

## 16. GALVANI, VOLTA, DAVY und FARADAY – der Einstieg in die Elektrochemie

---

Das persische Volk der PARTHER besaß vor 2000 Jahren wahrscheinlich die erste Batterie auf Erden: bei Bagdad wurde ein Tongefäß mit einem schmalen Kupferzylinder gefunden, in den ein verrosteter Eisennagel hineinragt, ohne das Kupfer zu berühren [1]. Man weiß heute, dass solch ein vorläufiges „Galvanisches Element“ die Spannung von etwa 0,8 V erzeugt – man weiß aber nicht, in welcher Weise dieses Tongefäß vor so langer Zeit verwendet wurde.

Nächste Hinweise auf den Umgang mit elektrischen Spannungen sind die Elektrisiermaschinen im 17. und 18. Jahrhundert (siehe Abb. 16.1): eine Hartgummikugel wurde an Wollstoff gerieben und somit elektrisch aufgeladen. Heute wissen wir, dass durch Reibung Elektronen von einem Material abgetrennt und auf das andere Material übertragen werden: eine elektrische Aufladung beider Materialien findet statt, eine elektrische Spannung entsteht. Manchmal werden auch Menschen elektrisch aufgeladen, wenn sie sich mit Kunststoff-Schuhsolen auf besonderen Teppichböden bewegen:



**Abb. 16.1:** Elektrisiermaschine [2]

der Elektronenüberschuss kann sich bei Berühren einer Türklinke aus Metall schmerzhaft entladen, indem kurzzeitig ein elektrischer Strom durch den Körper fließt.

Mit der in Holland entdeckten Leidener Flasche konnte man im 18. Jahrhundert die elektrische Spannung für einige Zeit konservieren und für weitere Experimente bereithalten. Eine Glasflasche wurde außen und innen berührungsfrei mit Stanniolpapier (Zinn) versehen. Wird einer beider Pole mit der Elektrisiermaschine verbunden, baut sich wie in einem Kondensator eine elektrische Spannung auf, die nach Abtrennung von der Maschine zur Verfügung steht. „Man schaltete auch mehrere Leidener Flaschen hintereinander und versetzte sich berührenden Versuchspersonen einen elektrischen Schlag, der sie alle gleichzeitig heftig zucken ließ“ [3]. Mit solchen und ähnlichen Erfahrungen begannen etwa 1780 GALVANI und VOLTA ihre wissenschaftlichen Arbeiten an den neuen Phänomenen von elektrischen Spannungen und Strömen.



Abb. 16.2: LUIGI GALVANI [2]

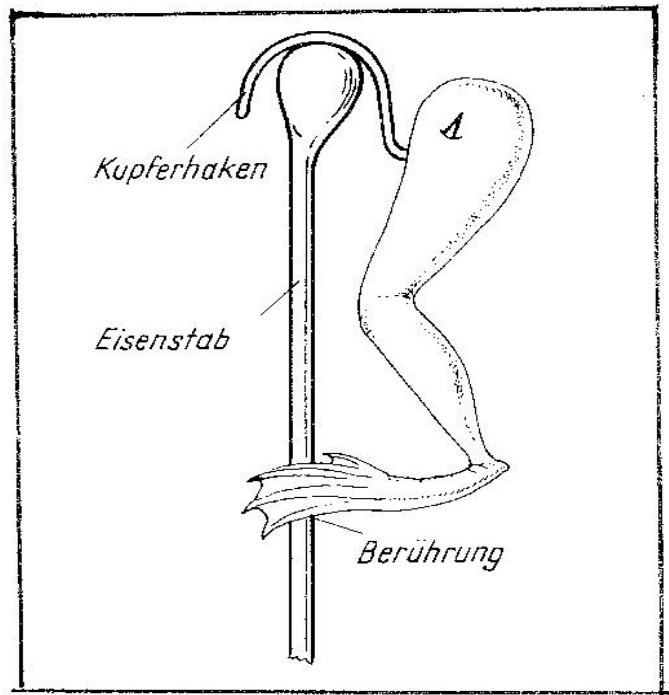
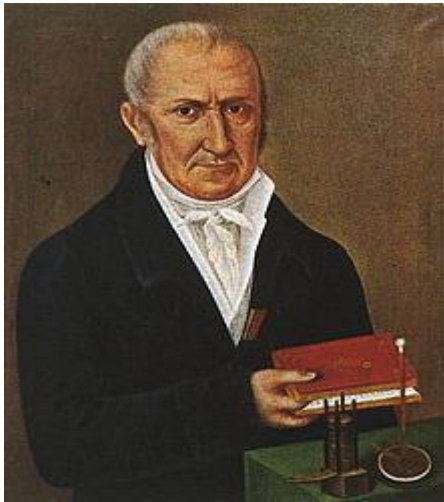


Abb. 16.3: Froschschenkel – berührt durch zwei Metalle [3]

### 16.1 GALVANI und die „Tierische Elektrizität“

Der 1737 geborene italienische Arzt LUIGI GALVANI (Abb. 16.2) wunderte sich beim Enthäuten von Froschschenkeln im Jahr 1780 nicht schlecht, dass die Muskeln jedes Mal kontrahierten, wenn sie an einem Kupferhaken hängend das Eisengitter des Fensters berührten (Abb. 16.3). Beim Präparieren mit zwei Messern aus gleichem Metall passierte nichts, wechselte er zu Instrumenten aus Kupfer und Eisen, so zuckte der Froschschenkel jedes Mal bei der ersten Berührung. GALVANI erzeugte also zwischen beiden Metallen unwissentlich eine elektrische Spannung, die bei geschlossenem Stromkreis durch die Elektrolytlösung im Muskelfleisch kurzzeitig einen Stromfluss bewirkte: der Froschschenkel diente dabei als Stromanzeiger. Diese Zusammenhänge konnte GALVANI noch nicht erkennen und postulierte die Hypothese von einer „Tierischen Elektrizität“: Tieren sollte eine „besondere Elektrizität“ im Körper innewohnen.

Er prüfte seine Hypothese zunächst mit Hilfe einer Elektrisiermaschine, die er in der Nähe eines frisch präparierten, noch mit dem Präpariermesser versehenen Froschschenkels einschaltete: sobald ein Funke bei der Maschine übersprang, setzte das Muskelzucken wieder ein. Nicht zuletzt prüfte er Gewitterblitze: Ein Eisendraht wurde am Giebel des Hauses befestigt und mit dem Froschschenkel verbunden, ein zweiter Draht vom Muskelfleisch weiter in den nahen Brunnen getaucht. Sobald am Himmel ein Blitz aufleuchtete, konnte er das bekannte Muskelzucken beobachten, bevor der Gewitterdonner zu hören war!



**Abb. 16.4:** ALESSANDRO VOLTA [2] Stromstärken zu realisieren.

## 16.2 VOLTA und DAVY: die ersten Elektrolysen

Die Einheit für elektrische Spannungen ist mit der Bezeichnung Volt mit dem Einheitszeichen V verabredet worden. Der Name ist kein Kunstwort, sondern abgeleitet worden von dem Namen des italienischen Physikers ALESSANDRO VOLTA (Abb. 16.4). Er wurde 1745 in Como (damals im Kaisertum Österreich) geboren und konstruierte im Jahr 1800 eine elektrische Batterie, mit der es möglich wurde, erste Experimente mit höheren Spannungen und



**Abb. 16.5:** Voltasche Säule [2]

Ausgehend von GALVANI's Beobachtungen untersuchte er systematisch die Entstehung solcher elektrischer Phänomene [3]. Er stellte fest, dass ein geschlossener Stromkreis aus Eisen, Kupfer und der Salzlösung des Froschschenkels die Voraussetzung für den Stromfluss war. Diese Erkenntnis ermöglichte ihm die Konstruktion des VOLTA-Elements von 1792, das aus einer Kupfer- und einer Zinkplatte bestand, die ohne sich zu berühren in verdünnter Säurelösung hingen. Verband er mehrere Becherelemente in geeigneter Weise, so erhöhte sich die Spannung. Er kam somit auf die Idee, unterschiedliche Metallplatten aufeinander zu schichten und sie durch in Säure-Lösung getränkte Pappen zu trennen (Abb. 16.5).

