

## *IJSO 2018 – Geniales Gemüse!*

### Begleitheft für Betreuende

Zusammengestellt von

Dr. Sabine Hansen, Ulrike Taeye, PD Dr. Heide Peters

IPN — Leibniz-Institut für die Pädagogik der  
Naturwissenschaften und Mathematik  
an der Universität Kiel



## Hinweis

Die Zusammenstellung im Begleitheft versteht sich nicht als eigenständiger Autorenbeitrag.

Um Ihnen den Einstieg in das Thema Batterien und Stromerzeugung in seinen vielen Facetten zu erleichtern, wurde hier ein Zusammenschnitt von Rechercheergebnissen erstellt.

Große Textanteile sind direkt oder nur geringfügig umformuliert aus verschiedenen im Verzeichnis angegebenen Quellen übernommen worden.

Die Begleitmaterialien werden Ihnen zum persönlichen Gebrauch im Rahmen der Wettbewerbsbetreuung in der Internationalen JuniorScienceOlympiade zur Verfügung gestellt.



## Inhaltsverzeichnis

### Teil A Informationsblätter zum Thema

1	Biologische Grundlagen	7
	1.1 Biomembranen – Aufbau und Funktion	7
	1.2 Osmose	9
	1.3 Grünfütter für IJSO-Hasen	10
2	Chemische Grundlagen	11
	2.1 Aufbau von Fünf-Cent Münzen	11
	2.2 Galvanisches Element	11
	2.3 Elektrochemische Spannungsreihe	14
	2.4. Elektrochemische Korrosion und Korrosionsschutz	16
3	Physikalische Grundlagen	18
	3.1 Grundbegriffe der Elektrizitätslehre	18
	3.2 Schaltzeichen für elektrische Schaltpläne	19
	3.3 Reihenschaltung und Parallelschaltung	20
	3.4 Zellwiderstand und Leitfähigkeit	21

### Teil B Themenvorschläge für weiterführende Schülerarbeiten

4	Projektfragen zur Vertiefung	23
---	------------------------------	----

### Teil C Quellennachweis

5	Literatur- und Linksammlung	37
---	-----------------------------	----

*Hinweis: Alle im Text angegebenen Links wurden am 4.11.2017 auf ihre Aktualität geprüft.*

### Anhang Aufgabenblatt 2018 und Organisatorisches



## 1 Biologische Grundlagen

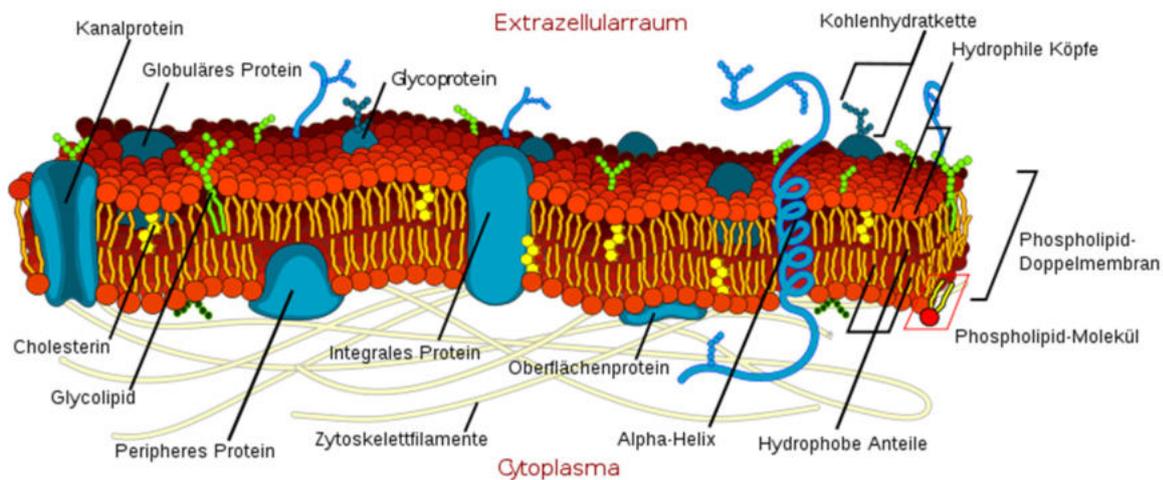
### 1.1 Biomembranen – Aufbau und Funktion

Verändert nach:

<http://abitur-wissen.org/index.php/biologie/cytologie/74-cytologie-biomembranen>

[https://lehrerfortbildung-bw.de/u\\_matnatech/bio/gym/bp2004/fb4/1\\_mem/3\\_transport/8\\_aufg3/](https://lehrerfortbildung-bw.de/u_matnatech/bio/gym/bp2004/fb4/1_mem/3_transport/8_aufg3/)

Die Kompartimentierung auf zellulärer und subzellulärer Ebene erfolgt bei allen Lebewesen durch Biomembranen (Abb. 1.1.1). Sie grenzen die Zellen nach außen ab und trennen im Zellinneren Reaktionsräume voneinander. Biomembranen wirken einerseits als passive Trennschichten und spielen andererseits eine wichtige Rolle beim selektiven Transport von Teilchen (Moleküle, Ionen) und der Übermittlung von Informationen zwischen den verschiedenen Kompartimenten. Neben der Kompartimentierung dient die Biomembran auch der Zellerkennung, der Zellkommunikation und nimmt als Funktionsmembran ganz spezielle Aufgaben in den verschiedensten Organellen der Zelle wahr.



**Abb. 1.1.1** | Aufbau einer Biomembran.

Quelle: [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Cell\\_membrane\\_detailed\\_diagram\\_de.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Cell_membrane_detailed_diagram_de.svg)

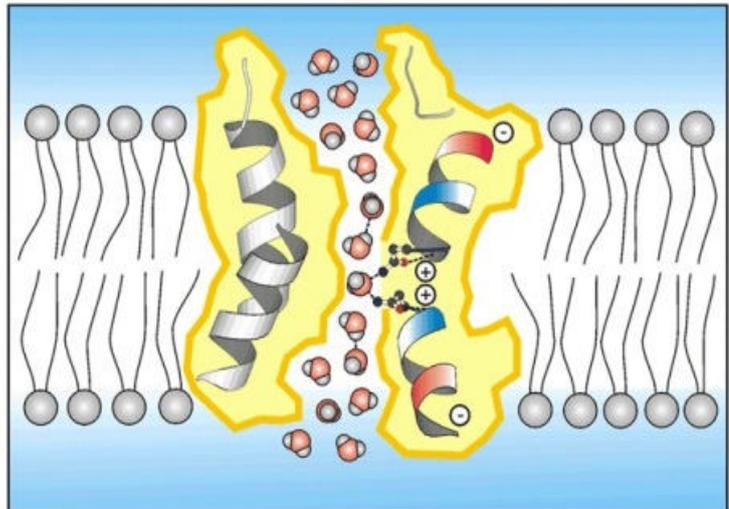
Die Grundsubstanz der Membran wird von einer Doppelschicht aus Phospholipiden gebildet, von denen es in Membranen drei Haupttypen gibt: Phosphoglyceride, Sphingolipide und Cholesterin. Generell bestehen Phospholipide aus einem hydrophilen (wasserliebenden) und einem hydrophoben (wasserabstoßenden) Molekülteil. Die hydrophilen Molekülteile sind dem umgebenden wässrigen Medium, also auch dem im Zellinneren vorhandenen Cytoplasma, zugewandt, während die hydrophoben Molekülteile ins Innere der Doppelschicht orientiert sind (Abb. 1.1.1).

Auf und innerhalb der Lipiddoppelschicht sind verschiedene Arten von Membranproteinen verteilt, die die aktiven Funktionen der Membran übernehmen und die unterschiedlichen Eigenschaften bedingen. An die Proteine können Kohlenhydratketten geknüpft sein. Die beiden Seiten einer Biomembran können sich durch die Anordnung der Membranproteine stark unterscheiden.

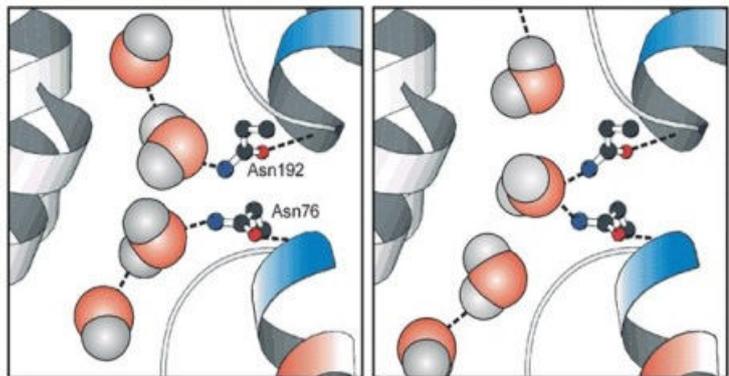
Die Lipiddoppelschicht einer Biomembran ist normalerweise flüssig, also sind die Lipide und Proteine nach dem Flüssigkeit-Mosaik-Modell nicht starr in der Membran fixiert, sondern zu hochdynamischen Ortsveränderungen innerhalb der Membran fähig. Wie flüssig die Lipiddoppelschicht ist, hängt vor allem von der Anzahl der Doppelbindungen in den hydrophoben Kohlenwasserstoffketten der Phospholipide ab.

Ein wichtiger Faktor bei der Abtrennung von Reaktionsräumen durch Biomembranen ist die selektive Permeabilität. Sie sorgt dafür, dass Teilchen Membranen nicht ungehindert durchdringen, sondern ausgewählt und eventuell zurückgehalten werden. Dies kann passiv erfolgen (Poren- oder Kanalproteine) oder durch aktiven Transport (Carrierproteine) unter Energieaufwand.

An speziellen Biomembranen in den Chloroplasten und den Mitochondrien finden energieliefernde Prozesse bei der Photosynthese und der Zellatmung statt. Diese beruhen auf der Entstehung von Konzentrations- und Ladungsgradienten und damit der Ausbildung von Potentialdifferenzen, die durch die Semipermeabilität der Biomembranen möglich werden. Ebenso kann beispielweise auch die Informationsweiterleitung in Nervenzellen nur aufgrund der besonderen Eigenschaften der Biomembran der Nervenzellen ablaufen.



