

Westfälische Wilhelms-Universität Münster
Fachbereich Chemie und Pharmazie
Studiengang: Zwei-Fach-Bachelor Chemie und Physik
Modul 2: Einführung in die Chemiedidaktik

Bachelorarbeit

Optimierung eines Experiments zu galvanischen Zellen und Einbettung in den Chemieunterricht auf Basis einer Szene aus der Fernsehserie "Breaking Bad"

Fabian Gust
Pferdeweg 6
49809 Lingen
E-Mail: f_gust01@uni-muenster.de
Tel. Nr.: 0591/59991
Matrikelnummer: 380350
6. Semester
Sommersemester 2014

Abgabedatum: 07.08.2014
Erstgutachterin: Prof.' Dr. Simone Krees
Zweitgutachterin (Vorschlag): Prof.' Dr. Annette Marohn

Inhaltsverzeichnis

1. Motivation und Ziele der Arbeit	1
2. Theorieteil und didaktische Standortbestimmung	2
2.1. Über “Breaking Bad”	2
2.2 Handlungsbeschreibung der Folge „4 Tage Auszeit“	3
2.3 Galvanische Zellen	5
2.4 Einordnung in die Lehrpläne der Chemie des Landes Nordrhein-Westfalen	8
2.5 Motivation durch die Verwendung der Szene	8
2.6 “Breaking Bad” in wissenschaftlichen Publikationen	10
3. Eigene experimentelle Untersuchungen	13
3.1 Originalaufbau	13
3.2 Optimierung der Kathodenhalbzelle	14
3.3 Optimierung der Anodenhalbzelle	18
3.4 Optimierung Elektrolytlösung und Schraubenzahl	20
3.5 Gasentwicklung	22
3.6 Zusammenfassung der Ergebnisse der Optimierung	22
4. Didaktische Verwendung der eigenen Ergebnisse	24
4.1 Begründung eines Versuchsaufbaus für den Unterricht	24
4.2 Einbettung des Schulversuchs in den Unterricht	25
5. Experimentalteil	30
5.1. Geräte und Chemikalien	30
5.2 Grundversuch	32
5.3 Variationen des Grundaufbaus	32
5.4 Versuchsdurchführung des optimierten Aufbaus	34
6. Gesamtreflexion und Ausblick	36
6.1 Gesamtreflexion	36
6.2 Ausblick	36

7. Anhang	38
7.1. Rechnung zur Bestimmung von $c(\text{Hg}^{2+})/c(\text{Zn}^{2+})$	38
7.2 Messwerte zu Versuch 5.3.10	39
8. Literaturverzeichnis	40
9. Plagiatserklärung des Studierenden	43

1. Motivation und Ziele der Arbeit

Wenn ich an meinen Chemieunterricht in der Schule zurückdenke, so fehlte mir oft bei diversen Themen ein Anwendungsbezug der behandelten Theorie beziehungsweise der durchgeführten Experimente. Falls solche Bezüge im Unterricht stattfanden, waren diese meist veraltet und tangierten meinen Habitus nur sehr wenig. Daraus erwuchs der Wunsch nach aktuelleren und spannenderen Anwendungen der Inhalte der Schulchemie.

Als ich von meinem Bruder zu Weihnachten die erste Staffel der Serie „Breaking Bad“ mit den Worten „Das passt ja zu deinem Studium!“ geschenkt bekam, konnte er sich vermutlich noch nicht denken, wie sehr er damit recht haben würde. Beim Anschauen der Serie dachte ich mir in Bezug auf mein Lehramtsstudium in Chemie des öfteren, dass ich diverse Szenen doch in meinem späteren Beruf im Unterricht verwenden könnte und vielleicht schon eine Arbeit im Rahmen meines Studiums dazu verfassen könnte.

Dies geschieht nun im Rahmen dieser Bachelorarbeit. Nach einer erneuten Sichtung der gesamten Serie bot sich die hier näher beschriebene Szene aus Folge 9 Staffel 2 besonders an, um das Ziel zu verfolgen, ein alternatives und motivierendes Beispiel für die Anwendung der galvanischen Zellen für die Oberstufe zu schaffen. Dazu wird ein Experiment zu diesem Thema entwickelt und optimiert sowie in den Chemieunterricht eingebettet. Grundlage dafür ist die sich auf der beiliegenden CD befindende Filmsequenz aus „Breaking Bad“. Dazu wird im Rahmen dieser Arbeit zunächst auf den Inhalt von „Breaking Bad“ im Allgemeinen und auf die dem Experiment zugrunde liegende Folge im Speziellen eingegangen. Im Anschluss daran werden die chemischen Grundlagen zum Verständnis der ablaufenden Vorgänge erklärt und anhand der Lehrpläne für die Oberstufe des Landes Nordrhein-Westfalen in den Chemieunterricht eingeordnet. Dann wird dargelegt, wie sich Filme oder Filmsequenzen als Ankermedium zur Motivation der Schüler nutzen lassen. Daraufhin wird noch kurz auf andere wissenschaftliche Publikationen, die sich mit „Breaking Bad“ beschäftigen, eingegangen, um von dort auf den Hauptteil, der Optimierung des Schulexperiments, überzuleiten. Dazu wird ausgehend vom Aufbau der galvanischen Zelle in der Filmvorlage ein für den Schulunterricht geeigneter Versuchsaufbau entwickelt. Im Anschluss daran wird die didaktische Verwendung dieses Versuchsaufbaus dargestellt und auf Basis der Filmsequenz in den Chemieunterricht eingebettet. Im nachfolgenden Kapitel werden die Versuchsvorschriften der durchgeführten Versuche aufgeführt sowie der sich daraus ergebende für den Schulunterricht optimierte Versuchsaufbau herausgestellt. Im Ausblick werden abschließend Impulse für eine mögliche weitere Verwendung der im Rahmen dieser Arbeit erhaltenen Ergebnisse gegeben.

2. Theorieteil und didaktische Standortbestimmung

2.1. Über „Breaking Bad“

Bei „Breaking Bad“ handelt es sich um eine aus 5 Staffeln zu je 7 bis 16 Folgen bestehende amerikanische Autorensérie [1; S.11], welche von Vince Gilligan und Mark Johnson produziert wurde. Der unbewusst an eine wahre Geschichte angelehnte Handlungsstrang [2] ist in die im US-Bundesstaat New Mexico gelegene Großstadt Albuquerque gesetzt. Die Erstaustrahlung der Pilotfolge fand in den USA am 20. Januar 2008 und in Deutschland am 4. Februar 2009 statt [3]. Sie lässt sich sowohl dem Genre des Dramas als auch dem der (schwarzen) Gangsterkomödie zuordnen [1; S.72]. Als Vertreter des „quality TV“ [1; S.59] ist die Zielgruppe von „Breaking Bad“ ein „geschultes und gebildetes Publikum“ [1; S.53]. Durch den Titel „Breaking Bad“, welcher in der Jugendsprache die Nebenbedeutung „cool sein“ beinhaltet, zeigt sich, dass besonders junges Publikum angesprochen werden soll, da dieses in der Lage ist, diese Nebenbedeutung zu erkennen [1; S.31].

Die Hauptrolle in „Breaking Bad“ spielt der überqualifizierte Chemielehrer mittleren Alters Walter 'Walt' White (Bryan Cranston), der an Krebs erkrankt. Um seine Familie, bestehend aus seiner schwangeren Frau Skyler (Anna Gunn) sowie seinem körperlich behinderten Sohn Walter Jr. (RJ Mitte), nach seinem Tod finanziell abzusichern, benötigt er eine Menge Geld. Zusätzlich kommen, resultierend aus dem amerikanischen Gesundheitssystem, horrenden Behandlungskosten für die Krebstherapie auf die Familie zu. Als Walter einer Drogenrazzia seines als DEA- (Drug Enforcement Administration) Agent arbeitenden Schwagers Hank (Dean Norris) beiwohnt, erkennt er seinen fliehenden ehemaligen Schüler Jesse Pinkman (Aaron Paul). Außerdem wird Walter klar, wie viel Geld sich durch den Handel mit Crystal Meth (N-Methylamphetamin) verdienen lässt. Im Folgenden kontaktiert er den unzuverlässigen und drogensüchtigen Jesse, und die beiden beginnen mit der Produktion von sehr reinem Crystal Meth. Zuvor kochte Jesse bereits alleine. Sein Produkt war jedoch nicht zuletzt auf Grund mangelnder Fachkenntnisse sehr unrein. Durch das Zusammenspiel von Walters chemischem Wissen und Jesses Kontakten in das Drogenmilieu gelingt es dem ungleichen Duo, ein schnell wachsendes „Unternehmen“ aufzubauen. Schnell übersteigt die Nachfrage das durch den Mangel des Edukts „Pseudo“ (Pseudoephedrin) begrenzte Angebot, und Walter entwickelt einen neuen Syntheseweg auf Basis von Methylamin. Durch diese Umstellung gelingt es den beiden, nicht nur mehr Meth zu produzieren, sondern auch eine Reinheit von bis zu 99,9% zu erreichen. Damit steht die

von ihnen produzierte Droge auf dem Schwarzmarkt außer Konkurrenz. Das auf diese Weise erhaltene „blue Meth“ (Es hat entgegen jeglicher chemischer Begründung eine blaue Farbe [4].) erfreut sich in der Szene sehr großer Beliebtheit, wodurch auch Walters Schwager Hank im Speziellen sowie die gesamte DEA im Allgemeinen darauf aufmerksam werden [5].

Walter selbst erzählt niemandem von seinem Doppelleben als Drogenkoch „Heisenberg“ auf der einen und krebserkrankter Familienvater auf der anderen Seite und verstrickt sich so in ein immens anwachsendes Lügengespinnst. Dabei wird er zusehends „böser“, wodurch auch der Serientitel „Breaking Bad“ eine weitere Dimension erhält. Dem Zuschauer wird deutlich, dass „die Dichotomie zwischen gut und böse schlicht eine Illusion“ [6] ist. An dieser Stelle soll, um nichts vorwegzunehmen, nicht weiter auf den Inhalt von „Breaking Bad“ eingegangen werden [5].

Neben dieser durchdachten und kompliziert verstrickten Handlungsstruktur bietet „Breaking Bad“ jedoch auch diverse Bezüge zu den verschiedenen Naturwissenschaften. Beispielsweise wird das Gift Rizin aus der Rizinuspflanze gewonnen (Staffel 2; Folge 2) oder ein sehr starker Elektromagnet findet Verwendung zum Löschen von belastenden Dateien auf Computern in der Asservatenkammer der Polizei, ohne diese überhaupt betreten zu müssen (Staffel 5; Folge 1). Auch bezogen auf die Chemie hat „Breaking Bad“ deutlich mehr als die Synthese von N-Methylamphetamin zu bieten. So wird die Aluminothermie genutzt, um Schlösser zu knacken (Staffel 1; Folge 7), oder selbstgebaute galvanische Zellen werden, wie in dieser Arbeit detailliert beschrieben, zum Starten eines Campervans genutzt [5].

2.2 Handlungsbeschreibung der Folge „4 Tage Auszeit“

Zu Beginn der 9. Folge aus Staffel 2 befindet sich die gesamte Familie White, bestehend aus Walt, Skyler, Walter Jr., Hank und seiner Frau Marie, wegen Walts Krebserkrankung beim Arzt. Als Walt aus dem MRT kommt, sieht er zufällig einen großen Fleck auf einem seiner Bilder auf dem Monitor des Technikers und deutet diesen selbst ohne ärztliche Diagnose als riesigen Lungentumor. Resultierend aus dieser Annahme denkt Walter, er habe kaum noch Zeit bis zu seinem Tod und müsse sich daher sehr beeilen, um finanzielle Mittel für seine Familie zurückzulegen. Daher setzt er alle Hebel in Bewegung, mit seinem Partner Jesse in einem Zeitfenster von vier Tagen so viel Crystal Meth wie möglich herzustellen. Seiner Familie erzählt er derweil, er fahre seine Mutter besuchen, um dieser von seiner Krankheit zu erzählen sowie um sich um Unterstützung seiner Familie nach seinem Tod durch seine Mutter zu bemühen.

Walters Frau Skyler setzt ihn im Glauben am Flughafen ab, er würde von dort einem Flug zu seiner Mutter nehmen. Stattdessen wird Walter kurz darauf von Jesse mit einem Wohnmobil abgeholt. Dieses soll ihnen in den nächsten vier Tagen in der Wüste bei Albuquerque als mobiles Drogenlabor dienen. Beim Einrichten ihres „Campingplatzes“ wird bereits deutlich, dass die Abdeckung des Mobilfunknetzes sehr unzureichend ist. Als Jesse den Autoschlüssel auf der Laborbank ablegen möchte, weist Walter ihn darauf hin, dass dies ein Arbeitsplatz sei und der Schlüssel dort somit nichts zu suchen habe. Jesse steckt daraufhin den Schlüssel in das Zündschloss des Fahrzeugs. Dabei leuchtet die Warnleuchte, dass das Fahrzeug auf Zündung steht und somit die Batterie belastet wird. Ein akustisches Signal bleibt jedoch aus. Im Folgenden kochen die beiden Crystal Meth. Nach dem Abwiegen des erhaltenen Produkts errechnet Walter einen Nettogewinn von 672 000 Dollar pro Person.

Doch die Freude über diese enorme Summe wird direkt durch die Feststellung zerstört, dass sich die Batterie des Campervans durch den im Zündschloss steckenden Schlüssel entleert hat. Nach einem Streit versuchen die beiden, mit Hilfe eines Generators dem Motor Starthilfe zu geben. Dieser explodiert jedoch, und Jesse löscht das entstehende Feuer zu allem Überfluss mit ihrem letzten Trinkwasser, anstatt auf Walter zu warten, der mit einem Feuerlöscher heran eilt. Der nächste Versuch, sich aus dieser schwierigen Lage zu befreien, ist ein Anruf bei Jesses Freund Skinny. Dieser findet Walt und Jesse anhand ihrer durch die schlechte Telefonverbindung übermittelten Wegbeschreibung jedoch nicht. Ein weiterer klärender Anruf wird durch den sich nun vollständig entleerten Handyakku verhindert. Nun versuchen die beiden, durch Ankurbeln des defekten Generators genug Spannung zu erzeugen, um den Motor des Wagens zu starten. Dies stellt sich jedoch als sehr langwierig und kräftezehrend heraus und ist ebenfalls nicht von Erfolg gekrönt.

