUIT, Reinders (2009). Alltagsvorstellungen und Physik lernen. *Physikdidaktik in der Praxis*, 1-26 Berlin: Springer.
- DUIT, Reinders (2010). Schülervorstellungen und Lernen von Physik. (Piko-Brief Nr. 1). Verfügbar auf: <http://www.ipn.uni-kiel.de/de/das-ipn/abteilungen/didaktik-der-physik/piko/pikobriefe032010.pdf> (Stand: 17. 5. 2017).
- DUIT, Reinders, TREAGUST, David F. & WIDODO, Ari (2008). Teaching science for conceptual change. *International Handbook of Research on Conceptual Change*. New York: Routledge.
- EILKS, Ingo & LEERHOF, Gabriele (2002). Schülerinnen und Schüler erarbeiten sich den Atombau - Erfahrungen mit einem Gruppenpuzzle. *Praxis Schule*, 5, 48-51. Verfügbar auf: https://www.researchgate.net/publication/37933378_Schulerinnen_und_Schuler_erarbeiten_sich_den_Atombau-Erfahrungen_mit_einem_Gruppenpuzzle (Stand: 17. 5. 2017).
- GARNETT, Pamela J. & TREAGUST, David F, (1992). Conceptual Difficulties Experienced by Senior High School Students of Electrochemistry: Electric

Circuits and Oxidation-Reduction Equations. *Journal of Research in Science Teaching*. Curtin University of Technology.

HARRISON, Allan G. & TREAGUST, David F. (1996). Secondary students' mental models of atoms and molecules: Implications for teaching chemistry. *Science Education*, 80(5), 509-534.

HÄUBLER, Peter, BÜNDER, Wolfgang, DUIT, Reinders, GRÄBER Wolfgang & MAYER, Jürgen (1998). Perspektiven für die Unterrichtspraxis. Institut für die Pädagogik der Naturwissenschaften an der Universität Kiel.

JOHNSTONE, Alex H. (1991). Why is science difficult to Learn? Things are seldom what they seem. *Journal of Computer Assisted Learning*, 7(2), 75-83.
Verfügbar auf:
https://www.researchgate.net/profile/Alex_Johnstone/publication/227948144_Why_is_science_difficult_to_Learn_Things_are_seldom_what_they_seem/link/s/542bc2470cf277d58e8a3136.pdf (Stand: 17. 5. 2017).

JUNG, Walter (1986). Alltagsvorstellungen und das Lernen von Physik und Chemie. *Naturwissenschaften im Unterricht – Physik/Chemie*, 34, 2-6.

KIND, Vanessa (2004). Beyond Appearances: Students' misconceptions about basic chemical ideas. 2. Auflage. London. Verfügbar auf: <http://www.rsc.org/learn-chemistry/resource/res00002202/beyond-appearances?cmpid=CMP00007478> (Stand: 17. 5. 2017).

LEMBENS, Anja (2014). Einführung in die Fachdidaktik Chemie – Big Ideas zu Säuren und Basen – Gemeinsame Entwicklung eines CoRes Teil 1. Österreichisches Kompetenzzentrum für Didaktik der Chemie. Universität Wien.

LENGNINK, Katja, PREDIGER, Susanne & WEBER, Christof (2011). Lernende abholen, wo sie stehen - Individuelle Vorstellungen aktivieren und nutzen. *Praxis der Mathematik in der Schule*, 53, 2-7. Verfügbar auf:
<http://www.mathematik.uni-dortmund.de/~prediger/veroeff/11->

Lengink_Weber_Prediger_PM-H40-Vorstellungen-Webversion.pdf (Stand: 17. 5. 2017).

LOUGHRAN, John, BERRY, Amanda & MULHALL, Pamela (2012). Understanding and Developing Science Teachers' Pedagogical Content Knowledge. 2. Auflage. Rotterdam: Sense Publishers.

LÜDERS, Klaus & POHL Robert O. (2010). Pohls Einführung in die Physik – Band 2: Elektrizitätslehre und Optik. Berlin: Springer.

MAROHN, Annette (1999). Falschvorstellungen in der Elektrochemie – eine empirische Untersuchung. Dissertation, Dortmund. Verfügbar auf: <https://eldorado.tu-dortmund.de/bitstream/2003/2464/2/Marohnunt.pdf> (Stand: 17. 5. 2017).

MORTIMER, Charles E. & MÜLLER, Ulrich (2007). Chemie - Das Basiswissen der Chemie, 9. Auflage. Stuttgart: Thieme.

POVH, Bogdan & SOERGEL, Elisabeth (2014). Anschauliche Physik für Naturwissenschaftler. Berlin: Springer.

Siemens Stiftung (2011). Grundlagen: Elektrochemische Spannungsreihe. Verfügbar auf: http://www.mikrocontroller.net/attachment/139152/Elektrochemische_Spannungsreihe_103514.pdf (Stand: 17. 5. 2017).

SUPASORN, Saksri (2015). Grade 12 students' conceptual understanding and mental models of galvanic cells before and after learning by using small-scale experiments in conjunction with a model kit. *Chemistry Education Research and Practice*, 16, 393-407.

TABER, Keith S. (2002). Chemical Misconceptions - Prevention, Diagnosis and Cure: Theoretical background. London: Royal Society of Chemistry.

TABER, Keith S. (2013). Three levels of chemistry educational research. *Chemistry Education Research and Practice*, 14, 151-155.

URBAN-WOLDRON, Hildegard & HOPF, Martin (2012). Entwicklung eines Testinstruments zum Verständnis in der Elektrizitätslehre. *Zeitschrift für Didaktik der Naturwissenschaften*, 18, 201-227. Verfügbar auf: http://archiv.ipn.uni-kiel.de/zfdn/pdf/18_Urbahn.pdf (Stand: 17. 5. 2017).

Wikipedia (2017). Tabelle Standardnormalverteilung. Verfügbar auf: https://de.wikipedia.org/wiki/Tabelle_Standardnormalverteilung (Stand: 17. 5. 2017).

12. Abbildungsverzeichnis

Abbildung 1: Vorstellung eines Schülers zur Verbrennung (Quelle: Barke, 2015, S. 15, mit Genehmigung von Springer)	14
Abbildung 2: Johnstone-Dreieck (nach Johnstone, 1991, S. 78)	17
Abbildung 3: Fragestellung zur Stromverbrauchsvorstellung (Quelle: Marohn, 1999, S. 137)	24
Abbildung 4: Ausschnitt CoRe.....	29
Abbildung 5: Elektrolyse von geschmolzenem Natriumchlorid (eigene Darstellung angelehnt an: Mortimer und Müller, 2007, S. 352)	35
Abbildung 6: Aufbau Daniell-Element (eigene Darstellung angelehnt an: Mortimer und Müller, 2007, S. 357)	37
Abbildung 7: Foto Zinkstab in Kupfernitratlösung (fotografiert von Mag. Gerhard Kern)	46
Abbildung 8: Foto Kupferdraht in Silbernitrat-Lösung (fotografiert von Mag. Gerhard Kern)	46
Abbildung 9: Tafelbild Zinkstab in Kupferionen-Lösung	48
Abbildung 10: Entwicklung des Tafelbildes einer galvanischen Zelle	49
Abbildung 11: Multiple-Choice-Fragebogen	62
Abbildung 12: Vergleich der erreichten Gesamtpunkte zwischen Prä- und Posttest	68
Abbildung 13: Vergleich der erreichten Punkte bei Frage 2 zwischen Prä- und Posttest ..	72
Abbildung 14: Vergleich der erreichten Punkte bei Frage 3 zwischen Prä- und Posttest ..	73
Abbildung 15: Vergleich der erreichten Punkte bei Frage 5 zwischen Prä- und Posttest ..	74
Abbildung 16: Vergleich der erreichten Punkte bei Frage 1 zwischen Prä- und Posttest ..	75
Abbildung 17: Vergleich der erreichten Punkte bei Frage 8 zwischen Prä- und Posttest ..	76
Abbildung 18: Vergleich der erreichten Punkte bei Frage 6 zwischen Prä- und Posttest ..	77
Abbildung 19: Vergleich der erreichten Punkte bei Frage 7 zwischen Prä- und Posttest ..	78
Abbildung 20: Vergleich der erreichten Punkte bei Frage 4 zwischen Prä- und Posttest ..	79
Abbildung 21: Vergleich Antworten Frage 1	81

Abbildung 22: Vergleich Antworten Frage 2.....	83
Abbildung 23: Vergleich Antworten Frage 3.....	85
Abbildung 24: Vergleich Antworten Frage 4.....	87
Abbildung 25: Vergleich Antworten Frage 5.....	88
Abbildung 26: Vergleich Antworten Frage 6.....	90
Abbildung 27: Vergleich Antworten Frage 7.....	92
Abbildung 28: Vergleich Antworten Frage 8.....	94
Abbildung A: CoRe (Teil 1).....	118
Abbildung B: CoRe (Teil 2).....	119
Abbildung C: CoRe (Teil 3)	120

13. Tabellenverzeichnis

Tabelle 1: Vergleich Gruppe A und B.....	64
Tabelle 2: empirisch ermittelte z-Werte.....	67
Tabelle 3: Vergleich Gruppe C und D	67
Tabelle 4: Wilcoxon-Test für Vergleich von Prä-/Posttest.....	69
Tabelle 5: Wilcoxon-Test für einzelne Fragen.....	71
Tabelle A: Verteilungsfunktion der Standardnormalverteilung (Quelle: BORTZ, Jürgen, SCHUSTER, Christof (2010) Statistik für Human- und Sozialwissenschaftler. Berlin: Springer. S. 587)	107
Tabelle B: Tabelle der kritischen Werte für den Wilcoxon-Test (Quelle: BORTZ, Jürgen, SCHUSTER, Christof (2010) Statistik für Human- und Sozialwissenschaftler. Berlin: Springer. S. 600)	107
Tabelle C: Tabelle der angekreuzten Antworten (schwarz: richtig, rot: falsch) Teil 1	108
Tabelle D: Tabelle der angekreuzten Antworten (schwarz: richtig, rot: falsch) Teil 2	109
Tabelle E: Wertetabelle für U-Test von Mann-Whitney - Vergleich von Gruppe A/B	110
Tabelle F: Wertetabelle für U-Test von Mann-Whitney - Vergleich von Gruppe A/C	111
Tabelle G: Wertetabelle für U-Test von Mann-Whitney - Vergleich von Gruppe A/D.....	112
Tabelle H: Wertetabelle für U-Test von Mann-Whitney - Vergleich von Gruppe B/C.....	113
Tabelle I: Wertetabelle für U-Test von Mann-Whitney - Vergleich von Gruppe B/D	114
Tabelle J: Wertetabelle für U-Test von Mann-Whitney - Vergleich von Gruppe C/D	115
Tabelle K: Wertetabelle für Wilcoxon-Test - Vergleich von Frage 1 - 4	116
Tabelle L: Wertetabelle für Wilcoxon-Test - Vergleich von Frage 5 - 8.....	117

14. Anhang

A1 Tabellen Auswertung

Tabelle A: Verteilungsfunktion der Standardnormalverteilung

(Quelle: BORTZ, Jürgen, SCHUSTER, Christof (2010) Statistik für Human- und Sozialwissenschaftler. Berlin: Springer. S. 587)

z-Wert*	Zweite Dezimalstelle des z-Wertes									
	0,00	0,01	0,02	0,03	0,04	0,05	0,06	0,07	0,08	0,09
0,00	0,5000	0,5040	0,5080	0,5120	0,5160	0,5199	0,5239	0,5279	0,5319	0,5359
0,10	0,5398	0,5438	0,5478	0,5517	0,5557	0,5596	0,5636	0,5675	0,5714	0,5753
0,20	0,5793	0,5832	0,5871	0,5910	0,5948	0,5987	0,6026	0,6064	0,6103	0,6141
0,30	0,6179	0,6217	0,6255	0,6293	0,6331	0,6368	0,6406	0,6443	0,6480	0,6517
0,40	0,6554	0,6591	0,6628	0,6664	0,6700	0,6736	0,6772	0,6808	0,6844	0,6879
0,50	0,6915	0,6950	0,6985	0,7019	0,7054	0,7088	0,7123	0,7157	0,7190	0,7224
0,60	0,7257	0,7291	0,7324	0,7357	0,7389	0,7422	0,7454	0,7486	0,7517	0,7549
0,70	0,7580	0,7611	0,7642	0,7673	0,7704	0,7734	0,7764	0,7794	0,7823	0,7852
0,80	0,7881	0,7910	0,7939	0,7967	0,7995	0,8023	0,8051	0,8078	0,8106	0,8133
0,90	0,8159	0,8186	0,8212	0,8238	0,8264	0,8289	0,8315	0,8340	0,8365	0,8389
1,00	0,8413	0,8438	0,8461	0,8485	0,8508	0,8531	0,8554	0,8577	0,8599	0,8621
1,10	0,8643	0,8665	0,8686	0,8708	0,8729	0,8749	0,8770	0,8790	0,8810	0,8830
1,20	0,8849	0,8869	0,8888	0,8907	0,8925	0,8944	0,8962	0,8980	0,8997	0,9015
1,30	0,9032	0,9049	0,9066	0,9082	0,9099	0,9115	0,9131	0,9147	0,9162	0,9177
1,40	0,9192	0,9207	0,9222	0,9236	0,9251	0,9265	0,9279	0,9292	0,9306	0,9319
1,50	0,9332	0,9345	0,9357	0,9370	0,9382	0,9394	0,9406	0,9418	0,9429	0,9441
1,60	0,9452	0,9463	0,9474	0,9484	0,9495	0,9505	0,9515	0,9525	0,9535	0,9545
1,70	0,9554	0,9564	0,9573	0,9582	0,9591	0,9599	0,9608	0,9616	0,9625	0,9633
1,80	0,9641	0,9649	0,9656	0,9664	0,9671	0,9678	0,9686	0,9693	0,9699	0,9706
1,90	0,9713	0,9719	0,9726	0,9732	0,9738	0,9744	0,9750	0,9756	0,9761	0,9767
2,00	0,9772	0,9778	0,9783	0,9788	0,9793	0,9798	0,9803	0,9808	0,9812	0,9817
2,10	0,9821	0,9826	0,9830	0,9834	0,9838	0,9842	0,9846	0,9850	0,9854	0,9857
2,20	0,9861	0,9864	0,9868	0,9871	0,9875	0,9878	0,9881	0,9884	0,9887	0,9890
2,30	0,9893	0,9896	0,9898	0,9901	0,9904	0,9906	0,9909	0,9911	0,9913	0,9916
2,40	0,9918	0,9920	0,9922	0,9925	0,9927	0,9929	0,9931	0,9932	0,9934	0,9936
2,50	0,9938	0,9940	0,9941	0,9943	0,9945	0,9946	0,9948	0,9949	0,9951	0,9952
2,60	0,9953	0,9955	0,9956	0,9957	0,9959	0,9960	0,9961	0,9962	0,9963	0,9964
2,70	0,9965	0,9966	0,9967	0,9968	0,9969	0,9970	0,9971	0,9972	0,9973	0,9974
2,80	0,9974	0,9975	0,9976	0,9977	0,9977	0,9978	0,9979	0,9979	0,9980	0,9981
2,90	0,9981	0,9982	0,9982	0,9983	0,9984	0,9984	0,9985	0,9985	0,9986	0,9986
3,00	0,9987	0,9987	0,9987	0,9988	0,9988	0,9989	0,9989	0,9989	0,9990	0,9990

* Beispiel: $P(z \leq 1,52) = 0,936$. Der Flächenanteil 0,936 befindet sich in der Zeile für $z = 1,50$ und Spalte 0,02. Die Flächenanteile für negative z -Werte ergeben sich nach der Beziehung $P(-z) = 1 - P(z)$.

Tabelle B: Tabelle der kritischen Werte für den Wilcoxon-Test

(Quelle: BORTZ, Jürgen, SCHUSTER, Christof (2010) Statistik für Human- und Sozialwissenschaftler. Berlin: Springer. S. 587)

Signifikanzniveau α für einseitige Fragestellung							
0,025				0,025			
0,01				0,01			
0,005				0,005			
Signifikanzniveau α für zweiseitige Fragestellung							
n	0,05	0,02	0,01	n	0,05	0,02	0,01
6	0			16	30	24	20
7	2	0		17	35	28	23
8	4	2	0	18	40	33	28
9	6	3	2	19	46	38	32
10	8	5	3	20	52	43	38
11	11	7	5	21	59	49	43
12	14	10	7	22	66	56	49
13	17	13	10	23	73	62	55
14	21	16	13	24	81	69	61
15	25	20	16	25	89	77	68

Tabelle C: Tabelle der angekreuzten Antworten (schwarz: richtig, rot: falsch) Teil 1

Gruppe C		Frage 1				Frage 2				Frage 3				Frage 4				Frage 5				Frage 6				Frage 7				Frage 8			
		A	B	C	D	A	B	C	D	A	B	C	D	A	B	C	D	A	B	C	D	A	B	C	D	A	B	C	D	A	B	C	D
C1	Prä			1	1	1		1		1			1		1	1				1		1	1		1				1		1		
	Post	1			1			1		1				1			1		1			1			1				1				
C2	Prä	1		1			1			1	1			1								1				1					1		
	Post	1		1			1		1	1	1		1	1		1		1	1		1	1				1			1	1			
C3	Prä	1			1			1		1		1			1			1			1			1	1			1					
	Post	1					1		1			1			1			1		1	1		1			1			1				
C4	Prä	1						1		1	1			1				1			1			1			1		1				
	Post	1			1				1	1					1		1	1		1	1				1					1			
C5	Prä	1					1					1	1	1				1	1		1			1			1		1				
	Post	1							1	1		1			1						1		1	1						1			
C6	Prä	1			1	1		1					1	1		1	1		1					1		1	1		1			1	
	Post	1					1		1			1		1	1				1		1		1			1		1					
C7	Prä	1					1			1	1		1				1			1	1		1	1		1	1		1		1		
	Post	1						1		1	1		1			1				1	1		1			1			1				
C8	Prä	1					1					1		1		1	1		1				1	1			1		1				
	Post	1			1			1				1	1			1			1		1		1		1	1				1			
C9	Prä	1					1					1		1				1		1			1	1		1		1					
	Post	1			1		1	1				1	1			1	1		1		1		1			1		1					
C10	Prä	1		1		1						1	1				1			1			1			1		1		1		1	
	Post	1			1			1		1	1	1				1	1				1		1			1		1		1			
C11	Prä	1		1				1		1		1	1		1			1		1	1		1	1		1		1		1		1	
	Post	1		1			1		1	1	1	1	1				1		1	1		1	1		1		1		1				
C12	Prä	1			1		1	1		1		1		1		1		1	1		1	1			1	1			1		1		
	Post	1					1		1	1		1			1	1		1			1			1			1			1			
C13	Prä	1			1		1	1		1		1			1	1		1	1		1	1		1		1			1				
	Post	1					1		1	1		1		1	1		1	1		1	1			1						1			
C14	Prä	1						1				1		1				1					1				1			1			
	Post	1					1		1		1	1			1		1				1	1		1					1	1			
C17	Prä	1				1				1		1	1	1				1	1		1			1		1		1		1		1	
	Post	1					1			1		1	1	1	1	1		1			1					1		1		1	1		
C18	Prä	1						1						1				1			1					1		1					
	Post	1						1					1	1	1	1				1	1		1			1		1					
C19	Prä	1						1					1					1			1				1		1		1				
	Post	1				1				1				1			1					1			1		1		1				
C20	Prä	1						1					1				1			1			1			1		1					
	Post	1					1	1		1	1			1			1	1		1						1			1				
C21	Prä	1						1					1		1	1				1			1			1		1					
	Post	1	1				1	1		1	1			1	1			1	1		1					1			1		1		

Tabelle D: Tabelle der angekreuzten Antworten (schwarz: richtig, rot: falsch) Teil 2

		Frage 1				Frage 2				Frage 3				Frage 4				Frage 5				Frage 6				Frage 7				Frage 8			
Gruppe D		A	B	C	D	A	B	C	D	A	B	C	D	A	B	C	D	A	B	C	D	A	B	C	D	A	B	C	D	A	B	C	D
D1	Prä	1				1						1				1				1				1				1					
	Post	1					1			1		1			1		1	1			1			1			1			1			
D3	Prä	1			1		1			1				1	1					1	1			1			1			1		1	
	Post			1			1					1			1		1	1			1			1		1		1		1			
D4	Prä	1					1			1				1					1			1			1			1			1		
	Post	1					1	1		1				1				1					1			1		1			1		
D5	Prä	1		1		1			1		1	1		1			1		1	1		1	1		1	1	1		1		1		1
	Post	1					1			1			1	1	1			1	1		1	1		1	1		1	1		1		1	
D6	Prä	1							1				1	1				1				1			1			1		1		1	
	Post	1					1				1			1	1	1		1	1	1		1			1			1			1		
D7	Prä		1				1					1						1		1				1			1			1			
	Post				1		1				1				1				1		1			1			1			1			
D8	Prä	1					1			1				1					1	1				1			1			1			
	Post	1					1			1					1			1			1			1			1		1				
D9	Prä	1				1			1			1	1				1				1			1		1			1				
	Post	1	1				1		1		1		1				1			1	1			1	1		1	1		1			
D10	Prä	1					1					1		1				1				1			1			1		1			
	Post	1	1				1				1		1					1			1	1			1	1		1		1			
D12	Prä	1		1			1			1		1							1					1			1			1			
	Post	1				1				1				1					1					1			1			1			
D13	Prä	1							1				1				1			1			1			1				1			
	Post	1							1				1				1			1				1			1		1				
D14	Prä	1					1			1				1					1			1			1		1	1		1		1	
	Post	1					1	1		1				1				1				1			1			1		1			
D15	Prä	1		1			1			1		1			1				1			1			1			1			1		
	Post	1							1		1		1					1				1			1		1		1				
D16	Prä	1							1		1			1					1				1			1		1		1			
	Post	1	1						1		1			1				1	1					1	1				1				
Summe Prä		31	1	7	6	6	10	17	6	18	6	10	15	15	8	12	8	5	10	11	12	8	13	10	9	10	6	11	17	3	21	12	8
Summe Post		31	4	3	6	3	15	14	14	20	11	6	17	17	8	12	7	18	13	14	3	15	8	11	11	7	14	5	15	8	13	12	5
Summe		62	5	10	12	9	25	31	20	38	17	16	32	32	16	24	15	23	23	25	15	23	21	21	20	17	20	16	32	11	34	24	13

Tabelle E: Wertetabelle für U-Test von Mann-Whitney - Vergleich von Gruppe A/B

U-Test von Mann-Whitney					
Gruppe A			Gruppe B		
n = 21			n = 23		
SchülerIn	Punkte Prätest	RLP	SchülerIn	Punkte Prätest	RLP
A1	19	7	B1	20	3
A2	17	22	B2	11	42
A3	18	15	B3	18	15
A4	18	15	B4	15	29
A5	20	3	B5	18	15
A6	19	7	B6	18	15
A7	18	15	B7	14	33
A8	18	15	B8	15	29
A9	18	15	B9	19	7
A10	16	25,5	B10	14	33
A11	18	15	B11	13	37
A12	18	15	B12	17	22
A13	10	44	B13	22	1
A14	11	42	B14	19	7
A15	11	42	B15	18	15
A16	14	33	B16	12	39,5
A17	14	33	B17	20	3
A18	12	39,5	B18	15	29
A19	16	25,5	B19	17	22
A20	16	25,5	B20	16	25,5
A21	13	37	B21	14	33
			B22	19	7
			B23	13	37

$T_1 = 491$

$T_2 = 499$

Vergleich von zwei unabhängigen Stichproben (U-Test von Mann-Whitney „verbundene Ränge“)	A/B
Kontrolle nach Glg 8.14	richtig
μ_U nach Glg 8.17	241,5
U und U' nach Glg 8.16	U= 223 U' = 260
Kontrolle von U/U' nach Glg 8.15	richtig
σ_U nach Glg 8.20	41,173
z nach Glg 8.19	-0,45
Erwarteter z-Wert für einen zweiseitigen Test ($\alpha = 5\%$): $z = \pm 1,96$	
Da der empirisch ermittelte Wert ($z = -0,45$) innerhalb dieses Bereiches liegt unterscheiden sich die beiden SchülerInnengruppen nicht signifikant voneinander.	