Wasser kann nur in begrenztem Maß durch die Biomembran diffundieren, da sie im Inneren hydrophob ist (s.o.). Um den Wassertransport in Lebewesen zu ermöglichen, sind in die Biomembran Aquaporine eingebaut (Abb. 1.1.2). Aquaporine sind Proteine, die einen wasserleitenden Kanal durch die Zellmembran formen, durch den eine Kette einzelner Wassermoleküle hindurchpasst. Aquaporine sind undurchlässig für andere Moleküle und Ionen.



Sie erreichen eine Wasserleitfähigkeit von bis zu drei Milliarden Wassermolekülen pro Sekunde und Kanal. Eine 10 x 10 cm<sup>2</sup> große Membran mit eingebetteten Aquaporinen könnte somit etwa einen Liter Wasser in wenigen Sekunden filtern.

**Abb. 1.1.2 |** Wasserdurchtritt durch einen Aquaporin-Kanal. In der Mitte des Kanals bilden die Wassermoleküle Wasserstoffbrückenbindungen zu den angrenzenden Aminosäuren aus, so dass die Wasserstoffbrückenbindungen zwischen den Wassermolekülen unterbrochen werden.

Quelle: [https://lehrerfortbildung-bw.de/u\\_matnatech/bio/gym/bp2004/fb4/1\\_mem/3\\_transport/8\\_aufg3/aquaporin\\_gross.jpg](https://lehrerfortbildung-bw.de/u_matnatech/bio/gym/bp2004/fb4/1_mem/3_transport/8_aufg3/aquaporin_gross.jpg)

## 1.2 Osmose

Verändert nach:

<http://www.biologie-schule.de/osmose.php>

<http://www.spektrum.de/lexikon/biologie/osmose/48395>

Osmose (griech. osmos = eindringen) ist definiert als Diffusion von Molekülen eines Lösungsmittels (in der Regel Wassermoleküle) durch eine semipermeable (halbdurchlässige) Membran aufgrund des Konzentrationsunterschieds der im Lösungsmittel gelösten Stoffe beiderseits der Membran. Sie ist für viele physiologische Prozesse von zentraler Bedeutung (z. B. Exkretion, Osmoregulation, Turgor, Transport, Wasserpotenzial).

Die semipermeable Membran ist für das Lösungsmittel, d.h. für Wassermoleküle vollständig, für darin gelöste Teilchen nicht oder unvollständig permeabel.

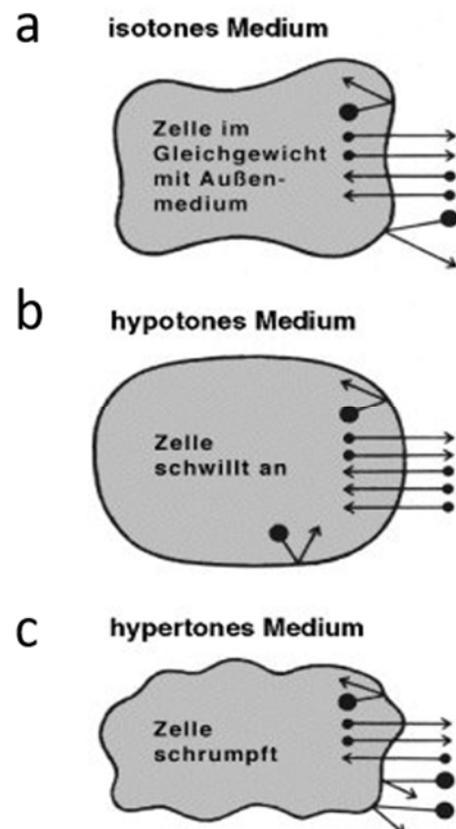
Der Osmose liegt das Bestreben der Teilchen zu Grunde, einen Konzentrationsausgleich zwischen Innen- und Außenraum der Membran zu schaffen. Das Lösungsmittel diffundiert daher solange in das Kompartiment mit dem gelösten Stoff, bis ein Konzentrationsausgleich des Lösungsmittels erreicht ist. In diesem Zustand befinden sich aber mehr Lösungsmittelmoleküle als vorher im Kompartiment mit dem gelösten Stoff und erzeugen daher einen hydrostatischen Druck auf die semipermeable Membran, der umso größer ist, je mehr gelöste Teilchen vorhanden sind, d.h. je mehr Lösungsmittel bis zum Konzentrationsausgleich hinein diffundieren muss.

Dieser osmotische Druck ist unabhängig von der Art des Lösungsmittels und des gelösten Stoffes. Ein Maß für die osmotische Konzentration von Lösungen ist die Osmolarität. Zwei Lösungen, die dieselbe Anzahl von gelösten Teilchen enthalten, sind isoosmotisch (entsprechend: bei höherer Teilchenzahl hyperosmotisch, bei geringerer Zahl hypoosmotisch).

Das Verhalten von Zellen oder Organismen in Medien unterschiedlicher Konzentrationen ist in Abb. 1.2.1 dargestellt. In einer isotonen Lösung verändert eine Zelle oder ein Organismus sein Volumen nicht. Bei einer hypertonen Lösung schrumpfen die Zelle oder der Organismus durch Wasserausstrom, während sie bei einer hypotonen Lösung durch Wassereinstrom anschwellen.

Isoosmotisch ist somit ein Begriff der physikalischen Chemie, während isoton eine Zelle beschreibt, bei der die Konzentration der gelösten Teilchen auf beiden Seiten der Zellmembran gleich ist.

Zellen haben mehrere Möglichkeiten, um eine durch Osmose verursachte Volumenzunahme, die schlimmstenfalls zum Platzen führen könnte, zu vermeiden. In Pflanzenzellen beispielsweise wird durch die feste Zellwand ein Gegendruck erzeugt, der dem Turgordruck (Turgor) entgegenwirkt. Er verleiht Pflanzen ihre Festigkeit, ist an der Zellstreckung beteiligt und für das Öffnen und Schließen der Spaltöffnungen verantwortlich.



**Abb. 1.2.1** | Schematische Darstellung des Verhaltens von Zellen oder Organismen in isotonen (a), hypotonen (b) und hypertonen (c) Medien.

Quelle: verändert nach

[http://www.spektrum.de/lexika/images/bio/f6f5025\\_w.jpg](http://www.spektrum.de/lexika/images/bio/f6f5025_w.jpg)

### 1.3 Grünfutter für IJSO-Hasen

#### Aufbau und Zusammensetzung von Gurke und Kopfsalat

Verändert nach:

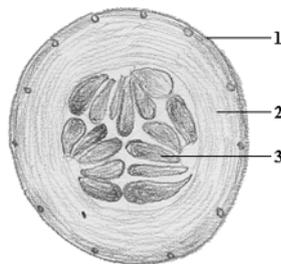
<https://de.wikipedia.org/wiki/Gurke>

<http://www.apotheken-umschau.de/Gurke>

<https://de.wikipedia.org/wiki/Kopfsalat>

Die Gurke (*Cucumis sativus*) ist eine Pflanzenart der Gattung Gurken (*Cucumis*) aus der Familie der Kürbisgewächse. In der Küche wird die Frucht verwendet, deren Querschnitt unten abgebildet ist. Früchte sind zum Schutz der Samen mit einem Stützgewebe ausgestattet, das der Frucht eine gewisse Stabilität verleiht.

- 1 - Fruchtschale
- 2 - Fruchtfleisch (Pulpa)
- 3 - Fruchtkammern ohne Samen



**Abb. 1.3.1** | Querschnitt durch eine Salatgurke

Quelle:

<http://www.tis-gdv.de/tis/ware/gemuese/gurken/abb2.htm>

Für die Versuche relevante, osmotisch aktive Inhaltsstoffe in den Zellen der Gurke sind vor allem die Kohlenhydrate. Mineralien sind in geringen Konzentrationen enthalten, wie die Tabelle 1.3.1 zeigt.

**Tabelle 1.3.1** | Nährwerte pro 100 Gramm Gurke (verändert nach <https://de.wikipedia.org/wiki/Gurke> und <http://www.apotheken-umschau.de/Gurke>).

Bestandteil	Wasser	Proteine	Kohlenhydrate	Natrium	Magnesium	Phosphor	Kalium	Calcium	Eisen	Zink
Menge pro 100 g	95,23 g	0,65 g	3,6 g Zucker 1,7 g Ballaststoffe 0,5 g	3 mg	13 mg	24 mg	147 mg	16 mg	0,28 mg	0,2 mg

Kopfsalat (*Lactuca sativa* var. *capitata*) gehört zur Gattung Lattich (*Lactuca*) aus der Familie der Korbblütler (*Asteraceae*). In der Küche werden die Blätter verwendet. Blätter dienen der Pflanze zur Fotosynthese, daher bestehen sie neben dem Leitgewebe im Wesentlichen aus fotosynthetisch aktiven Geweben wie Palisaden- und Schwammparenchym. Um möglichst viel Sonnenlicht einzufangen, hat der Kopfsalat eine große Oberfläche. Die Nährwerte von Kopfsalat sind in Tabelle 1.3.2 zusammengefasst.

**Tabelle 1.3.2** | Nährwerte pro 100 Gramm Kopfsalat (verändert nach <https://de.wikipedia.org/wiki/Kopfsalat>).

Bestandteil	Wasser	Proteine	Kohlenhydrate	Natrium	Magnesium	Phosphor	Kalium	Calcium	Eisen
Menge pro 100 g	95,50 g	1,25 g	2,4 g Ballaststoffe 0,5 g	7 mg	11 mg	26 mg	260 mg	35 mg	1,8 mg

Die Unterschiede zwischen Gurke und Kopfsalat stellt man schon bei den „nativen“ Produkten fest, wenn man versucht eine Gurke und ein Blatt zu zerreißen.

