

Gravierend falsche Vorstellungen zur Elektrochemie im Schulunterricht

Fehlvorstellungen bei Schülerinnen und Schülern und ein neues Konzept für diese Thematik

Alexander Witt und Alfred Flint, Rostock

Der Erfolg der mittlerweile angestoßenen Umstellung unseres Verkehrswesens auf Elektromobilität hängt stark von der Bereitstellung geeigneter Speichertechnologien ab. Hier kommt der Elektrochemie als Teil der Physikalischen Chemie mit besonderem Querschnittscharakter zwischen Chemie und Physik eine entscheidende Rolle zu. Im Unterricht gelingt es häufig nur unzureichend, die damit verbundenen komplexen Zusammenhänge zu vermitteln. Wir fassen hier die unserer Auffassung nach gravierendsten, von Annette Marohn und Nils Burger ermittelten Fehlvorstellungen zusammen und stellen daraus schlussfolgernd ein neues Konzept zur besseren Vermittlung des Themas vor. Dazu beschreiben wir in dem Teil „Erreichen und Erhalten“ in dieser Zeitschrift sowie in derselben Rubrik in den Folgeausgaben der CLB eine Vielzahl von Experimenten, die zu dieser gewünschten, verbesserten Vermittlung beitragen sollen.

Die Autoren:

Dr. Alexander Witt studierte von 2000 bis 2006 an der Universität Rostock das Lehramt an Gymnasien für die Fächer Chemie und Biologie sowie die Fächer Physik und Astronomie. Nach einem erfolgreichen 1. Staatsexamen promovierte er in der Abteilung Didaktik der Chemie zum Thema Elektrochemie. Er erwarb auch das 2. Staatsexamen und ist nun als Studienrat am Anna-Sophianum in Schöningen tätig. Für seine Arbeiten wurde er 2013 mit dem Manfred-und-Wolfgang-Flad-Preis ausgezeichnet.

Prof. Dr. Alfred Flint war nach seinem Studium des Lehramts für Gymnasien in den Fächern Chemie, Physik und Geographie einige Jahre als Lehrer in Nienburg/Weser tätig. Nach seiner Promotion und Habilitation in Oldenburg wurde er 1999 auf den Lehrstuhl für Didaktik der Chemie in Rostock berufen. Neben zahlreichen Tätigkeiten in der akademischen Selbstverwaltung war er von 2009 bis 2015 Mitglied und stellvertretender Vorsitzender der Fachgruppe Chemieunterricht der GDCh und ist seit 2008 Mitglied des Herausgebergremiums und der Redaktion der Zeitschrift CHEMKON. 2006 wurde ihm der Heinrich-Roessler-Preis für seine Verdienste um den Chemieunterricht verliehen.



Witt



Flint

Seitdem *Alessandro Volta* in den neunziger Jahren des 18. Jahrhunderts seine ersten elektrochemischen Untersuchungen, angeregt durch die Froschschenkel-Experimente seines Kollegen *Luigi Galvani* (Abbildung 1), durchführte und damit die moderne Elektrochemie begründete, hat sich diese rasant entwickelt. Die Ergebnisse zweihundertjähriger, elektrochemischer Forschung beeinflussen heute fast jeden Bereich der Naturwissenschaften und des täglichen Lebens. So spielen z. B. elektrochemische Analysemethoden eine wichtige Rolle in der Qualitätskontrolle und Prozesssteuerung diverser großtechnischer Prozesse zur Rohstoff-, Lebensmittel- und Pharmaproduktion. Aber auch die Klimaforschung/Umweltanalytik und die Aufnahme zahlreicher, lebenswichtiger, medizinischer Parameter sind ohne elektrochemische Analysemethoden nicht denkbar. Die Elektrochemie führte auch zu einer langen Reihe von elektrolytischen Herstellungsverfahren. So werden z. B. diverse Metalle wie Lithium, Magnesium und Aluminium, aber auch die Halogene Fluor und Chlor und das Gas Wasserstoff elektrolytisch hergestellt. Diese sind wiederum Ausgangsstoffe diverser Synthesen, die zu Medikamenten und Produkten unseres Alltags führen.