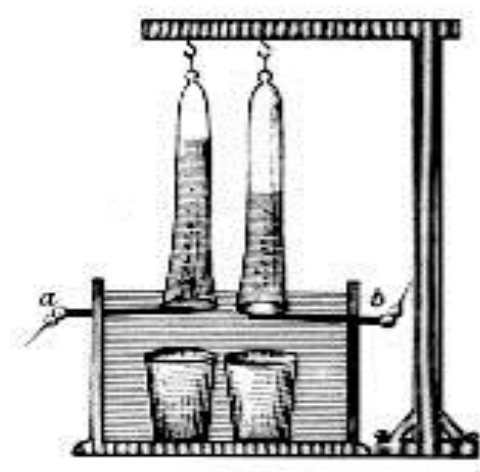
Für eine besonders leistungsstarke Säule schichtete er Zink- und Silberplatten abwechselnd übereinander. Diese Schaltungen lieferten Spannungen bis zu  $U = 100 \text{ Volt}$  [3]. Sogar sein Kaiser NAPOLEON wurde daraus aufmerksam, lud VOLTA 1801 nach Paris ein und ließ sich die neue Spannungsquelle vorführen. Daraufhin erhielt er vom Institut de France eine Ehrenmedaille und von NAPOLEON eine Pension [3]. Er setzte ihn außerdem 1809 nach seiner Eroberung von Italien zum Senator ein und erhob ihn in den Grafenstand.

Sofort nachdem die neue Batterie in Europa bekannt wurde, stellte man alle möglichen Experimente an. Auf die Chemie bezogen waren es die ersten Elektrolysen von Salzlösungen und Versuche zur Wasserzersetzung. Bei der Elektrolyse von verunreinigtem Wasser bildeten sich die Gase Wasserstoff am Minuspol und Sauerstoff am Pluspol – RITTER konnte erfolgreich das Volumenverhältnis von  $V(\text{Wasserstoff}) : V(\text{Sauerstoff}) = 2 : 1$  finden (Abb. 16.6).

Bei den Elektrolysen der Alkalimetallsulfate beobachtete man neben der Abscheidung beider Gase auch die Phänomene, dass sich am Minuspol eine alkalisch reagierende Lösung bildete, am Pluspol eine sauer reagierende Lösung. BERZELIUS ging 1802 davon aus, dass „Alkalisalze beim Durchgang des elektrischen Stromes in Säure und Base zerlegt werden“. GRUTTHUS entwickelte diesbezüglich 1805 die Hypothese, „dass der elektrische Strom induzierend auf die Atome wirkt, sie aus der Verkettung reißt, wobei sich die negativ geladenen Atome am positiven Pol, die positiv geladenen am negativen Pol abscheiden. Bei der Zerlegung von Wasser zöge der negative Pol die Wasserstoffatome, der positive die freigesetzten Sauerstoffatome an“ [4].

BERZELIUS entwickelte daraufhin seine Dualistische Theorie, indem er jedem Atom zwei elektrische Pole zuschrieb und behauptete, „Elemente und Verbindungen seien nicht neutral, sondern dipolar“ [4]. Man begann seit den Publikationen von DALTON im Jahr 1808 zwar atomistisch zu denken, hatte aber bei der Interpretation der Elektrolysen noch keine Hinweise auf die Existenz von Ionen oder Elektronen – nach 1832 kreierte FARADAY zwar die Begriffe Ion, Anion und Kation im Sinne von Stoffportionen (Kap. 16.3), aber erst in den Jahren nach 1884 entwickelte ARRHENIUS erfolgreich die noch heute gültige Ionentheorie (Kap. 22).

**Sir HUMPHRY DAVY.** Er wurde 1778 in England geboren und wirkte ab 1802 als Chemie-Professor an der Royal Institution in London (Abb. 16.7). Er erkannte, dass die Elektrolysen geschmolzener Salze andere Ergebnisse bringen als die der Lösungen. So gelangen ihm die Schmelzflusselektrolysen der Alkalimetall- und Erdalkalimetallsalze und er stellte die Elemente Natrium, Kalium, Magnesium, Calcium, Strontium und Barium dar [5]. Man kannte bis dahin Kochsalz als weiße, feste Natriumchlorid-Kristalle – DAVY sah im Jahr 1808 als Erster eine kleine Portion des silbern glänzenden Natriums und hat es als ein neues Metall beschrieben.



**Abb. 16.6:** „Wasser“-Elektrolyse durch RITTER [2]



**Abb. 16.7:** HUMPHRY DAVY [2]

DAVY war überzeugt, dass Ätznatron (Natriumhydroxid) und Ätzkali (Kaliumhydroxid) neue Metalle bei der Elektrolyse liefern würden und experimentierte – allerdings erfolglos – mit wässrigen Lösungen: „Selbst mithilfe stärkster elektrischer Energiequellen (150 Plattenpaare der Voltaschen Säule, ca. 120 V) gelang das nicht, nur Wasser wurde zersetzt. Es bedurfte offensichtlich nicht neuer Apparate, sondern einer neuen Idee, und die hatte Davy“ [6].

Da die festen Alkalisalze nicht leiteten, hatte er den glänzenden Gedanken, sie ‚wasserfrei-flüssig zu machen‘, sie also zu schmelzen und in diesem Zustand zu elektrolysieren. In seinen „Philosophical Transactions“ aus dem Jahr 1808 berichtete er voller Freude: „Ich schmolz daher zu den Versuchen Ätzkali durch Hitze, indem ich es in einen Löffel aus Platin legte. Während es im Zustande vollkommener Flüssigkeit erhalten wurde, setzte ich den Löffel mit dem positiven, und das Ätzkali mit dem negativen Ende des stark geladenen Trogapparats aus 100 Plattenpaaren, jedes 6 Zoll ins Quadrat, in leitende Verbindung. Bei dieser Anordnung zeigten sich mehrere glänzende Phänomene. Ich entdeckte kleine Kügelchen, die einen sehr lebhaften Metallglanz hatten und völlig wie Quecksilber aussahen“ [7].

Bei der Namensgebung der neu entdeckten Metalle hielt DAVY sich an die Substanzen „potash and soda“, aus denen er sie gewann, und nannte sie „Potassium and Sodium“. BERZELIUS leitete die heutigen Namen Kalium und Natrium aus den deutschsprachigen Begriffen *Ätzkali* und *Ätznatron* ab und gab ihnen die Elementsymbole K und Na [6].

Durch die Elektrolyse von Salzsäure postulierte DAVY auch eine neue Säure-Base-Theorie: nicht der *Sauerstoff* sollte das Prinzip der Säuren sein, wie LAVOISIER es durch die Kenntnis der Sauerstoffsäuren vorgeschlagen hatte, sondern der *Wasserstoff*. LIEBIG griff diese Hypothese auf und formulierte später präziser, mit heutigen Begriffen etwa folgendermaßen: das H-Atom eines Säure-Moleküls, das sich durch ein Metall-Atom ersetzen lässt, trägt das Säure-Prinzip. Im Essigsäure-Molekül  $\text{CH}_3\text{COOH}$  war es eben nur das H-Atom der COOH-Gruppe, das die sauren Eigenschaften ausmachte, es ließ sich beispielsweise durch ein Na-Atom im „Natriumacetat-Molekül“ ersetzen:  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Erst ARRHENIUS klärte diesen Zusammenhang durch die Beschreibung von  $\text{H}^+(\text{aq})$ -Ionen in sauren Lösungen vollkommen auf.

