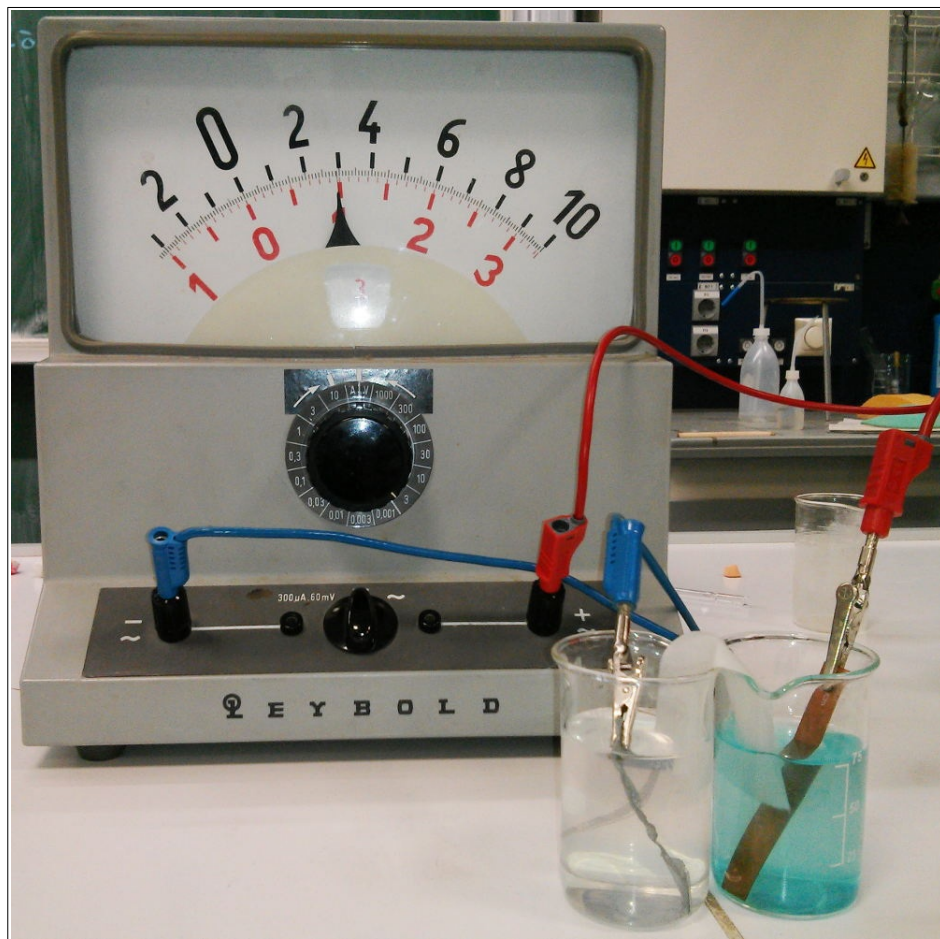


**Kapitel 18: Elektrochemie I**

Ein Daniell-Element: eine einfache Batterie aus Kupfer und Zink

Freies Lehrbuch der anorganischen Chemie von H. Hoffmeister und C. Ziegler  
(unter GNU Free Documentation License, Version 1.2 (GPL)).

Die jeweils aktuellste Fassung finden Sie unter: <https://hoffmeister.it/index.php/chemiebuch-anorganik>

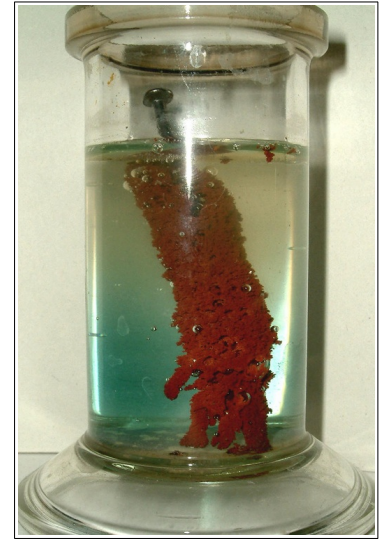
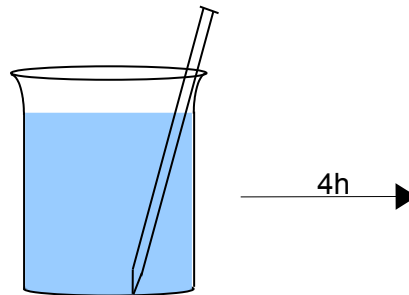
**Inhalt**

Kapitel 18: Elektrochemie I.....	1
Inhalt.....	2
Aufstellen der Redoxreihe (Spannungsreihe) der Metalle.....	3
a) Experimentelle Befunde:.....	3
b) Erklärung: Lösungsdruck und Abscheidungsdruck.....	4
c) Einordnung weiterer Metall in die Spannungsreihe (Schülerversuch).....	5
d) Die Redoxreihe (Spannungsreihe) der Nichtmetalle.....	6
Ein Zink und ein Kupferstab in einer Kupfersulfatlösung (CuSO <sub>4</sub> ).....	7
Zwei getrennte Halbzellen: Das Volta Element.....	8
Zwei getrennte Halbzellen: Das Daniell-Element.....	9
Das Daniell-Element ist eine galvanisches Element.....	10
Kurzschreibweise für Galvanische Elemente:.....	11
Elektrochemisches Gleichgewicht (nur GK/LK).....	12
Die Salzbrücke.....	13
Das Standardpotential.....	13
Die elektrochemische Spannungsreihe der Metalle.....	14
Die elektrochemische Spannungsreihe der Nichtmetalle.....	15
Die Standard-Wasserstoffelektrode.....	16
Die elektrochemische Spannungsreihe.....	17
Aussagen der Spannungsreihe I - Berechnung der Leerlaufspannung.....	18
Beispiel: Berechnung der Leerlaufspannung des Daniell-Elementes:.....	18
Aussagen der Spannungsreihe II - Vorhersage über Redoxreaktionen.....	19
Ausschnitt aus der Spannungsreihe zum Daniell Element:.....	19
Korrosion und Korrosionsschutz.....	20
Arten der Korrosion.....	20
Korrosion bei Eisen (Rosten).....	20
Was ist Rost?.....	20
Korrosionsschutz.....	20
Fremdstromanode.....	21
Korrosionsmessung.....	21
Elektrochemische Stromerzeugung für den Alltag.....	22
Die Trockenbatterie (Leclanché Element).....	22
Die Elektrolyse – eine erzwungene Redoxreaktion.....	23
a) Vorversuch: die (freiwillige) Reaktion von Zink mit Iod.....	23
b) Die (erzwungene) Zersetzung von Zinkiodid.....	23
Prinzip der Elektrolyse.....	25
Verwendungsgebiete der Elektrolyse.....	26
Aluminiumgewinnung.....	27
Herstellung von elementarem Aluminium.....	27
Elektrolytische Raffination von Kupfer.....	28
Wiederholungsfragen, die einfach Freude bereiten ;-). .....	29

## Aufstellen der Redoxreihe (Spannungsreihe) der Metalle

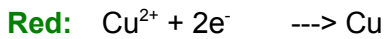
### a) Experimentelle Befunde:

V1: Eintauchen eines Eisennagels in eine Kupfersulfatlösung.



B: Der Nagel läuft erst dunkel an, dann bildet sich ein rötlicher Feststoff

S: Am Eisennagel entsteht elementares Kupfer. Aus dem elementaren Eisen werden Eisenionen.



### V2: Umkehrversuch: Kupfernagel in eine Eisensulfatlösung

B: keine Reaktion

S: Fe reduziert Cu<sup>2+</sup>, aber umgekehrt kommt diese Reaktion nicht zustande.

=> Fe ist ein stärkeres Reduktionsmittel als Cu.

**Zunahme des Reduktionsvermögens**

<-----

Fe      Cu

Fe<sup>2+</sup>      Cu<sup>2+</sup>

----->

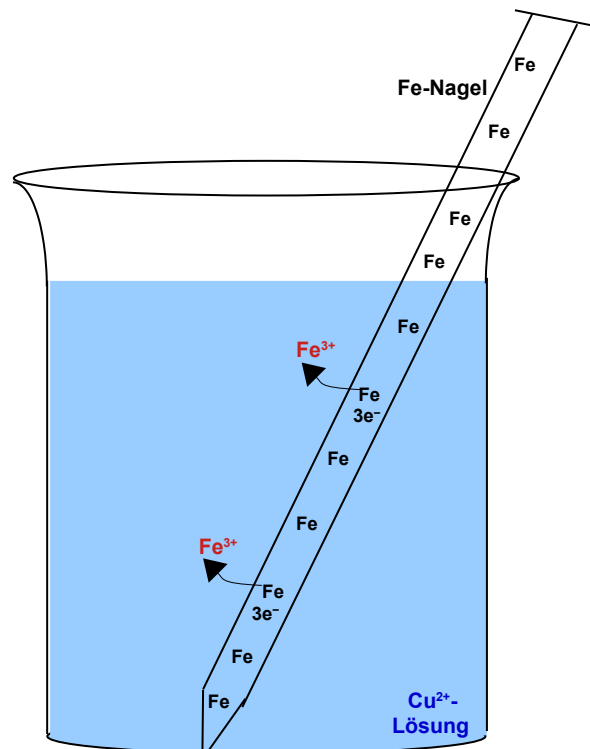
**Zunahme des Oxidationsvermögens**

**Metall und Metallion bilden dabei immer ein Paar! Man spricht auch von einem korrespondierenden Redoxpaar.**

**Ist das Metall ein starkes Reduktionsmittel, so ist das zugehörige Metallkation ein schwaches Oxidationsmittel und umgekehrt.**

**b) Erklärung: Lösungsdruck und Abscheidungsdruck**

Eisenatome gehen vom Stab als Ionen in Lösung. Dabei werden Elektronen frei



**Metallatome haben die Fähigkeit, in wässriger Lösung wenige Elektronen abzugeben und als Ionen in Lösung zu gehen. Man spricht vom Lösungsdruck bzw. der Lösungstension.**

**Diese Lösungstension ist v.a. davon abhängig, wie edel ein Metall ist.**

**Je edler ein Metall dabei ist, desto weniger Ionen gehen in Lösung und desto geringer ist die Lösungstension (der Lösungsdruck).**

**Bei unedlen Metallen gehen viele Ionen in Lösung, bei edlen nur sehr wenige.**

**Umgekehrt nennt man das Bestreben von Metallionen Elektronen aufzunehmen und zu Metallatomen zu reagieren, als Abscheidungsdruck.**

**Jedes Metall hat einen bestimmten, charakteristischen Lösungsdruck und einen bestimmten Abscheidungsdruck.**

Dabei stellt sich zwischen den Ionen, die in Lösung gehen und der Anzahl der Ionen, die sich an der Elektrode abscheiden und zum Metall reagieren ein Gleichgewicht ein.

