

## Kapitel IV – Elektrochemie, Salze (II)

Einführung in die Grundalgen, Achtung: enthält auch die entsprechenden Übungen!!!

Themen in   müssen nicht auswendig gelernt werden!

### Navigation

[www.lernmaus.de](http://www.lernmaus.de)

### Inhalt

Elektrische Leitfähigkeit:

Elektrolytische Apparatur (Versuch)

Elektrolyse von Kupferchlorid

Elektrolyse von Kupfersulfat (Galvanisierung eines Gegenstandes):

Elektrolyse von (5% iger) Natronlauge

Elektrolyse von Natriumchloridlösung:

Schmelzflusselektrolyse

Aggregat: / Elementarzelle: / Ionenaggregat

Dissoziation (wiederholend)

Die elektrolytische Dissoziation in der Formel

### Übungen:

1. Übung

2. Übung

Björn Schulz, 26.07.2003

## Elektrische Leitfähigkeit:

<u>Stoff</u>	<u>Leitfähigkeit</u>
Aqua dest.	(nicht)
Leitungswasser	gering
Brennspiritus	nicht
Kochsalz	nicht
Kochsalzlösung	nicht
Zuckerlösung	nicht
Zucker	nicht
Säure	gut
Lauge	gut

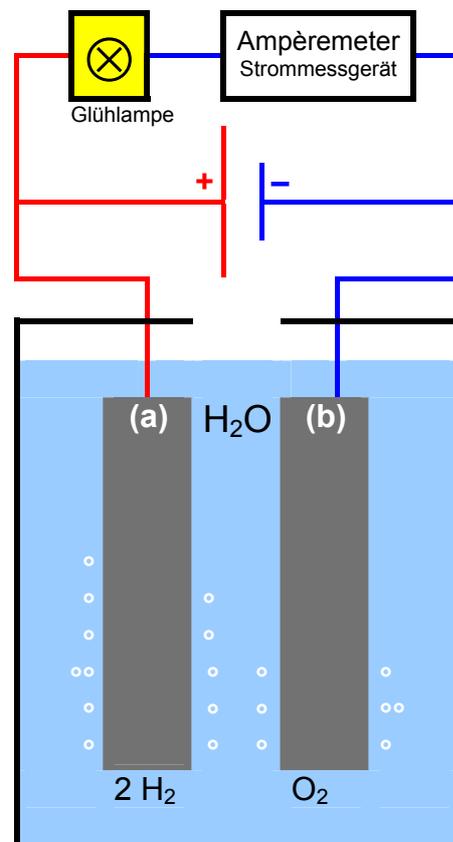
## Elektrolytische Apparatur (Versuch)

In einen mit Wasser gefüllten Glastrog (Küvette) werden zwei Elektroden aus Graphit (a, b) getaucht und über eine Gleichstromdose (oder Batterie) mit Strom versorgt. Eine Glühlampe leuchtet und ein Amperemeter misst die Stromstärke.

Am Pluspol entwickelt sich ein wenig Gas ( $O_2$ ), am negativen Pol viel Gas ( $2 H_2$ ), weil eine Gleichspannung das Wasser zerlegt („elektrolysiert“). Legt man hingegen eine Wechselspannung an, so zeigen beide Pole eine geringe aber gleichstarke Gasentwicklung. Die chemische Wirkung des Stromes tritt in dem Fall auf, wo der elektrische Strom durch Flüssigkeiten, Gase oder Metalle geleitet wird, z.B. Ladevorgang bei Akkumulatoren, Elementen.

Stoffe, die den elektrischen Strom leiten, enthalten Teilchen, die die Ladung transportieren können (Ladungsträger).

Stoffe, die den elektrischen Strom nicht leiten, enthalten keine Ladungsträger.



