

# **Die Faradayschen Gesetze der Stromleitung in Elektrolyten**

Frank Terbeck <ft@bewatermyfriend.org>

9. März 2007

# Inhaltsverzeichnis

<b>1</b>	<b>Einleitung</b>	<b>3</b>
1.1	Ziel dieses Textes . . . . .	3
1.2	Voraussetzungen . . . . .	3
1.3	Entstehung . . . . .	3
1.4	Konventionen . . . . .	3
<b>2</b>	<b>Hauptteil</b>	<b>4</b>
2.1	Leitfähigkeit von Flüssigkeiten . . . . .	4
2.1.1	Ionen und Dissoziation . . . . .	4
2.1.2	Elektrolyse . . . . .	5
2.1.3	Materietransport und Redoxreaktionen . . . . .	6
2.1.4	Technische Anwendungen . . . . .	7
2.2	Die Faradayschen Gesetze . . . . .	7
2.2.1	Erstes Faradaysches Gesetz . . . . .	7
2.2.2	Zweites Faradaysches Gesetz . . . . .	8
<b>3</b>	<b>Schluß</b>	<b>10</b>
	<b>Literaturverzeichnis</b>	<b>11</b>

# 1 Einleitung

## 1.1 Ziel dieses Textes

Dieser Text soll dem technisch interessierten Laien die Bedeutung der beiden FARADAYSCHEN GESETZE (und damit die Funktionsweise von elektrischer Leitfähigkeit von Flüssigkeiten) nahezubringen.

## 1.2 Voraussetzungen

Voraussetzung diesem Text folgen zu können, ist im Prinzip lediglich ein grundsätzliches Verständnis von technischen (physikalischen sowie chemischen) Abläufen.

## 1.3 Entstehung

Dieser Text entstand als Aufgabe zur Vorlesung „Wissenschaftliches Arbeiten“ (gehalten von Frau Nicole Ritz) an der FH Aachen.

## 1.4 Konventionen

Begriffe aus dem Titel der Arbeit sind in KAPITÄLCHEN gesetzt. Werden für den Laien neue Fachbegriffe zum ersten Mal verwendet, so sind diese *kursiv* gesetzt.

## 2 Hauptteil

### 2.1 Leitfähigkeit von Flüssigkeiten

Um die FARADAYSCHEN GESETZE verstehen zu können, muss man zuerst verstehen, wie die STROMLEITUNG IN ELEKTROLYTEN funktioniert.

Die ELEKTRIZITÄTSLEITUNG IN FLÜSSIGKEITEN erfolgt (anders als in Metallen, wo Elektronen die Ladungsträger sind) durch *Ionen* (Ion: griechisch: „Wanderndes“)<sup>1</sup>.

#### 2.1.1 Ionen und Dissoziation

Ein *Ion* ist ein positiv oder negativ geladenes Atom oder Molekül. Diese Ladungsträger entstehen dadurch, daß sich Salze, Säuren oder Laugen beim Eintragen in Lösungsmitteln in positiv oder negativ geladene Moleküle aufspalten.

Diesen Vorgang nennt man *Dissoziation*. Nimmt man zum Beispiel reines Wasser und trockenes Kochsalz, so stellt man fest, daß diese beiden Stoffe keine elektrischen Leiter sind. Das liegt daran, daß beide Stoffe über keine freien Ladungsträger verfügen. Löst man nun das Kochsalz im Wasser, so entsteht ein guter elektrischer Leiter. Dies bedeutet, daß bei der Lösung freie Ladungsträger entstanden sein müssen.

Die drei am Wassermolekül ( $H_2O$ ) beteiligten Atome (Abbildung 2.1) ordnen sich, durch die abstoßenden Kräfte zwischen den Elektronenpaaren ihrer Valenzschalen, so an, daß ein *elektrischer Dipol* entsteht. Das bedeutet, daß das Molekül nach außen hin zwar neutral ist, aber dennoch einen positiven, wie negativen Schwerpunkt hat.