Je nachdem ob Lösungsdruck oder Abscheidungsdruck stärker sind, herrscht an der Elektrode Elektronenmangel oder Elektronenüberschuss.

**c) Einordnung weiterer Metall in die Spannungsreihe (Schülerversuch)**

Macht man nun solche Versuche mit weiteren Metallen und Salzlösungen (z.B. Pb, Ag, Zn), ist immer ein der Stoff der edlere, der als Metall aus der Salzlösung heraus entsteht.

V: Bestimme die Redoxreihe der vorgegebenen Metalle

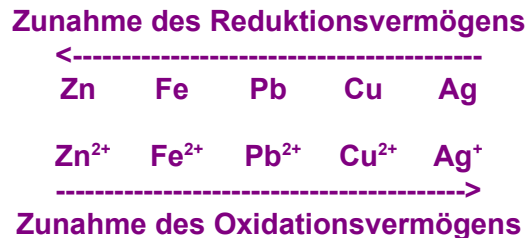
B:

	Cu	Fe	Zn	(Pb)
Cu <sup>2+</sup>				
Fe <sup>2+</sup>				
Zn <sup>2+</sup>				
(Pb <sup>2+</sup> )				

S: Wenn der jeweilige Versuch abläuft, kann man daraus schließen, das das neu gebildete Metall edler als das der Ionenlösung ist.

**Läuft die Reaktion ab, dann ist das neu gebildete Metall edler, als das Metall, welches vorher vorlag.**

Man kommt so auf folgende Redoxreihe (=Spannungsreihe):



**Jedes Metall in der oben stehenden Reihe reduziert die Ionen, der rechts von ihm stehenden Metalle.**

**Aufgaben:**

1. Was beobachtet man beim Eintauchen eines Silberblechs in Kupfersulfatlösung?
2. Was beim Eintauchen von Kupfer in eine Silbernitratlösung?

**d) Die Redoxreihe (Spannungsreihe) der Nichtmetalle**

Nichtmetalle kommen entweder fest (wie z.B. Kohlenstoff oder Schwefel), flüssig (Brom) oder gasförmig (z.B. Fluor, Chlor, Stickstoff usw.) vor. Nur bei Feststoffen sind einfache Elektroden möglich (z.B. die Graphitelektroden). Bei anderen Aggregatzuständen muss man etwas tricksen...

V: Erstelle die Redoxreihe der Halogene, indem Du die Elemente mit den jeweilig passenden Lösungen reagieren lässt. Wenn noch Zeit ist, kannst Du Schwefel und Sulfid (aus  $\text{H}_2\text{S}$ ) in die Versuchsreihe mit aufnehmen. Mit Fluor sind keine Versuche möglich. Vielleicht kannst Du es aufgrund seiner sehr hohen Reaktivität einordnen?

$\text{Cl}_2$  -Wasser + KBr

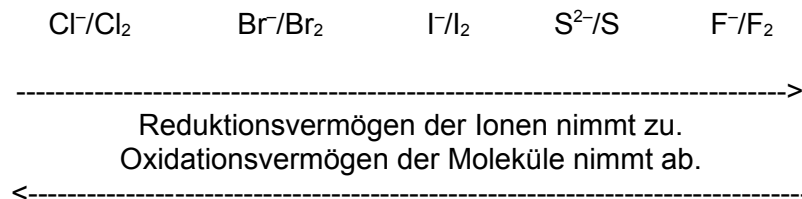
$\text{Cl}_2$  -Wasser + KI

$\text{Br}_2$  - Wasser + KCl

$\text{Br}_2$  -Wasser + KI

B:

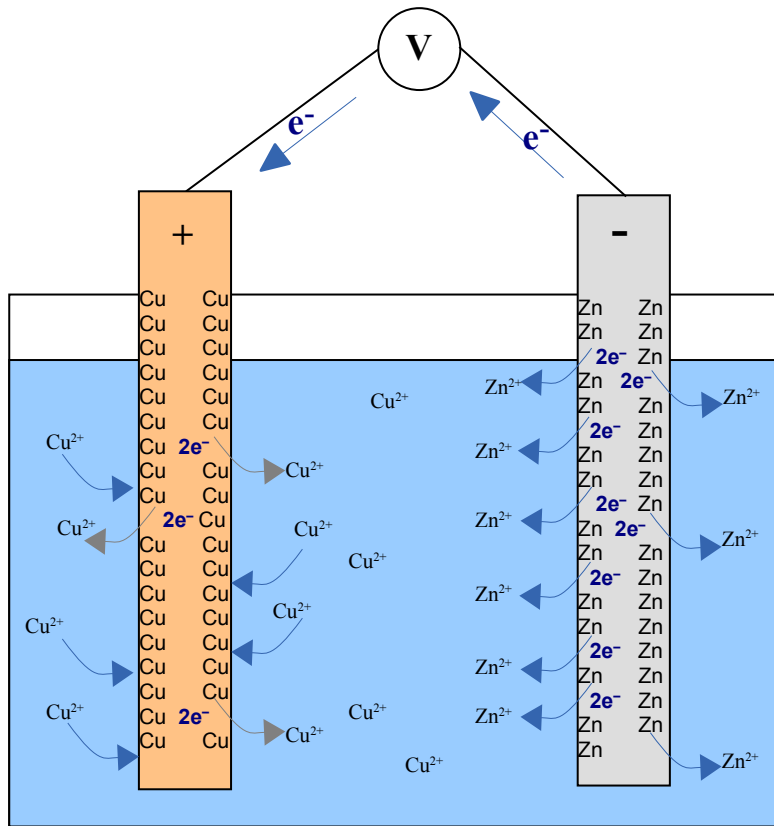
S: Auch Nichtmetalle lassen sich in eine solche „Hitparade der edlen Stoffe“ einordnen. Anstelle der festen Metalle, werden Nichtmetalle entweder in Wasser (z.B. Bromwasser, Chlorwasser). Gelöst verwendet oder als Gas auf eine Metallelektrode (z.B. Pt) geströmt.



**Jedes Nichtmetall in oben stehender Reihe oxidiert die Ionen, der rechts von ihm stehenden Nichtmetalle.**

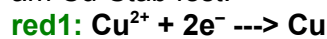
### Ein Zink und ein Kupferstab in einer Kupfersulfatlösung (CuSO<sub>4</sub>)

Betrachtet man nun zwei verschieden edle Metalle in einer Lösung und verbindet diese über ein Spannungsmessgerät, so kann man ein Potential (U) mit einem geringen Stromfluss (I) und eine Abscheidung am Zinkstab (=Vergiftung) beobachten



**Vorgänge am Cu-Stab:**

Cu<sup>2+</sup> (aus der Lösung) nimmt 2e<sup>-</sup> vom Stab auf und setzt sich als elementares Cu am Cu-Stab fest:



**Vorgänge am Zn-Stab:**

Vom Zn-Stab gehen Zn<sup>2+</sup> in Lösung, dabei werden jeweils e<sup>-</sup> frei:



Weiterhin gelangen auch Cu<sup>2+</sup> - Ionen zum Zinkstab und nehmen von dort direkt 2e<sup>-</sup> auf. Es bildet sich also auch am Zinkstab etwas Kupfer: **red2:**  $Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu$  (aber am Zinkstab!). Dieses Kupfer blockiert nach einiger Zeit die Abgabe von weiteren Zinkionen in die Lösung, sodass die Reaktion am Zinkstab zum Erliegen kommt.

Nach einiger Zeit kommt die Reaktion zum Erliegen. Dies geht einher mit einer großen Menge Kupfer, die sich am Zinkstab abscheidet. Man sagt, der Zinkstab wird vergiftet.

Um genau diesen Effekt, das Vergiften der Zink-Elektroden, vorzubeugen, wäre eine Elektronen- und (kleine) Ionen durchlassende Membran von Vorteil. Wichtig ist, das eine solche Trennung so wenig Kupferionen wie möglich passieren lässt.

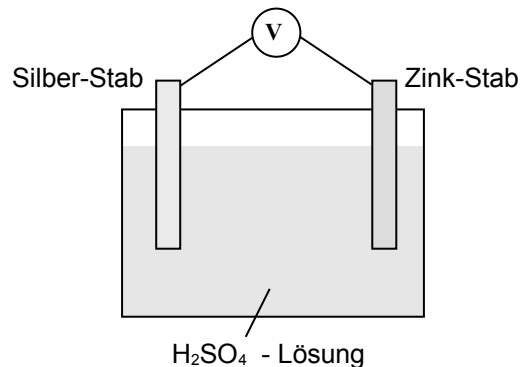
Natürlich sollte man die Zinkelektrode dann auch nicht in Kupferionenlösung stellen, sondern eher in eine Zinkionenlösung.