## 2 Chemische Grundlagen

### 2.1 Aufbau von Fünf-Cent Münzen

Verändert nach:

<https://www.mdm.de/muenzwelt/euro-muenzen-uebersicht/5-euro-cent-muenzen>

Die 5-Cent-Euromünze ist rot gefärbt, hat eine glatte Rändelung und einen Durchmesser von 21,25 Millimeter Durchmesser. Sie ist 1,67 Millimeter dick, hat eine Masse von 3,92 Gramm und besteht aus einem Eisenkern mit Kupferummantelung, ist deshalb ferromagnetisch.

Wert	Durchmesser	Dicke	Masse	Rändelung	Material	ferromagnetisch
5 Cent	21,25 mm	1,67 mm	3,92 g	glatt	Eisen mit Kupfer-Ummantelung (94,35% Fe, 5,65% Cu) Dichte: 6,6 g/cm <sup>3</sup>	ja

Quelle: <https://de.wikipedia.org/wiki/Euromünzen>,

[https://www.bundesbank.de/Redaktion/DE/Downloads/Veroeffentlichungen/Bargeld/die\\_euro\\_muenzen.html](https://www.bundesbank.de/Redaktion/DE/Downloads/Veroeffentlichungen/Bargeld/die_euro_muenzen.html)

Um eine 5-Cent-Münze als Elektrode verwenden zu können, muss sie rot-glänzend (blank) sein, ohne Beläge und absolut fettfrei. Ansonsten können die Redoxreaktionen nicht ablaufen. Für die Entfernung von Belägen auf der Kupferschicht empfiehlt sich die in den Wettbewerbsunterlagen angegebene Reinigung mit Säure (Citronensäure-Lösung, 30% oder Essigessenz, 25%). Für die Fettfreiheit empfiehlt sich eine Reinigung mit Ethanol.

### 2.2 Galvanisches Element

Verändert nach:

[http://www.chemie.de/lexikon/Galvanische\\_Zelle.html](http://www.chemie.de/lexikon/Galvanische_Zelle.html)

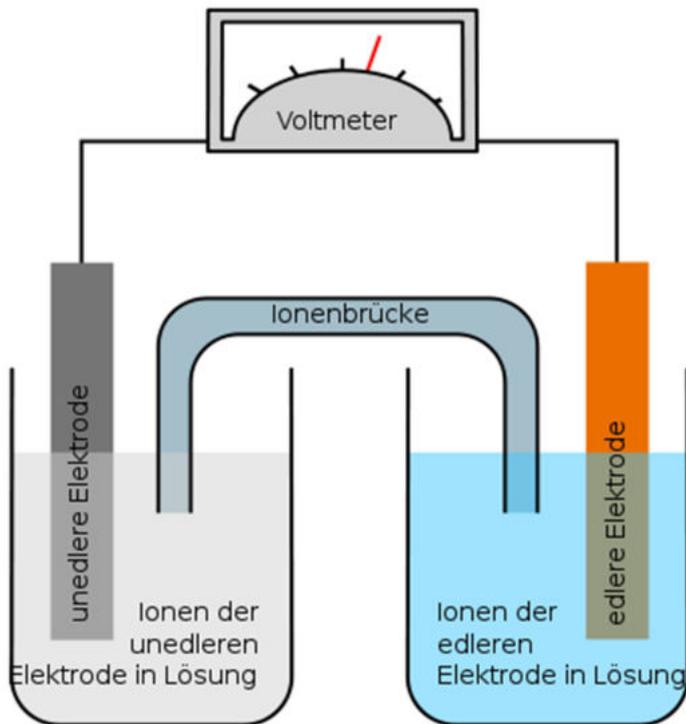
<http://www.chemieunterricht.de/dc2/echemie/galelet.htm>

Taucht man zwei verschiedene Metalle in eine Säurelösung (oder einen anderen Elektrolyten), entsteht zwischen beiden eine elektrische Spannung. Das unedlere Metall geht in Lösung und gibt dabei Elektronen ab (Oxidation) und das edlere Metallion wird als Metall abgeschieden, d.h. es nimmt Elektronen auf (Reduktion). Jede Kombination von zwei verschiedenen Metall-Elektroden und einem Elektrolyten bezeichnet man als galvanisches Element (auch galvanische Zelle). Es dient als Gleichspannungsquelle, in der chemische in elektrische Energie umgewandelt wird. Das ist das Grundprinzip von Batterien und Akkumulatoren.

Der Name geht auf den italienischen Arzt Luigi Galvani zurück: Er entdeckte, dass bei Berührung der inneren Schenkelnerven eines Frosches mit zwei Instrumenten aus verschiedenen Metallen Muskelzuckungen ausgelöst werden (<https://www.leifiphysik.de/elektrizitaetslehre/elektrische-grundgroessen/geschichte/luigi-galvani-1737-1798>).

Die Funktion der galvanischen Zelle beruht auf einer Redoxreaktion. Reduktion und Oxidation laufen räumlich getrennt in je einer Halbzelle (Halbelement) ab. Durch Verbinden der beiden Halbzellen mit einem Elektronenleiter und einem Ionenleiter (Ionenbrücke) wird der Stromkreis geschlossen (Abb. 2.2.1). Über die Ionenbrücke erfolgt der Anionenaustausch, um so der Aufladung der einzelnen Zellen entgegen zu wirken.

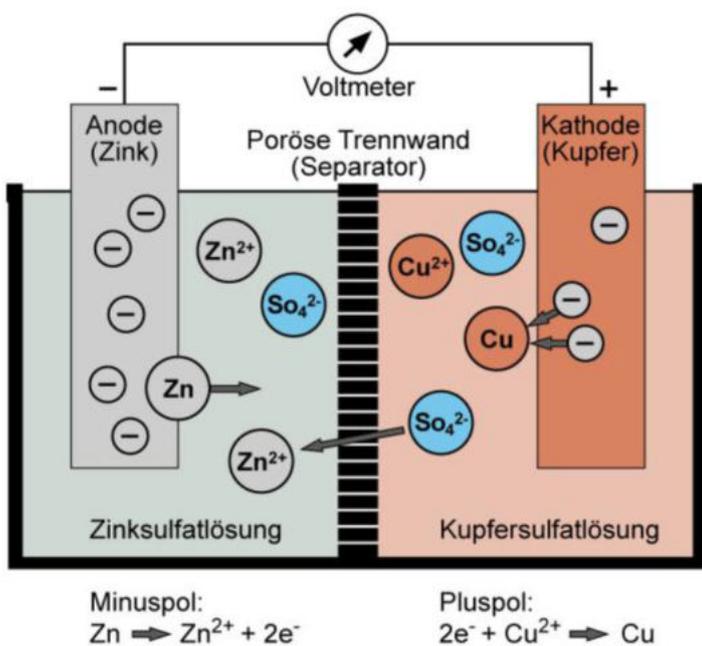
Das elektrische Potential lässt sich durch die Nernst-Gleichung berechnen, Dabei hängt die Spannung von der Art des Metalls (elektrochemische Spannungsreihe, s. Kapitel 2.3.) und der Konzentration des Elektrolyten ab. Die Anode ist in einer galvanischen Zelle negativ geladen, die Kathode positiv.



**Abb. 2.2.1 |** Prinzip einer galvanischen Zelle

Quelle: [https://de.wikipedia.org/wiki/Galvanische\\_Zelle#/media/File:Galvanische\\_Zelle\\_2009-02-08.svg](https://de.wikipedia.org/wiki/Galvanische_Zelle#/media/File:Galvanische_Zelle_2009-02-08.svg)

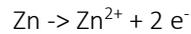
Ein galvanisches Element ist das Daniell-Element. Es besteht aus einer Kupferelektrode, die in Kupfersulfatlösung taucht, und einer Zinkelektrode, die in Zinksulfatlösung taucht. Verbunden werden diese außerhalb der Zelle durch einen Draht (Elektronenleiter) mit einem Voltmeter. Innerhalb der Zelle sind beide Elektroden durch einen Ionenleiter verbunden. Häufig werden U-Rohre genutzt, deren Schenkel durch eine poröse Wand in zwei Räume getrennt sind. Dieses so genannte Diaphragma ist permeabel für die Sulfat-Anionen (Ionenleiter).



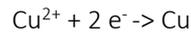
**Abb. 2.2.2 |** Elektrochemische Zelle am Beispiel Zink-Kupfer (Daniell-Element).

Quelle: A3 Zitronen- und andere Batterien (Lehreranleitung)“ (<https://medienportal.siemens-stiftung.org/104981>), © Siemens Stiftung 2015

An der Zinkelektrode wird elementares Zink oxidiert zu  $\text{Zn}^{2+}$ -Ionen, die in Lösung gehen. Gleichzeitig werden aber auch  $\text{Zn}^{2+}$ -Ionen an der Elektrode reduziert und scheiden sich dort unter Elektronenaufnahme ab. Bei der Zinkelektrode gehen mehr  $\text{Zn}^{2+}$ -Ionen in Lösung als sich elementares Zink wieder abscheidet. So entsteht ein Überschuss an  $\text{Zn}^{2+}$ -Ionen und die Elektrode lädt sich negativ auf (Anode).



An der Kupferelektrode scheidet sich dagegen mehr elementares Kupfer an der Elektrode ab (Kupfer wird reduziert) als Kupfer-Ionen in Lösung gehen. Daher gibt es an der Kupferelektrode einen Elektronenmangel, sie lädt sich positiv auf (Kathode).



Zwischen den beiden Elektroden entsteht eine Spannung. Der Grund dafür ist, dass das unedlere Metall eher zur Oxidation neigt und die Elektrode relativ zum edleren Metall einen Elektronenüberschuss aufweist. In den Lösungen der beiden Halbzellen bedeutet das, dass dort in der Halbzelle mit dem unedleren Metall ein Überschuss an Kationen in Lösung geht und relativ ein Mangel an Sulfat-Ionen (negativen Ladungsträgern) entsteht. Werden beiden Halbzellen in einem Stromkreis verbunden (in dem die Elektroden mit einem elektrischen Widerstand und die Lösungen der beiden Halbzellen über eine Ionenbrücke in Verbindung stehen) kommt es zu einem Stromfluss (bewegte Elektronen) im Metall, der sich im Inneren der Zelle durch die Wanderung der Sulfat-Ionen (bewegte negative Ladungsträger) in der Ionenbrücke fortsetzt und damit auch dort einen Ladungsausgleich ermöglicht.