Das Kochsalzmolekül ( $NaCl$ ) hingegen besteht aus einem positiven Natriumion ( $Na^+$ ) sowie einem negativen Chlorion ( $Cl^-$ ).

Wird das Kochsalzmolekül nun in Wasser gebracht, so sorgen elektrische Kräfte dafür, daß sich die Wassermoleküle an die Natrium- und Chlor-Ionen anlagern; die Wasserdipole trennen nun die beiden Ionen des Kochsalzmoleküls voneinander. So zerfällt das  $NaCl$ -Molekül also in Wasser in

---

<sup>1</sup>vgl. [EMSW1, S.45] *Stromleitung in Flüssigkeiten*

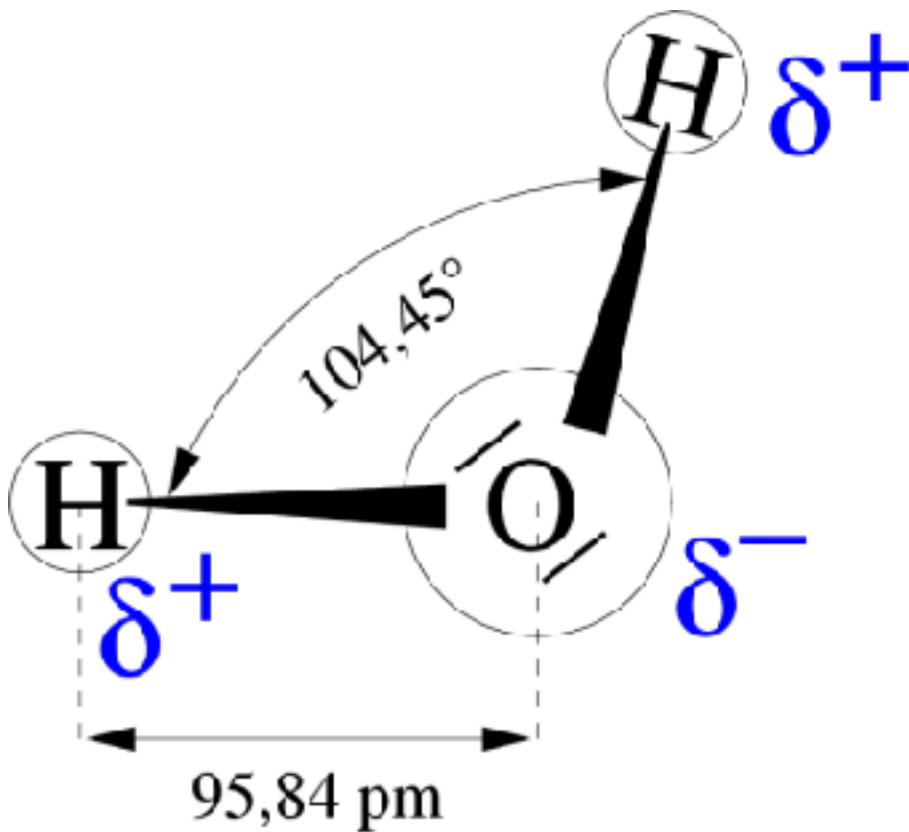


Abbildung 2.1: Prinzipdarstellung eines Wassermoleküls, Quelle: [WP1]

seine beiden Ionen, wodurch man freie Ladungsträger erhält, die sich zum Ladungstransport (also zum Stromfluß) eignen<sup>2</sup>.

Elektrisch leitende Lösungen, die aus positiven und negativen Ionen bestehen nennt man *Elektrolyte*<sup>3</sup>.

### 2.1.2 Elektrolyse

Nimmt man nun ein Elektrolyt und taucht in dieses zwei Elektroden ein, welche an eine Spannungsquelle angeschlossen sind, so findet eine *elektrolytische* Stromleitung statt. Diese Art der Stromleitung nennt man *Elektrolyse* (Abbildung 2.2).