Reaktionsgleichung:  $2 H_2O + Q \rightarrow 2 H_2 + O_2$ , Q: elektrische Energie

**Metalleiter**

Erklärung im Teilchenmodell:

Der Elektronentransport (und damit auch die elektrische Leitfähigkeit) ist nur dann möglich, wenn ein Elektron aus dem **Leitungsband** in das höher gelegene **Valenzband** gelangt. Da bei metallischen Leitern Valenz- und Leitungsband einander schneiden (bzw. ein Valenzband nicht voll besetzt ist, so dass sich Elektronen des obersten Teilbandes frei bewegen können), gibt es in jedem Metall Elektronen, die sich in dem Stoff frei bewegen können.

**Isolator**

Erklärung im Teilchenmodell:

In Isolatoren ist die **verbotene Zone** zwischen Valenz- und Leitungsband so groß, dass durch thermische Anregung (Wärme, Stöße) keine Elektronen aus dem Valenzband das Leitungsband erreichen können. Daher kann eine äußere Spannung nicht zum Ladungstransport führen.]

**Elektrolyse von Kupferchlorid**

$\text{Cu} \rightarrow 2^+$  positiv: **Kation**

$\text{Cl} \rightarrow ^-$  negativ: **Anion**

**Elektroden:**

(b) Kathode (-)                      (a) Anode (+)

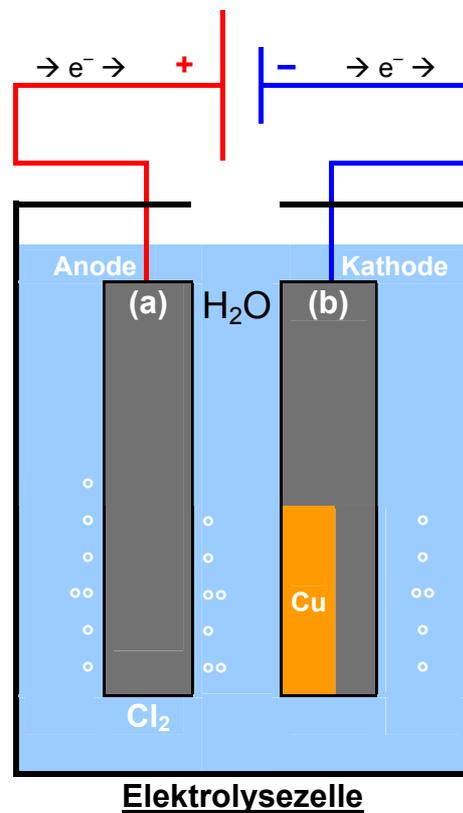
**Ionen** (ion, gr. = „wandernd“):

Anion<sup>-</sup>                                      Kation<sup>+</sup>

Ein neutrales Molekül der chemischen Verbindung Kupferchlorid zerfällt bei einer **Elektrolyse** in ein zweifach geladenes Kupferkation und in zwei einfach negativ geladene Chloranionen.

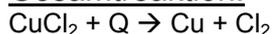
Ein doppelt geladenes Kupferkation nimmt zwei Elektronen auf und wandelt sich dann in ein neutrales Kupferatom um. Es scheidet sich an der **Kathode** (b) nieder.

Zwei einfach negativ geladene Chloranionen geben zwei Elektronen ab und wandeln sich in ein Elementmolekül Chlor um, das elektrisch neutral ist. Es entweicht als kleinen Gasbläschen an der **Anode** (a)



**Reaktionen**

Gesamtreaktion:



Teilreaktionen, an der



[Wenn wir an zwei Elektroden eine Gleichspannung anlegen, so sprechen wir davon, sie polarisiert zu haben. Dabei wird die eine zur Kathode (negativ, am Minuspol), die andere zur Anode (positiv, am Pluspol), Es kann vorkommen, dass sich das Anodenmaterial auflöst. Dies ist in unsrem Falle allerdings nicht möglich, da wir mit Kohlenstoff („Graphit“) Elektroden verwenden. Nur Platin und Kohle lösen sich in den seltensten Fällen, was ihnen den Namen „unangreifbare („inerte“) Elektroden“ verschafft.]