Auch der Frage nach den Ursachen von Schlagwetterexplosionen im Bergbau nahm sich DAVY an und konstruierte eine Sicherheitslampe, „deren Flamme von einem feinen Drahtnetz umgeben ist. Sobald die Flamme mit einem explosiven Methan-Luft-Gemisch in Berührung kommt, erlischt sie, so dass der Bergmann weiß, dass er den Ort verlassen muss“ [5]. Schließlich löste er auch das Problem der englischen Admiralität, die Korrosion von Kupferbeschlägen an den Schiffen einzudämmen. DAVY „schlägt sogenannte ‚protectors‘, z.B. Zink vor“ [5], also die ersten Opferanoden, wie sie noch heute aus Magnesium oder Aluminium verwendet werden. Nach diesem erfolgreichen Leben als Wissenschaftler stirbt DAVY 1829 in Genf in der Schweiz.



### 16.3 FARADAY und die Grundgesetze der Elektrolyse

Der große englische Naturforscher wurde im Jahr 1791 geboren und arbeitete zunächst als Buchbinder. In dieser Funktion las er viel in den zu bindenden Büchern zu den Naturwissenschaften und bewarb sich mit etwa 20 Jahren als Laborgehilfe beim Präsidenten der Royal Society in London. Seine Bewerbung wurde aber nicht beantwortet. Er wusste allerdings von Vorlesungen des Professors DAVY und besuchte die letzten Veranstaltungen zu „Elements of Philosophy“. Während dieser Vorlesungen machte sich FARADAY zahlreiche Notizen, die er – zusätzlich mit Zeichnungen versehen – an DAVY schickte. Als die Stelle des Laborgehilfen 1813 frei wurde, erinnerte sich DAVY an die Aufzeichnungen und stellte FARADAY ein. Er nahm seinen Gehilfen sogar auf eine ausgedehnte Reise nach Kontinentaleuropa mit, sodass FARADAY zahlreiche französische und andere Wissenschaftler kennenlernen konnte [8].

FARADAY (Abb. 16.8) wurde sowohl zu einem großen Physiker als auch zu einem genialen Chemiker – man bezeichnete ihn gar als „größten Experimentator“ [8]. Auf dem Gebiet der Elektrophysik fand er die elektromagnetische Induktion und schuf die Grundlagen für die Entwicklung des Elektromotors. In der analytischen Chemie experimentierte er zur Verflüssigung vieler Gase und schuf die Idee von der kritischen Temperatur, oberhalb derer sich Gase unabhängig vom ausgeübten Druck nicht mehr verflüssigen lassen. Durch das Arbeiten mit Leuchtgas (Gemische aus Wasserstoff, Methan und Kohlenstoffmonoxid, die bei der Koksherstellung entstehen) entdeckte er die Substanz Benzol und viele weitere Kohlenwasserstoffe [8].

Nicht zuletzt wurde er Nachfolger von DAVY und setzte die Tradition der öffentlichen Vorlesungen fort. Durch seine experimentellen Weihnachtsvorlesungen wurde er sehr bekannt: die „Naturgeschichte einer Kerze“ ist weltweit in viele Sprachen übersetzt worden und bildet auch heute noch oft die Grundlage von Experimentalvorlesungen für Kinder und Jugendliche.

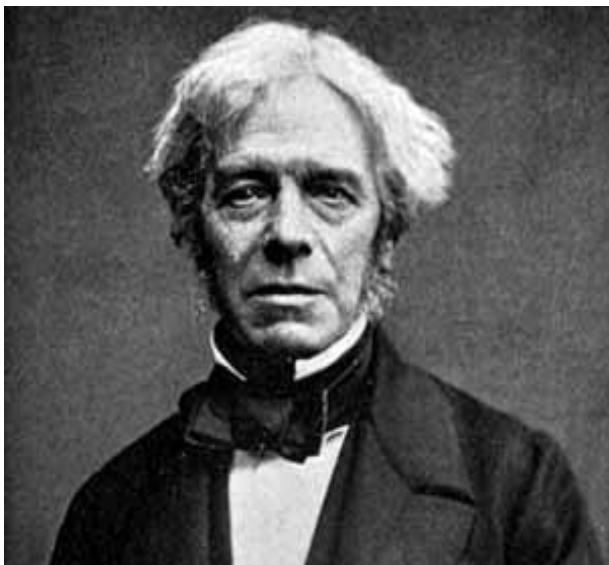


Abb. 16.8: MICHAEL FARADAY [2]

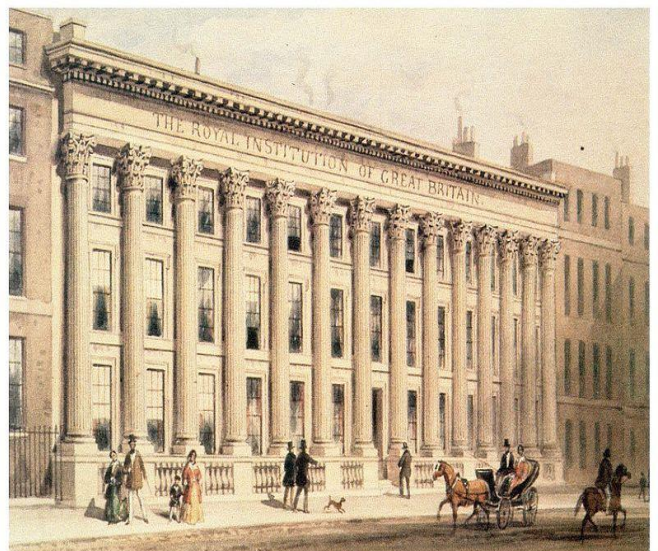


Abb. 16.9: Das Institutsgebäude in London [2]

Seinen Namen gab man sogar den Grundgesetzen der Elektrolyse, den beiden FARADAY-schen Gesetzen. Ab dem Jahr 1832 widmete sich FARADAY den elektrochemischen Zersetzungen, die seinem Vorgänger die Entdeckung so vieler neuer Elemente einbrachte. Zunächst fand er es wichtig, die Fachsprache bezüglich dieser Zersetzungen zu verbessern und führte die Begriffe Elektrolyse, Elektrode, Kathode, Anode, Ion, Kation und Anion ein [8]. Mit diesen Begriffen schloss er sich der dualistischen Auffassung von BERZELIUS an, die von „elektropositiven und elektronegativen Stoffen für die Anionen und Kationen“ ausging und nicht von kleinsten geladenen Teilchen im heutigen Sinne. „Im Falle des Natriumsulfats sind solche Ionen gemäß der dualistischen Theorie  $\text{Na}_2\text{O}$  und  $\text{SO}_3$ “ [5] und nicht  $2 \text{Na}^+$  und  $\text{SO}_4^{2-}$ -Ionen (vgl. Kap. 17).

Experimentell fragte sich FARADAY, wie die bei einer Elektrolyse abgeschiedenen Stoffmengen mit den Bedingungen der Elektrolyse zusammenhängen. Er elektrolysierte verschiedene Elektrolytlösungen, variierte Stromstärke und Elektrolysedauer und bestimmte die Masse der abgeschiedenen Stoffe. FARADAY erkannte 1834, dass sich zum Beispiel bei der Elektrolyse einer Zinkbromid-Lösung die doppelte Menge Zink abscheidet, wenn die doppelte Ladungsmenge durch die Elektrolysezelle fließt [4]. Damals formulierte FARADAY sinngemäß: „Die chemische Kraft eines elektrischen Stroms ist direkt proportional der absoluten Menge von durchgegangener Elektrizität“ [4].

Heute verstehen wir unter der Ladungsmenge  $Q$  das Produkt aus Stromstärke und Zeit  $Q = I \times t$  und sprechen vom *I. Faradayschen Gesetz*: Die elektrolytisch abgeschiedenen Stoffmengen  $n$  sind der durch den Elektrolyten geflossenen Ladungsmenge proportional“. Die Einheit für die Ladungsmenge ist 1 C (Coulomb):  $1 \text{ C} = 1 \text{ A} \times \text{s}$  (1 Ampère-Sekunde).