Minuspol:	$\text{Zn (s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$	Elektronenabgabe (Oxidation)
Pluspol:	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu (s)}$	Elektronenaufnahme (Reduktion)
Gesamtreaktion: $\text{Zn (s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu (s)}$		

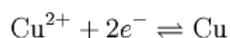
## 2.3 Elektrochemische Spannungsreihe

Verändert nach:

[http://www.chemie.de/lexikon/Elektrochemische\\_Spannungsreihe.html](http://www.chemie.de/lexikon/Elektrochemische_Spannungsreihe.html)

Die elektrochemische Spannungsreihe ist eine Auflistung von Redox-Paaren nach ihrem Standardelektrodenpotential (Redoxpotential unter Standardbedingungen). Vor allem bei Metallen wird sie auch Redoxreihe genannt. In dieser Reihe werden nebeneinander die oxidierte und reduzierte Form sowie die Anzahl der übertragenen Elektronen und das Standardpotential eines Redoxpaares aufgeführt. Die einzelnen Redoxpaare werden entweder nach aufsteigendem oder absteigendem Standardelektrodenpotential geordnet. Jede Redox-Reaktion kann man so durch zwei Paare beschreiben und aus der elektrochemischen Spannungsreihe die Richtung von Reaktionen voraussagen.

Bei Metallen bilden das Metall selbst und sein zugehöriges Ion ein Redoxpaar, wie hier z. B. für Kupfer:



In diesem Beispiel ist Cu die reduzierte Form („Red“) und  $\text{Cu}^{2+}$  die oxidierte Form („ox“).

Das Redoxpotential ist ein Maß für die Bereitschaft der Ionen, Elektronen aufzunehmen. Die Ionen der Edelmetalle nehmen bereitwilliger Elektronen auf als die Ionen unedler Metalle, weshalb unter Standardbedingungen das Redoxpotential des  $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}$ -Paares mit +0,35 V deutlich positiver ist, als das des  $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}$ -Paares mit -0,76 V. Und das heißt wiederum, dass Zink zu den unedleren Metallen gehört und ein stärkeres Reduktionsmittel ist, also seinen Reaktionsteilnehmer reduziert und selbst oxidiert wird, d.h. Elektronen abgibt.

„Unter Standardbedingungen“ bedeutet, dass die Konzentration – genauer: Aktivität – der Ionen 1 mol/L betragen muss, damit das Redoxpotential die tabellierten Werte annimmt. Diese Einschränkung ist notwendig, weil es sich um Gleichgewichtsreaktionen handelt. Nach dem LE CHATELIERSchen Prinzip hat eine größere Menge Metallionen auch eine größere Bereitschaft, zum Metall reduziert zu werden und daher ein höheres Redoxpotential. Die Nernst-Gleichung beschreibt diesen Zusammenhang mathematisch.

Redoxpotentiale selbst sind nicht messbar. Messbar ist dagegen die Differenz von zwei Elektrodenpotentialen. Eine Elektrode unter Standardbedingungen wird einfach realisiert durch das Eintauchen eines Metalls in eine Lösung, die seine Ionen in einer Konzentration von 1 mol/L enthält. Werden zwei solcher Elektroden elektrisch leitend verbunden, entsteht eine galvanische Zelle (vgl. Abschnitt 2.2) und man kann zwischen den Metallen eine Spannung messen. Diese Spannung ist gleich der Differenz der Standardelektrodenpotentiale, die zu den Redoxpaaren in den Elektrodenräumen gehören und in der elektrochemischen Spannungsreihe (siehe Tabelle 2.3.1) aufgelistet sind. Für das Beispiel der Kombination der Redox-Paare  $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}$  und  $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}$  entsteht eine galvanische Zelle mit der Spannung 1,11 V.

$$\text{Berechnung: } |-0,76 \text{ V}| + 0,35 \text{ V} = 1,11 \text{ V} \text{ oder } 0,35 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 0,35 \text{ V} + 0,76 \text{ V} = 1,11 \text{ V}$$

Gasförmiger Wasserstoff und das Wasserstoff-Ion (Proton) sind ebenfalls ein Redoxpaar:



Elektroden für Redox-Paare mit gasförmigen Stoffen werden realisiert, indem ein inertes Metall (Pt) in eine 1 mol/L Lösung der Ionen ( $\text{H}^{+}$ ) getaucht und vom zugehörigen Gas ( $\text{H}_2$ ) bei einem Druck von 1 bar umspült wird. Im speziellen Fall entsteht eine Normal-Wasserstoffelektrode. Diese Elektrode ist leicht aufzubauen und liefert ein konstantes, reproduzierbares Potential. Da das Redox-Paar  $\text{H}_2/\text{H}^{+}$  außerdem die Wirkung von Säuren beschreibt (es taucht immer bei der Auflösung von Metallen in Säuren auf: z. B.  $\text{Mg} + 2\text{H}^{+} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2$ ), wurde das Standardpotential der Normal-Wasserstoffelektrode aus praktischen Gründen als null definiert. Alle anderen Standardpotentiale sind daher die Spannungen, die man in einer galvanischen Zelle misst, wenn links die Normal-Wasserstoffelektrode und rechts die Elektrode des Redox-Paares zusammengeschlossen sind. (Jeweils unter Standardbedingungen!)

Die elektrochemische Spannungsreihe erlaubt die Berechnung der Spannungen, die Batterien und Akkumulatoren maximal liefern können. Im Umkehrschluss sind das die Spannungen, die mindestens für das Antreiben von Elektrolysen bzw. Laden der Akkumulatoren angelegt werden müssen.

Weiterhin sind die Berechnungen von Reaktionsrichtung und -stärke möglich. Mischt man zwei Redox-Paare in einer Reaktionslösung, so wird für das Paar mit dem höheren Redoxpotential die Reduktion ablaufen, für das Paar mit dem niedrigeren Redoxpotential die Oxidation. Taucht man z. B. ein Zink-Blech in eine CuSO<sub>4</sub>-Lösung, so wird Zink aufgrund seines niedrigeren Redoxpotentials (-0,76 V) oxidiert und geht als Zink-Ionen in Lösung, wohingegen gleichzeitig Kupfer-Ionen (+0,35 V) reduziert werden und sich als Kupfer-Überzug auf dem Zink-Blech abscheiden.

Die reduzierte Form eines Redox-Paares mit sehr negativem Standardpotential stellt ein sehr *starkes Reduktionsmittel* dar, weil es die Elektronenabgabe anstrebt (z. B. Magnesium). Dagegen ist die oxidierte Form eines Redox-Paares mit sehr positivem Standardpotential ein *starkes Oxidationsmittel* (z. B. Fluor als stärkstes bekanntes Oxidationsmittel, d. h. mit höchstem Standardpotential), weil es nach Elektronenaufnahme strebt. Die elektrochemische Spannungsreihe ist damit eine Auflistung von Oxidationsmitteln nach Oxidationsstärke bzw. gleichzeitig eine umgekehrte Auflistung von Reduktionsmitteln nach Reduktionsstärke.

Außerdem enthält die elektrochemische Spannungsreihe eine Abstufung der Metalle („sehr edles Metall“, „edles Metall“, „weniger edles Metall“, „unedles Metall“, „sehr unedles Metall“) nach ihrem Bestreben, sich in Säuren oxidieren zu lassen. Die Standardpotentiale der edlen Metalle haben ein positives Vorzeichen, die der unedlen dagegen ein negatives. Die unedlen Metalle lösen sich daher in Säuren auf, weil Säuren H<sup>+</sup>-Ionen enthalten.

**Tabelle 2.3.1 | Auszug aus der elektrochemischen Spannungsreihe**

Verändert nach:

[http://www.chemie.de/lexikon/Elektrochemische\\_Spannungsreihe.html](http://www.chemie.de/lexikon/Elektrochemische_Spannungsreihe.html)

Element im Redox-Paar, dessen Oxidationsstufe sich ändert	oxidierte Form	+ n·e <sup>-</sup> (n = Zahl der Elektronen)	⇌ reduzierte Form	Standardpotential E
Sauerstoff (O)	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> + 2 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	⇌ 4 H <sub>2</sub> O	+1,78 V
Sauerstoff (O)	O <sub>2</sub> + 4 H <sup>+</sup>	+ 4 e <sup>-</sup>	⇌ 2 H <sub>2</sub> O	+1,23 V
Platin (Pt)	Pt <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	⇌ Pt	+1,20 V
Silber (Ag)	Ag <sup>+</sup>	+ e <sup>-</sup>	⇌ Ag	+0,80 V
Eisen (Fe)	Fe <sup>3+</sup>	+ e <sup>-</sup>	⇌ Fe <sup>2+</sup>	+0,77 V
Kupfer (Cu)	Cu <sup>+</sup>	+ e <sup>-</sup>	⇌ Cu	+0,52 V
Sauerstoff (O)	O <sub>2</sub> + 2 H <sub>2</sub> O	+ 4 e <sup>-</sup>	⇌ 4 OH <sup>-</sup>	+0,40 V
Eisen (Fe)	[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup>	+ e <sup>-</sup>	⇌ [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>4-</sup>	+0,36 V
Kupfer (Cu)	Cu <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	⇌ Cu	+0,35 V
Kupfer (Cu)	Cu <sup>2+</sup>	+ e <sup>-</sup>	⇌ Cu <sup>+</sup>	+0,16 V
<b>Wasserstoff (H<sub>2</sub>)</b>	<b>2 H<sup>+</sup></b>	<b>+ 2 e<sup>-</sup></b>	<b>⇌ H<sub>2</sub></b>	<b>0V</b>
Eisen (Fe)	Fe <sup>3+</sup>	+ 3 e <sup>-</sup>	⇌ Fe	-0,04 V
Eisen (Fe)	Fe <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	⇌ Fe	-0,41 V
Zink (Zn)	Zn <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	⇌ Zn	-0,76 V
Wasser	2 H <sub>2</sub> O	+ 2 e <sup>-</sup>	⇌ H <sub>2</sub> + 2 OH <sup>-</sup>	-0,83 V
Aluminium (Al)	Al <sup>3+</sup>	+ 3 e <sup>-</sup>	⇌ Al	-1,66 V
Magnesium (Mg)	Mg <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	⇌ Mg	-2,362 V <sup>[1]</sup>

## 2.4 Elektrochemische Korrosion und Korrosionsschutz

Verändert nach:

<https://www.lernhelfer.de/schuelerlexikon/chemie/artikel/korrosion>

Elektrochemische Korrosion ist die von der Oberfläche ausgehende Zerstörung eines metallischen Werkstoffs aufgrund von Redoxreaktionen des Metalls mit seiner Umgebung. Metalle verlieren durch elektrochemische Korrosion häufig ihre positiven Eigenschaften, z. B. ihre Festigkeit und ihren metallischen Glanz. Besonders durch Korrosion von Eisen, die jeder unter der Bezeichnung Rosten kennt, entstehen jährlich immense volkswirtschaftliche Schäden.