Durch diese Rückschläge schwindet die Hoffnung der beiden, sich aus dieser misslichen Lage zu befreien. Jesse möchte einfach losmarschieren, wird jedoch von Walter davon überzeugt, dass sein Mangel an Elektrolyten und die Anstrengung, eine so große Entfernung in der Hitze der Wüste zurückzulegen, zu seinem sicheren Tod führen würden. Nach einem kurzen Disput beginnt Jesse in Rage Vorschläge aufzuzählen, wie Walter durch sein naturwissenschaftlich fundiertes Wissen etwas konstruieren könnte, um ihnen zu helfen. Unter anderem nennt er dabei den Begriff Batterie, was dazu führt, dass Walter ein Licht aufgeht. Er wird ganz aufgeregt und fragt Jesse nach Schrauben, Muttern, Unterlegscheiben, Münzen und anderen Gegenständen aus Zink. Außerdem beauftragt er Jesse, die Bremsbeläge des Vans abzumontieren. Aus dem Quecksilberoxid aus diesen, mit Graphit und dem Zink der Zinkgegenstände baut Walter nun sechs galvanische Zellen. Als Ionenbrücke wird

dabei ein mit Kaliumhydroxid getränkter Schwamm verwendet. Die einzelnen Zellen werden mit Hilfe eines Kupferdrahts in Reihe geschaltet (vgl. Abb. 1), und Walt stellt, nachdem er Jesse die Funktionsweise erklärt hat, die Frage, ob diese Apparatur genug „Strom“ liefert, um das Wohnmobil zu starten. Beim Anschließen der Kabel findet bereits ein Funkensprung statt, und das Wohnmobil lässt sich starten. Walt und Jesse freuen sich sehr und fahren gemeinsam zum Flughafen, von wo Walt von seiner Frau abgeholt wird.



Abb. 1: Filmszene mit in Reihe geschalteten Zink-Quecksilberoxid-Zellen [7]

Zum Schluss der Folge stellt sich heraus, dass der Fleck, den Walt auf dem Monitor gesehen hat, kein riesiger Tumor ist, sondern lediglich entzündetes Gewebe. Diese Entzündung entstand durch die Strahlentherapie. Walt befindet sich entgegen seiner Annahme zu Beginn der Folge in Remission. Sein Tumor ist um 80% geschrumpft [7].

2.3 Galvanische Zellen

Bei der von Walter White gebauten Spannungsquelle handelt es sich um mehrere in Reihe geschaltete galvanische Zellen. Grundlage für die Entstehung einer konstanten Potentialdifferenz zwischen den einzelnen Halbzellen einer solchen galvanischen Zelle ist die Einstellung des elektrochemischen Gleichgewichts. Dieses tritt ein, wenn die Anzahl der pro Zeiteinheit in Lösung gehenden Metallionen mit der Anzahl der pro Zeiteinheit in umgekehrter Richtung durchtretenden Metallionen übereinstimmt. Für verschiedene Stoffe unterscheidet sich die Lage dieses elektrochemischen Gleichgewichts bei Standardbedingungen, und sie haben daher unterschiedliche Potentiale [8; S.139]. Der absolute Wert dieses Potentials lässt sich nicht bestimmen. Es ist jedoch

möglich, seinen relativen Wert zu einer Referenzelektrode zu messen. Aus historischen Gründen dient dazu die Standardwasserstoffelektrode, deren Potential willkürlich auf 0 V gesetzt wurde. Ausgehend davon lässt sich durch Vergleichsmessungen für jedes Redoxpaar ein Wert ermitteln. Die Standardpotentiale sind in der elektrochemischen Spannungsreihe aufgeführt [9; S.359].

Nutzt man die Potentialdifferenz zweier Redoxpaare in zwei räumlich getrennten Elektrodenräumen, auch Halbzellen genannt, zum Bau einer Stromquelle, so handelt es sich um eine galvanische Zelle. Die Elektrode, an der dabei die Oxidation stattfindet, wird als Anode und die, an der die Reduktion stattfindet, als Kathode bezeichnet [10; S.243]. Zur Verringerung von Diffusionsspannungen werden die Halbzellen durch eine Salzbrücke verbunden [10; S.244]. Alternativ wäre auch die Verwendung eines Diaphragmas, wie es der Schwamm in Walter Whites Zelle ist, möglich [8; S.138]. Dieses hat im Unterricht aus didaktischer Sicht den Vorteil, dass es die Fehlvorstellung eines Elektronenflusses im Elektrolyten weniger stark unterstützt als eine Salzbrücke [11], ändert jedoch an der grundsätzlichen Wirkungsweise einer galvanischen Zelle nichts. In Abbildung 2 ist eine galvanische Zelle aus einer Cu^{2+}/Cu - und einer Ag^+/Ag -Halbzelle dargestellt. Als Salzbrücke dient dabei eine Kaliumnitratlösung. Welches Anion in den Metallsalzlösungen der einzelnen Halbzellen vorliegt ist dabei nicht von Relevanz.

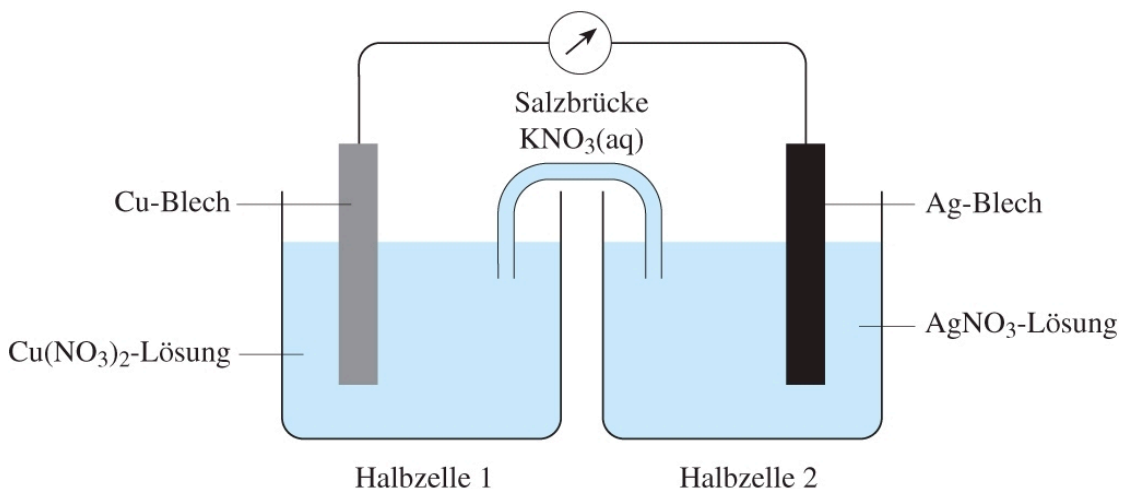


Abb. 2: Eine galvanische Zelle aus einer Cu^{2+}/Cu - und einer Ag^+/Ag -Halbzelle [12]

Liegen in einer Halbzelle keine Konzentrationen/Aktivitäten von 1 mol/L vor, so berechnet sich das Halbzellenpotential nach der Nernst-Gleichung:

$$E = E^0 + \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \ln\left(\frac{[\text{Ox.}]}{[\text{Red.}]}\right) = E^0 + \frac{0,059\text{V}}{z} \cdot \log\left(\frac{[\text{Ox.}]}{[\text{Red.}]}\right) \quad (1)$$

“Dabei stehen die Bezeichnungen [Ox.] und [Red.] für die Produkte aus den Aktivitäten der Stoffe auf der Seite der Halbreaktionsgleichung mit der oxidierten bzw. der reduzierten Spezies“ [9; S.367]. Diese lassen sich häufig durch entsprechenden Konzentrationen beschreiben.

Soll nun die Spannung einer galvanischen Zelle gemessen werden, so wird diese an ihren Elektroden parallel zu einem Spannungsmessgerät/Multimeter geschaltet. Das Messgerät hat dabei im idealisierten Grenzfall einen unendlich großen Innenwiderstand. In der Realität ist dieser als sehr groß anzusehen [13].

Obwohl sie äußerlich zunächst anders aussehen können, folgen diesem Prinzip auch die heutigen Batterien und so erklärt Walter Jesse in der Szene: „Eine Batterie ist eine galvanische Zelle“ [7; 35:59 min.]. Interessanterweise handelt es sich bei der von Walter und Jesse gebauten Batterie um einen Nachbau der Quecksilberoxid-Zink-Knopfzelle, welche in der Vergangenheit beispielsweise in Armbanduhren zum Einsatz kam [4]. In Abbildung 3 ist ein Querschnitt durch eine solche Quecksilberoxid-Zink-Knopfzelle dargestellt. Vergleicht man diesen mit dem Aufbau aus Abbildung 1, so wird deutlich, dass ihr Wirkungsprinzip identisch ist. Die Kupferdrähte übernehmen die Aufgabe der Stromleitung, wie sie in der Knopfzelle von Zelldeckel und Zellgehäuse übernommen werden. In der Fernsehserie werden Gegenstände aus Zink als Anode verwendet, während es in der Knopfzelle Zinkpulver ist. Der mit Kaliumhydroxidlösung getränkte Schwamm übernimmt die Funktion des Quellblatts mit Elektrolyten sowie der Separatorkombination. Die Bremsbeläge aus Quecksilber(II)-oxid bilden die Kathode, und auch in der Knopfzelle ist diese aus Quecksilber(II)-oxid.

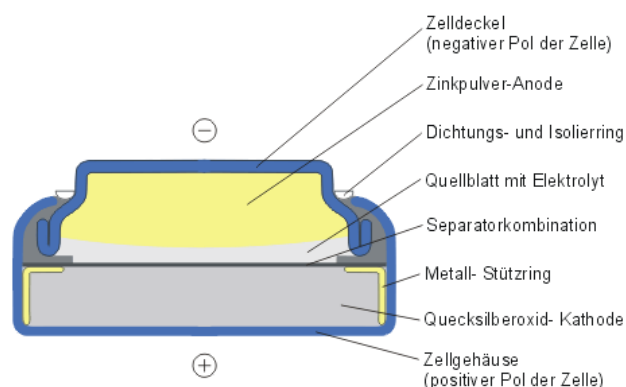


Abb. 3: Schnitt durch eine Zink-Quecksilberoxid-Knopfzelle [14]

2.4 Einordnung in die Lehrpläne der Chemie des Landes Nordrhein-Westfalen

Da „Breaking Bad“ durch die FSK ab 16 Jahren freigegeben ist, bietet sich eine Verwendung von Szenen aus dieser Serie nur für die Oberstufe an. Im aktuellen Kernlehrplan für die Sekundarstufe II an Gymnasien und Gesamtschulen in Nordrhein-Westfalen lässt sich die hier beschriebene Thematik der galvanischen Zelle im Kontext der Fernsehserie „Breaking Bad“ dem Inhaltsfeld 3 - Elektrochemie zuordnen. Sowohl für Grundkurse als auch für Leistungskurse finden sich Anknüpfungspunkte in diesem Inhaltsfeld. In beiden Kursarten werden im Basiskonzept Donator-Akzeptor die Spannungsreihe der Metalle und Nichtmetalle sowie galvanische Zellen aufgegriffen. Im Basiskonzept Energie überschneiden sich thematisch im Grundkurs und Leistungskurs die elektrochemische Energieumwandlung und die Standardpotentiale mit dem hier beschriebenen Unterrichtsexperiment. Im Leistungskurs werden zusätzlich die Nernst-Gleichung sowie die Kenndaten von Batterien und Akkumulatoren behandelt, welche thematisch auch diesem Zusammenhang zuzuordnen sind. Zusätzlich werden in der Beschreibung des Inhaltsfeldes 3 - Elektrochemie mobile Energieträger genannt. Zu diesen lässt sich die Batterie zählen [15].

2.5 Motivation durch die Verwendung der Szene

Nach Roth sollte der Unterrichtsinhalt dem Alter der Lernenden angepasst also altersspezifisch sein. Des Weiteren sollte der Lerngegenstand „zu einem exemplarischen Fall, der im besonderen reizt“, werden. Auch sprachlich sollte der Lerngegenstand dem Schüler in einer vertrauten Form näher gebracht werden [16].

Diese Aspekte werden durch die beschriebene Szene zufriedenstellend erfüllt. Die Altersspezifizierung ist dadurch gegeben, dass, wie in der Vorstellung der Serie bereits erwähnt, die Zielgruppe ein jugendliches Publikum ist [1; S.31]. Schüler der Sekundarstufe II fallen somit genau in diese Zielgruppe.

Die von Jesse und Walter selbstgebaute Batterie als Beispiel für eine galvanische Zelle reizt in ihrer Anwendung ganz besonders durch die verzwickte Lage, in der sich die beiden befinden. Dem Schüler wird so deutlich, dass ohne Walters Wissen über galvanische Zellen die beiden vermutlich in der Wüste verdurstet wären. Außerdem erkennt der Schüler einen wenn auch sehr speziellen Anwendungsbereich für galvanische Zellen. Die Transferleistung zu der im Alltag verwendeten „normalen“ Batterie dürfte einem Oberstufenschüler im Anschluss nicht besonders schwer fallen.

Auch die jugendspezifische Sprache, in der der Unterrichtsinhalt durch die Szene präsentiert wird, ist durch die Ausdrucksweise von Jesse mehr als ausreichend gegeben.

Eine Methode zur Schaffung von Motivation auf Schülerseite zu Beginn des Unterrichts in der sogenannten Motivationsphase ist die Verwendung des Mediums Film [17]. Die beschriebene Szene aus „Breaking Bad“ eignet sich in diesem Zusammenhang besonders gut, da sie die durch Roth definierten Unterrichtsinhaltsaspekte zusätzlich erfüllt.

Die Verwendung von Filmszenen als motivierenden Einstieg in den Unterricht wird auch von einer Arbeitsgruppe der Pädagogischen Hochschule Freiburg in der Abteilung Chemie im Rahmen des Projekts „ChemCi“ (Chemistry and Cinema) betrieben. Ausgehend vom Grundgedanken, dass es eines der Ziele des naturwissenschaftlichen Unterrichts ist, den Schülern Lust auf die Auseinandersetzung mit naturwissenschaftlichen Sachverhalten zu machen, modifizierten sie den Anchored-Instruction Ansatz von Bransford [18]. Hinter diesem steht die Idee, dass eine Problemstellung, welche durch einen Film gezeigt wurde, den Schüler besonders motiviert. In der ursprünglichen Form wurden dazu kurze Filme erstellt, welche den Schüler gegen Ende vor mathematische Alltagsprobleme stellen, die dieser nun lösen soll. Der Film fungiert dabei als Ankermedium [19].

Im Rahmen des ChemCi-Projektes wurde dieser Ansatz so modifiziert, dass als Ankermedium ein bereits bestehender Film genutzt wird und so auf weitere Inhalte führt. Dadurch wird erwartet, die Motivation auf Schülerseite zu steigern, sich mit der behandelten Thematik auseinanderzusetzen. „In dem ChemCi-Projekt wird somit das Ziel verfolgt, neue experimentelle, motivierende und anwendungsbezogene Zugänge im Rahmen eines problemorientierten, didaktisch integrativen Ansatzes zu relevanten Themenfeldern des Chemieunterrichts zu entwickeln“ [20].

Im Rahmen dieses Projekts wurden beispielsweise die Thematik der Kohlenstoffmodifikationen anhand von „Superman“ und „James Bond“, wie auch das Thema Säuren und Basen anhand des Films „Dante´s Peak“, behandelt.