### Zwei getrennte Halbzellen: Das Volta-Element

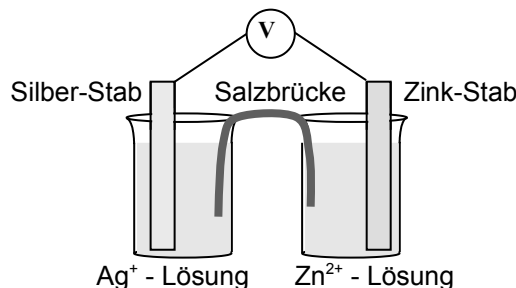
Viele galvanische Elemente haben keinen besonderen Namen. Ihre Bezeichnung erfolgt einfach über die beiden Elemente. Das galvanische Element mit Kupfer und Zink ist aber so wichtig, dass es nach Daniell als Daniell-Element benannt wurde (siehe nächste Seite).

Es gibt noch ein weiteres bekanntes galvanisches Element, welches zuerst von Alessandro Volta aufgestellt wurde:

V: Ein **Silberstab** und ein **Zinkstab** werden in ihre entsprechenden **Ionenlösungen** (z.B. Silbersulfat und Zinksulfat) gestellt und **leitend** miteinander verbunden. (Alternativ können auch ein Tonzylinder oder ein spezielles U-Rohr mit Diaphragma verwendet werden).



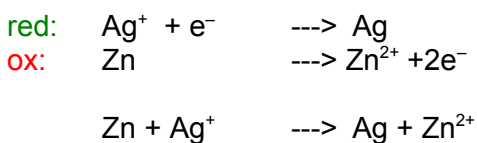
Um einer Vergiftung vorzubeugen, findet eine Erweiterung auf zwei Halbzellen statt. Die leitende Verbindung, welche einen geschlossenen Stromkreis garantiert, ist die Salzbrücke (ein Filterpapier in Kochsalzlösung getaucht).



#### Vorgänge im Detail:

Es liegen 2 Redoxpaare ( $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}$  sowie  $\text{Ag}/\text{Ag}^+$ ) vor. Bei Tonzylinder bzw. Diaphragma:

1. Wenige Silberionen gehen vom Silberstab in Lösung => er ist deshalb positiver als der Zinkstab, an dem viele Ionen in Lösung gehen.
2. Zink wird oxidiert und gibt  $e^-$  ab.
3. Die Elektronen wandern über einen Leiter zum Silber.
4. Die gelösten Silberionen der Silberlösung nehmen die Elektronen auf und werden somit reduziert.



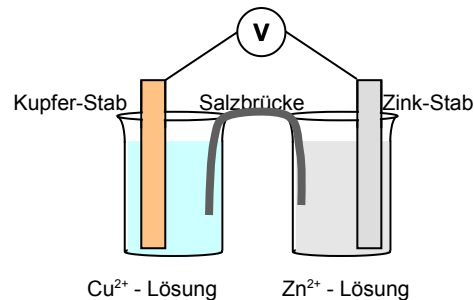


### Zwei getrennte Halbzellen: Das Daniell-Element

Wenn ein galvanisches Element Strom liefert, lagern sich nach kurzer Zeit die Metallionen an den Stäben ab. Wie kann man das vorzeitige Vergiften des Zinkstabes verhindern?

Die Lösung für das Daniell-Element ist einfach: der Zinkstab darf nicht in Kupferionenlösung stehen. Um dies zu verhindern, ist eine räumliche Trennung in zwei Halbzellen notwendig.

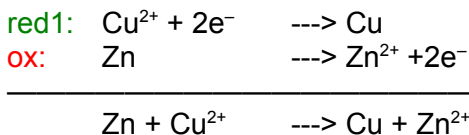
V: Ein Kupferstab und ein Zinkstab werden in ihre entsprechenden Ionenlösungen (z.B. Kupfersulfat und Zinksulfat) gestellt und leitend miteinander verbunden. (Alternativ können auch ein Tonzylinder, oder ein spezielles U-Rohr mit Diaphragma verwendet werden).



B: Es liegen 2 Redoxpaare (Zn/Zn<sup>2+</sup> sowie Cu/Cu<sup>2+</sup>) vor. Bei Tonzylinder bzw. Diaphragma wird eine Spannung von 1,1V gemessen. Bei der Salzbrücke ist sie etwas geringer.

Die Reaktion kommt dann zustande, wenn beide Teilsysteme elektrisch (Draht) und elektrolytisch (Salzbrücke, Diaphragma) verbunden sind.

S: Am Kupferstab gehen nur wenige Kupferionen in Lösung, er ist deshalb positiver als der Zinkstab, an dem viele Ionen in Lösung gehen und somit viele freie e<sup>-</sup> vorliegen. Aus diesem Grund ist der Kupferstab positiv geladen und der Zinkstab negativ.



- Zink wird oxidiert und gibt e<sup>-</sup> ab
- Zink bildet den negativen Pol, Kupfer den positiven Pol => Bei Kupfer überwiegt hier der Abscheidungsdruck, bei Zink der Lösungsdruck.
- => Bedingt durch den für jedes Metall charakteristischen Lösungs- und Abscheidungsdruck kommt es zwischen den beiden Halbzellen zu einer Spannung.
- Die Elektronen wandern über einen Leiter zum Kupfer. Dabei lässt sich eine Spannung von 1,07 Volt messen.
- Die gelösten Kupferionen nehmen die Elektronen auf.
- Den Spannungsunterschied im stromlosen Zustand nennt man Leerlaufspannung.
- Außerdem kann man nun jeder Halbzelle ein bestimmtes elektrisches Potential (E) zuordnen. Die Leerlaufspannung ergibt sich aus der Differenz der Potentiale der beiden Halbzellen.

**Die beiden Teilvorgänge der Redoxreaktion können also räumlich getrennt werden. Die e<sup>-</sup> gehen also nicht mehr direkt vom System Zn/Zn<sup>2+</sup> auf das System Cu/Cu<sup>2+</sup> über, sondern wandern zuerst über einen Draht vom Zn zum Cu. Es fließt ein Elektronenstrom.**

Die beiden getrennten Teilsysteme nennt man „Halbzellen“.

### Das Daniell-Element ist eine galvanisches Element

Unter einem galvanischen Element versteht man eine Zusammenstellung aus zwei verschiedenen, räumlich getrennten Redoxsystemen.

Beide Teilsysteme sind elektrisch und elektrolytisch verbunden.

Normalerweise würden die Elektronen am Zinkstab dafür sorgen, dass dorthin  $\text{Cu}^{2+}$ - Ionen angezogen werden, sich absetzen und dort reduziert werden. Die räumliche Trennung verzögert und behindert aber diesen Vorgang, sodass das Element länger Spannung liefert. Stattdessen werden die Elektronen zuerst zum Kupferstab transportiert, an dem dann die Reduktion stattfindet.



Ein U-Rohr mit Diaphragma

#### Wichtige Begriffe:

- **Halbzelle (Halbelement):** 1 Metall in seiner Salzlösung
- **Galvanisches Element:** 2 Halbzellen, elektrisch und elektrolytisch verbunden.
- Ein Zink-Kupferelement wird auch als **Daniell-Element** bezeichnet.
- **Anode:** Elektrode, an der Teilchen **oxidiert** werden.
- **Kathode:** Elektrode, an der Teilchen **reduziert** werden.

Beim galvanischen Element stellt die Anode den Minuspol dar, die Kathode den Pluspol.

#### Vorgänge in den Halbzellen:

- An der Zinkelektrode gehen Zinkionen in Lösung, an der Kupferelektrode scheidet sich Kupfer ab.
- In der  $\text{Zn}/\text{ZnSO}_4$ -Halbzelle entsteht ein Überschuss an  $\text{Zn}^{2+}$ -Ionen in der  $\text{Cu}/\text{CuSO}_4$ -Halbzelle ein Überschuss an  $\text{SO}_4^{2-}$ -Ionen.

Merke Dir mit folgender Eselsbücke, die zusammengehörigen Begriffe über die Anzahl der Buchstaben der Abkürzung:

- Abkürzungen mit 2 Buchstaben: **Ox - Ab - An**  
(Die **Oxidation** ist die **Abgabe** von Elektronen, dies geschieht immer an der **Anode**)
- Abkürzungen mit 3 Buchstaben: **Red - Auf - Kat**  
(Die **Reduktion** ist die **Aufnahme** von Elektronen, dies geschieht immer an der **Kathode**)

### Kurzschreibweise für Galvanische Elemente:

- Pol (unedles) Metall 1 (wird oxidiert)/Elektrolyt 1//Elektrolyt 2/(edles) Metall 2 + Pol  
**Anode** **Kathode**

**Statt Metallen können auch Nichtmetalle verwendet werden!**

**Beispiel:**

- Pol Zn/ZnSO<sub>4</sub>//CuSO<sub>4</sub>/Cu + Pol  
**Anode** **Kathode**

Liegt ein Stoff als Gas vor, so notiert man noch das Metall, welches als Träger dient:

Pt/H<sub>2</sub>/H<sup>+</sup>//Cu<sup>2+</sup>/Cu

### **Zusatzinformationen**

<https://de.wikipedia.org/wiki/Daniell-Element>

[https://de.wikipedia.org/wiki/Galvanische\\_Zelle](https://de.wikipedia.org/wiki/Galvanische_Zelle)

### **Elektrochemisches Gleichgewicht (nur GK/LK)**

Erinnere Dich an das Thema „Gleichgewichtsreaktionen“. Bei vielen chemischen Reaktionen liegen Gleichgewichte vor. In der Elektrochemie liegen sogenannte elektrochemische Gleichgewichte vor.

Wie Du im vorherigen Versuch gesehen hast, fließen Elektronen in einem galvanischen Element von Halbzelle zu Halbzelle. Dabei treten in jeder Halbzelle Ionen durch die Phasengrenze fest/ flüssig hindurch (in beiden Richtungen). Hier liegt also ein Gleichgewicht vor.

Anfangs überwiegt z.B. die Abgabe von Metallionen der festen Elektrode an die flüssige Phase. In der Konsequenz wird das Metall durch die freien Elektronen negativer, was dazu führt, dass Ionen der Lösung angezogen werden und von der flüssigen Phase in die feste übergehen.

