

(10) REDOXVORGÄNGE: DER ÜBERGANG VON ELEKTRONEN.

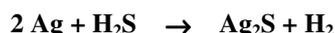
☞ Bitte genau hinschauen: ein Brommolekül wird als Br_2 abgekürzt, man erkennt elementares Brom an der Farbe (braun bis rotbraun). 2I^- bezeichnet aber zwei Stück Iodidionen, zu denen es natürlich auch dazupassende Kationen geben muss (hier sind es Kaliumionen K^+ , denn man verwendet das in Wasser gelöste Salz Kaliumiodid, Formel KI). Wir erinnern uns: die Bezeichnung (aq) steht für „in Wasser gelöst“, $\text{Br}_{2(\text{aq})}$ wird auch als „Bromwasser“ bezeichnet (wir werden dieser Flüssigkeit in der Organischen Chemie wieder begegnen). Einige Fragen zur obigen Gleichung:

- ☞ Welches Teilchen (der linken Seite) wurde oxidiert?
- ☞ Welches Teilchen (der linken Seite) wurde reduziert?
- ☞ Welches Teilchen (von allen vieren) ist das stärkere Oxidationsmittel?

Anwendungen:

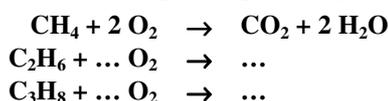
Es liegt in unserer Natur, bei Redoxreaktionen entweder die Oxidation oder die Reduktion interessanter zu finden. So ist bei den folgenden Vorgängen die Oxidation interessanter (zu lernen sind die Vorgänge, keine Reaktionsgleichungen):

☞ Manche Stoffe oxidieren „von selbst“, wie beispielsweise viele Metalle: Kupfer setzt (im Freien) grüne Patina an, Silber wird schwarz:

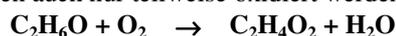


Es bildet sich schwarzes Silbersulfid – der Schwefel kommt aus unserem Körper (bei Schmuck) oder aus bestimmten Speisen (Silberbesteck).

- ☞ Salzbildung aus den Elementen – wir sahen die Reaktion zwischen $\text{Al} + \text{Br}_2$. So lassen sich Halogenide und Oxide beide als Salze auffassen.
- ☞ Vollständige Verbrennungsvorgänge (Produkte: CO_2 und H_2O), beispielsweise von Methan:



☞ Moleküle von flüchtigen Stoffen können auch nur teilweise oxidiert werden:



Hierbei handelt es sich um die Oxidation von Alkohol zu Essigsäure. (So wird unser Speiseessig gemacht, Ausgangsstoff ist Kartoffelsprit, Wein oder Apfelwein).

Beispiele für wichtige Reduktionen:

Hier geht es sehr oft um die Bildung eines **ELEMENTAREN METALLS** aus einer **METALLVERBINDUNG** (Ionenform des Metalls). Das ist die eigentliche Bedeutung des Begriffs Reduktion: *Zurückführung* der Metallverbindung zum Metall. Metallverbindungen, die in der Natur vorkommen und aus denen man das betreffende Metall wirtschaftlich gewinnen kann, heißen **ERZE**.

☞ Die Elektrolyse einer Kupferchloridlösung:

☞ Beschreibe den Versuch!

Die Anwendung in der Technik: Rohkupfer wird elektrolytisch gereinigt – Auflösung an der Anode (Oxidation des Kupfers) und Abscheidung von hochreinem (99,99%) Kupfer an der Katode (Reduktion der Cu^{2+}). Die hohe Reinheit ist wichtig zur Stromleitung!

