

Chemiestunde zusammengefasst von Ramzy Mohamad

Beispiel: Ra 226 zerfällt als α -strahler nach 6400 Jahren ist noch 6,25% der Substanz aktiv

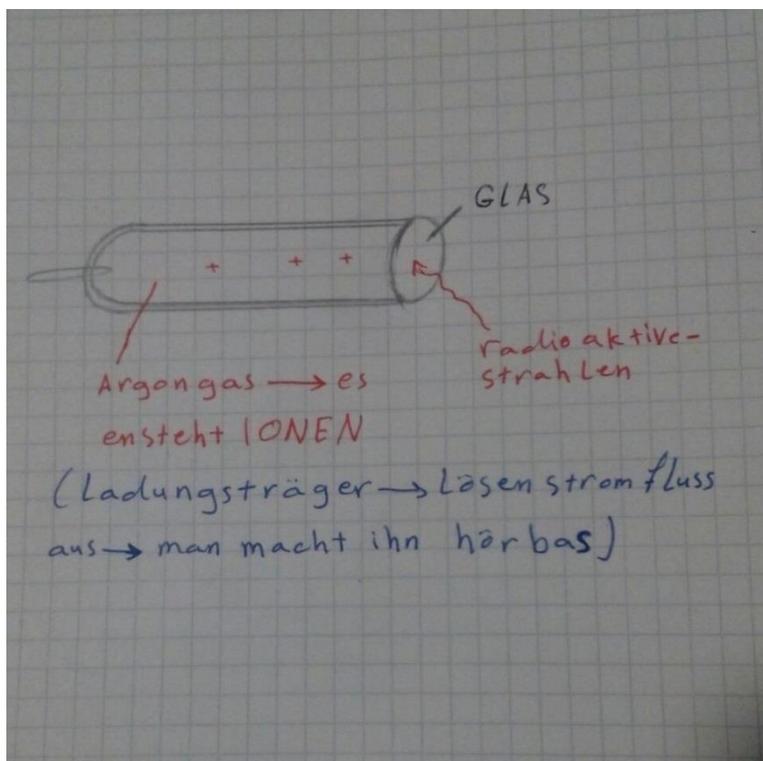
- 1) Welches Element entsteht?
- 2) $\tau = \tau$



$$2) \tau = 6400/4 = 1600 \text{ Jahre}$$

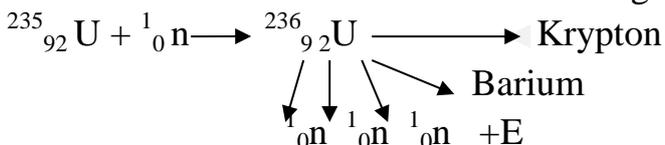
Wie kann man Radioaktivität messen?

Wir sehen, fühlen und riechen es nicht \rightarrow daher brauchen wir einen GEIGER-MÜLLER-ZÄHLER



1) DIE KERNSPALTUNG

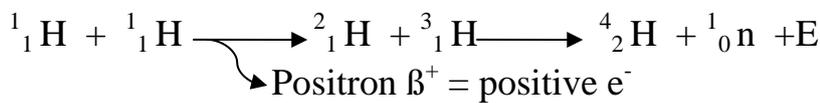
Sie ist ein künstlicher Prozess – bei dem große Kerne in kleinere gespalten werden:



\rightarrow Problem: es entstehen sehr VIELE Neutronen, die wieder Spaltungen auslösen.
(ähnlich wie bei einer Lawine) \rightarrow der Mensch muss diese Prozesse KONTROLLIEREN

F₂) DIE KERNFUSION

Es werden künstlich kleine Kerne miteinander verschmolzen:



(dies läuft natürlich in der Sonne ab)

⇒ Der Mensch baut Wasserstoffbomben

F₃) DIE KERN UMWANDLUNG

Dies wird ebenfalls künstlich gemacht

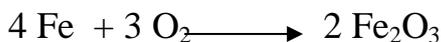
F₄) Wo gibt es radioaktive Strahlung ?

- 40% von der Medizin
- 30% in den Häusern
- 10% in Erde/ Gesteinen
- 10% von der Luft
- 10% vom Wasser und Essen
- 5% von Fliegen, U-Bahn, Bügeln, Schweißen

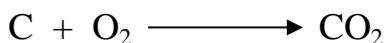
➔ Problem: sind Reaktorunfälle, denn es wird radioaktives Jod frei und dies wird in die Schilddrüse eingebaut ➔ SCHILDDRÜSE – KREBSGEFAHR ➔ daher soll man nach einem Reaktorunfall Kaliumjodid Tabletten nehmen, damit Schilddrüse voll ist.