Auf elektrochemischem Wege können auch organische Synthesen gezielt durchgeführt und gesteuert werden. Der allgemein bekannteste Nutzen der Elektrochemie ist jedoch der der mobilen elektrischen Energiequellen. Zu ihnen gehören die Galvani'schen Zellen, die wieder-aufladbaren Akkumulatoren und die Brennstoffzellen. Ohne Sie ist der moderne Alltag nicht denkbar, denn sie werden z. B. in mobilen Elektrogeräten wie Handys, Notebooks, mp3-Spielern, Navigationsgeräten, usw., aber auch in Fahrzeugen jeglicher Art und medizinischen Geräten, wie Herzschrittmachern, eingesetzt. Aufgrund ihrer immensen technischen und wirtschaftlichen Bedeutung verwundert es daher nicht, dass auch Grundlagenkenntnisse der Elektrochemie zur chemischen Allgemeinbildung zählen und im Chemieunterricht behandelt werden.

Der Schwerpunkt der Schul-Elektrochemie liegt dabei in der gymnasialen Oberstufe, meist in Klasse 12. Aber auch in der Sekundarstufe I, in den Klassenstufen 9 und 10, werden ausgewählte Aspekte der Elektrochemie thematisiert. Dabei gilt die Elektrochemie als eines der anspruchsvollsten Themen des Chemieunterrichtes, da zu ihrem Verständnis zahlreiche Kenntnisse auf anderen Gebieten notwendig sind. So müssen die Schülerinnen und Schüler z. B. die Grundlagen der Elektrotechnik aus dem Physikunterricht, wie der Aufbau von Stromkreisen, die Funktion und Bedienung von Volt- und Amperemeter und die Definition entsprechender physikalischer Größen beherrschen. Aber auch das Bohr'sche Atommodell, das Elektronengas-Modell der Metalle, die Redoxreaktionen und die Dissoziationstheorie müssen verstanden sein, um die

anerkannten Modelle und Theorien der Elektrochemie begreifen zu können. Es ist daher nicht überraschend, dass die Elektrochemie vielen Schülerinnen und Schülern Verständnis- und Lernschwierigkeiten bereitet. Welche Schwierigkeiten das im Einzelnen sind, wurde bereits mehrfach in speziellen Studien untersucht. Die wichtigsten Ergebnisse der aktuellsten und sehr umfangreichen Studie werden im Folgenden dargestellt.

Probleme der Schul-Elektrochemie

Bekannte Schülerfehlvorstellungen zum Thema Elektrochemie

In einer von *Annette Marohn* deutschlandweit durchgeführten Studie an fast 4000 Schülerinnen und Schüler (im Folgenden steht zu dem geschlechtsneutral gemeinten Begriff „Schüler“ zusammengezogen) der gymnasialen Oberstufe [Marohn 1999] konnte gezeigt werden, dass gravierend falsche Vorstellungen von Schülern gerade zu den grundlegenden Unterrichtsinhalten der Elektrochemie, wie dem Ladungstransport im Elektrolyten, der Elektrolyse, Anode bzw. Katode und Plus- bzw. Minuspol vorlagen (die Schreibweise „Katode“ ohne „h“ ist legitim und wird aufgrund der Ähnlichkeit zu „Kation“ bevorzugt). Teilweise unterlagen fast zwei Drittel der befragten Schüler den aufgedeckten Fehlvorstellungen.