Die Ladungsmenge, die zur Abscheidung von 1 mol einfach positiv geladener  $\text{Ag}^+$ -Ionen und damit zu 107,8 g Silber führt, beschreiben wir heutzutage mit der *FARADAY-Konstante F*:  $1 \text{ F} = 96485 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1} = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Da wir heute wissen, dass bei dieser Elektrolyse 1 mol Elektronen fließen, lässt sich auch die Elementarladung berechnen:  $6,02 \cdot 10^{23}$  Elektronen entsprechen der Ladungsmenge 96485 C, die Ladung eines Elektrons berechnet sich dann zu dem Wert  $Q = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ . MILLIKAN bestätigte das durch sein berühmtes Experiment [9].

FARADAY muss durch die Diskussion der elektrochemischen Äquivalente gewusst haben, dass es auf die Ladung der Ionen ankommt, d.h. in unserer Sprache heute formuliert: ein  $\text{Cu}^{2+}$ -Ion nimmt zwei Elektronen zur Entladung auf, ein  $\text{Al}^{3+}$ -Ion gar drei Elektronen. Schaltet man beispielsweise zwei Elektrolysezellen mit Silbersalz-Lösung und Kupfersalz-Lösung

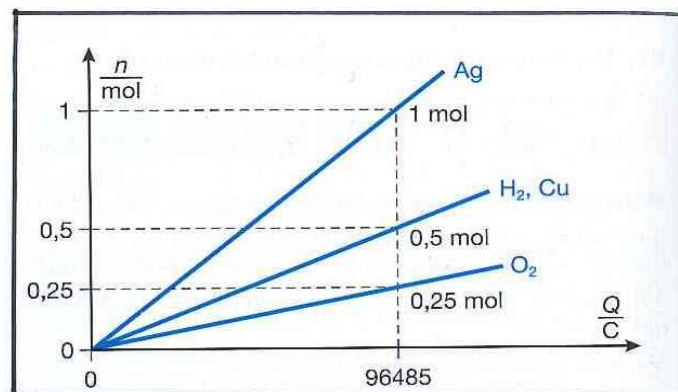


Abb. 16.10: Grafik der Faraday-Gesetze [9]

hintereinander, so scheiden sich bei einer Ladungsmenge von  $Q = 96485 \text{ C}$  wie bekannt 1 mol  $\text{Ag}^+$ -Ionen ab, aber nur 0,5 mol  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen, dementsprechend 107,8 g Silber und 31,77 g Kupfer (Abb. 16.10). Das beschreibt mit heutigen Begriffen das 2. *Faradaysche Gesetz*: Zur Abscheidung von 1 mol Ionen ist die Ladungsmenge  $Q = 1 \text{ mol} \cdot z \cdot F$  erforderlich. Dabei ist  $z$  die Zahl der Elektronen, die bei der Abscheidung eines Ions an der Elektrode ausgetauscht werden.

Im Jahr 1836 bespannte FARADAY einen würfelförmigen Holzrahmen mit dünnen Kupferdrähten und stellte ihn elektrisch isoliert gegen den Fußboden auf. Dann verband er diesen Würfel mit einer Elektrisiermaschine und lud ihn elektrisch auf. „Schließlich begab er sich selbst mit einem Goldblattelektrometer in das Innere der Anordnung, um möglicherweise in der Luft induzierte Elektrizität nachzuweisen. Jeder Punkt des Raumes erwies sich jedoch frei von Elektrizität“ [2]: der *FARADAYSche Käfig* war kreiert. Viele weitere Experimente zur Entdeckung des Magnetfeldes und zu magnetischen Eigenschaften folgten, ebenfalls viele Freitagabend-Vorträge zur Popularisierung der Naturforschung. Im Jahr 1867 verstarb der große Forscher.

„FARADAY ist der Vater der erweiterten Lehre vom Elektromagnetismus, und wird dies immer bleiben“, stellte der Physiker MAXWELL im Jahr 1873 bewundernd fest [2]. „Es gibt in der Wissenschaftsgeschichte nur wenige Gestalten, die zu nachhaltigen Veränderungen in unserer Alltagswelt und unserem Weltverständnis den Anstoß gegeben haben wie Faraday“ [8].

#### 16.4 Chemiedidaktische Relevanz.

Unser Alltag wird einerseits so weit von elektrischen Geräten, Batterien und Akkus bestimmt, dass Jugendliche heute motiviert sind, darüber mehr erfahren und wissen zu wollen. Andererseits ist die Alltagssprache so auf den elektrischen Strom und auf einen Strom-„verbrauch“ fixiert, dass die Lernenden die Begriffe Spannung, Strom, und Widerstand kaum differenzieren, auch nicht über den Energieumsatz bei der Anwendung elektrischer Geräte nachdenken. Deshalb soll ausgehend von Phänomenen der Reibungselektrizität die Erzeugung erster elektrischer Spannungen durch Galvanische Elemente diskutiert werden.

Da die Elektrolyse-Experimente in jedem Chemieunterricht eine große Rolle spielen, können sie mit den Namen der genannten Forscher und mit den Jahreszahlen in Verbindung gebracht werden – nur so kann beispielsweise für Lernende deutlich werden, dass viele Salze seit Jahrtausenden bekannt sind und bergmännisch abgebaut werden, aber die Metalle Natrium und Kalium erst seit 1808 durch DAVY entdeckt wurden. Insbesondere JANSEN hat in einem Aufsatz der 80iger Jahre die Arbeiten von DAVY hervorgehoben und für Unterricht reflektiert [6], ganz allgemein hat er das historisch-problemorientierte Unterrichtsverfahren für Chemieunterricht vorgeschlagen, das zu geeigneten Themen die Chemiegeschichte zur Grundlage macht [10].

Auch HARSCH und SCHÖNHOF [11] haben zur Person DAVY detaillierte Ausführungen verfasst und eine Reihe von Arbeitspapieren zu dieser Thematik erstellt.



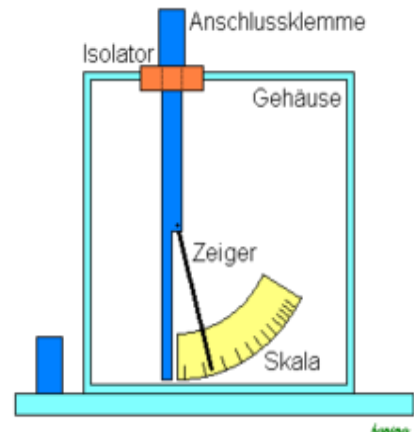
### V16.1 Reibungselektrizität

Schüler und Schülerinnen kennen die Reibungselektrizität aus ihrem Alltag: Beim Gehen auf bestimmten Teppichböden und anschließendem Anfassen eines metallenen Türgriffs haben sie meist einen Stromschlag mit eigenen Sinnen erlebt. Einige mögen auch bei der Berührung von Kabeln, die in unseren Wohnhäusern unter der Wechselspannung von  $U = 220\text{ V}$  stehen, die Kontraktionen eigener Muskeln beobachtet haben. In ersten Experimenten können Lernende die Reibungselektrizität durch die bekannten Experimente der Elektrostatik erfahren.

**Durchführung, Beobachtung:** a) Reibt man einen Kunststoffstab an einem Wollstoff und hält ihn wenige Millimeter über kleine Papierschnipsel, dann werden sie angezogen und bleiben am Kunststoffstab hängen.

b) Wiederholt man das Aufladen des Stabs und berührt die Elektrode eines Elektroskops, dann bewegt sich der Metallzeiger von der Metallbasis weg (Bild [2]).

c) Werden von zwei neuen Schreibfolien die Trennblätter aus feinem Papier abgenommen, beobachtet man enorme Anziehungskräfte zwischen Papier und Folie. Bewegt man Folie und Papier in den Händen haltend zueinander, werden sie ebenfalls angezogen. Bearbeitet man in gleicher Weise zwei Folien mit dem Knäuel des Papiers und nähert die Folien zueinander, so stoßen sie sich ab.