Im Gleichgewichtszustand treten in einem Zeitabschnitt genauso viele Ionen von beiden Richtungen durch die Phasengrenze. An genau dieser Phasengrenze entsteht so eine „Schicht“ aus negativen und positiven Ladungen.

Walther Hermann Nernst beschrieb dies als Gleichgewicht zwischen dem Lösungsdruck des Metalls und dem Abscheidungsdruck der Ionen.

Elektrochemische Gleichgewichte stellen sich schnell ein. Da an den verschiedenen Metallen der beiden Halbzellen unterschiedliche Gleichgewichte vorliegen, ist zwischen ihnen eine Spannung messbar.

#### **Zusatzinformationen:**

[https://de.wikipedia.org/wiki/Elektrochemisches\\_Gleichgewicht](https://de.wikipedia.org/wiki/Elektrochemisches_Gleichgewicht)

### Die Salzbrücke

Ein Galvanisches Element ist eine Spannungsquelle. Elektronen fließen vom unedlen Metall zum Edlen. Solange keine Salzbrücke oder eine leitende Verbindung vorhanden ist, laden sich die Metallstäbe nur auf. Es gehen von jedem Stab daraufhin so viele Ionen in Lösung, wie sich daran festsetzen (ein Gleichgewicht). Wird nun aber der Stromkreis geschlossen, kommt es zum Stromfluss. Da Elektronen durch das Kabel und das Messgerät fließen, müssen die Ladungen nun durch weitere Ionen ausgeglichen werden.

Da sich aber vom unedlen Pol (im Versuch vorher Zink) mehr Ionen ablösen (immer mehr Zinkionen), würden diese Ionen mit der Zeit, den edlen Pol (im Versuch vorher Kupfer) langsam mit einer metallischen Schicht überziehen (vergiften). Die Reaktion käme zum Stillstand.

Die Salzbrücke, durch die auch ein langsamer Ionenaustausch stattfindet, verhindert zumindest eine Zeit lang das Vergiften der Metallelektroden.

Einen ähnlichen Effekt hat ein selektiv permeables Diaphragma, welches nur Ionen bestimmter Größe durchlässt.

### Das Standardpotential

Zur Vergleichbarkeit von zwei Dingen, ist es immer von Vorteil, wenn man einen Bezugspunkt hat. Bei Temperaturvergleichen dient zum Beispiel der Gefrierpunkt von Wasser als ein solcher Bezugspunkt: Man kann z.B. mit einem Thermometer beispielsweise messen, dass Stoff A 10°C wärmer als die Raumtemperatur von 20°C ist.

Um in der Elektrochemie einen solchen absoluten Bezugspunkt zu haben, der es ermöglicht, alle Metalle untereinander zu vergleichen, misst man die Metalle immer im Vergleich zu „Standardwasserstoffelektrode“ als Bezugselektrode. Diese Standardwasserstoffelektrode wird mit 0V definiert. Gemessen wird dabei das Potential von Wasserstoff, indem man mit Wasserstoffgas eine Platinelektrode umspült.

Die Standardhalbzelle wird bei Standardbedingungen gemessen:

**Standarddruck:** 101325 Pa (= **1013,25 hPa**; =1013 mbar)

**Standardtemperatur** T = 298,15K (= **25°C**)

**Standardkonzentration:** c = **1 mol/l**

#### **Zusatzinformationen**

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

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

[https://de.wikipedia.org/wiki/Galvanische\\_Zelle](https://de.wikipedia.org/wiki/Galvanische_Zelle)

[https://de.wikipedia.org/wiki/Elektrochemisches\\_Potential](https://de.wikipedia.org/wiki/Elektrochemisches_Potential)

<https://de.wikipedia.org/wiki/Nernst-Gleichung>

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

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

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

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

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

[https://de.wikipedia.org/wiki/Elektrochemische\\_Spannungsreihe](https://de.wikipedia.org/wiki/Elektrochemische_Spannungsreihe)

**Die elektrochemische Spannungsreihe der Metalle**

**Redoxpotential eines Metalls: Bestreben  $e^-$  abzugeben und zum Kation zu werden. Es muss aber immer ein Reaktionspartner vorhanden sein, dem die  $e^-$  übertragen werden können.**

V: Gemessen werden Potentialunterschiede verschiedener Metalle gegeneinander.

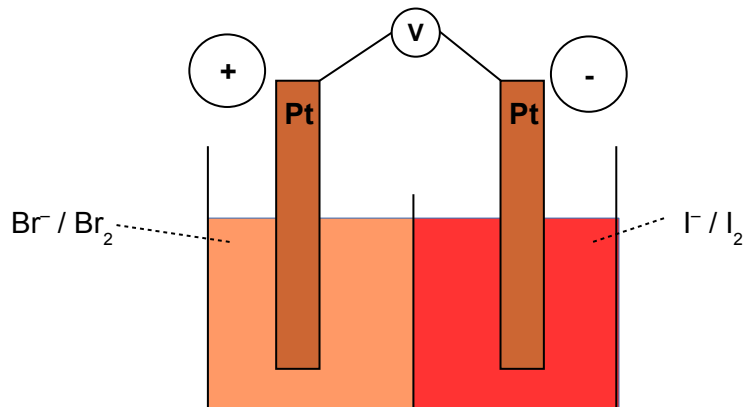
B:

		negativer Pol				
		Li / Li <sup>+</sup>	Mg / Mg <sup>2+</sup>	Zn / Zn <sup>2+</sup>	Cu / Cu <sup>2+</sup>	Ag / Ag <sup>2+</sup>
<b>positiver Pol</b>	Li / Li <sup>+</sup>	0 V	-	-	-	-
	Mg / Mg <sup>2+</sup>	0,7 V	0 V	-	-	-
	Zn / Zn <sup>2+</sup>	2,3 V	1,6 V	0 V	-	-
	Cu / Cu <sup>2+</sup>	3,4 V	2,7 V	1,1 V	0 V	-
	Ag / Ag <sup>2+</sup>	3,8 V	3,1 V	1,5 V	0,4 V	0 V

S:

### Die elektrochemische Spannungsreihe der Nichtmetalle

V: Nichtmetallhalbzellen gegeneinander zu messen ist manchmal etwas schwieriger, da einige Nichtmetalle bei Raumtemperatur keine Feststoffe sind. Als Beispiel können eine Iod/Iodid und eine Brom/Bromid Halbzelle gegeneinander gemessen werden.

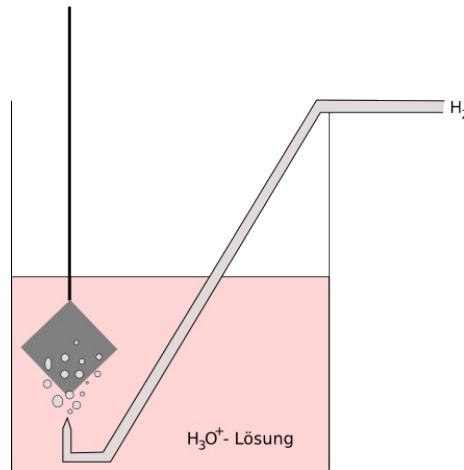
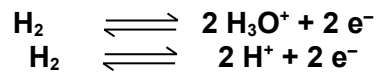


B: Spannungsunterschied 0,5 V

### Die Standard-Wasserstoffelektrode

Damit nun die gemessenen Unterschiede absolut ineinander in Beziehung gesetzt werden können, braucht man einen Bezugspunkt. Definiert wurde hierzu die wasserstoffumspülte Platinelektrode, auch Standardwasserstoffelektrode genannt.

Auch hier gilt:  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 \text{ mol/l}$ ,  $p(\text{H}_2) = 1013 \text{ hPa}$ ,  $T = 25^\circ\text{C}$



#### Dabei gilt:

Halbzellen, welche gegenüber der Normal-Wasserstoffelektrode als Anode (Minuspol) fungieren, wird ein negatives Standardpotential zugeordnet.

Unedle Metalle	Standardpotential < 0
Edle Metalle	Standardpotential > 0

**Je negativer das Standardpotential, desto stärker das Reduktionsmittel.**

**Je positiver das Standardpotential, desto stärker das Oxidationsmittel.**

=> Stärkste Reduktionsmittel: Li, Na, K,  
stärkste Oxidationsmittel: Halogene

Bringt man nun die in den vorherigen Versuchen gemessenen Werte in Bezug auf die Standardwasserstoffhalbzelle, ergibt sich die Spannungsreihe. Sie erlaubt nicht nur Vorhersagen, welche Spannungen beliebige Kombinationen von Halbzellen erzeugen, sondern auch, welcher Stoff im Vergleich zu einem anderen edler bzw. unedler ist.