Basierend auf diesen theoretischen Grundlagen bietet sich auch „Breaking Bad“ an, um Schülern motivierend die Thematik der galvanischen Zellen näher zu bringen. Einen Hinweis für die motivierende Wirkung von „Breaking Bad“ wie auch der Fernsehserie „The Big Bang Theory“, sich mit naturwissenschaftlichen Sachverhalten, auseinanderzusetzen liefert die Tatsache, dass die Zahl der Studienanfänger in den Naturwissenschaften seit der Ausstrahlung der genannten Serien in den USA angestiegen ist. Diese Information lieferte Prof. Falk Harnisch im Rahmen seines Vortrags „Heisenberg als Drogenboss - Die Chemie bei Breaking Bad und anderen Filmen“ am 14.07.2014 an der Westfä-

lischen Wilhelmsuniversität Münster. Er ist der Autor des Artikels „Die Chemie bei Breaking Bad“, welcher in der Fachzeitschrift „Chemie in unserer Zeit“ erschienen ist und der laut eigener Aussage der meistgelesene Artikel bezogen auf die Downloadzahlen ist [21].

2.6 “Breaking Bad” in wissenschaftlichen Publikationen

Der am Ende des vorangegangenen Abschnitts 2.5 erwähnte Artikel beleuchtet die Darstellung und Plausibilität der Chemie in „Breaking Bad“ und bildet außerdem die Basis des ebenfalls erwähnten Vortrags. Es werden dabei verschiedene Beispiele chemischer Sachzusammenhänge der Serie auf ihre naturwissenschaftliche Validität geprüft.

Zunächst wird dabei darauf eingegangen, dass der zu Beginn dieses Abschnitts in Kapitel 5.1 erwähnte neue Syntheseweg von N-Methylamphetamin eigentlich zur Bildung des Racemats dieser optisch aktiven Verbindung führen müsste. Dieses hätte somit eine weniger berauschende Wirkung, da das S-Isomer den berauschenden Effekt stärker hervorruft als das R-Isomer. Diese Diskrepanz ist den Machern von „Breaking Bad“ jedoch vollkommen bewusst, was dadurch verdeutlicht wird, dass Walter sehr verwundert über sein enantiomerenreines Produkt ist, jedoch trotz seines fundierten chemischen Wissens keine Erklärung dafür hat [4].

Es wird im Folgenden auch auf die blaue Farbe des in der Serie hergestellten Chrystal Meth eingegangen. Diese Färbung entzieht sich jeglicher wissenschaftlicher Begründung und ist vermutlich aus dramaturgischen Gründen so gefärbt [4]. Eine mögliche Begründung aus dieser dramaturgischen Sicht ist, dass diese Farbe gewählt wurde, da Walter diese Droge nur seiner Familie wegen herstellte. Die Farbe Blau wird besonders zu Beginn der Serie häufig von seiner Frau Skyler getragen [1; S.121].

In diesem Zusammenhang sei noch erwähnt, dass in Kanada tatsächlich blau eingefärbtes Chrystal Meth durch die Polizei sichergestellt wurde [22]. Zu sehen ist ein Bild des sichergestellten N-Methylamphetamins in Abbildung 4. Dies gibt bereits einen Hinweis auf den enormen Einfluss und Erfolg dieser Fernsehserie, der sich in der mehrfachen Nominierung für den Golden Globe sowie diverser anderer Auszeichnungen manifestiert [23].

Neben der Betrachtung der chemischen Plausibilität der Synthese von Meth innerhalb der Serie greift der Artikel von Harnisch noch weitere chemisch abstruse wie interessante Themen aus „Breaking Bad“ auf. Beispielsweise werden das „Beseitigen“ von Leichen in Flusssäure und die Aluminothermie zum Öffnen eines Schlosses behandelt [4].



Abb. 4: In Kanada sichergestelltes „Blue Meth“ [23]

Abgesehen von diesen und weiteren Aspekten beleuchtet der Artikel auch die hier behandelte Szene aus Staffel 2 Folge 9. Es wird dabei der Frage nachgegangen, ob der beschriebene Aufbau tatsächlich in der Lage wäre, einen Campervan zu starten. Zunächst wird die Spannung berechnet, die in einem idealisierten System maximal entstehen könnte. Dabei wird von den Standardpotentialen der Redoxpaare Zn/Zn^{2+} und Hg/Hg^{2+} ausgegangen und daraus die maximale Zellspannung einer einzelnen galvanischen Zelle von 1,61 V hergeleitet. Geht man nun von 6 Zellen aus erreicht man in einem idealisierten Fall eine maximale Spannung von 9,66 V. Im Artikel wird davon ausgegangen, dass ein Kraftfahrzeug zum Starten eine minimale Spannung von 12 V benötigt, während im Rahmen des Vortrags von Prof. Harnisch von etwa 10 V gesprochen wurde, was somit beinahe erreicht wäre. Nichtsdestotrotz würden Spannungsabfälle in den Kupferdrähten und eine zu geringe Stromstärke dazu führen, dass ein Starten des Campervans nicht möglich wäre [4, 21].

Bezogen auf die Darstellung der Chemie über die gesamte Serie hinweg lässt sich feststellen, dass „Breaking Bad“ wissenschaftlich meist korrekt ist, wenn man von einigen Übertreibungen absieht. Somit ist „Breaking Bad“ eines der wenigen Beispiele im Rahmen des Mediums Film, in dem Chemie sowohl korrekt als auch attraktiv dargestellt wird [4, 21].

Dass die in der Serie vorkommende Chemie in einem so hohen Maße als naturwissenschaftlich richtig anzusehen ist, kommt nicht zufällig zustande. So haben die Macher von „Breaking Bad“ mit Donna Nelson, einer Chemieprofessorin an der Universität von Oklahoma, einen hochqualifizierten Ansprechpartner für die Darstellung chemischer Sachzusammenhänge [24].

Auch in der US-amerikanischen Dokumentarserie „Mythbusters“ findet „Breaking Bad“ Verwendung. So gibt es eine Sonderfolge, in der getestet wird, ob die Explosion von Knallquecksilber, wie von Walter in Staffel 1 Folge 6 ver-

wendet, tatsächlich einen Raum sprengen kann. Außerdem wird anhand eines toten Schweins ausprobiert, ob man tatsächlich eine menschliche Leiche in Flusssäure auflösen kann [25].

Die Auseinandersetzung mit den negativen Aspekten von "Breaking Bad" sollte nicht vergessen werden. So handelt es sich schließlich um Verbrechen, die mit Hilfe der Chemie begangen werden. Besonders der Aspekt des Drogenmissbrauchs sollte Erwähnung finden. So ist "Breaking Bad" ein Beispiel dafür, welchen negativen Einfluss das Produzieren und/oder Konsumieren von Drogen auf das Leben haben kann [26]. Diese Thematik wird auch von Fischer-Henningsen aufgegriffen. So steigt der weltweite Konsum an Crystal Meth in den letzten Jahren an, und gerade in den deutschen Bundesländern Bayern und Sachsen wird es vermehrt sichergestellt. Grund dafür dürfte sein, dass die Droge, wie auch im Rahmen von „Breaking Bad“ angedeutet (Staffel 5; Folge 2) [5], in Europa primär in Tschechien produziert wird [27]. Abschließend lässt sich in diesem Zusammenhang Prof. Steffan Berger zitieren: „Verschweigen macht Dinge nicht besser, nur die Auseinandersetzung mit ihnen“ [28].

Doch „Breaking Bad“ ist nicht nur aus chemischer Sicht eine äußerst interessante Serie. Auch dramaturgisch hat sie eine Menge zu bieten, so dass sich Christine Lang und Christoph Dreher entschlossen, das in dieser Arbeit viel zitierte Buch „Breaking Down Breaking Bad - Dramaturgie und Ästhetik einer Fernsehserie“ zu verfassen. Inhaltlich werden dabei folgende Themen abgedeckt. Zunächst geht es darum, wie die Trivialität des heutigen Fernsehens zugunsten einer anspruchsvollen Serie überwunden werden konnte. Des Weiteren werden die implizierte Dramaturgie und die ambivalenten Figuren untersucht. Hinzu kommen dramaturgische Analysen einiger Folgen der Serie, und zuletzt werden die Staffeldenden und die Möglichkeit einer Fortsetzung beleuchtet [1; S.11].

3. Eigene experimentelle Untersuchungen

Ausgehend vom Aufbau der galvanischen Zelle aus der Serie, welche im vorangegangenen Abschnitt in Abbildung 1 zu sehen ist, wird versucht, einen für den Schulunterricht in der Sekundarstufe II geeigneten Versuchsaufbau zu entwickeln. Dabei werden zunächst die Kathodenhalbzelle optimiert und, ausgehend von diesem Aufbau, Parameter der anderen Halbzelle variiert, um so einen Aufbau mit einer möglichst hohen Spannung zu erhalten. Alle hier diskutierten Versuchsaufbauten basieren auf dem in Abschnitt 5.2 dargestellten Grundaufbau, und ihre entsprechenden Variationen lassen sich dem Kapitel 5.3 entnehmen. Eine elektrochemische Erklärung für die gemessenen Spannungen anhand von Reaktionsgleichungen und Standardpotentialen findet sich gegen Ende in Abschnitt 3.4. Diese Argumentation gilt dabei ebenfalls für alle zuvor diskutierten Experimente.

3.1 Originalaufbau

Zunächst wird der Aufbau aus der Szene so originalgetreu wie möglich in einem Becherglas nachgebaut. Als Anodenmaterial werden verzinkte Schrauben, Muttern und Unterlegscheiben verwendet. Außerdem werden US-amerikanische 1-Cent-Münzen (Pennys) benutzt, da diese die einzigen aktuellen Münzen aus den USA sind, welche Zink enthalten. Dabei sollte beachtet werden, dass nur Pennys, die nach 1982 geprägt wurden, aus Zink bestehen. Außerdem besteht lediglich der Kern des Pennys aus Zink [29]. Da in „Breaking Bad“ nicht genauer auf diesen Unterschied eingegangen wird, werden, um möglichst nah am originalen Aufbau zu bleiben, sowohl Münzen, die vor 1982 geprägt wurden, als auch Münzen, die danach hergestellt wurden, verwendet. Als Diaphragma wird statt eines Schwamms zurechtgeschnittener Schaumstoff aus dem Baumarkt verwendet, da dieser zum Einen preislich günstiger als Schwämme ist und zum Anderen eine regelmäßige Struktur besitzt. Dies führt bei mehreren Versuchen zu einer besseren Vergleichbarkeit untereinander. Der Schaumstoff wird, ebenfalls um die Nähe zur Serie zu bewahren, mit Kaliumhydroxidlösung der Konzentration 1 mol/L getränkt. Diese Konzentration ist willkürlich gewählt, da sie in der Szenenvorlage nicht näher spezifiziert wurde. Als Kathodenmaterial wird ein Gemisch aus Quecksilber(II)-oxid und Graphitpulver verwendet, da das Graphitpulver zu einer Erhöhung der elektrischen Leitfähigkeit des Kathodenmaterials führt [30]. Eine Spannungsmessung zwischen beiden Halbzellen ergibt einen Wert von 1,09 V.

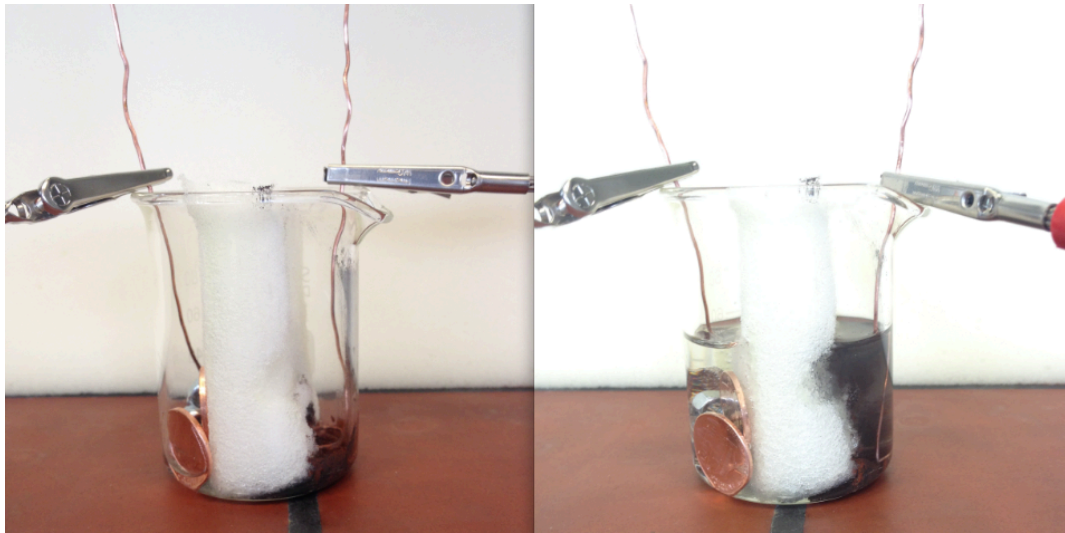


Abb. 5: Aufbau wie in der Serie: links: „ohne“ Elektrolytlösung, rechts: mit Elektrolytlösung

Wie auf dem linken Bild in Abbildung 5 zu erkennen ist, sickert durch die Gravitationskraft der Erde die Kaliumhydroxidlösung aus dem Schwamm. Dies führt zu einer dünnen Flüssigkeitsschicht am Boden der Halbzellen. Resultierend aus dieser Feststellung wird, um die aktive Oberfläche der Elektroden zu erhöhen, das Becherglas mit Kaliumhydroxidlösung derselben Konzentration aufgefüllt. Dabei wird eine Spannung von 1,141 V erreicht.

Durch die Potentialdifferenz zwischen Anoden- und Kathodenhalbzelle wird diese Spannung messbar. Ihr Wert wird durch die Differenz der Potentiale der Halbzellenreaktionen hervorgerufen. Welche dies genau sind, ist in Abschnitt 3.4 näher erläutert. Es lässt sich jedoch an dieser Stelle bereits feststellen, dass die gemessenen Werte deutlich unterhalb der theoretisch erreichbaren Spannung von 2,08 V (vgl. Abschnitt 3.4) liegen. Dies lässt sich durch einen nicht optimalen Versuchsaufbau erklären. Es wäre denkbar, dass die Krokodilklemmen feucht geworden sind, was zu einem Spannungsabfall führen würde.

3.2 Optimierung der Kathodenhalbzelle

Da es sich bei Quecksilber(II)-oxid um eine giftige Verbindung handelt und außerdem eine Reduktion zu elementarem Quecksilber stattfindet, liegt es vor dem Hintergrund eines Schulversuchs nahe, das Quecksilberoxid durch eine andere nicht giftige Verbindung zu ersetzen. Das entsprechende Redoxpaar dieser Verbindung sollte ein ähnliches Standardpotential aufweisen. Das Standardpotential der Reduktion von Quecksilber(II)-ionen zu Quecksilber $\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}$ beträgt +0,85 V. Das der Reduktion von Silber(I)-ionen gemäß $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$ liegt bei +0,8 V. Aus diesem Grund wird das Quecksil-

ber(II)-oxid HgO im Rahmen dieses Versuchs durch Silber(I)-oxid Ag_2O ersetzt. Dieses birgt deutlich weniger Gefahren und ist daher deutlich besser für einen Schulversuch geeignet. Außerdem lässt sich vermuten, dass durch den ähnlichen Namen der Verbindungen dem Schüler leichter deutlich wird, dass es sich nur um eine kleine Änderung des Versuchs handelt. Der Versuch wird nun in analoger Weise zum erstgenannten durchgeführt. Dabei wird mit einer die Elektroden bedeckenden Elektrolytlösung im Durchschnitt eine Spannung von von 1,47 V und „ohne“ ein Durchschnittswert von 1,33 V erreicht. Ein Bild der beiden Aufbauten ist in Abbildung 6 zu sehen.