In der Medizin werden Strahlen bei der Krebstherapie verwendet ➔ zum Nachweis von Tumorzellen.

G) DIE CHEMISCHE REAKTION



Es gibt energieliefernde Reaktionen (Z.B. Verbrennungen)



Dies ist eine EXOTHERME REAKTION und sie braucht an Anfang eine Aktivierungsenergie

Es gibt energieverbrauchende Reaktionen (Z.B. Elektrolyse)



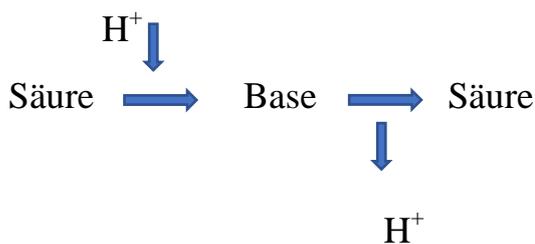
Man braucht viel Energie und man nennt dies eine ENDOTHERME REAKTION

G) DIE SÄURE – BASEN REAKTION

Ist sehr wichtig in der anorganischen Chemie - die SÄUREN haben am Anfang Wasserstoff Atome Z.B. HCl, HNO₃, H₂CO₃,

Bei den organischen Säuren ist Wasserstoff am Ende -COOH

Chemiestunde zusammengefasst von Durra Shaiban



** REDOX-REAKTION= ELEKTRONENTRANSFER:

Oxidation = Elektronenabgabe

Reduktion = Elektronenaufnahme

Damit man eine Redox-Reaktion erkennt, braucht man die Oxidationszahl - dazu gibt REGELN:

1. Eine Formel ist immer chemisch neutral
2. Atome oder elementare Formeln sind immer Null : Fe, N₂, Na
3. Elemente der 1., 2. und 3. Hauptgruppe haben immer die Anzahl der Valenzelektronen:
 $+1\text{NaOH}$, $+2\text{CaCO}_3$, $+3\text{Al}_2\text{O}_3$.
4. Wasserstoff ist meist (+1) $+1\text{H}_2\text{O}$, ABER H bei metallischen Hydriden ist (-1) : Na -1H
5. Sauerstoff ist meist (-2): H_2O^{-2} , ABER Peroxide sind -1 und bei Superoxiden kann O auch (-1/2) sein
6. Die Ionenladung ist gleich der Oxidationszahl, Na⁺, Mg²⁺, O²⁻.
7. Die Halogene sind meist (-1), die Chalkogene sind meist (-2)

Beispiele:

- H₂SO₄ : H=1, O=-2, S= +6
- H₃PO₄ : H=+1, O=-2. P=+5
- MnCl₂: Mn=+2, Cl=-1,
- 3NO₂ + H₂O \longrightarrow 2HNO₃ + NO NO₂: N= +4, O=-2, H₂O: H=+1, O=-2
HNO₃: H=+1, N=+5, O=-2 NO: N=+2, O=-2

Diese Reaktion ist eine Redoxreaktion, weil sich die Oxidationszahlen geändert haben.

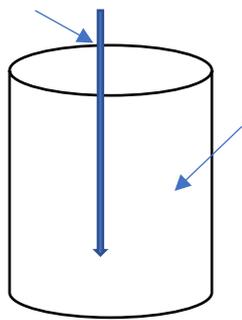
- $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ CaCO_3 : Ca= +2, C=+4, O=-2
 2HCl : H=+1, Cl= -1, Ca^{2+} : +2, 2Cl^- : -1, CO_2 : C=+4, O=-2 H_2O : H=+1, O= -2

Diese Reaktion ist keine Redoxreaktion, weil die Oxidationszahlen gleich geblieben sind.

H) Die Elektrochemie:

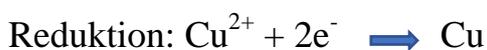
Luigi Galvani und Alessandro Volta haben um 1800 eine chemische Energie ungewandelt in eine elektrochemische Energie ----- Die treibende Kraft sind die ELEKTRONEN!