Korrosionserscheinungen sind vielfältig. Während die Flächenkorrosion nahezu eine gleichmäßige Zerstörung der gesamten Oberfläche aufweist, zeigt sich bei der Lochkorrosion (auch Lochfraß genannt) eine Zerstörung der Oberfläche nur an kleinen Bereichen, sodass Risse und Löcher im Metall entstehen.

Unedle Metalle korrodieren unter dem Einfluss von Wasser und Sauerstoff. Die Metallatome reagieren durch Elektronenabgabe zu Metall-Ionen, die in die wässrige Lösung übergehen, sodass sich das Metall langsam auflöst.

In feuchter Luft werden die abgegebenen Elektronen von im Wasser gelösten Sauerstoffmolekülen aufgenommen. Es entstehen Sauerstoff-Ionen, die sofort mit Wassermolekülen zu Hydroxid-Ionen reagieren. Diesen Vorgang bezeichnet man als Sauerstoffkorrosion. In einigen Gebieten der Erde wird die Korrosion durch sauren Regen verstärkt. Dabei reagieren zusätzlich die im Wasser enthaltenen Wasserstoff-Ionen. Bei der Säurekorrosion nehmen sie die abgegebenen Elektronen auf und wandeln sich zu Wasserstoffatomen und dann zu Wasserstoffmolekülen um. Diese kann auch in Abwesenheit von Sauerstoff stattfinden.

Im Wasser vorhandene Salze (z. B. Meerwasser oder Streusalz) fördern die Korrosion in erheblichem Maße, da sich die Leitfähigkeit des Elektrolyten erhöht. Der Ladungstransport innerhalb der Lösung wird dadurch erleichtert.

Manchmal sieht man, dass Dachrinnen aus Kupfer mit anderen Metallen verbunden sind oder Zinkrohre mit Kupferrohren verlötet werden. Diese Verbindungen werden recht schnell zerstört, denn Korrosionserscheinungen treten vor allem an Stellen auf, an denen ein unedles Metall mit einem edleren Metall in Berührung kommt. Dieses Phänomen bezeichnet man allgemein als Kontaktkorrosion. Sie basiert auf der Bildung kleiner galvanischer Elemente. Durch die Luftfeuchtigkeit und durch Regen sind die Metalle von Elektrolyten umgeben. Der Ort der Oxidation und der Ort der Reduktion liegen in diesem Spezialfall in direkter Nachbarschaft zueinander, sodass man von einem Lokalelement spricht. Das unedlere Zink, die sogenannte Lokal-Anode, wird zerstört, da an der Oberfläche eine Oxidation stattfindet. Die Elektronen können durch das Zink zur Oberfläche des Kupfers fließen, wo die Reduktion ungehindert ablaufen kann. Kupfer wird dadurch zur Lokal-Kathode. An der Kupferoberfläche erfolgt die Reduktion der Wasserstoff-Ionen.

Beim Rosten oxidiert das Eisen unter Abgabe von Elektronen zu zweifach positiv geladenen Eisen(II)-Ionen. An der Lokal-Kathode reduzieren die Elektronen den Sauerstoff und das Wasser (Elektrolytlösung) zu Hydroxid-Ionen. Die positiv geladenen Eisen(II)-Ionen reagieren weiter mit den negativ geladenen Hydroxid-Ionen zu Eisen(II)-hydroxid. Das Eisen(II)-hydroxid wird wiederum mithilfe des Luftsauerstoffs zu Eisen(III)-oxid-hydroxid oxidiert, welches die rostrote Färbung bewirkt.

Das besondere Problem beim Rosten von Eisen besteht darin, dass Eisen(III)-oxid-hydroxid im Gegensatz zu anderen Oxiden nicht auf der Metalloberfläche haftet. Stattdessen bilden sich kleine Rostplättchen, die immer wieder abplatzen, so dass ständig Luftsauerstoff und Wasser an die Metalloberfläche gelangen, bis das Eisenteil „durchgerostet“ ist.

# Korrosionsschutz

Verändert nach:

<https://www.lernhelfer.de/schuelerlexikon/chemie/artikel/korrosion>

Wasser spielt bei allen Korrosionsvorgängen eine wichtige Rolle. Den sichersten Korrosionsschutz bietet daher Trockenheit. Der Kontakt mit Wasser kann aber auch durch dünne Überzüge verhindert werden. Schon die alten Römer benutzten wasserabweisende Pflanzenöle, um Eisenteile zu pflegen. Fette und Öle bieten jedoch nur einen kurzzeitigen Korrosionsschutz. Stabiler sind fest haftende Überzüge aus Kunststoff oder Lack.

Besonders unedle Metalle wie Aluminium oder Zink verfügen zu einem gewissen Grad über einen natürlichen Korrosionsschutz, da sie an ihrer Oberfläche mit Luftsauerstoff reagieren. Durch die Oxidation entsteht eine dünne luft- und wasserundurchlässige Metalloxidschicht, die weitere Oxidationen verhindert. Diesen Vorgang bezeichnet man als Passivierung. Beim Eloxieren von Aluminium wird die Oxidschicht künstlich verstärkt.

Eine natürliche Passivierung tritt beim Eisen nicht auf. Eisenwerkstoffe werden daher häufig mit Metallüberzügen versehen. Edlere Metalle wie Zinn, Kupfer, Silber oder Gold bieten sich an, da sie nur ein geringes Bestreben zur Elektronenabgabe aufweisen und dadurch korrosionsbeständig sind. Bei Beschädigung der Schutzschicht bilden sich jedoch Lokalelemente, die die Korrosion des Eisens noch verstärken. Deutlich in Erscheinung tritt die korrosionsverstärkende Wirkung bei verzinnem Eisen, dem sogenannten Weißblech, wenn die Zinnoberfläche verletzt wurde.

Der wirtschaftliche Schaden durch die Korrosion von Eisen geht in die Milliarden.

Eine besondere Form des Korrosionsschutzes wird angewendet, um Schiffswände, unterirdische Rohrleitungen oder Tanks zu schützen. Man verbindet die Eisenteile leitend mit Blöcken aus Magnesium. Magnesium ist unedler als Eisen. Die Blöcke lösen sich langsam auf und übertragen ihre Elektronen an die Eisenteile, die dadurch vor Oxidationen geschützt werden („Opferanode“).

Darüber hinaus gibt es noch viele Varianten des aktiven und passiven Korrosionsschutzes, wie das Galvanisieren, die Elektrottauchlackierung oder das Feuerverzinken.

## 3 Physikalische Grundlagen

### 3.1 Grundbegriffe der Elektrizitätslehre

Verändert nach:  
Ganz, G. et al. (2007)

Elektrischer Strom überträgt im einfachsten Fall Energie von einer Spannungsquelle zu einem Nutzer. Ein elektrischer Stromkreis besteht bei den Versuchen der IJSO aus einer galvanischen Zelle, einem Gerät, das die elektrische Energie nutzt, (hier einer Diode) und den elektrischen Leitungen, die Gerät und Spannungsquelle miteinander verbinden.

Elektrischer Strom fließt nur in einem geschlossenen Stromkreis. In metallenen Leitern liegen frei bewegliche Elektronen vor, die negative Ladungen transportieren. Dadurch wird elektrische Energie von der Spannungsquelle zu der Diode übertragen. Diese wandelt die elektrische Energie in andere Energieformen, bei der Diode in Licht und einen geringen Anteil in Wärmeenergie um.

Werden die Pole der Spannungsquelle direkt miteinander verbunden, entsteht ein Kurzschluss, der zu einem hohen Stromfluss und damit verbunden einer starken Wärmeentwicklung innerhalb der Quelle führen kann. Dabei kann die Spannungsquelle zerstört werden.

Im Folgenden werden die wichtigsten Begriffe der Elektrizitätslehre kurz erläutert und die Formelzeichen eingeführt.

#### Elektrische Stromstärke $I$

Die elektrische Stromstärke  $I$  ist ein Maß für die Anzahl der Ladungen, die in einer bestimmten Zeit eine Messstelle passieren. Die Einheit der Stromstärke ist 1 Ampere (1 A). Bei einer Stromstärke von 1 A passieren in einer Sekunde  $6,25 \cdot 10^{18}$  Elektronen die Messstelle. Gemessen wird die Stromstärke mit einem Amperemeter. Es wird mit dem Gerät, für das die Stromstärke gemessen werden soll, in Reihe geschaltet.

#### Elektrische Spannung $U$

Die elektrische Spannung  $U$  ist ein Maß für die Stärke, mit der die Spannungsquelle (auch Stromquelle genannt) die Elektronen im Stromkreis antreibt. Die Einheit der elektrischen Spannung ist 1 Volt. Sie entsteht in der Spannungsquelle durch die Trennung von positiven und negativen Ladungen. In galvanischen Zellen erfolgt dies durch chemische Reaktionen.

Damit ein elektrisches Gerät (Nutzer) richtig funktioniert, müssen Gerät und Spannungsquelle zueinander passen. Bei zu kleinen Spannungen arbeiten die Geräte nicht oder fehlerhaft, bei zu großen Spannungen gehen sie gegebenenfalls kaputt. Die elektrische Spannung wird mit einem Voltmeter gemessen. Es wird im Stromkreis parallel zu dem Bauteil geschaltet, an dem die Spannung gemessen werden soll.