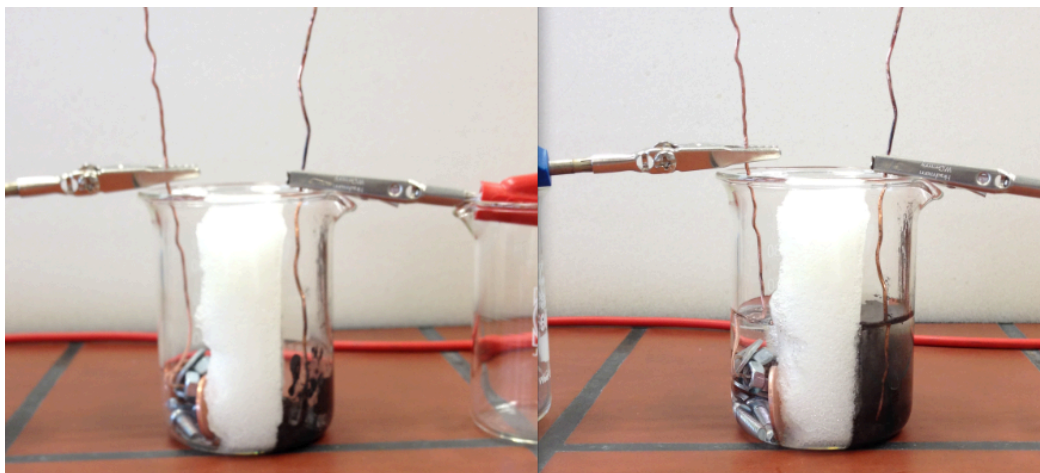
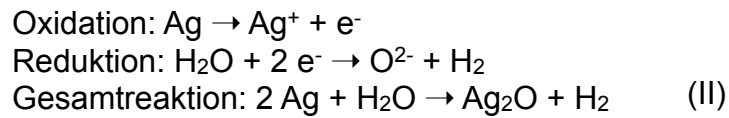


Abb. 6: Aufbau mit Ag_2O statt HgO . Links: „ohne“ Elektrolytlösung, rechts: mit Elektrolytlösung

Wie in den vorangegangenen vier Versuchen festzustellen ist, birgt die lose Anordnung des Kathodenmaterials in Form eines Pulvers Schwierigkeiten bezogen auf den Versuchsaufbau. Der Kupferdraht lässt sich nicht im Pulvergemisch fixieren, außerdem kommt es durch die Kaliumhydroxidlösung zu einer Aufschlammung. Dies lässt sich in den Abbildungen 5 und 6 jeweils auf der rechten Seite erkennen. Daher liegt es nahe, das Silber(I)-oxid zu fixieren, um einen stabileren Aufbau zu erhalten. In diesem Zusammenhang bietet es sich an, ein Silberblech elektrolytisch an der Oberfläche zu oxidieren, um so eine an der Elektrode fixierte Silberoxidschicht in der Kathodenhalbzelle zu erhalten [31].

In Abbildung 7 sind der elektrolytische Oxidationsvorgang (links), das mit einer schwarzen Oxidschicht bedeckte Silberblech (mittig) und der Versuchsaufbau mit diesem als Kathode (rechts) dargestellt. Auf dem linken Bild lässt sich eine Gasbildung am Silberblech erkennen. Bei diesem Gas dürfte es sich entsprechend der folgenden Redoxreaktion um Wasserstoffgas handeln:



Hier wird im Durchschnitt eine Spannung von 1,72 V erreicht.

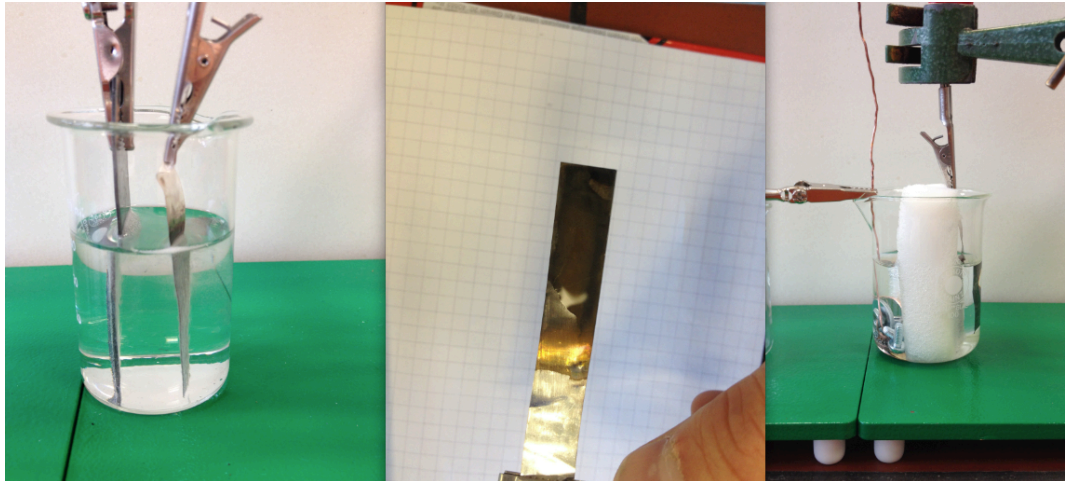
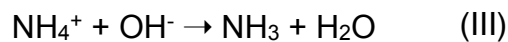


Abb. 7: links: Elektrolytische Oxidation des Silberblechs, Mitte: Silberblech mit Ag_2O -Schicht, rechts: Versuchsaufbau mit oxidiertem Silberblech als Kathode

Eine weitere Möglichkeit, das Silber(I)-oxid in fixierter Form in der galvanischen Zelle zu verbauen ist an den Versuchsaufbau der Leclanché-Zelle aus dem Schulbuch „Chemie 2000+“ angelehnt. Hier wird eine Paste aus Graphit, Silber(I)-oxid und Ammoniumchloridlösung umgeben von einem Filterpapier an einer Kohlelektrode fixiert und als Kathode verwendet [32]. Die Ammoniumionen aus dem Ammoniumchlorid reagieren mit den Hydroxidionen der Kaliumhydroxidlösung entsprechend der folgenden Gleichung:



Diese Reaktion dürfte außer einer geringfügigen Verringerung des pH-Wertes auf den hier beschriebenen Versuchsaufbau keinen nennenswerten Einfluss haben, und die Ammoniumchloridlösung dürfte für die Durchführung des Experiments somit nicht von Belang sein. Im Mittel wird eine Zellspannung von 1,55 V gemessen. In Abbildung 8 ist auf dem linken Bild die, wie in Abschnitt 5.3 beschrieben, konstruierte Kathode und auf dem rechten der Versuchsaufbau mit dieser zu sehen.

Da in den bisher beschriebenen Versuchsaufbauten die Zinkhalbzelle nicht variiert wurde, wird nun aus den beschriebenen Aufbauten der Halbzellenaufbau der Kathode mit der höchsten gemessenen Spannung ausgewählt um ausge-

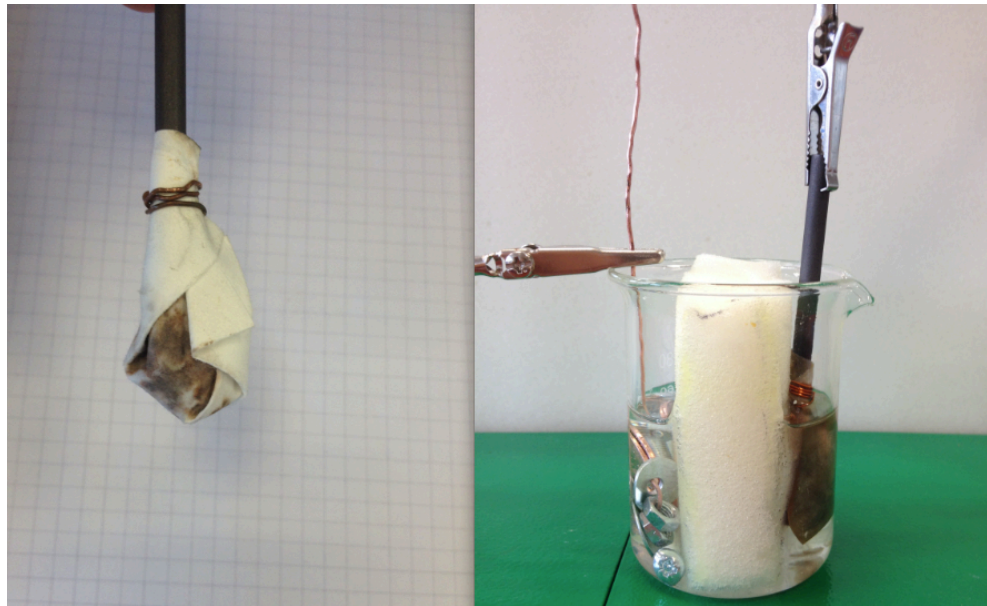


Abb. 8: links: Kohleelektrode mit Filterpapier und Kathodenpaste, rechts: Versuchsaufbau mit dieser

hend von diesem den Aufbau der Zinkhalbzelle zu optimieren. In der nachfolgend gezeigten Tabelle in Abbildung 9 sind nochmals die gemessenen Spannungen U_n je nach Aufbau des Kathodenraums aufgeführt. Der Index n steht dabei für die n -te Messung. Es wurden immer zwei Messungen durchgeführt mit Ausnahme der Messung mit dem oxidierten Silberblech. Die Bezeichnung \bar{U} steht dabei für den Durchschnitt der gemessenen Spannungswerte. Die Abkürzung „Filterpapier“ steht für den zuletzt beschriebenen Aufbau. Dabei wurde auf das Aufführen der Versuche mit Quecksilberoxid verzichtet, da diese unabhängig von der gemessenen Spannung nicht für eine Verwendung im Unterricht in Frage kommen. Es lässt sich leicht erkennen, dass der Aufbau mit dem oxidierten Silberblech die höchste Spannung erreicht und dieser daher die Basis für die Optimierung des Anodenraums bildet. Außerdem lässt er sich zusätzlich leicht handhaben, was ebenfalls für eine Verwendung spricht.

Versuch	U_1/V	U_2/V	U_3/V	\bar{U}/V
„ohne“ KOH	1,437	1,23		1,3335
„mit“ KOH	1,482	1,465		1,4735
Ox. Silberblech	1,567	1,791	1,792	1,716666667
Filterpapier	1,55	1,543		1,5465

Abb. 9 Spannungen der verschiedenen Messungen je nach Aufbau der Kathode

3.3 Optimierung der Anodenhalbzelle

Bei der Optimierung des Kathodenraums wurden im Anodenraum stets alle möglichen Anodenmaterialien gemeinsam verwendet. Es wurden also Pennys von vor 1982 (alte Pennys), Pennys von nach 1982 (neue Pennys) sowie Muttern, Schrauben und Unterlegscheiben verwendet. In der nachfolgenden Optimierung werden diese nun jeweils als einziges Anodenmaterial verwendet. Da die neuen Pennys über einen Zinkkern verfügen, dieser jedoch von einer dünnen Kupferschicht umgeben ist [29], werden zusätzlich Messungen mit abgeschliffenen neuen Pennys durchgeführt. Damit eine höhere Vergleichbarkeit zwischen den Messwerten realisiert werden kann, wird versucht, immer eine ähnliche Masse Anodenmaterial zu verwenden. Dies führt dennoch wegen der unterschiedlichen Massen der Einzelstücke zu einem Massenunterschied von bis zu 1,534 g. In Abbildung 10 sind ein ungeschliffener und ein geschliffener

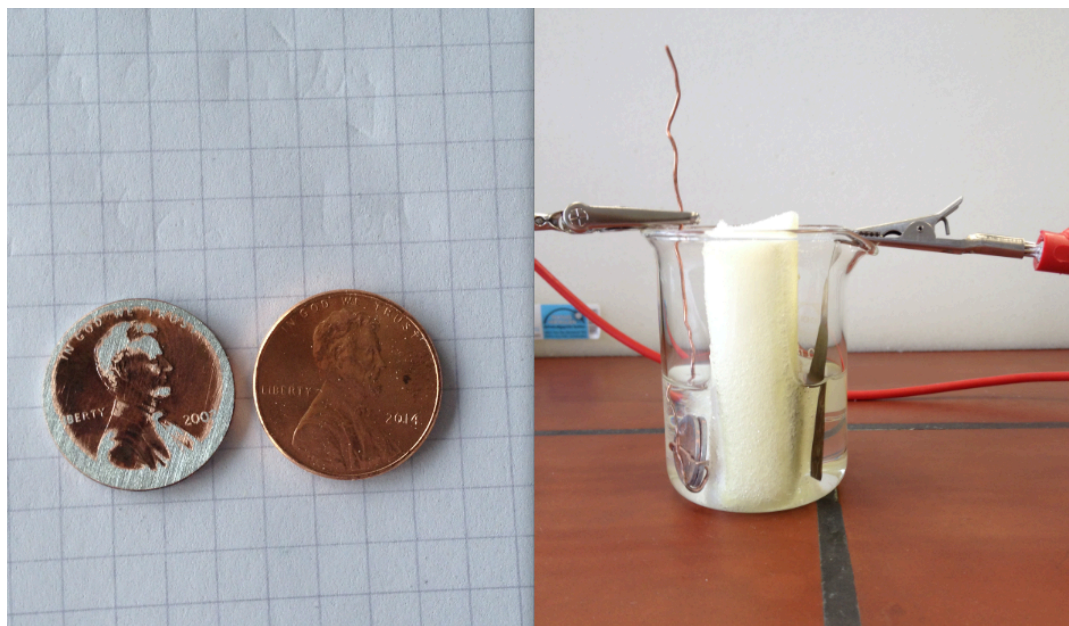


Abb. 10: links: geschliffener und ungeschliffener Penny, rechts: Versuchsaufbau zur Spannungsmessung mit geschliffenen Pennys

Penny zu sehen sowie ein exemplarisches Bild des Aufbaus zur Bestimmung der Spannung, wenn nur geschliffene Pennys verwendet werden. Die Aufbauten für die anderen Materialien sehen analog aus. In Abbildung 11 sind die Ergebnisse dieser Messungen tabellarisch aufgeführt. In der ersten Spalte ist die Anzahl der jeweiligen Bauteile aufgeführt, in der zweiten und dritten das jeweilige Gewicht dieser sowie in der vierten die durchschnittliche Masse. In der fünften und sechsten Spalte sind die Spannungen der beiden Messungen aufgeführt und in der siebten der Durchschnitt dieser beiden Werte.