Tabelle F: Wertetabelle für U-Test von Mann-Whitney - Vergleich von Gruppe A/C

U-Test von Mann-Whitney					
Gruppe A			Gruppe C		
n = 21			n = 20		
SchülerIn	Punkte Prätest	RLP	SchülerIn	Punkte Prätest	RLP
A1	19	6	C1	12	35
A2	17	18	C2	20	3
A3	18	11,5	C3	11	39
A4	18	11,5	C4	17	18
A5	20	3	C5	12	35
A6	19	6	C6	19	6
A7	18	11,5	C7	17	18
A8	18	11,5	C8	17	18
A9	18	11,5	C9	14	28,5
A10	16	22,5	C10	12	35
A11	18	11,5	C11	18	11,5
A12	18	11,5	C12	20	3
A13	10	41	C13	21	1
A14	11	39	C14	15	25
A15	11	39	C15	17	18
A16	14	28,5	C17	14	28,5
A17	14	28,5	C18	16	22,5
A18	12	35	C19	14	28,5
A19	16	22,5	C20	12	35
A20	16	22,5	C21	14	28,5
A21	13	32			

$$T_1 = 424$$

$$T_2 = 437$$

Vergleich von zwei unabhängigen Stichproben (U-Test von Mann-Whitney „verbundene Ränge“)	A/C
Kontrolle nach Glg 8.14	richtig
μ_U nach Glg 8.17	210
U und U' nach Glg 8.16	U= 227 U' = 193
Kontrolle von U/U' nach Glg 8.15	richtig
σ_U nach Glg 8.20	37,120
z nach Glg 8.19	0,46
Erwarteter z-Wert für einen zweiseitigen Test ($\alpha = 5\%$): $z = \pm 1,96$	
Da der empirisch ermittelte Wert ($z = 0,46$) innerhalb dieses Bereiches liegt unterscheiden sich die beiden SchülerInnengruppen nicht signifikant voneinander.	

Tabelle G: Wertetabelle für U-Test von Mann-Whitney - Vergleich von Gruppe A/D

U-Test von Mann-Whitney					
Gruppe A			Gruppe D		
n = 21			n = 16		
SchülerIn	Punkte Prätest	RLP	SchülerIn	Punkte Prätest	RLP
A1	19	3,5	D1	12	32
A2	17	15	D2	12	32
A3	18	10	D3	15	24
A4	18	10	D4	12	32
A5	20	1	D5	18	10
A6	19	3,5	D6	19	3,5
A7	18	10	D7	16	19,5
A8	18	10	D8	16	19,5
A9	18	10	D9	16	19,5
A10	16	19,5	D10	16	19,5
A11	18	10	D11	19	3,5
A12	18	10	D12	13	28,5
A13	10	37	D13	18	10
A14	11	35,5	D14	14	26
A15	11	35,5	D15	12	32
A16	14	26	D16	16	19,5
A17	14	26			
A18	12	32			
A19	16	19,5			
A20	16	19,5			
A21	13	28,5			

$T_1 = 372$

$T_2 = 331$

Vergleich von zwei unabhängigen Stichproben (U-Test von Mann-Whitney „verbundene Ränge“)	A/D
Kontrolle nach Glg 8.14	richtig
μ_U nach Glg 8.17	168
U und U' nach Glg 8.16	U=195 U'= 141
Kontrolle von U/U' nach Glg 8.15	richtig
σ_U nach Glg 8.20	32,152
z nach Glg 8.19	0,85
Erwarteter z-Wert für einen zweiseitigen Test ($\alpha = 5\%$): $z = \pm 1,96$	
Da der empirisch ermittelte Wert ($z = 0,85$) innerhalb dieses Bereiches liegt unterscheiden sich die beiden SchülerInnengruppen nicht signifikant voneinander.	

Tabelle H: Wertetabelle für U-Test von Mann-Whitney - Vergleich von Gruppe B/C

U-Test von Mann-Whitney					
Gruppe B			Gruppe C		
n = 23			n = 20		
SchülerIn	Punkte Prätest	RLP	SchülerIn	Punkte Prätest	RLP
B1	20	4,5	C1	12	39
B2	11	42,5	C2	20	4,5
B3	18	13	C3	11	42,5
B4	15	25,5	C4	17	18,5
B5	18	13	C5	12	39
B6	18	13	C6	19	8,5
B7	14	31	C7	17	18,5
B8	15	25,5	C8	17	18,5
B9	19	8,5	C9	14	31
B10	14	31	C10	12	39
B11	13	35,5	C11	18	13
B12	17	18,5	C12	20	4,5
B13	22	1	C13	21	2
B14	19	8,5	C14	15	25,5
B15	18	13	C15	17	18,5
B16	12	39	C17	14	31
B17	20	4,5	C18	16	22,5
B18	15	25,5	C19	14	31
B19	17	18,5	C20	12	39
B20	16	22,5	C21	14	31
B21	14	31			
B22	19	8,5			
B23	13	35,5			

$T_1 = 469$

$T_2 = 477$

Vergleich von zwei unabhängigen Stichproben (U-Test von Mann-Whitney „verbundene Ränge“)	B/C
Kontrolle nach Glg 8.14	richtig
μ_U nach Glg 8.17	230
U und U' nach Glg 8.16	$U = 267 \quad U' = 193$
Kontrolle von U/U' nach Glg 8.15	richtig
σ_U nach Glg 8.20	40,814
z nach Glg 8.19	0,91
Erwarteter z-Wert für einen zweiseitigen Test ($\alpha = 5\%$): $z = \pm 1,96$	
Da der empirisch ermittelte Wert ($z = 0,91$) innerhalb dieses Bereiches liegt unterscheiden sich die beiden SchülerInnengruppen nicht signifikant voneinander.	

Tabelle I: Wertetabelle für U-Test von Mann-Whitney - Vergleich von Gruppe B/D

U-Test von Mann-Whitney					
Gruppe B			Gruppe D		
n = 23			n = 16		
SchülerIn	Punkte Prätest	RLP	SchülerIn	Punkte Prätest	RLP
B1	20	2,5	D1	12	36
B2	11	39	D2	12	36
B3	18	11,5	D3	15	24,5
B4	15	24,5	D4	12	36
B5	18	11,5	D5	18	11,5
B6	18	11,5	D6	19	6
B7	14	28,5	D7	16	19,5
B8	15	24,5	D8	16	19,5
B9	19	6	D9	16	19,5
B10	14	28,5	D10	16	19,5
B11	13	32	D11	19	6
B12	17	15,5	D12	13	32
B13	22	1	D13	18	11,5
B14	19	6	D14	14	28,5
B15	18	11,5	D15	12	36
B16	12	36	D16	16	19,5
B17	20	2,5			
B18	15	24,5			
B19	17	15,5			
B20	16	19,5			
B21	14	28,5			
B22	19	6			
B23	13	32			

$$T_1 = 418,5$$

$$T_2 = 361,5$$

Vergleich von zwei unabhängigen Stichproben (U-Test von Mann-Whitney „verbundene Ränge“)	B/D
Kontrolle nach Glg 8.14	richtig
μ_U nach Glg 8.17	184
U und U' nach Glg 8.16	U= 225,5 U' = 142,5
Kontrolle von U/U' nach Glg 8.15	richtig
σ_U nach Glg 8.20	33,901
z nach Glg 8.19	1,22
Erwarteter z-Wert für einen zweiseitigen Test ($\alpha = 5\%$): $z = \pm 1,96$	
Da der empirisch ermittelte Wert ($z = 1,22$) innerhalb dieses Bereiches liegt unterscheiden sich die beiden SchülerInnengruppen nicht signifikant voneinander.	

Tabelle J: Wertetabelle für U-Test von Mann-Whitney - Vergleich von Gruppe C/D

U-Test von Mann-Whitney					
Gruppe C			Gruppe D		
n = 20			n = 16		
SchülerIn	Punkte Prätest	RLP	SchülerIn	Punkte Prätest	RLP
C1	12	31,5	D1	12	31,5
C2	20	2,5	D2	12	2,5
C3	11	36	D3	15	36
C4	17	11,5	D4	12	11,5
C5	12	31,5	D5	18	31,5
C6	19	5	D6	19	5
C7	17	11,5	D7	16	11,5
C8	17	11,5	D8	16	11,5
C9	14	24	D9	16	24
C10	12	31,5	D10	16	31,5
C11	18	8	D11	19	8
C12	20	2,5	D12	13	2,5
C13	21	1	D13	18	1
C14	15	20,5	D14	14	20,5
C15	17	11,5	D15	12	11,5
C17	14	24	D16	16	31,5
C18	16	16,5			
C19	14	24			
C20	12	31,5			
C21	14	24			

$$T_1 = 360$$

$$T_2 = 240$$

Vergleich von zwei unabhängigen Stichproben (U-Test von Mann-Whitney „verbundene Ränge“)	C/D
Kontrolle nach Glg 8.14	richtig
μ_U nach Glg 8.17	160
U und U' nach Glg 8.16	U = 170 U' = 150
Kontrolle von U/U' nach Glg 8.15	richtig
σ_U nach Glg 8.20	30,236
z nach Glg 8.19	0,33
Erwarteter z-Wert für einen zweiseitigen Test ($\alpha = 5\%$): $z = \pm 1,96$	
Da der empirisch ermittelte Wert ($z = 0,33$) innerhalb dieses Bereiches liegt unterscheiden sich die beiden SchülerInnengruppen nicht signifikant voneinander.	

Tabelle K: Wertetabelle für Wilcoxon-Test - Vergleich von Frage 1 - 4

Wilcoxon-Test																
Gruppe C	Frage 1				Frage 2				Frage 3				Frage 4			
	Prä	Post	Diff	RLP	Prä	Post	Diff	RLP	Prä	Post	Diff	RLP	Prä	Post	Diff	RLP
C1	1	3	2	15,5	0	1	1	5	3	2	-1	7	0	3	3	22
C2	1	1	0		3	4	1	5	3	4	1	7	3	4	1	5
C3	3	2	-1	7,5 (-)	1	4	3	22,5	1	0	-1	7	1	1	0	
C4	2	3	1	7,5	1	3	2	15,5	3	2	-1	7	3	1	-2	15,5 (-)
C5	2	2	0		2	3	1	5	1	3	2	17	2	1	-1	5 (-)
C6	3	2	-1	7,5 (-)	2	4	2	15,5	2	0	-2	17	2	1	-1	5 (-)
C7	2	2	0		3	3	0		4	4	0		3	1	-2	15,5 (-)
C8	2	3	1	7,5	3	3	0		0	2	2	17	4	3	-1	5 (-)
C9	2	3	1	7,5	3	2	-1	5 (-)	0	2	2	17	4	3	-1	5 (-)
C10	1	3	2	15,5	1	1	0		2	3	1	7	3	3	0	
C11	1	1	0		2	4	2	15,5	3	3	0		3	3	0	
C12	3	2	-1	7,5 (-)	2	4	2	15,5	3	3	0		4	2	-2	15,5 (-)
C13	3	2	-1	7,5 (-)	2	4	2	15,5	1	3	2	17	2	2	0	
C14	2	2	0		1	4	3	22,5	2	3	1	7	1	3	2	15,5
C17	2	2	0		1	3	2	15,5	3	3	0		2	2	0	
C18	2	2	0		1	1	0		2	2	0		3	2	-1	5 (-)
C19	2	2	0		1	1	0		2	2	0		1	1	0	
C20	2	2	0		1	2	1	5	2	3	1	7	1	3	2	15,5
C21	2	3	1	7,5	1	2	1	5	2	3	1	7	1	3	2	15,5
Gruppe D																
D1	2	2	0		3	1	-2	15,5 (-)	2	3	1	7	1	1	0	
D3	3	0	-3	17 (-)	1	1	0		2	1	-1	7	2	1	-1	5 (-)
D4	2	2	0		1	2	1	5	2	2	0		1	3	2	15,5
D5	1	2	1	7,5	2	1	-1	5	1	3	2	17	4	2	-2	15,5 (-)
D6	2	2	0		3	1	-2	15,5 (-)	2	2	0		3	2	-1	5 (-)
D7	2	2	0		3	1	-2	15,5 (-)	0	0	0		3	3	0	
D8	2	2	0		1	1	0		2	2	0		3	1	-2	15,5 (-)
D9	2	3	1	7,5	2	4	2	15,5	1	3	2	17	3	2	-1	5 (-)
D10	2	3	1	7,5	3	1	-2	15,5 (-)	2	3	1	7	1	1	0	
D12	1	2	1	7,5	1	1	0		1	2	1	7	1	3	2	15,5
D13	2	2	0		3	3	0		2	1	-1	7	3	3	0	
D14	2	2	0		1	2	1	5	2	2	0		1	3	2	15,5
D15	1	2	1	7,5	1	3	2	15,5	1	1	0		1	3	2	15,5
D16	2	3	1	7,5	3	3	0		3	3	0		1	1	0	
Summe =	64	71	T ₁ =	47	59	78	T ₁ =	72	62	75	T ₁ =	52	71	71	T ₁ =	117,5
			T ₂ =	106			T ₂ =	204			T ₂ =	158			T ₂ =	135,5
T ₁ = Summe der negative Differenzen																
T ₂ = Summe der positiven Differenzen																

Tabelle L: Wertetabelle für Wilcoxon-Test - Vergleich von Frage 5 - 8

Wilcoxon-Test																				
Gruppe C		Frage 5				Frage 6				Frage 7				Frage 8						
		Prä	Post	Diff	RLP		Prä	Post	Diff	RLP		Prä	Post	Diff	RLP		Prä	Post	Diff	RLP
	C1	1	1	0			4	1	-3	22 (-)		3	3	0			0	1	1	5
	C2	2	2	0			2	0	-2	15 (-)		3	3	0			3	2	-1	5 (-)
	C3	3	1	-2	17,5 (-)		1	0	-1	5 (-)		2	1	-1	5,5 (-)		1	3	2	15
	C4	1	2	1	6		3	0	-3	22 (-)		3	1	-2	16 (-)		1	1	0	
	C5	3	3	0			0	3	3	22		1	0	-1	5,5 (-)		1	3	2	15
	C6	2	4	2	17,5		3	1	-2	15 (-)		3	1	-2	16 (-)		2	3	1	5
	C7	1	3	2	17,5		2	0	-2	15 (-)		2	3	1	5,5		0	1	1	5
	C8	2	3	1	6		1	2	1	5		2	2	0			3	1	-2	15 (-)
	C9	1	2	1	6		1	2	1	5		2	1	-1	5,5 (-)		1	1	0	
	C10	1	2	1	6		1	3	2	15		3	1	-2	16 (-)		0	4	4	22
	C11	2	1	-1	6 (-)		4	0	-4	24 (-)		3	4	1	5,5		0	3	3	21
	C12	2	3	1	6		2	3	1	5		2	1	-1	5,5 (-)		2	3	1	5
	C13	2	2	0			4	2	-2	15 (-)		4	1	-3	23 (-)		3	1	-2	15 (-)
	C14	1	2	1	6		2	3	1	5		3	3	0			3	2	-1	5 (-)
	C17	1	2	1	6		1	1	0			4	3	-1	5,5 (-)		0	2	2	15
	C18	1	3	2	17,5		3	4	1	5		3	1	-2	16 (-)		1	1	0	
	C19	1	3	2	17,5		3	3	0			1	3	2	16		3	1	-2	15 (-)
	C20	1	2	1	6		3	1	-2	15 (-)		1	3	2	16		1	3	2	15
	C21	3	4	1	6		3	1	-2	15 (-)		1	3	2	16		1	3	2	15
	Gruppe D																			
	D1	1	4	3	24,5		1	1	0			1	3	2	16		1	3	2	15
	D3	4	4	0			2	3	1	5		1	3	2	16		0	1	1	5
	D4	1	3	2	17,5		3	3	0			1	1	0			1	1	0	
	D5	2	2	0			2	4	2	15		2	2	0			4	2	-2	15 (-)
	D6	3	1	-2	17,5 (-)		1	1	0			3	3	0			2	3	1	5
	D7	1	1	0			1	1	0			3	1	-2	16 (-)		3	3	0	
	D8	1	3	2	17,5		1	1	0			3	1	-2	16 (-)		3	3	0	
	D9	3	1	-2	17,5 (-)		1	2	1	5		3	2	-1	5,5 (-)		1	1	0	
	D10	3	1	-2	17,5 (-)		1	2	1	5		3	0	-3	23 (-)		1	1	0	
	D12	2	3	1	6		1	3	2	15		3	3	0			3	3	0	
	D13	1	3	2	17,5		3	1	-2	15 (-)		3	3	0			1	3	2	15
	D14	1	3	2	17,5		3	3	0			2	1	-1	5,5 (-)		2	1	-1	5 (-)
	D15	3	3	0			1	3	2	15		1	4	3	23		3	3	0	
	D16	1	4	3	24,5		3	3	0			2	3	1	5,5		1	1	0	
	Summe =	58	81	T ₁ =	76		67	61	T ₁ =	178		77	68	T ₁ =	180,5		52	68	T ₁ =	75
				T ₂ =	249				T ₂ =	122				T ₂ =	119,5				T ₂ =	178
	T ₁ = Summe der negative Differenzen																			
	T ₂ = Summe der positiven Differenzen																			

Abbildung A: CoRe (Teil

ZENTRALE CHEMISCHE KONZEPTE / BIG IDEAS / CONCEPTS					
8. Schulstufe	Strom kann fließen, wenn sich Ladungsträger frei bewegen können!	Atome können Elektronen aufnehmen/abgeben und werden dadurch zu Ionen. Ionen können durch Aufnahme/Abgabe von Elektronen zu Atomen werden!	Ein Metall ist umso edler, je leichter seine Ionen Elektronen aufnehmen. Ein Metall ist umso unedler, je leichter seine Atome Elektronen abgeben.	Elektronenübertragungsreaktionen sind mit energetischen Veränderungen verbunden.	An der Anode findet immer Oxidation statt, an der Kathode findet immer Reduktion statt!
Was sollten S&S über diese Big Idea lernen?	Damit Strom fließen kann, benötigt es geladene Teilchen, wie Elektronen oder Ionen, die sich frei in einem Medium bewegen können. Stromfluss wird durch Potentialdifferenz zwischen den Polen einer Batterie erzeugt. In Feststoffen (Metalle, Graphit) sind es Elektronen in Flüssigkeiten Ionen.	Atome/Ionen können ihre Ladung durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen verändern. Atome können zu Ionen werden, Ionen können zu Atomen werden. Nicht alle Metallatome gehen ihre Elektronen gleich leicht ab.	S&S sollen wissen, dass unedle Metalle leicht Elektronen abgeben können und in Lösung gehen, und die Ionen von edlen Metallen leicht Elektronen aufnehmen können und sich als Metall abscheiden. In der Spannungsreihe sind Metalle geordnet, je nachdem, wie leicht sie sich oxidieren bzw. reduzieren lassen.	Bei einer galvanischen Zelle kommt es zu einer Umwandlung von chemischer Energie in elektrische Energie. Bei freiwillig ablaufenden Reaktion wird Energie frei. Bei der Erzeugung von Strom in einer galvanischen Zelle, wird ausgenutzt, dass das unedlere Metall Elektronen abgeben will und die Ionen des edleren Metalls Elektronen aufnehmen will.	Wenn ein Atom/Ion Elektronen abgibt, wird es oxidiert, wenn ein Atom/Ion Elektronen aufnimmt wird es reduziert. Anode und Kathode richtig benennen können, je nachdem ob es eine Galvanische- oder Elektrolyse-Zelle ist. Kann freiwillig ablaufen (Galvanische Zelle) oder erzwungen werden (Elektrolyse-Zelle).
Warum ist es wichtig, das zu wissen? (Jenseits des Lehrplanes!)	Weil das die Grundlage Elektrochemie ist, und man dieses Wissen unbedingt für weitere Anwendungen, wie Technik, Elektrizität, Funktion von Haushaltsgeräten, braucht. Die Tatsache, dass bewegliche, geladene Teilchen in einer Substanz notwendig sind, damit Strom fließen kann, ist wichtig für das Verständnis der Funktion von Leitern und Isolatoren.	Weil sich zwar Atome bei chemischen Reaktionen nicht in andere Atome verwandeln können, aber durch Änderung der Ladung sie andere Eigenschaften haben können (Bindungscharakter, ...). Elektronenübertragung ist mit Energiegewinn/-verlust verbunden.	Der Bezug von Spannung und der Edeltheit von Metallen hat einen starken Alltagsbezug (Rosten von Eisen, Korrosionsschutz bei Fahrzeugen und Gebäuden) und ist die Grundlage für die Funktion einer Galvanischen Zelle/Batterie.	Chemisch gebundene Energie kann einfach gespeichert werden und bei Bedarf genutzt werden. Durch Erfindung der Batterie ist es möglich kabellose Geräte, wie Taschenlampen, Gameboys, Handys zu betreiben.	Weil es viele Typen von Reaktionen gibt. Redox-, Säure-Basen-, Fällungsreaktionen, und es wichtig ist, diesen zu erkennen. Nicht jede Reaktion mit Sauerstoff ist eine Oxidation und nicht jede Oxidation beinhaltet Sauerstoff. Um Phänomene und Beobachtungen richtig erklären zu können.