Die beiden Elektroden nennt man *Anode* (positiv geladen) und *Kathode* (negativ geladen). Durch diese Namensgebung folgen spezielle Namen für die Ionen im Elektrolyt: Da die positiven Ionen zur Kathode wandern nennt man sie *Kationen*; und da die negativen Ionen zur Anode wandern nennt man sie *Anionen*.

<sup>2</sup>vgl. [EMSW1, S.45] *Dissoziation*

<sup>3</sup>vgl. [HMS1, S.240] rechte Spalte, unten

man sie *Anionen*<sup>4</sup>.

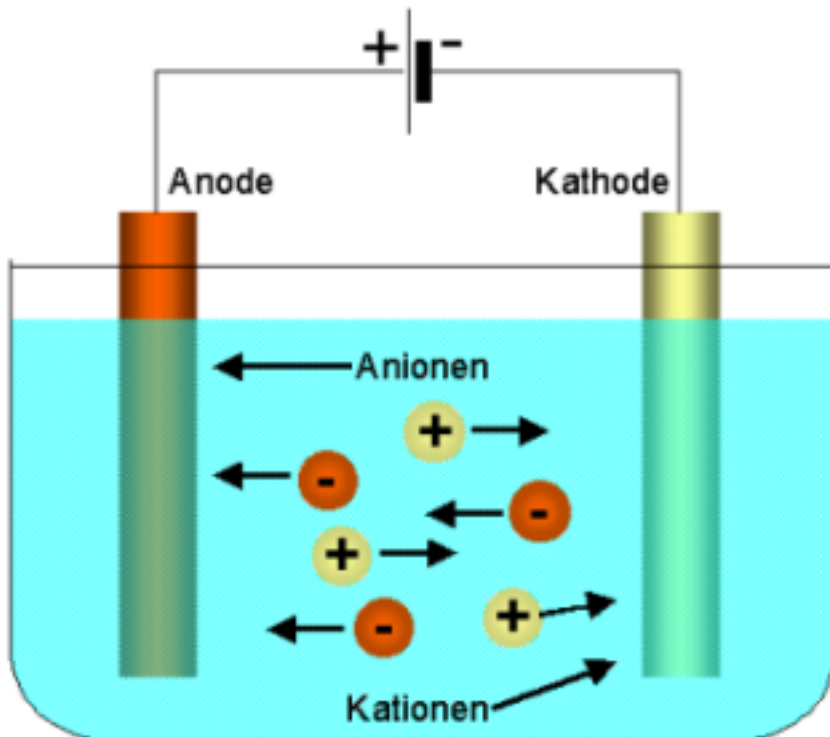


Abbildung 2.2: Elektrolyse, Quelle: [UP1]

Wie weiter oben erwähnt, unterscheidet sich die Elektrolyse sehr wesentlich von der metallischen Stromleitung. Bei der Elektrolyse sind nicht nur die Ladungsträger unterschiedlich (nämlich Ionen anstelle von Elektronen), sondern mit den Ionen wird außer Elementarladungen auch noch Materie beim Ladungsaustausch transportiert<sup>5</sup>.

### 2.1.3 Materietransport und Redoxreaktionen

Da in den Elektroden des Aufbaus der Ladungstransport wieder durch Elektronen geschieht, müssen an den Elektroden Reduktions- beziehungsweise Oxidations-Prozesse (so genannte *Redoxreaktionen*) stattfinden.

Da an der Anode Elektronen abgegeben werden, findet hier eine Oxidation statt. Das Metall löst sich also auf und geht in Lösung ( $Me \rightarrow Me^+ + e^-$ ).

An der Kathode hingegen findet eine Reduktion statt, da hier Elektronen aufgenommen werden und so das Metallion zum Metall reduziert wird

<sup>4</sup>vgl. [HMS1, S.240f] *Dissoziation und Elektrolyse*

<sup>5</sup>vgl. [HMS1, S.241]

( $Me^+ + e^- \rightarrow Me$ ). Das heißt, daß hier an der Kathode Metall abgeschieden wird<sup>6</sup>.