Versuch	Anzahl	m ₁ /g	m ₂ /g	∅m/g	U ₁ /V	U ₂ /V	∅U/V
Alte Pennys	2	6,14	6,224	6,184	0,465	0,456	0,4605
Neue Pennys	2	5,04	4,98	5,01	0,798	0,5	0,649
Geschliffen	2	4,87	4,85	4,86	1,588	1,59	1,589
Schrauben	3	4,69	4,69	4,69	1,74	1,73	1,735
Muttern	5	5,02	5,02	5,02	1,8	1,625	1,7125
Unterlegsch.	4	5,7	5,71	5,705	1,6	1,59	1,595

Abb. 11: Tabellarische Auftragung der Messwerte zur Optimierung der Anode

Wie man erkennt, werden mit den alten Pennys die niedrigsten Spannungen erreicht. Dies lässt sich dadurch begründen, dass diese zu 95% aus Kupfer bestehen [33], und daher vereinfacht die Spannung zwischen der Halbzellenreaktion $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$, deren Standardpotential bei +0,35 V liegt und der Halbzellenreaktion $\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag} + \text{e}^-$, deren Standardpotential bei +0,8 V liegt. Der gemessene Wert entspricht recht genau der Differenz dieser beiden Werte von 0,45 V.

Die Messwerte der neuen Pennys, deren Hülle ebenfalls aus Kupfer besteht, lassen sich vermutlich auch auf die selbe Weise erklären. Der Durchschnittswert liegt zwar ca. 0,2 V höher, dabei liegen jedoch die beiden Einzelmesswerte recht weit auseinander. Eine möglich Begründung dafür wäre, dass beim Penny der ersten Messung die Kupferhülle beschädigt war oder dass andere Verunreinigungen zu einer etwas höheren Spannung geführt haben könnten.

Wie sich ebenfalls erkennen lässt, liegen die gemessenen Spannungen, sobald Zink an der Halbzellenreaktion beteiligt ist, deutlich höher und erreichen Werte zwischen 1,589 V und 1,735 V. Dabei erreichen die Schrauben den höchsten Wert. Dies lässt sich dadurch begründen, dass diese durch ihre Form die größte effektive Oberfläche haben. Im Rahmen der Optimierung werden daher Schrauben als effektivstes Anodenmaterial angesehen und für weitere Optimierungsschritte verwendet. Da die Spannungen der geschliffenen Pennys sowie der Muttern und Unterlegscheiben ebenfalls gute Werte erzielen, wären diese ebenfalls als Anodenmaterial geeignet.

3.4 Optimierung Elektrolytlösung und Schraubenzahl

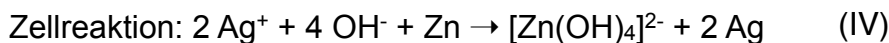
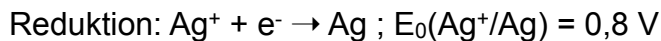
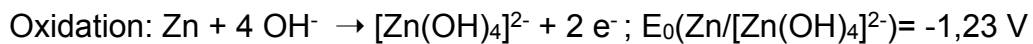
Auffällig ist an den in 3.3 gezeigten Messwerten, dass Spannungen von bis zu 1,8 V erreicht werden. Dieser Wert liegt deutlich über der von Harnisch vorgeschlagenen idealisierten Rechnung von 1,61 V [4] und lässt sich nur schwierig durch ein entsprechendes Konzentrationsverhältnis der beiden Ionenspezies mit der Nernst-Gleichung begründen (vgl. Abschnitt 7.1). Es liegt daher die Vermutung nahe, dass ein Zusammenhang mit der Konzentration der Elektrolytlösung bestehen könnte. Daher wird diese nun variiert. Unter Verwendung von Schrauben wurden die höchsten Spannungen gemessen, daher wird neben der Variation der Konzentration der Elektrolytlösung auch die Anzahl der Schrauben verändert. Der Versuchsaufbau entspricht dem aus Abbildung 10. Anstatt der abgeschliffenen Pennys werden jedoch unterschiedliche Anzahlen an Schrauben verwendet sowie eben unterschiedliche Konzentrationen der Elektrolytlösung. In Abbildung 12 ist die daraus resultierende Ergebnismatrix aus den Durchschnittswerten der Messungen zu sehen. Dabei sind in den einzelnen Zeilen die Messergebnisse der Spannungsmessung bei unterschiedlichen Konzentrationen der Kaliumhydroxidlösung bei verschiedener Anzahl der Schrauben dargestellt. Die nicht gemittelten Messwerte sind im Anhang in Abschnitt 7.2 einsehbar.

	1 Schraube	3 Schrauben	5 Schrauben	7 Schrauben	9 Schrauben
1 mol/L	1,8305 V	1,842 V	1,847 V	1,844 V	1,8465 V
0,1 mol/L	0,896 V	0,949 V	1,019 V	1,0815 V	1,122 V
0,01 mol/L	1,136 V	1,2495 V	1,2415 V	1,2505 V	1,255 V

Abb. 12: Spannungsmatrix bei verschiedenen Konzentrationen der Elektrolytlösung und unterschiedlicher Anzahl der Schrauben

Wie sich erkennen lässt, treten die ungewöhnlich hohen Spannungen nur bei einer Konzentration der Kaliumhydroxidlösung von 1 mol/L auf. Dieses Ergebnis lässt sich durch die Bildung von Zinkationen $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ in Laugen erklären. Anscheinend ist nur die 1-molare Kaliumhydroxidlösung stark genug, um zur ausreichenden Bildung dieser Spezies zu führen [34]. Im Folgenden sind die in diesem Fall stattfindenden Halbzellenreaktionen sowie die Zellenreaktion mit der daraus entstehenden Zellspannung im standardisierten Fall beschrieben. Dabei wird erneut rechnerisch vernachlässigt, dass die entsprechenden Ionenkonzentrationen nicht bei 1 mol/L liegen. Es muss daher der

Aussage aus dem Artikel „Die Chemie bei Breaking Bad“ widersprochen werden, der besagt, dass die im Rahmen der Szene verwendeten 6 galvanischen Zellen nicht zu einer Spannung von 12 V führen können, um den Campervan zu starten [4]. Wie im Rahmen des entsprechenden Vortrags zu diesem Artikel ebenfalls genannt, würde aber ein Spannungsabfall durch die Kupferdrähte und eine zu geringe Stromstärke dennoch dazu führen, dass es mit diesem Aufbau nicht möglich wäre, den Campervan zu starten [21].



$$E_{\text{ges}} = E_0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E_0(\text{Zn}/[\text{Zn(OH)}_4]^{2-}) = 2,03 \text{ V}$$

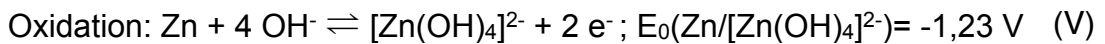
Bei niedrigeren Konzentrationen des Elektrolyten fällt dagegen die Bildung eines solchen Zinkations größtenteils weg und die idealisierte Spannung würde sich auf Basis der Halbzellenreaktion $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{ e}^-$ mit einem Standardpotential von -0,76 V berechnen.

Weiter wird aus den Messwerten deutlich, dass eine höhere Elektrolytkonzentration, sofern sich dadurch nicht das Zinkation bildet, zu einer geringeren Zellspannung führt. Begründen lässt sich diese Beobachtung durch die Gasbildung welche im Abschnitt 3.5 thematisiert wird. Das entstehende Wasserstoffgas verringert die aktive Oberfläche und führt somit zu einer Verlagerung des elektrochemischen Gleichgewichts und dadurch zu einer Verringerung des Zellpotentials. Es erhöht sich dabei die Blasenbildung bei steigender Elektrolytlösungskonzentration.

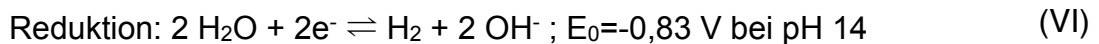
Neben dem offensichtlich recht großen Einfluss der Elektrolytkonzentration kann man aus der Matrix in Abbildung 12 ebenfalls erkennen, dass die Anzahl der verwendeten Schrauben nur einen geringen Einfluss auf die Zellspannung hat. Es bietet sich jedoch an, mindestens 3 Schrauben zu verwenden, da sonst möglicherweise die Elektrodenoberfläche zu klein ist. Außerdem würde eine einzelne Schraube nicht dem Originalaufbau entsprechen, dem der hier dargestellte ähneln soll. Die gemessenen geringen Spannungsunterschiede können ebenso gut aus kleinen systematischen Fehlern wie dem Auslassen des Abfeilen des Kupferdrahtes vor dem Befestigen neuer Schrauben entstehen.

3.5 Gasentwicklung

Im Rahmen aller hier aufgeführten Experimente lässt sich stets eine Gasentwicklung beobachten. Diese findet in der Zinkhalbzelle entweder an der kupfernen Oberfläche der Pennys oder am Kupferdraht statt. Außerdem steigt sie ebenso wie die Bildung der Zinkationen zusammen mit der Elektrolytkonzentration an. Daher liegt die Vermutung nahe, dass diese Nebenreaktion mit der Bildung der Zinkationen einhergeht. Somit ist die Oxidation dieser Redoxreaktion wie folgt zu beschreiben:



Die Reduktionsreaktion, bei der Wasserstoffgas entsteht, hat die folgende Gleichung:



Wie sich erkennen lässt, führt eine Erhöhung der Elektrolytlösungskonzentration zu einer Erhöhung der Hydroxidionenkonzentration und somit einer Verschiebung der Gleichgewichtslage der Oxidation auf die rechte Seite. Dies führt im Rahmen einer Redoxreaktion wiederum dazu, dass auch die Reduktionsreaktion vermehrt in dargestellter Richtung abläuft und sich somit mehr elementarer Wasserstoff bildet. In diesem Zusammenhang ist es noch wichtig zu erwähnen, dass die angegebene Argumentationsstruktur nur wegen der Stöchiometrie der Hydroxidionenkonzentration funktioniert. Eine Erhöhung dieser Konzentration schiebt das Gleichgewicht der Oxidation stärker nach rechts als das Gleichgewicht der Reduktion nach links. Eine Einflussnahme dieser Nebenreaktion auf gemessene Zellspannungen ist in Abschnitt 3.4 diskutiert.

3.6 Zusammenfassung der Ergebnisse der Optimierung

Da die Verwendung von Quecksilber(II)-oxid aus Sicherheitsgründen nicht durchführbar ist, wird dieses durch Silber(I)-oxid ersetzt. Dieses lässt sich in der galvanischen Zelle am besten in Form eines zuvor elektrolytisch oxidierten Silberblechs verbauen. Als Anodenmaterial haben verzinkte Schrauben die höchsten Spannungen erzielt und bieten sich daher zur Verwendung an. Die anderen Zinkmaterialien haben jedoch nur eine geringfügig niedrigere Verwendbarkeit. Wird 1-molare Kaliumhydroxidlösung als Elektrolyt verwendet, so bilden sich Zinkationen, und die Zellspannung liegt deutlich höher als mit Elektrolyten niedrigerer Konzentration. Die Anzahl der verwendeten Schrauben

hat keinen nennenswerten Einfluss. Im Rahmen einer Nebenreaktion kommt es zur Bildung von elementarem Wasserstoff.

4. Didaktische Verwendung der eigenen Ergebnisse

4.1 Begründung eines Versuchsaufbaus für den Unterricht

Im vorangegangenen Abschnitt 3.6 wurde bereits der optimierte Aufbau beschrieben. Dabei stellte neben der Substitution des Quecksilber(II)-oxids durch Silber(I)-oxid aus Sicherheitsgründen ein Erreichen einer möglichst hohen Spannung das Hauptkriterium. Dies erscheint auch aus didaktischer Sicht sinnvoll, da den Lernenden die Frage reizt, ob das Starten des Campervans tatsächlich möglich wäre. Dabei wird in diesem Zusammenhang lediglich auf das Erreichen einer hohen Spannung eingegangen. Die Tatsache, dass die Stromstärke zu gering wäre [4], wird im Rahmen didaktischer Reduktion außer Acht gelassen. Im Abschnitt 4.2 wird näher auf die Begründung dieser Reduktion eingegangen. Es bleibt jedoch zu beachten, dass der verwendete Aufbau sich nicht zu weit von dem in der Serie entfernen sollte, da sich eine Transferleistung vom in der Schule gemachten Versuch auf den Aufbau in der Serie als problematisch herausstellen könnte.

Als Kathodenmaterial bietet sich daher das oxidierte Silberblech an. Zwar ähnelt es dem Aufbau aus der Serie, der in Abbildung 1 dargestellt ist, nur sehr wenig, erzielt dafür jedoch die höchsten Spannungswerte und lässt sich zusätzlich am einfachsten handhaben. Außerdem wurde das Kathodenmaterial bereits aus Sicherheitsgründen variiert, weshalb eine weitere Veränderung an dieser Stelle weniger ins Gewicht fallen sollte. Des Weiteren bleibt so die Notwendigkeit einer Erklärung der Verwendung von Graphitpulver zur Erhöhung der Leitfähigkeit aus, da dieses gar nicht benutzt werden muss. Dazu wären Kenntnisse über die verschiedenen Kohlenstoffmodifikationen Voraussetzung, und es könnte je nach Kenntnisstand der Schüler zu Verwirrung führen.

Als Anodenmaterial bieten sich wegen der besten Messwerte die verzinkten Schrauben an, welche auch in der Serie verwendet wurden. Sie erreichen die besten Spannungswerte und bedeuten zusätzlich keine weitere Veränderung des Originalaufbaus. Da jedoch auch unter Verwendung abgeschliffener Pennys eines Prägungsdatums nach 1982 ebenfalls hohe Spannungen gemessen werden, bietet sich auch die Möglichkeit, diese zu verwenden an. Nach eigener Einschätzung finden Jugendliche diese Pennys, da sie aus den USA kommen, spannender als gewöhnliche Schrauben. Es sollte daher je nach Verfügbarkeit der Pennys über eine Verwendung dieser als zusätzlich motivierendes Element nachgedacht werden. Das Anodenmaterial sollten also entweder mindestens drei Schrauben oder zwei bis drei Pennys sein.

Als elektrisch durchlässiges Trennelement zwischen den Halbzellen sollte in fast analoger Weise wie in der Serie ein Stück Schaumstoff verwendet werden.

Dieses bietet außerdem den Vorteil, dass es wie ein Diaphragma wirkt. Es hat sich gezeigt, dass bei Verwendung eines Diaphragmas im Vergleich zu einer Elektrolytbrücke die Fehlvorstellung eines Elektronenflusses in der galvanischen Zelle auf Schülerseite weniger stark ausgeprägt ist [11].

Als Elektrolytlösung, welche zur Maximierung der wirksamen Oberfläche in den Halbzellen die Elektrodenmaterialien vollständig bedecken sollte, bietet sich 1-molare Kaliumhydroxidlösung an. Diese führt wie in Abschnitt 3.4 gezeigt zu einer deutlich höheren Zellspannung.

Eine genaue Versuchsvorschrift der hier erklärten Versuchsanordnung findet sich in Abschnitt 5.4.

4.2 Einbettung des Schulversuchs in den Unterricht

4.2.1 Vorgehensweise mit der Filmszene

In Anlehnung an die Vorgehensweise des Freiburger Projektes „ChemCi“ werden Ausschnitte der im Abschnitt 2.2 beschriebenen Episode als Ankermedium in der Motivationsphase der Unterrichtseinheit genutzt [18]. Dazu werden diese gemeinsam mit den Schülern angeschaut. An einigen Stellen wird die Wiedergabe gestoppt und eine direkte Fragestellung aus der Szene an die Schüler weitergeben.