Abbildung B: CoRe (Teil 2)

Was weiß ich darüber hinaus, was die S&S (noch) nicht wissen müssen?	Elektrischer Strom verursacht ein Magnetfeld; es gibt verschiedene Arten von Strom (Gleichstrom, Wechselstrom,...);	Ob ein Atom/Ion gerne Elektronen aufnimmt oder abgibt, hängt mit dem Zustand der äußeren Schalen bzw. Orbitalen zusammen (Stellung im Periodensystem); Elektronegativität	Unedle Metalle haben ein negatives Standardpotential, edle Metalle haben ein positives Standardpotential. Die Spannungsreihe ist eine Auflistung von Redox-Paaren, aus der Spannungsreihe lässt sich das Redoxverhalten eines Stoffes ableiten. Die Spannungsreihe wird mittels Normalwasserstoffelektrode NWE erstellt.	Freiwillig ablaufende Reaktion können durch Anlegung einer äußeren Spannung umgekehrt werden (Akku). Die Umkehrreaktion der galvanischen Zelle findet bei der Elektrolyse-Zelle statt. Hier wird durch anlegen einer äußeren Spannung das System aus dem Gleichgewicht gebracht.	Elektronen fließen über einen Leiter von der Anode ab und zur Kathode hin. Oxidation ist ein Erhöhung der Oxidationszahl. Reduktion ist eine Senkung der Oxidationszahl. Oxidation findet immer in Kombination mit Reduktion statt (Redoxreaktion). Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen hängt von den Elektronen in den Valenzschalen ab.	Oxidation ist ein Erhöhung der Oxidationszahl. Reduktion ist eine Senkung der Oxidationszahl. Oxidation findet immer in Kombination mit Reduktion statt (Redoxreaktion). Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen hängt von den Elektronen in den Valenzschalen ab.
Welche Herausforderungen und Grenzen sehe ich beim Unterrichten dieser Big Idea?	Strom ist nicht sichtbar, man sieht nur die Wirkung, die er hat; in welche Richtung der Strom fließt, ist durch die Wirkung nicht ersichtlich. Es braucht ein Grundverständnis vom Atombau (Elektronen, Protonen) und dem damit zusammenhängenden Konzept der Ladung. Es ist schwer vorstellbar, dass nur durch Abgabe oder Aufnahme eines Elektrons, sich die Eigenschaften (Bindungszustand, Leitfähigkeit, Verformbarkeit) komplett ändern können.	Es braucht ein Grundverständnis vom Atombau (Elektronen, Protonen) und dem damit zusammenhängenden Konzept der Ladung. Es ist schwer vorstellbar, dass nur durch Abgabe oder Aufnahme eines Elektrons, sich die Eigenschaften (Bindungszustand, Leitfähigkeit, Verformbarkeit) komplett ändern können.	Der Begriff „Spannung“ ist grundsätzlich für S&S nicht leicht verständlich. Phänomene in der Elektrochemie werden oft mit dem „Strombegriff“ erklärt. Ob ein Metall edel oder unedel reagiert, ist nicht immer gleich, sondern ist immer in Relation zu anderen Metallen zu betrachten.	Energie ist ein abstrakter Begriff und kann nicht angefasst werden, sondern nur die Wirkung beobachtet werden. Energie geht nicht verloren, sondern wird in andere Formen umgewandelt, wie zum Beispiel Licht und Wärme bei einer Glühlampe. Diese Energie kann nur sehr schwer wieder in chemische Energie zurück geführt werden und geht für den Beobachter im Raum verloren. Das verstärkt die Vorstellung das Energie verschwindet.	Unterschiedliche Prozesse bei Galvanischer und Elektrolyse-Zelle verwirren leicht. Plus- und Minuspol nicht immer bei gleichen Elektroden.	Oxidation kann auch ohne Sauerstoff stattfinden. Widerspruch bei Begriff „Reduktion“, Metallionen werden zu Metall reduziert -> Metall scheidet sich ab (wird mehr).
Was weiß ich über das Denken der S&S, das mein Unterrichten beeinflusst?	S&S haben oft die Vorstellungen, dass Strom in Lampen o.ä. verbraucht wird, und Strom in Batterien gespeichert wird; Oft wird von S&S nicht zwischen Strom und Spannung getrennt.	Vorstellung, dass Atome (griechisch atomos = unteilbar) unveränderlich sind. (hausgemacht).	Vorwissen aus Physik-Unterricht (Elektrizitätslehre). Vorstellung: Spannung als Kraft des elektrischen Stroms.	Schülervorstellung: Energie wird von Verbraucher „verbraucht“ und verschwindend somit.	Hausgemachte Fehlvorstellung: Anode immer positiv geladen, Kathode immer negativ geladen	Oxidation und Reduktion sind ein komplexes Thema für die Unterstufe.

Abbildung C: CoRe (Teil 3)

Welche anderen Faktoren beeinflussen mein Unterrichten dieser Big Idea?	<i>Bereits vorhandenes Wissen aus täglichem Umgang mit Strom, Batterien, ...</i> <i>Durch Alltagsbezug großes Interesse.</i>	<i>Vorwissen über Atommodell (Chemie vs. Physik) sowie elektrischen Ladungen.</i>	<i>Vorwissen über Edelmetalle (Gold, Silber...)</i>	<i>Energie kommt in vielen Fächern (Physik, Biologie, Sport) und im Alltag (Ernährung) oft vor.</i>	<i>Die Begriffe „Minuspol“ und „Pluspol“ werden oft synonym für „Anode“ und „Kathode“ verwendet.</i>	<i>Alltagswissen über Rost, Eisen rostet in Kombination mit (Salz-) Wasser.</i>
Welche „Unterrichtsmethoden“ setze ich ein, um diese Big Idea zu unterrichten? Warum gerade diese?	<i>Frontalunterricht, aufbauender Lehrer-Schüler-Dialog; Vergleich von Bindung und dessen Eigenschaften (Leiter vs. Isolator), Vorwissen, dass Metall leitet mit freien Elektronen in Wolke verknüpfen...</i>	<i>Experiment: Aus Reinstoffen (z. B. metallischem Natrium und Chlorgas) Salze bilden.</i> <i>Vorwissen zu Bindungstypen (Metallbindung, Ionenbindung, ...) muss vorhanden sein, um Elektronen-Transfer nachvollziehen zu können.</i>	<i>Einfaches Experiment mit verschiedenen Metallen und ihren Lösungen. Je öfter sich an einem Metallstab beim Eintauchen in die Salz-Lösung eines anderen Metalls ein Niederschlag bildet, desto unedler ist es. Der Reihe nach ordnen => Auszug aus der Spannungsreihe.</i>	<i>Daniell-Element als Schüler- oder Lehrerversuch. Durch Reaktionen der Metalle wird die zuerst chemisch gebundene Energie, wenn man z. B. eine Glühlampe verwendet, in Form von Wärme und Licht frei.</i>		
Welche „Methoden“ kann ich einsetzen, um das Verstehen der S&S zu dieser Big Idea zu erkunden?	<i>Arbeitsblatt mit verschiedenen Substanzen angeben, zuordnen lassen ob diese leiten oder nicht, begründen und ausprobieren lassen.</i>		<i>Versuchen lassen die Beobachtungen in eigenen Worten zu erklären.</i> <i>Andere Metalle und Lösungen vorgeben und Voraussagen treffen und begründen lassen. Anschließend ausprobieren lassen.</i>	<i>Vorher-, Nachher-Vergleich der Vorstellung wie eine galvanische Zelle funktioniert z. B. mit Hilfe eines Concept Cartoons.</i>		

A3 Unterrichtseinheit

LehrerInnen-Skript (ursprünglich)

4. Klasse Elektrochemie - Wie funktioniert eine Batterie? LehrerInnen-VERSION

1. Stunde

LehrerIn:

In den folgenden Unterrichtseinheiten geht es um die Funktionsweise einer Batterie bzw. genauer gesagt einer galvanischen Zelle. Batterien kennt ihr aus dem Alltag, z. B. bei einer Fernbedienungen für TV, einer Taschenlampe, etc. Ein galvanisches Element liefert Strom. Wie das funktioniert, untersuchen wir in den nächsten Stunden.

Was habt ihr in Physik schon über Strom gehört?

Strom kann fließen, wenn sich Ladungsträger frei bewegen können. Diese Ladungsträger sind meistens Elektronen.

Warum fließen die Elektronen?

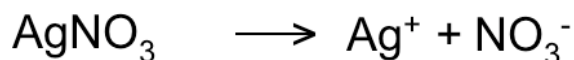
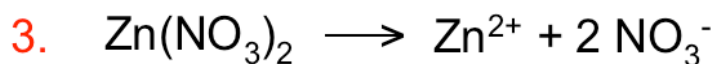
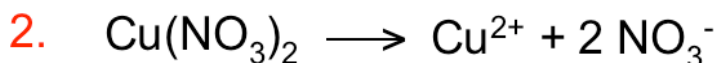
Dazu starten wir mit einem Experiment:

LehrerIn erklärt die Durchführung auch mündlich!

Wiederholung am Beispiel Kupfer:

Welche Bindung hat metallisches Kupfer? Metallbindung! Metallatome können sich aber auch mit Nichtmetallatomen verbinden, wie zum Beispiel als CuCl_2 (Tafelbild 1 -> 1.). Solche Verbindungen nennt man Salze. Welche Bindung hat CuCl_2 ? Ionenbindung! CuCl_2 ist mit $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ vergleichbar. Was passiert, wenn man $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ in Wasser gibt? (Tafelbild 1 -> 2.) Es löst sich und im Wasser befinden sich dann die freien Cu^{2+} - und NO_3^- -Ionen! Die Kupferionen erkennt man besonders gut an der blauen Farbe der Lösung. Bei den Zink- und Silbersalzen ist das genau dasselbe (Tafelbild 1 -> 3.). Gibt man das Zinknitrat ins Wasser, so bilden sich Zn^{2+} - und NO_3^- -Ionen, gibt man das Silbernitrat ins Wasser, bilden sich Ag^+ - und NO_3^- -Ionen! Allerdings sind diese beiden Lösungen farblos.

Tafelbild 1:



1.Aufgabe **Versuch Spannungsreihe**

Geräte und Chemikalien:

Kupferionen-Lösung, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $c=0,05 \text{ mol/L}$	Reagenzglasgestell
Zinkionen-Lösung, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $c=0,05 \text{ mol/L}$	9 Reagenzgläser 12x75
Silberionen-Lösung, AgNO_3 , $c=0,05 \text{ mol/L}$	Küchenrolle
Kupferdraht, 1 Stück	Stahlwolle
Silberdraht, 1 Stück	
Zinkstab, 1 Stück	

Vorbereitung:

Fülle jeweils drei Reagenzgläser mit Kupferionen-Lösung, Silberionen-Lösung und Zinkionen-Lösung und beschrifte die Gläser. Poliere den Stab und die Drähte mit Stahlwolle, falls nötig.

Durchführung:

Tauche den Kupferdraht, den Silberdraht und den Zinkstab in jeweils eine Kupferionen-Lösungen. Trage nun in die Tabelle ein, was du nach zwei Minuten beobachten konntest. Poliere nun die Metallstücke mit der Stahlwolle und wiederhole das Experiment mit der Zinkionen-Lösung und anschließend mit der Silberionen-Lösung.

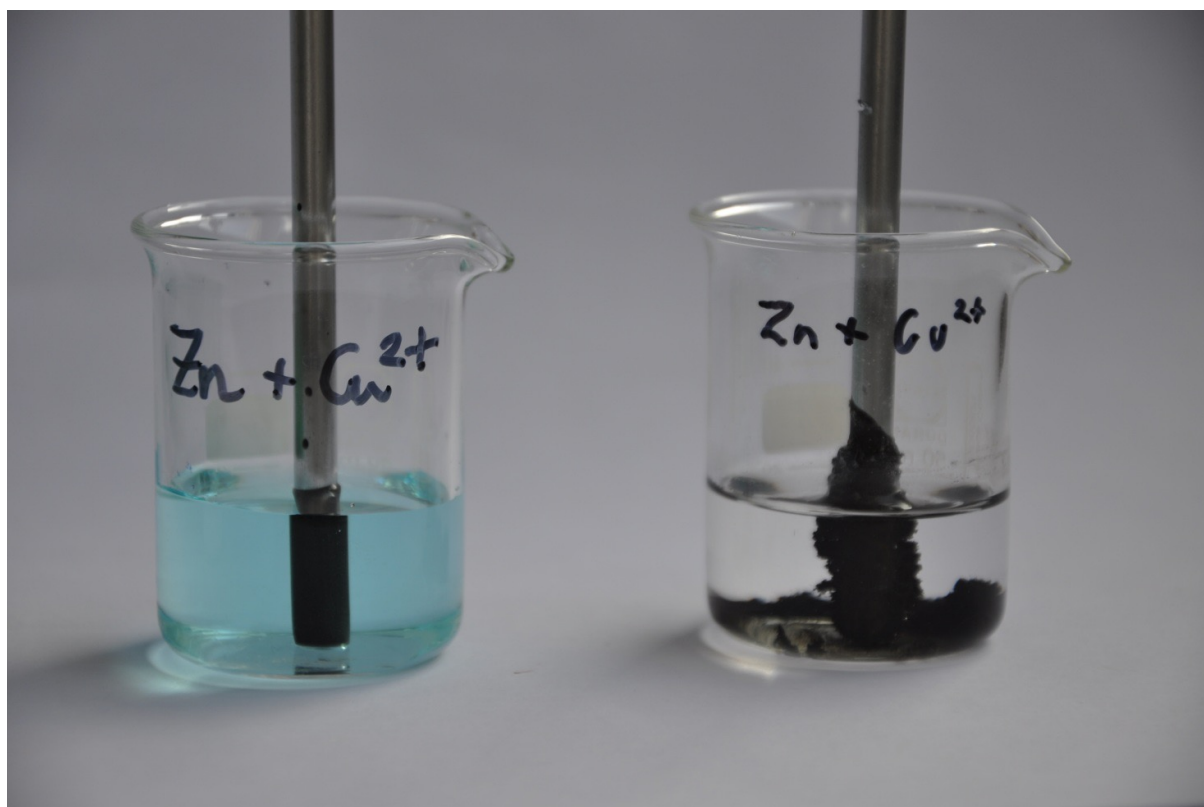
	nach	Cu^{2+} -Lösung	Zn^{2+} -Lösung	Ag^+ -Lösung
Kupferdraht	2 min	/	/	Am Kupferdraht lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab.
	2 Tagen			
Zinkstab	2 min	Am Zinkstab lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab.	/	Am Zinkstab lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab.
	2 Tagen			

Silberdraht	2 min	/	/	/
	2 Tagen			

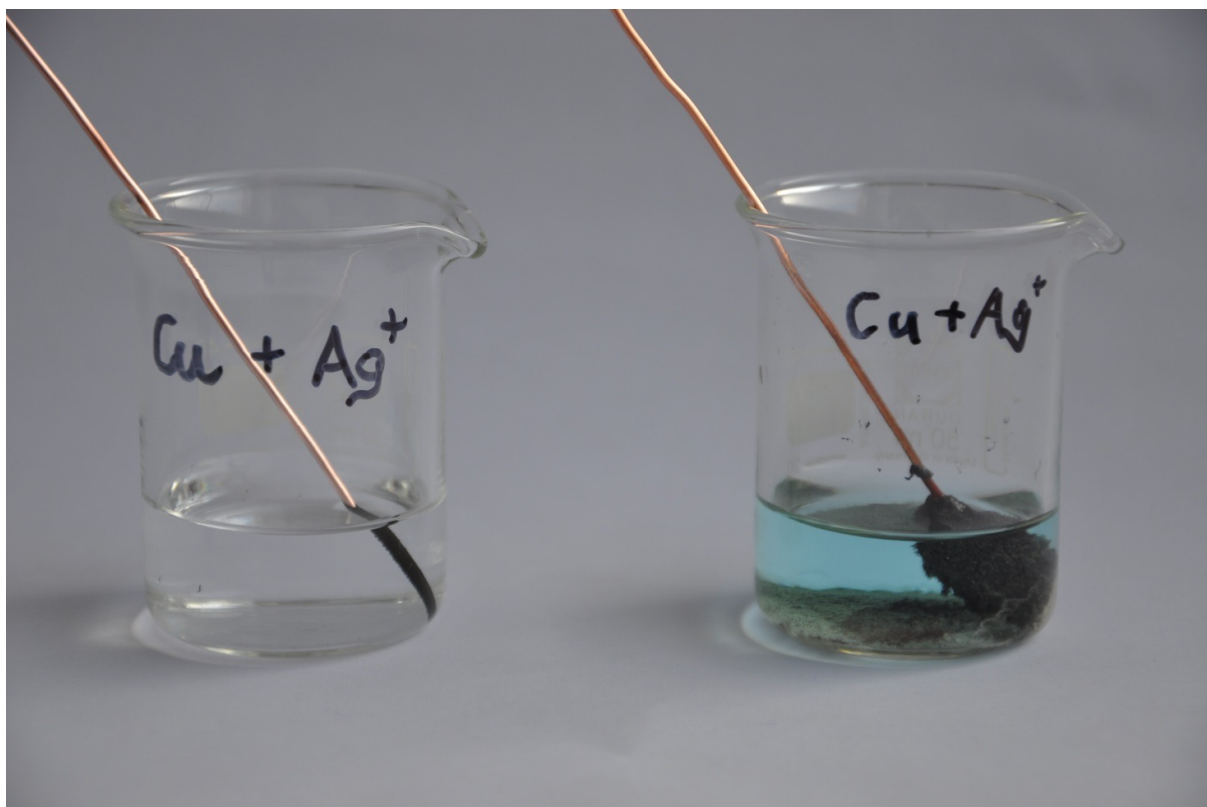
LehrerIn:

SchülerInnen sollen Ergebnisse beschreiben, LehrerIn fragt nach und trägt die gesammelten Ergebnisse auf Tafel in Tabelle ein.

Anschließend verteilt der Lehrer die Fotos von den Versuchsanordnungen, die zwei Tage stehen gelassen worden sind, an die Gruppen. Jede Gruppe bekommt einmal die Fotos!