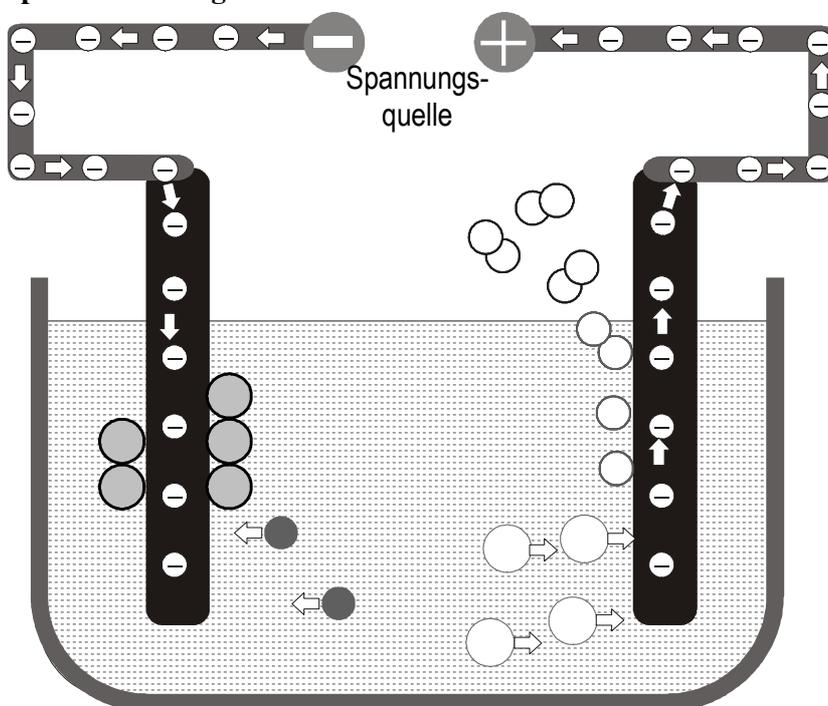
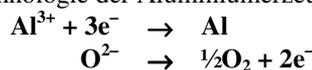
☞ Reduktion von Kupferionen mit Wasserstoff – Versuch siehe Kapitelanfang. Auch hier muss Energie zugeführt werden – wo kommt sie her? ☞

Offenbar sind in Gegenwart von Sauerstoff oder Chlor Kupferionen stabiler als Kupferatome.

☞ Reduktion eines (beispielsweise Eisen-) Erzes durch Kohlenstoff und/oder CO: Hochofentechnologie.

Aus: Bertelsmann Discovery 1995: Technologie [griech.] Beschreibung u. Erforschung der in der Technik angewendeten Produktionsverfahren.

☞ Reduktion eines Erzes durch Strom: Technologie der Aluminiumerzeugung:



(10) REDOXVORGÄNGE: DER ÜBERGANG VON ELEKTRONEN.

(der gebildete Sauerstoff reagiert mit dem Anodenmaterial, das vor allem aus Kohlenstoff besteht).

Die Oxidationszahlen:

Es ist Dir vielleicht aufgefallen, daß bei Redoxreaktionen manchmal ungeladene Teilchen beteiligt sind, welche auch „oxidiert“ (oder „reduziert“) werden. Beispiel: aus H_2 wird H_2O . Doch hier verlassen keine Elektronen ein Teilchen und doch halten wir den Vorgang für eine Oxidation (des Wasserstoffmoleküls). Schauen wir uns dazu das Wassermolekül noch einmal an:

Wie bekannt, sind die Bindungselektronen zum (elektronegativeren) Sauerstoffatom verschoben. Nun „tut man so“, als wären diese Elektronen „ganz beim Sauerstoffatom“, d.h. man teilt sie einfach so auf, daß das Atom mit der höheren EN alle bekommt. Die dadurch entstehende „Ladung“ schreibt man als **OXIDATIONSZAHL (OZ)** an, also +1 bei jedem der H-Atome und -2 beim O-Atom. Nun kann man (polare) Moleküle bezüglich Reduktion und Oxidation ähnlich wie Ionen behandeln!



Die Oxidationszahl eines Atoms in einer Verbindung erhält man, wenn man alle Bindungselektronen jeder Bindung zum jeweils elektronegativeren Atom zählt.

Bitte beachten: Ionenladungen werden so geschrieben: Cu^{2+} . Oxidationszahl wird so O^{-2} geschrieben: , also erst Vorzeichen, dann Zahl (und über das chemische Zeichen). Die Oxidationszahl wird immer für ein Atom des Elements angeschrieben, also z. B. OZ = +1 für Wasserstoff in H_2O . Im Prinzip kann man die OZ aus dem Molekül berechnen, indem man die Bindungselektronen aufteilt, aber es geht auch anders:

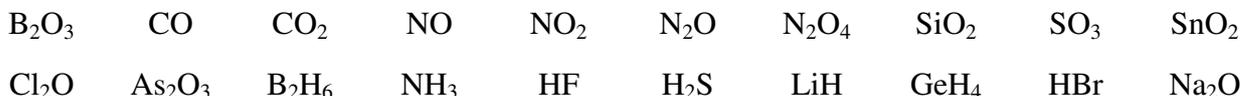
Drei wichtige Regeln für Oxidationszahlen:

- (1) Jede Atombindung wird so aufgeteilt, daß die Bindungselektronen zum elektronegativeren Atom kommen.
- (2) Die **SUMME** der OZ in (ungeladenem) Molekül ist **NULL!** Ist das Molekül geladen (also ein Komplexion), so ist $\sum OZ =$ seiner Ladung.
- (3) Elemente (wie H_2 , O_2 , ...) haben immer OZ = 0.