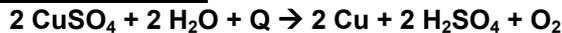
## Elektrolyse von Kupfersulfat (Galvanisierung eines Gegenstandes):

$\text{Cu} \rightarrow 2^+$  positiv: **Kation**  
 $\text{SO}_4 \rightarrow ^-$  negativ: **Anion**

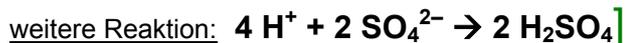
[Bei der Elektrolyse von Kupfersulfat entsteht Sauerstoff und Schwefelsäure, das Sulfatanion ist so stabil, dass es nicht elektrolytisch zersetzt wird.]

### Reaktionen

Gesamtreaktion:



Teilreaktionen, an der

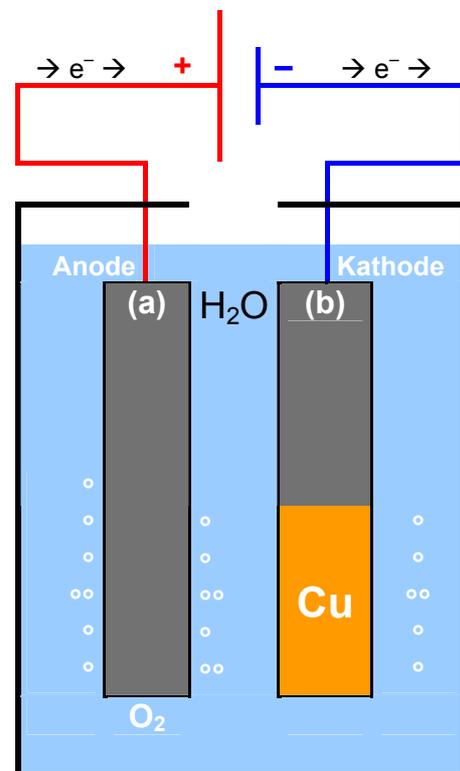


### Anwendungen:

- Reinigen von Schmutzwasser
- Verkupfern
- Herstellen von reinem Kupfer oder von Chlorgas (**giftig!** Nicht zu Hause mit dem Eisenbahntrafo nachmachen!!!!!!!!!!!!!!!!!!!!!!)

Wenn man einen Gegenstand beidseitig verkupfert werden und die Schicht des Kupfers gleichdick sein soll, dann muss der Gegenstand einmal in der Elektrolyse gewendet werden, die Verkupferungszeit muss auf beiden Seiten etwa gleich sein.

Wird dagegen eine **Kupferanode** verwendet, dann sorgt sie dafür, dass die Konzentration an Kupferionen konstant bleibt.



Damit ein Gegenstand verkupfert werden kann, muss er mit der Kathode verbunden sein, weil Kupfer positiv geladen ist und sich sonst die Kupferkationen abstoßen würden.

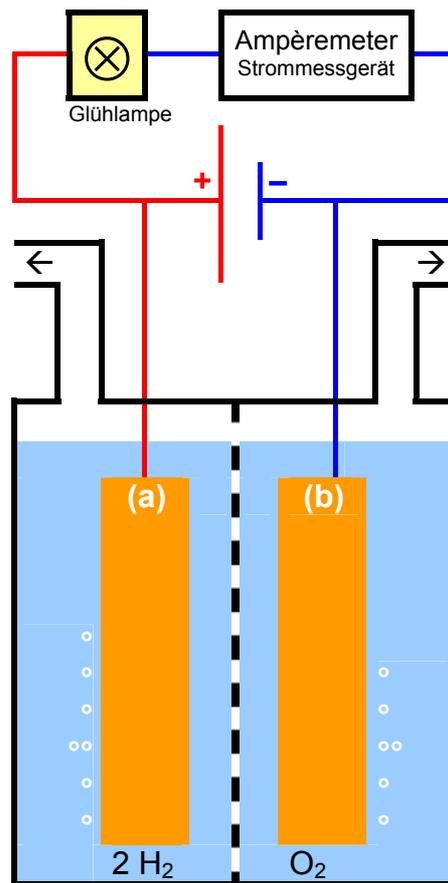
Mit hoher Spannung geht das Verkupfern schneller, jedoch hält der Kupferüberzug nicht.