Zinkstab in Kupfernitrat-Lösung, links nach 2 Minuten, rechts nach 2 Tagen



Kupferdraht in Silbernitrat-Lösung, links nach 2 Minuten, rechts nach 2 Tagen

2. Aufgabe:

Die Fotos zeigen den weiteren Verlauf des Versuchs, den du gerade durchgeführt hast, nach zwei Tagen. Schau dir bitte die Fotos genau an und trage deine Beobachtungen ebenfalls oben in die Tabelle ein.

	nach	Cu^{2+} -Lösung	Zn^{2+} -Lösung	Ag^+ -Lösung
Kupferdraht	2 min	/	/	Am Kupferdraht lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab.
	2 Tagen	/	/	Am Kupferdraht lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab. Die Lösung färbt sich blau.

Zinkstab	2 min	Am Zinkstab lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab.	/	Am Zinkstab lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab.
	2 Tagen	Am Zinkstab lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab. Die Lösung wird farblos.	/	Am Zinkstab lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab.
Silberdraht	2 min	/	/	/
	2 Tagen	/	/	/

LehrerIn:

SchülerInnen sollen Ergebnisse beschreiben, LehrerIn fragt nach und trägt die gesammelten Ergebnisse auf Tafel in Tabelle ein.

Am Kupferdraht lagert sich Silber ab und am Zinkstab lagern sich Kupfer und Silber ab. Bei allen anderen Versuchen passiert nichts. Das fein verteilte Metall, das sich ablagert, ist als schwarzer Niederschlag erkennbar.

3. Aufgabe:

Schau dir jetzt bitte noch einmal den Versuch mit dem Zinkstab und der Kupferionen-Lösung an. Stelle mit deiner Gruppe Vermutungen auf, was bei dem Vorgang mit den Kupferionen und den Zinkatomen passiert. Trage deine Vermutungen in das Feld ein!

Vermutung:

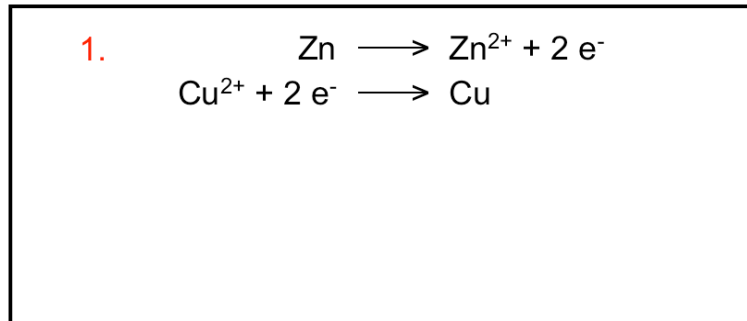
Die blaue Färbung der Lösung verschwindet, weil die Kupferionen Elektronen aufnehmen und sich als Kupferatome ablagern. Die dafür benötigten Elektronen kommen von den Zinkatomen, die zu positiv geladenen Zinkionen werden, welche in Lösung gehen und dabei Elektronen abgeben.

LehrerIn:

SchülerInnen sollen ihre Vermutungen erklären, LehrerIn versucht die SchülerInnen durch Gegenfragen zur richtigen Lösung führen.

Die blaue Färbung der Lösung verschwindet, weil die Kupfeilonen die Elektronen aufnehmen und sich als Kupferatome ablagern. Die dafür benötigten Elektronen kommen von den Zinkatomen die zu positiv geladenen Zinkionen werden, welche in Lösung gehen und dabei Elektronen abgeben (Tafelbild 2 -> 1.).

Tafelbild 2.1:



Metallatome (Cu, Zn, Ag) können Elektronen abgeben und werden dadurch zu Ionen (Cu^{2+} , Zn^{2+} , Ag^+), diese befinden sich dann in der Lösung. Die Atome „unedler“ Metalle geben ihre Elektronen leichter ab, als die Atome „edler“ Metalle. Die Ionen edler Metalle nehmen Elektronen leichter auf als die Ionen unedler Metalle. Wenn ein unedles Metall in eine Lösung eines edleren Metalls getaucht wird, geben die Atome des unedleren Metalls Elektronen ab und gehen in Lösung. Die Ionen des edleren Metalls nehmen die Elektronen auf, fallen als Metallatome aus der Lösung aus und werden, wenn sich hinreichend viele gebildet haben sichtbar. Dabei kommt es zwischen den Metallatomen und den Metallionen der Lösung zu einer **Elektronenübertragung**.

Dieser Vorgang ist besonders wichtig! (Tafelbild 3) Die Atome des unedleren Metalls geben Elektronen ab, wobei sich positiv geladene Ionen bilden. Die Ionen des edleren Metalls nehmen diese Elektronen auf und bilden somit Metallatome.

Tafelbild 3:

Die Atome unedler Metalle geben ihre Elektronen leichter ab als die Atome edler Metalle.

Die Ionen edler Metalle nehmen Elektronen leichter auf als die Ionen unedler Metalle.

Elektronenübertragung

4. Aufgabe:

Denke nun an den Versuch mit dem Kupferdraht und der Silberionen-Lösung, den du vorher schon gemacht hast. Stelle eine Vermutung auf, was in diesem Fall passiert und begründe deine Antwort!

Vermutung:

Die Silberionen verschwinden aus der Lösung, weil sie Elektronen aufnehmen und sich als Silberatome ablagern. Die dafür benötigten Elektronen kommen von den Kupferatomen, die zu positiv geladenen Kupferionen werden, welche in Lösung gehen und dabei Elektronen abgeben. Durch die Kupferionen in der Lösung färbt diese sich blau.

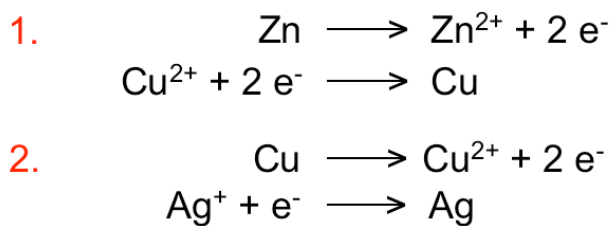
LehrerIn:

SchülerInnen sollen ihre Vermutungen erklären, LehrerIn versucht die SchülerInnen durch Gegenfragen zur richtigen Lösung führen.

Die Silberionen verschwinden aus der Lösung, weil sie Elektronen aufnehmen und sich als Silberatome ablagern. Die dafür benötigten Elektronen kommen von den Kupferatomen, die zu positiv geladenen Kupferionen werden, welche in Lösung gehen und dabei Elektronen abgeben. Durch die Kupferionen in der Lösung färbt diese sich blau.

5. Aufgabe:

Versuche für die Reaktion von den Kupferatomen mit den Silberionen ebenfalls die zwei Halbgleichungen aufzustellen! (Tafelbild 2 -> 2.)



Tafelbild 2.2:

6. Aufgabe:

Gib zu jedem Paar von Metallen an, welches das edlere ist und begründe jeweils deine Antwort!

Denke daran:

Ein Atom eines unedlen Metalls gibt Elektronen an Ionen eines edleren Metalls ab!

Cu/Zn: _____ ist edler als _____, weil _____

Cu/Ag: _____ ist edler als _____, weil _____

Ag/Zn: _____ ist edler als _____, weil _____

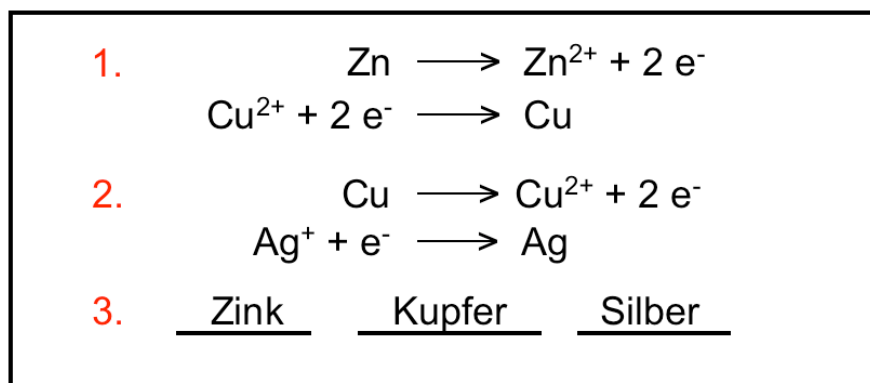
Ordne die drei Metalle nun so, dass das unedelste Metall ganz links steht und das edelste ganz rechts! (Tafelbild 2 -> 3.)

Zink

Kupfer

Silber

Tafelbild 2.3:



Begründe, warum du die Metalle so geordnet hast:

Zink ist ganz links (am unedelsten), weil es sich in der Kupfer- und der Silberionen-Lösung löst.

Kupfer ist in der Mitte, weil es sich nur in der Silberionen-Lösung löst und in der Zinkionen-Lösung nicht.

Silber ist ganz rechts (am edelsten), weil es sich weder in der Zink- noch in der Kupferionen-Lösung löst.

LehrerIn:

*Zusammenfassung: Zu Beginn haben wir uns die Frage gestellt, warum sich Elektronen bewegen und Strom fließt! Beim ersten Versuch konntet ihr beobachten, dass die Atome des unedleren Metalls als Ionen in Lösung gehen. Dabei geben sie Elektronen ab. Die Ionen des edleren Metalls nehmen diese Elektronen auf und scheiden sich als Metallatome ab. Die Elektronen werden von einem Metallatom auf ein Metall-Ion **übertragen**!*

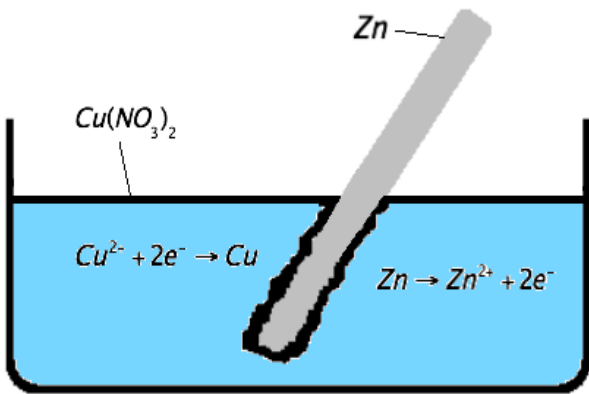
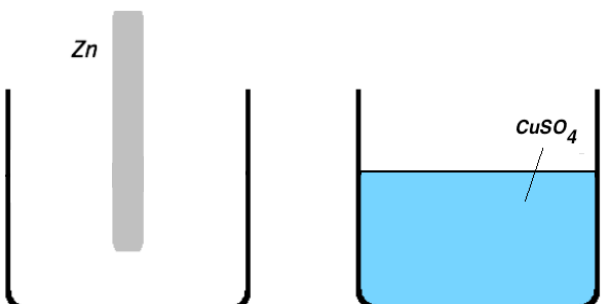
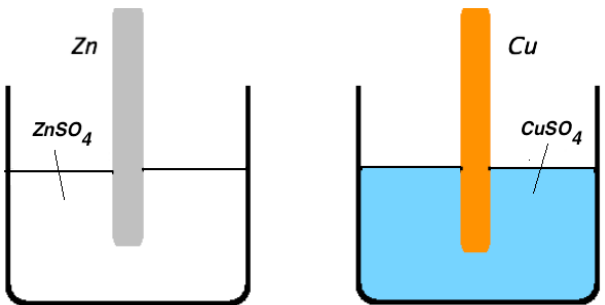
In der nächsten Stunde werden wir herausfinden, wie wir dieses Phänomen für uns nützen können, indem wir uns eine eigene Batterie bauen!

2. Stunde

LehrerIn:

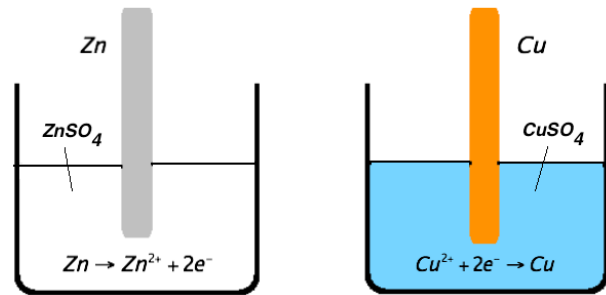
Wir haben gelernt, dass Elektronen von den Atomen des unedleren Metalls zu den Ionen des edleren wandern. Wie schaffen wir es jetzt, dass wir diese Bewegung der Elektronen, also den Strom, für uns nützen können?

TAFELBILD gemeinsam entwickeln:

1. Skizze: Hier seht ihr, was beim ersten Versuch passiert ist. Die Atome des Zinkstabs geben Elektronen ab und gehen in Lösung. Die Kupferionen in der Lösung nehmen diese Elektronen auf und scheiden sich als schwarzer Niederschlag ab. Dieser Niederschlag ist fein verteiltes Kupfer!	
2. Skizze: Wir müssen erreichen, dass sich die Elektronen über ein Kabel durch ein Gerät bewegen. Dazu trennen wir zuerst den Zinkstab von den Kupferionen! <u>Zuerst in Bechergläser den Zinkstab links und die Kupferionen-Lösung rechts einzeichnen.</u>	
Passend zum Zinkstab verwenden wir links eine Zinkionen-Lösung und rechts bei der Kupferionen-Lösungen geben wir einen Kupferdraht dazu! <u>Links mit Zinkionen-Lösung und rechts mit Kupferdraht ergänzen.</u>	

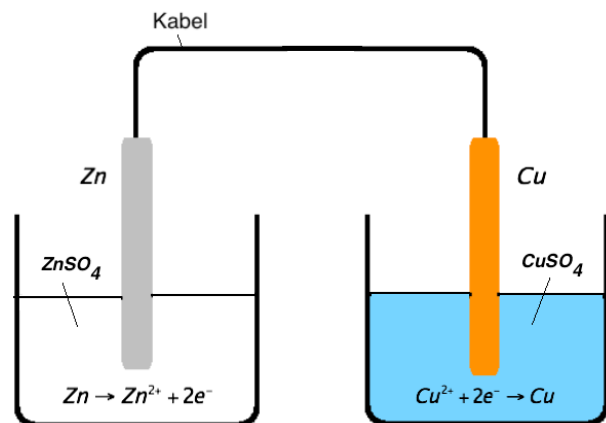
Es kommt zu denselben Reaktionen wie im ersten Versuch. Die Zinkatome gehen als Ionen in Lösung und es werden dabei Elektronen frei.

Gleichungen einzeichnen!



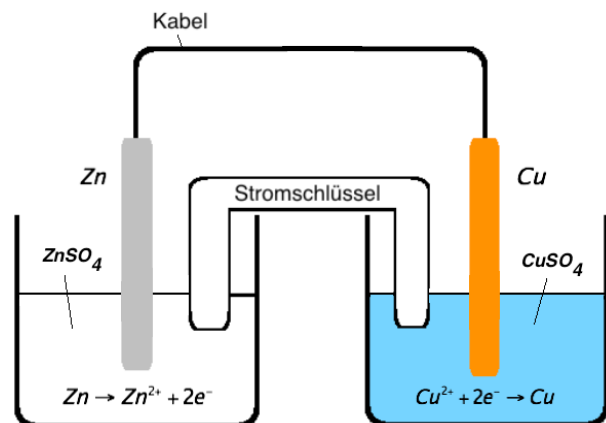
Diese Elektronen werden nun von den Kupferionen benötigt, das heißt wir brauchen eine Verbindung zum Kupferdraht.

Kabel einzeichnen!



Hiermit können die Elektronen die links entstehen, sich zu den Kupferionen bewegen. Diese nehmen die Elektronen auf und werden zu Kupferatomen, die sich am Kupferdraht anlagern. Kann das schon so funktionieren oder fehlt noch etwas? Nein, weil der Stromkreis nicht geschlossen ist!

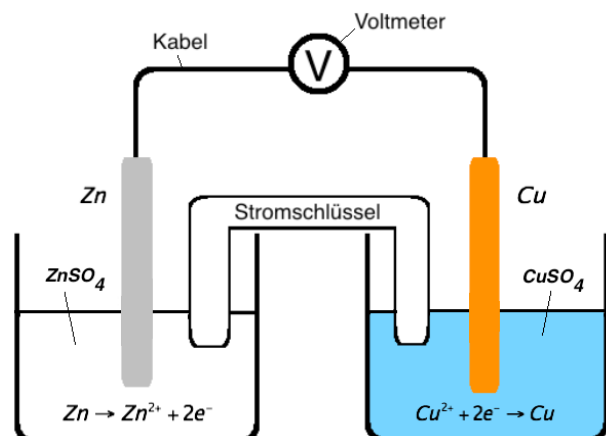
Stromschlüssel einzeichnen!



Über den Stromschlüssel findet ein Ladungsausgleich statt. Dadurch wird der Stromkreis geschlossen und es kann Strom fließen. Das kann mit dem Voltmeter gemessen werden.

Voltmeter einzeichnen!

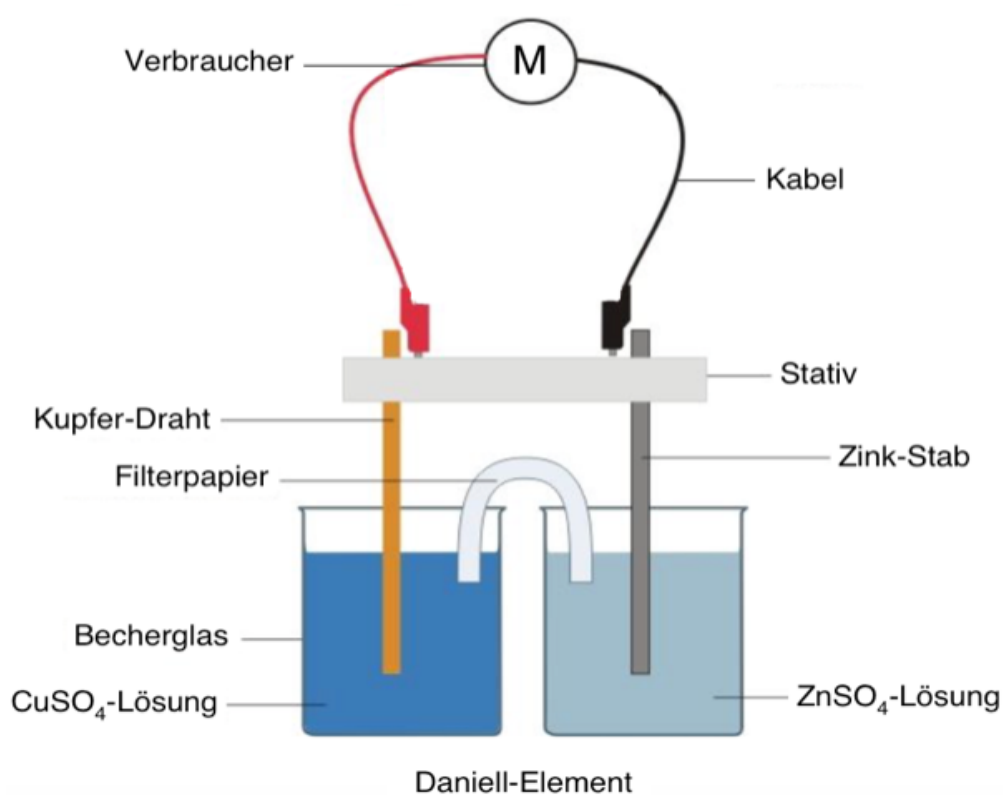
Das probieren wir jetzt einfach aus!



Versuch Daniell-Element

Geräte und Chemikalien:

Kupfersulfat-Lösung CuSO_4 c = 1 mol/L	2 Bechergläser (100-250 mL)
Zinksulfat-Lösung ZnSO_4 c = 1 mol/L	2 Kabel
Filterpapier	Voltmeter
Zinkstab	
Kupferdraht	

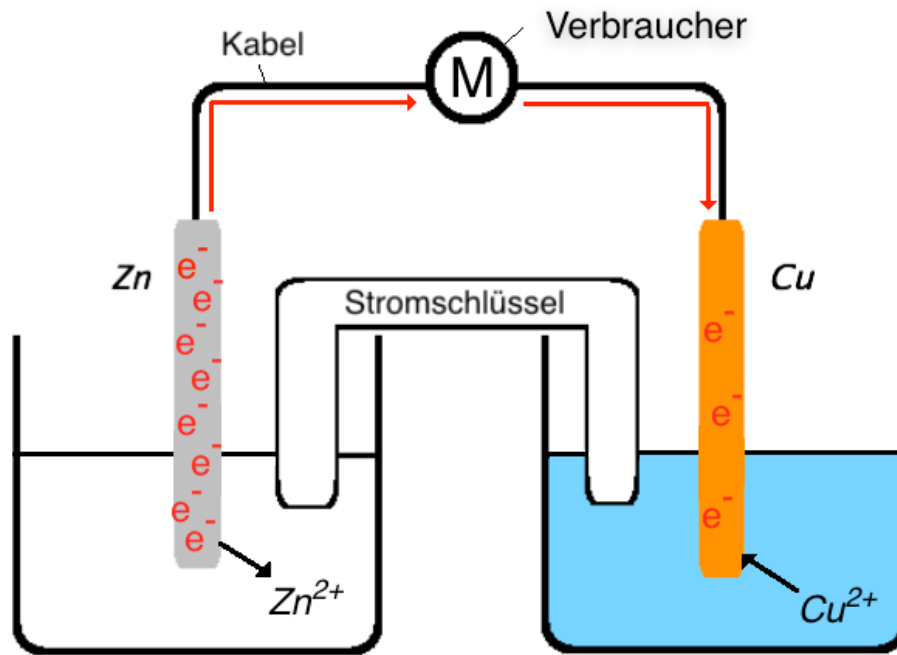


Quelle: http://fdzchemie.univie.ac.at/fileadmin/user_upload/fd_zentrum_chemie/Arbeitsanleitungen_Schulversuche_AC/Woche7.pdf

Durchführung

Fülle je ein Becherglas zu zwei Drittel mit Kupfersulfat-Lösung und Zinksulfat-Lösung. Anschließend mache das Filterpapier mit Wasser nass und lege es nun mit einem Ende in die Kupfersulfat-Lösung und mit dem anderen Ende in die Zinksulfat-Lösung. Danach tauche den Kupferstab in das Becherglas mit der Kupfersulfat-Lösung und den Zinkstab in das Becherglas mit der Zinksulfat-Lösung. Mit Hilfe der Kabel kannst du das Voltmeter anschließen. Beachte dazu die Abbildung der Versuchsanordnung.