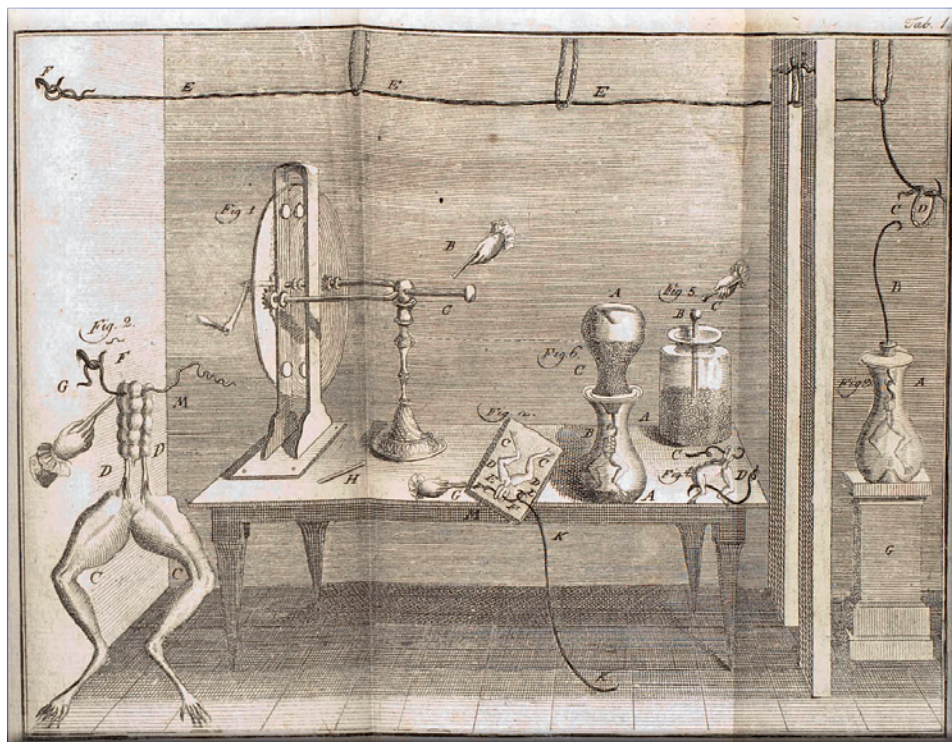


Abbildung 1: Versuchsanordnung des Froschschenkel-Experiments von Luigi Galvani, aus dem Buch „De viribus electricitatis in motu musculari“.

Die Studie wurde durch Einzelinterviews von *Nils Burger* [Burger 2000] ergänzt. Insgesamt konnten *Marohn* und *Burger* 44 Fehlvorstellungen aufdecken, welche die Erkenntnisse früherer Studien teilweise bestätigten, aber auch widerlegten (siehe [Marohn 1999]). Insgesamt ist die Studie von *Marohn* und *Burger* die umfang- und erkenntnisreichste zum Verständnis der Elektrochemie der letzte Jahre. Im Folgenden werden die gravierendsten, aufgedeckten Schülerfehlvorstellungen kompakt dargestellt.

Fehlvorstellungen zum Ladungstransport im Elektrolyten [Marohn 1999]

Das Wissen um den Ladungstransport im Elektrolyten ist für das Verständnis der Vorgänge während der Elektrolyse und in Galvani'schen Zellen von größter Wichtigkeit. Das Prinzip der getrennten Redoxreaktion und der Umleitung bzw. Nutzung der Elektronen kann nur derjenige Schüler verstehen, der nicht davon ausgeht, dass im Elektrolyten Elektronen fließen bzw. geleitet werden. *Marohn* konnte aber zeigen, dass gerade diese Fehlvorstellung in nicht wenigen Schülerköpfen existierte, obwohl sie das Thema Elektrochemie bereits behandelt hatten. Die Schüler gingen davon aus, dass die bei der Oxidation „frei“ werdenden Elektronen durch den Elektrolyten fließen und bei der Reduktion wieder aufgenommen werden.

Andere Schüler gestanden den Ionen immerhin eine für den Ladungstransport notwendige