Man kann sich die Sache leichter machen, wenn man annimmt, daß ein Sauerstoffatom immer (außer in Verbindung mit Fluor oder in Peroxiden) OZ = -2 hat! Ebenso Wasserstoff: seine OZ ist immer eins (Vorzeichen hängt vom Partner ab).

WICHTIG! Das Vorzeichen ist Bestandteil der OZ (also nicht weglassen, auch wenn es positiv ist).

☞ Bestimme die OZ des jeweiligen Partners von Sauerstoff bzw. Wasserstoff in



☞ Und dann noch (die Halogenatome haben praktisch immer OZ = -1):



☞ Nun wollen wir unser Wissen auf Reaktionsgleichungen anwenden:



☞ Dabei ändert sich die OZ des Schwefelatoms von ... nach ... und die des Sauerstoffatoms von ... nach ...



☞ Dabei ändert sich die OZ des Schwefelatoms von ... nach Offenbar ist eine positive Zunahme (Zunahme in positiver Richtung) der OZ eines Teilchens eine Reduktion oder eine Oxidation!

Elektrochemie.

In die Kombination von elektrischen mit chemischen Vorgängen sind wir schon über die **ELEKTROLYSE** eingestiegen. Hier steckt man elektrische Energie in ein chemisches System *hinein*, die Produkte speichern chemische Energie.

Das Gegenteil finden wir **IM ELEKTROCHEMISCHEN ELEMENT** („Batterie“): hier enthält das System chemische Energie, die wir – bei Bedarf – in elektrische verwandeln können.

Voraussetzung für das folgende Unterkapitel: Erkläre Dir selbst die folgenden vier Begriffe:

☞ Oxidation ☞ Reduktion ☞ Kation ☞ Anion

Sowohl bei der Elektrolyse wie im elektrochemischen Element („Batterie“, „Akku“) haben wir drei Komponenten:

- (1) **ELEKTROLYT** – eine stromleitende Flüssigkeit
- (2) **ELEKTRODEN** – 2 stromleitende Festkörper
- (3) Elektrische **HARDWARE** wie Kabel, Messinstrument, etc. ...

(10) REDOXVORGÄNGE: DER ÜBERGANG VON ELEKTRONEN.

Meist sind die Elektroden aus Metall. Klar daß es hier zu Oxidationen/Reduktionen kommt. Daher die Frage:

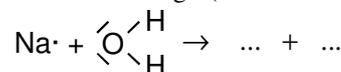
Welche Metalle sind leicht oxidierbar?

Aus der Alltagserfahrung wissen wir, welches der folgenden Metalle am schwersten zu oxidieren ist: Unterstreiche es:
Eisen, Zink, Gold, Blei, Aluminium, Natrium.

Daher wird das „aurum“ auch von ChemikerInnen als **EDELMETALL** angesehen, ebenso wie Silber, Platin und, mit etwas Großzügigkeit, Kupfer und Quecksilber. Dass Natrium ein unedleres Metall ist als Eisen zeigen zwei Versuche:

(1) Verbrennung von Natrium. Das Oxidationsprodukt von Natrium reagiert mit Wasser zu Natronlauge (=in Wasser gelöstes Natriumhydroxid).

(2) Direkte Reaktion von Natrium mit Wasser: Betrachte die Abbildung rechts:



☞ Formuliere die Reaktionsgleichung: ...

Nun wird klar, warum man Natrium unter Paraffinöl aufhebt: es reagiert mit Sauerstoff (aus der Luft) und Wasser. Natrium ist eines der unedelsten Metalle, das wir kennen. Auf Grund von solchen Versuchen kann man eine Reihe aufstellen, in der die Metalle „nach ihrem edlen Charakter geordnet sind.“

☞ Schreib die Namen unter die Zeichen:

Na	Al	Zn	Fe	Pb	Cu	Ag	Au
☞							
das unedelste		→	Metall			→	das edelste

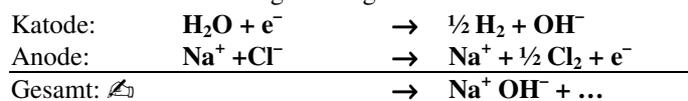
Elektrolyse zusammengefasst: Man braucht: ☞ Gleichspannung, ☞ zwei stromleitende Festkörper (Elektroden aus Metall oder Kohlenstoff) und ☞ einen Elektrolyten (Salzschmelze oder Lösung eines Salzes, einer Base oder Säure).