Zeichne in die Skizze ein, in welche Richtung sich die Elektronen bewegen!



Was passiert mit den Zinkatomen?

Die Zinkatome geben Elektronen ab und werden dabei zu Zinkionen. Diese gehen in Lösung.

Was passiert mit den Kupferionen?

Die Zinkionen nehmen die Elektronen auf und scheiden sich am Kupferdraht ab.

Was ist notwendig, damit Strom fließen kann?

Der Stromkreis muss geschlossen sein. Es müssen frei bewegliche Ladungsträger und ein Ladungsunterschied zwischen den Metallen vorhanden sein.

Wozu dient das Filterpapier?

Das Filterpapier ermöglicht den Ionen in den Lösungen, sich von einem Becherglas zum anderen zu bewegen. Dadurch wird der Stromkreis geschlossen.

LehrerIn:

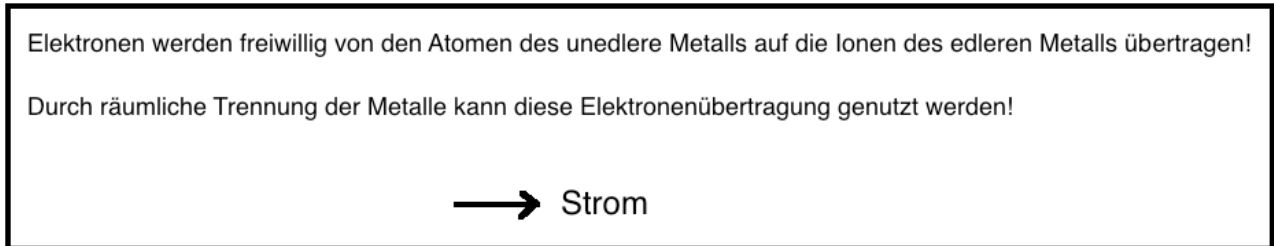
Mit SchülerInnen die Fragen besprechen und die einzelnen Punkte nochmal erklären!

LehrerIn:

Wir haben beim ersten Versuch mit den verschiedenen Metallen und den Metallionen-Lösungen gesehen, dass es zu einer freiwilligen Übertragung von Elektronen kommt. Die Atome des unedleren Metalls geben Elektronen ab und werden zu Ionen, diese gehen in Lösung. Die Ionen des edleren Metalls nehmen die Elektronen auf und werden dadurch zu Atomen, die sich abscheiden.

Heute, beim zweiten Versuch ist es uns gelungen diese zwei Prozesse räumlich zu trennen und damit haben wir die Elektronen gezwungen über das Kabel zu wandern. Diese gerichtete Bewegung von Elektronen nennen wir Strom, dessen Spannung wir mit dem Multimeter gemessen haben. (Tafelbild 4)

Tafelbild 4:



Extra-Aufgabe für schnellere SchülerInnen!

Bei der Messung der Spannung kommt bei einer Zink- und einer Kupferelektrode 1,1 Volt heraus und bei einer Zink- und einer Silberelektrode 1,55 Volt

1. Zink vs. Kupfer (ca. 1,1 V)
2. Zink vs. Silber (ca. 1,55 V)

Aufgabe

Kannst du Schlüsse daraus ziehen, wie sich der gemessene Wert verändert, wenn du eine Kupferelektrode mit einer Silberelektrode kombinierst? Wie hoch sollte die Spannung deiner Meinung nach sein? Besprich deine Überlegungen mit deiner Sitznachbarin oder deinem Sitznachbarn und trage sie in das Feld ein.

Überlegungen:

Kupfer vs. Silber entspricht ca. 0,45 V, weil es die Differenz von Zink vs. Silber (1,55 V) und Zink vs. Kupfer (1,1 V) ist.

4. Klasse Elektrochemie - Wie funktioniert eine Batterie? LehrerInnen-VERSION

1. Stunde

LehrerIn:

In den folgenden Unterrichtseinheiten geht es um die Funktionsweise einer Batterie bzw. genauer gesagt einer galvanischen Zelle. Batterien kennt ihr aus dem Alltag, z. B. bei einer Fernbedienungen für TV, einer Taschenlampe, etc. Ein galvanisches Element liefert Strom. Wie das funktioniert, untersuchen wir in den nächsten Stunden.

Was habt ihr in Physik schon über Strom gehört?

Strom kann fließen, wenn sich Ladungsträger frei bewegen können. Diese Ladungsträger sind meistens Elektronen.

Warum fließen die Elektronen?

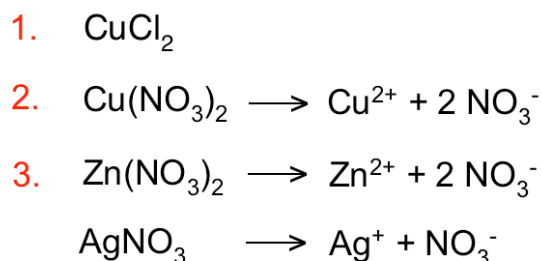
Dazu starten wir mit einem Experiment:

Lehrer erklärt die Durchführung auch mündlich!

Wiederholung am Beispiel Kupfer:

Welche Bindung hat metallisches Kupfer? Metallbindung! Metallatome können sich aber auch mit Nichtmetallatomen verbinden, wie zum Beispiel als CuCl_2 (Tafelbild 1 -> 1.). Solche Verbindungen nennt man Salze. Welche Bindung hat CuCl_2 ? Ionenbindung! CuCl_2 ist mit $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ vergleichbar. Was passiert, wenn man $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ in Wasser gibt? (Tafelbild 1 -> 2.) Es löst sich und im Wasser befinden sich dann die freien Cu^{2+} - und NO_3^- -Ionen! Die Kupferionen erkennt man besonders gut an der blauen Farbe der Lösung. Bei den Zink- und Silbersalzen ist das genau dasselbe (Tafelbild 1 -> 3.). Gibt man das Zinknitrat ins Wasser so bilden sich Zn^{2+} - und NO_3^- -Ionen. Gibt man das Silbernitrat ins Wasser bilden sich Ag^+ - und NO_3^- -Ionen! Allerdings sind diese beiden Lösungen farblos.

Tafelbild 1:



1. Aufgabe Versuch Spannungsreihe

Geräte und Chemikalien:

Kupferionen-Lösung, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $c=0,05 \text{ mol/L}$	Reagenzglasgestell
Zinkionen-Lösung, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $c=0,05 \text{ mol/L}$	9 Reagenzgläser 12x75
Silberionen-Lösung, AgNO_3 , $c=0,05 \text{ mol/L}$	Küchenrolle
Kupferdraht, 1 Stück	Stahlwolle
Silberdraht, 1 Stück	
Zinkstab, 1 Stück	

Vorbereitung:

Fülle jeweils drei Reagenzgläser mit Kupferionen-Lösung, Silberionen-Lösung und Zinkionen-Lösung und beschrifte die Gläser. Poliere den Stab und die Drähte mit Stahlwolle, falls nötig.

Durchführung:

Tauche den Kupferdraht, den Silberdraht und den Zinkstab in jeweils eine Kupferionen-Lösung. Trage nun in die Tabelle ein, was du nach zwei Minuten beobachten konntest. Poliere nun die Metallstücke mit der Stahlwolle und wiederhole das Experiment mit der Zinkionen-Lösung und anschließend mit der Silberionen-Lösung.

	nach	Cu^{2+} -Lösung	Zn^{2+} -Lösung	Ag^+ -Lösung
Kupferdraht	2 min	/	/	Am Kupferdraht lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab.
Zinkstab	2 min	Am Zinkstab lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab.	/	Am Zinkstab lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab.
Silberdraht	2 min	/	/	/

LehrerIn:

SchülerInnen sollen Ergebnisse beschreiben, LehrerIn fragt nach und trägt die gesammelten Ergebnisse auf Tafel in Tabelle ein.

Am Kupferdraht lagert sich Silber ab und am Zinkstab lagern sich Kupfer und Silber ab. Bei allen anderen Versuchen passiert nichts. Das fein verteilte Metall, das sich ablagert, ist als schwarzer Niederschlag erkennbar.

2. Aufgabe:

Schau dir jetzt bitte noch einmal den Versuch mit dem Zinkstab und der Kupferionen-Lösung an. Stelle mit deiner Gruppe Vermutungen auf, was bei dem Vorgang mit den Kupferionen und den Zinkatomen passiert. Trage deine Vermutungen in das Feld ein!

Vermutung:

Die Kupferionen nehmen Elektronen auf und lagern sich als Kupferatome ab. Die dafür benötigten Elektronen kommen von den Zinkatomen, die zu positiv geladenen Zinkionen werden, welche in Lösung gehen und dabei Elektronen abgeben.

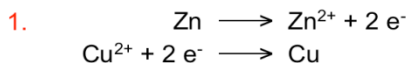
LehrerIn:

SchülerInnen sollen ihre Vermutungen erklären, LehrerIn versucht die SchülerInnen durch Gegenfragen zur richtigen Lösung zu führen.

Die Kupferionen nehmen Elektronen auf und lagern sich als Kupferatome ab. Die dafür benötigten Elektronen kommen von den Zinkatomen, die zu positiv geladenen Zinkionen werden, welche in Lösung gehen und dabei Elektronen abgeben (Tafelbild 2 -> 1.).

Was ihr jetzt noch nicht seht: Nach längerer Zeit verschwindet die blaue Farbe der Lösung, weil die Kupferionen nahezu vollständig aus der Lösung entfernt sind (Diese sind für die blaue Farbe verantwortlich).

Tafelbild 2.1:



Metallatome (Cu, Zn, Ag) können Elektronen abgeben und werden dadurch zu Ionen (Cu^{2+} , Zn^{2+} , Ag^+), diese befinden sich dann in der Lösung. Die Atome „unedler“ Metalle geben ihre Elektronen leichter ab, als die Atome „edler“ Metalle. Die Ionen edler Metalle nehmen Elektronen leichter auf als die Ionen unedler Metalle. Wenn ein unedles Metall in eine Lösung eines edleren Metalls getaucht wird, geben die Atome des unedleren Metalls Elektronen ab und gehen in Lösung. Die Ionen des edleren Metalls nehmen die Elektronen auf, fallen als Metallatome aus der Lösung aus und werden, wenn sich hinreichend viele gebildet haben, sichtbar. Dabei kommt es zwischen den Metallatomen und den Metallionen der Lösung zu einer **Elektronenübertragung**.

Dieser Vorgang ist besonders wichtig! (Tafelbild 3) Die Atome des unedleren Metalls geben Elektronen ab, wobei sich positiv geladene Ionen bilden. Die Ionen des edleren Metalls nehmen diese Elektronen auf und bilden somit Metallatome.

Tafelbild 3:

Die Atome unedler Metalle geben ihre Elektronen leichter ab als die Atome edler Metalle.

Die Ionen edler Metalle nehmen Elektronen leichter auf als die Ionen unedler Metalle.

Elektronenübertragung

3. Aufgabe:

Denke nun an den Versuch mit dem Kupferdraht und der Silberionen-Lösung, den du vorher schon gemacht hast. Stelle eine Vermutung auf, was in diesem Fall passiert und begründe deine Antwort!

Vermutung:

Die Silberionen verschwinden aus der Lösung, weil sie Elektronen aufnehmen und sich als Silberatome ablagern. Die dafür benötigten Elektronen kommen von den Kupferatomen, die zu positiv geladenen Kupferionen werden, welche in Lösung gehen und dabei Elektronen abgeben.

LehrerIn:

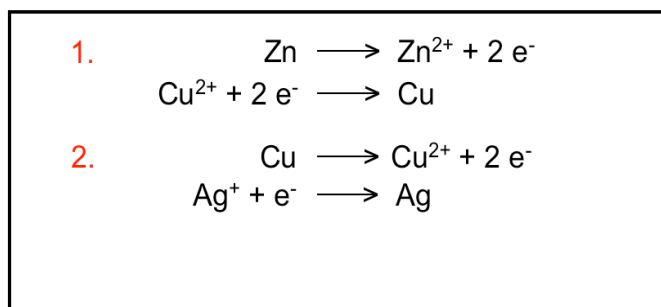
SchülerInnen sollen ihre Vermutungen erklären, LehrerIn versucht die SchülerInnen durch Gegenfragen zur richtigen Lösung führen.

Die Silberionen verschwinden aus der Lösung, weil sie Elektronen aufnehmen und sich als Silberatome ablagern. Die dafür benötigten Elektronen kommen von den Kupferatomen, die zu positiv geladenen Kupferionen werden, welche in Lösung gehen und dabei Elektronen abgeben.

Was ihr jetzt noch nicht seht: Durch die Kupferionen in der Lösung färbt diese sich blau.

Bei der Reaktion von den Kupferatomen mit den Silberionen passiert dasselbe wie bei den Zinkatomen und Kupferionen! Hier gibt es ebenfalls die zwei Halbgleichungen! (Tafelbild 2 -> 2.)

Tafelbild 2.2:



4. Aufgabe:

Gib zu jedem Paar von Metallen an, welches das edlere ist und begründe jeweils deine Antwort!

Denke daran:

Ein Atom eines unedlen Metalls gibt Elektronen an Ionen eines edleren Metalls ab!

Cu/Zn: _____ ist edler als _____, weil _____

Cu/Ag: _____ ist edler als _____, weil _____

Ag/Zn: _____ ist edler als _____, weil _____

Ordne die drei Metalle nun so, dass das unedelste Metall ganz links steht und das edelste ganz rechts!

Zink

Kupfer

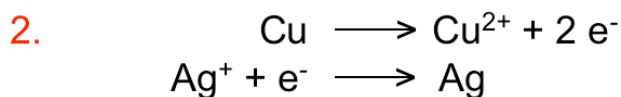
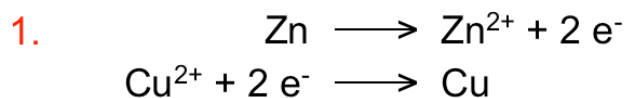
Silber

Begründe, warum du die Metalle so geordnet hast:

Zink ist ganz links (am unedelsten), weil es sich in der Kupfer- und der Silberionen-Lösung löst.

Kupfer ist in der Mitte, weil es sich nur in der Silberionen-Lösung löst und in der Zinkionen-Lösung nicht.

Silber ist ganz rechts (am edelsten), weil es sich weder in der Zink- noch in der Kupferionen-Lösung löst.



Tafelbild 2.3:

LehrerIn:

Zusammenfassung: Zu Beginn haben wir uns die Frage gestellt, warum sich Elektronen bewegen und Strom fließt! Beim ersten Versuch konntet ihr beobachten, dass die Atome des unedleren Metalls als Ionen in Lösung gehen. Dabei geben sie Elektronen ab. Die Ionen des edleren Metalls nehmen diese Elektronen auf und scheiden sich als Metallatome ab. Die Elektronen werden von einem Metallatom auf ein Metallion **übertragen!**

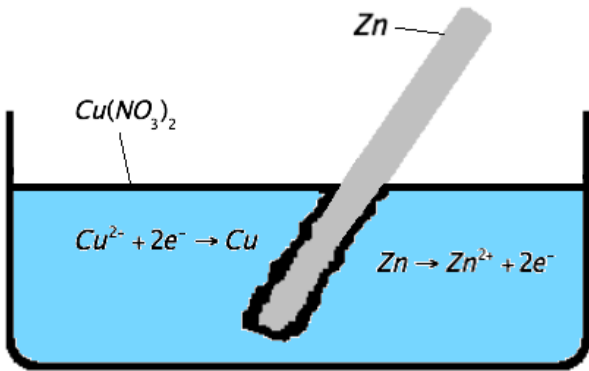
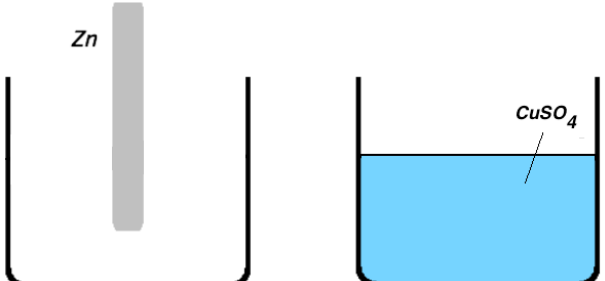
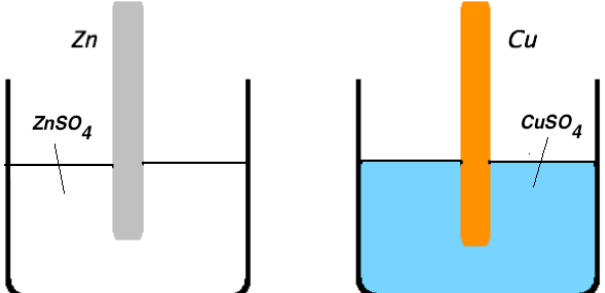
In der nächsten Stunde werden wir herausfinden, wie wir dieses Phänomen für uns nützen können, indem wir uns eine eigene Batterie bauen!

2. Stunde

LehrerIn:

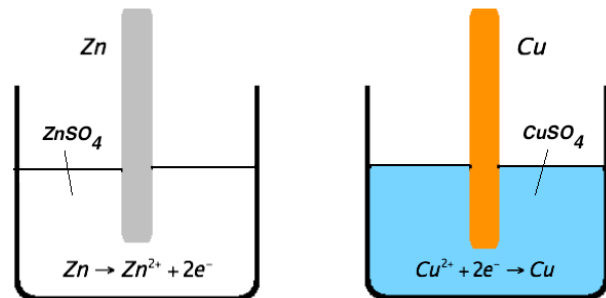
Wir haben gelernt, dass Elektronen von den Atomen des unedleren Metalls zu den Ionen des edleren wandern. Wie schaffen wir es jetzt, dass wir diese Bewegung der Elektronen, also den Strom, für uns nützen können?

TAFELBILD gemeinsam entwickeln:

1. Skizze: Hier seht ihr, was beim ersten Versuch passiert ist. Die Atome des Zinkstabs geben Elektronen ab und gehen in Lösung. Die Kupferionen in der Lösung nehmen diese Elektronen auf und scheiden sich als schwarzer Niederschlag ab. Dieser Niederschlag ist fein verteiltes Kupfer!	
2. Skizze: Wir müssen erreichen, dass sich die Elektronen über ein Kabel durch ein Gerät bewegen. Dazu trennen wir zuerst den Zinkstab von den Kupferionen! <u>Zuerst in Bechergläser den Zinkstab links und die Kupferionen-Lösung rechts einzeichnen.</u>	
Passend zum Zinkstab verwenden wir links eine Zinkionen-Lösung und rechts bei der Kupferionen-Lösungen geben wir einen Kupferdraht dazu! <u>Links mit Zinkionen-Lösung und rechts mit Kupferdraht ergänzen.</u>	

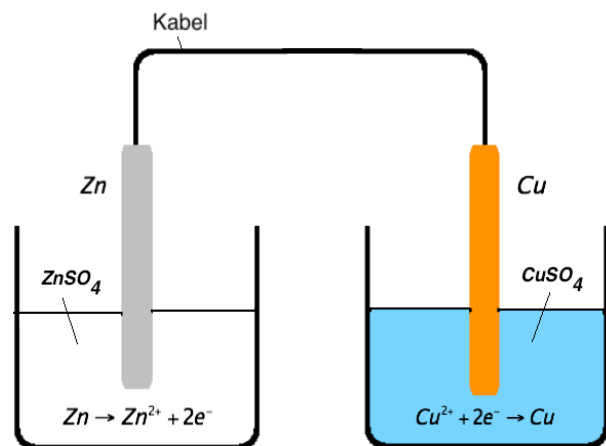
Es kommt zu denselben Reaktionen wie im ersten Versuch. Die Zinkatome gehen als Ionen in Lösung und es werden dabei Elektronen frei.

Gleichungen einzeichnen!



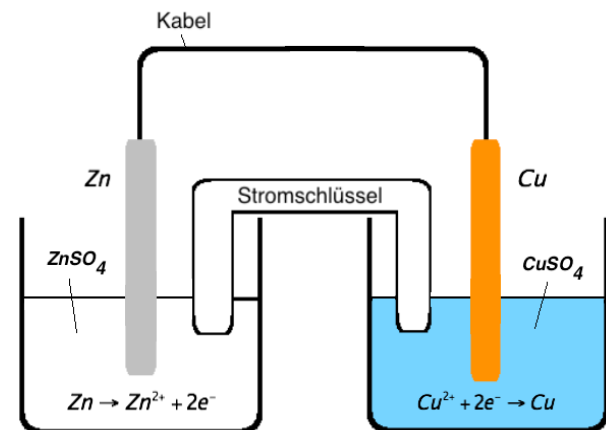
Diese Elektronen werden nun von den Kupferionen benötigt, das heißt wir brauchen eine Verbindung zum Kupferdraht.