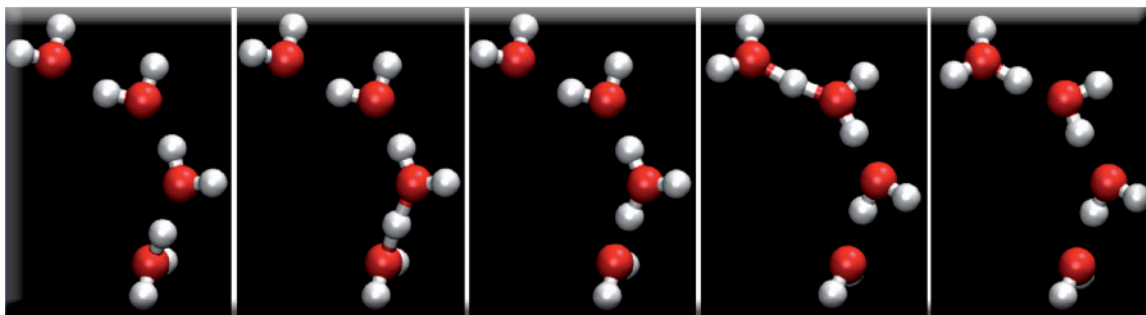


Abbildung 2: Der Grotthuß-Mechanismus, bereits Anfang des 19. Jahrhunderts vom Prinzip her beschrieben von dem deutsch-litauischen Naturwissenschaftler Theodor Grotthuß, sagt aus, dass Protonen und Hydroxid-Ionen in wässriger Lösung im elektrischen Feld vermeintlich schneller „wandern“ als anderen Ionen. Somit besitzen sie eine größere Leitfähigkeit als andere Ionen. Bei diesem Mechanismus handelt es sich um einen Kettenmechanismus: statt Protonen durch die Lösung zu transportieren, werden Bindungen und Wasserstoffbrückenbindungen gelöst und neu geknüpft. Dies ermöglicht, die Bindungen „umzuklappen“ und die Ladung sehr schnell weiterzugeben (Abb.: Matt K. Petersen; auf Wikipedia als Animation anzusehen).

Funktion zu, indem sie einen Weiterleitungs-Mechanismus der Elektronen von Ion zu Ion zur Erklärung heranzogen. Der Mechanismus ähnelte dem zur Erklärung der besonders hohen Ionenleitfähigkeit von Hydroxid- und Hydronium-Ionen postulierten Grotthuß-Mechanismus (Abbildung 2). Eine dritte aufgedeckte Fehlvorstellung war die „Huckepack-Theorie“, welcher zu Folge Ionen bei der Reduktion Elektronen aufnehmen und sich mit diesen auf den Weg zur Anode machen. Dort geben sie die Elektronen ab, bewegen sich zurück zur Kathode und der Kreislauf beginnt von Neuem. Dieser Mechanismus entspräche nur dann der Realität, wenn an der Kathode Kationen bis zum Anion reduziert und umgekehrt diese an der Anode wieder bis zum Kation oxidiert werden würden. Diesen speziellen Fall gibt es, er tritt aber äußerst selten ein und ist deshalb für eine allgemeine Darstellung des Leitungsvorganges im Elektrolyten ungeeignet. Für die Schüler war außerdem der Ladungszustand der Ionen unerheblich für deren Verschiebungsrichtung.

Marohn stellte in ihrer Studie auch die Frage, ob zwischen zwei Halbzellen, die ohne eine Ionenbrücke verbunden sind, ein Stromfluss zu erwarten wäre. Über ein Drittel der Schüler aus 12. und 13. Klassen antwortete mit „ja“.

Als Ursache dieser und weiterer Schülerfehlvorstellungen sieht *Marohn*, dass die Schüler zur Erklärung des Ladungstransportes im Elektrolyten nur den Mechanismus des Ladungstransportes in Metallen heranziehen können. Dieser wird im Physikunterricht ausführlich und sehr einprägsam in Analogie zum Wasserkreislauf behandelt.

Anmerkung der Autoren: Im Chemieunterricht wird auf die Notwendigkeit von Ionen für die Leitfähigkeit von Elektrolyten und die unterschiedliche Verschiebungsrichtung von An- und Kationen hingewiesen. Die Ursache und der Mechanismus der Ionenverschiebung werden jedoch seltener behandelt, wodurch die Entwick-

lung eigener Erklärungsmodelle bei den Schülern gefördert werden könnte. Zusätzlich erschwerend ist die Tatsache, dass negative und positive Ladungen, sowie Ionen und Elektronen in ein Leitungskonzept zusammen gebracht werden.

Marohn stellte außerdem fest, dass bei Verwendung von Stromschlüsseln (besser Elektrolytbrücken genannt) und Diaphragmen in der Schul-Elektrochemie mehr Schüler der Fehlvorstellung vom Elektronenfluss durch den Elektrolyten unterlagen als ohne diese. Als Erklärung vermutet *Marohn* die Ähnlichkeit des Stromschlüssels zu einem gebogenen, metallischen Leiter. Auch die Bezeichnung „Stromschlüssel“ stellt eher eine Analogie zum metallischen Leiter als zum Ionenleiter her. In ähnlicher Weise bleibt vielen Schülern die Funktion eines Diaphragmas unverständlich. Einerseits soll es die Durchmischung der Ionen der Halbzellen verhindern, andererseits soll durch die winzigen Poren die Leitfähigkeit des Elektrolyten erhalten bleiben. Bei vielen Schülern verstärkt sich dadurch die Vorstellung, dass nur die kleinsten, bekannten Ladungsträger, eben die Elektronen, durch das Diaphragma und den Elektrolyten fließen können. *Marohn* empfiehlt daher, wenn möglich im Unterricht auf die Nutzung von Diaphragma und Elektrolytbrücke zu verzichten [Marohn 1999, S. 154].