Zunächst bietet es sich an, eine Filmsequenz zu wählen, die in die komplizierte Situation, in der sich Walter und Jesse befinden, einführt und gleichzeitig die Schüler motivieren soll, auf chemischem Wege eine Lösung dieses Problems zu finden. Daher wird zunächst der Zeitraum 14:32-19:55 min. gezeigt.

Dieser besteht aus mehreren Szenen und Teilszenen. Zunächst wird der Ursprung der entstehenden Problematik gezeigt, nämlich dass Jesse den Schlüssel in das Zündschloss des Campervans steckt (14:32-14:44 min.). Im Anschluss beginnen die beiden, Chrystal Meth zu synthetisieren [7]. Dieser Vorgang ist cinematographisch spektakulär in Szene gesetzt (vgl. Abb. 13) und kann dadurch zusätzlich motivierend wirken. Dies ist auch vor dem Hintergrund sinnvoll, dass die Chemie sonst in Filmen häufig lächerlich dargestellt wird [21].

Außerdem wird zu Beginn dieses Abschnitts der Generator angeworfen, der, kurz bevor die beiden feststellen, dass die Batterie des Campervans entladen ist, ausgeht, und es wird anhand von Aufnahmen außerhalb des Vans deutlich, dass sich die beiden mitten in der Wüste befinden. Anschließend (16:27-18:37 min.) freuen sich Jesse und Walter über die enorme Geldmenge, die sie mit ihrem Produkt am Schwarzmarkt erzielen werden. Währenddessen wird, wie eben genannt, der Tank des Generators leer, was dem Schüler deut-



Abb. 13: spektakuläre Darstellung der Synthese von Crystal Meth [7]

lich macht, dass ein Starten des Vans mit Hilfe dieses Gerätes wohl nicht mehr möglich ist. Jesse und Walter haben nun vor, die Wüste zu verlassen und ein Hotel aufsuchen. Als sie losfahren wollen, lässt sich der Van nicht starten, da die Batterie sich entladen hat. Grund dafür ist der zu Beginn dieser Sequenz gezeigte Schlüssel im Zündschloss, der zum Entladen der Autobatterie führte. So wird von hier der Bogen zum Beginn des gezeigten Abschnitts gespannt. Des Weiteren wird der sich nun anschließende Streit (18:37-19:55 min.) besser verständlich. Außerdem zeigt er dem Schüler bereits, dass die beiden nun ein ausgeprägtes Problem haben [7].

Es bietet sich an, die Wiedergabe nun zu stoppen und zu erwähnen, dass die Lösungsmöglichkeiten eines Anrufs sowie ein mechanisches Kurbeln des Generators zum Aufladen der Batterie bereits gescheitert sind. Außerdem sollte die Klasse, damit diese sich darauf einstellt, darauf hingewiesen werden, dass ab nun die Wiedergabe einige Male angehalten wird, um direkt im Rahmen der Handlung gestellte Fragen im Klassenverband zu beantworten.

Nach dieser Unterbrechung bietet es sich an, die Filmsequenz von 32:03-37:35 min. zu zeigen und an den in Abbildung 15 aufgezeigten Stellen zu unterbrechen. Dabei wird zunächst (32:03-34:46 min.) anhand eines sentimentalischen Gesprächs zwischen Walter und Jesse erneut die prekäre Situation deutlich, sodass der Lernende nach der vorangegangenen Unterbrechung thematisch wieder eingeführt wird. Jesse plant daraufhin, einfach los zu stapfen, worauf ihm Walter mitteilt, dass dies wegen seines starken Mangels an Elektrolyten zu seinem sicheren Tod führen würde. An dieser Stelle wird der Schüler durch den Fachbegriff Elektrolyt und die in der Erklärung indirekt einfließende elektrische Leitfähigkeit im Zusammenhang des menschlichen Körpers thematisch bereits auf Elektrochemie vorbereitet. Im Anschluss beginnt Jesse Walter wie bei einem Brainstorming mögliche Lösungsvorschläge, um sie zu retten,

aufzuzählen. Dabei nennt er auch den Begriff Batterie. Dadurch (34:46-35:32 min.) kommt Walter die Idee, die in Abbildung 1 dargestellte galvanische Zelle zu bauen, und er instruiert Jesse, Bauelemente für diese zu holen. Jesse fragt daraufhin, was sie bauen werden (35:21 min.). An dieser Stelle sollte nun die Wiedergabe erneut gestoppt werden, um Jesses Frage an die Klasse weiterzugeben. Falls die Klasse an dieser Stelle nicht auf die Lösung kommen sollte, bietet es sich an, durch ein kurzes Weiterlaufenlassen der Szene Walts Tipp „Du hast es selbst gesagt.“ ([7]; 35:22 min.) an die Klasse weiterzugeben und gegebenenfalls zurück zu Jesses Aufzählung an Lösungsvorschlägen (34:00 min.) zurückzuspulen. Dabei lässt sich die richtige Antwort bereits aus Walters Mimik ablesen [7].

Nachdem sich diese Frage im Klassenverband geklärt hat, kann der Filmsequenz weiter gezeigt werden, und nach Jesses etwas dümmlich wirkender Falschantwort beantwortet Walter diese für Jesse richtig : „Eine Batterie“ ([7]; 35:28 min.). Im Folgenden erklärt er dabei die Funktionsweise seines Aufbaus (35:32-37:35 min.), die auch in Abschnitt 2 dargestellt ist. Dabei stellt er Jesse die Frage: „Was nutzen wir, um diesen wunderbaren Strom weiter zu leiten? Was für ein spezielles Element kommt dir da in den Sinn?“ [7; 36:56 min.]. An dieser Stelle sollte abermals auf Stopp gedrückt werden, um die Frage an die Schüler weiterzugeben. Die Antwort sollte den Schülern aus dem Alltag bekannt sein, da Kupfer in den Drähten elektrischer Bauteile verbaut ist. Des Weiteren spannt diese Frage sowohl einen fächerübergreifenden Bogen in die Physik, als auch innerhalb des Fachs Chemie in die Stoffchemie. Sollten die Schüler nicht direkt auf die Antwort kommen, kann die Aufnahme einen Moment weiterlaufen gelassen werden. Walter zeigt, um Jesse einen Tipp zu geben, den Kupferdraht (37:09 min.) (vgl. Abb. 14) [7].

Nachdem Walter auch diese Frage für Jesse beantwortet hat, stellt er direkt die nächste Frage, welche ebenfalls an die Schüler weitergeleitet wird. Der genaue Wortlaut ist: „Die einzige Frage ist jetzt: Wird das genug Strom liefern? Und wie viele Zellen werden wir brauchen? Wir haben nur Material für 6 Stück davon.“ ([7]; 37:23 min.).

An dieser Stelle lässt sich nun das im Rahmen dieser Arbeit optimierte Experiment durchführen. Eine genaue Versuchsanordnung befindet sich in Abschnitt 5.4. Es sollte dabei darauf eingegangen werden, dass der von Walt benutzte Begriff aus der Alltagssprache „Strom“ eigentlich für die Leistung P , welche das Produkt aus Stromstärke I und Spannung U ist, steht und nicht nur für die hier untersuchte Spannung [35]. Da den Schülern aus dem vorangegangenen Unterricht galvanische Zellen bereits bekannt sind und sie wissen, dass deren Kenngröße die Spannung U ist, dürfte die Motivation einer wie im Versuch durchgeführten Spannungsmessung nicht sonderlich problematisch sein.



Abb. 14: Walt zeigt Jesse ein Stück Kupferdraht [7; 37:09 min.]

Außerdem ist es in diesem Zusammenhang sinnvoll, die Schüler auf die Maschenregel hinzuweisen, aus welcher hervorgeht, dass ein In-Reihe-Schalten der einzelnen Spannungsquellen zu einer Addition der Einzelspannungen führt. Dieser Sachzusammenhang sollte den Schülern aus dem Physikunterricht der Mittelstufe bekannt sein [36]. Es reicht also aus, die Spannung einer galvanischen Zelle zu messen und diesen Wert mit 6 zu multiplizieren, um einen Gesamtspannungswert zu erhalten. Dieser lässt sich dann mit der minimalen Startspannung eines Autos von etwa 10 V [21] vergleichen, um so zu dem Ergebnis zu kommen, dass der gezeigte Aufbau in der Lage ist, die Startspannung eines Autos aufzubringen.

Nachdem die chemischen Zusammenhänge des Experiments behandelt wurden (vgl. Abschnitt 4.3), kann nun zur Auflösung von Walters Frage die restliche Filmsequenz (37:23-39:07 min.) gezeigt werden. Darin schließen Walter und Jesse die 6 in Reihe geschalteten galvanischen Zellen an und versuchen, den Campervan zu starten. Dies gelingt ihnen [7].

Im Rahmen der hier beschriebenen Betrachtung wird dabei nur von einer sehr idealisierten Darstellungsweise ausgegangen. Außerdem wird nur die Spannung betrachtet. Es darf bezweifelt werden, dass die Anlassstromstärke von minimal 400 A [4] erreicht werden kann. Zusätzlich kommt es in den etwa 2 m Kupferdraht zu einem Spannungsabfall von etwa 2 V [21]. Diese beiden Fakten sollten im Rahmen didaktischer Reduktion jedoch nicht herausgestellt werden, um nicht zu weit von der eigentlichen Thematik einer Anwendung von galvanischen Zellen abzukommen. Stattdessen bietet sich der Hinweis an,

dass das Starten des Campervans wie hier beschrieben nur unter sehr idealisierten Bedingungen stattfinden könne.

Zeitabschnitt	Stop	Grund des Stops
14:32-19:55 min.	19:55 min.	Informationen über bereits fehlgeschlagene Rettungsversuche, Vorbereitung auf Fragen
32:03-37:23 min	35:21 min.	Frage: " Was bauen wir?"
	36:56 min.	Frage: "Was nutzen wir, um diesen wunderbaren Strom weiter zu leiten?"
	37:23 min	Frage: "Wird das genug Strom liefern?"
37:23-39:07 min	39:07 min.	Ende der Szene

Abb. 15: Zeitabschnitte mit möglichen Stops

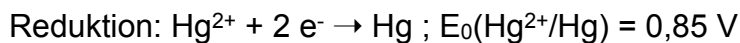
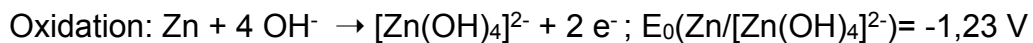
4.2.2 Diskussion der im Unterricht zu erarbeitenden Deutung der erhaltenen Ergebnisse

Ausgehend von den Ergebnissen aus Kapitel 3 lässt sich feststellen, dass wegen der Bildung von Zinkationen höhere Spannungen als von Harnisch erwartet in einer einzelnen Halbzelle auftreten. Es ist jedoch nicht zu erwarten, dass Schüler diese spezielle Spezies der Zinkationen oder das Standardpotential der zugehörigen Redoxreaktion von -1,23 V kennen.

Im Rahmen eines Leistungskurses ist zwar die Nernst-Gleichung obligatorisch [15], jedoch ist eine Anwendung dieser in diesem Zusammenhang mathematisch sehr komplex und zeigt lediglich, dass es sich bei $\text{Zn} + \text{Hg}^{2+} \rightarrow \text{Hg} + \text{Zn}^{2+}$ nicht um die Zellreaktion handeln kann. Die Zinkationen und ihr Standardpotential müssten demnach neu eingeführt werden. Im Rahmen einer Binnendifferenzierung bietet sich eine Anwendung der Nernst-Gleichung, wie im Anhang Abschnitt 7.1 mathematisch dargestellt, jedoch an. Diese führt zu dem Ergebnis, welches Konzentrationsverhältnis $c(\text{Hg}^{2+})/c(\text{Zn}^{2+})$ vorliegen müsste, um einen der erhaltenen Messwerte zu erreichen. In der dort dargestellten beispielhaften Rechnung für eine elektromotorische Kraft von 1,85 V würde für diese Größe ein Wert von $6,77 \cdot 10^9$ herauskommen. Aus einem solch hohen und unrealistischen Konzentrationsverhältnis ließe sich schließen, dass ein anderes als für die Berechnung als Grundlage verwendetes Standardpotential

für den erhaltenen Messwert verantwortlich sein müsste. Davon ausgehend ließe sich dann das Standardpotential der Zinkationen einführen. Dabei stellt das Konzentrationsverhältnis $c(\text{Hg}^{2+})/c(\text{Zn}^{2+})$ nach einer schwierigen Rechnung ohnehin eine schwer zu interpretierende Größe dar.

Daher wird, falls keine Binnendifferenzierung durchgeführt wurde, die Halbzellenreaktion $\text{Zn} + 4 \text{OH}^- \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2 \text{e}^-$ mit ihrem Standardpotential E_0 von $-1,23 \text{ V}$ durch einfache Angabe eingeführt. Die Schüler sollen dann anhand der im Folgenden dargestellten Rechnung die theoretisch maximal erreichbare Spannung mit 6 Halbzellen berechnen und mit dem experimentell ermittelten Wert hochgerechnet auf 6 Halbzellen vergleichen. An dieser Stelle sei darauf hingewiesen, dass die theoretische Berechnung auf Basis von Quecksilber(II)-oxid durchgeführt wird.



$$\text{Zellpotential: } E_{\text{Zelle}} = E(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}) - E(\text{Zn}/[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}) = 0,85 \text{ V} - (-1,23 \text{ V}) = 2,08 \text{ V}$$

$$\text{Gesamtpotential: } E_{\text{ges}} = 6 \cdot E_{\text{Zelle}} = 6 \cdot 2,08 \text{ V} = 12,48 \text{ V}$$

Als Gründe dafür, dass dieser Wert nicht erreicht wird, lassen sich ein Spannungsabfall in den Kabeln, die Abweichung von Standardbedingungen sowie die die Einstellung des elektrochemischen Gleichgewichts störende Gasbildung nennen.

5. Experimentaltteil

5.1. Geräte und Chemikalien

Im Rahmen der in Abschnitt 3 dargestellten Optimierung eines Nachbaus der galvanischen Zelle werden die folgenden Geräte und Chemikalien verwendet.

5.1.1 Verwendete Geräte

Im Folgenden (vgl. Abbildung 16) ist eine Übersicht über die verwendeten Laborgeräte und ihre Funktion gegeben.

Laborgerät	Funktion
100-ml-Becherglas	Reaktionsraum
Schaumstoff	Ionenbrücke/Diaphragma
Kabel	Schließen des Stromkreises
Multimeter	Spannungsmessung
Kupferdraht	Schließen des Stromkreises
Krokodilklemmen	Verbindungsstück zwischen Elektrode und Kabel
Labornetzgerät	Gleichspannungsquelle
Graphitelektrode	Inertelektrode/Schließen des Stromkreises
Filterpapier	Ersatz einer Extraktionshülse

Abb. 16: Verwendete Laborgeräte und ihre Funktion

5.1.2. Verwendete Chemikalien

Die folgende Übersicht in Abbildung 17 gibt Informationen über die verwendeten Chemikalien und ihre Funktion. Die nicht mit einem „*“ gekennzeichneten Chemikalien werden verwendet wie geliefert. Die unterschiedlichen Anodenmaterialien stammen aus dem Baumarkt bzw. sind reguläre Zahlungsmittel aus den USA.

