

UNIVERSITÄT
BAYREUTH

Seminar „Übungen im Vortragen – PC“

Elektrolyse

Nina Fischer, WS 12/13

Gliederung

[1 Elektrolyse 1](#_Toc56427635)

[1.1 Aufbau 1](#_Toc56427636)

[1.2 Ablauf 2](#_Toc56427637)

[2 Experiment: Kupfer-Abscheidung 2](#_Toc56427638)

[3 Gesetz von Faraday 3](#_Toc56427639)

1. **Einstieg**: Embleme von Kraftfahrzeugen fallen meist durch ihre glänzende, silberne Farbe auf. Doch wäre es für die Automobil-Hersteller außerordentlich teuer all ihre Embleme aus purem Chrom herzustellen. Sie nutzen daher eine sparsame Variante: Kunststoff wird in die gewünschte Form gebracht und anschließend mit einer dünnen Schicht Chrom überzogen. Da sich Metalle nicht ohne Weiteres auf Kunststoff ablagern können, benötigt es den Vorgang der Elektrolyse, der im Folgenden erläutert wird.

# Elektrolyse

## Aufbau

1. **Definition**: „Eine Elektrolyse ist eine unter Ionenentladung ablaufende Zerlegung einer chemischen Verbindung durch den elektrischen Strom." [4]

Eine elektrochemische Zelle (Abb. 1) besteht aus einem Gefäß, das mit dem sogenannten Elektrolyt (Lösung, Flüssigkeit oder Festkörper) gefüllt ist. Darin befinden sich 2 elektrische Leiter (z. B. Graphit oder Metall): Anode und Kathode. Der Leiter wird zusammen mit dem ihn umgebenden Elektrolyten als Elektrode bezeichnet. Im Gegensatz zur galvanischen Zelle, in der die chemische Reaktion spontan abläuft, wird in der Elektrolyse eine äußere Spannungsquelle benötigt, damit die Reaktion stattfinden kann. Die Redox-Reaktion wird also durch Zufuhr elektrischer Energie erzwungen. In der elektrochemischen Zelle findet die Oxidation an der Anode (Plus-Pol) und die Reduktion an der Kathode (Minus-Pol) statt. Merke: **OPA** **O**xidation, **P**luspol, **A**node.



Abb. 1: Aufbau einer Elektrolyse-Zelle

## Ablauf

An der Anode werden Elektronen über die Spannungsquelle abgezogen, es herrscht Elektronen-Mangel. Die Elektronen wandern zur Kathode, an der somit Elektronen-Überschuss vorliegt. Dadurch werden die sich in der Elektrolyt-Lösung befindlichen Kationen angezogen und wandern zur negativ geladenen Kathode: Reduktion findet statt. Umgekehrt wandern die Anionen zur positiv geladenen Anode, an der die Oxidation abläuft. Insgesamt liegt ein geschlossener Stromkreis vor: Innerhalb der metallischen Leitungen übernehmen Elektronen den Ladungstransport, innerhalb der Lösung die Kationen und Anionen.

Befinden sich in einer Elektrolyt-Lösung mehrere reduzierbare Kationen, so werden zunächst diejenigen mit der in der Spannungsreihe positiveren (oder schwächer negativeren) Potential reduziert. In einer wässrigen Kochsalz-Lösung wird beispielsweise zuerst Wasserstoff reduziert und nicht Natrium. Genauso wird das Anion, da möglichst nahe am Spannungsnullpunkt liegt (d. h. das schwächere positive Redox-Potential besitzt) zuerst oxidiert.

# Experiment: Kupfer-Abscheidung

Der Kunststoff des Emblems wird zunächst mit Graphit-Spray überzogen, bevor sich das Metall darauf abscheiden kann. Anhand dieses Experiments soll die Metall-Abscheidung (in diesem Fall Kupfer) auf Graphit demonstriert werden.

**Experiment**: Kupfer-Abscheidung an einer Graphit-Elektrode durch Elektrolyse

**Material**:

* Glas-Küvette
* Kupfer-Elektrode
* Graphit-Elektrode
* Elektroden-Halter
* Stativ, Muffe, Klammer
* Labor-Netzgerät
* 4 Experimentierkabel

**Chemikalien**:

* Kupfer(II)-sulfat-Lösung
c= 1 mol/L
CAS-Nr.: 7758-99-8
   Gefahr
H302, H315, H318, H410
P273, P280, P305+P351+P338

**Durchführung**: Die Küvette wird mit CuSO4-Lösung befüllt, welche als Elektrolyt dient. Darin werden eine Kupfer-, sowie eine Graphit-Elektrode eingetaucht und eine Spannung von U = 5 V angelegt: Die Kupfer-Elektrode fungiert als Anode, die Graphit-Elektrode als Kathode.

**Beobachtung**: Nach einer gewissen Zeit sind Bläschen an der Kupfer-Elektrode zu erkennen. Die Graphit-Elektrode erhält einen rotbraunen Überzug.