### 2.1.4 Technische Anwendungen

In der Technik ist die Elektrolyse beim Aufbringen von Metallüberzügen (dem *Galvanisieren*) von großer Wichtigkeit. Diese Überzüge dienen zur Erhöhung der mechanischen oder chemischen Widerstandsfähigkeit, zur Verringerung des Übergangswiderstandes von elektrischen Kontakten oder auch nur zur optischen Verschönerung.

Mit Hilfe der Elektrolyse werden auch Metalle gewonnen oder Wasserstoff hergestellt. Und beim *elektrolytischen Polieren* von Metallen wird ein Teil der Oberfläche so anodisch abgetragen, daß besonders glatte Oberflächen entstehen<sup>7</sup>.

## 2.2 Die Faradayschen Gesetze

Die beiden, nach dem englischen Physiker und Chemiker Micheal Faraday (\*22. September 1791, †25. August 1867) benannten, FARADAYSCHEN GESETZE beschreiben den Zusammenhang zwischen transportierter Masse und Ladung.

Somit stellen sie die Grundgesetze der Elektrolyse dar.

### 2.2.1 Erstes Faradaysches Gesetz

Folgendermassen kann man die transportierte Masse  $m$  mathematisch formalisieren: Grundsätzlich ist  $m$  das Produkt aus *Stoffmenge* und *Molmasse*, also:  $m = n \cdot M$ .

Die Stoffmenge  $n$  errechnet sich wiederum aus *Molekülanzahl* dividiert durch die *Avogadrokonstante* ( $n = N/N_A$ ).

Die Avogadrokonstante ist wie folgt definiert:

$$N_A = 6.0221 \cdot 10^{23} \text{mol}^{-1}$$

Die Molekülanzahl  $N$  läßt sich aus dem Quotienten aus transportierter Ladung und Ladung je transportiertem Molekül errechnen, sprich:

$$N = \frac{Q}{z \cdot e} = \frac{I \cdot t}{z \cdot e}$$

---

<sup>6</sup>vgl. [HMS1, S.241] *linke Spalte*

<sup>7</sup>vgl. [HMS1, S.241], *linke Spalte, unten; rechte Spalte*

Wobei  $z$  hier die so genannte *Wertigkeit* ist.  $z \cdot e$  beschreibt also, wieviele Elementarladungen pro Molekül bei der Elektrolyse transportiert werden. Setzt man nun diese Überlegungen in einander ein, so erhält man folgende Gleichung:

$$m = \frac{M}{z \cdot N_A \cdot e} \cdot I \cdot t$$

Dies ist der mathematische Ausdruck für das erste FARADAYSCHES GESETZ:

Die Masse  $m$  des abgeschiedenen Stoffes ist nur der transportierten Ladungsmenge  $Q = I \cdot t$  proportional. Sie hängt weder von der Geometrie der Elektroden noch von der Konzentration des Elektrolyten ab.

Aufgrund dieses Gesetzes ist es möglich, die Stromstärke, beziehungsweise die elektrische Ladung zu bestimmen. Früher (das heißt bis 1946) wurde so sogar das Ampère selbst definiert:

In einer Sekunde wird bei der Stromstärke von einem Ampère bei der Elektrolyse von Silbernitratlösung 1.11817 Milligramm Silber abgeschieden.

Mittlerweile wird dies zwar anders definiert<sup>8</sup>, aber es zeigt von welcher großen Bedeutung dieses Gesetz ist<sup>9</sup>.

### 2.2.2 Zweites Faradaysches Gesetz

Der oben schon verwendete Wert der Masse eines Stoffes (in Kilogramm), welcher bei einer Elektrolyse bei einer Stromstärke von einem Ampère in einer Sekunde abgeschieden wird nennt man *elektrochemisches Äquivalent* (Einheit:  $kg/As$ ).