Chemikalie	Funktion
KOH-Lösung	Elektrolyt
Quecksilber(II)-oxid	Kathodenmaterial
Silber(I)-oxid	Kathodenmaterial
Verzinkte Schrauben*	Anodenmaterial
Verzinkte Muttern*	Anodenmaterial
Verzinkte Unterlegscheiben*	Anodenmaterial
Pennys vor 1982 geprägt*	Anodenmaterial
Pennys nach 1982 geprägt*	Anodenmaterial
Silberblech	Ausgangsstoff für Kathodenmaterial

Abb. 17: Verwendete Chemikalien und ihre Funktion

5.2 Grundversuch

Der grundsätzliche Aufbau der in dieser Arbeit optimierten galvanischen Zelle wird wie folgt beschrieben. Als Reaktionsgefäß dient ein 100-ml-Becherglas, in das ein mit Kaliumhydroxidlösung getränktes Stück Schaumstoff als Ionenbrücke gesteckt wird. Dieses 1,8-2 cm dicke Stück unterteilt das Becherglas in zwei Halbzellen und wird daher so eingeführt, dass es mit den Wänden und dem Boden des Becherglases abschließt. Als Anodenmaterial wird Zink verwendet. In welcher Form genau unterscheidet sich von Versuch zu Versuch. Kupferdraht schafft die Verbindung zwischen Anodenmaterial und Krokodilklemme/Verkabelung. Beim Kathodenmaterial handelt es sich je nach Aufbau um Quecksilber(II)-oxid oder Silber(I)-oxid. Dieses wird ebenfalls mit einer Krokodilklemme mit einem Kabel verbunden. Mit Hilfe der beiden Kabel wird die galvanische Zelle parallel zu einem Multimeter geschaltet, welches eine Spannungsmessung durchführt. Eine schematische Darstellung des Grundversuchs ist in Abbildung 18 zu sehen.

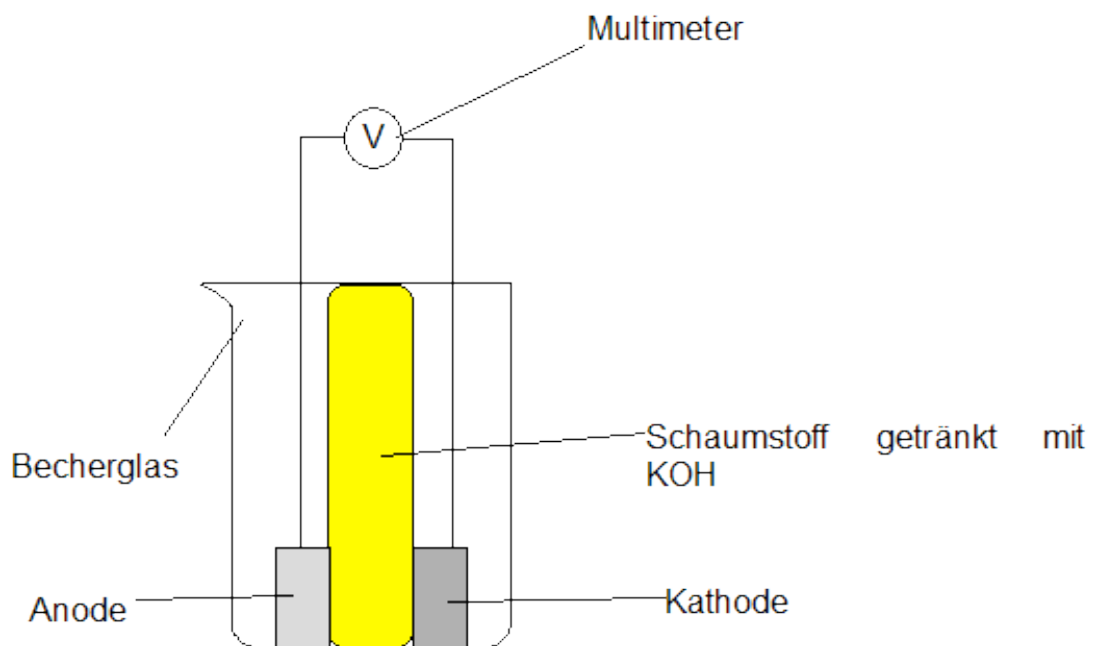


Abb. 18: schematische Darstellung des Grundversuchs

5.3 Variationen des Grundaufbaus

Alle folgenden Versuchsbeschreibungen sind Variationen des im vorangegangenen Abschnitt 5.2 beschriebenen Grundaufbaus.

5.3.1 Originalaufbau

Der Originalaufbau ist im Rahmen des Grundaufbaus der Aufbau, der am nächsten an der Szenenvorlage aus „Breaking Bad“ ist. Es ist auch der einzige Aufbau, der das giftige Quecksilber(II)-oxid verwendet. Daher ist bei diesem Versuch besondere Vorsicht geboten.

5.3.1.1 „Ohne“ Elektrolyt

In Analogie zur Serie werden als Anodenmaterial 3 verzinkte Schrauben, 3 verzinkte Muttern und 2 verzinkte Unterlegscheiben sowie 3 US-amerikanische 1-Cent-Münzen, von denen eine vor 1982 und 2 danach geprägt wurden, verwendet. Diese werden durch entsprechendes Biegen des Kupferdrahts miteinander verbunden und so angeordnet, dass sie in Kontakt mit dem Schaumstoff sind. Dieser wird mit 1-molarer KOH-Lösung getränkt. Als Kathodenmaterial dient ein Gemisch aus 1 g Quecksilber(II)-oxid und 0,1 g Graphit, welches am Boden der Halbzelle verteilt ist und Kontakt zum Schaumstoff hat. Der Kupferdraht wird an seinem einen Ende zu einer Schlinge geformt, welche in das Gemisch gesteckt wird. Das andere Ende des Kupferdrahts wird über eine Krokodilklemme mit dem Kabel verbunden. Es wird die Spannung gemessen.

5.3.1.2 Mit Elektrolyt

Etwa 40 ml 1-molarer Kaliumhydroxidlösung werden hinzugegeben. Dabei ist darauf zu achten, dass die Elektroden vollständig von dieser bedeckt werden. Nachdem sich ein Gleichgewicht der Flüssigkeitspegel in beiden Halbzellen eingestellt hat, wird erneut die Spannung gemessen.

5.3.2 Substitution des Quecksilber(II)-oxids

Statt des Gemisches aus Quecksilber(II)-oxid und Graphit wird ein Gemisch aus 0,5 g Ag_2O und 0,05 g Graphit verwendet. Sonst wird wie unter 5.3.1.2 beschrieben verfahren.

5.3.3 oxidiertes Silberblech

In einem anderen 100-ml-Becherglas wird ein Silberblech elektrolytisch bei einer Gleichspannung von 3-4 V etwa 15 Sekunden oxidiert. Als Spannungsquelle dient ein Labornetzgerät. Es wird 1-molare KOH-Lösung verwendet und als zweite Elektrode dient ein Zinkblech. Die beiden Elektroden sind über Krokodilklemmen mit Kabeln verbunden, welche zum Labornetzgerät führen [31].

Das nun mit einer schwarzen Oxidschicht bedeckte Silberblech wird an einer Krokodilklemme befestigt und als Kathode verwendet. Nun wird wie in 5.3.1.2 vorgegangen.

5.3.4 Aufbau mit Selbstbauextraktionshülse

In Anlehnung an den Aufbau aus „Chemie 2000+“ zum Leclanché-Element [32] wird aus 1 g Ag_2O , 0,3 g Graphitpulver und 1 ml 2-molarer NH_4Cl -Lösung eine Paste gemischt. Diese Paste wird in ein Filterpapier gegeben, welches an einer Graphitelektrode befestigt wird. Dabei ist darauf zu achten, dass die Paste nach innen zur Elektrode zeigt und das Filterpapier so mit der Elektrode abschließt, dass die Paste nicht austreten kann. Ein ummantelter Kupferdraht dient dabei als Hilfsmittel zur Befestigung. Mit dieser Elektrode wird nun genau so wie mit dem Silberblech in 5.3.3 verfahren.

5.3.5 Nur alte Pennys

Ausgehend vom Aufbau in 5.3.3 wird nun das Anodenmaterial variiert. Es wird in analoger Weise wie in diesem Aufbau vorgegangen, jedoch nur mit zwei Pennys, die vor 1982 geprägt wurden, als Anodenmaterial.

5.3.6 Nur neue Pennys

Der Aufbau sieht aus wie der aus 5.3.5 mit dem Unterschied, dass statt alter Pennys neue Pennys, die nach 1982 geprägt wurden, verwendet werden.

5.3.7. Nur Schrauben

Anstatt der Pennys in 5.3.6 werden 3 verzinkte Schrauben verwendet. Sonst bleibt der Aufbau gleich.

5.3.8 Nur Muttern

Anstelle der Schrauben in 5.3.7 werden 5 verzinkte Muttern verwendet.

5.3.9 Nur Unterlegscheiben

Im Aufbau aus 5.3.8 werden die Muttern durch 4 verzinkte Unterlegscheiben ersetzt.

5.3.10 Variation der Schraubenanzahl und der Elektrolytkonzentration

Der Versuch 5.3.7 wird mit 1, 3, 5, 7 und 9 Schrauben durchgeführt. Dies geschieht jeweils für Elektrolytkonzentrationen von 1 mol/L, 0,1 mol/L und 0,01 mol/L.

5.4 Versuchsdurchführung des optimierten Aufbaus

Zunächst wird mit einem Labornetzgerät als Gleichspannungsquelle ein Silberblech bei etwa 3-4 V für etwa 15 Sekunden elektrolytisch oxidiert. Dabei dient eine 1-molare KOH -Lösung als Elektrolyt und ein Zinkblech als Kathode. In ein 100-ml-Becherglas wird ein mit 1-molarer KOH -Lösung getränktes 1,8-2 cm dickes Stück Schaumstoff so eingeführt, dass es das Becherglas in zwei

Halbzellen teilt. Das Becherglas wird mit etwa 40 ml 1-molarer KOH-Lösung befüllt. Als Anode werden nun mindestens 3 verzinkte Schrauben (oder mindestens 2 abgeschliffene US-amerikanische 1-Cent-Münzen, geprägt nach 1982) verwendet, die durch einen entsprechend gebogenen Kupferdraht über eine Krokodilklemme und ein Kabel mit einem Multimeter verbunden werden. Als Kathode wird ein elektrolytisch oxidiertes Silberblech, welches ebenfalls über eine Krokodilklemme und ein Kabel mit dem Multimeter verbunden ist, verwendet. Das Multimeter ist dabei einer Spannungsmessung entsprechend parallel geschaltet. In Abbildung 19 ist ein solcher Aufbau zu sehen.

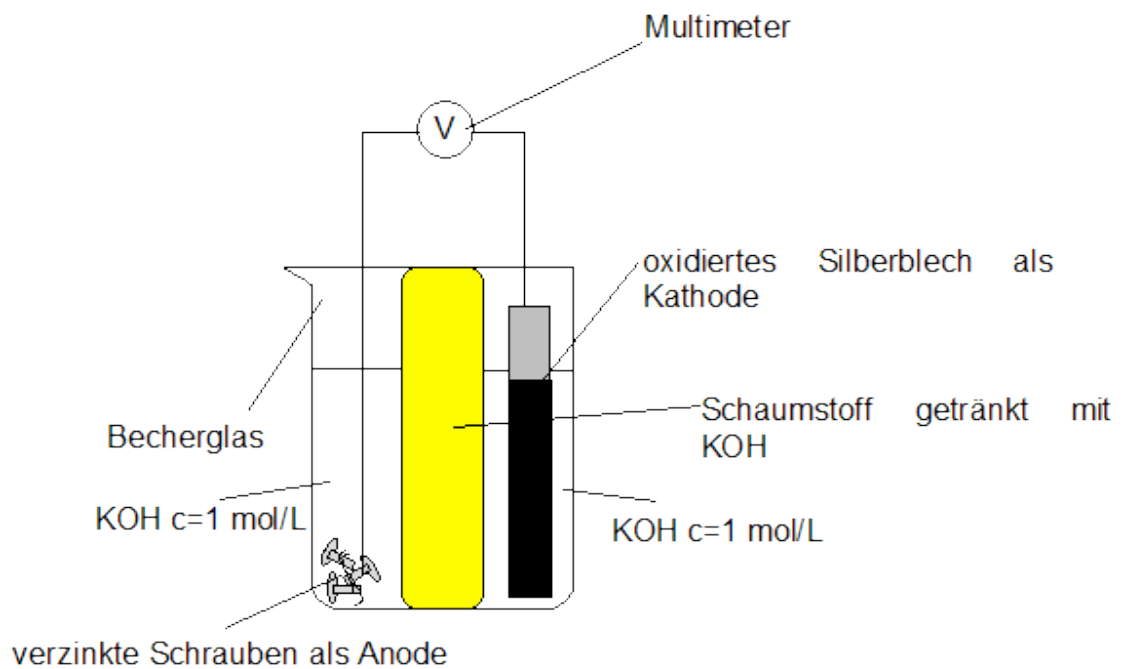


Abb. 19: schematische Darstellung des optimierten Versuchsaufbaus

6. Gesamtreflexion und Ausblick

6.1 Gesamtreflexion

Die Fernsehserie „Breaking Bad“ hat bei näherer Betrachtung chemisch deutlich mehr zu bieten als die Synthese der Droge N-Methylamphetamin. In Zusammenhang damit und in Anbetracht des großen Erfolgs dieser Serie besonders bei jungen Menschen ist diese prädestiniert, didaktisch als alternativen Zugang zu chemischen Zusammenhängen in der Oberstufe genutzt zu werden.

Im Rahmen des Inhaltsfeldes Elektrochemie lassen sich Ausschnitte der 9. Folge aus Staffel 2 als motivierendes Ankermedium nutzen. Es handelt sich dabei um eine Anwendung galvanischer Zellen, in der diese genutzt werden, um einem in der Wüste feststehenden Campervan mit entleerter Batterie Starthilfe zu geben. Dabei werden aus Quecksilberoxid aus Bremsbelägen, Kaliumhydroxidlösung als Elektrolyt und Zinkgegenständen mehrere galvanische Zellen gebaut. Es stellt sich bei Betrachtung dieser skurrilen Szene die Frage über die Machbarkeit des Dargestellten. Daher wird ein Experiment auf Basis der Szene für den Schulunterricht optimiert und anhand von Filmsequenzen aus oben genannter Folge eingebettet. Während dieses Prozesses wird entgegen der Ausführung in wissenschaftlicher Literatur zu der beschriebenen Szene festgestellt, dass sich durch die Bildung der Spezies der Zinkationen das Zellpotential so weit erhöht, dass die Startspannung eines Campervans theoretisch erreichbar wäre. Auch die erhaltenen Messwerte bestätigen dies.