Kabel einzeichnen!



Hiermit können sich die Elektronen, die links entstehen, zu den Kupferionen bewegen. Diese nehmen die Elektronen auf und werden zu Kupferatomen, die sich am Kupferdraht anlagern. Kann das schon so funktionieren oder fehlt noch etwas? Nein, weil der Stromkreis nicht geschlossen ist!

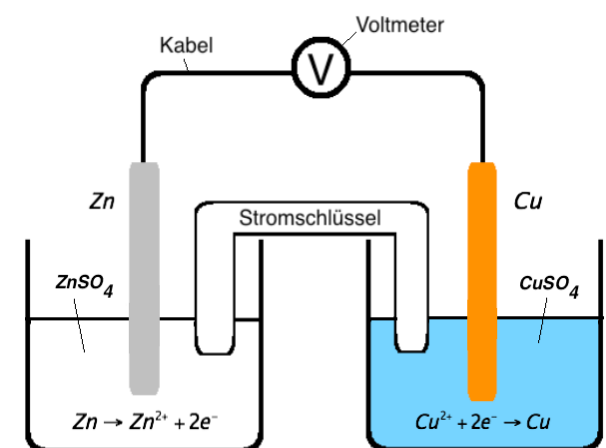
Stromschlüssel einzeichnen!



Über den Stromschlüssel findet ein Ladungsausgleich statt. Dadurch wird der Stromkreis geschlossen und es kann Strom fließen. Das kann mit dem Voltmeter gemessen werden.

Voltmeter einzeichnen!

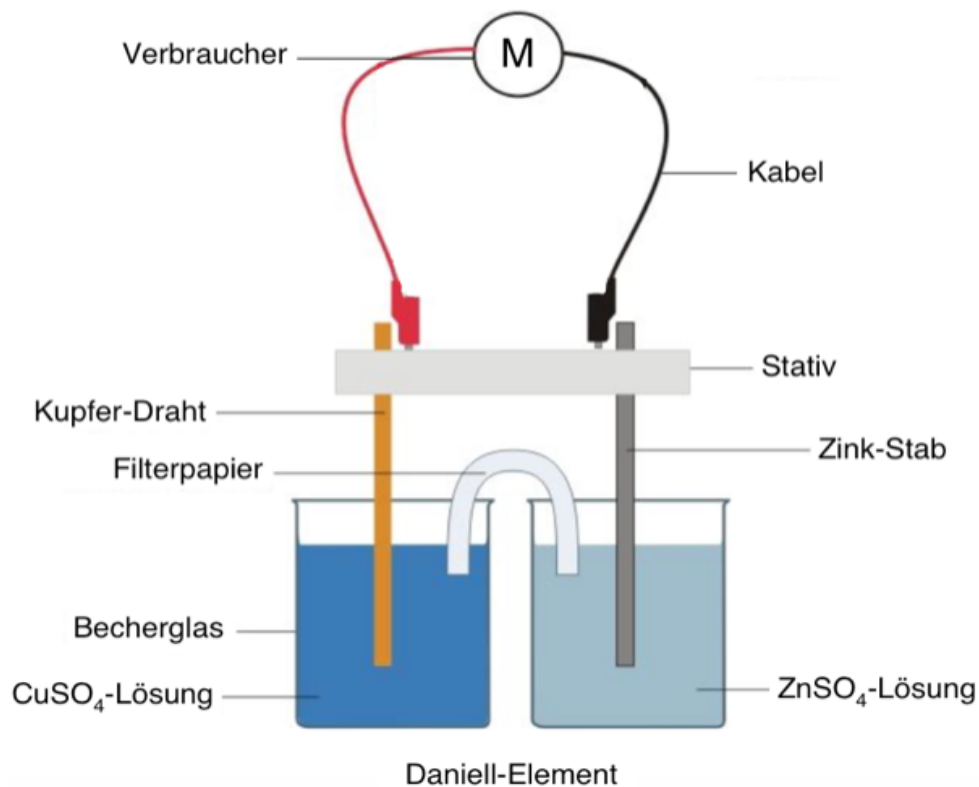
Das probieren wir jetzt einfach aus!



Versuch Daniell-Element

Geräte und Chemikalien:

Kupfersulfat-Lösung CuSO_4 c = 1 mol/L	2 Bechergläser (100-250 mL)
Zinksulfat-Lösung ZnSO_4 c = 1 mol/L	2 Kabel
Filterpapier	Voltmeter
Zinkstab	
Kupferdraht	

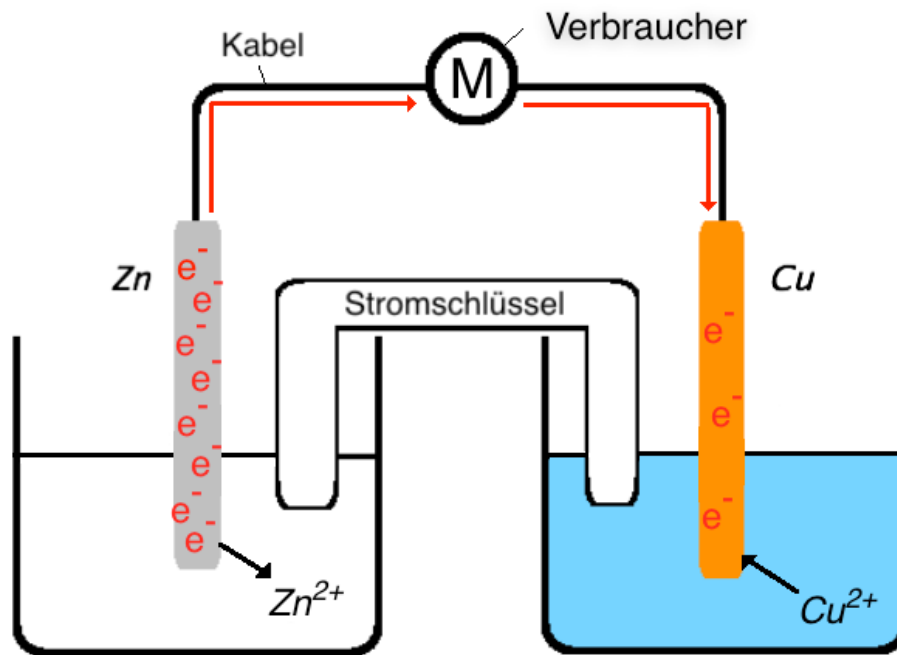


Quelle: http://fdzchemie.univie.ac.at/fileadmin/user_upload/fd_zentrum_chemie/Arbeitsanleitungen_Schulversuche_AC/Woche7.pdf

Durchführung

Fülle je ein Becherglas zu zwei Drittel mit Kupfersulfat-Lösung und Zinksulfat-Lösung. Anschließend mache das Filterpapier mit Wasser nass und lege es nun mit einem Ende in die Kupfersulfat-Lösung und mit dem anderen Ende in die Zinksulfat-Lösung. Danach tauche den Kupferstab in das Becherglas mit der Kupfersulfat-Lösung und den Zinkstab in das Becherglas mit der Zinksulfat-Lösung. Mit Hilfe der Kabel kannst du das Voltmeter anschließen. Beachte dazu die Abbildung der Versuchsanordnung.

Zeichne in die Skizze ein, in welche Richtung sich die Elektronen bewegen!



Was passiert mit den Zinkatomen?

Die Zinkatome geben Elektronen ab und werden dabei zu Zinkionen. Diese gehen in Lösung.

Was passiert mit den Kupferionen?

Die Zinkionen nehmen die Elektronen auf und scheiden sich am Kupferdraht ab.

Was ist notwendig, damit Strom fließen kann?

Der Stromkreis muss geschlossen sein, es müssen frei bewegliche Ladungsträger und ein Ladungsunterschied zwischen den Metallen vorhanden sein.

Wozu dient das Filterpapier?

Das Filterpapier ermöglicht den Ionen in den Lösungen, sich von einem Becherglas zu dem anderen zu bewegen. Dadurch wird der Stromkreis geschlossen.

LehrerIn:

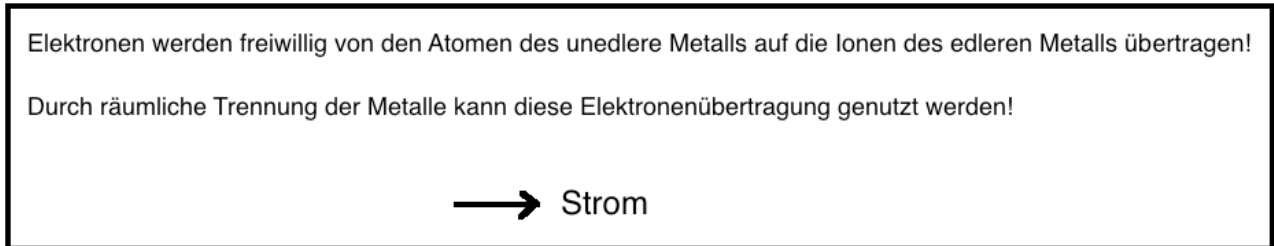
Mit SchülerInnen die Fragen besprechen und die einzelnen Punkte nochmal erklären!

LehrerIn:

Wir haben beim ersten Versuch mit den verschiedenen Metallen und den Metallionen-Lösungen gesehen, dass es zu einer freiwilligen Übertragung von Elektronen kommt. Die Atome des unedleren Metalls geben Elektronen ab und werden zu Ionen. Diese gehen in Lösung. Die Ionen des edleren Metalls nehmen die Elektronen auf und werden dadurch zu Atomen, die sich abscheiden.

Heute, beim zweiten Versuch ist es uns gelungen, diese zwei Prozesse räumlich zu trennen und damit haben wir die Elektronen gezwungen, über das Kabel zu wandern. Diese gerichtete Bewegung von Elektronen nennen wir Strom, dessen Spannung wir mit dem Multimeter gemessen haben. (Tafelbild 4)

Tafelbild 4:



Extra-Aufgabe für schnellere SchülerInnen!

Bei der Messung der Spannung kommt bei einer Zink- und einer Kupfer-Elektrode 1,1 Volt heraus und bei einer Zink- und einer Silber-Elektrode 1,55 Volt

1. Zink vs. Kupfer (ca. 1,1 V)
2. Zink vs. Silber (ca. 1,55 V)

Aufgabe

Kannst du Schlüsse daraus ziehen wie sich der gemessene Wert verändert, wenn du eine Kupfer-Elektrode mit einer Silber-Elektrode kombinierst? Wie hoch sollte die Spannung deiner Meinung nach sein? Besprich deine Überlegungen mit deiner Sitznachbarin oder deinem Sitznachbarn und trage sie in das Feld ein.

Überlegungen:

Kupfer vs. Silber entspricht ca. 0,45 V, weil es die Differenz von Zink vs. Silber (1,55 V) und Zink vs. Kupfer (1,1 V) ist.

LehrerInnen-Skript (Neu)

4. Klasse Elektrochemie - Wie funktioniert eine Batterie? LEHRER-VERSION

1. Stunde

LehrerIn:

In den folgenden Unterrichtseinheiten geht es um die Funktionsweise einer Batterie bzw. genauer gesagt einer galvanischen Zelle. Batterien kennt ihr aus dem Alltag, Fernbedienungen für TV, Taschenlampen, etc. Ein Galvanisches Element liefert Strom. Wie das funktioniert, untersuchen wir in den nächsten Stunden.

Was habt ihr in Physik schon über Strom gehört?

Strom kann fließen, wenn sich Ladungsträger frei bewegen können. Diese Ladungsträger sind entweder Elektronen oder Ionen in einer wässrigen Lösung.

Warum fließen die Elektronen?

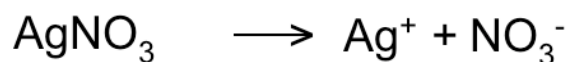
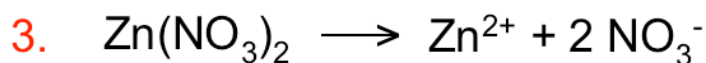
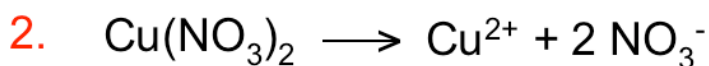
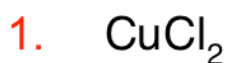
Dazu starten wir mit einem Experiment:

LehrerIn erklärt die Durchführung auch mündlich!

Wiederholung am Beispiel Kupfer:

Welche Bindung hat metallisches Kupfer? Metallbindung! Metallatome können sich aber auch mit Nichtmetallatomen verbinden, wie zum Beispiel als CuCl_2 (Tafelbild 1 -> 1.). Solche Verbindungen nennt man Salze. Welche Bindung hat CuCl_2 ? Ionenbindung! CuCl_2 ist mit $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ vergleichbar. Was passiert, wenn man $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ in Wasser gibt? (Tafelbild 1 -> 2.) Es löst sich und im Wasser befinden sich dann die freien Cu^{2+} - und NO_3^- -Ionen! Die Kupfer-Ionen erkennt man besonders gut an der blauen Farbe der Lösung. Bei den Zink- und Silber-Salzen ist das genau dasselbe (Tafelbild 1 -> 3.). Gibt man das Zink-Nitrat ins Wasser, so bilden sich Zn^{2+} - und NO_3^- -Ionen, gibt man das Silbernitrat ins Wasser, bilden sich Ag^+ - und NO_3^- -Ionen! Allerdings sind diese beiden Lösungen farblos.

Tafelbild 1:



1. Aufgabe Versuch Spannungsreihe

Geräte und Chemikalien:

Kupferionen-Lösung, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $c=0,05 \text{ mol/L}$	Reagenzglasgestell
Zinkionen-Lösung, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $c=0,05 \text{ mol/L}$	9 Reagenzgläser 12x75
Silberionen-Lösung, AgNO_3 , $c=0,05 \text{ mol/L}$	Küchenrolle
Kupferdraht, 1 Stück	Stahlwolle
Silberdraht, 1 Stück	
Zinkstab, 1 Stück	

Vorbereitung:

Fülle jeweils 3 Reagenzgläser mit Kupferionen-Lösung, Silberionen-Lösung und Zinkionen-Lösung und beschrifte die Gläser. Poliere den Stab und die Drähte mit Stahlwolle, falls nötig.

Durchführung:

Tauche den Kupferdraht, den Silberdraht und den Zinkstab in jeweils eine Kupferionen-Lösungen. Trage nun in die Tabelle ein, was du nach 2 Minuten beobachten konntest. Poliere nun die Metallstücke mit der Stahlwolle und wiederhole das Experiment mit der Zinkionen-Lösung und anschließend mit der Silberionen-Lösung.

	nach	Cu^{2+} -Lösung	Zn^{2+} -Lösung	Ag^+ -Lösung
Kupferdraht	2 min	/	/	Am Kupferdraht lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab.
	2 Tagen			
Zinkstab	2 min	Am Zinkstab lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab.	/	Am Zinkstab lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab.
	2 Tagen			
Silberdraht	2 min	/	/	/
	2 Tagen			

LehrerIn:

SchülerInnen sollen Ergebnisse beschreiben, LehrerIn fragt nach und trägt die gesammelten Ergebnisse auf Tafel in Tabelle ein.

Anschließend sollen die SchülerInnen ein Reagenzglas mit Kupferionen-Lösung und Zinkstab und ein Reagenzglas mit Silberionen-Lösung und Kupferdraht darin stehen lassen. In der nächsten Stunde wird darauf noch einmal Bezug genommen.

2. Aufgabe

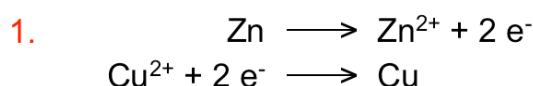
Schau dir jetzt bitte noch einmal den Versuch mit dem Zinkstab und der Kupferionen-Lösung an. Stelle mit deiner Gruppe Vermutungen auf, was bei dem Vorgang mit den Kupferionen und den Zinkatomen passiert. Wie schaut die Versuchsanordnung nach 2 Tagen aus? Trage deine Vermutungen in das Feld ein!

Vermutung:

Die blaue Färbung der Lösung verschwindet, weil die Kupferionen Elektronen aufnehmen und sich als Kupferatome ablagern. Die dafür benötigten Elektronen kommen von den Zinkatomen, die zu positiv geladenen Zinkionen werden, welche in Lösung gehen und dabei Elektronen abgeben.

LehrerIn:

Durch Lösen eines Salzes bilden sich bewegliche Ladungsträger (Ionen). Bewegliche Ladungsträger sind notwendig damit Strom fließen kann. Metallatome (Cu, Zn, Ag) können Elektronen abgeben und werden dadurch zu Ionen (Cu^{2+} , Zn^{2+} , Ag^+), diese befinden sich dann in der Lösung. Ionen (Cu^{2+} , Zn^{2+} , Ag^+) können Elektronen aufnehmen und werden zu Metallatomen (Cu, Zn, Ag), diese lagern sich am Metall ab (Tafelbild 2.1).



Tafelbild 2.1:

Die Atome „unedler“ Metalle geben ihre Elektronen leichter ab als die Atome „edler“ Metalle. Die Ionen edler Metalle nehmen Elektronen leichter auf als die Ionen unedler Metalle. Wenn ein unedles Metall in eine Lösung eines edleren Metalls getaucht wird, geben die Atome des unedleren Metalls Elektronen ab und gehen in Lösung. Die Ionen des edleren Metalls nehmen die Elektronen auf, fallen als Metallatome aus der Lösung aus und werden, wenn sich hinreichend viele gebildet haben, sichtbar. Dabei kommt es zu einer **Elektronenübertragung** zwischen den Metallatomen und den Metallionen der Lösung.

Dieser Vorgang ist besonders wichtig! (Tafelbild 3) Die Atome des unedleren Metalls geben

Die Atome unedler Metalle geben ihre Elektronen leichter ab als die Atome edler Metalle.

Die Ionen edler Metalle nehmen Elektronen leichter auf als die Ionen unedler Metalle.

Elektronenübertragung

Elektronen ab, wobei sich positiv geladene Ionen bilden. Die Ionen des edleren Metalls nehmen diese Elektronen auf und bilden somit Metallatome.

Tafelbild 3:

LehrerIn:

*Zusammenfassung: Zu Beginn haben wir uns die Frage gestellt, warum sich Elektronen bewegen und Strom fließt! Nach dem ersten Versuch haben wir darüber gesprochen, dass die Atome des unedleren Metalls als Ionen in Lösung gehen. Dabei geben sie Elektronen ab. Die Ionen des edleren Metalls nehmen diese Elektronen auf und scheiden sich als Metallatome ab. Die Elektronen werden von einem Metall-Atom auf ein Metall-Ion **übertragen!***

In der nächsten Stunde werden wir herausfinden, was mit unserer Versuchsanordnung passiert und was notwendig ist, um uns eine eigene Batterie zu bauen!

2. Stunde

LehrerIn:

In der letzten Stunde haben wir gelernt, dass Atome „unedler“ Metalle leichter ihre Elektronen abgeben als die Atome „edler“ Metalle. Die Ionen edler Metalle nehmen Elektronen leichter auf als die Ionen unedler Metalle. Wenn ein unedles Metall in eine Lösung eines edleren Metalls getaucht wird, geben die Atome des unedleren Metalls Elektronen ab und gehen in Lösung. Die Ionen des edleren Metalls nehmen die Elektronen auf, fallen als Metallatome aus der Lösung aus und werden, wenn sich hinreichend viele gebildet haben, sichtbar. Dabei kommt es zu einer **Elektronenübertragung** zwischen den Metallatomen und den Metallionen der Lösung.

Dazu habt ihr einen Versuch gemacht und bis heute stehen gelassen. Seht euch bitte die Versuchsanordnung jetzt noch einmal an!

3. Aufgabe:

Schau dir bitte die Versuchsanordnungen von der letzten Stunde noch einmal genau an und trage deine Beobachtungen ebenfalls in die Tabelle von Aufgabe 1 ein.

	nach	Cu^{2+} -Lösung	Zn^{2+} -Lösung	Ag^{+} -Lösung
Kupferdraht	2 min	/	/	Am Kupferdraht lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab.
	2 Tagen	/	/	Am Kupferdraht lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab. Die Lösung färbt sich blau.
Zinkstab	2 min	Am Zinkstab lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab.	/	Am Zinkstab lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab.
	2 Tagen	Am Zinkstab lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab. Die Lösung wird farblos.	/	Am Zinkstab lagert sich ein schwarzer, feiner Niederschlag ab.
Silberdraht	2 min	/	/	/
	2 Tagen	/	/	/

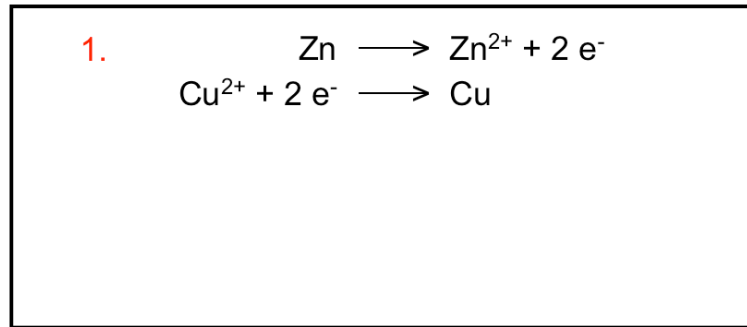
LehrerIn:

SchülerInnen sollen Ergebnisse beschreiben, LehrerIn fragt nach und trägt die gesammelten Ergebnisse auf Tafel in Tabelle ein.