**Außerdem liefert die Spannungsreihe Vorhersagen über den Ablauf von chemischen Reaktionen in wässriger Lösung (also ob eine bestimmte Reaktion möglich ist).**

#### Zusatzinformationen:

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



### Die elektrochemische Spannungsreihe

Die Elektrochemische Spannungsreihe ist eine Auflistung von Redox-Paaren nach ihrem Standardelektrodenpotential unter Standardbedingungen:

edel ↑	Oxidierter Form		Reduzierte Form	Standardpotential E <sup>0</sup>
	F <sub>2</sub>	+ 2e <sup>-</sup>	2 F <sup>-</sup>	+2,87 V
	S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> <sup>2-</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	2 (SO <sub>4</sub> ) <sup>2-</sup>	+2,00 V
	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> + 2 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	4 H <sub>2</sub> O	+1,78 V
	Au <sup>+</sup>	+ e <sup>-</sup>	Au	+1,69 V
	(MnO <sub>4</sub> ) <sup>-</sup> + 8 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+ 5e <sup>-</sup>	Mn <sup>2+</sup> + 12 H <sub>2</sub> O	+1,51 V
	Au <sup>3+</sup>	+ 3e <sup>-</sup>	Au	+1,42 V
	Au <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Au <sup>+</sup>	+1,40 V
	Cl <sub>2</sub>	+ 2e <sup>-</sup>	2Cl <sup>-</sup>	+1,36 V
	O <sub>2</sub> + 4 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+ 4e <sup>-</sup>	6 H <sub>2</sub> O	+1,23 V
	Pt <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Pt	+1,20 V
	Br <sub>2</sub>	+ 2e <sup>-</sup>	2Br <sup>-</sup>	+1,07 V
	Hg <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Hg	+0,85 V
	Ag <sup>+</sup>	+ e <sup>-</sup>	Ag	+0,80 V
	Hg <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Hg <sup>+</sup>	+0,80 V
	Fe <sup>3+</sup>	+ e <sup>-</sup>	Fe <sup>2+</sup>	+0,77 V
	I <sub>2</sub>	+ 2e <sup>-</sup>	2I <sup>-</sup>	+0,53 V
	Cu <sup>+</sup>	+ e <sup>-</sup>	Cu	+0,52 V
	[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup>	+ e <sup>-</sup>	[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>4-</sup>	+0,361 V
	Cu <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Cu	+0,34 V
	Cu <sup>+</sup>	+ e <sup>-</sup>	Cu <sup>+</sup>	+0,16 V
	Sn <sup>4+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Sn <sup>2+</sup>	+0,15 V
	<b>2H<sup>+</sup></b>	<b>+ 2e<sup>-</sup></b>	<b>H<sub>2</sub></b>	<b>0V</b>
	Fe <sup>3+</sup>	+ 3e <sup>-</sup>	Fe	-0,04 V
	Pb <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Pb	-0,13 V
	Sn <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Sn	-0,14 V
	Ni <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Ni	-0,23 V
	Cd <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Cd	-0,40 V
	Fe <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Fe	-0,41 V
	S	+ 2e <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	-0,48 V
	NiO <sub>2</sub> + 2 H <sub>2</sub> O	+ 2e <sup>-</sup>	Ni(OH) <sub>2</sub> + 2 (OH) <sup>-</sup>	-0,49 V
	Zn <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Zn	-0,76 V
	2 H <sub>2</sub> O	+ 2e <sup>-</sup>	H <sub>2</sub> + 2 (OH) <sup>-</sup>	-0,83 V
	Cr <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Cr	-0,91 V
	Nb <sup>3+</sup>	+ 3e <sup>-</sup>	Nb	-1,099 V
	V <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	V	-1,17 V
	Mn <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Mn	-1,18 V
	Ti <sup>3+</sup>	+ 3e <sup>-</sup>	Ti	-1,21 V
	Al <sup>3+</sup>	+ 3e <sup>-</sup>	Al	-1,66 V
	Ti <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Ti	-1,77 V
	Be <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Be	-1,85 V
	Mg <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Mg	-2,38 V
	Na <sup>+</sup>	+ e <sup>-</sup>	Na	-2,71 V
	Ca <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Ca	-2,76 V
	Ba <sup>2+</sup>	+ 2e <sup>-</sup>	Ba	-2,90 V
	K <sup>+</sup>	+ e <sup>-</sup>	K	-2,92 V
	Li <sup>+</sup>	+ e <sup>-</sup>	Li	-3,05 V

Zunahme der Stärke des Reduktionsmittels  
Zunahme der Stärke des Oxidationsmittels

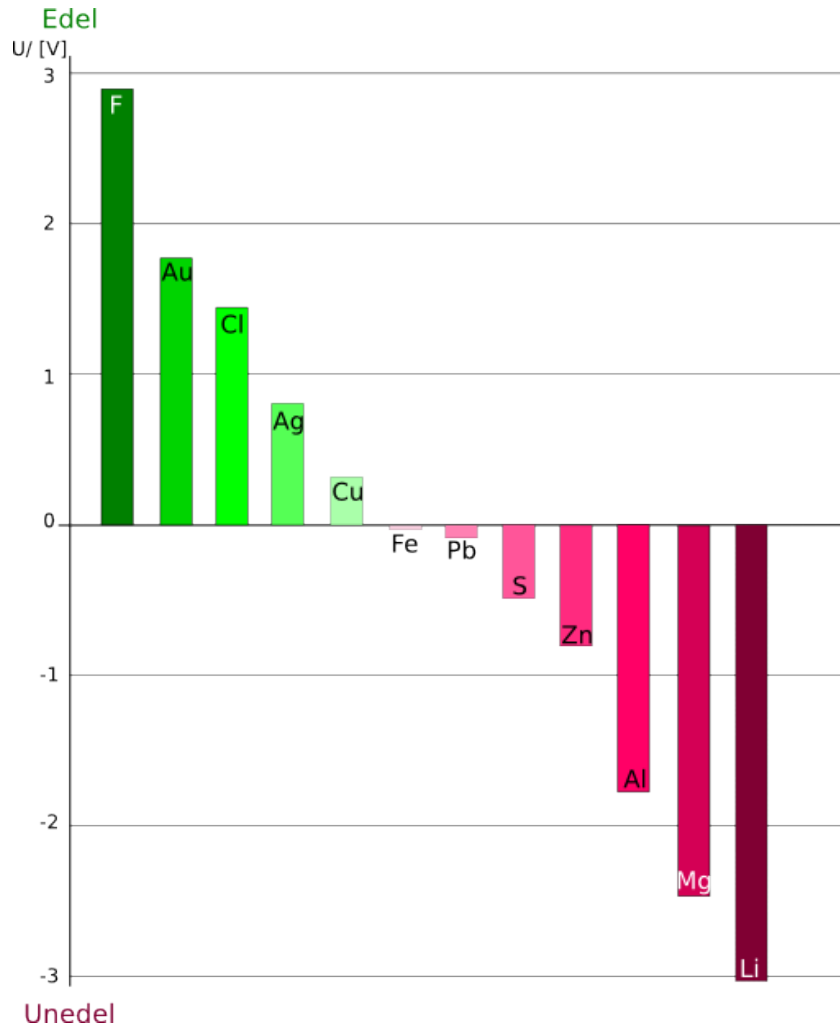
unedel

Zusatzinformationen:

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

### Aussagen der Spannungsreihe I - Berechnung der Leerlaufspannung

Wenn man mithilfe der Spannungsreihe die Spannung von zwei bestimmten Halbzellen vorhersagen möchte, so kann man sie am einfachsten direkt durch eine Subtraktion bestimmen. Man nennt diese Spannung auch Leerlaufspannung ( $\Delta E^0$ ) bzw. elektromotorische Kraft (EMK).



Die Spannungsreihe liefert Aussagen über den Ablauf von chemischen Reaktionen. Sie lässt Vorhersagen zu, ob eine bestimmte Reaktion möglich ist.

#### Beispiel: Berechnung der Leerlaufspannung des Daniell-Elementes:

$$U_{\text{Leerlauf}} = \Delta E^0 = \text{EMK} = E^0_{\text{Kathode}} - E^0_{\text{Anode}}$$

Cu/Cu<sup>2+</sup> : Kathode (+)

Zn/Zn<sup>2+</sup> : Anode (-)

$$U_{\text{Leerlauf}} (\text{Cu/Cu}^{2+} // \text{Zn/Zn}^{2+}) = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = \underline{\underline{+1,10 \text{ V}}}$$

Ein Metall kann die Metallionen, die über ihm in der Redoxreihe stehen, zum Element reduzieren!

## Aussagen der Spannungsreihe II - Vorhersage über Redoxreaktionen

Ob eine Redoxreaktion zwischen zwei Halbzellen (gleicher Konzentration!<sup>1</sup>) ablaufen kann, hängt von den Redoxpotentialen ab. Berechnet man die EMK und erhält ein Ergebnis  $\Delta E^0 > 0$  kann die Reaktion theoretisch ablaufen.

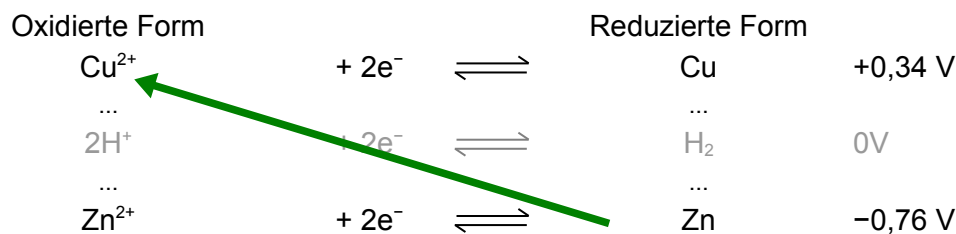
Unter Umständen gibt es aber weitere Hinderungsgründe wie z.B. eine Gasbildung, welche die Elektroden blockieren (oder eine feine Oxidschicht, wie beim Aluminium), welche eine praktische Reaktion dann doch behindern.

**Das Standardpotential des Oxidationsmittels muss positiver sein, als das des Reduktionsmittels.**

So können z.B. die  $H^+$ -Ionen einer Säure nur die Metalle oxidieren, welche ein negativeres Normalpotential haben (also unedlere Metalle). Edle Metalle mit  $E^0 > 0$  werden von Säure nicht angegriffen.

Wenn Reaktionen nicht freiwillig ablaufen, da  $\Delta E^0 < 0$ , kann man stattdessen die berechnete Spannung anlegen. Man spricht dann von einer **Elektrolyse**.

### Ausschnitt aus der Spannungsreihe zum Daniell Element:



Zink als Metall (reduzierte Form: Zn) kann mit den Kupferionen reagieren und wird dabei zur oxidierten Form reagieren ( $Zn^{2+}$ ). Elementares Kupfer ist dabei ebenfalls die reduzierte Form und die Kupferionen sind die oxidierte Form.

Also kann man die generelle Hilfsregel ableiten, dass die weiter unten stehende, reduzierte Form theoretisch immer mit der weiter oben stehenden, oxidierten Form reagieren kann.