Fehlvorstellungen zur Elektrolyse [Marohn 1999]

Über die Hälfte der von *Marohn* befragten Schüler verstanden die Elektrolyse als „Spaltung“ des Elektrolyten in Ionen. Vor der Elektrolyse sind An- und Kationen als Verbindungen vereint und werden erst durch eine äußere Spannung „zerrissen“. Dieser Fehlvorstellung liegt eine unverständene Dissoziationstheorie zu Grunde; gemeint ist die freiwillige Dissoziation von Salzen in Ionen. Die Schüler können sich nicht vorstellen, dass positive und negative Ionen nebeneinander in einer Lösung „treiben“ ohne sich anzuziehen.

Anmerkung der Autoren: Es ist vorstellbar, dass sich Schüler, welche dieser Fehlvorstellung unterliegen, sehr schwer damit tun einen Leitungsmechanismus durch Ionen nachzuvollziehen und eher die Vorstellung von der Leitung „freier“ Elektronen durch den Elektrolyten bevorzugen.

Des Weiteren haben nach *Marohn* viele Schüler Probleme, die Elektrolyse als Elektronenübertragung, sowie als räumlich getrennte Oxidations- und Reduktionsreaktion zu verstehen.

Fehlvorstellungen zu Anode und Katode [Marohn 1999]

Die von *Faraday* geprägten Elektrodenbezeichnungen Anode und Katode sind, wie *Marohn* zeigen konnte, auch nicht frei von Fehlvorstellungen. Die Definitionen für Anode und Katode sehen häufig wie folgt aus:

- **An der Anode findet die Oxidation statt.**
- **An der Katode findet die Reduktion statt.**

Sehr viele Schüler können diese Definition wiedergeben und verstehen auch, dass die Oxidation mit einer Elektronenabgabe und die Reduktion entsprechend mit einer Elektronenaufnahme verbunden ist. Dieses Wissen führt bei Schülern jedoch nicht zwangsläufig zur richtigen Zuordnung der Elektrodenbezeichnungen in einer elektrochemische Zelle, selbst wenn die Schüler die Reaktionen an den Elektroden kennen. Viele Schüler erkennen nicht, ob sich die Elektronenabgabe und -aufnahme auf den Elektrolyten oder die Elektrode bezieht. Werden beispielsweise an einer Elektrode Kupfer-Ionen reduziert, in dem sie Elektronen aufnehmen, so gibt die Elektrode in diesem Moment Elektronen ab. Nicht wenige Schüler interpretieren diesen Vorgang als Oxidation der Elektrode und bezeichnen sie folglich als Anode. Eine mögliche Ursache für dieses Problem sieht *Marohn* in den Definitionen für Anode und Katode. Sie fordert die Definitionen auf „Teilchen“ zu beziehen, welche der Oxidation oder Reduktion unterliegen, um Verwechslungen auszuschließen. Die „Teilchen“ können natürlich auch aus der Elektrode stammen. Sie führt folgendes Beispiel für eine Definition an [Marohn 1999, S. 160].

- **An der Anode geben Teilchen Elektronen an den Leiterdraht ab.**
- **An der Katode nehmen Teilchen Elektronen aus dem Leiterdraht auf.**

Besonders hervorzuheben ist: „...an...“ sowie „...aus dem Leiterdraht ...“, um der Fehlvorstellung Elektronen fließen durch den Elektrolyten vorzubeugen.