**Auswertung:** a) Werden durch die mechanische Reibung Elektronen von der Oberfläche des Kunststoffstabs entfernt, lädt er sich positiv auf und bildet ein elektrisches Feld um den Stab herum. Kommen die Papierschnipsel in diesen Bereich, werden die elektrischen Kräfte wirksam und ziehen sie an. b) Zeiger und Basis des Elektroskops weisen gleichsinnige elektrische Felder auf und stoßen sich ab. c) Folien und Papier sind unterschiedlich aufgeladen, elektrische Kräfte halten sie zusammen. Gleichsinnig aufgeladene Folien bilden gleichsinnige elektrische Felder und bewirken die Abstoßung.

### V16.2 Spannung, Stromstärke und Widerstand

Jugendliche differenzieren die Begriffe elektrische Spannung, Strom und Widerstand nicht voneinander, sie wenden die Einheiten Volt (V bzw. mV), Ampère (A bzw. mA) und Ohm ( $\Omega$  bzw.  $m\Omega$ ) in ihrer Alltagssprache kaum an. In folgenden Experimenten sollen sie diesbezügliche Phänomene aus eigener Erfahrung kennenlernen, Messwerte feststellen und interpretieren – um schließlich zur angemessenen Fachsprache zu gelangen.

**Durchführung, Beobachtung:** a) Um eine elektrische Spannung mit den Sinnen zu erfahren, werden beide Elektroden einer Flachbatterie mit  $U = 4,5\text{ V}$  an die Zunge geführt: man bemerkt ein Kribbeln auf der Zunge und eine Geschmacksveränderung.

b) Die *Spannung* der Flachbatterie wird durch *Parallelschaltung* mit dem Spannungsmesser geprüft, sie wird mit dem Wert  $U = 4,5 \text{ V}$  bestätigt. c) Man stellt einen Stromkreis her, in dem eine geeignete Glühlampe und ein Strommessgerät in *Reihenschaltung* angeordnet werden. Es ist zu beobachten, dass die Glühlampe hell leuchtet und das Messgerät eine *Stromstärke* von beispielsweise  $I = 0,2 \text{ A}$  anzeigt. Man kann nach beiden Messungen den *Widerstand* der Glühlampe berechnen, indem man den Quotienten  $R = U/I$  bildet, im Beispiel also den Widerstand von  $R = 22,5 \Omega$  erhält. Mit einer zweiten Glühlampe veranschaulicht man Unterschiede in Stromstärken und Widerständen.

**Auswertung:** In deutschen Haushalten arbeitet man mit einer *Wechselspannung* von  $U = 220 \text{ V}$ , man hat bei der Verwendung von Steckern nicht zu beachten, in welcher Orientierung man sie in die Steckdose steckt. Die Flachbatterie weist insbesondere eine *Gleichspannung* auf: der *Minuspol* ist durch den Überschuss an Elektronen ausgezeichnet, der *Pluspol* durch den Elektronenmangel. Beim Schließen des Stromkreises fließen Elektronen vom Minuspol zum Pluspol und bauen ein elektrisches Feld um den Kupferdraht auf, das die elektrische Energie zur Glühlampe transportiert. Die mitgebrachte elektrische Energie wird in Glühlampen in Lichtenergie und – überwiegend – in Wärmeenergie umgewandelt.

**Hinweis:** Eine neue Flachbatterie weist die Spannung von etwa  $U = 4,5 \text{ V}$  auf – egal ob sie ruhig in der Schublade liegt oder in einen Stromkreis geschaltet ist. Ein elektrischer Stromfluss liegt dagegen nur bei vorhandener Spannung im geschlossenen Stromkreis vor – eine Argumentation muss deshalb immer mit der Spannung beginnen, der Strom ist immer Folge einer Spannung (Studenten und Schüler sprechen oftmals vorrangig von elektrischen Strömen ohne eine Spannung zu berücksichtigen, von „einem Strom, der in der Batterie vorhanden ist“).

Auch bei der Berührung beider Elektroden der Flachbatterie mit der Zunge ist festzuhalten: erst der ausgelöste Stromfluss geringer Stromstärke durch den elektrisch leitfähigen Speichel bewirkt das zu beobachtende „Kribbeln“ auf der Zunge. Beim Berühren des Türgriffs aus Metall liegt zunächst die Spannung zwischen menschlichem Körper und Metall vor, bei der Berührung fließt ein elektrischer Strom durch den Körper und erzeugt den „elektrischen Schlag“.

### V16.3 Spannungsreihe einiger Metalle

Um in nächsten Experimenten quantitativ reproduzierbare Spannungen zu verstehen, soll zunächst qualitativ gezeigt werden, dass zwei unterschiedliche Metalle, die in eine Salzlösung eintauchen, eine elektrische Spannung erzeugen. Damit kann auch die Geschichte des Herrn GALVANI verbunden werden, der das Phänomen erstmals bewusst beim Präparieren von Froschschenkeln mit Instrumenten zweier verschiedener Metalle beobachtete.

**Durchführung, Beobachtung:** a) Eine Kochsalz-Lösung wird im Becherglas bereit gestellt, verschiedene Metallbleche aus Kupfer, Eisen, Zink, Aluminium und Blei werden geschmirgelt.

An ein Spannungsmessgerät schließt man zwei Kabel an, versieht sie mit Krokodilklemmen und klammert an die erste Klemme das Kupferblech. Mit Zinkblech an der anderen Klemme prüft man durch berührungsfreies Eintauchen der Bleche die elektrische Spannung (nicht auch die Stahlklemmen eintauchen) und stellt etwa  $U = 1 \text{ V}$  fest. Mit anderen Kupfer-Metall-Kombinationen ermittelt man andere Messwerte und bringt sie in eine sinnvolle Reihenfolge.

Zwei gleiche Metalle werden getestet: es wird keine Spannung beobachtet. b) Man wiederholt das Experiment mit einer Zitrone oder einem Apfel (sie dienen als Äquivalente zu den Froschschenkeln von GALVANI): jeweils zwei Bleche werden eingestochen und die Spannungen erneut geprüft, die Spannungsreihe wird bestätigt.

**Auswertung:** Unedle Metalle wie Aluminium und Zink haben die größere Tension in Lösung zu gehen als edle Metalle wie Kupfer, Silber oder Gold (diese Metalle kann man deshalb als Nuggets in der Natur finden, Nuggets unedler Metalle nicht!). Dabei spalten sie positiv geladene Metall-Kationen ab und hinterlassen Elektronen im Metall: es bildet sich ein Elektronenüberschuss. Die gemessenen Spannungen zeigen qualitativ die Unterschiede in *Lösungstensionen*: Man bezeichnet dementsprechend die stärker negativ aufgeladenen Elektrode als Minuspol, die andere als Pluspol. Man kann auch von unterschiedlichen *Elektronendrücken* der Metalle sprechen: Zink hat einen größeren Elektronendruck als Kupfer, die gemessene Spannung zeigt den Unterschied in den Elektronendrücken an.

#### V 16.4: Spannungen bei Reihenschaltung

Um höhere elektrische Spannungen zu erzeugen, hatte DAVY bis zu 200 Plattenpaare hintereinander geschaltet und Spannungen bis zu  $U = 100 \text{ V}$  erhalten. Dieses Phänomen soll ausgehend von Experiment V15.3 beobachtet werden. In einer Flachbatterie sind ebenfalls drei Stabbatterien hintereinander geschaltet und liefern die Spannung von  $U = 3 \times 1,5 \text{ V} = 4,5 \text{ V}$ .