### **Zusammenfassung:**

- Halbelementen, die gegenüber der Normal-Wasserstoffelektrode als Anode (Minuspol) fungieren, wird ein negatives Standardpotential zugeordnet:

=> unedle Metalle                      Standardpotential < 0  
=> edle Metalle                              Standardpotential > 0

- Je negativer das Normpotential einer Halbzelle, desto stärker ist sie als Reduktionsmittel und desto höher ist die Lösungstension des betreffenden Metalls/ Nichtmetalls.  
=> desto unedler ist das Element.
- Je positiver das Standardpotential, desto stärker das Oxidationsmittel und desto niedriger ist die Lösungstension => desto edler ist das Element.

=> stärkste Reduktionsmittel: Li, Na, K  
=> stärkste Oxidationsmittel: Halogene

1 Beachte, dass  $E^0$  Konzentrationsabhängig ist

## **Korrosion und Korrosionsschutz**

Korrosion (von lat. Corrodere - „zernagen“) bezeichnet allgemein die allmähliche Zerstörung eines Stoffes durch Oxidation.

### **Arten der Korrosion**

- Flächenkorrosion
- Lochkorrosion
- Risskorrosion

### **Korrosion bei Eisen (Rosten)**

Ein Wassertropfen benetzt einen Eisengegenstand. Aus dem Eisengegenstand scheiden sich positive Eisenionen ab, welche in die wässrige Umgebung diffundieren. Die Elektronen verbleiben im Eisen. Sauerstoff gelangt von außen an den Wassertropfen. Er reagiert mit den freien Elektronen zu negativen Oxidionen. Beide Ionensorten verbinden sich nun bei Wassermangel und bilden Eisenoxid.

### **Was ist Rost?**

Rost ist ein sehr komplexes Gemisch aus mehreren Verbindungen vom Typ:

$x\text{Fe}^{\text{II}}\text{O} \cdot y\text{Fe}^{\text{III}}_2\text{O}_3 \cdot z\text{H}_2\text{O}$  (x, y, z sind positive Verhältniszahlen).

Vereinfacht wird Rost als Eisenoxid oft durch die Formel  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  dargestellt.

### **Korrosionsschutz**

Es gibt zwei grundsätzlich verschiedene Verfahren zum Schutz: passiver und aktiver Korrosionsschutz.

**Passiver Korrosionsschutz** durch eine Passivschicht. Dies kann eine Isolierung aus Kunststoff, ein Lack oder eine Verzinkung sein.

#### Verschiedene Möglichkeiten:

- spontane Passivierung (z.B. bei Chrom)
- unsichtbare Oxidschicht trennt das Metall von der Atmosphäre (z.B. Aluminiumoxid, welches Aluminium überzieht)
- Galvanisieren (Überziehen des Metalls mit einer edlen Schicht (z.B. Kupfer als Überzug)
- Überzüge oder Lacke

**Aktiver Korrosionsschutz** durch eine Opferanode oder eine Fremdstromanode. Dabei wird die Opferanode, welche unedler als das eigentliche Metall ist, an dessen Stelle oxidiert.

#### Opferanode:

Überziehen des Metalls mit einem unedleren Metall, was an dessen Stelle oxidiert. Dies lohnt sich immer dann, wenn die Opferanode weniger Wert als das zu schützende Metall hat.

## **Fremdstromanode**

Die Fremdstromanode kann als Ersatz für eine Opferanode dienen.

- Schutzstrom verschiebt das Potential an der Grenzfläche in negative Richtung.
- Bei einem bestimmten Potentialwert wird die Korrosionsgeschwindigkeit des Grundwerkstoffes technisch vernachlässigbar klein.

## **Korrosionsmessung**

### **Indirekte Verfahren**

- pH-Messung
- Ionenkonzentrations-Messung

### **Direkte Verfahren**

- visuelle Inspektionen
- Ultraschallwanddickenmessung
- Röntgenuntersuchung

### **Zusatzinformationen:**

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

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

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

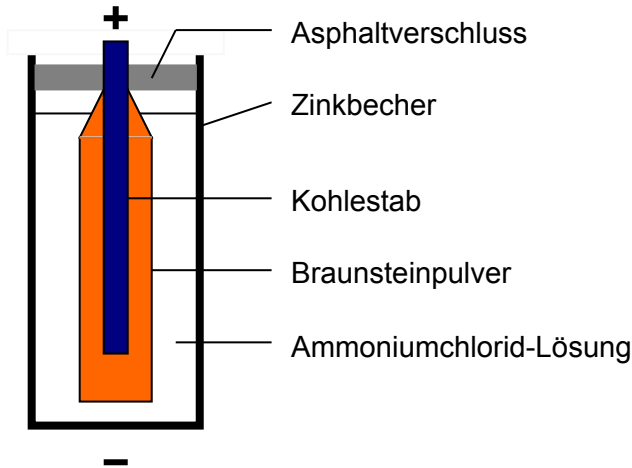
### Elektrochemische Stromerzeugung für den Alltag

V: In einem Batteriegelas mit Ammoniumchloridlösung steht ein Zinkbecher.

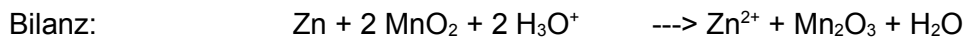
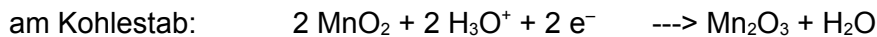
In die Lösung taucht man eine Graphitelektrode ein, die mit einem mit Braunstein gefüllten Beutel umhüllt ist. (Im Leclanché-Element ist die Ammoniumchloridlösung durch Gelatine eingedickt).

Die beiden Elektroden werden durch ein Voltmeter verbunden.

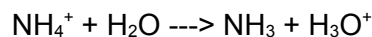
#### Die Trockenbatterie (Leclanché Element)



#### **Redoxsysteme:**



Das Oxoniumion entsteht durch die Protolyse des Ammonium-Ions.



Ammoniak entweicht nicht, sondern wird an Zink-Ionen gebunden.

**Spannung:** ca. 1,5 V

**Anwendung:** Taschenlampenbatterie usw.

## Die Elektrolyse – eine erzwungene Redoxreaktion

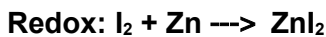
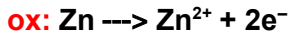
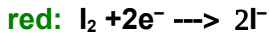
Problem: Kann man Redoxreaktionen, die nicht von selbst ablaufen, erzwingen?

### a) Vorversuch: die (freiwillige) Reaktion von Zink mit Iod

V: Zinkpulver wird in Iod ( $I_2$ )-Lösung getaucht.

B: Es kommt zur Entfärbung

S: Das rote Iod hat zum farblosen Iodid reagiert. Gleichzeitig reagiert Zink zu Zinkionen.



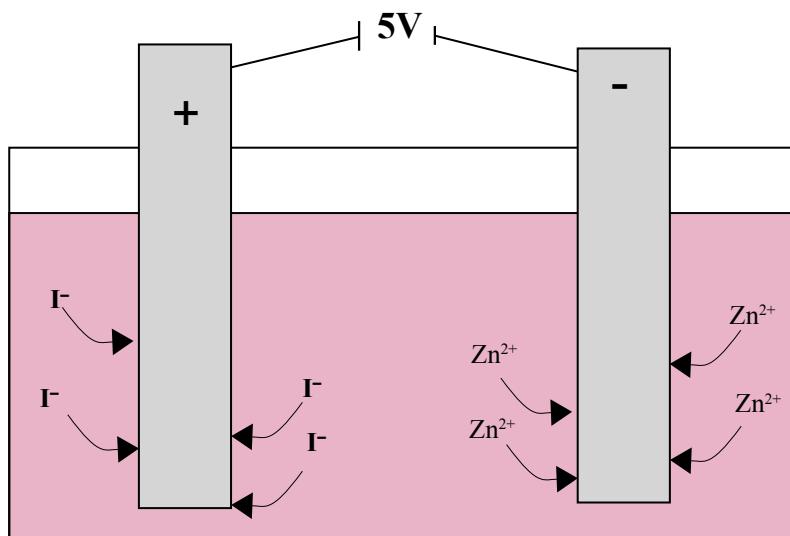
Iod wird dabei reduziert und Zink oxidiert => Zink ist unedler als Iod!

Wie Du vielleicht schon bemerkt hast, lassen sich chemische Reaktionen manchmal umkehren (z.B. kann Wasserstoff mit Sauerstoff in der Knallgasreaktion reagieren - und Wasser kann durch elektrische Wasserzersetzung im Hoffmann'sche Wasserzersetzungsgesetz wieder zu Wasserstoff und Sauerstoff reagieren).

Jetzt ist es allerdings so, dass wenn eine Reaktion, so wie die obere des Vorversuches, freiwillig abläuft, sie nicht so ohne weiteres umkehrbar ist. Die Rückreaktion muss unter Energieeinsatz „erzwungen“ werden. Eine solche Reaktion ist die Elektrolyse.

### b) Die (erzwungene) Zersetzung von Zinkiodid

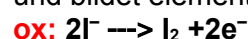
V: Elektrolytische Zersetzung einer  $ZnI_2$ -Lösung durch elektrischen Strom. Dazu werden in eine Zinkiodidlösung zwei Kohlenstoff (Graphit)-Elektroden gehalten und an diese eine Gleichspannung angelegt.



**B/S:**

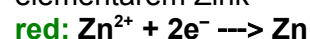
#### **Vorgänge am Pluspol:**

$I^-$  aus der Lösung wird vom Pluspol angezogen. Dort gibt es sein Elektron ab und bildet elementare Iod!