Mit **niedriger Spannung** geht das Verkupfern zwar langsamer, jedoch hält der Kupferüberzug dafür besser.

## Elektrolyse von (5% iger) Natronlauge

Natronlauge elektrolysiert man, indem man ein spezielles Elektrolysegefäß benutzt, z.B. ein U-Rohr.

Ein normales Elektrolysegefäß genügt aus, jedoch müssen die beiden Kompartimente voneinander getrennt werden, was man mittels einer semipermeablen Wand realisieren kann. Sie ist halbdurchlässig, lässt Wasser durch, jedoch keine größeren Ionen, wie z.B. das Natrium  $\text{Na}^+$ -Ion.



semipermeable Wand (z.B. Glasmembran)

### Reaktionen

Kathode (-): Primäre Reaktion:  $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$

Sekundäre Reaktion:  $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2$

Anode (+):  $4 \text{OH}^- + 4\text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

Gesamtreaktion:  $2 \text{H}_2\text{O} + \text{Q} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$ , Q: elektrische Energie

Letztendlich wird die Natronlauge nicht elektrolysiert, sondern dient dazu, das vorhandene Wasser zu zersetzen!

## Elektrolyse von Natriumchloridlösung:

### 1. Übung:

Skizziere ein Elektrolysegerät mit allen nötigen Teilen, beschrifte richtig. Wo sind Anode und Kathode anzufinden, ordne die u.g. Reaktionen den entsprechenden Elektroden zu.

Anodenreaktion: p.R.:  $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$   $\text{Cl}_2$  steigt als Gas auf.  
s.R.: Bleichung vom Bromthymolblau

Dem Anodenraum werden einige Tropfen eines Farbstoffes (und Indikators, siehe vorangehende Kapitel) hinzugesetzt. Durch das entstehende Chlor, welches als Bleichmittel dient, tritt eine Entfärbung ein.

Kathodenreaktion: p.R.:  $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$   
s.R.:  $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$  (steigt als Gas auf)

Bei der Elektrolyse treten häufig sogenannte Sekundärreaktionen auf. In unserem Beispiel wandelt sich das abgeschiedene Natrium(atom) sofort in Natronlauge um, wobei Wasserstoff entsteht und Wasser umgesetzt wird.

[ An der Kathode werden bei der Elektrolyse Ionen aus dem Elektrolyten reduziert, d.h. entladen, die Ionen nehmen dabei Elektronen auf. An der Anode werden bei der Elektrolyse Ionen aus dem Elektrolyten oxidiert, d.h. ebenfalls entladen, wobei aber die Ionen Elektronen abgeben.

**Die Ausdrücke „Oxidation“ (Elektronenabgabe) und „Reduktion“ (Elektronenaufnahme) werden in diesem Fall nicht im Sinne von Lavoisier verwendet („Oxidation als Reaktion mit Sauerstoff“).**

**Es spielen sich in der Elektrolyse als „Redoxvorgänge“ ab.** ]

## Schmelzflusselektrolyse

**bekannte Feststellung:** Wenn ein Stoff den elektrischen Strom leiten soll, dann muss er Ladungsträger enthalten.

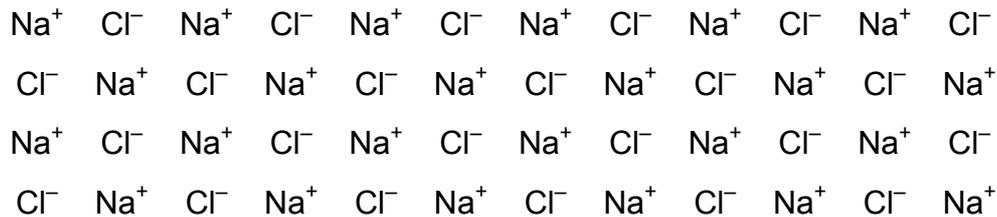
**weitere Feststellungen:** Aqua dest., Kochsalz leiten den Strom nicht, Kochsalzlösung hingegen leitet den elektrischen Strom.