Fehlvorstellungen zu Minus- und Pluspol [Marohn 1999]

Für viele Schüler ist es nach *Marohn* sehr schwierig mit den Begriffen Minus- und Pluspol umzugehen, vor allem wenn sie mit den Begriffen Anode oder Katode gleichzeitig verwendet werden. Besonders der Pol-Wechsel von der Elektrolyse zur Galvani'schen Zelle bereitet große Schwierigkeiten. Als außerordentlich problematisch kommt hinzu, dass bei den Galvani'schen Zellen die positiven Kationen zum Pluspol und die negativen Anionen zum Minuspol verschoben werden, was überhaupt nicht mit dem Vorwissen aus dem Physikunterricht und der Lebenswelt der Schüler zusammen passt. Für diesen Sachverhalt wird den Schülern selten eine Erklärung angeboten, wodurch sich Fehlvorstellungen verstärken können und die richtige Benennung der Elektroden erschwert wird.

Ziel und Grundsätze der Arbeit

Das Erkennen von Fehlvorstellungen ist die Grundlage für die gezielte Optimierung des Lernprozesses von Schülern. Da dem Autor bislang keine Unterrichtskonzeption bekannt geworden ist, welche die Erkenntnisse von *Marohn* und *Burger* unterrichtspraktisch berücksichtigt, ist es das Ziel dieser Arbeit eine solche vorzustellen. Die nachstehenden Schlussfolgerungen aus den Erkenntnissen von *Marohn* und *Burger* bilden dabei einen Teil der 10 Grundsätze der erarbeiteten Konzeption.

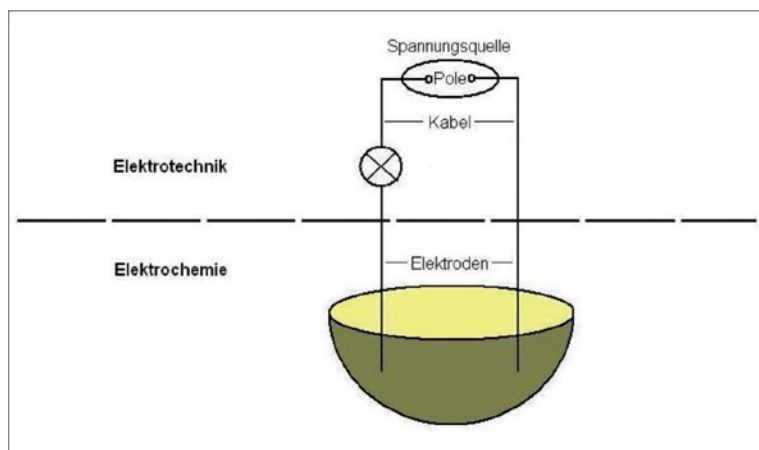
1. Der Ladungstransport im Elektrolyten sollte deutlich thematisiert werden. Die Ursache und damit auch die Notwendigkeit der Ionenleitung muss den Schülern soweit verständlich sein, dass keine Notwendigkeit für ergänzende Theorien (evtl. Fehlvorstellungen, siehe oben) bleibt. Auch der Widerspruch, dass in den Galvani'schen Zellen positive Ionen zum Pluspol und negative zum Minuspol verschoben werden, fällt damit weg.
2. Auf die Verwendung von Elektrolytbrücken und Diaphragmen sollte zumindest bis zur vollständigen Aufklärung des Leitungsmechanismus im Elektrolyten konsequent verzichtet werden. Da aber im weiterführenden Unterricht nicht auf sie verzichtet werden kann, sollten dann ihr Aufbau und ihre Funktion detailliert besprochen werden, um auf diese Weise den oben erwähnten Fehlvorstellungen entgegen zu wirken.
3. Die Definition von Anode und Katode sollte allgemein genug sein, um die Vielfalt der Stoffumsätze an den Elektroden zuzulassen, es können z. B. Metalle, Gase, Flüssigkeiten und Ionen an den Elektroden reagieren. Sie sollte dabei aber auch die Adressaten für Elektronen-