LehrerIn:

Am Kupferdraht lagert sich Silber ab und am Zinkstab lagern sich Kupfer und Silber ab. Bei allen anderen Versuchen passiert nichts. Das fein verteilte Metall, das sich ablagert, ist als schwarzer Niederschlag erkennbar.

Die blaue Färbung der Lösung verschwindet, weil die Kupferionen die Elektronen aufnehmen und sich als Kupferatome ablagern. Die dafür benötigten Elektronen kommen von den Zinkatomen die zu positiv geladenen Zinkionen werden, welche in Lösung gehen und dabei Elektronen abgeben (Tafelbild 2 -> 1.).



Tafelbild 2.1:

4. Aufgabe

Denke nun an den Versuch mit dem Kupferdraht und der Silberionen-Lösung, den du letzte Stunde gemacht hast. Stelle eine Vermutung auf, was in diesem Fall passiert und begründe deine Antwort!

Vermutung:

Die Silberionen verschwinden aus der Lösung, weil sie Elektronen aufnehmen und sich als Silberatome ablagern. Die dafür benötigten Elektronen kommen von den Kupferatomen, die zu positiv geladenen Kupferionen werden, welche in Lösung gehen und dabei Elektronen abgeben. Durch die Kupferionen in der Lösung färbt diese sich blau.

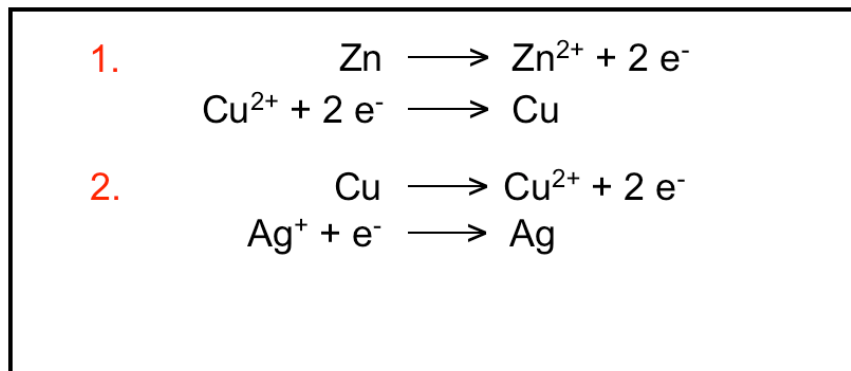
LehrerIn:

SchülerInnen sollen ihre Vermutungen erklären, LehrerIn versucht die SchülerInnen durch Gegenfragen zur richtigen Lösung führen.

Die Silberionen verschwinden aus der Lösung, weil sie Elektronen aufnehmen und sich als Silberatome ablagern. Die dafür benötigten Elektronen kommen von den Kupferatomen, die zu positiv geladenen Kupferionen werden, welche in Lösung gehen und dabei Elektronen abgeben. Durch die Kupferionen in der Lösung färbt diese sich blau.

5. Aufgabe:

Versuche für Reaktion von den Kupferatomen mit den Silberionen ebenfalls die zwei Halbgleichungen aufzustellen! (Tafelbild 2 -> 2.)



Tafelbild 2.2:

LehrerIn:

Die Atome „unedler“ Metalle geben ihre Elektronen leichter ab als die Atome „edler“ Metalle. Die Ionen edler Metalle nehmen Elektronen leichter auf als die Ionen unedler Metalle. Wenn ein unedles Metall in eine Lösung eines edleren Metalls getaucht wird, geben die Atome des unedleren Metalls Elektronen ab und gehen in Lösung. Die Ionen des edleren Metalls nehmen die Elektronen auf, fallen als Metallatome aus der Lösung aus und werden, wenn sich hinreichend viele gebildet haben, sichtbar.

6. Aufgabe:

Gib zu jedem Paar von Metallen an, welches das edlere ist und begründe jeweils deine Antwort!

Denk daran:

Ein Atom eines unedlen Metalls gibt Elektronen an Ionen eines edleren Metalls ab!

Cu/Zn: _____ ist edler als _____, weil _____

Cu/Ag: _____ ist edler als _____, weil _____

Ag/Zn: _____ ist edler als _____, weil _____

Ordne die drei Metalle nun so, dass das unedelste Metall ganz links steht und das edelste ganz rechts!

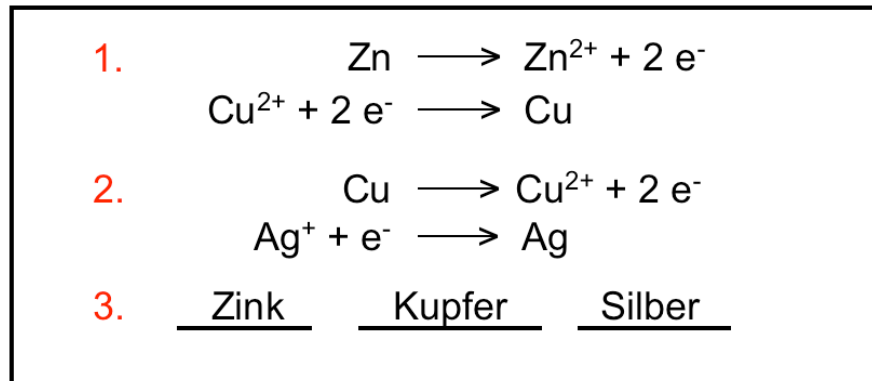
Zink

Kupfer

Silber

(Tafelbild 2 -> 3.)

Tafelbild 2.3:



Begründe, warum du die Metalle so geordnet hast:

Zink ist ganz links (am unedelsten), weil es sich in der Kupfer- und der Silberionen-Lösung löst.

Kupfer ist in der Mitte, weil es sich nur in der Silberionen-Lösung löst und in der Zinkionen-Lösung nicht.

Silber ist ganz rechts (am edelsten), weil es sich weder in der Zink- noch in der Kupferionen-Lösung löst.

LehrerIn:

*Zusammenfassung: In der letzten Stunde haben wir uns die Frage gestellt, warum sich Elektronen bewegen und Strom fließt! Beim ersten Versuch konntet ihr beobachten, dass sich das edlere Metall aus der Lösung an dem Draht des unedleren Metalls abgelagert hat. Die Atome des unedleren Metalls gehen dabei als Ionen in Lösung.. Dabei geben sie Elektronen ab. Die Ionen des edleren Metalls nehmen diese Elektronen auf und scheiden sich als Metallatome ab. Die Elektronen werden von einem Metallatom auf ein Metallion **übertragen!***

In der nächsten Stunde werden wir herausfinden, wie wir dieses Phänomen für uns nützen können, indem wir uns eine eigene Batterie bauen!

3. Stunde

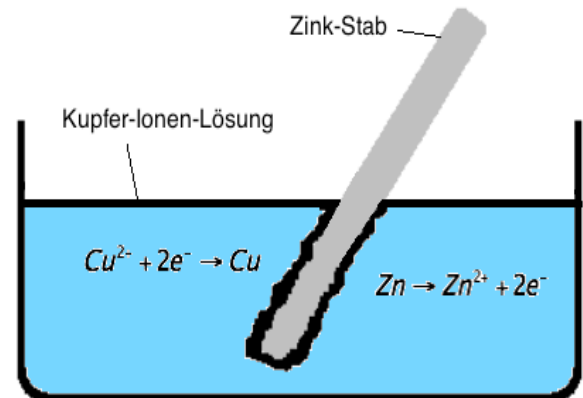
LehrerIn:

Wir haben gelernt, dass Elektronen von den Atomen des unedleren Metalls zu den Ionen des edleren wandern. Wie schaffen wir es jetzt, dass wir diese Bewegung der Elektronen, also den Strom, für uns nützen können?

TAFELBILD gemeinsam entwickeln:

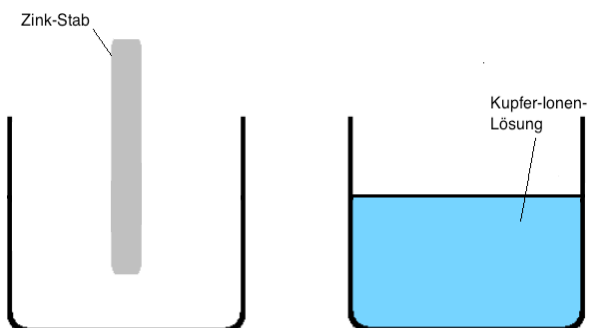
1. Skizze: Hier seht ihr, was beim ersten Versuch passiert ist.

Die Atome des Zinkstabs geben Elektronen ab und gehen in Lösung. Die Kupferionen in der Lösung nehmen diese Elektronen auf und scheiden sich als schwarzer Niederschlag ab. Dieser Niederschlag ist fein verteiltes Kupfer!



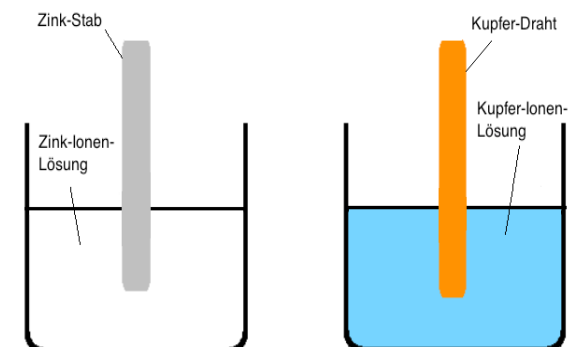
2. Skizze: Wir müssen erreichen, dass sich die Elektronen über ein Kabel durch ein Gerät bewegen. Dazu trennen wir zuerst den Zinkstab von den Kupferionen!

Zuerst in Bechergläser den Zinkstab links und die Kupferionen-Lösung rechts einzeichnen.



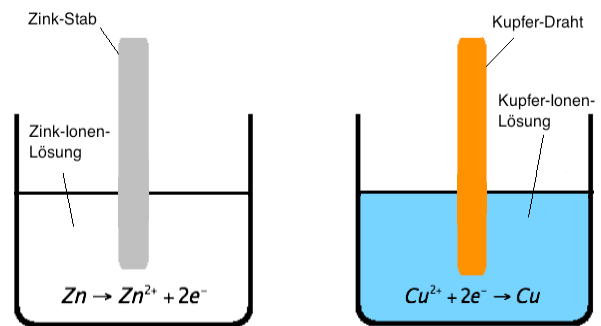
Passend zum Zinkstab verwenden wir links eine Zinkionen-Lösung und rechts bei der Kupferionen-Lösungen geben wir einen Kupferdraht dazu!

Links mit Zinkionen-Lösung und rechts mit Kupferdraht ergänzen.



Es kommt zu denselben Reaktionen wie im ersten Versuch. Die Zinkatome gehen als Ionen in Lösung und es werden dabei Elektronen frei.

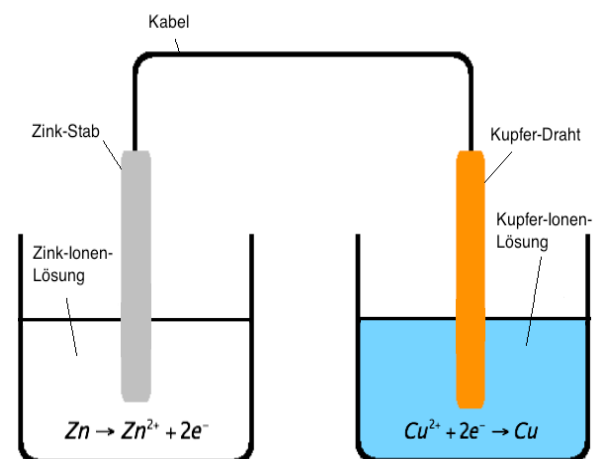
Gleichungen einzeichnen!



Diese Elektronen werden nun von den Kupferionen benötigt, das heißt wir brauchen eine Verbindung zum Kupferdraht.

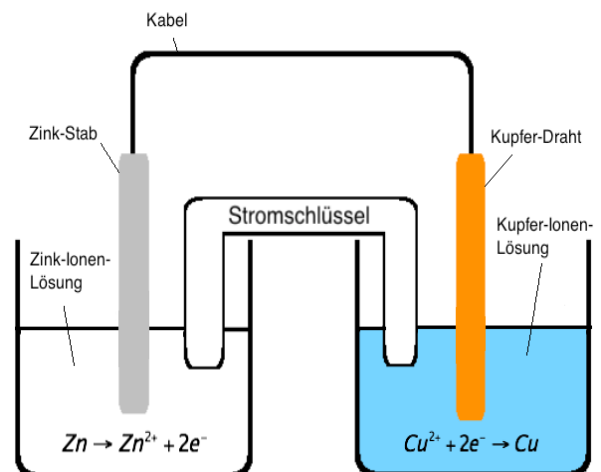
Durch die Bildung von freien Elektronen entsteht eine Ladungsdifferenz zwischen den beiden Elektroden. An der Zinkelektrode sind mehr Elektronen als an der Kupferelektrode. Dieser Ladungsunterschied ist die „Spannung“

Kabel einzeichnen!



Hiermit können die Elektronen, die links entstehen, sich zu den Kupferionen bewegen. Diese nehmen die Elektronen auf und werden zu Kupferatomen, die sich am Kupferdraht anlagern. Kann das so schon funktionieren oder fehlt noch etwas? Nein, weil der Stromkreis nicht geschlossen ist!

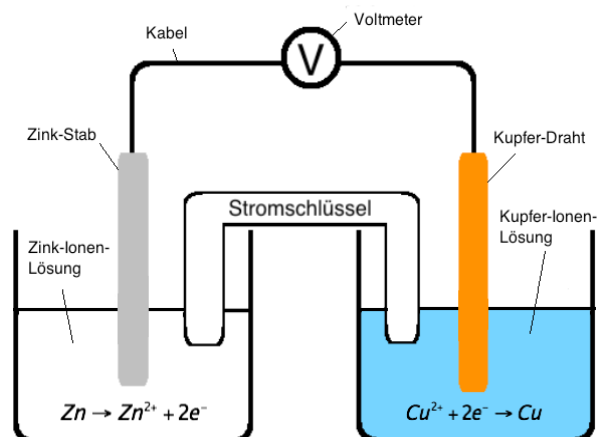
Stromschlüssel einzeichnen!



Über den Stromschlüssel findet ein Ladungsausgleich statt. Dadurch wird der Stromkreis geschlossen und es kann Strom fließen. Über den inneren Stromkreis (Lösungen und Stromschlüssel) wandern die Ionen. Über den äußeren Stromkreis (Kabel) wandern die Elektronen. Das kann mit dem Voltmeter gemessen werden.

Voltmeter einzeichnen!

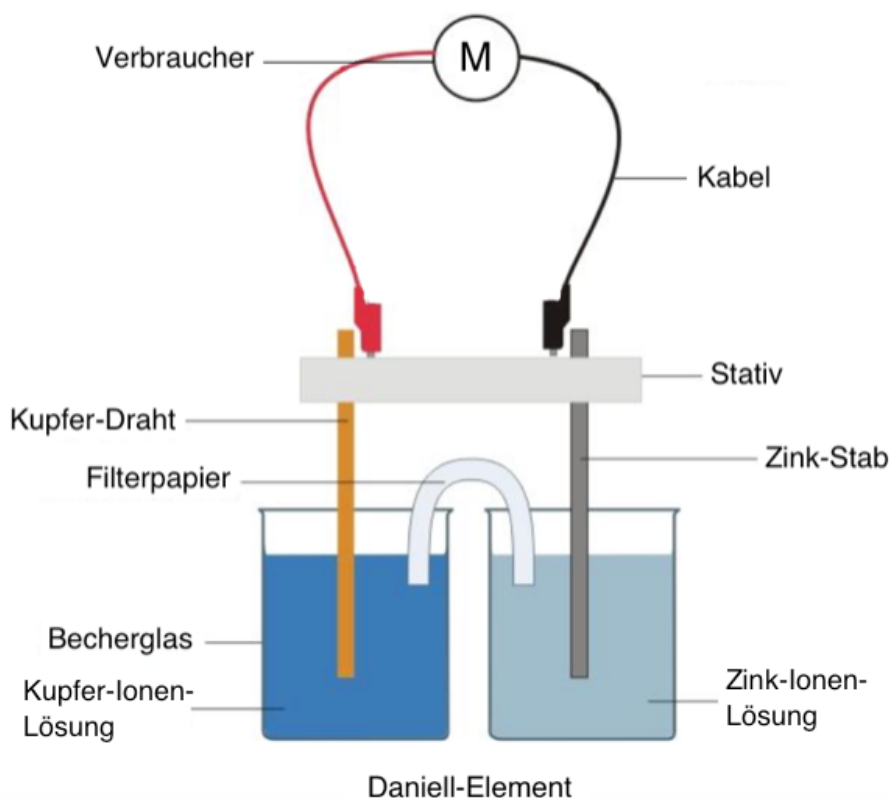
Das probieren wir jetzt einfach aus!



Versuch Daniell-Element

Geräte und Chemikalien:

Kupfernitrat-Lösung $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ $c = 1 \text{ mol/L}$	2 Bechergläser (100-250 mL)
Zinknitrat-Lösung $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ $c = 1 \text{ mol/L}$	2 Kabel
Filterpapier	Voltmeter
Zinkstab	
Kupferdraht	

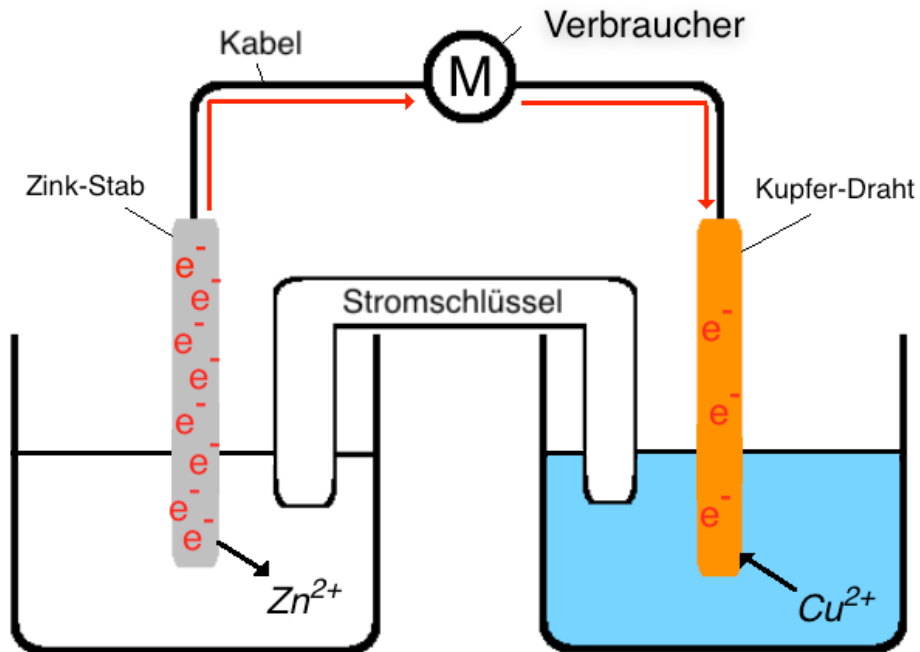


Quelle: http://fdzchemie.univie.ac.at/fileadmin/user_upload/fd_zentrum_chemie/Arbeitsanleitungen_Schulversuche_AC/Woche7.pdf

Durchführung:

Fülle je ein Becherglas zu zwei Drittel mit Kupfernitrat-Lösung und Zinknitrat-Lösung. Anschließend mach das Filterpapier mit Wasser nass und lege es nun mit dem einen Ende in die Kupfernitrat-Lösung und dem anderen Ende in die Zinknitrat-Lösung. Danach tauche den Kupferstab in das Becherglas mit der Kupfernitrat-Lösung und den Zinkstab in das Becherglas mit der Zinknitrat-Lösung. Mit Hilfe der Kabel kannst du das Voltmeter anschließen. Beachte dazu die Abbildung der Versuchsanordnung.

Zeichne in die Skizze ein, in welche Richtung sich die Elektronen bewegen!



Was passiert mit den Zinkatomen?

Die Zinkatome geben Elektronen ab und werden dabei zu Zinkionen, diese gehen in Lösung.

Was passiert mit den Kupferionen?

Die Zinkionen nehmen die Elektronen auf und scheiden sich am Kupferdraht ab.

Was ist notwendig, damit Strom fließen kann?

Der Stromkreis muss geschlossen sein, es müssen frei bewegliche Ladungsträger und ein Ladungsunterschied zwischen den Metallen vorhanden sein.

Wozu dient das Filterpapier?

Das Filterpapier ermöglicht den Ionen in den Lösungen, sich von einem Becherglas zu dem anderen zu bewegen. Dadurch wird der Stromkreis geschlossen.

LehrerIn:

Mit SchülerInnen die Fragen besprechen und die einzelnen Punkte nochmal erklären!