#### Elektrische Leistung $P$

Bei elektrischen Geräten ist die elektrische Leistung  $P$  um so größer, je höher die Spannung  $U$  und je größer die Stromstärke  $I$  ist. Man gibt sie als Produkt aus Spannung und Stromstärke an:  $P = U \cdot I$ . Die Einheit ist 1 Watt (1 W).

Die Leistungsaufnahme eines Gerätes darf nicht größer sein als die mögliche Leistungsabgabe der Spannungsquelle.

## 3.2 Schaltzeichen für elektrische Schaltpläne

Verändert nach:

<https://www.leifiphysik.de/elektrizitaetslehre/elektrische-grundgroessen/versuche/schaltung-von-quellen>

<https://www.leifiphysik.de/elektrizitaetslehre/komplexere-schaltkreise/elektrizitaetslehre-formeln>

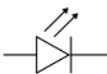
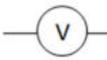
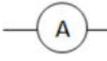
<http://grund-wissen.de/elektronik/bauteile/uebersicht.html>

Um die Verknüpfung von Spannungsquelle, elektrischen Geräten, Schaltern und Messgeräten in einem elektrischen Stromkreis übersichtlich darzustellen, wird ein Schaltplan gezeichnet. Für jedes Bauteil des Stromkreises gibt es ein Schaltzeichen. Im Folgenden sind die Schaltzeichen aufgeführt, die für die Versuche der IJSO relevant sein könnten.

**Tabelle 3.2.1** | Ausgewählte Schaltzeichen für Bauteile eines elektrischen Stromkreises

<sup>1</sup> <http://grund-wissen.de/elektronik/index.html>

<sup>2</sup> <http://physiknerd.de/liste-wichtiger-schaltzeichen/>

Bauteil	Schaltzeichen
Leitung <sup>1</sup>	
Batterie <sup>1</sup>	
Leuchtdiode <sup>1</sup>	
Glühlampe <sup>1</sup>	
Schalter <sup>1</sup> geöffnet	
Spannungsmessgerät <sup>2</sup>	
Strommessgerät <sup>2</sup>	

### 3.3 Reihenschaltung und Parallelschaltung

Elektrische Geräte und Spannungsquellen lassen sich hintereinander (in Reihe) oder parallel zu einem Stromkreis verbinden. Man spricht dann entweder von einer Reihen- oder Parallelschaltung.

Werden elektrische Geräte in einem Stromkreis miteinander so verbunden, dass durch alle Geräte der gleiche Strom  $I_{\text{ges}}$  fließt, liegt eine Reihenschaltung vor. Die Gesamtspannung  $U_{\text{ges}}$  verteilt sich auf die einzelnen Geräte und berechnet sich aus der Summe der Einzelspannungen.

Bei einer Reihenschaltung gelten daher:

$$\begin{aligned} I_{\text{ges}} &= I_1 = I_2 = I_3 = \dots = I_n \\ U_{\text{ges}} &= U_1 + U_2 + U_3 + \dots + U_n \end{aligned}$$

Werden elektrische Geräte so geschaltet, dass sich der Stromkreis verzweigt, spricht man von einer Parallelschaltung. Bei dieser Schaltung liegt an allen Geräten die gleiche Spannung  $U_{\text{ges}}$  an. Da sich der Strom verzweigt, ist die Summe der Ströme in den einzelnen Zweigen gleich der Stromstärke  $I_{\text{ges}}$ .

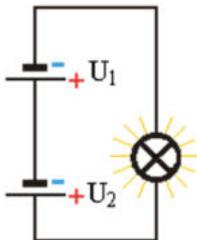
Bei einer Parallelschaltung gelten daher:

$$\begin{aligned} U_{\text{ges}} &= U_1 = U_2 = U_3 = \dots = U_n \\ I_{\text{ges}} &= I_1 + I_2 + I_3 + \dots + I_n \end{aligned}$$

Alle unsere Haushaltsgeräte und Lampen sind parallel geschaltet. An allen liegt die gleiche Spannung von 230 V. Bezogen auf die Versuche der IJSO werden im Folgenden die Unterschiede zwischen Reihen- und Parallelschaltung von Spannungsquellen, den „Gurkenzellen“, verdeutlicht.

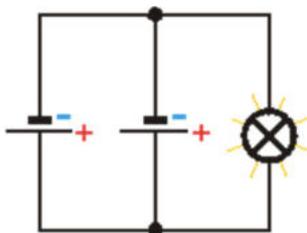
#### Reihenschaltung von Spannungsquellen

Bei einer *Reihenschaltung* liegen die Spannungsquellen in einer Leitung hintereinander. Bei Hintereinanderschaltung der Quellen addieren sich die Einzelspannungen:  $U_{\text{ges}} = U_1 + U_2$ . Um beispielsweise die Schwellenspannung einer Leuchtdiode zu erreichen, ist daher das Hintereinanderschalten von mehreren galvanischen Zellen erforderlich.



Quelle: [https://www.leifiphysik.de/sites/default/files/medien/hintereinander\\_elgrund\\_ver.gif](https://www.leifiphysik.de/sites/default/files/medien/hintereinander_elgrund_ver.gif)

Bei einer Parallelschaltung teilt sich die Leitung auf, die Spannungsquellen liegen „parallel“ in einzelnen Leitungen. Bei Parallelschaltung gleichartiger Quellen erhöht sich die Spannung **nicht**. Dafür erhöht sich die zur Verfügung stehende Stromstärke.



Quelle: [https://www.leifiphysik.de/sites/default/files/medien/parallel\\_elgrund\\_ver.gif](https://www.leifiphysik.de/sites/default/files/medien/parallel_elgrund_ver.gif)

### 3.4 Zellwiderstand und Leitfähigkeit

Verändert nach:

<http://www.tomchemie.de/Leitfaehigkeit.htm>

<https://www.leifiphysik.de/elektrizitaetslehre/widerstand-spez-widerstand/ausblick/elektrische-leitfaehigkeit>

<https://www.leifiphysik.de/elektrizitaetslehre/widerstand-spez-widerstand>

Die Einheit des elektrischen Widerstandes ist ein Ohm ( $\Omega$ ). Sie wurde nach dem deutschen Wissenschaftler Georg Simon OHM benannt, der wesentliche Erkenntnisse über den Widerstand gefunden hat. Der elektrische Widerstand ist wie folgt definiert:

$$\text{Elektrischer Widerstand } R = \frac{\text{angelegte Spannung } U}{\text{Stromstärke } I}$$

$$\text{Einheit: } 1 \text{ Ohm } [\Omega] = 1 \frac{\text{Volt [V]}}{\text{Ampere [A]}}$$

Quelle: <https://www.leifiphysik.de/elektrizitaetslehre/widerstand-spez-widerstand>

Das bedeutet, dass

- derjenige von zwei Stromkreisen, der bei gleicher Spannung einen kleineren Strom zulässt, den größeren Widerstand hat.
- derjenige von zwei Stromkreisen, bei dem zur Erzielung einer bestimmten Stromstärke eine größere Spannung erforderlich ist, den größeren Widerstand hat.

Der elektrische Widerstand einer Elektrolysezelle behindert den Stromfluss und sollte daher minimiert werden, andernfalls geht Energie in Form von Wärme verloren. Der Widerstand einer Elektrolysezelle hängt vom Elektrodenabstand, von der Größe der Elektrodenfläche und von der Leitfähigkeit ab (Tab. 3.1.1).

Allgemein gilt für die Berechnung des Widerstands ( $R$ ) einer Elektrolysezelle:

$$R_{\text{Zelle}} = (\text{Elektrodenabstand}/\text{Elektrodenfläche}) \cdot (1/\text{Leitfähigkeit})$$

Flüssigkeiten, die bewegliche Ionen enthalten, leiten den elektrischen Strom. Zu den Elektrolyten gehören die Lösungen von Säuren, Basen und Salzen sowie die Salzschnmelzen.

In destilliertem Wasser ist die Leitfähigkeit sehr gering, der Widerstand also sehr hoch (Tab. 3.1.1).

Salze liegen in wässriger Lösung in Form hydratisierter Ionen vor, d.h. die bereits im Kristall vorhandenen Ionen umgeben sich mit Wassermolekülen.

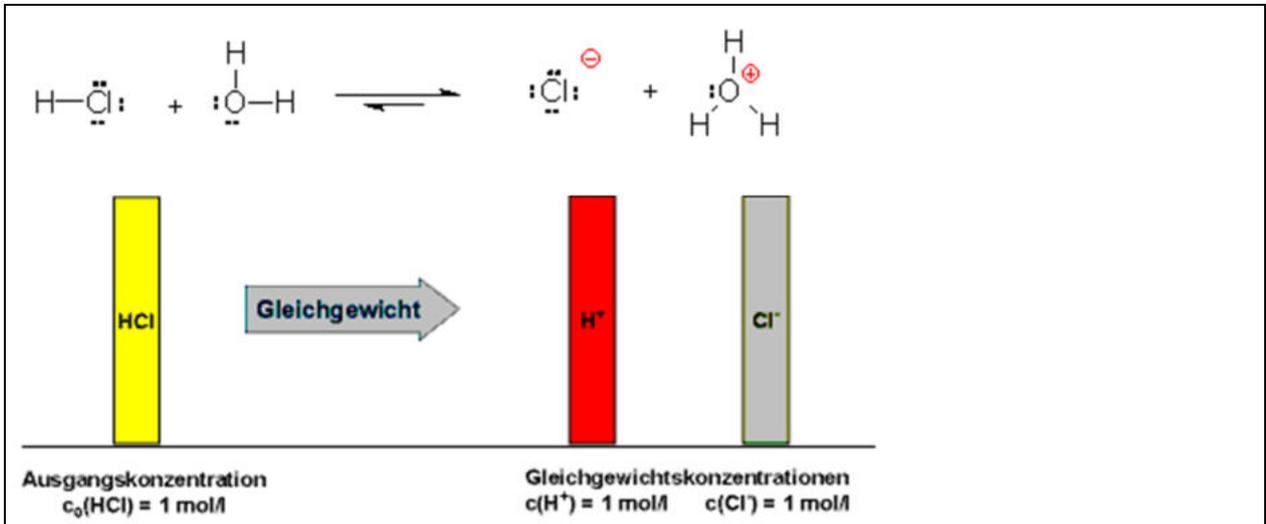


**Tab. 3.1.1 | Leitfähigkeit einiger Lösungen.**

Quelle <http://www.chemie.de/lexikon/Elektrolyse.html>

Stoff	Leitfähigkeit ( $\Omega^{-1}\cdot\text{cm}^{-1}$ )
dest. Wasser	0,00001
1 M KCl (wäss.)	0,1020
0,1 M KCl (wäss.)	0,0117
1 M HCl (wäss.)	0,3320
1 M NaOH (wäss.)	0,1840