- abgabe und -aufnahme eindeutig benennen. Nur so ist es für die Schüler möglich, Anode und Katode zweifelsfrei zu identifizieren und die Elektrodenreaktionen sowie die Stromflussrichtung vorherzusagen.
4. Die Verwendung der Begriffe Minus- und Pluspol sollte auf ein notwendiges Maß, z. B. zum Aufbau von Schaltungen, reduziert und genau abgegrenzt werden. Die Begriffe stammen ursprünglich aus der Elektrotechnik und sind eigentlich als Anschlüsse einer Spannungsquelle definiert. In der Elektrochemie sollten die Begriffe Anode und Katode bevorzugt werden. Demzufolge sollten im Unterricht Anode und Katode einer Elektrolysezelle nicht als Pole, sondern als Kontakte vom Plus- oder Minuspol der Spannungsquelle angesprochen werden. In Galvani'schen Zellen hingegen können Anode und Katode mit Minus- und Pluspol bezeichnet werden, weil Galvani'sche Zellen Spannungsquellen sind (Abbildung 3). **Des Weiteren werden im vorgestellten Konzept die Grundsätze des Ansatzes „Chemie fürs Leben“ berücksichtigt. [Flint 2001] Sie sollen die Akzeptanz bei den Schülern und die Lernwirksamkeit des Konzeptes erhöhen.**
 5. Wir betrachten nicht die Alltagschemie als strukturierendes Element des Unterrichts, sondern Stoffe aus dem Alltag als Untersuchungs- und Anschauungsmaterial!
 6. Wann immer es möglich und sinnvoll ist, wollen wir „Laborchemikalien“ durch Stoffe aus dem Alltag ersetzen!
 7. Die Herausarbeitung grundlegender Prinzipien und auch ihre Verknüpfung zu systemhaften Kenntnissen soll zunächst auf phänomenologischer Ebene erfolgen!
 8. Ein Übergang auf die formale Behandlung erfolgt erst dann, wenn das grundlegende Prinzip oder im kleinen Bereich die Reaktion bekannt ist!
 9. Theorie wird nur dann vermittelt, wenn sie gebraucht wird, nur so viel wie nötig und vor allem nur so viel wie verständlich ist!
 10. Schülerexperimente sollen so oft wie möglich durchgeführt werden, um die Motivation zu steigern, manuelle Fähigkeiten zu schulen und zum aktiven Handeln anzuregen! [Flint 2001, S. 71f]

Da die Elektrochemie ein relativ umfangreiches Teilgebiet der Chemie ist, muss für eine Unterrichtskonzeption eine sinnvolle Auswahl von Inhalten erfolgen, um sie für die Nutzung im Schulunterricht kompatibel zu gestalten. Dies geschah durch eine Analyse der bundesweiten curricularen Vorgaben.

Die Curricula der einzelnen Bundesländer unterscheiden sich in ihren Inhaltsvorgaben zum Thema Elektrochemie kaum. Demzufolge wurden die verbreitetsten Themen in das erarbeitete Unterrichtskonzept aufgenommen. Einige Themen, wie z. B. die elektrolytische Leitfähigkeit, die Chlor-Alkali-Elektrolyse und die Grundlagen der Korrosion werden nicht explizit im Konzept behandelt, denn ihre Einbindung hätte entweder den „roten Faden“ des Konzeptes verschleiert oder aufgrund ihres Umfangs den Rahmen der Arbeit gesprengt. Im Konzept sind jedoch Anknüpfungspunkte gekennzeichnet, an denen die Erarbeitung dieser Themen sinnvoll erfolgen kann. Die Behandlung der elektrochemischen Doppelschicht zur Erklärung der Entstehung des Elektrodenpotentials ist im Konzept nicht vorgesehen. Statt dessen wird ein thermodynamisches Erklärungsmodell genutzt, welches die Entstehung damit veranschaulicht, dass die Potentielle Energie (genauer die Freie Reaktionsenthalpie) der Halbzellen-Reaktion auf Ladungen (Elektronen) übertragen wird. Der Autor entschied gegen das Doppelschichtmodell und für die thermodynamische Variante, weil das Doppelschichtmodell spätestens bei Nichtmetall-Elektroden, wie z. B. der Wasserstoffelektrode, unanschaulich wird und weil die thermodynamische Variante unter anderem sehr gute Anknüpfungsmöglichkeiten zur Schul-Thermodynamik (im Lehrplan meistens nach der Elektrochemie) bietet. Außerdem erwächst es aus dem Physikunterricht (Definition der Spannung) und bereitet einen schlüssigen Weg zur Nernst'schen Gleichung. Es ist dennoch mit etwas Kreativität möglich, die entsprechenden Kapitel zu Gunsten des Doppelschichtmodells umzumünzen. Beide Er-