Zinkstab

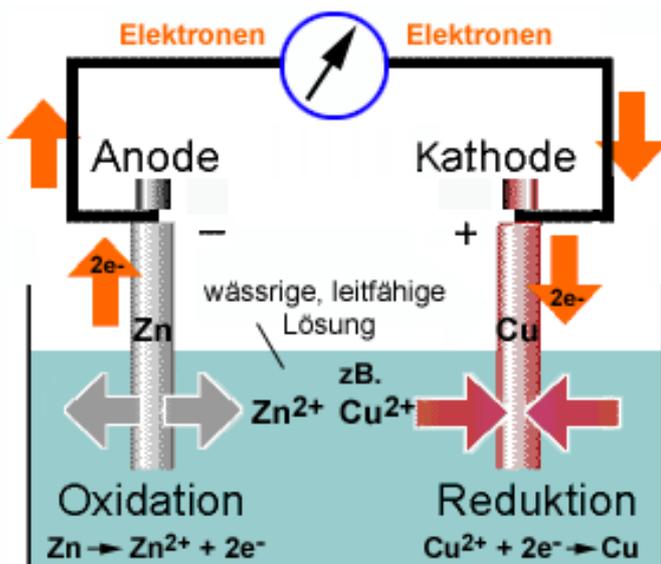


Gefäß mit CuSO_4

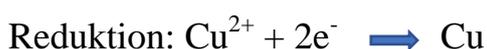
Man gibt einen Zinkstab in eine Kupfersulfat Lösung \longrightarrow nach einer Zeit wird das Gefäß warm (=Energie) und man sieht KUPFER am Zinkstab



Trennt man beide Systeme, dann kann man mit dieser Galvanischen Zelle Energie gewinnen



Man trennt die Zelle mit einer Membran, damit die Elektronen nicht hindurch können



Die Zinkelektroden lösen sich auf und die Kupferelektrode wird größer.

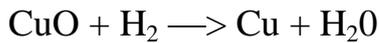
Chemiestunde zusammengefasst von Mohamed Hebrara

Zu WASSERSTOFF

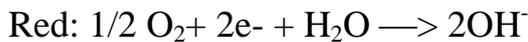
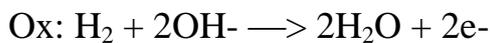
Gewinnung von Waschmittel

. Für Wasserstoffbombe

. Als Reduktionsmittel



Als Brennstoff in der Brennstoffzelle - es wird Sauerstoff mit Wasserstoff verbrannt bei Zimmertemperatur mit einem Katalysator (die Brennstoffzelle ist Galvanische Zelle)



Diese Energie ist sauber kein CO_2 - diese Energie ist leise - man hat eine große Ausbeute – 50% Energiegewinn (ein normaler Motor gewinnt nur 30%)

Der Sauerstoff

- Der Name Oxygen kommt von Lavoisier —> er glaubt, dass alle Säuren Sauerstoff enthalten —> stimmt nicht.

- Sauerstoff ist in der Gruppe der Chalkogene = Erzbilder

- Sauerstoff kommt nicht elementar vor —> weil er sehr reaktiv daher O_2 21% in der Luft.

- In der Erde kommt 50,5% vor —> am meisten in den Silikaten z.B SiO_2 (Quarz), Oxide, Carbonate, Nitrate, Phosphate,....

63% Gewichtsprozent sind im menschlichen Körper

69% sind im Wasser

- Die 1. Versuche mit Sauerstoff machte Joseph Priestley im 1775

Mice und candles produce injured air

Plants improve injured

- O_2 ist der Brennstoff des Lebens



-Nachweis von Sauerstoff mit der Glimmspan Methode

Holz glimmt (brennen ohne Flamme) + O₂ → Glimmspan brennt mit O₂

Es gibt 2 allotrope Formen von Sauerstoff - sie haben denselben Aggregatzustand

O₂, O₃ beide sind gasförmig → Allotrope

O₃ = Ozon

Uv-Licht • + oo → O₃ → oo + o → O₃

2 Sauerstoffatome - sie sind Radikale → ständiger Auf- und Abbau des Ozons (Gleichgewicht), dies geschieht in der Stratosphäre in 30 km Höhe

Der Mensch hat dieses Gleichgewicht durch Treibgase (FCKW= Fluorchlorkohlenwasserstoff) → FCKW zerstören die Ozon Schicht → es entstehen Ozonlöcher → es entsteht ein erhöhtes Hautkrebsrisiko

In der Stratosphäre ist das Ozon gut

→ aber auf der Erdoberfläche ist das Ozon schlecht (es ist ein Reizgas) → es entsteht in Sommer zu Mittag (hohe Uv-Strahlung) unter Anwesenheit von Autos (sie erzeugen Stickoxide)

NO₂ → NO + O*

O* + O₂ → O₃

Ozon wird dann neben der Autobahn am Abend wieder abgebaut :

O₃ + NO → NO₂ + O₂

Chemiestunde zusammengefasst von Ameer Jomleh

OX: ~~H₂~~ + ~~2OH⁻~~ → ~~2H₂O~~ + ~~2e⁻~~

Der Brennstoff oxidiert

Red: ~~1/2 O₂~~ + ~~H₂O~~ + ~~2e⁻~~ → ~~2OH⁻~~

$H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$

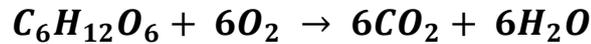
→ diese Energie ist sauber (kein CO₂) diese Energie ist leise