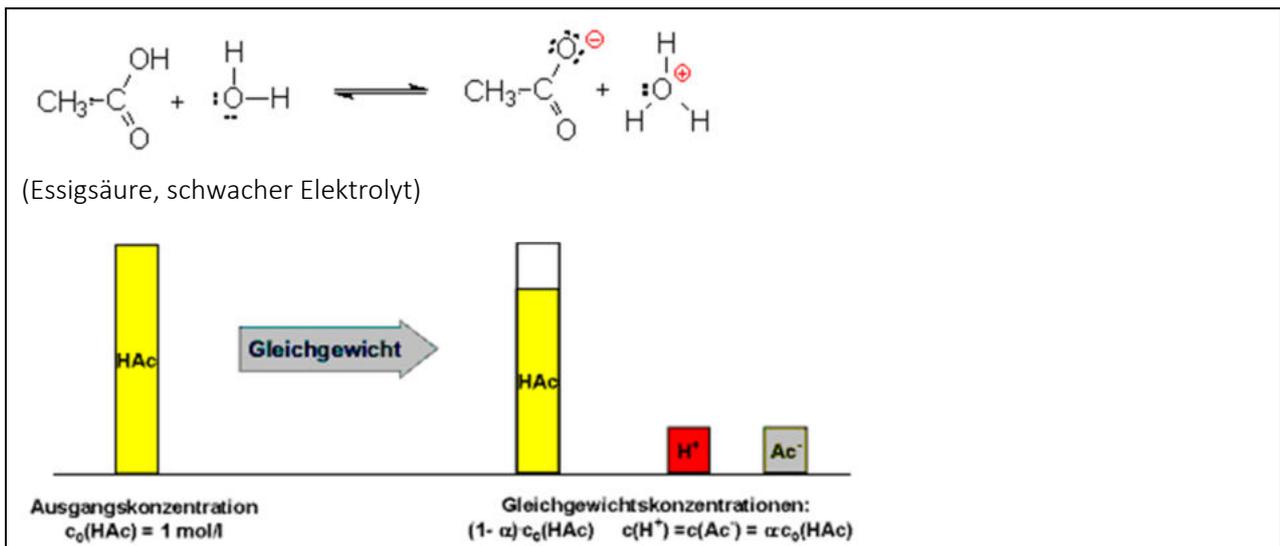
Manche molekularen Stoffe wie die Halogenwasserstoffe (z. B. HCl, Salzsäure) bilden in Wasser ebenfalls vollständig Ionen. Hier tritt jedoch eine vollständig verlaufende chemische Reaktion ein, bei der die Halogen-Wasserstoff-Bindung gespalten wird. Es entstehen Ionen, die im Wasser hydratisiert werden. Abb. 3.3.1 zeigt die Dissoziation von 1 M Salzsäure als Beispiel für einen starken Elektrolyten.



**Abb. 3.3.1** | Dissoziation von Salzsäure (HCl) in Wasser

Quelle: [http://www.tomchemie.de/Bilder/starke\\_elyte.gif](http://www.tomchemie.de/Bilder/starke_elyte.gif)

Andere Stoffe, insbesondere schwache Säuren wie Alkansäuren (z. B. Ethansäure, Trivialname Essigsäure) reagieren nicht vollständig mit Wasser. Es entstehen weniger Ionen als im vorangegangenen Beispiel, und der größte Teil der Säure liegt in Form undissoziierter Moleküle vor. So ist 1 M Essigsäure (HAc) ein schwacher Elektrolyt (Abb. 3.3.2).



**Abb. 3.3.2** | Dissoziation von Essigsäure in Wasser

Quelle: [http://www.tomchemie.de/Bilder/schwache\\_elyte.gif](http://www.tomchemie.de/Bilder/schwache_elyte.gif)

## 4 Projektfragen zur Vertiefung

### Projektfragen zum Thema Osmose

- Warum sind Marmelade und Pökelfleisch haltbar?
- Warum verdursten Schiffbrüchige auf hoher See?
- Wie funktioniert die Blutwäsche?
- Warum können isotonische Kochsalzlösungen Leben retten?

Die Seite [https://de.wikipedia.org/wiki/Osmose#Osmose\\_im\\_Alltag](https://de.wikipedia.org/wiki/Osmose#Osmose_im_Alltag) liefert viele Anregungen für weitere Fragen und Recherchen. Hier sind exemplarisch einige Themen genannt, die im Zusammenhang mit den IJSO-Versuchen stehen.

#### Konservierung von Lebensmitteln

Bei der Konservierung von Lebensmitteln durch Einzuckern oder Pökeln wird das enthaltene Wasser durch Osmose entzogen, da die Konzentration von Zucker oder Salz außen sehr viel höher als im Inneren des Lebensmittels ist. Vorhandene Mikroorganismen können sich nicht mehr vermehren und daher auch nicht mehr zersetzend wirken. Auf diese Weise haltbar gemachte Lebensmittel verändern sich dabei durch den Wasserentzug oft drastisch.

#### Gemüse kochen

Beim Kochen von Gemüse wird dem Wasser Salz zugefügt, um den Einstrom von Wasser in das (leicht salzhaltige) Gemüse und den damit verbundenen Geschmacksverlust zu verhindern.

#### Salate

Ein mit Salatsoße angemachter Blattsalat verliert nach relativ kurzer Zeit seine Festigkeit (Turgor). Diese erhält er normalerweise durch das in den Zellen vorhandene Wasser, welches durch Osmose an die Salatsoße abgegeben wird.

Das Aufplatzen reifer Früchte nach einem Regen wird durch den osmotischen Einstrom des Regenwassers und den daraus resultierenden osmotischen Druck im Innern der Frucht bewirkt.

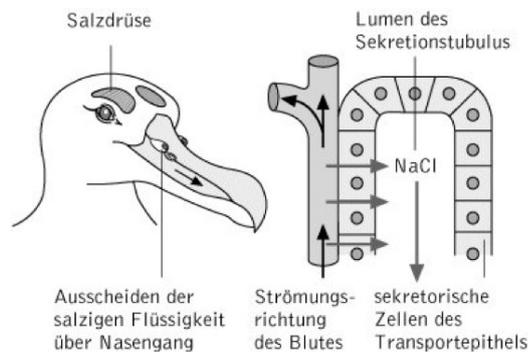
Medizin: Blutkonserven, Infusionen, Dialyse

### Projektfragen zum Thema „Leben mit Salz“

- Welche Strategien haben Pflanzen und Tiere entwickelt um in Lebensräumen mit hoher Salzkonzentration zu überleben?
- Warum verdursten manche marin lebenden Vogelarten nicht?
- Überlebensstrategien von Organismen in Süß- und Salzwasser?

In vielen verschiedenen Pflanzengattungen haben sich unabhängig voneinander Anpassungen an Böden mit höheren Salzkonzentrationen entwickelt. Diese salztoleranten Pflanzen werden als Halophyten bezeichnet. Halophyten sind im Gegensatz zu anderen Pflanzen in der Lage, aufgenommene Salze entweder über spezielle Salzdrüsen wieder auszuscheiden oder in speziellen Pflanzenteilen zu deponieren. Dazu zählen zum Beispiel Mangroven, die an der Ober- und Unterseite ihrer Blätter Salzdrüsen besitzen, oder die Quinoa-Pflanze, die das überschüssige Salz in speziellen ballonartigen Blasen zellen an der Blattoberfläche quasi auslagert. In der Pflanzenforschung spielen Halophyten eine große Rolle, da sie als Vorbild für die Entwicklung neuer Nutzpflanzen mit einer höheren Salztoleranz dienen.

Viele Vogelarten, die marin leben, können Meerwasser trinken. Sie besitzen oberhalb der Augen liegende paarige Nasendrüsen. Diese Salzdrüsen dienen der Osmoregulation und scheiden über Ausführgänge zu den Nasenlöchern ein Sekret mit hoher Natriumchloridkonzentration aus. Funktionsfähige Salzdrüsen sind bei 13 Vogel-Ordnungen nachgewiesen und finden sich u.a. bei Watvögeln (*Limicolae*) und Möwenvögeln (*Laridae*). Die ausgeschiedene Salzkonzentration kann den doppelten Gehalt des Meerwassers erreichen. Hochseevögel, wie Albatrosse, die sich von marinen Wirbellosen ernähren und Meerwasser trinken können, weisen besonders hohe Konzentrationen im Salzdrüsensekret auf.



**Abb. 4.1** | Salzdrüsen bei Albatrossen. Links: Lage der Salzdrüsen im Kopf. Rechts: Konzentrierung des Sekrets nach dem Gegenstromprinzip.