Es ist folgendermaßen definiert:

$$\ddot{A} = \frac{M}{z \cdot F} = \frac{m}{Q}$$

---

<sup>8</sup>Ein Ampère ist die Stärke eines zeitlich unveränderlichen elektrischen Stromes, der, durch zwei im Vakuum parallel im Abstand von einem Meter voneinander angeordnete, geradlinige, unendlich lange Leiter von vernachlässigbar kleinem, kreisförmigem Querschnitt fließend, zwischen diesen Leitern pro einem Meter Leiterlänge die Kraft  $2 \cdot 10^{-7}$  Newton hervorrufen würde [WP2].

<sup>9</sup>vgl. [HMS1, S.241f] *Faradaysche Gesetze*

Das hier verwendete Formelzeichen  $F$  ist die *Faradaykonstante* und ist wie folgt definiert:

$$F = N_A \cdot e = 96485 \text{As/mol}$$

Aus der Gleichung zum elektrochemischen Äquivalent kann man ablesen, daß die Masse  $m$  proportional zur Molmasse  $M$ , aber umgekehrt proportional zur Wertigkeit  $z$  ist. Das heißt, es gilt:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{z_1} : \frac{M_2}{z_2} = \frac{\ddot{A}_1}{\ddot{A}_2}$$

Damit lautet das zweite FARADAYSCHES GESETZ:

Die von gleichen Elektrizitätsmengen abgeschiedenen Massen (elektrochemische Äquivalente) verhalten sich wie die Molmassen je Wertigkeit.

Somit sind auch zusammenhängende Verhältnisse von verschiedenen Massen verschiedener Stoffe erklärt<sup>10</sup>.

---

<sup>10</sup>vgl. [HMS1, S.242f] *Faradaysche Gesetze*

## 3 Schluß

Die Vielfältigkeit der Anwendungen, welche auf der Elektrolyse basieren, macht zweifellos deutlich, von welcher hoher Bedeutung die FARADAYSCHEN GESETZE (welche für die Elektrolyse grundlegend sind) heute sind (ganz abgesehen von der wissenschaftlichen Relevanz dieser Gesetzmäßigkeiten, welche sich früher allein schon in der Definition einer der grundlegendsten physikalischen Einheiten manifestiert hat).

Ich hoffe, daß es mir gelungen ist, in dieser kurzen Arbeit, die grundsätzlichen Funktionsweisen der Elektrolyse und die Zusammenhänge zu den FARADAYSCHEN GESETZEN allgemein verständlich darzustellen.

Selbstverständlich konnte hier nicht auf sämtliche chemischen, wie physikalischen Details eingegangen werden. Sollte daran jedoch ein Interesse bestehen, dann können diese Dinge problemlos in der einschlägig bekannten Literatur nachgelesen werden.

# Literaturverzeichnis

- [EMSW1] Elpers, Meyer, Skornitzke, Willner: *Elektrotechnik Energietechnik: Grund- und Fachstufe*.  
Neusäß: Kieser Verlag, 2002  
ISBN 3-8242-4290-7
- [HMS1] Hering, E., Martin, R., Stohrer, M.: *Physik für Ingenieure*.  
9. überarbeitete Auflage. Berlin: Springer Verlag, 2004  
ISBN 3-540-21036-9
- [UP1] Uni Paderborn: *Bildmaterial zur Elektrolyse*.  
[http://cc.uni-paderborn.de/lehrveranstaltungen/\\_aac/vorles/skript/kap.11/kap11.3/TEXT.html](http://cc.uni-paderborn.de/lehrveranstaltungen/_aac/vorles/skript/kap.11/kap11.3/TEXT.html)  
8.1.2007
- [WP1] Wikipedia: *Bildmaterial zum Wassermolekül*.  
Autor: Patrick-Emil Zörner  
<http://de.wikipedia.org/wiki/Bild:Watermolecule.png>  
8.1.2007
- [WP2] Wikipedia: *Artikel zur SI Basiseinheit Ampère*.  
<http://de.wikipedia.org/wiki/Ampere>  
Versions-ID der Seite: 26047127  
8.1.2007