**Interpretation**: Durch die angelegte Spannungsquelle lösen sich Cu2+-Ionen und gehen in Lösung:

$$Cu⟶Cu^{2+}+2e^{-}\left(Oxidation\right)$$

Die Elektronen werden über die Spannungsquelle zur Kathode (Graphit) transportiert, an der folgende Reaktion abläuft:

$$Cu^{2+} + 2e^{-} ⟶ Cu (Reduktion)$$

Es lagert sich eine dünne Kupfer-Schicht auf der Graphit-Elektrode ab.

**Animation:** [Kupferabscheidung](http://daten.didaktikchemie.uni-bayreuth.de/umat/elektrolyse/kupferabscheidung.pptx), pptx

Dieses Experiment zeigt, dass sich Kupfer auf Graphit absetzen kann. In der Industrie wird genauso Kupfer als erste Schicht darauf abgeschieden, da Kupfer nach Silber das leitfähigste Metall ist (und sehr viel günstiger als Silber). Man nutzt dessen hohe Leitfähigkeit, um anschließend andere Metalle wie Chrom auf diese Schicht aufzutragen. Prinzipiell würde die Aufbringung von Chrom auch ohne Kupfer-Schicht funktionieren, es würde jedoch erheblich länger dauern und somit mehr Energie und Kosten verursachen.

# Gesetz von Faraday

Zur Berechnung der benötigten Stromstärke bzw. Zeit, um eine bestimmte Masse abzuscheiden, wird das *Faraday'sche Gesetz* (1832) angewendet:

1. Die Stoffmenge „n“ bzw. die Masse „m“ eines Stoffes, die an einer Elektrode während der Elektrolyse abgeschieden wird, ist proportional zur Ladung „Q“, die durch den Elektrolyten geschickt wird: m ~ Q , wobei Q = I \* t (konstante Stromstärke „I“, Elektrolysezeit „t“).

Um eine beliebige Stoffmenge „n“ eines z-wertigen Ions elektrolytisch abzuscheiden, benötigt man die Ladung „Q“:

$$Q = n \* z \* F$$

(Faraday-Konstante F= 96.485 C/mol)

Mit den beiden Formeln

$Q = I \* t$ $n = \frac{m}{M}$

Erhält man folgende Formel:

$$I \* t = \frac{m \* z \* F}{M}$$

Mit Hilfe dieser Formel kann nun nach Stromstärke „I“ bzw. Zeit „t“ aufgelöst werden.

1. **Zusammenfassung**. Um auf nicht leitfähigen Kunststoff ein Metall abzuscheiden, wird dieser zunächst mit Graphit-Spray behandelt. Anschließend folgt eine dünne Kupfer-Schicht, die über Elektrolyse aufgebracht wird (sog. Galvanisierung). Auf diesem äußerst leitfähigen Metall können sich – ebenso über galvanische Prozesse - leicht andere Metalle, wie beispielsweise Chrom, absetzen.
2. Insgesamt kann man sagen, dass die Elektrolyse nicht mehr aus der Industrie bzw. dem Alltag wegzudenken ist, da mit ihrer Hilfe vielerlei wichtige Vorgänge ablaufen können.

**Quellen:**

1. Mortimer, C.; Müller, U.: Chemie, 9. Auflage, Thieme, Stuttgart , 2007
2. Atkins, P.: Physikalische Chemie, 1. Auflage, VCH Verlagsgesellschaft, Weinheim, 1987
3. http://www.chemie-master.de/FrameHandler.php?loc=http://www.chemie-master.de/lex/begriffe/e09.html (Zugriff: 08.01.2013)

1. <http://www.leifiphysik.de/web_ph07_g8/versuche/04elektrolyse/elektrolyse.htm>; (Zugriff: 14.12.2012) (Quelle verschollen, 06.08.2020)
2. [http://www.schulmediathek.tv/SID=sid64e043bb6285f350bfa58a0e01398/](http://www.schulmediathek.tv/SID%3Dsid64e043bb6285f350bfa58a0e01398/Chemie/Allgemeine%2BChemie/Elektrochemie/Galvanotechnik/)
[Chemie/Allgemeine+Chemie/Elektrochemie/Galvanotechnik/](http://www.schulmediathek.tv/SID%3Dsid64e043bb6285f350bfa58a0e01398/Chemie/Allgemeine%2BChemie/Elektrochemie/Galvanotechnik/); (Zugriff: 18.12.2012)
3. <http://de.wikipedia.org/wiki/Kunststoffmetallisierung>; (Zugriff: 18.12.2012)
4. <http://www.ihk-nuernberg.de/de/IHK-Magazin-WiM/WiM-Archiv/WIM-Daten/2002-06/Unternehmen-und-Personen/Aus-blassem-Kunststoff-wird-glaenzender-Stern.jsp>; (Zugriff: 08.01.2013)