Quelle: <http://www.spektrum.de/lexika/images/biok/f3f840.jpg>

Informationen zu osmotischen Vorgängen bei pflanzlichen und tierischen Salz-Spezialisten

<http://www.biologie-seite.de/Biologie/Salzpflanzen>

<http://www.halophyten.uni-osnabrueck.de/pflanzen/Strategien.htm>

<http://www.schule-bw.de/unterricht/faecher/biologie/material/pflanze/halophyten/strategie.html>

<http://www.pflanzenforschung.de/de/themen/lexikon/halophyten-10086>

<https://www.uni-oldenburg.de/chemiedidaktik/arbeitsgebiete-und-projekte/ehemalige-projekte/chemoekol/kontext-wattenmeer/kontexttag-material/angepasstheit-von-lebewesen-an-die-salzkonzentration/>

<https://www.simplyscience.ch/teens-liesnach-archiv/articles/leben-im-salzstress-harsche-bedingungen-zwischen-suss-und-salzwasser.html>

## Projektfrage zum Thema elektrochemische Prozesse bei Lebewesen

Wie werden in elektrischen Fischen elektrochemische Prozesse zur Informationsübertragung oder zur Verteidigung genutzt?

Unter den elektrischen Fischen versteht man eine ganze Reihe verschiedener Fischarten (zum Beispiel Zitteraal, Zitterrochen, Zitterwels), die mit Hilfe besonderer elektrischer Organe in der Lage sind, Stromstöße verschiedener Stärken zu erzeugen. Diese können sowohl zur Jagd als auch zur Verteidigung eingesetzt werden. Die erzeugten Spannungen liegen bei vielen Fischarten im Bereich weniger Volt oder gar Millivolt, erreichen im Extremfall jedoch Werte von bis zu 800 Volt und rund 50 Ampere.

Informationen zu elektrischen Fischen

<https://de.wikipedia.org/wiki/Zitteraal>

<http://www.planet-wissen.de/technik/energie/elektrizitaet/pwieplanetwissenwassindelektrofische100.html>

<http://www.spektrum.de/lexikon/biologie-kompakt/elektrorezeption/3522>

<http://www.spektrum.de/lexikon/biologie-kompakt/elektrische-organe/3503>

## Projektfragen zum Thema Leitfähigkeit

- Weshalb stellen Gewitter für Lebewesen eine große Gefahr dar?
- Wie entstehen Gewitter?
- Wie verhalte ich mich bei Gewittern?
- Was passiert, wenn der Föhn in die Badewanne fällt?
- Wie funktioniert eine Körperfettwaage?

Alle Lebewesen bestehen zu einem großen Teil aus Wasser. In diesem sind verschiedene Stoffe gelöst, auch Ionen. Damit leiten Lebewesen den elektrischen Strom, wie auch die IJSO-Versuche zeigen. Aus dieser Tatsache resultieren einerseits Gefährdungen sowohl in der Natur als auch im Haushalt. Andererseits wird die unterschiedliche Leitfähigkeit von Geweben auch für diagnostische Zwecke genutzt.

### Informationen zu Gewittern

<http://www.planet-wissen.de/natur/klima/wetterphaenomene/pwieverhaltenbeigewitter100.html>

<https://www.familie-und-tipps.de/Familienleben/Gewitter.html>

### Informationen zur Gefährdung durch Elektrizität

<http://www.wdr.de/tv/kopfbal/sendungsbeitraege/2011/0925/badewanne.jsp>

### Information Körperfettwaage

<https://www.leifiphysik.de/elektrizitaetslehre/widerstand-spez-widerstand/ausblick/elektrische-leitfaehigkeit>

## Projektfragen zum Thema Batterien und Akkus

- Warum lässt sich eine Batterie nicht wieder aufladen?
- Wie unterscheiden sich Akkus von Batterien?
- Sind Akkus unbegrenzt häufig aufladbar?

Nachdem die Schülerinnen und Schüler sich mit galvanischen Zellen befasst haben, kann es sinnvoll sein, das Thema weiter zu vertiefen und sich mit der Geschichte der Entwicklung von Batterien, den Eigenschaften etc. zu befassen und sich mit wieder aufladbaren Zellen zu beschäftigen. Bei den Akkumulatoren gibt es eigene Erfahrungen der Schülerinnen und Schüler aus der Nutzung zahlreicher elektrischer Geräte.

### Informationen zu Batterien und Akkus liefern u.a. folgende Quellen:

[http://www.seilnacht.com/Lexikon/e\\_batt.html](http://www.seilnacht.com/Lexikon/e_batt.html)

[http://www.fz-juelich.de/iek/iek-9/DE/Home/home\\_node.html](http://www.fz-juelich.de/iek/iek-9/DE/Home/home_node.html)

<http://www.fz->

[juelich.de/SharedDocs/Downloads/PORTAL/DE/publikationen/effzett\\_artikel/effzett\\_2\\_2016\\_batterien.pdf?\\_\\_blob=publicationFile](http://www.fz-juelich.de/SharedDocs/Downloads/PORTAL/DE/publikationen/effzett_artikel/effzett_2_2016_batterien.pdf?__blob=publicationFile)

<https://www.prosieben.de/tv/galileo/videos/duell-akku-vs-batterie-clip>

## Projektfragen zu Silberpflege

- Wie lässt sich angelaufenes Silber reinigen?
- Gibt es einen wirksamen Anlaufschutz?

### Informationen zur Silberreinigung

<https://silberfein.de/de/Schmuckreinigung-und-Pflege.html>

<https://www.haushaltstipps.com/Hausputz/Schmuck-reinigen/Silberschmuck/>

## Projektfragen zu Korrosionsschutz

- Was sind Opferanoden und wozu dienen sie?
- Wie funktionieren Opferanoden zum Beispiel bei Schiffen, Tanklagern, unterirdischen Rohren oder Erdölbohrtürmen?

### Informationen zu Opferanoden

<http://www.12seemeilen.de/blog/opferanoden-fuer-boote/>

<http://www.chemie.de/lexikon/Opferanode.html>

<https://de.wikipedia.org/wiki/Opferanode>

[http://www.chemieunterricht.de/dc2/tip/02\\_98.htm](http://www.chemieunterricht.de/dc2/tip/02_98.htm)

## 5 Literatur- und Linksammlung

### Literatur

#### Elektrische Grundgrößen

Ganz, G., Pietrzyk, U., Schneider, K., Willmer-Klump, C. (2007) Naturwissenschaften Kompakt. S. 204 ff. Ernst Klett Verlag GmbH, Stuttgart

### Links

Hinweis: Alle im Text angegebenen Links wurden am 4.11.2017 auf ihre Aktualität geprüft.

#### Biomembranen

<http://abitur-wissen.org/index.php/biologie/cytologie/74-cytologie-biomembranen>

[https://lehrerfortbildung-bw.de/u\\_matnatech/bio/gym/bp2004/fb4/1\\_mem/3\\_transport/8\\_aufg3/](https://lehrerfortbildung-bw.de/u_matnatech/bio/gym/bp2004/fb4/1_mem/3_transport/8_aufg3/)

#### Osmose

<http://www.biologie-schule.de/osmose.php>

<http://www.spektrum.de/lexikon/biologie/osmose/48395>

#### Gurke und Salat

<https://de.wikipedia.org/wiki/Gurke>

<http://www.apotheken-umschau.de/Gurke>

<https://de.wikipedia.org/wiki/Kopfsalat>

#### Münzen

<https://www.mdm.de/muenzwelt/euro-muenzen-uebersicht/5-euro-cent-muenzen>

<https://de.wikipedia.org/wiki/Euromünzen>

[https://www.bundesbank.de/Redaktion/DE/Downloads/Veroeffentlichungen/Bargeld/die\\_euro\\_muenzen.html](https://www.bundesbank.de/Redaktion/DE/Downloads/Veroeffentlichungen/Bargeld/die_euro_muenzen.html)

#### Galvanisches Element

[http://www.chemie.de/lexikon/Galvanische\\_Zelle.html](http://www.chemie.de/lexikon/Galvanische_Zelle.html)

<http://www.chemieunterricht.de/dc2/echemie/galelet.htm>

<https://www.leifiphysik.de/elektrizitaetslehre/elektrische-grundgroessen/geschichte/luigi-galvani-1737-1798>

<https://medienportal.siemens-stiftung.org/104981>

#### Elektrochemische Spannungsreihe

[http://www.chemie.de/lexikon/Elektrochemische\\_Spannungsreihe.html](http://www.chemie.de/lexikon/Elektrochemische_Spannungsreihe.html)

#### Elektrochemische Korrosion

<https://www.lernhelfer.de/schuelerlexikon/chemie/artikel/korrosion>

#### Schaltzeichen und Schaltpläne

<https://www.leifiphysik.de/elektrizitaetslehre/elektrische-grundgroessen/versuche/schaltung-von-quellen>

<https://www.leifiphysik.de/elektrizitaetslehre/komplexere-schaltkreise/elektrizitaetslehre-formeln>

<http://grund-wissen.de/elektronik/bauteile/uebersicht.html>

<http://physiknerd.de/liste-wichtiger-schaltzeichen/>

## Leitfähigkeit

<http://www.tomchemie.de/Leitfaehigkeit.htm>

<https://www.leifiphysik.de/elektrizitaetslehre/widerstand-spez-widerstand/ausblick/elektrische-leitfaehigkeit>

<https://www.leifiphysik.de/elektrizitaetslehre/widerstand-spez-widerstand>

<http://www.chemie.de/lexikon/Elektrolyse.html>

## Unterrichtseinheiten zum Thema „Strom aus Obst“

<http://www.unterrichtsmaterialien-chemie.uni-goettingen.de/material/7-8/V7-94.pdf>

<https://www.leifiphysik.de/elektrizitaetslehre/elektrische-grundgroessen/versuche/kartoffelbatterie-heimversuch>

<http://www.br.de/fernsehen/ard-alpha/sendungen/schulfernsehen/experiment-zitronensaft-batterie100.html>

[https://medienportal.siemens-stiftung.org/portal/main.php?todo=metadata\\_search&searcharea=portal](https://medienportal.siemens-stiftung.org/portal/main.php?todo=metadata_search&searcharea=portal)

<https://www.simplyscience.ch/teens-experimente-feuer-strom/articles/strom-aus-der-zitrone.html>

Im Netz finden sich zahlreiche Videos zur Veranschaulichung der verschiedenen naturwissenschaftlichen Phänomene, die im Zusammenhang mit den Aufgaben stehen. Exemplarisch haben wir ein sehr anschauliches Video zur Zitronenbatterie ausgewählt:

<https://www.planet-schule.de/sf/filme-online.php?film=8653>