Ausgehend vom Experiment und der Filmszene lässt sich sowohl in Grundkursen als auch in Leistungskursen ein neues Standardpotential einführen. Da im Versuch nicht unter Standardbedingungen bezogen auf die Ionenkonzentrationen gearbeitet wird, lässt sich zunächst annehmen, dass auch eine Einbindung der Nernst-Gleichung möglich wäre. Aufgrund von mathematisch anspruchsvollen Rechnungen eignet sich dies jedoch lediglich zur Binnendifferenzierung und ist nicht obligatorisch für alle Kurse.

6.2 Ausblick

Neben der Möglichkeit der Binnendifferenzierung auf Basis der Nernst-Gleichung finden sich ausgehend von den hier dargestellten Ausführungen noch weitere Möglichkeiten der Unterrichtsgestaltung. Da der im Rahmen der Szene aus „Breaking Bad“ gezeigte Aufbau dem Prinzip einer Quecksilberoxid-Zink-Knopfzelle entspricht, ließen sich die von Rossow vorgeschlagen Experimente zu Knopfzellen durchführen [37]. Auch der Unterschied zwischen Reihen- und Parallelschaltung könnte herausgestellt werden.

Da „Breaking Bad“ außerdem noch viele weitere chemisch interessante Szenen besitzt, bietet sich diese Serie sich auch weiterhin als motivierendes Ankermedium an. Beispielsweise wird Aluminothermie zum Öffnen eines Schlosses verwendet und ließe sich daher gut in den Unterricht zum Thema Redoxchemie einbinden. „Breaking Bad“ hat auch außerhalb der Elektrochemie noch eine Menge „Potential“ für den Chemieunterricht zu bieten.

7. Anhang

7.1. Rechnung zur Bestimmung von $c(\text{Hg}^{2+})/c(\text{Zn}^{2+})$

Diese Berechnung gibt in kleinschrittiger Weise den Rechenweg zum Konzentrationsverhältniss $c(\text{Hg}^{2+})/c(\text{Zn}^{2+})$, welches vorliegen müsste, um auf Basis der Potentiale $E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+})$ und $E^0(\text{Hg}/\text{Hg}^{2+})$ die gemessenen Zellspannungen zu erhalten. Eine Berechnung ausgehend von $E^0(\text{Ag}/\text{Ag}^+)$ führt dagegen aufgrund der Logarithmengesetze zu einer Größe $(c(\text{Ag}^+))^2/c(\text{Zn}^{2+})$, welche sich noch schwieriger interpretieren lässt. In der Berechnung steht [X] für $c(\text{X})$.

$$\begin{aligned}
 E_{\text{Zelle}} &= E(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}) - E(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) \\
 \Leftrightarrow E_{\text{Zelle}} &= E_0(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}) + \frac{0,059\text{V}}{2} \log\left(\frac{[\text{Hg}^{2+}]_1}{1}\right) - E_0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) - \frac{0,059\text{V}}{2} \log\left(\frac{[\text{Zn}^{2+}]_1}{1}\right) \\
 \Leftrightarrow E_{\text{Zelle}} - E_0(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}) + E_0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) &= \frac{0,059\text{V}}{2} [\log([\text{Hg}^{2+}]) - \log([\text{Zn}^{2+}])] \\
 \Leftrightarrow [E_{\text{Zelle}} - E_0(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}) + E_0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})] \frac{2}{0,059\text{V}} &= \log\left(\frac{[\text{Hg}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]}\right) \\
 \Leftrightarrow \frac{[\text{Hg}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]} &= 10^{[E_{\text{Zelle}} - E_0(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}) + E_0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})] \frac{2}{0,059\text{V}}} \quad (\text{VIII})
 \end{aligned}$$

Ausgehend von dieser Berechnung lässt sich nun dieses Verhältnis exemplarisch für einen Messwert von 1,85 V mit dem Aufbau aus 5.4 durchführen. Da hier Silber(I)-oxid statt Quecksilber(II)-oxid verwendet wurde, addiert man auf diesen Messwert noch 0,05 V, um diesen Unterschied auszugleichen und direkt in die Formel

$$\frac{[\text{Hg}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]} = 10^{[E_{\text{Zelle}} - E_0(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}) + E_0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})] \frac{2}{0,059\text{V}}} \quad (\text{IX})$$

einsetzen zu können. E_{Zelle} ist also 1,9 V. Somit ergibt sich das folgende Ergebnis:

$$\begin{aligned}
 \frac{[\text{Hg}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]} &= 10^{[1,9\text{V} - 0,85\text{V} + 0,76\text{V}] \frac{2}{0,059\text{V}}} \quad (\text{X}) \\
 \Leftrightarrow \frac{[\text{Hg}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]} &= 6,769 \cdot 10^9
 \end{aligned}$$

Resultierend aus dieser sehr großen Zahl lässt sich nun feststellen, dass die Konzentration der Hg^{2+} -Ionen nicht um einen solchen Faktor größer sein kann als die der Zn^{2+} -Ionen. Daraus wiederum ergibt sich die Feststellung, dass die gemessene Spannung aufgrund eines anderen Potentials auftreten muss, nämlich dem der Zinkationen.

7.2 Messwerte zu Versuch 5.3.10

	1 Schraube	3 Schrauben	5 Schrauben	7 Schrauben	9 Schrauben
1 mol/L	1,832 V	1,841 V	1,848 V	1,843 V	1,848 V
0,1 mol/L	0,903 V	0,95 V	1,018 V	1,083 V	1,15 V
0,01 mol/L	1,13 V	1,248 V	1,234 V	1,25 V	1,254 V

Abb. 20: Messwerte des ersten Durchgangs von Versuch 5.3.10

	1 Schraube	3 Schrauben	5 Schrauben	7 Schrauben	9 Schrauben
1 mol/L	1,829 V	1,843 V	1,846 V	1,845 V	1,845 V
0,1 mol/L	0,889 V	0,948 V	1,02 V	1,08 V	1,094 V
0,01 mol/L	1,142 V	1,251 V	1,249 V	1,251 V	1,256 V

Abb. 21: Messwerte des zweiten Durchgangs von Versuch 5.3.10

8. Literaturverzeichnis

[1] C. Lang, C. Dreher: Breaking Down Breaking Bad Dramaturgie und Ästhetik einer Fernsehserie, Wilhelm Fink, München 2013

[2] FOCUS online: Breaking Bad - Der echte Walter White: Zwölf Jahre Gefängnis statt eines Emmy, http://www.focus.de/kultur/vermishtes/breaking-bad-der-echte-walter-white-zwoelf-jahre-gefaengnis-statt-eines-emmy_id_3509679.html (letzter Zugriff: 05.08.2014)

[3] breakingbad.de Deutsches Fanprojekt zur TV-Serie: 1. Der Einstieg (Pilotfilm), <http://www.breaking-bad.de/episodenguide/staffel-1/1-der-einstieg/> (letzter Zugriff: 05.08.2014)

[4] F. Harnisch, T. Salthammer, Die Chemie bei Breaking Bad, *Chemie in unserer Zeit*, **47** (4), 214 (2013)

[5] V.Gilligan, M. Johnson, Breaking Bad, Staffeln 1-5, USA, 2008-2013

[6] A. Senner, Alte Schatten und brandneues Methamphetamin, *AGM - Das Magazin für Games > Film > Lifestyle*, **3** (3), 32 (2014)

[7] V.Gilligan, M. Johnson, Breaking Bad, 4 Tage Auszeit Staffel 2 Folge 9, USA, 2009

[8] K. Dehnert, M. Jäckel, H. Oehr, H. Seitz: Allgemeine Chemie, Schroedel, Braunschweig 2004

[9] C.E. Mortimer, U. Müller: Chemie - Das Basiswissen der Chemie, 8. Auflage, Thieme, Stuttgart 2003

[10] P.W. Atkins, J. de Paula: Physikalische Chemie, 4. Auflage, WILEY-VCH, Weinheim 2006

[11] A. Marohn: Falschvorstellungen von Schülern in der Elektrochemie - eine empirische Untersuchung, Universität Dortmund, Dissertation 1999, S. 154

[12] M. Binnewies, M. Jäckel, H. Willner, G. Rayner-Canham: Allgemeine und Anorganische Chemie 1. Auflage, Spektrum, Heidelberg 2004

[13] T. Mühl: Einführung in die elektrische Messtechnik - Grundlagen, Messverfahren, Geräte 2. Auflage, Teubner, Wiesbaden 2006, S.91

[14] G. Gauglitz, H. Löbert, chemgapedia.de: Das Zink-Quecksilber-System, http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/13/vlu/echemie/galvanische_elemente/batterie.vlu/Page/vsc/de/ch/13/pc/echemie/galvanische_elemente/znqueck.vscml.html (letzter Zugriff: 05.08.2014)

[15] Ministerium für Schule und Weiterbildung des Landes Nordrhein-Westfalen: Kernlehrplan für die Sekundarstufe II Gymnasium / Gesamtschule in Nordrhein-Westfalen Chemie 1. Auflage, Düsseldorf 2013, S.19-39

[16] H. Roth: Pädagogische Psychologie des Lehrens und Lernens 16. Auflage, Schroedel, Hannover 1983, S. 234-235

[17] H. Richter: Die Einstiegsphase im (handlungsorientierten) Unterricht, <http://helmut-richter.de/didaktik/moti.pdf> (letzter Zugriff: 05.08.2014)

[18] M. Ducci, I. Rubner, J. Friedrich, M. Oetken, CHEMistry and Cinema - Das Projekt CHEMCi - Eine Unterrichtseinheit zum Themenfeld Diamant und Graphit - inszeniert und illustriert mit Szenen aus Spielfilmen, *Praxis der Naturwissenschaften - Chemie in der Schule*, **58** (1), 44 (2009)

[19] J.D. Bransford, R.D. Sherwood, T.S. Hasselbring, C.K. Kinzer, S.M. Williams: Anchored Instruction: Why We Need It and How Technology Can Help. In: D. Nix, R. Spiro (Hrsg.); Cognition, Education and Multimedia, Lawrence Erlbaum, New Jersey 1990, S.138

[20] J. Friedrich, N. Kunze, I. Rubner, M. Oetken, Chemistry and Cinema - Das Projekt ChemCi - Eine Unterrichtseinheit zum Themenfeld Atmung - inszeniert und illustriert mit Szenen aus den Spielfilmen „Das Boot“ und „Apollo 13“, *Praxis der Naturwissenschaften - Chemie in der Schule*, **59** (3), 6 (2010)

[21] F. Harnisch: Vortrag an der Westfälischen Wilhelmsuniversität Münster: „Heisenberg als Drogenboss - Die Chemie bei Breaking Bad und anderen Filmen“ am 14.07.2014

[22] J. Nye, Daily Mail: Life imitates art! Canadian cops bust drug dealers with 40 lbs BLUE meth - just like Walter White's famous formula on Breaking Bad, <http://www.dailymail.co.uk/news/article-2469736/Cops-bust-dealers-40lbs-BLUE-meth--just-like-Walter-Whites-famous-formula-Breaking-Bad.html> (letzter Zugriff: 05.08.2014)

[23] serienjunkies.de: Breaking Bad - Ein Chemielehrer wird zum Drogenkoch, <http://www.serienjunkies.de/breaking-bad/> (letzter Zugriff: 05.08.2014)

[24] A. Fischer, Chemie à la Hollywood, *Nachrichten aus der Chemie*, **59** (6), 621 (2011)

[25] Myth Busters: Breaking Bad Special, <http://www.dmax.de/programme/mythbusters/videos/mythbusters-breaking-bad-special/> (letzter Zugriff: 05.08.2014)

[26] B. Osterath, Heisenberg - der Chemielehrer und Drogenkoch, *Nachrichten aus der Chemie*, **59** (4), 427 (2011)

[27] D. Fischer-Henningsen, Kennen Sie Breaking Bad, *Chemie in unserer Zeit*, **47** (4), 203 (2013)

[28] S. Berger, Pro und Contra, *Chemie in unserer Zeit*, **47** (2), 71 (2013)

- [29] D.N. Bothwell, E.A. Mair, B.B. Cable, Chronic Ingestion of a zinc-Based Penny, *Pediatrics - official journal of the american academy of pediatrics*, **111** (3), 689 (2003)
- [30] D. Anglin, J.S. Sue, F.P. Wang: Alkaline cell with improved cathode, United States Patent, <http://patft.uspto.gov/netacgi/nph-Parser?Sect2=PTO1&Sect2=HITOFF&p=1&u=/netahtml/PTO/search-bool.html&r=1&f=G&l=50&d=PALL&RefSrch=yes&Query=PN/6841302> (letzter Zugriff: 05.08.2014)
- [31] Prof. Blumes Bildungsserver für Chemie: Versuch Zink-Silber-Akkumulator, <http://www.chemieunterricht.de/dc2/echemie/znagakv.htm> (letzter Zugriff: 05.08.2014)
- [32] M. Tausch, M. von Wachtendonk (Hrsg.): Chemie 2000+ Sekundarstufe II, C.C. Buchner, Bamberg 2007, S. 170
- [33] S.M. O'Hara, L.F. Donnelly, E.C. Chuang, W.H. Briner, G.S. Bisset III, Gastric Retention of Zinc-based Pennies: Radiographic Appearance and Hazards, *Radiology*, **213** (1), 113 (1999)
- [34] S.H: Szczepankiewicz, J.F. Bieron, M. Kozik, The „Golden Penny“ Demonstraton, *Journal of Chemical Education*, **72** (5), 386 (1995)
- [35] P. Mauchle, Projekt VEiN - Verteilte Einspeisung in Niederspannungsnetze, Projektbericht S.241, http://www.vein-grid.ch/Publikationen/111001_gwa_Projekt%20VEiN%20-%20Verteilte%20Einspeisung%20in%20Niederspannungsnetze.pdf (letzter Zugriff: 05.08.2014)
- [36] Ministerium für Schule und Weiterbildung des Landes Nordrhein-Westfalen: Kernlehrplan für das Gymnasium - Sekundarstufe I in Nordrhein-Westfalen Physik 1. Auflage, Ritterbach, Düsseldorf 2009, S. 35
- [37] M. Rossow, A. Flint, Die „Erweiterung“ des Redox-Begriffs mit Stoffen aus dem Alltag - Ein Vorschlag für einen Konzeptwechsel anhand der Untersuchung handelsüblicher Batterien, *CHEMKON*, **16** (2), 83 (2009)

9. Plagiatserklärung des Studierenden

Hiermit versichere ich, dass die vorliegende Arbeit über

_____ selbstständig verfasst worden ist, dass keine anderen Quellen und Hilfsmittel als die angegebenen benutzt worden sind und dass die Stellen der Arbeit, die anderen Werken – auch elektronischen Medien – dem Wortlaut oder Sinn nach entnommen wurden, auf jeden Fall unter Angabe der Quelle als Entlehnung kenntlich gemacht worden sind.

(Datum, Unterschrift)

Ich erkläre mich mit einem Abgleich der Arbeit mit anderen Texten zwecks Auffindung von Übereinstimmungen sowie mit einer zu diesem Zweck vorzunehmenden Speicherung der Arbeit in eine Datenbank einverstanden.

(Datum, Unterschrift)