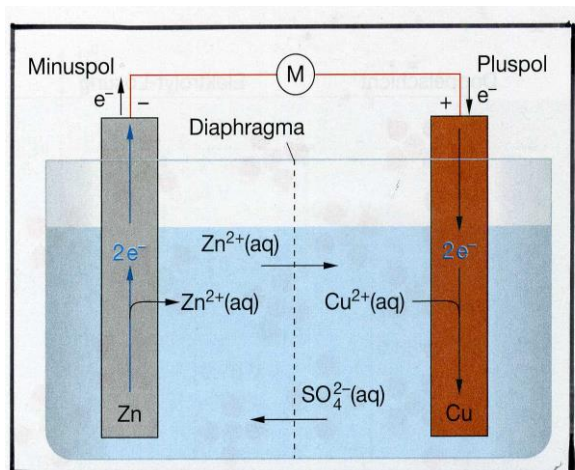
**Durchführung, Beobachtung:** Ein Paar aus Kupfer- und Magnesiumblech wird berührungsfrei in ein Becherglas mit verdünnter Kochsalzlösung getaucht und die elektrische Spannung gemessen (siehe V16.3). Dann werden erst zwei, dann drei kleine Bechergläser mit denselben Metallpaaren versehen und hintereinander geschaltet, die Spannungen jeweils geprüft. Es sind Spannungen von etwa  $U = 0,8 \text{ V}$  bzw.  $1,6 \text{ V}$  und  $2,4 \text{ V}$  festzustellen. b) Eine Flachbatterie wird geöffnet und in die Bestandteile zerlegt: es sind drei verbundene Stabbatterien zu erkennen. Die Spannung jeder einzelnen Batterie ist zu messen: es wird die Spannung  $U = 1,5 \text{ V}$  beobachtet.

**Auswertung:** Der Elektronenüberschuss am jeweiligen Minuspol wird additiv größer und bewirkt die doppelte bzw. dreifache Spannung der ursprünglichen Zelle.

### V 16.5: DANIELL-Zelle zur Erzeugung reproduzierbarer Spannungen

Die bisher gemessenen Spannungen hängen von der Art und der Konzentration der verwendeten Elektrolyt-Lösungen bzw. vom Fruchtsaft der verschiedenen Obstsorten ab. Um reproduzierbar Spannungen zu erhalten, entwickelte der englische Chemiker DANIELL im Jahr 1835 eine Anordnung, mit der jeweils die gleiche Spannung gemessen wird. Seitdem heißt eine solche Anordnung auch DANIELL-Zelle, die Anordnung eines Metalls in der Lösung auch Halbzelle.

**Durchführung, Beobachtung:** Die Metallbleche werden in ihre jeweiligen Salzlösungen standardisierter Konzentration  $c = 1 \text{ mol/L}$  gegeben. Im Experiment wird eine gesäuberte Kupferplatte in 1-molare Kupfersulfat-Lösung getaucht, eine saubere Zinkplatte in 1-molare Zinksulfat-Lösung (Bild [9]). Um beide Lösungen vor dem Durchmischung zu bewahren, sind sie voneinander zu trennen, etwa dadurch, dass sich die Zinkhalbzelle in einem nicht glasierten Tonzylinder befindet und in das Becherglas mit der Kupferhalbzelle getaucht wird. Die konstante elektrische Spannung  $U = 1,1 \text{ V}$  ist zu messen.



platte in 1-molare Kupfersulfat-Lösung getaucht, eine saubere Zinkplatte in 1-molare Zinksulfat-Lösung (Bild [9]). Um beide Lösungen vor dem Durchmischung zu bewahren, sind sie voneinander zu trennen, etwa dadurch, dass sich die Zinkhalbzelle in einem nicht glasierten Tonzylinder befindet und in das Becherglas mit der Kupferhalbzelle getaucht wird. Die konstante elektrische Spannung  $U = 1,1 \text{ V}$  ist zu messen.

**Auswertung:**  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ -Ionen trennen sich von der Zinkelektrode und hinterlassen jeweils zwei Elektronen auf der Oberfläche des Metalls – es bildet sich der Minuspol der Zelle aus.  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ -Ionen aus der Kupfersulfat-Lösung trennen jeweils zwei Elektronen von der Oberfläche des Kupfers ab und schlagen sich als Cu-Atome auf dem Metall nieder – es bildet sich der Pluspol. Bei der Messung der Spannung fließen keine Elektronen vom Minuspol zum Pluspol, die Pfeile – wie im Bild [9] zu sehen – sind nicht zu berücksichtigen.

Wird eine Glühlampe oder ein Motor M anstelle des Spannungsmessgerätes in den Stromkreis geschaltet, ist der Stromkreis geschlossen, es fließen Elektronen von links nach rechts (Bild [9]): jetzt sind die eingezeichneten Pfeile berechtigt. Die Gleichgewichte zwischen Atomen und Ionen an den Elektroden werden dadurch gestört, die Sulfat-Ionen strömen zum Ausgleich der größeren Konzentration gebildeter Zink-Ionen von rechts nach links durch die durchlässige Trennwand zwischen den Lösungen (Bild [9]).

### V 16.6: Ionen im elektrischen Feld

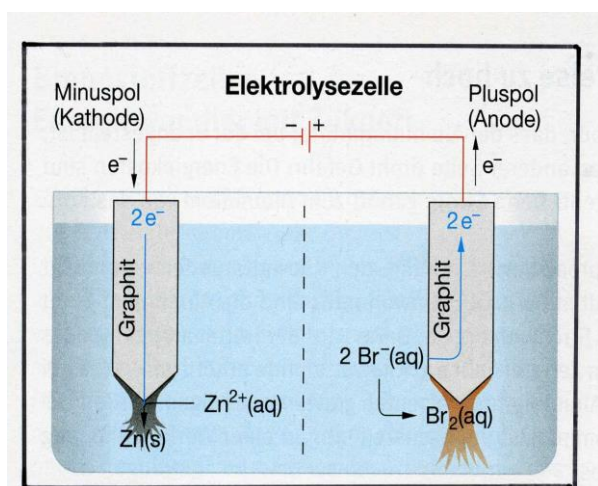
Viele Ionenarten färben Lösungen in charakteristischer Weise: Kupfer-Kationen  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  färben sie blau, Nickel-Kationen  $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$  grün, Permanganat-Anionen  $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq})$  violett. Durch diese Farben kann man beobachten, wie sich die jeweiligen Ionen im elektrischen Feld bewegen, wenn man eine Gleichspannung anlegt.

**Durchführung, Beobachtung:** Man gibt etwa 50 ml verdünnte Natriumsulfat-Lösung auf eine Glasplatte, sodass ein Flüssigkeitskreis von etwa 15 cm Durchmesser entsteht. Ein kleiner Kaliumpermanganat-Kristall wird in die Mitte gelegt. Zwei Graphitstäbe, die mit der Gleichspannungsquelle bei etwa  $U = 10 \text{ V}$  verbunden sind, werden an gegenüberliegenden Seiten des Flüssigkeitskreises positioniert: die violette Flüssigkeit bewegt sich auf den Pluspol zu. Bei der Wiederholung des Experiments mit einem Kupfersulfat-Kristall bewegt sich die blaue Lösung in Richtung des Minuspols. Die verschiedenen Ionenarten werden von jeweils entgegengesetzt geladenen Elektroden elektrisch angezogen.

**Auswertung:** Alle vorhandenen Teilchen prasseln gegen beide Elektroden. Am Pluspol reagieren die Anionen und verarmen dort. Zum Ladungsausgleich diffundieren überwiegend die Permanganat-Ionen in Richtung des Pluspols, man beobachtet die Verschiebung der violetten Farbgrenze. Ebenso entladen sich Kationen am Minuspol, zum Ausgleich von Ladungen bzw. Konzentrationen diffundieren  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  Ionen: die blaue Farbgrenze bewegt sich zum Minuspol.

### V 16.7: Elektrolyse wässriger Lösungen

Wie bei der Wasserzersetzung des Herrn RITTER (Abb. 16.6) angedeutet, führt die Elektrolyse vieler Salzlösungen, etwa der Alkalisulfate oder Erdalkalicarbonate, zur Zersetzung des Wassers – sie ist chemiedidaktisch zu Beginn des Themas nicht sinnvoll zu interpretieren. Nimmt man dagegen Lösungen von Kupfer- oder Zinkhalogeniden, so bilden die Ionen entsprechende Niederschläge an den Graphit-Elektroden und die Elektrolyse ist einfacher zu erklären.