LehrerIn:

Wir haben bei dem ersten Versuch mit den verschiedenen Metallen und den Metallionen-Lösungen gesehen, dass es zu einer freiwilligen Übertragung von Elektronen kommt. Die Atome des unedleren Metalls geben Elektronen ab und werden zu Ionen, diese gehen in Lösung. Die Ionen des edleren Metalls nehmen die Elektronen auf und werden dadurch zu Atomen, die sich abscheiden.

Heute, beim zweiten Versuch ist es uns gelungen, diese zwei Prozesse räumlich zu trennen und damit haben wir die Elektronen gezwungen über das Kabel zu wandern. Die Elektronen bewegen sich durch den äußeren Stromkreis. Die Ionen bewegen sich durch die Lösung. Das wird als innerer Stromkreis bezeichnet. Die gerichtete Bewegung von Elektronen nennen wir Strom, dessen Spannung wir mit dem Multimeter gemessen haben. (Tafelbild 4) Die Spannung entsteht durch den Ladungsunterschied an den beiden Elektroden.

Tafelbild 4:

Elektronen werden freiwillig von den Atomen des unedlere Metalls auf die Ionen des edleren Metalls übertragen!

Durch räumliche Trennung der Metalle kann diese Elektronenübertragung genutzt werden!

→ Strom

Extra-Aufgabe für schnelle SchülerInnen!

Bei der Messung der Spannung kommt bei einer Zink- und einer Kupferelektrode 1,1 Volt heraus und bei einer Zink- und einer Silber-Elektrode 1,55 Volt

1. Zink vs. Kupfer (ca. 1,1 V)
2. Zink vs. Silber (ca. 1,55 V)

Aufgabe

Kannst du Schlüsse daraus ziehen, wie sich der gemessene Wert verändert, wenn du eine Kupfer-Elektrode mit einer Silber-Elektrode kombinierst? Wie hoch sollte die Spannung deiner Meinung nach sein? Besprich deine Überlegungen mit deinem Sitznachbarn und trage sie in das Feld ein.

Überlegungen:

Kupfer vs. Silber entspricht ca. 0,45 V, weil es die Differenz von Zink vs. Silber (1,55 V) und Zink vs. Kupfer (1,1 V) ist.

Arbeitsblatt 1 SchülerInnen (ursprünglich)

1. Stunde

Elektrochemie - Wie funktioniert eine Batterie?

	Code
Dritter Buchstabe des eigenen Vornamens	
Einerstelle des eigenen Geburtstags	
Einerstelle des eigenen Geburtsmonats	
Dritter Buchstabe des Vornamens der Mutter (X, falls nicht bekannt)	
Dritter Buchstabe des Vornamens des Vaters (Y, falls nicht bekannt)	
Dritter Buchstabe des Vornamens des ältesten Geschwisterkindes (Z, falls nicht vorhanden)	
Dritter Buchstabe des eigenen Nachnamens	

1. Aufgabe **Versuch Spannungsreihe**

Geräte und Chemikalien:

Kupferionen-Lösung, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $c=0,05 \text{ mol/L}$	Reagenzglasgestell
Zinkionen-Lösung, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $c=0,05 \text{ mol/L}$	9 Reagenzgläser 12x75
Silberionen-Lösung, AgNO_3 , $c=0,05 \text{ mol/L}$	Stahlwolle
Kupferdraht, 1 Stück	Küchenrolle
Silberdraht, 1 Stück	
Zinkstab, 1 Stück	

Vorbereitung:

Fülle jeweils drei Reagenzgläser mit Kupferionen-Lösung, Silberionen-Lösung und Zinkionen-Lösung und beschrifte die Gläser. Poliere den Stab und die Drähte mit Stahlwolle, falls nötig.

Durchführung:

Tauche den Kupferdraht, den Silberdraht und den Zinkstab in jeweils eine Kupferionen-Lösungen. Trage nun in die Tabelle ein, was du nach zwei Minuten beobachten konntest. Poliere nun die Metallstücke mit der Stahlwolle und wiederhole das Experiment mit der Zinkionen-Lösung und anschließend mit der Silberionen-Lösung.

	nach	Cu^{2+} -Lösung	Zn^{2+} -Lösung	Ag^{+} -Lösung
Kupferdraht	2 min			
	2 Tagen			
Zinkstab	2 min			
	2 Tagen			
Silberdraht	2 min			
	2 Tagen			

2. Aufgabe:

Die Fotos zeigen den weiteren Verlauf des Versuchs, den du gerade durchgeführt hast, nach zwei Tagen. Schau dir bitte die Fotos genau an und trage deine Beobachtungen ebenfalls oben in die Tabelle ein.

3. Aufgabe:

Schau dir jetzt bitte noch einmal den Versuch mit dem Zinkstab und der Kupferionen-Lösung an. Stelle mit deiner Gruppe Vermutungen auf, was bei dem Vorgang mit den Kupferionen und den Zinkatomen passiert. Trage deine Vermutungen in das Feld ein!

Vermutung:

4. Aufgabe:

Denke nun an den Versuch mit dem Kupferdraht und der Silberionen-Lösung, den du vorher schon gemacht hast. Stelle eine Vermutung auf, was in diesem Fall passiert und begründe deine Antwort!

Vermutung:

5. Aufgabe:

Versuche für die Reaktion von den Kupferatomen mit den Silberionen ebenfalls die zwei Halbgleichungen aufzustellen!

Gleichungen:

6. Aufgabe:

Gib zu jedem Paar von Metallen an, welches das edlere ist und begründe jeweils deine Antwort!

Denke daran:

Ein Atom eines unedlen Metalls gibt Elektronen an Ionen eines edleren Metalls ab!

Cu/Zn: _____ ist edler als _____, weil _____

Cu/Ag: _____ ist edler als _____, weil _____

Ag/Zn: _____ ist edler als _____, weil _____

Ordne die drei Metalle nun so, dass das unedelste Metall ganz links steht und das edelste ganz rechts!

Begründe, warum du die Metalle so geordnet hast:

Arbeitsblatt 1 SchülerInnen (optimiert)

1. Stunde

Elektrochemie - Wie funktioniert eine Batterie?

	Code
Dritter Buchstabe des eigenen Vornamens	
Einerstelle des eigenen Geburtstags	
Einerstelle des eigenen Geburtsmonats	
Dritter Buchstabe des Vornamens der Mutter (X, falls nicht bekannt)	
Dritter Buchstabe des Vornamens des Vaters (Y, falls nicht bekannt)	
Dritter Buchstabe des Vornamens des ältesten Geschwisterkindes (Z, falls nicht vorhanden)	
Dritter Buchstabe des eigenen Nachnamens	

1. Aufgabe Versuch Spannungsreihe

Geräte und Chemikalien:

Kupferionen-Lösung, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $c=0,05 \text{ mol/L}$	Zinkstab, 1 Stück
Zinkionen-Lösung, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $c=0,05 \text{ mol/L}$	9 Reagenzgläser 12x75
Silberionen-Lösung, AgNO_3 , $c=0,05 \text{ mol/L}$	Stahlwolle
Kupferdraht, 1 Stück	Küchenrolle
Silberdraht, 1 Stück	Reagenzglasgestell

Vorbereitung:

Fülle jeweils drei Reagenzgläser mit Kupferionen-Lösung, Silberionen-Lösung und Zinkionen-Lösung und beschrifte die Gläser. Poliere den Stab und die Drähte mit Stahlwolle, falls nötig.

Durchführung:

Tauche den Kupferdraht, den Silberdraht und den Zinkstab in jeweils eine Kupferionen-Lösung. Trage nun in die Tabelle ein, was du nach zwei Minuten beobachten konntest. Poliere nun die Metallstücke mit der Stahlwolle und wiederhole das Experiment mit der Zinkionen-Lösung und anschließend mit der Silberionen-Lösung.

	Cu^{2+} -Lösung	Zn^{2+} -Lösung	Ag^+ -Lösung
Kupferdraht			
Zinkstab			
Silberdraht			

2. Aufgabe:

Schau dir jetzt bitte noch einmal den Versuch mit dem Zinkstab und der Kupferionen-Lösung an. Stelle mit deiner Gruppe Vermutungen auf, was bei dem Vorgang mit den Kupferionen und den Zinkatomen passiert. Trage deine Vermutungen in das Feld ein!

Vermutung:

3. Aufgabe:

Denke nun an den Versuch mit dem Kupferdraht und der Silberionen-Lösung, den du vorher schon gemacht hast. Stelle eine Vermutung auf, was in diesem Fall passiert und begründe deine Antwort!

Vermutung:

4. Aufgabe:

Gib zu jedem Paar von Metallen an, welches das edlere ist und begründe jeweils deine Antwort!

Denke daran:

Ein Atom eines unedlen Metalls gibt Elektronen an Ionen eines edleren Metalls ab!

Cu/Zn: _____ ist edler als _____, weil _____

Cu/Ag: _____ ist edler als _____, weil _____

Ag/Zn: _____ ist edler als _____, weil _____

Ordne die drei Metalle nun so, dass das unedelste Metall ganz links steht und das edelste ganz rechts!

Begründe, warum du die Metalle so geordnet hast:

Arbeitsblatt 2 SchülerInnen (ursprünglich)

2. Stunde

Elektrochemie - Wie funktioniert eine Batterie?

	Code
Dritter Buchstabe des eigenen Vornamens	
Einerstelle des eigenen Geburtstags	
Einerstelle des eigenen Geburtsmonats	
Dritter Buchstabe des Vornamens der Mutter (X, falls nicht bekannt)	
Dritter Buchstabe des Vornamens des Vaters (Y, falls nicht bekannt)	
Dritter Buchstabe des Vornamens des ältesten Geschwisterkindes (Z, falls nicht vorhanden)	
Dritter Buchstabe des eigenen Nachnamens	

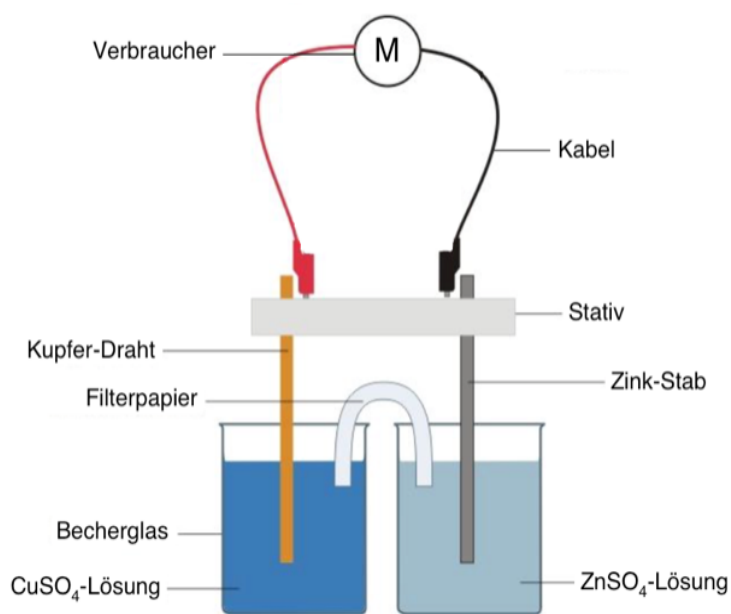
Versuch Daniell-Element

Geräte und Chemikalien:

Kupfersulfat-Lösung CuSO_4 c = 1 mol/L	2 Kabel
Zinksulfat-Lösung ZnSO_4 c = 1 mol/L	2 Bechergläser (100-250 mL)
Kupferstab	Voltmeter
Zinkstab	Filterpapier

Durchführung

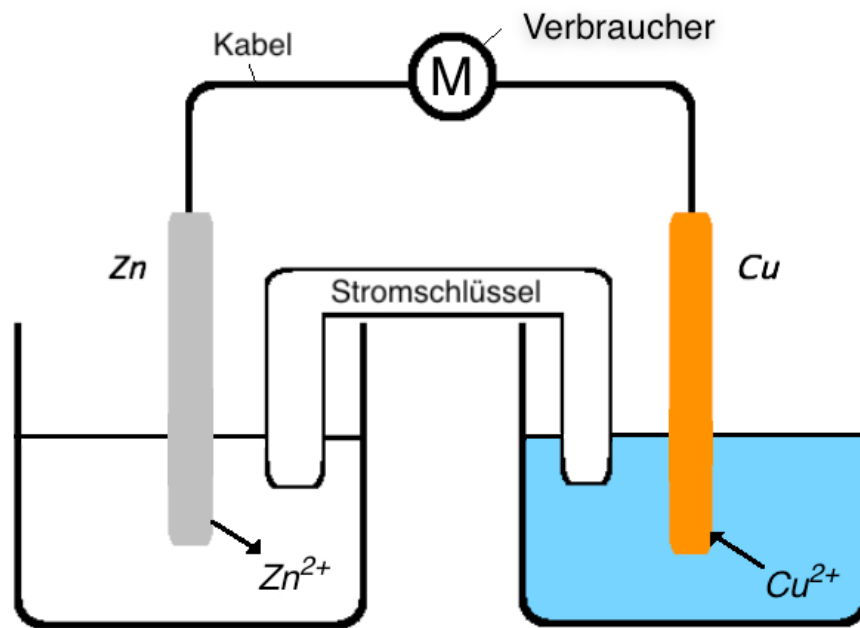
Fülle je ein Becherglas zu zwei Drittel mit Kupfersulfat-Lösung und Zinksulfat-Lösung. Anschließend mach das Filterpapier mit Wasser nass und lege es nun mit einem Ende in die Kupfersulfat-Lösung und mit dem anderen Ende in die Zinksulfat-Lösung. Danach tauche den Kupferstab in das Becherglas mit der Kupfersulfat-Lösung und den Zinkstab in das Becherglas mit der Zinksulfat-Lösung. Mithilfe der Kabel kannst du das Voltmeter anschließen. Beachte dazu die Abbildung der Versuchsanordnung.



Daniell-Element

Quelle: http://fdzchemie.univie.ac.at/fileadmin/user_upload/fd_zentrum_chemie/Arbeitsanleitungen_Schulversuche_AC/Woche7.pdf

Zeichne die Elektronen in die Skizze ein und in welche Richtung sie sich bewegen!



Was passiert mit den Zinkatomen?

Was passiert mit den Kupferionen?

Was ist notwendig, damit Strom fließen kann?

Wozu dient das Filterpapier?



PERMISSION LETTER

January 12, 2017

Springer reference

Chemiedidaktik kompakt

Lernprozesse in Theorie und Praxis

Authors: Hans-Dieter Barke, Günther Harsch, Annette Marohn, Simone Krees

DOI 10.1007/978-3-662-43396-6

Print ISBN 978-3-662-43395-9

Online ISBN 978-3-662-43396-6

Material to be reused: Figure 1.3

Your project

Requestor:



University: Universität Wien

Purpose: Dissertation/Thesis

With reference to your request to reuse material in which **Springer** controls the copyright, our permission is granted free of charge under the following conditions:

Springer material

- represents original material which does not carry references to other sources (if material in question refers with a credit to another source, authorization from that source is required as well);
- requires full credit (Springer book/journal title, chapter/article title, volume, year of publication, page, name(s) of author(s), original copyright notice) to the publication in which the material was originally published by adding: "With permission of Springer";
- figures, illustrations, and tables may be altered minimally to serve your work. Any other abbreviations, additions, deletions and/or any other alterations shall be made only with prior written authorization of the author;
- **Springer does not supply original artwork or content.**

This permission

- is non-exclusive;
- is valid for one-time use only for the purpose of defending your thesis limited to university-use only and with a maximum of 100 extra copies in paper. If the thesis is going to be published, permission needs to be reobtained.
- includes use in an electronic form, provided it is an author-created version of the thesis on his/her own website and his/her university's repository, including UMI (according to the definition on the Sherpa website: <http://www.sherpa.ac.uk/romeo/>);
- is subject to courtesy information to the author (address is given in the publication);
- is personal to you and may not be sublicensed, assigned, or transferred by you to any other person without Springer's written permission;
- is only valid if no personal rights, trademarks, or competitive products are infringed.

This license is valid only when the conditions noted above are met.

Permission free of charge does not prejudice any rights we might have to charge for reproduction of our copyrighted material in the future.

Rights and Permissions

Branch of Springer-Verlag GmbH, Heidelberger Platz 3, 14197 Berlin, Germany | Amtsgericht Berlin-Charlottenburg, HRB 91881 B
Managing Directors: Derk Haank, Martin Mos, Peter Hendriks | Springer is part of Springer Science+Business Media

A5 Zusammenfassung

In dieser Diplomarbeit wurden zwei Unterrichtseinheiten für den Chemieunterricht der 8. Schulstufe zum Thema Elektrochemie geplant, durchgeführt und in weiterer Folge analysiert. Das Ziel dieses Unterrichts sollte sein, dass das Verständnis der Schülerinnen und Schüler gegenüber elektrochemischen Vorgängen, konkret der Funktionsweise einer Batterie, gefördert wird. Zur Planung wurden in der Literatur beschriebene Schülerinnen- und Schülervorstellung zum Thema Elektrochemie, sowie anderen Bereichen der Chemie und Physik, die eine wichtige Rolle zum Verstehen beitragen, berücksichtigt.

Aus fachdidaktischen Erhebungen weiß man, dass Lernen ein aktiver Prozess ist, der von den Erfahrungen der Schülerinnen und Schüler stark beeinflusst wird (Barke et al., 2015). Bei der Unterrichtsplanung sind bezüglich des Lernens Präkonzepte von großer Bedeutung. Aus konstruktivistischer Sicht ist es notwendig, den aktuellen Wissensstand der Schülerinnen und Schüler zu kennen, um im Anschluss neues Wissen sinnvoll darauf aufbauen zu können (Duit, 2010). Mittlerweile hat man aus verschiedenen Untersuchungen, wie z. B. von Reinders Duit (2009), die Erkenntnis gewonnen, dass alle Lernenden ihre eigenen Ideen und Vorstellungen zum jeweiligen Thema bereits in den Unterricht mitbringen.

In meiner Arbeit wurde die Entstehung der Unterrichtseinheiten, sowie dessen Durchführung und Evaluierung im Detail beschrieben. Ebenfalls wurde die Entwicklung des Multiple-Choice-Fragebogens zur Evaluierung und dessen statistische Auswertung nach Bortz und Schuster (2010) beleuchtet. Die Unterrichtsplanung kann von Lehrkräften ohne größere Veränderungen direkt für den Chemieunterricht verwendet werden.

Der konzipierte Unterricht wurde in vier Klassen der 4. Schulstufe einer AHS/WMS getestet. Jede der Unterrichtsstunden bestand aus einem Schülerinnen- und Schülerversuch mit dazugehörenden Aufgaben, welche die Schülerinnen und Schüler in Kleingruppen bearbeiteten. Zwischen den selbständig zu machenden Aufgaben gab es ergänzende Erklärungen der Lehrperson. Auf Arbeitsblättern wurden die Beobachtungen während den Versuchen, sowie die Antworten zu den Aufgaben festgehalten. Darüber hinaus wurde von den Schülerinnen und Schülern vor und nach der Durchführung des geplanten Unterrichts der entwickelte Fragebogen ausgefüllt.

Die Antworten der Schülerinnen und Schüler auf dem Fragebogen bildeten die Grundlage dieser Arbeit. Dadurch wurde ermittelt, welche der behandelten Teilbereiche nach dem durchgeführten Unterricht zur Funktionsweise eines galvanischen Elements sich im Vergleich zu vorher verbessert haben und wo die Schülerinnen und Schüler Probleme haben.

Aufgrund dieser Auswertungen konnten Schwierigkeiten identifiziert und Vorschläge zur Verbesserung der Unterrichtseinheiten am Ende der Arbeit gemacht werden.

A6 Abstract

The aim of this diploma thesis was to develop a teaching sequence which could enhance the understanding of 8th form students about the principles of a battery cell and about electrochemical processes in general. Two chemistry teaching sequences on the topic electrochemistry were planned, conducted and analysed in detail afterwards. Common misconceptions of students about electrochemistry and other relevant chemical and physical phenomena as described in literature were taken into account in the planning.

It is known from didactics research that learning is an active process which is strongly influenced by the previous experiences of the learners (Barke et al. 2015). Existing pre-concepts are thus of great significance for student learning. In order to build on existing knowledge of the students, it is necessary from a constructivism point of view to know the current state of knowledge (Duit, 2010). It is known from various evaluations, e.g. Duit 2009, that every learner brings their own ideas and concepts about a topic into lessons.

In my thesis, the construction of the teaching sequences as well as their delivery and evaluation are illustrated in detail. Furthermore, the development of the multiple-choice questionnaire for evaluation purposes and its statistical analysis after Bortz and Schuster (2010) is described. The developed teaching sequence can be readily used by chemistry teachers without need for significant changes.

The developed concept has been tested in four classes of a 4th grade AHS/WMS (lower secondary school). Each lesson contained a student experimental unit with accompanying tasks to be completed in small groups. Between the tasks there was additional information conveyed by the teacher. Observations about the experiment and answers to the tasks were listed on exercise sheets by the students and the questionnaire for evaluation was answered before and after the teaching sequences had been conducted.

The data obtained from the questionnaire were the basis of this thesis, evaluating whether the comprehension of the students on any of the elements of the principles of a galvanic cell had improved and if there were any difficulties in understanding. Based the data analysis, any occurring difficulties were identified and suggestions for improvement of the developed teaching sequence could be given at the end of the thesis.