Von den bisherigen Elektrolysen (beispielsweise der von CuCl₂) wissen wir, daß an der **KATODE** eine **REDUKTION** (Merkregel: ☐ – ☐) und an der **ANODE** eine **OXIDATION** (Merkregel: ☐ – ☐) stattfindet.

Drei technisch wichtige Elektrolysen:

☞ **Die „Chloralkalielektrolyse“**, Ausgangsstoff: Kochsalz(-lösung), Produkte: Chlor, Wasserstoff, **NATRONLAUGE** (=Natriumhydroxidlösung).

☞ Addiere die Halbgleichungen:

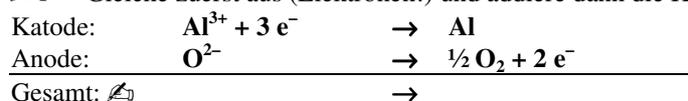


Warum reagiert das neutrale Wassermolekül und nicht das Natrium-Ion? Antwort: Anscheinend ist Na⁺ schwerer zu reduzieren als das Wassermolekül!

Elektrolysen sind offenbar leichter zu verstehen, wenn man die Vorgänge an Anode und Katode getrennt betrachtet. Wir schreiben **HALBGLEICHUNGEN** an, in denen die Elektronen vorkommen, die übertragen werden.

☞ **Die Aluminiumherstellung**, Ausgangsstoff: hochreines Aluminiumoxid Al₂O₃, Produkt: Aluminium und viele Schadstoffe.

☞ Gleiche zuerst aus (Elektronen!) und addiere dann die Halbgleichungen:

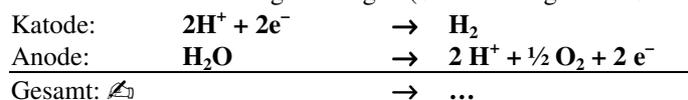


Da die Elektroden hauptsächlich aus Kohlenstoff bestehen (hoher t_m!), reagiert bei der hohen Temperatur (~1500°C) die Anode mit dem gebildeten Sauerstoff: sie verbrennt.

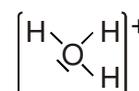
Probleme für die Umwelt: ☹ Großer Energieverbrauch (Limodose kostet ein Vielfaches im Vergleich zu ihrem Inhalt!) ☹ viel Sondermüll bei der Vorreinigung von Bauxit zum Ausgangsstoff und ☹ giftige, krebserzeugende Abgase beim Abbrand der Elektroden und bei der Zersetzung des „Kühlmittels“ Kryolith, einer Fluorverbindung. Konsequenzen: Auch wegen der Rohstoffbasis wird die Produktion in Drittweltländer mit unausgenützten Stromreserven ausgelagert, beispielsweise nach (wo gibt es riesige Staudämme?).

☞ **Die (saure) Wasserelektrolyse**, Ausgangsstoff: Wasser mit Zusätzen (KOH, H₂SO₄, ...). Produkte: H₂ und O₂.

☞ Addiere die Halbgleichungen (Stromleitung durch Säurezusatz: H⁺):



(Die Wasserstoff-Ionen H⁺ sind natürlich hydratisiert, daher schreiben sie viele Chemiker als H₃O⁺, siehe Abbildung rechts, das kompliziert die Gleichung aber nur unnötig).



Dieses technische Verfahren ist zur Herstellung von Wasserstoff als Energieträger derzeit meist nicht wirtschaftlich. Wasserstoff für Syntheszwecke wird, wie Du dich erinnerst, aus billigem Erdgas hergestellt. Elektrolytisch wird H₂ nur erzeugt, wenn man eine besonders reine Qualität braucht. Näheres siehe weiter unten unter ⇒ Brennstoffzelle.

Aus Beobachtungen, in welcher Reihenfolge sich Kationen an der Katode abscheiden (beispielsweise Kupfer vor Zink,

Wasserstoff vor Natrium) lässt sich wieder eine Reihe aufstellen:

schwer abzuscheiden	→	→	→	→	→	→	→	→ leicht abzuscheiden
Na ⁺		Al ³⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Pb ²⁺	H ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺ Au ³⁺

Die elektrochemischen Elemente:

Während Dir klar ist, daß man bei einer Elektrolyse permanent elektrische Energie in das System pumpen muss, damit sich Stoffe an den Elektroden abscheiden, wobei man energiereichere Stoffe erhält, gewinnt man im elektrochemischen Element aus energiereichen Stoffen im Rahmen einer chemischen Reaktion elektrische Energie. Ob „gewinnen“ die sprachlich passende Ausdrucksform ist? Strom aus Batterien kostet etwa tausendmal soviel wie Strom aus der Steckdose. Aus diesem Grund verwendest Du für einige „kabellose“ Anwendungen lieber **AKKUS**. Außerdem sind alle Batterien **UNFREUNDLICH** zu Deiner Umwelt!

aus: Bertelsmann Discovery 1995: Batterie (Militär) [frz.] ursprüngl. die Zusammenfassung von Geschützen in beliebiger Zahl für einen Gefechtszweck, später bei der Artillerie die unterste taktische Einheit, im allg. aus 6, später 3–4 Geschützen; entspricht der → Kompanie in anderen Waffengattungen.