Um zu prüfen, ob die Ladungsträger im Kochsalz schon vorhanden sind und beim Lösen nur beweglich werden, erhitzt man die Salze, bis sie flüssig werden (Schmelzen  $\rightarrow$  Salzschmelze) und legt dann elektrolytisch eine Spannung an. Die Ladungsträger sind im Salz schon enthalten, Salze sind Ionenaggregate.

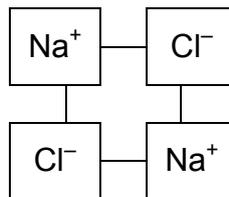
**Aggregat:** eine Ansammlung mehrerer miteinander verwachsener Kristalle. Sie reichen von kleinen Klümpchen bis zu riesigen Mineralienbrocken

**Elementarzelle:** eine Elementarzelle ist die kleinste Einheit eines Kristalls. Sie besteht aus Atomen, Molekülen und/oder Ionen.

## Ionenaggregat:



## Kristallgitter



## Elementarzelle:

Die Elementarzelle ist die kleinste Einheit eines Kristallgitters, beim NaCl-Gitter kann man sich eine Elementarzelle als Würfel vorstellen, dessen Kanten den Netzebenenabstand darstellen. An allen acht Ecken des Würfels würden dann die Ionen des Kristalls sitzen, jeweils unterschiedlich geladene nebeneinander.

## Dissoziation (wiederholend)

Unter Dissoziation versteht man den Zerfall von Molekülen, gelösten Salzen, Säuren und Basen in ihre elektrisch geladenen Bestandteile, den Ionen. Manche Verbindungen zerfallen schon bei niedrigen, andere erst bei hohen Wärmegraden. Der Dissoziationsgrad  $\alpha$  gibt Auskunft über den Anteil der dissoziierten Moleküle, d.h. wie weit die Reaktion nach links oder nach rechts verschoben ist.

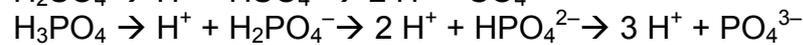


Dabei kann  $\alpha$  aus der jeweiligen Siedepunktserhöhung, der Gefrierpunktniedrigung oder aus der Leitfähigkeit des Elektrolyten bestimmt [Konduktometrie] werden. Die Dissoziationskonstante  $K_D$  des Elektrolyten beschreibt den Zusammenhang zwischen den Konzentrationen für die Reaktion  $\text{KA} \rightarrow \text{K}^+ + \text{A}^-$ .

Mehrbasige Säuren oder mehrsaurer Basen dissoziieren stufenweise, wobei in verschiedenen Dissoziationsstufen jeweils ein Ion abgespalten wird. Dabei sind die Dissoziationskonstanten für jede Stufe unterschiedlich. Den umgekehrten Vorgang nennt der Chemiker Assoziation, also die Zusammenkunft von Ionen.

## Die elektrolytische Dissoziation in der Formel

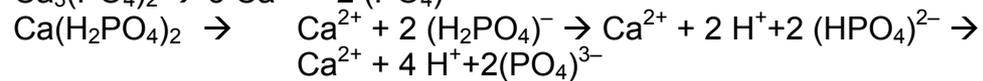
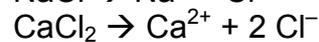
### I. Säuren:



### II. Basen:



### III. Salze:



## 2. Übung

Ein neutrales Molekül Calciumphosphat zerfällt bei der Dissoziation in drei zweifach positiv geladenes Calciumkation und zwei dreifach geladene Phosphatanionen.