Man hat eine große Ausbeute – 50% Energiegewinn (ein normaler Motor gewinnt nur 30%)

I2) Der Sauerstoff : O

Der Name **OXYGENIUM** kommt von Lavoisier → er glaubte, dass alle Säure enthalten → stimmt nicht)

- Sauerstoff ist in der Gruppe der **Chalkogene** = Erzbildner
- Sauerstoff kommt nicht elementar vor → weil er sehr reaktiv daher → daher O₂ 21% in der Luft , in der Erde kommen 50,5% vor → an meisten die **Silikate** z.B. SiO₂ (=Quarz) , Oxide, Carbonate, Nitrate, Phosphate,..) 63 Gewichtsprozent sind im menschlichen Körper , 69 Gewichtsprozent sind im Wasser
- Die 1.Versuch mit Sauerstoff macht Joseph Priestley um 1775
- O₂ ist der Brennstoff des Lebens :



- Nachweis von Sauerstoff mit der Glimmspanmethode
Holz glimmt + O₂ → Glimmspan brennt mit O₂

Es gibt 2 Allotrope Formen von Sauerstoff

O₂ und O₃ beide sind gasförmig → allotrope

O₃ = Ozon UV-Licht

Chemiestunde zusammengefasst von Durra Shaiban

b) Das Magnesium:

- Mg kommt häufig in der Natur vor in Gesteinen in Magnesit = MgCO₃ oder im Dolomit CaMg(CO₃)₂ und im Meerwasser als MgCl₂ (3.häufigste Salz, am häufigsten ist NaCl , am 2.häufigsten ist KCl)
- Im Körper brauchen wir das Mineral Mg in Muskeln, Blut und Pflanzen haben Mg als Zentralatom im CHLOROPHYLL.
- Mg ist ein weiches LEICHTMETALL und wird mit 20 Metallen legiert zu einem sehr guten STRUKTURMETALL für Autos, Fahrrad, Flugzeuge,.....
- Mg ist auch ein gutes Reduktionsmittel zur Gewinnung von Uran und Titan
TiCl₄ + 2Mg → Ti + 2MgCl₂
- Mg verbrennt bei 500°C zu einem hellen Licht (Feuerwerke)

➤ Gewinnung:

- Schmelzflusselektolyse von MgCl₂ (teuer)
- Billig gewinnt man Mg aus MgCO₃ durch Brennen (calcinieren)
MgCO₃ → MgO+CO₂
Dann wird das Magnesiumoxid reduziert mit CaC₂ (Calciumcarbit)

➤ Verwendung:

- Strukturmetall
- Reduktionsmittel
- Pyrotechnik (Feuerwerk)

C) Das Calcium:

- Name calx heißt Kalk
- Ca kommt in der Natur sehr häufig vor als Kalk CaCO_3 und als Dolomit $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ oder in Lebewesen (Muscheln, Perlen, Schneckenschalen, Knochen,...)
- Ca ist ein wichtiges Mineral für Knochen, Blut, Nerven,.. insgesamt mit 1,5% ist es das 5.häufigste Element im Körper (das häufigste ist Sauerstoff mit 63%, 2.häufigste ist Wasserstoff mit 20%, 3.häufigste ist Kohlenstoff mit 10% , 4.häufigste ist Stickstoff mit 8%)
- Ca ist auch ein Leichtmetall, aber besser ist Mg.

Gewinnung:

- Schmelzflusselektrolyse von CaCO_3
- Brennen von $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
*Anschließend Reduktion mit Al: $6\text{CaO} + 2\text{Al} \rightarrow 3\text{Ca} + 3\text{CaO} + \text{Al}_2\text{O}_3$

Vereindung:

- Kall (= Kreide, Marmor, Calcit) alles ist CaCO_3 (früher hat man Kalkstein für Bauwerke verwendet) - heute verwendet man BAUKALK.
- Man muss den Kalk brennen (= calcinieren)
 $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
Gebrannter Kalk (man kauft ihn im Bauhaus)
- Man muss diesen Ätzkalk mit Wasser löschen:
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
- Der Mörtel muss verfestigen mit Kohlenstoffoxid
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- Zement besteht aus 75% Kalk + 25% Ton (Aluminiumsilikat), beides wird gemahlen und man gibt 5% Gips dazu
- Man gibt Wasser und Sand dazu und es entsteht der Beton (sehr hart, weil die Silikate nadelig verwachsen)
- GIPS= $\text{CaSO}_4 \times 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Als Baugips muss man ihn brennen dann er verliert Kristallwasser und entsteht $\text{CaSO}_4 \times \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ - man gibt wieder Wasser dazu und dann wird er hart
 $\text{CaSO}_4 \times 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CaSO}_4 \times \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$
Verfestigt es
- Kalk wird in der Natur durch CO_2 haltiges Wasser aufgelöst
 $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ (= Calciumhydrogencarbonat)
Kaliumhydrogencarbonate sind wasserlöslich und verkalken die Waschmaschine, Wasserkochen,.....
- Im Gebirge entstehen Löcher und Höhlen = man nennt diese KARST
- CaC_2 Calciumcarbid ist ein sehr billiges Reduktionsmittel
 $\text{CaO} + 3\text{C} \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO}$
Daraus kann man ETHIN bilden:
 $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \text{CaO}$

(zum Schweißen - hohe Temp.)

- CaF_2 Calciumfluorid (Flussspat) man braucht es zu Metallgewinnung

D) Das Strontium:

- Selten und teuer, aber Legierungen sind BRUCHFEST (früher für Fernsehglas)

E) Das Barium:

- Name barys heißt schwer, weil das Gestein Baryt (= Schwerspat) schwer ist, aber das METALL Ba ist leicht.
- BaSO_4 braucht man für Erdölgewinnung, man gibt diesen Schwerspat ins Bohrloch und es werden die leichteren Steine nach oben gedrückt.
- BaSO_4 braucht man auch in der Medizin als Kontrastmittel beim Röntgen.
- BaCO_3 ist aber giftig als Rattengift.

F) Das Radium:

- Radium heißt Strahl, alle Isotope sind radioaktiv.
- In Uranmineralien
- Um 1920 war Radium in Amerika modern, es was KRAFTVOLL und man gab es in Wasser, Cremes, Kondome und auf Ziffern von Weckern. Die Radium Girls spitzten die Pinsel mit dem Mund und starben daher früh.

I6) Die Metall der 3.+4. Hauptgruppe:

A) Das Aluminium

- Es ist ein Leichtmetall und es bildet an der Luft eine schützende Oxidschicht Al_2O_3 , es ist korrosionsbeständig, es rostet nicht.
- In der Natur kommt es sehr häufig mit 8% in Aluminiumsilikaten vor (Das häufigste Element in der Erde ist mit 51% Sauerstoff und `Si` das 2.häufigste mit 25%)
- Es bildet das Al_2O_3 auch sehr schöne Edelsteine, wenn sie gefärbt sind. z.B. RUBIN (rot) und SAPHIR (blau), sie sind die 2.härtesten Steine nach dem Diamant, man nennt sie auch KORUNDE.
- Früher war Al teuer als Gold, heute ist es billig, es wird aus dem Stein BAUXIT(= $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O}$) gewonnen

Chemiestunde zusammengefasst von Durra Shaiban

I9) Die Nebengruppe I_B:

- Man nennt sie auch Kupfergruppe oder Münzmetalle
- Die Elektronenfiguration ist $(n-1) d^{10} ns^1$

s-Orbital

1

d-Orbital

11	11	11	11	11
----	----	----	----	----

Sehr gute Spinenergie

- Die letzte Außenschale ist vollbesetzt, daher haben sie kleine Atomradien, sie sind daher Edelmetalle und kommen REIN vor (= gediegen vor)
- Sie leiten sehr gut den Strom
- Sie bilden gerne Komplexe und sie sind farbig

D) Das Kupfer: Cu [Ar] 3d¹⁰ 4s¹

- Name kommt von AES CYPRIUM
- Das Erze von Zypern
- Lat. Name heißt CUPRUM
- Cu ist das älteste bekannte Metall, seit 10 000 Jahren , 4000 v.Chr. gab es die 1.Kupferminen (ein Berg in dem es viel Kupfer gibt)
- Das Metall Kupfer ist RÖTLICH , dehnbar, weich, Schwermetall
- Man hat es früh legiert mit Zinn, Cu-Sn = BRONZE , oder später mit Zink, Cu-Zn = MESSING
- Das Metall Cu bildet auf Dächern oder Statuen, eine grüne Schutzschicht, die man PATINA nennt.(In der Stadt bildet sich CaCO₃, in Industrienähe bildet sich CuSO₄ und in Meeresnähe bildet sich CuCl₂)
- Kupfergeschirr ist nicht gesund, weil die organischen Säuren Kupfer auflösen, für Mensch mäßig giftig, aber für Mikroorganismen sehr giftig. Daher spritzt man Obstplantagen und Weinkulturen mit Kupfersulfat, um die Pilze und anderen Schädlinge zu töten.
- Cu ist ein wichtiges Spurenelement für alle Lebewesen, Menschen brauchen Cu für Enzyme, Pigmente, rote Blutkörperchen, Immunsystem, Wundheilung,....
- Cu bildet sich farbige Komplexe
[Cu (H₂O)₄]⁺¹ HELLBLAU
[Cu (H₂O)₂ * (OH)₂]⁺² BLAU
[(Cu (OH)₄]⁺² DUKELBLAU
- Cu verwendet man zum ZUCKERNACHWEIS (man verwendet Fehlingsche Lösung) und es verändert sich die Farbe, wenn man Zucker im Urin hat Cu(OH)₂ (= blau) wird dann Cu₂O (= rot)
- Cu leitet den Strom am 2.besten (am besten ist Silber)
- In der Natur kommen meist Sulfidische Erze vor:
CuFe S₂ = Buntkupfererz
Cu₂S = Rotkupfererz
Cu₂O = Malachit

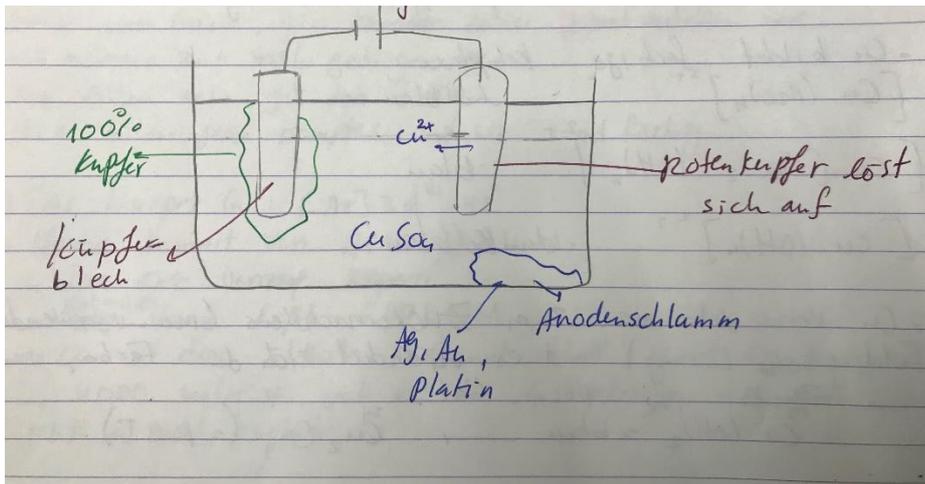
Gewinnung von Cu:

Zuerst muss man das Erz mahlen (1-5% Cu) und dann Anreichern durch Flotation (Trennung durch Gewicht - Auftrieb) auf 30 %, dann folgt die RÖSTEN (= brennen bei 600-900°C mit SAUERSTOFF):



Dadurch trennt man Eisen und Kupfersulfide, dann muss man weiter rösten und es entstehen auch Kupferoxide und dann ROHKUPFER (95 %)

Um 100% Reinkupfer zu erhalten, muss man RAFFINIEREN (= Reinigen durch Elektrolyse)



Verwendung von Cu:

- Leitermaterial - Strom
- Münzen
- Zum Legieren
- Wasserrohre

B) Das Silber : [Kr] 4d¹⁰ 5s¹

- Name kommt Argentum = Ag
- Ag ist ein dehnbares, stark glänzendes Schwermetall.
- Ag leitet am besten Wärme und Strom
- Ag oxidiert nicht * WARUM WIRD ABER Ag AN DER LUFT SCHWARZ? *
In der Luft bildet sich Schwefelwasserstoff und dieses reagiert mit Ag :
$$4\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Ag}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$$

Silberglanz ist grau
- Ag – Ionen sind keimtötend (Keime sind Erreger z.B. Bakterien, Virus,)
- In der Natur kommt Ag REIN vor oder als SULFID: Ag₂S

Gewinnung von Ag (Edelmetall) ist schwierig

- Durch Cyanide, sind aber sehr giftig, Cyanide verbinden sich mit Silber und Ag wird dann durch Zink gefällt:



- Durch den Anodenschlamm bei der Kupfer- oder Bleigewinnung .

Verwendung von Ag :

- Schmuck (Sterlingsilber 92,5% Ag + 7,5% Cu)
- Münzen
- Spiegel
- Fotoindustrrie : Die Filme sind mit Silberbromid beschichtet und wenn Licht drauffällt, dann entstehen Grautöne:



C) Das Gold: [Xe] 5d¹⁰ 6s¹

- Name kommt aurum (= Glanz) – Au
- Gold glänzt immer und oxidiert nicht!
- In der Natur kommt Gold REIN vor und in jedem Gestein in sehr kleinen Mengen.
- Au ist ein GELBGLÄNZENDES, sehr dehnbares (Blattgold 10⁻⁵m) Schwerstmetall (Dichte von 19,3 g/cm³) (zum Vergleich die Dichte von Blei = 10g/cm³)
- Gold wird nur von wenigen Stoffen zerstört: von Cyaniden, von Chlorgas und Königswasser (1 Teil HNO₃ und 3.Teile HCl)

Gewinnung von Au:

- Durch Cyanidlaugerei wie beim Silber
- Durch Anodenschlamm
- Mit Hilfe von Quecksilber (giftig) - Hg verbindet sich mit Gold zum AMALGAM (Hg-Au-Legierung), dann wird Hg abdestilliert
- Als Goldnugget

Verwendung von Au:

- Als Währung (Gold = Geld)
- Als Schmuck (24 Karat) = 100% Au - 18% Karat= 75% Au plus Ag oder Cu
- Als Zahngold
- Ab Leitermaterial in der GALVANOTECHNIK.

VORKOMMEN VON Cu : Ag : Au \longrightarrow 1000 : 20 : 1

I8) Die Nebengruppe (II_B)

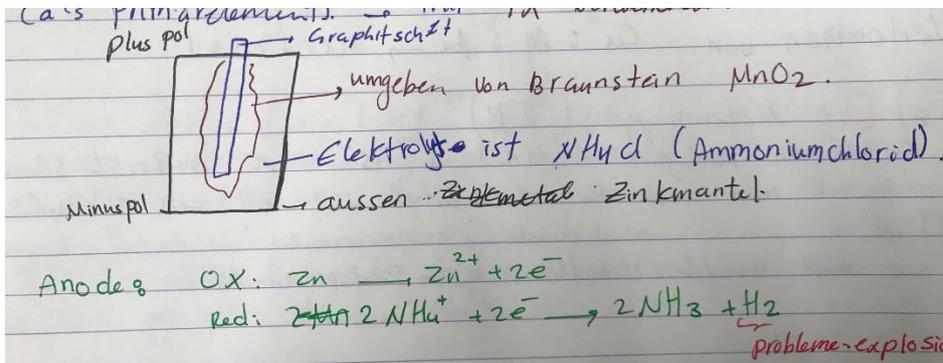
- Elektronenkonfiguration : (n-1) d¹⁰ ns² - die äußerste Schale ist voll und auch das S-Orbital ist voll \longrightarrow ZWEIWERDIGKEIT
- Sie sind unedle Metalle und daher sie sind gute Reduktionsmittel

A) Das Zink :

- Zink wurde schon 3000 v.Chr. in China genutzt, erst sehr spät in Europa.
- In der Natur kommt Zink in sulfidischen Erzen und Carbonaten vor.
- Zn ist ein graues relativ weiches Schwermetall mit niedrigem Schmelzpunkt
- Zn ist ein ungiftiges Metall und es wird zum Schutz von Eisen verwendet. Mit einer Zinkschmelze werden Eisenteile verzinkt z.B. Gießkanne, Geländer, Werkteile,....
- Zn ist sehr wichtiges Spurenelement für mehr als 200 Enzyme, für sehr vieles braucht man Zink.
- Zn bildet an Luft eine schützende Oxidschicht.

$$2 \text{Zn} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{ZnO}$$

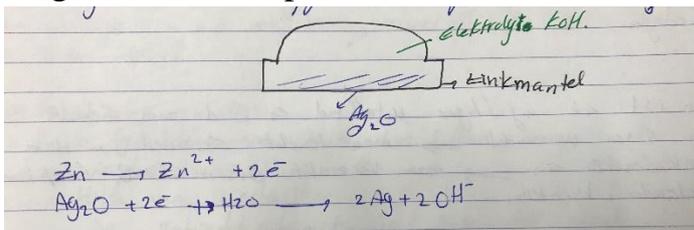
Weißer Farbstoff
- Zn hat 3 Modifikationen: Alpha-Zn, Beta- Zn und Gamma-Zn
- Zn ist ein gutes Reduktionsmittel, für BATTERIE, die 1. Batterie wurde 1866 von Leclanche patentiert – das 1. Primärelement wurde nur einmal verwendbar:



Wasserstoff wird durch Braunstein als Wasser gebunden

Heute nimmt als Elektrolyt meist KOH

- Es gibt kleine Knopfzellen für Uhren, Handies,...



Gewinnung von Zink :

- $\text{ZnCO}_3 \longrightarrow \text{ZnO} + \text{CO}_2$
 Brennen 1200°C

Dann wird Zinkoxid reduziert:

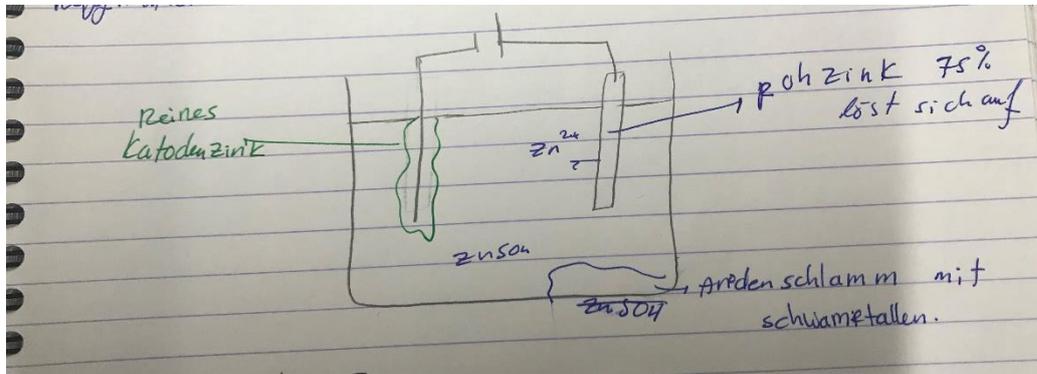


- Sulfidische Zinkerze z.B. ZnS – Zinksulfid muss man RÖSTEN:



95% Rohzink

Reines Zink bekommt man durch elektrolytische Raffination



Verwendung von Zn:

- Verzinken von Eisenteilen
- Als Reduktionsmittel für Batterien
- Zum Legieren.
-

B) Das Cadmium :

- Es wurde im Zinkerz Cadmia gefunden
- Es ist ein sehr giftiges Schwermetall, ein graugelbes Metall, daher bildet es eine GELBE Farbe (früher für Baufahrzeuge, Mittelstreifen auf Straße, heute verboten)
- Cd wurde als Legierung verwendet und zum Schutz vor ROST
- Cd wird heute nur noch in Batterien verwendet → aus auslaufsicher und aufladbar → daher muss man all Batterien RECYCLEN
- $2 \text{ Cd} + \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ CdO}$ (CADMIUMRAUCH IST SEHR GIFTIG!)

Chemiestunde zusammengefasst von Mykola Пашинський

- galvanisieren: mit Strom wird $\text{ Al}_2\text{ O}_3$ als Eloxal angetragen
- OPFERANODEN: man nimmt unedlere Metalle (z.B. Mg – damit sich die Eisenrohre oder Schiffe nicht auflösen) - Mg löst sich auf und man muss sie erneuern
- Legierungen mit Ni + Cr - NIROSTA

F) Die PLATINMETALLE

- dazu gehören Ru, Os, Rh, Ir, Pd, Pt
- Seltenes Vorkommen - man nannte sie seltene Erden
- 100 t pro Jahr werden produziert
- Sie sind EDELMETALLE
- Pt ist ein Katalysator
- Inerte Platinelektronen (Königswasser greift Platin nicht an)
- Iridium und Osmium sind die schwersten Metalle (21,5 g/cm³)

G) Das Cobalt

- Name kommt von Kobold - die Menschen haben sich früher geärgert, wenn sie Kobalterze fanden
- Heute braucht man Co zum Legierungen von Stahl
- Zum Blaufärben
- ^{60}Co ist eine radioaktive Strahlenquelle im Spital zur Tumorthherapie

H) Das Nickel

- Ni ist sehr wichtig zum Legieren von rostfreien Stahl
- Ni wurde nur in China für Münzen verwendet
(Fe, Co, Ni - sind magnetisch)

Zusammenfassung der Metalle:

Die Metallgewinnung nennt man METALLURGIE

Früher nannte man sie HÜTTENKUNDE

- Es gibt Leicht- und Schwermetalle - Grenze sind 5g/cm^3
- Buntmetalle sind Kupfer und Gold
- Alle leiten Strom und Wärme
- Alle glänzen und sind duktil
- Sie geben e^- ab - sie sind Kationen
- 1- und 2-wertige Metalle – basisch, 3-wertige – amphoter und größer als 4 wertige sind sauer
- selten sind sie in der Natur rein - viele sind Oxide (reduzieren), Sulfide (rösten), Carbonate (brennen)
- Metalle haben ein Metallgitter aus fixen Atomrümpfen und delokalisierte Elektronen, die man Elektronengas nennt

I 10) Die Halbmetalle

Sie sind chemisch wie Nichtmetalle und physikalisch wie Metalle - sie können bei hoher Temperatur Wärme und Strom leiten.