Elektrochemisches Element: Bauweise.

Im Prinzip ist das Element so aufgebaut, wie die Apparatur zur Elektrolyse: zwei Elektroden und ein Elektrolyt, aber...

- ☞ die Elektroden müssen verschieden sein (Bsp.: Kartoffel- oder Zitronenbatterie, Froschschenkelversuch von Galvani (1789), Voltas Säule)
- ☞ es muss sich eine (die unedlere) Elektrode auflösen (sie wird oxidiert).

An diesem Pol findet eine Reaktion statt wie

MINUSPOL: $\text{Metall} \rightarrow \text{Metall-Ion} + \text{Elektron(en)}$

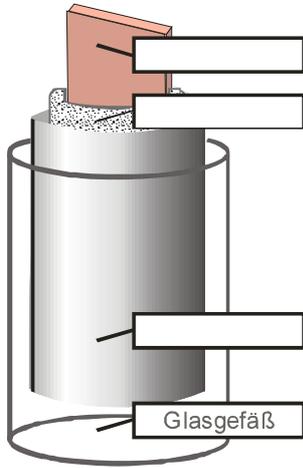
Dadurch sammeln sich in dieser Elektrode Elektronen an: **MINUSPOL**.

Diese Elektronen wandern durch den Verbraucher, in dem sie ihre Energie loswerden, zum **PLUSPOL**, wo sie das Elektrodenmaterial reduzieren.

PLUSPOL: $\text{Metall-Ion} + \text{Elektron(en)} \rightarrow \text{Metall}$

Besser verständlich wird ein elektrochemisches Element für uns, wenn wir es in zwei Teilen aufbauen bzw. aufzeichnen, die man Halbzellen oder Halbelemente nennen kann. Näheres folgt gleich:

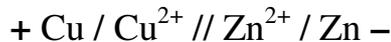
Das Daniell-Element:



oder Kupfer/Zink-Element ist eine Verbesserung der Urform von Volta: Ein Kupferblech taucht in Kupfersulfatlösung ($c=1\text{ mol/l}$), dann kommt ein Tonzylinder (er ermöglicht elektrischen Kontakt zweier Flüssigkeiten ohne Durchmischung), dann verdünnte Schwefelsäure (oder Zinksulfatlösung) und darum ein Zinkzylinder. Alles zusammen steht in einem Glasgefäß. Abbildung links, Beschrifte die Grafik!

Neu ist die halbdurchlässige Wand, hier Ton, es kann aber auch Plastikgewebe oder Cellulose (saugfähiges Papier) sein. Sie soll Ionenwanderung zwecks Ladungsausgleich ermöglichen, aber Durchmischung verhindern.

Schematisch kann man das auch so aufschreiben (/ steht für eine Phasengrenze, // für eine halbdurchlässige Wand):



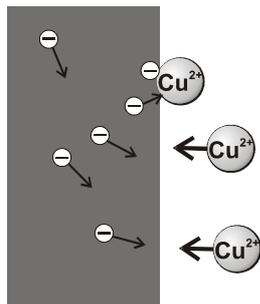
Verbindet man hier die Kupferplatte mit der Zinkplatte, so fließt ein Strom, der Arbeit leisten kann.

Wie kann man sich den Vorgang im Detail vorstellen? Nun, die **ZINKATOME** haben, weil Zink ein unedles Metall ist, eine

gewisse Tendenz, sich in der umgebenden Flüssigkeit aufzulösen:

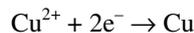


Die entstehenden Zink-Ionen mischen sich mit der Lösung, aber die Elektronen bleiben in der Zn-Platte zurück und laden diese (negativ) auf. Wenn sie nicht abfließen können (Stromkreis offen), dann kommt der Vorgang bald zum Erliegen, weil weitere Zink-Ionen das negativ geladene Metall nicht verlassen können.