**Durchführung, Beobachtung:** Gibt man Zinkbromid-Lösung in ein Becherglas und taucht zwei Graphit-Elektroden hinein, die an eine Gleichspannungsquelle mit  $U = 5 \text{ V}$  angeschlossen sind, dann bildet sich festes graues Zink am Minuspol und braune Bromlösung am Pluspol (Bild [9]). Das Metall ist erst gut zu sehen, wenn man die Elektrode aus der Lösung heraushebt und dem Beobachter aus der Nähe zeigt.

**Auswertung:** Beide Ionenarten und Wasser-Moleküle prasseln durch ihre thermische Bewegung auf beide Elektrodenoberflächen. Durch die entsprechend gegensinnige Ladung reagieren die Zink-Ionen am Minuspol und die Bromid-Ionen am Pluspol:

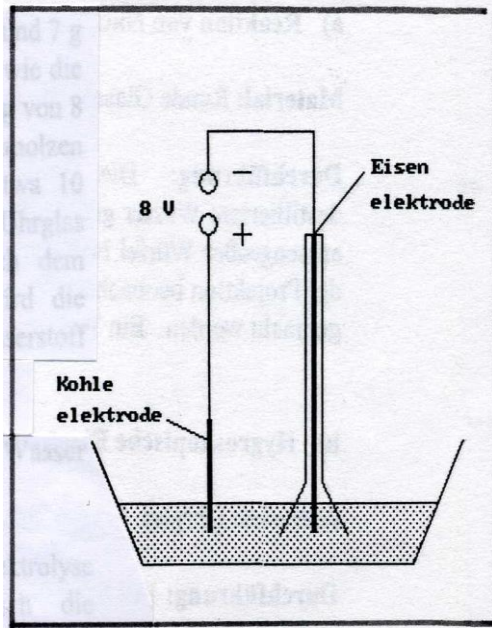
Minuspol:  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})\text{-Ion} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Cu-Atom}$ ; Pluspol:  $2 \text{ Br}^-(\text{aq})\text{-Ionen} \rightarrow \text{Br}_2\text{-Molekül} + 2 \text{ e}^-$

**Hinweis:** In derselben Weise können auch Elektrolysen von Zinkiodid-Lösung, von Kupferchlorid-Lösung oder Salzsäure durchgeführt und interpretiert werden.



### V 16.8: Elektrolyse einer Lithiumchlorid-Schmelze.

Die historische Elektrolyse einer Natriumhydroxid-Schmelze nach DAVY ist im Chemieunterricht wohl möglich [6], allerdings die Reaktion der Hydroxid-Ionen schwer zu interpretieren (es entwickelt sich Sauerstoff am Pluspol). Bei der Reaktion von Lithiumchlorid sind wie erwartet sowohl Lithium als auch Chlor an den Elektroden zu beobachten. Da Lithiumchlorid erst mit einer Temperatur von 614 °C schmilzt, kann man dem Salz zur Erniedrigung der Schmelztemperatur etwas Kaliumchlorid beimischen.



**Durchführung, Beobachtung:** Ein Gemisch aus 21 g wasserfreiem Lithiumchlorid und 7 g Kaliumchlorid wird hergestellt, unter dem Abzug in der Abdampfschale mit Elektroden versehen (Bild [12]). Das Gemisch wird auf einem Tondreieck kräftig erhitzt, vollkommen geschmolzen und bei Gleichspannung  $U = 8 \text{ V}$  elektrolysiert. Nach etwa 10 Minuten wird unterbrochen und das gebildete flüssige Lithium in eine zweite Porzellschale gegeben (eine dünne Salzschrift schützt das Metall vor dem Verbrennen). Nach dem Abkühlen untersucht man das Lithium auf die bekannte Reaktion mit Wasser und auf die Brennbarkeit mit roter Flamme.

**Auswertung:** Beide Ionenarten prasseln durch ihre thermische Bewegung auf beide Elektrodenoberflächen. Durch die entsprechend gegensinnige Aufladung reagieren Lithium-Ionen am Minuspol und die Chlorid-Ionen am Pluspol:

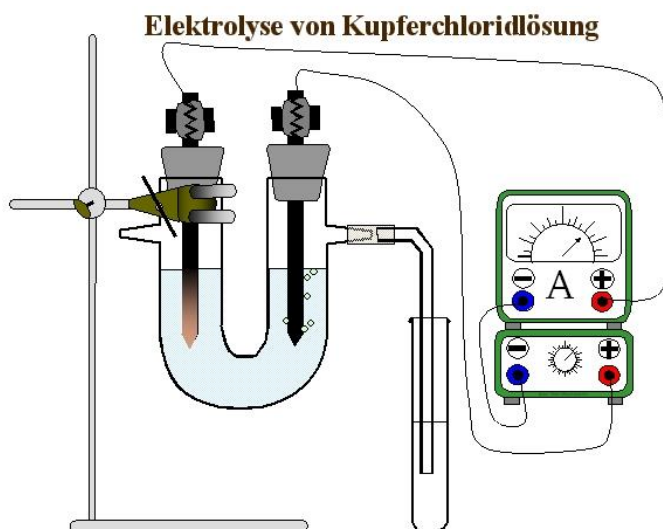
Minuspol:  $2 \text{ Li}^{\text{+}}\text{-Ionen} + 2 \text{ e}^{-} \rightarrow 2 \text{ Li-Atome}$ ; Pluspol:  $2 \text{ Cl}^{-}\text{-Ionen} \rightarrow \text{Cl}_2\text{-Molekül} + 2 \text{ e}^{-}$

Die Spannungsquelle pumpt die am Pluspol freigesetzten Elektronen wieder zum Minuspol, wo sie weitere Lithium-Ionen entladen.

### V 16.9: Quantitative Elektrolyse von Kupferchlorid-Lösung

Bei den Elektrolysen werden bei bestimmten Ladungsmengen ganz spezifische Stoffmengen abgeschieden. Um diesen Gedanken von FARADAY aufzugreifen, soll die Elektrolyse von Kupferchlorid-Lösung quantitativ durchgeführt werden. Dazu ist den Lernenden zu vermitteln, dass die Ladungsmenge durch das Produkt von Stromstärke und Zeit der Elektrolyse definiert ist. Die Einheit der Ladungsmenge ist das Coulomb (C):  $1 \text{ C} = 1 \text{ A} \times \text{s}$ . Fließt also 1 min lang ein elektrischer Strom der Stärke  $I = 1 \text{ A}$ , so beträgt die Ladungsmenge  $Q = 60 \text{ As} = 60 \text{ C}$ . Schaltet man demnach ein Strommessgerät in den Stromkreis der Elektrolyse und setzt eine bestimmte Zeit für die Elektrolyse fest, so sind die abgeschiedenen Substanzmassen an beiden Elektroden zu berechnen.

**Durchführung, Beobachtung:** Ein U-Rohr wird zu drei Viertel mit verdünnter Kupferchlorid-Lösung gefüllt und am Stativ eingespannt. Eine saubere Graphitelektrode wird genau gewogen, in die Lösung eingetaucht und als Minuspol geschaltet. Eine zweite Elektrode wird als Pluspol angeschlossen, ein Strommessgerät in Reihe geschaltet. Um das gebildete Chlor aufzufangen, ist am Pluspol ein Kolbenprober anzuschließen.



Wird das Chlorgas nicht benötigt, kann es auch in Natronlauge umgesetzt werden (Bild [2]). Es wird eine bestimmte Stromstärke von beispielsweise  $I = 100 \text{ mA}$  einreguliert und 10 Minuten elektrolysiert. Dann wird die verkupferte Elektrode zum Trocknen erst in Ethanol getaucht, dann in Ether. Die trockene Elektrode wird gewogen: etwa 20 mg Kupfer haben sich abgeschieden. Zur Reinigung der Elektrode kann das Kupfer mithilfe von Salpetersäure wieder gelöst werden.

**Auswertung:** Es ist eine Ladungsmenge von  $Q = 0,1 \times 600 = 60 \text{ C}$  geflossen. Diese Ladungsmenge scheidet etwa 20 mg Kupfer ab. Zur Berechnung ist allerdings die Ladungszahl des Kations notwendig – in welcher Weise sie einzurechnen ist, zeigt V16.10.

### V 16.10: Quantitative Elektrolyse zweier Lösungen

In Bezug auf quantitative Berechnungen von Stoffmengen bei Elektrolysen ist zu beachten, dass zur Abscheidung von 1 mol  $\text{Ag}^+(\text{aq})$ -Ionen 1 mol Elektronen notwendig sind, dass allerdings 1 mol  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ -Ionen wegen der Ladungszahl 2+ die doppelte Anzahl von Elektronen benötigen, also 2 mol Elektronen. Allgemein gilt:  $Q = 1 \text{ mol} \times z \times F$ . Dabei ist  $z$  die Ladungszahl des involvierten Ions,  $F$  die Faraday-Konstante für die Ladungsmenge, die 1 mol einfach geladene Ionen abscheidet:  $1 F = 96485 \text{ A} \times \text{s} / \text{mol}$  oder  $1 F = 96485 \text{ C/mol}$ . Für 1 mol  $\text{Ag}^+(\text{aq})$ -Ionen wird dementsprechend die Ladungsmenge 1 F benötigt, für 1 mol  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ -Ionen die Ladungsmenge 2 F, für 1 mol  $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$ -Ionen die Ladungsmenge 3 F. Auf der Grundlage dieser Idee von FARADAY berechnen sich die abgeschiedenen Stoffmengen bzw. Massen.

**Durchführung, Beobachtung:** Eine zweite U-Rohr-Apparatur wird aufgebaut und mit verdünnter Silbernitrat-Lösung gefüllt. Jeweils eine saubere Kupfer- und Silberelektrode wird gewogen, die Kupferelektrode als Minuspol in die Kupferchlorid-Lösung getaucht, die Silberelektrode als Minuspol in die Silbernitrat-Lösung. Jeweils eine zweite Elektrode des gleichen Materials wird dazu geschaltet, beide Elektrolysezellen werden in Reihe mit dem Strommessgerät verbunden und ebenfalls 10 Minuten bei  $I = 100 \text{ mA}$  elektrolysiert. Man beobachtet wieder 20 mg

Kupfer an einer Minuspol-Elektrode, an der anderen Minuspol-Elektrode misst man etwa 66 mg Silber.

**Auswertung:** Die transportierte elektrische Ladung beträgt für beide U-Rohre  $Q = 600 \text{ s} \cdot 0,1 \text{ A} = 60 \text{ As} = 60 \text{ C}$ . Mit der Ladungsmenge von  $Q = 96485 \text{ C}$  können 1 mol  $\text{Ag}^+$ -Ionen oder 0,5 mol  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen abgeschieden werden, also 107 g Silber oder 31,8 g Kupfer. Auf die Ladungsmenge von  $Q = 60 \text{ C}$  bezogen werden bei der beschriebenen Reihenschaltung 66 mg Silber und 20 mg Kupfer gebildet.

**Hinweis:** Ähnliche Rechnungen sind zu abgeschiedenen Volumina der Gase Wasserstoff und Sauerstoff bei der Elektrolyse von Natriumsulfat-Lösung nachzuvollziehen. In ähnlicher Weise können Ladungsmengen abgeschätzt und diskutiert werden, die für die Gewinnung von 1 kg Aluminium bei der Schmelzflusselektrolyse von Aluminiumoxid einzusetzen sind.

## 16.5 Schluss

Zum einen kann der zentrale Begriff des Ions neben den Begriffen von Atom und Molekül mithilfe der Elektrolyse vom Lernenden intensiv und erfolgreich angewendet und vertieft werden ([13], [14]). Zum anderen sind es die elementaren Unterschiede der Begriffe elektrische Spannung und Stromstärke und diesbezüglich die Einheiten Volt und Ampère: anhand durchgeführter Elektrolysen müssen sie differenziert und bedeutungsrichtig angewendet werden. Die Lernenden verstehen mit diesen Sachverhalten auch viele Aspekte in ihrem Alltag.

Schließlich sollen Schüler oder Studierende wichtige Entwicklungen der Geschichte der Naturwissenschaften kennenlernen und einige Jahreszahlen erfolgreich einordnen können:

1737: GALVANI entdeckt elektrische Phänomene bei der Präparation von Froschschenkeln, die zur Spannungsreihe der Metalle führen.

1800: VOLTA wendet die Spannungsreihe an, um durch Aufschichten vieler Metallblech-Paare hohe elektrische Spannungen für viele Experimentiermöglichkeiten zu erhalten.

1808 DAVY setzt die VOLTAsche Säule erstmals für Schmelzflusselektrolysen ein und findet viele unedle Metalle wie Natrium und Kalium, die vorher noch nie beobachtet wurden.

1834: FARADAY postuliert zwei Grundgesetze der Elektrolyse, die Berechnungen zu Stoffum-sätzen möglich machen und bis heute weltweit angewendet werden.

1887: ARRHENIUS entwickelt aus Phänomenen der elektrischen Leitfähigkeit, der Gefrierpunkts-erniedrigung und osmotischen Drucke den Ionenbegriff, wie er heute noch gelehrt wird (Kap. 22).

Diese wenigen Daten sollten Studierende der Naturwissenschaften bewusst wahrnehmen, um die Entwicklung der elektrischen Phänomene zu kennen und sie gegebenenfalls als Lehrkraft an Schüler und Schülerinnen weiterzugeben oder gar den Unterricht selbst als historisch-problemorientiert zu gestalten [10]. Die Lernenden können ebenfalls erkennen, mit welchen einfachen Mitteln große Erkenntnisse im 18. und 19. Jahrhundert möglich waren!

## Literatur

- [1] Jansen, W.: Die Batterie der Parther und das Vergolden der Bagdader Goldschmiede. CLB 38 (1987), 528, 586
- [2] [www.wikipedia.de](http://www.wikipedia.de): Faraday
- [3] Simony, K.: Kulturgeschichte der Physik. Frankfurt 1995 (Deutsch)
- [4] Strube, W.: Der historische Weg der Chemie. Leipzig 1976 (VEB Deutscher Verlag)
- [5] Brock, W. H.: Viewegs Geschichte der Chemie. Braunschweig 1997 (Vieweg)
- [6] Berger, C., Jansen, W., u.a.: Die Entdeckung der Alkalimetalle und der Zusammensetzung des Ätznatrons durch Humphry Davy
- [7] Davy, H.: Electrochemische Untersuchungen. Vorgelesen in der Königlichen Societät zu London als Bakerian Lecture am 20.11.1806 und 19.11.1807. Ostwald's Klassiker der exakten Naturwissenschaften, Band 45, 1893
- [8] Steinle, F.: Michael Faraday. In: Hoffmann, D.: Lexikon der bedeutenden Naturwissenschaftler. 2, Band. München 2004 (Elsevier)
- [9] Asselborn, W., Jäckel, M., Risch, K.T.: Chemie heute SII. Braunschweig 2011 (Schroedel)
- [10] Jansen, W., u.a.: Geschichte der Chemie im Chemieunterricht – das historisch-problemorientierte Unterrichtsverfahren. Teile I und II. MNU 39 (1986), 321, 391
- [11] Harsch, G., Schönhoff, F.: Humphry Davy 1778 – 1829. Ein Unterrichtskonzept zur Chemiegeschichte. Münster 2010 (Schöling)
- [12] Barke, H.-D.: Experimente und Modelle für den Chemieunterricht. Jena 1997 (Friedrich-Schiller-Universität)
- [13] Barke, H.-D., Harsch, G.: Chemiedidaktik Heute. Lernprozesse in Theorie und Praxis. Heidelberg 2001 (Springer)
- [14] Strehle, N., Rölleke, R., Barke, H.-D.: Das Ion Chemieunterricht – noch Vorstellungen von gestern? MNU 60 (2007), 366