Abbildung 3: **Definition Pol und Elektrode:** Der Begriff „Pol“ entstammt der Elektrotechnik und bezeichnet die Anschlüsse einer Spannungsquelle. Am Pluspol werden Elektronen in die Spannungsquelle „hineingezogen“. Am Minuspol werden Elektronen aus der Spannungsquelle „herausgedrückt“. Der Begriff „Elektrode“ hingegen stammt aus der Elektrochemie und ist nach Faraday ein Elektronenleiter, der in einen Elektrolyt hineinragt. Allgemeiner könnte man sagen: Elektroden sind Elektronenleiter, die in einen anderen Stoff hineinragen.



klärungsmodelle im Unterricht nebeneinander einzusetzen hält der Autor allerdings für wenig sinnvoll.

Aufbau der Unterrichtskonzeption

Die vorliegende Unterrichtskonzeption stellt einen möglichen Gang durch die Schul-Elektrochemie dar. Es war dem Autor nicht möglich und wurde auch nicht für notwendig erachtet, alle Unterrichtsinhalte, welche in die Schul-Elektrochemie insgesamt einfließen können, in der vorliegenden Unterrichtskonzeption zu „verbauen“. Vielmehr wurde eine Auswahl der wichtigsten Inhalte getroffen. Diese orientierte sich, abgesehen von den Kerninhalten der Elektrochemie wie Elektrolyse (Abbildung 4), Galvani'sche Zelle, Nernst'sche Gleichung u. v. m., an den von *Marohn* [Marohn 1999] und *Burger* [Burger 2000] aufgedeckten Schülerfehlvorstellungen. Es wurde darauf geachtet, dass gerade diese Fehlvorstellungen durch die Inhaltsauswahl zumindest theoretisch vermieden werden können. In den Themen selbst wurde großer Wert auf Verallgemeinerungen gelegt. Es sollen Grundprinzipien herausgearbeitet werden, um den Schülern die Vernetzung der elektrochemischen Themen untereinander und den Überblick über die Vielzahl der Möglichkeiten in der Elektrochemie zu erleichtern. Außerdem steht die selbstständige Schülerarbeit im Vordergrund, weshalb die beschriebenen Experimente zum Großteil als Schülerexperimente ausführbar sind (siehe Ziel und Grundsätze der Arbeit).

Die gesamte Unterrichtskonzeption gliedert sich in vier Konzeptbausteine wie folgt:

1. Von der „Strom leitenden“ Kartoffel zur Elektrolyse – Einführung in die Elektrochemie
2. Vom „umgekehrten Hittorf“ zu Kiwi, Kohlrabi und Co – Die Erarbeitung der Grundprinzipien elektrochemischer Spannungsquellen
3. Electron meets energy – Einführung in die quantitativen Beziehungen der Elektrochemie
4. Großtechnische Prozesse, Korrosion und Korrosionsschutz – Die Erarbeitung ausgewählter großtechnischer Verfahren der Elektrochemie, der Korrosion und des Korrosionsschutzes

Die Abfolge der vier Bausteine ist nicht zwingend vorgeschrieben. Sie stellt in der vom Autor gewähl-



Abbildung 4: Ein Standardversuch in der Elektrochemie ist die Elektrolyse von Wasser. Wie sich das mit einfachen Mitteln bewerkstelligen lässt hat Viktor Obendrauf beschrieben (Abb.: Obendrauf).

ten Reihenfolge aber eine sinnvolle Variante dar. Zusammen bilden alle vier Konzeptbausteine einen geschlossenen Unterrichtsgang durch die wichtigsten Themen der Elektrochemie. Nicht aufgeführte Themen können an passender Stelle in das Konzept eingewoben werden. Hinweise dazu finden sich an entsprechenden Stellen im Text. **CLB**

Quellen

- [Burger 2000] N. Burger, Vorstellungen von Schülern über Elektrochemie – eine Interviewstudie, Dissertation Dortmund, 2000, S. 136
- [Flint 2001] J. Freienberg et al., „Chemie fürs Leben“ auch schon in der Sekundarstufe I – geht das?, CHEMKON 2/2001, S. 67 ff. und CHEMKON 1/2002, S. 19 ff.
- [Marohn 1999] A. Marohn, Falschvorstellungen von Schülern in der Elektrochemie – eine empirische Untersuchung, Dissertation Dortmund, 1999