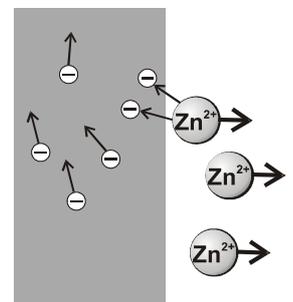


Anders der Fall, wenn der Stromkreis geschlossen wird: Dann können die Elektronen über Draht und Verbraucher zur Kupferplatte abfließen.

Die edlen **KUPFERATOME** lösen sich praktisch nicht in der umgebenden Lösung auf, im Gegenteil: Kupferionen lassen sich auf der Platte häuslich nieder – samt ihrer positiven Ladung:



Die positive Ladung wird nur durch stetigen Zufluss von Elektronen durch die Zuleitungs-

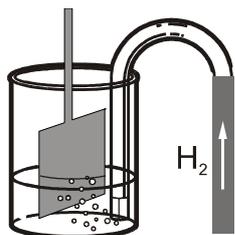


(10) REDOXVORGÄNGE: DER ÜBERGANG VON ELEKTRONEN.

drähte ausgeglichen. Das edlere Metall liefert also den Pluspol, das unedlere den Minuspol des elektrochemischen Elements. So wie Kupfer mit Zink kann man natürlich auch andere Halbelemente kombinieren (Tabelle rechts). Bei den Messungen verwenden wir meist Lösungen der $c=1\text{mol/l}$. Das „edlere“ Element bildet den Pluspol, das „unedlere“ den Minuspol.

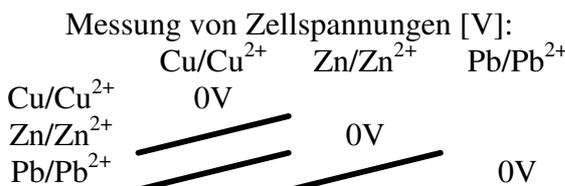
Links vom Reaktionspfeil steht der reduzierte Stoff. Er kann als REDUKTIONSMITTEL dienen.	Rechts vom Reaktionspfeil steht der oxidierte Stoff (und die abgegebenen e^-). Er kann OXIDATIONSMITTEL sein.
--	---

Wissenschaftler messen ihre Halbzellen gegen die sogenannte Standard-Wasserstoff-Elektrode (SHE, Abb. links): sie besteht aus einem rauen Platinblech, welches von gasförmigem H_2 umspült wird. Elektrolyt ist eine starke Säure von $c=1\text{mol/l}$ (Wasserstoffionen!), siehe die Abbildung (nächste Seite). Das elektrische Potential der SHE nimmt man jetzt als Fixpunkt in der Skala, so, daß man ihm das Potential **NULL VOLT** zuteilt! Dadurch kann man den Wert jedes Metall/Metallionen-Paares in ein Diagramm oder in eine Tabelle eintragen:



Reaktionsgleichung:	E^0 [V]
$\text{Li} \rightleftharpoons \text{Li}^+ + e^-$	-3,03
$\text{Na} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + e^-$	-2,71
$\text{Al} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3 e^-$	-1,69
$\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$	-0,76
$\text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2 e^-$	-0,44
$\text{Cd} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 2 e^-$	-0,40
$\text{Ni} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 2 e^-$	-0,23
$\text{Pb} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2 e^-$	-0,13
$\text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\pm 0,00$
$\text{Cu} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2 e^-$	+0,34
$2 \text{OH}^- \rightleftharpoons \frac{1}{2} \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$	+0,40
$\text{Ni}^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni}^{3+} + e^-$	+0,80
$\text{Ag} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + e^-$	+0,81
$2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 e^-$	+0,82
$\text{Hg} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 2 e^-$	+0,86
$2 \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + 2 e^-$	+1,36
$\text{Au} \rightleftharpoons \text{Au}^{3+} + 3 e^-$	+1,42
$\text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2 e^-$	+1,69

elektrische Potential der SHE nimmt man jetzt als Fixpunkt in der Skala, so, daß man ihm das Potential **NULL VOLT** zuteilt! Dadurch kann man den Wert jedes Metall/Metallionen-Paares in ein Diagramm oder in eine Tabelle eintragen:



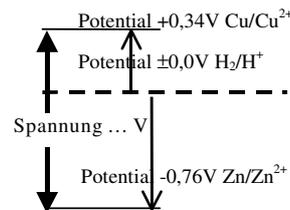
Spannungsreihe der Elemente (Tabelle):

Die hier angegebenen Potentiale heißen **STANDARPOTENTIALE (oder NORMALPOTENTIALE) E^0** , weil man sie bei 25°C und 1013 mbar , also unter Standardbedingungen, misst. Die Lösung des Ions hat $c=1\text{mol/l}$. Eine allgemeine Regel zum Lernen findest Du hier unten:

- ☞ Welches Teilchen ist das stärkste Reduktionsmittel in der Tabelle?
- ☞ Welches Teilchen ist das schwächste Reduktionsmittel?
- ☞ Welches Teilchen ist das stärkste Oxidationsmittel?
- ☞ Welches Teilchen ist das schwächste Oxidationsmittel?
- ☞ Welches Teilchen ist das *stärkere* Oxidationsmittel? Ag^+ oder Ni^{2+} ? Cu^{2+} oder Zn^{2+} ?
- ☞ Welches ist das *stärkere* Reduktionsmittel? Cu oder Zn ? H_2 oder Cl_2 ?

Unterscheide deutlich z. B. **Goldionen** von **Goldatomen**! Falls Du noch immer nicht sicher bist: Welchen Stoff hättest Du lieber auf Deiner Haut? Ähnlich mit H_2 und H^+ .

- ☞ Welche Spannung ergibt das Daniell-Element theoretisch? ...



Was man im Elektrogeschäft kaufen kann: 1. Primärelemente.

Primärelemente kann man **nicht** wieder aufladen, wir alle kennen Trockenelemente („normale“ Batterien, aber auch Alkalimangan- und Knopfzellen). Am Pluspol findet (bei Entladung) immer eine Reduktion, am Minuspol eine Oxidation statt:

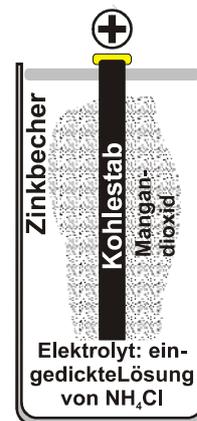
☞ Das **ZINK-KOHLE-ELEMENT** (oder **TROCKENELEMENT**): die billige „Batterie“ mit $U \sim 1,5\text{V}$.



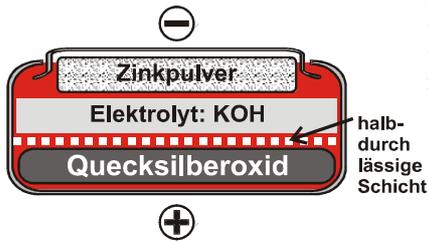
Hier haben wir zum zweiten Mal eine „fremde“ Elektrode (damit ist gemeint: an der Reaktion unbeteiligt, hier aus billiger Kohle) – ähnlich wie bei der SHE – dort aus weniger billigem Platin. Während um den Kohlestab herum Mn^{4+} -Ionen reduziert werden, wobei die nötigen Elektronen aus dem Pluspol (der Kohle) kommen, löst sich der Zinkbecher unter Abgabe von Elektronen langsam auf: daher ist diese Art von Batterien nicht auslaufsicher. Elektrolyt ist eine (saure) Lösung von Ammoniumchlorid (NH_4Cl).

Verbesserte Formen haben eine Lauge (KOH) als Elektrolyt und verraten sich durch „schwarzes

Trockenelement



Knopfzelle: (10) REDOXVORGÄNGE: DER ÜBERGANG VON ELEKTRONEN.



Design“: ALKALIMANGANZELLEN. Unter „leakproof“ versteht man Zellen, die zusätzlich in Aluminiumblech eingepackt sind („auslaufsichere Batterien“).

☞ **KNOPFZELLEN:** enthalten als Pluspol ein edles Metall bzw. seine Verbindung (z.B. HgO, Ag₂O): Sondermüll!

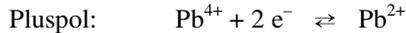
2. Sekundärelemente („Akkus“)

werden umgangssprachlich als „wiederaufladbare Batterien“ bezeichnet.

☞ Der Bleiakku („Autobatterie“): enthält in beiden Polen Blei, daher ist er

sehr schwer:

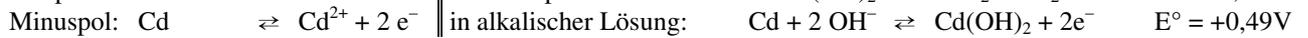
Die beiden Reaktionen von links nach rechts finden bei der Entladung statt:



Die Reaktionen von rechts nach links entsprechen der Ladung (Auto: Ladestrom von der „Lichtmaschine“).

Am Pluspol haben wir im geladenen Zustand PbO₂, an Minuspol poröses elementares Blei. Beide verwandeln sich bei Entladung in Bleisulfat (PbSO₄). Zu dessen Bildung wird Schwefelsäure verbraucht. Alle drei Stoffe sind schlecht löslich und haften daher an den Elektroden!