#### **Vorgänge am Minuspol:**

$Zn^{2+}$  wird vom Minuspol angezogen. Die  $Zn^{2+}$ -Ionen der Lösung nehmen Elektronen auf und reagieren zu elementarem Zink



**Eine Elektrolyse ist die Umkehrung einer Redoxreaktion, die beispielsweise in einem galvanischen Element freiwillig ablaufen würde. Die Mindestspannung, die zum Ablauf einer Elektrolyse notwendig ist, bezeichnet man als Zersetzungsspannung.**

Atome können mehr oder weniger leicht Elektronen abgeben oder aufnehmen. Bei freiwilligen Reaktionen ist es bei Metallen in der Regel so, dass der unedlere Partner, „gerne“ oxidiert, also Elektronen abgibt und der edlere Partner gerne Elektronen aufnimmt. Bei Nichtmetallen ist die übrigens umgekehrt.

Treffen nun zwei Atomsorten aufeinander, die ein gegensätzliches Bestreben zeigen, also an diesen entsprechenden Partner z.B. keine Elektronen abgeben wollen (z.B. weil sie edler sind!), dann muss man diese Reaktion erzwingen.

Die zur Elektrolyse notwendige Energie entspricht vom Betrag der Energie, die bei der freiwilligen Umkehrreaktion frei wird.

#### **Zusatzinformationen:**

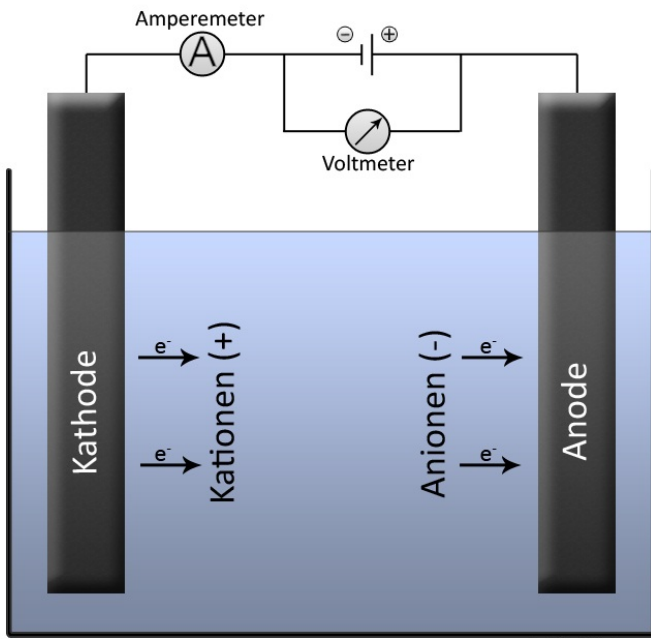
<https://de.wikipedia.org/wiki/Elektrolyse>

#### **Aufgaben:**

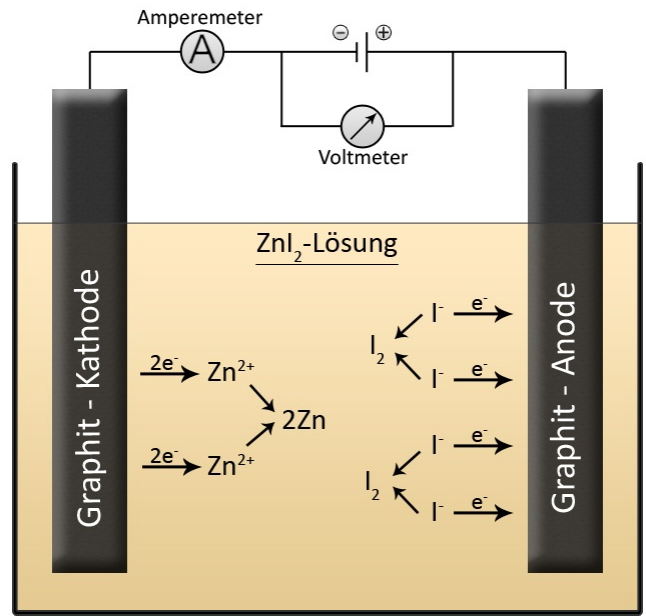
1. Warum verwendet man Gleichspannung und nicht etwas Wechselspannung?
2. Zur Messung der Leitfähigkeit haben wir im Unterricht immer Wechselspannung verwendet, warum?
3. Welche Gase würden sonst entstehen?



**Prinzip der Elektrolyse**



Ersteller: Niko Lang



Ersteller: Niko Lang

Quelle Bilder: Creative Commons-Lizenz Namensnennung-Weitergabe unter gleichen Bedingungen 2.5 US-amerikanisch (nicht portiert) by Wikicommonsuser Nico Lang [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Elektrolyse\\_Allgemein.jpg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Elektrolyse_Allgemein.jpg) [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Elektrolyse\\_Zinkiodid.jpg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Elektrolyse_Zinkiodid.jpg); Lizenz: <https://creativecommons.org/licenses/by-sa/2.5/deed.de>

## Verwendungsgebiete der Elektrolyse

### Elektrolytische Raffination

- Reinigung von Metallen,
  - Metallgewinnung aus Erzen
- } um ein reines Metall aus einem Gemisch zu bekommen.

### **Generell gilt:**

- Das Elektrolytmetall dient als Kathode, das reine Metall als Anode.
- Als Lösung nimmt man am besten eine Salzlösung des Metalls oder man verzichtet auf die Lösung und stellt eine Salzschnmelze mit freibeweglichen Ionen her.
- Edlere Metalle aus Erzen oxidieren nicht an Kathode. Sie fallen als unlöslicher Kathodenschlamm herab. Dieser Schlamm ist wertvoll, da er reine Edelmetalle enthält!

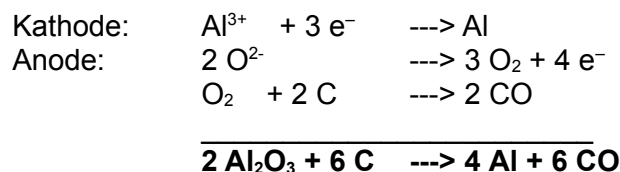
## Aluminiumgewinnung

### Vorkommen:

- Aluminium ist das häufigste Metall der Erdkruste.  
(Al ca. zu 7,6% , Fe ca. 5% - bei den Nichtmetallen ist O mit ca. 50% und Si mit 25% führend).  
=> Al ist das dritthäufigste Element der Erdkruste.
- Allerdings gibt es nur wenige Stellen, an denen sich der Abbau aufgrund hoher Konzentration im Boden lohnt.
- Meist kommt es in Form von Aluminiumsilikaten vor. Diese können allerdings aufgrund ihrer festen Kristallstruktur nur schwer in elementares Aluminium umgewandelt werden.  
Geeigneter ist die zweithäufigste Form, das Bauxit (Al(OH)<sub>3</sub>).
- Bauxit ist der Ausgangsstoff für die Aluminiumgewinnung.
- Das erste Bauxit wurde 1821 in Les Baux in Südfrankreich gefunden.
- Wichtige Bauxitvorkommen sind in Südfrankreich (Les Baux), Guinea, Bosnien und Herzegowina, Ungarn, Russland, Indien, Jamaika, Australien, Brasilien und den USA.
- Al ist wichtig in Gesteinsbildenden Mineralien (Feldspate  $\xrightarrow{\text{Verwitterung}}$  Ton)
- Aluminiumoxid (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) ist in mineralischer Form (auch Korund genannt) fast so hart wie Diamant  
(gefärbter Korund ist auch bekannt als roter Rubin und blauer Saphir).

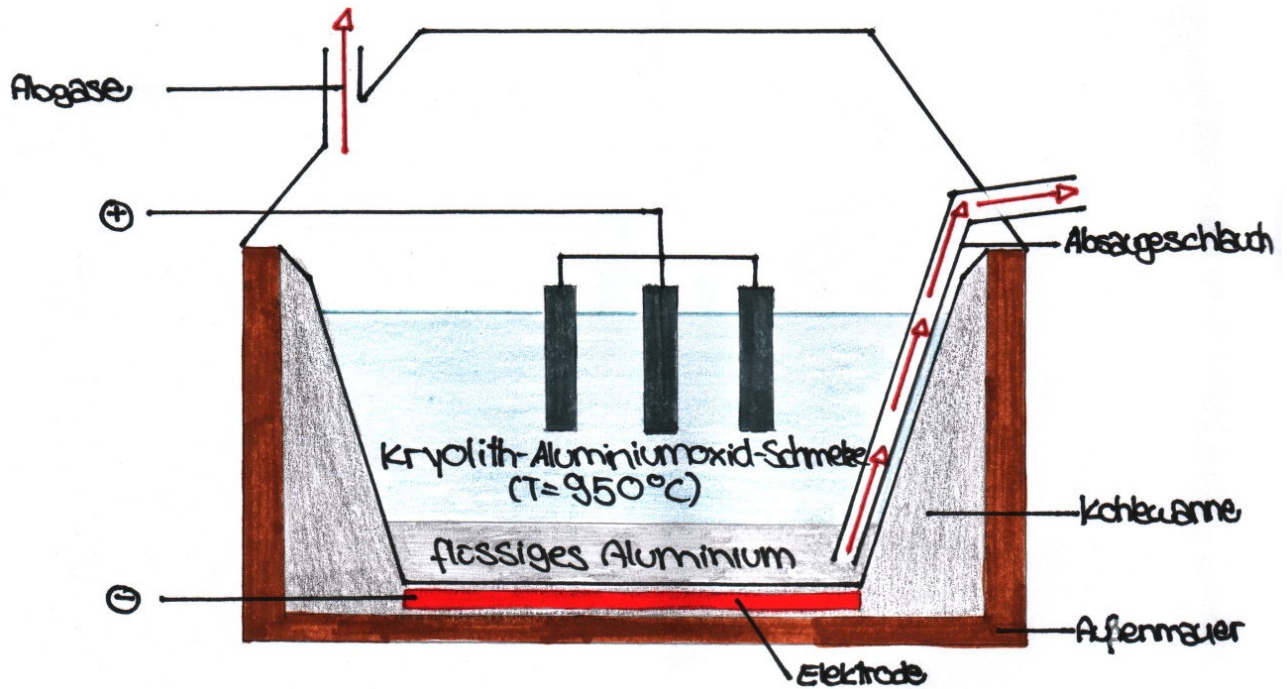
### Herstellung von elementarem Aluminium

- Durch Schmelzflusselektrolyse von Bauxit wird elektrolytisch elementares Al hergestellt.
- Eine Bauxitlösung kann man nicht elektrolysieren, da sich aus der Salzlösung H<sub>2</sub> anstelle von Al bilden würde.
- Zur Herstellung wird Bauxit, ein Gemisch aus Al(OH)<sub>3</sub>, Eisen(III)-oxid, SiO<sub>2</sub> und anderen Verunreinigungen verwendet.
- Zuerst muss das Bauxit mit Natronlauge behandelt werden:  
Bauxits + NaOH => Bildung von Aluminiumhydroxid (Al(OH)<sub>3</sub>)
- Erhitzen von Aluminiumhydroxid: Al(OH)<sub>3</sub> + Hitze => Bildung von Aluminiumoxids (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>)
- Die Reaktion findet nun in einer Schmelze von Aluminiumoxid statt (bei ca. 1500°C). In der Schmelze befinden sich die freibeweglichen Ionen: Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ---> Al<sup>3+</sup> + 3 O<sup>2-</sup>.
- Die freibeweglichen Ionen wandern zu den entsprechenden Polen und reagieren:



Damit die Reaktion bei 1500°C überhaupt ablaufen kann, ist der Katalysator Kryolith notwendig. Er verringert die notwendige Reaktionstemperatur.

=> „Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>-Lösung“ in Kryolith  
=> Smp. des Gemisches ~ 950 °C

**Zusatzinformationen:**

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

**Elektrolytische Raffination von Kupfer**

Kupfererze werden zuerst in einem Ofen geröstet. Ist reines Kupfer enthalten, so fließt es aus dem Erz. Das so gewonnenen Kupfer hat eine Reinheit von ca. 95%. Dieses Rohkupfer wird nun geschmolzen und stark in einem Flammenofen mit Luftzufuhr erhitzt. Unedlere Verunreinigungen (der Hauptanteil) oxidieren! Es bildet sich 99% reines Kupfer, welches in diesem Prozess auch Garkupfer genannt wird. Das letzte Prozent Reinheit wird dann erst durch eine Elektrolyse (elektrolytische Raffination) erreicht:

**Wiederholungsfragen, die einfach Freude bereiten ;-)**

1. Erkläre den Begriff „Lösungstension“ (=Lösungsdruck)
2. Wie kommt es durch die Lösungstension zu verschiedenen Spannungspotentialen bei Cu und Zn-Stäben?
3. Wie kann man ein Vergiften vermeiden?
4. Erkläre genau die Vorgänge an beiden Stäben mit Reaktionsgleichungen und einer Gesamtreaktionsgleichung.
5. Was sind Galvanische Elemente und was ist ein Daniell-Element? Erkläre mit einer beschrifteten Zeichnung.
6. Stelle die Reaktionsgleichung der elektrochemischen Reaktion des Daniell-Elementes auf.
7. Definiere: Anode, Kathode, Halbzelle, Standardpotential, Normalpotential, elektrochemische Spannungsreihe.
8. Wie würde man eine Elektrolyse durchführen, bei der es zur Bildung eines unedlen Metalls, wie z.B. Natrium kommt?
9. Welche Unterschiede bestehen zwischen galvanischen Elementen und der Elektrolyse?
10. Wirkt Wasserstoffperoxid ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) eher als Reduktions- oder als Oxidationsmittel? Wie kann man dies theoretisch und praktisch beweisen?
11. Wenn gelöster Schwefelwasserstoff an der Luft steht, wird die Lösung nach einiger Zeit gelb. Welche Reaktion läuft ab. Stelle dazu auch das Redoxpotential auf.
12. Im Labor sollen  $\text{Hg}^{2+}$ -Ionen zu  $\text{Hg}^+$ -Ionen reduziert werden, ohne dass dabei das leicht in die Gasphase übergehende (und beim Einatmen giftige) metallisches Quecksilber ( $\text{Hg}$ ) entsteht. Welches Redoxpotential muss das Reduktionsmittel haben? Begründe!
13. Wenn eine Lösung von Schwefelwasserstoff längere Zeit an der Luft steht, scheidet sich Schwefel ab, welcher darauf sichtbar schwimmt. Erkläre und formuliere die Reaktionsgleichung.
14. Die Metalle Silber, Zink, Kupfer und Blei werden jeweils in Silbernitrat-, Bleinitrat-, Zinksulfat- und Kupfersulfat-Lösung gegeben. In welchen Fällen findet eine Reaktion statt?
15. Nennen Sie drei Metalle, die trotz stark negativem Normalpotential gegenüber Wasser beständig sind.
16. Für einen Versuch benötigt man sehr reines Kupfer(II)-Chlorid. Ein unbedachter Praktikant entnahm das Salz mit einem Stahlöffel aus der Aufbewahrungsflasche. Warum war der Laborleiter, der alles beobachtet hatte, skeptisch in Bezug auf die Ergebnisse?
17. Bei der Kupfergewinnung kann man sich den besonderen Stoffwechsel von Bakterien zunutze machen. Erze mit geringem Kupferanteil werden dazu mit den Bakterien in Kontakt gebracht. Die Bakterien wandeln nun ebenfalls vorhandenes  $\text{Fe}^{2+}$  zu  $\text{Fe}^{3+}$  um. Das Produkt wandelt nun die Sulfidionen des Kupfersulfids in Sulfat um (Bildung von  $\text{CuSO}_4$ ). Kupfersulfat ist Wasserlöslich, sodass das Kupfersalz nun einfach aus dem Gestein gelöst und anschließend elektrolytisch Kupfer gewonnen werden kann. Stelle die passende Redoxreaktion auf.
18. Erkläre den Aufbau eines Daniell-Elementes (mithilfe einer Zeichnung und den passenden Reaktionsgleichungen).
19. Welche unerwünschten Vorgänge finden in galvanischen Elementen statt, wenn sie nicht durch ein Diaphragma oder eine Salzbrücke in Halbzellen aufgetrennt sind? Gebe die Reaktionsgleichungen dazu an.
20. Zeichne ein galvanisches Element mit einer Silber- und einer Kupferelektrode. Bestimme die elektrischen Pole, Anode und Kathode sowie die Stromflussrichtung. Welche Spannung wird gemessen werden?
21. Berechne die Leerlaufspannung des  $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{H}^+/\text{H}_2$
22. Wie lauten die genauen Standardbedingungen?
23. Berechne die Spannungen der folgenden galvanischen Elemente bei Standardbedingungen:
  - a)  $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+} // \text{Pt}/\text{Pt}^{2+}$
  - b)  $\text{Al}/\text{Al}^{3+} // \text{Br}_2/\text{Br}^-/\text{Pt}$
  - c)  $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+} // \text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}/\text{Pt}$
  - d)  $\text{Ag}/\text{Ag}^+ // \text{Au}/\text{Au}^{3+}$
24. Definiere Oxidationsmittel und Reduktionsmittel. Welches Element ist das stärkste Oxidationsmittel?
25. Läuft die folgende Reaktion freiwillig ab? Berechne die EMK und stelle die Reaktionsgleichung auf.
  - a) Chlor und Iodid
  - b) Ein Zinkstab in einer Silberionenlösung
  - b) Silber und Säure

- c) Eisen und Chlor
  - d)  $\text{MnO}_4^-$ -Ionen in saurer Lösung  $\text{H}_2\text{O}_2$
  - e) Schwefelwasserstoff und Iod
  - f) Brom wird in eine NaCl-Lösung gegeben
  - g) Zinn wird in eine Eisen(II)-sulfatlösung gestellt
  - h) Kupfer reagiert mit einer Eisen(III)-sulfatlösung
26. Warum kann man angelaufenes Silberbesteck in heißer Kochsalzlösung mit Aluminiumfolie „reinigen“?
27. a) Fertige eine beschriftete Skizze eines Bleiakкумуляtors an.  
b) Formuliere die Gleichungen für die beim Entladen an Anode bzw. Kathode ablaufenden Reaktionen.  
c) Früher musste bei den Blei-Akkumulatoren von Zeit zu Zeit destilliertes Wasser nachgefüllt werden.
28. Als Schutz vor Korrosion soll ein Eisenblech (Das Standardpotenzial von Eisen beträgt  $E_o = -0,44\text{V}$ ) mit einer metallischen Schutzschicht umgeben werden. Zur Verfügung stehen folgende Metalle:
- |           |                        |
|-----------|------------------------|
| Aluminium | $E_o = -1,67\text{ V}$ |
| Zink      | $E_o = -0,76\text{ V}$ |
| Nickel    | $E_o = -0,25\text{ V}$ |
| Blei      | $E_o = -0,13\text{ V}$ |
- Welche Metalle eignen sich überhaupt nur als Korrosionsschutz? (Auch nach einer möglichen Verletzung der Schutzschicht?) Begründe ausführlich.
29. Beschreibe die Herstellung von Aluminium aus Bauxit. Gehe dabei auf folgende Fragen ein:
- a) Welche Rolle spielt Kryolith bei dem Prozess?
  - b) Warum muss alles wasserfrei ablaufen?
  - c) warum nennt man den Vorgang auch Schmelzflusselektrolyse?
  - d) warum ist die Aluminiumherstellung so teuer?
30. Kann man aus der Spannungsreihe Informationen über die Möglichkeit einer Elektrolyse gewinnen? Erkläre!
31. Erkläre die Begriffe Zeretzungsspannung und Überspannung.
32. Welche der folgenden Reaktion läuft ab? Begründe mithilfe der Spannungsreihe.
- a) Zugabe von Kupfer zu einer Silbernitratlösung?
  - b) Zugabe von Silber zu einer Kupfersulfatlösung?
  - c) Ein Sulfid (aus Eiern) kommt in Kontakt mit Silber.
  - d) Silberionen kommen in Kontakt mit Schwefel.