☞ Nickel-Cadmium-Akku („NC-Akku“): Entladung wieder von links nach rechts. E° in alkalischer Lösung (OH⁻):



☞ Er verbilligt den Betrieb von energiezehrenden Elektrogeräten, wie beispielsweise ...

3. Brennstoffzellen

hingegen sind etwas ganz anderes:

Ein Zitat von 1894:

Das idealste aller Brennmaterialien ist der freie Wasserstoff selbst; in ihm haben wir das Brennmaterial der Zukunft zu suchen. Auf den Wasserstoff richten sich die Blicke weitschauender Forscher, welche sich nicht verhehlen können, daß alle anderen Brennmaterialien dieser Erde einmal zu Ende gehen müssen.

Prometheus, 5. Jg., Nr. 249, Seite 652)

Ein Zitat von 2004:

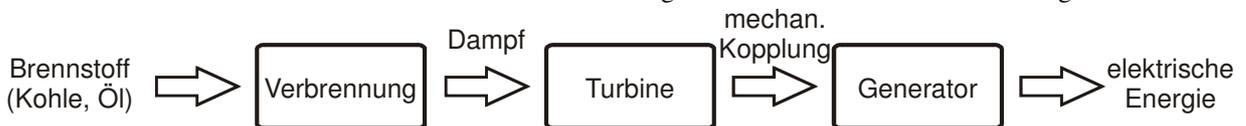
Sicher gewinnbare Energievorräte der Welt:

Ölreserven für 41 Jahre

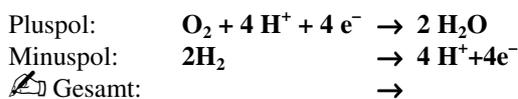
... Bei konstantem Verbrauch würden die Ölreserven noch für 41 Jahre reichen.

Salzburger Nachrichten vom 24.6.2004

Ein thermisches Kraftwerk stellt die herkömmliche Umwandlung von chemischer in elektrische Energie dar:

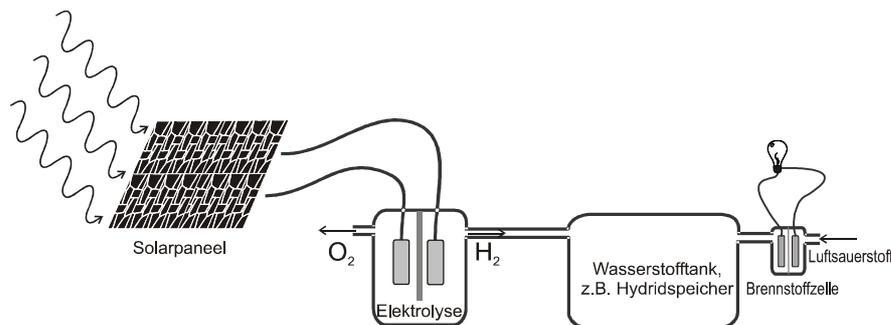


Bei jedem Schritt gibt es Verluste, der gesamte Wirkungsgrad (was ist das?) ist daher enttäuschend. Dazu kommt das Problem der Leitungs- und Umspannungsverluste, weil wenige große Kraftwerke oft fern von den Verbrauchern stehen und auch die Abwärme oft keine Nutzung findet (z.B. Dürnrohr). Einige dieser Probleme verschwinden durch die Brennstoffzelle: Prinzip ist die direkte Umwandlung von chemischer in elektrische Energie.



Wasserstoff wird am Minuspol einer elektrochemischen Zelle zu Wasserstoffionen oxidiert, am Pluspol wird der Sauerstoff reduziert. Die am Minuspol erzeugten Wasserstoffionen werden am Pluspol verbraucht: das einzige Produkt ist offen sichtlich Wasser.

Unser Beispiel zeigt (entsprechend zum Versuch) eine „saure“ PEM-BRENNSTOFFZELLE (PEM = proton exchange membrane), welche natürlich auch mit Luft (statt O₂) funktioniert. Ein mögliches Szenario für die Zukunft zeigt Grafik:



Bis jetzt haben wir uns nur wenig mit der Chemie einzelner Elemente auseinandergesetzt: Wasserstoff und Sauerstoff kamen zu dieser Ehre! Unter „Chemie eines Elements“ (nächste Kapitelüberschrift) versteht man seine Verbindungen und chemischen Reaktionen, und da ist eben Stickstoff ein ganz wichtiges Element mit einer sehr interessanten Chemie: