

Die ersten drei Stunden zusammengefasst von Towhidi Nematullah

Der Name kommt von al-kimia (arab.) und von chemia (griech.).

Chemie bedeutet Metallguss.

Sie ist eine junge Naturwissenschaft und ist in den letzten 200 Jahren sehr wichtig geworden. Heute sind wir im Alltag von den chemischen Produkten umgeben. Zu der Naturwissenschaften zählen: Biologie, Physik, Mathematik,

Manchmal sind chemische und physikalische Prozesse schwierig zu unterscheiden:

1. Die Chemie beschäftigt sich mit Stoffen, mit ihrem Aufbau, mit der Umwandlung, mit den Reaktionen,....
2. Die Physik beschäftigt sich mit den Kräften und Gesetzen, die auf Stoffe wirken.

Womit beschäftigt sich die Chemie: Chemiker arbeiten meist im Labor und beschäftigen sich mit den Stoffen.

- 1) Welche Ausgangsstoffe braucht man?
- 2) Wie schnell laufen Stoffumwandlung ab?
- 3) Braucht man viel Energie?
- 4) Erwünschte Endprodukte sollen billig sein und ungiftig.
- 5) Es sollen keine giftigen Stoffe entstehen, Giftmüll ist sehr schädlich und teuer
- 6) Heute gibt es viele synthetische (= künstliche Stoffe) z.B; Nylon, Dralon.

A) Geschichte der Chemie:

Vor 2 Millionen Jahren haben die 1.Menschen das Feuer zu beherrschen gelernt.

A1) Die HANDWERKSKÜNSTE bis 600 v. Chr

- 1) Töpferei – herstellen von Tongeschirr
- 2) Glasherstellung
- 3) Arzneiherstellung aus Kräutern, Tieren, Pilzen - Heilmittel
- 4) Farbe aus Erde und Steinen
- 5) Papierherstellung
- 6) Bäckerei und Alkohol
- 7) Metallherstellung – das 1. Metall war KUPFER seit 6000 Jahren.

Die Menschen halten ein praktisches (= empirisches Wissen).

A2) GRIECHISCHE THEORIE : 600- v.Chr – 300 v.Chr

Es gibt Naturphilosophen, die wissen wollen, was genau geschieht. Sie suchen nach Lösungen:

1) Theorie :

Man sagt, dass alles auf der Erde aus den vier Elementen: Wasser, Erde, Feuer und Luft besteht, in verschiedenen Mengen

2) Theorie:

Die Philosoph Demokrit sagte, dass alles aus sehr kleinen unteilbaren Teilchen besteht, er nannte sie ATOMOS.

Der Philosoph Plato glaubte auch an Atome und sagte, dass sich die Atome in andere Atome umwandeln können.

Aristoteles glaubte nicht an Atome, aber an die Umwandlung der Stoffe.
Manche glaubten, dass in Minen Edelsteine und Metalle nachwachsen oder sich umwandeln.

A3 DIE ALCHEMIE (300 v.Chr – 1650 n.Chr)

Sie entwickelte sich in ALEXANDRIA aus der Handwerkskunst und der theoretischen Chemie:

Es gab dort die 1. Labors und sie kannten die Vorgänge wie Destillation oder Kristallisation. Leider verbrannten alle Bücher.

Die Alchemisten wollten aus billigen Metallen Gold herstellen und suchten nach dem Stein der Weisen. Sie suchten das ewige Leben. In arabischen Ländern nannte man der Stein der Weisen ELIXIER.

In Deutschland arbeitete Hennig Brand und er wollte 1669 aus einer goldgelben Flüssigkeit (er nimmt den Urin) Gold herstellen. Er dampfte Urin ein und es entstand eine gelbe Masse. Er hat Phosphor entdeckt, aber er hat es nicht gewusst. Die Alchemisten wollten das Gold und die Unsterblichkeit finden.

A4) DIE PHLOGISTON-THEORIE (1650 – 1750 n.Chr)

Sie sagten, dass es ein „Feuer Prinzip“ gibt. Man weiß, wenn man Holz verbrennt, entsteht dann die leichtere Asche und Wärme.

Holz --→ Asche + Phlogiston

Fast alle Stoffe, die man verbrennt werden leichter.

Aber: verbrennt man die Erze, dann ist aber das Metall schwerer. Daher kann die Phlogiston Theorie nicht stimmen.

A5) DIE MODERNE CHEMIE ab 1790

Sie beginnt mit dem großen Chemiker ANTOINE LAVOISIER .

Er lebte in Paris und war sehr reich und hatte das beste Labor auf der Welt. Er hat die QUANTITATIVE Chemie begonnen, er hat mit guten Waagen alles genau gewogen. Er hat das 1.Gesetz verfasst. DAS GESETZ DER ERHALTUNG DER MASSE:

2 Moleküle Wasserstoff + 1 Moleküle Sauerstoff ---→ 2 Moleküle Wasser

$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \text{ -----} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

Es muss die Masse Ausgangsstoffe gleich sein wie die Masse der Endstoffe.

Er hat viele Elemente entdeckt; Wasserstoff, Sauerstoff und hat auch die ersten Moleküle wie Wasser beschrieben . Er hat den Begriff OXIDATION beschrieben.

Er sagte, dass Sauerstoff immer vorhanden ist. Er sagte, dass man bei jeder Verbrennung Sauerstoff braucht. Er verbrannte Eisen

$4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \text{ -----} \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$

Er widerlegte die Phlogiston Theorie

Im 19. Jahrhundert hatten dann als Erste Albert Einstein oder Max Planck den Begriff Energie einführt. Energie ist die Fähigkeit Arbeit zu leisten. Energie kann man nicht vernichten oder neu bilden. Man kann aber die Energie umwandeln.

A6) Physikalisch oder chemisch ?

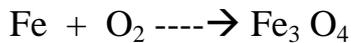
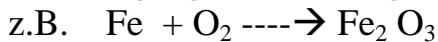
Siehe Arbeitsblatt

A7) NATURWISSENSCHAFTLICHE GESETZE :

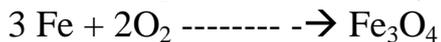
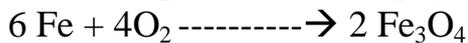
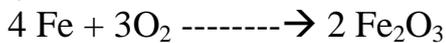
Die Gesetze gelten immer – sie müssen immer gültig sein .

a) Das Gesetz der Erhaltung der Masse

Die Ausgangsstoffe sind gleich schwer wie die Endstoffe.



(stimmt nicht, man muss die Reaktion mit den Koeffizienten ausgleichen)



Er sagte, dass man bei jeder Verbrennung Sauerstoff braucht. Er verbrannte Eisen.

DEFINITION VON DEM BEGRIFF MASSE :

Eine Masse ist die Gesamtheit einer Materie und wird in Kilogramm (kg) gemessen. Die Masse bleibt immer gleich, daher nennt man sie träge Masse. In der Chemie hat man eine atomare Masse \rightarrow sie heißt Unit (u) .

1u ist die 12 Teil von einem ^{12}C -Atom ($1\text{u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$)

DEFINITION VOM BEGRIFF GEWICHT:

Sie ist die Masse, die gegen den Boden drückt $\text{----} \rightarrow$ sie hat eine Gegenkraft und wird in Newton gemessen $\text{---} \rightarrow$ man sagt, dass das Gewicht die schwere Masse ist.

b) Das Gesetz der Erhaltung der Energie konstant

Man kann mit der Energie viel leisten. Die Energie wird immer wieder umgewandelt, aber sie wird nie zerstört oder neu gebildet.

c) Das Gesetz der Konstanten Proportionen

Eine Proportion ist ein Verhältnis, ist immer gleich, weil sie dieselbe Anzahl der Atome im selben Verhältnis hat.

z.B. $\text{H}_2\text{O} \text{ ---} \rightarrow$ das Wasser hat immer dasselbe Verhältnis (H=1, O=16)

z.B. $\text{NaCl} \text{ --} \rightarrow$ Kochsalz (Na= 39 % , Cl= 61%)

d) Das Gesetz der Multiplen Proportionen :

Wenn man Atome hat, können diese unterschiedliche Verbindungen eingehen.

z.B CO Kohlenstoffmonoxid oder CO_2 Kohlenstoffdioxid

----- Das Verhältnis von den Sauerstoffatomen ist immer GANZZAHLIG 1:2

Oder Fe , Fe_2O_3 , Fe_3O_4 - ganzzahliges Verhältnis

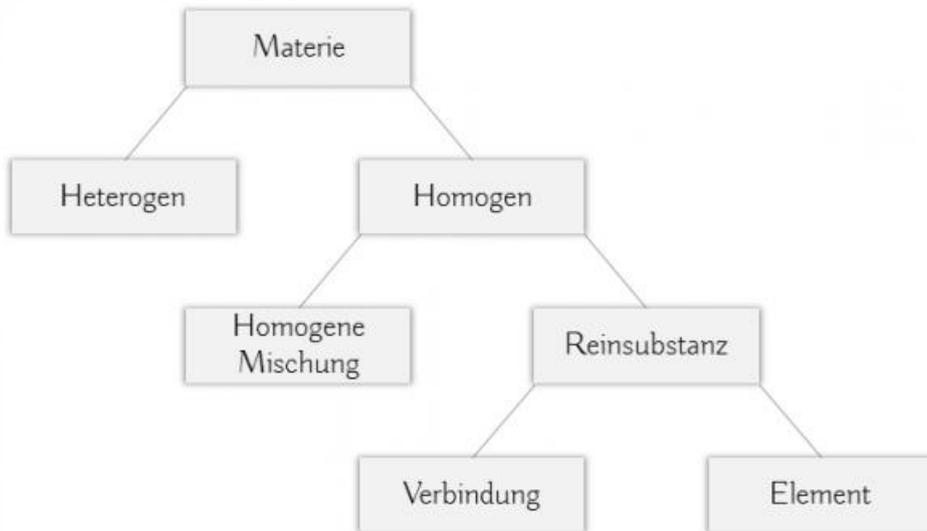
e) Das AVOGADROGESETZ

Bei Idealen Gasen ist bei gleichem Druck und gleicher Temperatur das Volumen immer konstant bei 0°C und 1bar (H_2 - He - C_2H_2 $\text{----} \rightarrow$ 1 Mol = 22,6 L

Vierte und fünfte Stunde zusammengefasst von Yana Yaroshinskaya

A8) Die Stofftrennungen

Alles was es gibt nennt man MATERIE



• *Heterogene Stoffe*

Es gibt sehr viele in der Natur und der Chemiker muss sie physikalisch trennen.

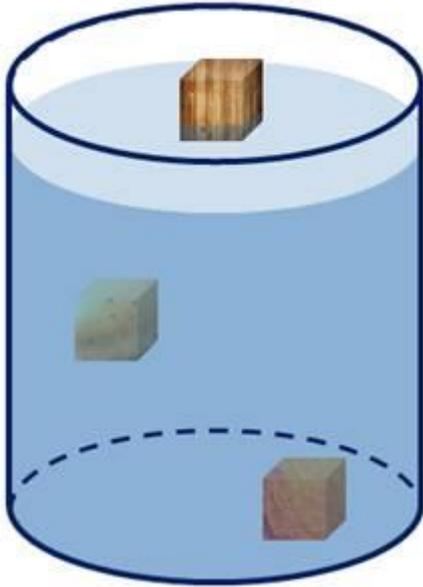
- Gemenge besteht aus festen Stoffen
- Suspension besteht aus fest-flüssig Stoffen (z.B. Schlamm, Blut, Malerfarbe)
- Emulsion besteht aus flüssig-flüssig Stoffen (z.B. Milch, Plasma, Shampoo)
- Aerosol besteht aus fest-gasförmig oder flüssig-gasförmig Stoffen (z.B. Rauch, Nebel)

• *Trennmethoden*

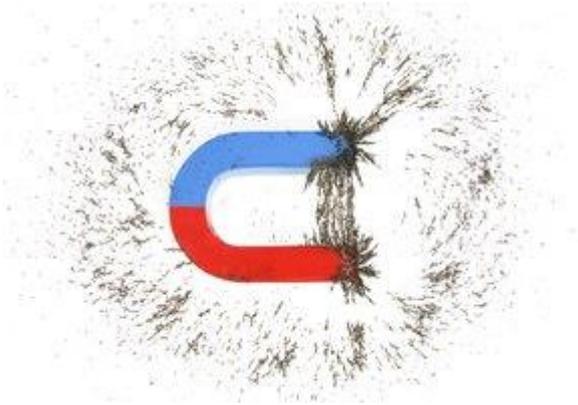
1) Sortieren – man trennt Feststoffe. Z.B. Müll - wir sortieren nach Plastik.



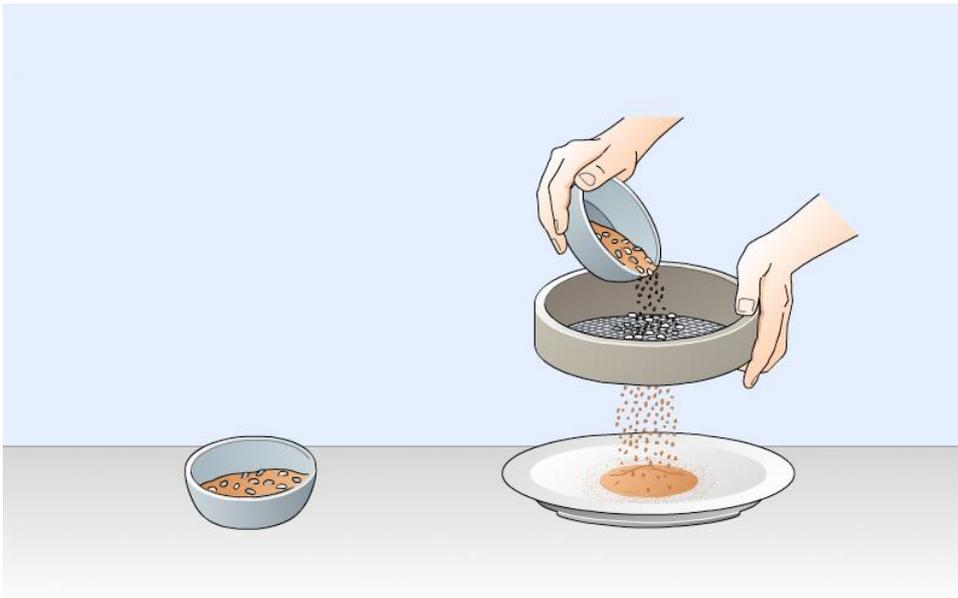
2) Schwerkraft – man trennt z.B. Sand und Holz mit Hilfe von Wasser.



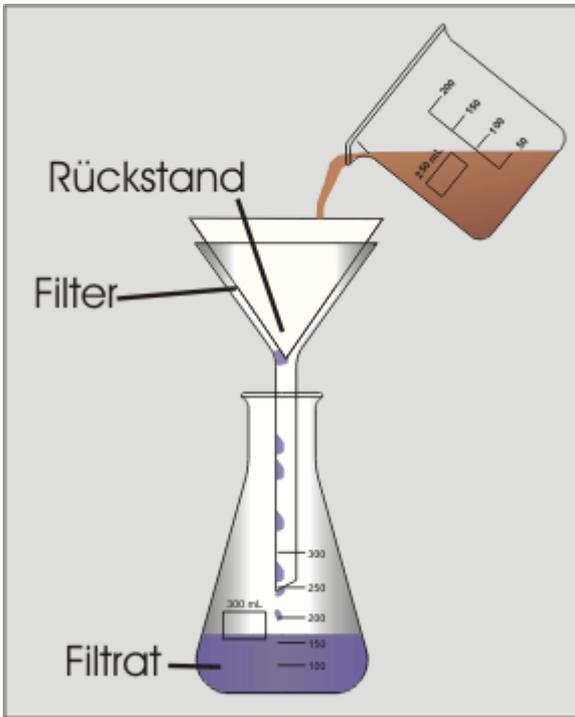
3) Magnetismus – man trennt Holz und Stahlteile



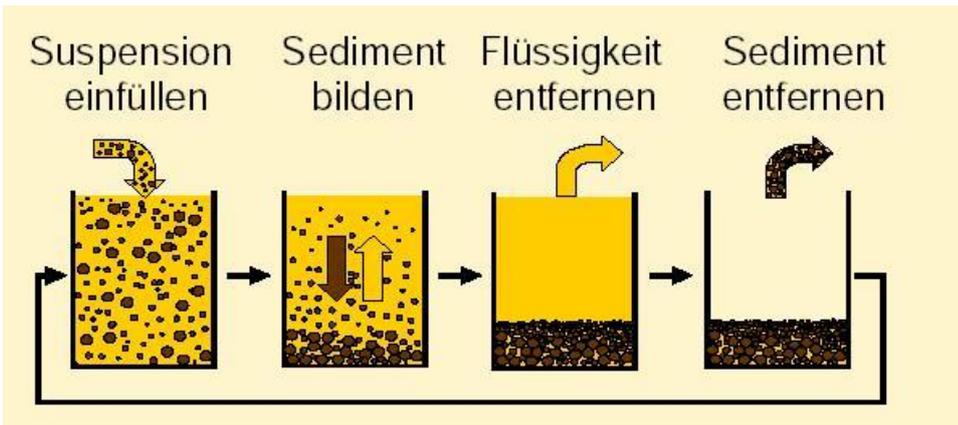
4) Sieben – man kann Feststoffe trennen, wenn die Teile verschiedene Größen haben.



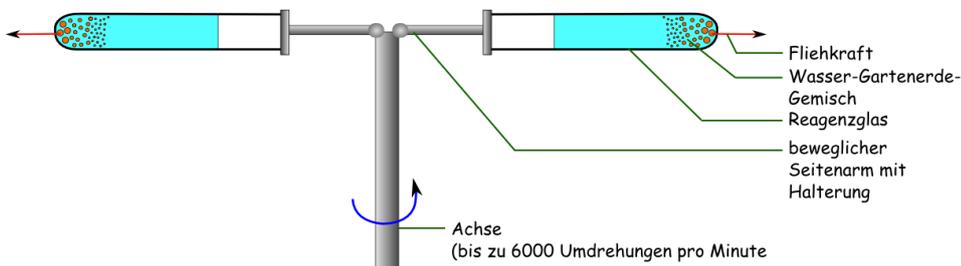
5) Filtrieren – man trennt fest-flüssig Stoffe



6) Sedimentieren – man trennt ebenfalls fest-flüssig Stoffe, z.B. Blut

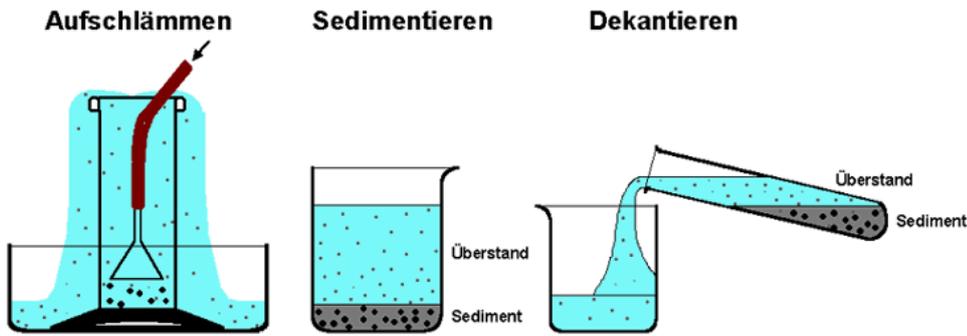


7) Zentrifugieren – man trennt fest-flüssig sehr rasch mit einer Zentrifuge - man trennt durch die Fliehkraft Die Waschmaschine schleudert die nasse Wäsche.

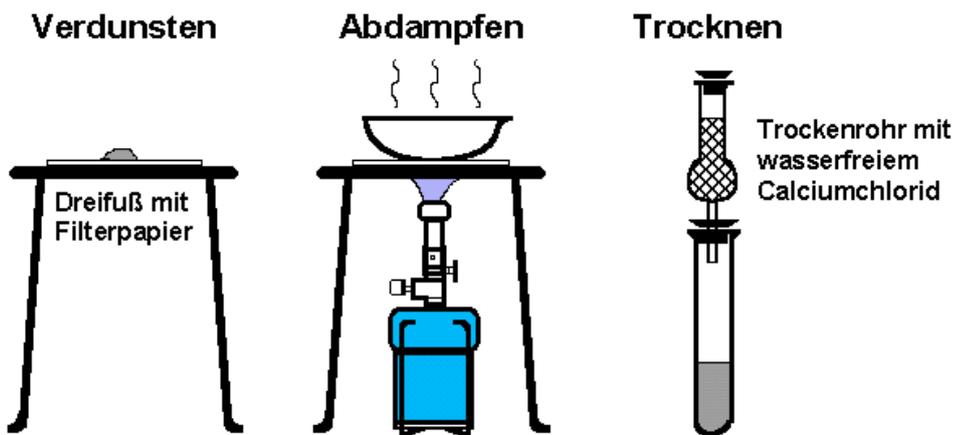


8) Dekantieren – man leert langsam die Flüssigkeit ab.

9) Extrahieren – man trennt feste Stoffe, indem man einen Stoff verflüssigt - und es entsteht, z.B. Eine Salzlösung

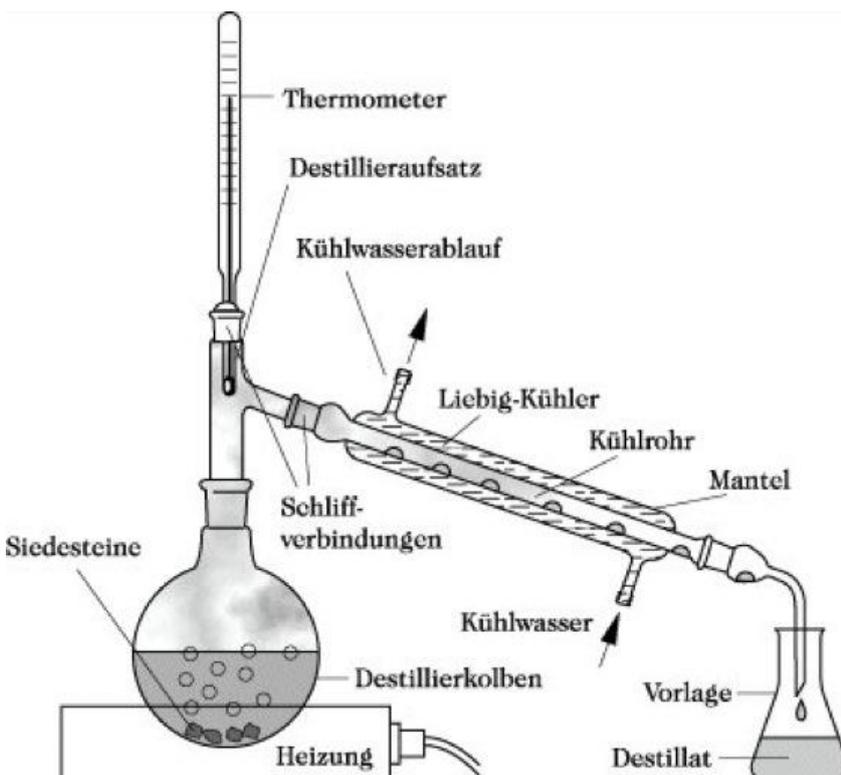


10) Abdampfen - bezeichnet das Erhitzen einer **chemischen** Lösung mit dem Ziel, das Lösungsmittel, beispielsweise Wasser, vollständig (im Gegensatz zum Einengen) von der gelösten Substanz zu trennen (man sagt, das Lösungsmittel wird abgezogen).



- Homogene Stoffe

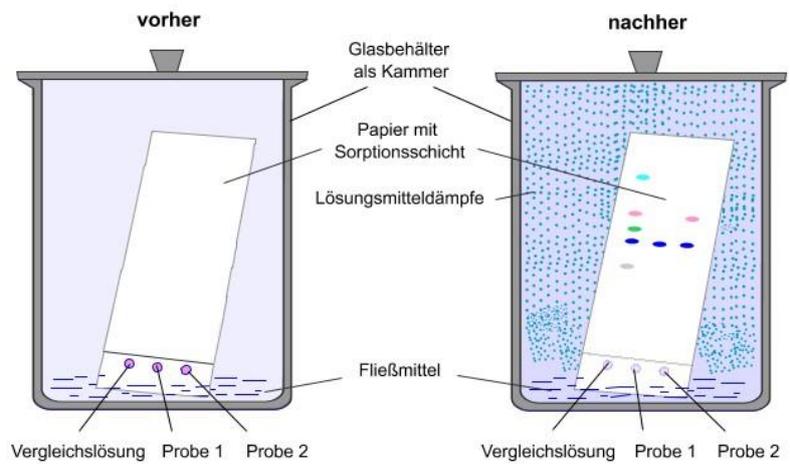
- **Destillation** – ist die Trennung von Flüssigkeiten durch Erhitzen der Lösung.



- Chromatographie** – es gibt 2 Phasen:

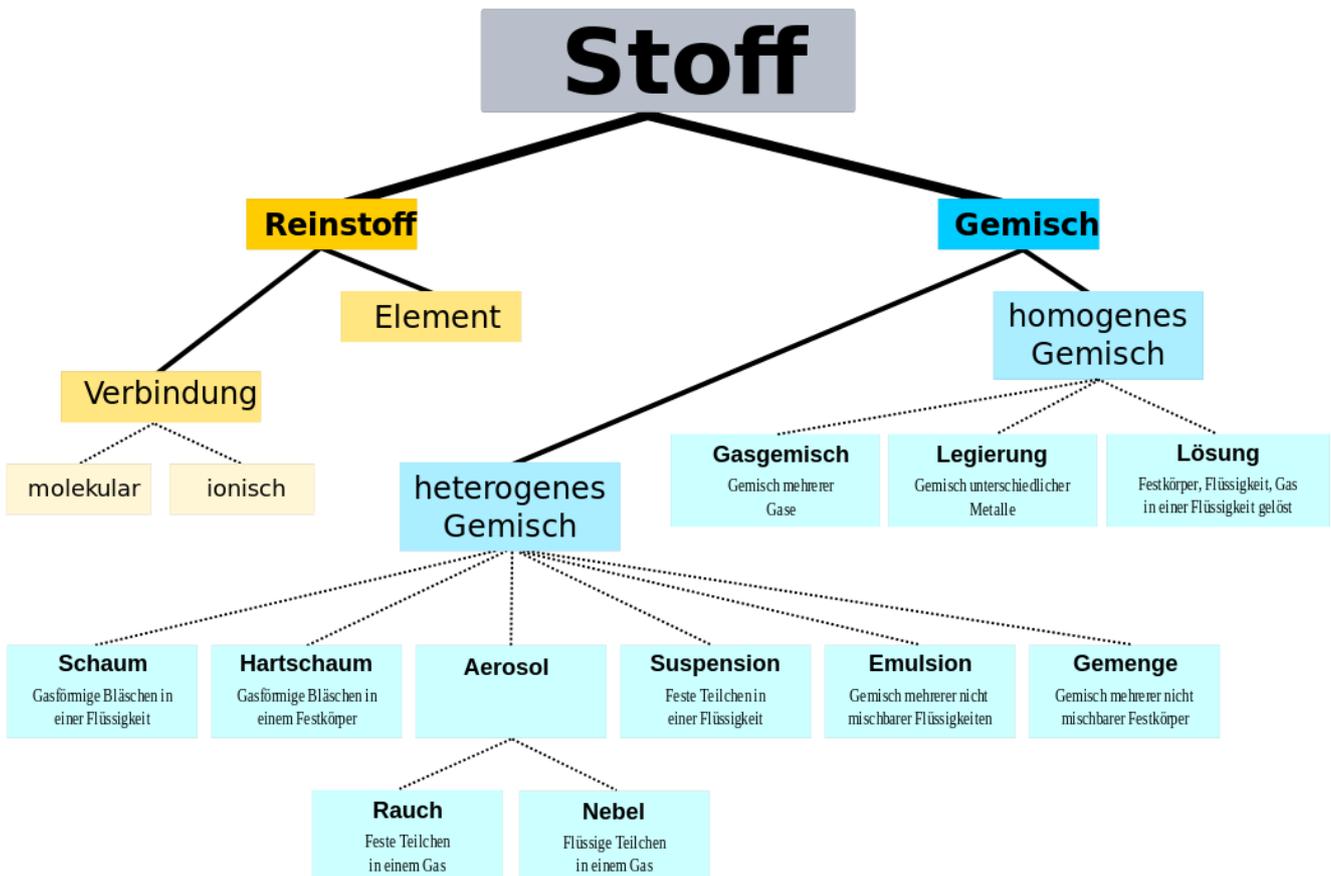
1) Stationäre Phase – man nimmt z.B. ein raues Filterpapier oder eine Glasplatte mit Silicagel

2) Flüssige Phase – Laufmittel z.B. Alkohol



Man trägt den zu trennenden Stoff (z.B. DNA) auf ein Filterpapier und gibt dieses in das Laufmittel – dieses trennt den Stoff, weil die festen Teile unten bleiben und die leichteren nach oben transportiert werden – die Schwerkraft trennt die Stoffe.

Bei den Homogenen Stoffen unterscheidet man **HOMOGENE GEMISCHE** und **REINSTOFFE** (die Trennung ist chemisch)

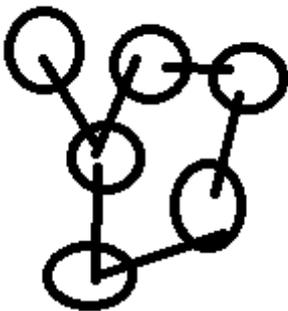


Sechste Stunde zusammengefasst von Abu-El-Hosna Nada (17.10.)

Siebte und achte Stunde zusammengefasst von Almobarak Reem (18.10.)

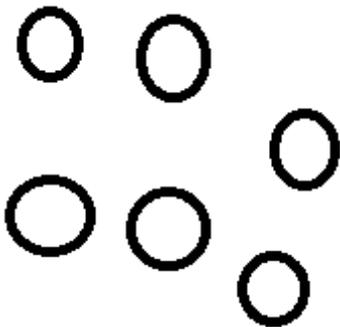
Fest:

- Große Anziehungskraft
- Form und Volumen
- Keine Bewegung
- Hohe Dichte



Flüssig:

- Anziehungskraft ist weniger sie haben noch Wechselwirkung.
- Keine Form und ein Volumen.



Gasförmig:

- keine Anziehungskraft
- keine Form und kein Volume
- Sehr geringe Dichte

4- Anomalie des Wassers

Normal ist, dass Feststoffe am dichtesten sind.

Wasser gefriert bei 0°C ---> es wird fest, aber am dichtesten ist Wasser bei 4°C (flüssig)

---->dies ist sehr wichtig in der Biologie:

denn oben schwimmt das leichte feste Eis und unten mit 4°C Wasser - im Sommer ist aber oben das leichte

warme Wasser und unten das schwere 4°C Wasser

---> dies hängt von der Wasserstoffbrückenbindung ab!

B- Die ATOMTHEORIE

Die alten Griechen haben das Wort Atom als 1. verwendet ---> Sie sagten alle Materie besteht aus kleinsten unteilbaren Teilchen.

Bis 1700 haben die Menschen dies noch gesagt, auch Robert Boyle und Isaac Newton.

B1- John Dalton (1803-1868)

Er hat als erster die Atome gemessen durch den Vergleich mit anderen Atomen.

Er sagte, dass die Atome feste Kugeln sind.

Er verfasste eine Atomtheorie aufgrund von 3 Gesetzen ---> Gesetz der Erhaltung der Masse, Gesetz der konstanten Proportionen

Gesetz der multiplen Proportionen.

1) Atome können sich nicht neu bilden oder können nicht zerstört werden, aber sie können sich zu Verbindungen zusammenschließen.

2) Eine chemische Verbindung hat immer dieselben Atome im selben Verhältnis.

3) Er sagt, dass jedes Element immer aus derselben Atomsorte besteht.

Der erste und zweite Punkt stimmen heute noch, aber der dritte Punkt muss erweitert werden, weil jedes Element Isotope hat:

Es gibt z.B. bei Kohlenstoff 22 Isotope ---> alle haben die gleiche Anzahl von Protonen und Elektronen.

Aber die Anzahl der Neutronen ist anders (Isotope sind chemisch gleich , aber haben andere physikalische Eigenschaften).

2) Im 19. Jahrhundert gibt es viele Versuche über Elektrizität

1857 machte Julius Pflücker Versuche mit Katodenstrahlen:

Geschlossene Rohr ---> legt eine Spannung an.

Strahl trifft geradlinig auf ein Glas

Es gibt 2 Ladungen in dem Rohr und der Strahl wird

abgelenkt -->

daher sind Atome nicht fest, sondern sie haben Teilchen --->

es wurden negative Teilchen beschrieben.

Joseph Thomson arbeitete auch mit Strahlen und lenkte sie durch Pole ab.

Thomson gibt den negativen Teilchen den Namen Elektron

Ist die Masse der negativen Teilchen größer, dann werden sie schwächer abgelenkt, ist die Ladung größer, dann werden sie stärker abgelenkt.

Thomson beschreibt ein neues Atommodell

Es sagt, dass das Atom innen negative Teilchen hat, wie Rosinen in einem KUCHEN.

Später arbeitet man mit Kanalstrahlen.

Man hat Röhre gefüllt mit Vakuum und man legt eine Spannung an.

Man hat jetzt ein Loch in der Katode und es fallen Teilchen durch ein Loch --->

man beschreibt positive Teilchen.

- man kannte Kanalstrahlen

Durch Versuche von Millikan wurde **1909**

die Ladung und das Gewicht bestimmt, mit dem Öltropfenversuch.

----> Atome haben dieselbe Ladung q , aber mit negativen und positiven Vorzeichen,

---> daher ist das Atom neutral

(es hat gleich viele positive und negative Teilchen).

Neunte und zehnte Stunde zusammengefasst von Hedoyetulla Nilab

Ende des 19. Jahrhunderts arbeiten Henri Becquerel und Marie Curie mit unsichtbaren Strahlen die eine Fotoplatte schwarz färbten - man nennt sie alpha Strahlen

B3) Ernest Rutherford arbeitete mit α - (=Alpha) Strahlen und wird mit seinem Streuversuch sehr bekannt: er beschoss eine sehr dünne (0,004mm) Goldfolie mit den α -Strahlen. Er glaubt, dass fast alle Strahlen zurückkommen. Aber fast alle Strahlen gehen hindurch. Er beschreibt ein neues Atommodell, er sagt, dass in der Mitte der schwere positive Kern ist und dieser wird von den negativen kleinen Elektronen umgeben. Er beschreibt das **Hülle-Kern-Modell**.

Masse der Protonen: $1,6 \times 10^{-27}$ kg

Masse der Elektronen: $9,1 \times 10^{-31}$ kg

Aber die Masse der Atome ist schwerer, daher muss es noch anderen Teilchen geben. Erst 1932 wird von Chatwick die Existenz der Neutronen beschreiben. Neutronen sind neutrale Teilchen ohne Ladung und sie haben fast dieselben Masse wie die Protonen.

B4) Niels Bohr er ist ein Schüler von Rutherford und er beschäftigt sich mit Spektralfarben. Er beobachtet wie ein Lichtstrahl durch ein Prisma fällt und in die Regenbogenfarben zerlegt wird. Er beobachtet, dass verschiedene Gase (z.B. Stickstoff, Sauerstoff,...) unterschiedliche Spektralfarben haben.

- Da jedes Element spezielles Spektrum hat, dient es zur Analyse = Spektralanalyse.
- Daher beschreibt er ein neues Atommodell
- Das **Schalenmodell** zeigt uns verschiedene Energieniveaus und Bohr gibt den Schalen Großbuchstaben (K,L,M,N,O)

Die Elektronen bewegen sich auf einen Grundniveau und es kann mit Energie angeregt werden und das Grundniveau verlassen – es kommt zur ABSORPTION. Nach 10^{-9} sec kommt das Elektron wieder zurück in den Grundzustand und gibt die aufgenommene Energie wieder ab als Lichtblitz = EMISSION. Niels Bohr Theorie stimmt aber nur für das Wasserstoffatom, man kann genau die Energie berechnen, die es braucht um auf die unterschiedlichen Schalen zu gelangen. Gibt man mehr als 13,8 V dazu, dann verlässt das Elektron das Atom, es entsteht ein Wasserstoff-Ion = H^+ . Heute finden wir die Schalen von Bohr als Perioden wieder, jede Periode hat spezielles Energieniveau und eine spezielle Anzahl von Elektronen mit der Formel $2n^2$.

K-schale -> $2 e^-$ (n=1)

L-Schale -> $4 e^-$ (n=2)

M-schale -> $18 e^-$ (n=3)

N-schale -> $32 e^-$ (n=4)

Sommerfeld sagt, dass es auch noch Unterschalen geben muss - er beschreibt vier Unterschalen:

s-Schale - sie ist kugelförmig

p-Schale - sie ist hantelförmig

d-Schale - sie ist rosettenförmig

f-Schale - sie ist kompliziert

C) Das Periodensystem

Mitte des 19. Jahrhunderts waren 50 Elemente bekannt (heute 113, davon sind 88 auf Erde zu finden) und der Mensch wollte sie ordnen.

C1) Wolfgang Döbereiner ordnete Anfang des 19. Jahrhunderts die Elemente nach Triaden – er ordnete drei Elemente mit ähnlichen chemischen Eigenschaften zusammen zum Beispiel Fluor, Chlor und Brom oder Magnesium, Calcium und Barium.

C2) Dmitri Mendelejew ordnete die Elemente nach steigender Atommasse und er lässt Lücken für Elemente frei, die es geben muss. Alle Lücken wurden richtig vorhergesagt. Er ordnete sie auch nach den chemischen Eigenschaften horizontal an.

C3) Das heutige Periodensystem der Elemente=PSE

Heute ist es nach steigender Protonenzahl geordnet -waagrecht oder horizontal sind die Perioden (= Schalen). Jede Schale hat dasselbe Energieniveau (= n).

Senkrecht oder vertikal sind die Gruppen (= Spalten). Es gibt acht lange Hauptgruppen mit der s- und p- Unterschale und es gibt die kurzen Nebengruppe (d – Unterschale).

Die Gruppen haben ähnliche Eigenschaften, weil jede Gruppe dieselbe Anzahl von Außenelektronen hat.

1. Gruppe = Alkalimetalle - 1 Außenelektron

5. Gruppe - 5 Außenelektronen

7. Gruppe = Halogene – 7 Außenelektronen

$\frac{3}{4}$ alle Elemente im PSE sind Metalle: sie sind links in PSE.

Dazwischen sind die Halbmetalle und rechts sind die Nichtmetalle.

Von links nach rechts nimmt im PSE zu:

- Protonenzahl/Elektronenzahl
- Ionisierungsenergie (ist die Energie, die man braucht, um ein Elektron wegzunehmen -> Natrium gibt ein Elektron leicht, aber Fluor gibt Elektronen schwer her.

Von links nach rechts nimmt im PSE ab:

- der Atomradius nimmt ab, je mehr Elektronen ein Atom hat, desto größer ist die Anziehung und desto kleiner der Atomradius.

Von oben nach unten nimmt zu:

- der Atomradius
- der metallische Charakter

Von oben nach unten nimmt ab:

- die Ionisierungsenergie

Elfte Stunde zusammengefasst von Khadbaatar Duurenjargal

C4) Das Element

Die Elemente sind die Grundbausteine der MATERIE.

Materie braucht Raum und Masse -> Volumen

Elemente sind (und auch Verbindungen) sind reine Stoffe -> man kann sie nur chemisch trennen.

Jedes Element hat ZWEI NAMEN:

- Einen lateinische Namen: HYDROGENIUM (hydro-wasser, genium-bildner)
- Einen deutsche Namen: WASSERSTOFF

Jedes Element hat ein SYMBOL –meist ein großer Buchstabe. z.B. H
oder zwei Buchstaben z.B. Fe (eisen)
moderne haben sogar 3 Buchstaben.

Jedes Symbol kann 4 Indexzahlen haben. ${}_a^b\text{E}_d^c$

a – die Anzahl der Protonen = ORDNUNGSZAHL

-> diese Zahl ist immer ganzzahlig (in unserem Periodensystem steht a links oben)

b – Massezahl

-> sie besteht aus Protonen und Neutronen => beide zusammen nennt man Nukleonen.

-> die Zahl ist eine Kommazahl, weil sie ein Mittelwert ist.

c – Ionenzahl

-> neutrale Atome können Elektron aufnehmen O^{2-} oder abgeben Ca^{2+} .

d – Bindungszahl

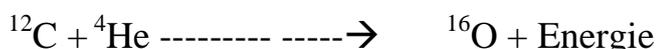
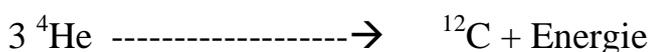
-> man sieht wie viele Atome sich miteinander verbinden. O_2 ; S_8

Beispiel:

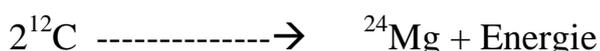
Zwölfte Stunde zusammengefasst von Batinic Ivana

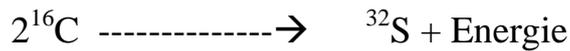


Dadurch entstehen höhere Temperaturen und es folgt das Heliumbrennen:



Die Temperaturen steigen weiter und es folgt das Kohlenstoff und Sauerstoffbrennen:





Die großen Sterne brennen immer weiter bis zum stabilen Element Eisen, und es entstehen viele Elemente mit geraden Zahlen (bei kleinen Sternen entsteht nur C und O).

Heute 15 Mil. Jahre nach Urknall gibt es 90% H, 10% He und nur 0,1 % restliche Elemente.

Die Elemente mit ungeraden Zahlen wie Li, Al, N, F... entstehen später durch den Zerfall der Elemente mit gerader Zahl- und sie sind mengenmäßig sehr klein.

Auch Elemente haben eine „Lebensgeschichte“.

C6) Die Ionen

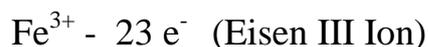
Ionen sind geladene Teilchen.

Sie sind daher NICHT neutral und daher reaktiv.

Metalle geben ihre Elektronen gerne ab.

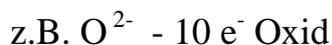
Sie entstehen in der Natur, wenn Atome in Kontakt kommen

- Metalle geben gerne ihre Elektronen ab und werden zu POSITIVEN KATIONEN:
z. B. $\text{Fe}^{2+} - 24 \text{ e}^-$ (Eisen II Ion)



Und sie werden vom Minuspol (Kathode) angezogen.

- Nichtmetalle nehmen gerne Elektronen auf und werden zu negativen Anionen.



z. B. Bismut Bi - hat 83 Protonen und 126 Neutronen.

Bi ist nicht mehr stabil und ist daher radioaktiv

Dreizehnte Stunde zusammengefasst von Dimov Morales Daniel

C 8) DIE ATOMMASSE

Früher war sie eine relative Masse durch den Vergleich mit anderen Massen. Heute wird die Masse absolut mit dem Massenspektrometer bestimmt (Quelle wird beschleunigt und abgelenkt, die Ablehnung ist dann das Maß).

Im PSE findet man eine mittlere Atommasse:

z.B. Chlor kommt in der Natur als $^{35}_{17}\text{Cl}$ mit 75,77% und $^{37}_{17}\text{Cl}$ mit 24,33% vor.

Man berechnet den Mittelwert: $35 \times 0,75 = 26,5$

$$37 \times 0,24 = 8,4 \text{ -----} \rightarrow ^{35,4}_{17} \text{Cl im PSE.}$$

In der Chemie gibt es die atomare Masse = UNIT = u

$1 \text{u} = 1,66 \times 10^{-24} \text{g} \rightarrow$ diese Größe stammt von $1/12 \text{ } ^{12}\text{C}$ – Atom

Daher ist:

$$1 \text{g} = 6,022 \times 10^{23} \text{u}$$

C 8) DAS MOL

Das Mol ist eine konstante Größe wie 1 Paar (= 2 Stück) oder 1 Dutzend (=12 Stück) oder 1 Mol (= $6,022 \times 10^{23}$ Atome)

1 Mol ist immer dieselbe Anzahl von Teilchen, egal ob 1 Mol Eisen, Wasser, Zucker, usw.

1 Mol ist daher die Einheit der Stoffmenge.

Formel: $m = n \times M$

$m =$ Stoffmasse in g

$n =$ Stoffmenge in mol

$M =$ Molmasse in g/mol

• A) Die Berechnung der Molmasse:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1 \text{g/mol} + 16 \text{g/mol} = 18 \text{g/mol}$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 180 \text{g/mol}$$

Die Molmasse kann man von jedem Element und jeder Verbindung ablesen (aus dem PSE).

• B) Berechnung der Stoffmenge: Wieviel mol befinden sich in 2000 g Kochsalz?

$$M(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5 \text{g/mol}$$

Formel: $n = m/M$ $n = 3,41 \text{ mol}$

• C) Berechnung der Stoffmasse

Wieviel Masse findet man in 5 mol CaCO_3 ?

$$M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \times 16 = 100 \text{ g/mol}$$

$$\text{Formel: } m = n \times M = 5 \text{ mol} \times 100 \text{ g/mol} = 5 \times 100 \text{ g} = 500 \text{ g}$$

Vierzehnte Stunde zusammengefasst von Parisa Mohmedi

- D) Berechnung der Teilchen**

$$N = n \cdot N_A$$

$$N = n \cdot 6,022 \times 10^{23} / \text{mol}$$

Wieviele Teilchen haben wir in 20 g KOH ?

$$(M) \text{ KOH} = 39 + 16 + 1 = 56 \text{ g/mol}$$

$$n = m/M = 20 \text{ g} / 56 \text{ g/mol} = 0,357 \text{ mol}$$

$$N = 0,357 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} / \text{mol} = 2,14 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen}$$

Wieviele Teilchen sind in 30 g Schwefelsäure ?

$$(M) \text{ H}_2\text{SO}_4 = (16)4 + (32) + (1)2 \text{ g} = 98 \text{ g/mol}$$

$$m = n \cdot M \quad \text{---} \quad n = m/M$$

$$n) \text{ H}_2\text{SO}_4 = 30 \text{ g} / 98 \text{ g/mol} = 0,306 \text{ mol}$$

$$N = n \cdot N_A \quad \text{---} \quad N = n \cdot 6,022 \times 10^{23} / \text{mol}$$

$$N \text{ von H}_2\text{SO}_4 = 0,306 \text{ mol} \cdot 6,022 \times 10^{23} / \text{mol} = 1,842 \times 10^{23} \text{ Teilchen}$$

Wieviele Teilchen sind in 12 mol Phosphorsäure ? H_3PO_4

$$N = n \cdot N_A$$

$$N = 12 \text{ mol} \cdot 6,022 \times 10^{23} / \text{mol} = 72,264 \times 10^{23}$$

$$7,2264 \times 10^{24} \text{ Teilchen}$$

Wie groß ist die Stoffmasse?

$$n = m/M \quad \text{-----} \rightarrow \quad m = n \cdot M = 98 \text{ g/mol} \cdot 12 \text{ mol} = 1176 \text{ g}$$

Welche Masse entspricht 300 mmol Natriumnitrat?

$$(M) \text{ NaNO}_3 = (16)3 + 14 + 23 = 85 \text{ g/mol}$$

$$m = n \cdot M = 300 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot 85 \text{ g/mol} = 0,3 \times 85 \text{ g} = 25,5 \text{ g}$$

Wie viele Atome befinden sich in 23 g Salpetersäure?

$$(M) \text{HNO}_3 = 1 + 14 + 3(16) = 63 \text{ g/mol}$$

$$m = n \cdot M \quad n = m/M = 23 \text{ g} / 63 \text{ g/mol} = 0,365 \text{ mol}$$

$$N = n \cdot 6,022 \times 10^{23} / \text{mol}$$

$$N = 0,365 \text{ mol} \cdot 6,022 \times 10^{23} / \text{mol} = 2,19 \times 10^{23} \text{ Atome}$$

HÜ:

1) Berechnen Sie wie viel Mol Wasser Moleküle in einem Liter Wasser enthalten sind?

2) Wie viel Stoffmenge befindet sich in 27 g Eisenhydroxid) III ?(Fe(OH)₃

D) Die ELEKTRONENSTRUKTUR der ATOME :

Niels BOHR hat ein Schalenmodell entwickelt und es sagte, dass die Elektronen kreisförmig um den Kern " wandern."

Durch Energiezugabe können sie ihre Bahn verlassen. Jedes Element hat ein SPEZIELLES EMISSIONSPEKTRUM.

Anfang des 20. Jahrhundert wird vom Albert EINSTEIN und Max PLANCK die QUANTENTHEORIE beschrieben. Das Licht ist ein Teilchen und eine Welle (=DUALISMUS). Man spricht von PHOTONEN .

Später wird auch von ELEKTRONEN beschrieben, dass sie Teilchen und eine Welle sind. Sie bewegen sich wie das Licht.

Was ist eine Schwingung?

Sie ist eine Bewegung hin und her oder auf und ab. Die Schwingung kehrt zurück. Wenn die Schwingung pro Sekunde hat die Einheit Hertz. Ein Pendel schwingt 2x pro 0,5 se – daher hat es 2 Hz.

Eine Welle ist eine kontinuierliche (= fortlaufende) Schwingung.

Fünfte Stunde zusammengefasst von Maryam Shamsodin

Was ist eine Schwingung?

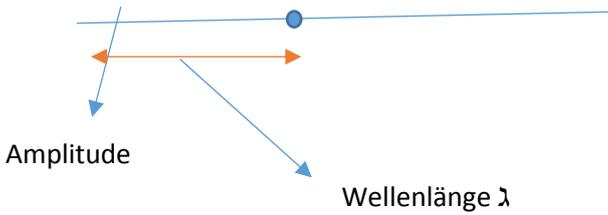
Sie ist eine Bewegung hin und her oder auf und ab die Schwingung pro Sekunde hat die Einheit Hertz.

Ein Pendel schwingt 2 x pro 0.5 Sekunde - 2 Hz

Fort laufend

Eine Welle ist eine kontinuierliche Schwingung.

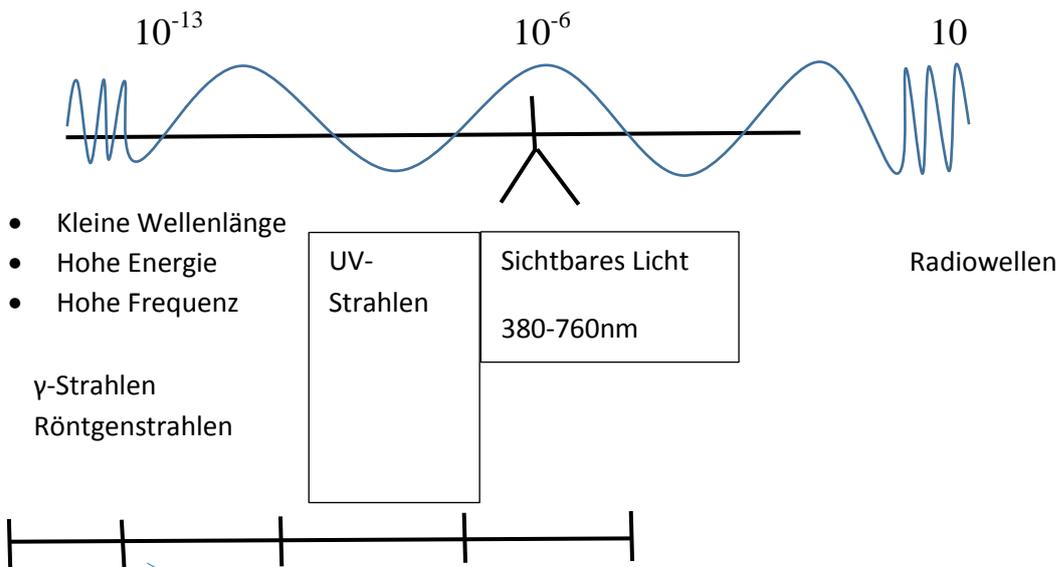




- ✓ Es gibt Wasserwellen.
- ✓ Es gibt Schallwellen.
- ✓ Und es gibt elektromagnetische Wellen.

Bewegt sich z.B. ein Photon, dann entsteht eine elektrische Welle - es entsteht dann auch ein magnetisches Feld (**physikalisches Gesetz**) - dies ist bei e^- sehr wichtig, damit sie sich verbinden können.

Verschiedene Wellenlängen :

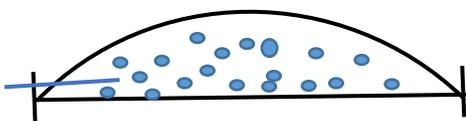


Elektronen sind elektromagnetische Wellen und bewegen sich mit Lichtgeschwindigkeit.

Werner Heisenberg bekam den Nobelpreis für die UNSCHÄRFERELATION. Man kann heute noch nicht genau bestimmen, wo das e^- sich befindet, man kann nur mit 90% Wahrscheinlichkeit sagen, wo es sein könnte.

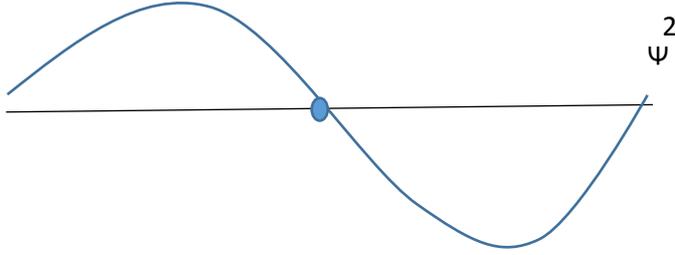
Erwin Schrodinger hat eine sehr wichtige Differentialgleichung geschrieben.

In der Mitte sind sie am häufigsten



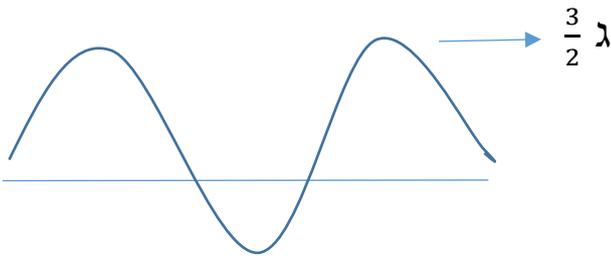
0 Knotenpunkte \rightarrow dort sind e^- nie
s-Orbital

Stehende Saite einer Gitarre eindimensional.



1 Knotenpunkt → hantelförmig → p-Orbital

Stein im Wasser / → zweidimensionale Welle:



z.B.: elektromagnetische Welle ist dreidimensional

Schrödinger schreibt eine WELLENFUNKTION ψ^2 und sie sagt in welchen Räumen (= Orbitale) die e^- sehr wahrscheinlich sind.

Daher kann man für jedes Elektron vier Zahlen angeben :

1) Die HAUPTQUANTENZAHL n :

Sie sagt uns den ENERGIEZUSTAND (=Energieniveau) an → wir sehen im PSE die Schalen.

$n=1$

$n=2$

$n=3 \dots \dots$

2) Die NEBENQUANTENZAHL l :

Diese Zahl zeigt uns die GESTALT / FORM an. l ist immer kleiner als n .

$L=0$ → s-Orbital (kugelförmig)

$L=1$ → p-Orbital (hantelförmig)

$L=2$ → d-Orbital (rosettenförmig)

$L=3$ → f-Orbital (sehr schwierig)

Stunde zusammengefasst von Herz Krisztina

E) CHEMISCHE BINDUNGEN

Da sehr viele Elemente freie ungepaarte Elektronen haben, sind sie energetisch instabil und brauchen einen Partner (um energetisch stabil zu sein) => alle streben die **Oktettregel** an (= Edelgaskonfiguration s^2p^6).

Es gibt 3 Bindungstypen:

- Atombindung
- Ionenbindung
- Metallbindung

- Hauptvalenzen

- Um diese **Pauling** eingeführt.



Bindungspartner zu unterscheiden, wurde der Begriff **Elektronegativität** von **Linus**

sie besteht aus 2 Größen - aus der Ionisierungsenergie und der Elektronenaffinität.

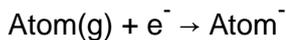
Die **Ionisierungsenergie** braucht man um e^- abzugeben:



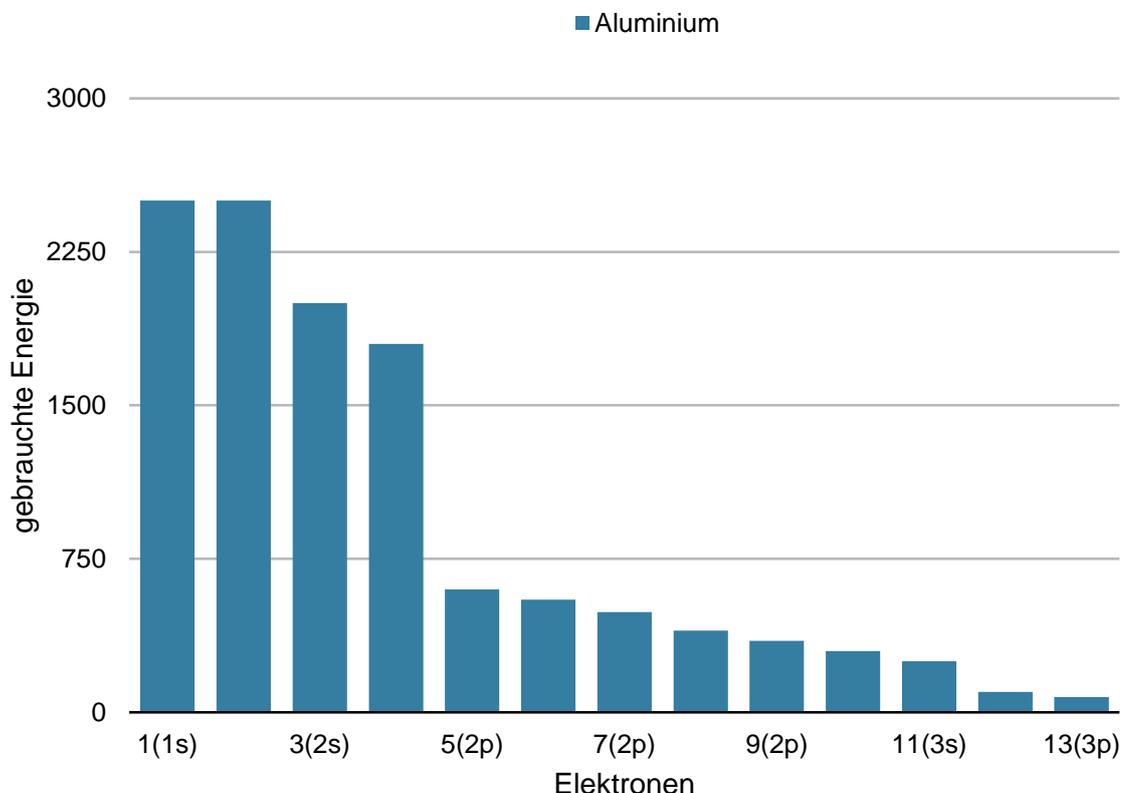
Sie nimmt von links nach rechts **zu** und von oben nach unten **ab** => die **höchste IE** in der Periode haben **Edelgase**.

- 1s und 2s - Innen Elektronen sind sehr fest gebunden
- 3s und 3p - sind leicht gebunden

Die **Elektronenaffinität** ist die Kraft Elektronen anzuziehen: z.B. Nichtmetalle



- > **L. Pauling** hat beide Energien berechnet und daraus **EN** ermittelt:
 - => er gab dem elektronegativsten Element —**Fluor** die Zahl 4
 - => und dem elektropositivsten Element — **Caesium** die Zahl 0,8.
- diese EN-Werte liest man in einer Tabelle ab.



Die Differenz ΔEN sagt uns, um welche Bindung es sich handelt:

- $\Delta EN = 0-1,7$ —> Atombindung
- ΔEN größer als 0,7 —> Ionenbindung

- Das Anschreiben aller Elektronen mit Quantenzahlen: z.B. Sauerstoff -> $8O$

	n	l	m	s
1	1	0	0	+1/2
2	1	0	0	-1/2
3	2	0	0	+1/2
4	2	0	0	-1/2
5	2	1	-1	+1/2
6	2	1	0	+1/2
7	2	1	1	+1/2
8	2	1	-1	-1/2

E1) Die Atombindung

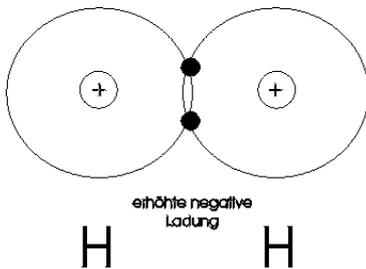
= kovalente Bindung

= Elektronenpaar Bindung

• Es verbinden sich Nichtmetalle zu Molekülen.

Die Nichtmetalle haben hohe EN-Wert -> aber die ΔEN ist klein.

z.B.



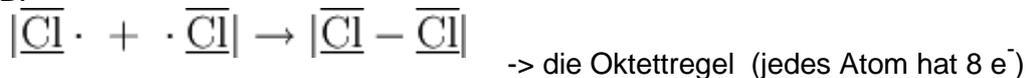
- jeder Atomkern zieht auch das e^- des anderen zu sich heran und es entsteht ein Elektronenpaar.

H-H -> Strukturformel

H₂ -> Summenformel

• Dazwischen sind die Atombindungskräfte

z.B.



-> Einfachbindungen sind weiter voneinander entfernt und haben eine schwache Bindungskraft

-> Dreifachbindungen sind sehr eng beisammen und haben eine große Bindungskraft

z.B.



-> Mit der Lewis Theorie wird die OKTETTREGEL erfüllt.

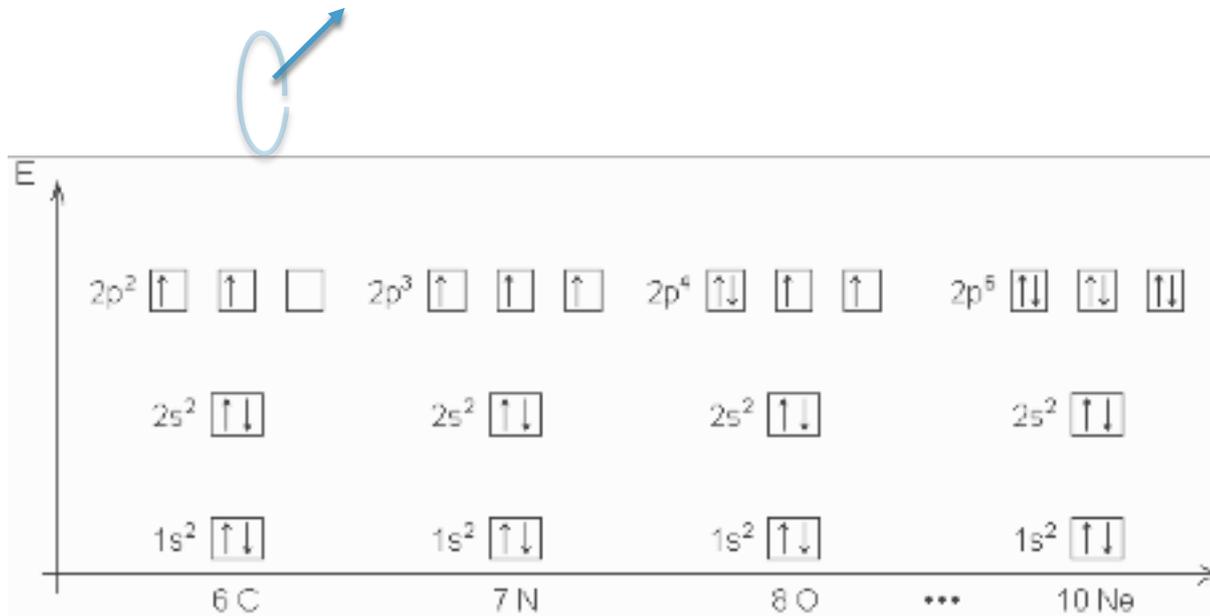
z.B. IC: $\underline{\text{O}} - \text{IC}=\underline{\text{O}}$ - Verletzung der Oktettregel

z.B. $\underline{\text{O}}:\text{C}:\underline{\text{O}} - \underline{\text{O}}=\text{C}=\underline{\text{O}}$ - stimmt Oktettregel, Lewis nicht

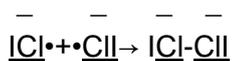
-> Der Mensch will alle natürlichen Verbindungen erklären und er schreibt verschiedene Theorien:

- 1) Lewis Theorie
- 2) Die Hybridisierung

Man nutzt bei dieser Theorie leere Orbitale, aber kann nur Orbitale aus derselben Periode nutzen:

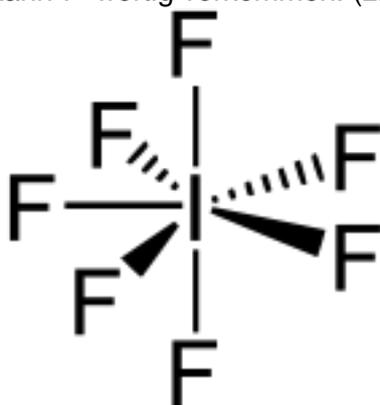


- Fluor ist einwertig, weil es keine 2d - Orbitale gibt
- Chlor kann hybridisieren



Es kann nicht 7-wertig sein, weil es zu klein ist.

- Iod kann 7- wertig vorkommen. (z.B. IF₇)



Stunde zusammengefasst von Roman

Die RÄUMLICHE Struktur (MOLEKÜLSTRUKTUR)

Man nennt sie auch VSEPR (eng. **V**alence **S**hell **E**lectron **P**air **R**eulsion; de. Valenzschalen-Elektronenpaar-Abstoßung) – Theorie von Gillespie & Nyholm.

Es gibt 4 Gesetze, die man anwenden muss:

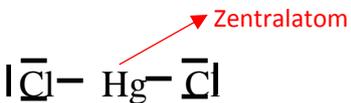
- 1) Die Valenzelektronen brauchen den GRÖßTMÖGLICHEN Abstand.
- 2) Man braucht alle Elektronenpaare: BINDEND und NICHTBINDEND.



- 3) Das NICHTBINDENDE e^- -Paar hat einen größeren Einfluss auf die Molekülstruktur, als das Bindende e^- -Paar.
- 4) Mehrfachbindungen sind wie eine Einfachbindung.

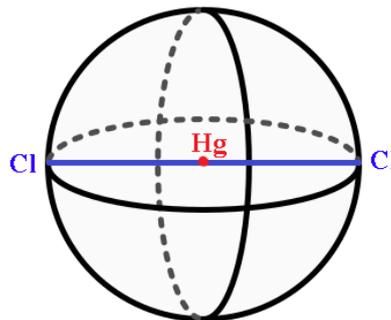
A) ZWEI ELEKTRONENPAARE

z. B. HgCO_2 Quecksilberchlorid



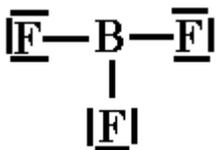
Strukturformel

LINEARES
MOLEKÜL
 $\sphericalangle 180^\circ$



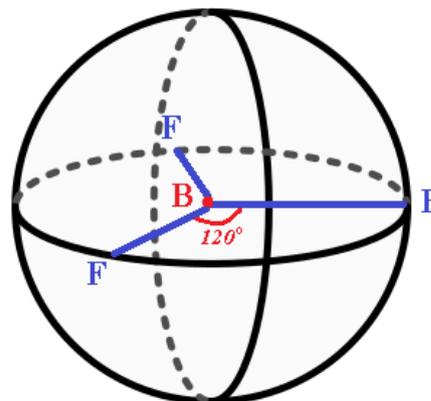
B) DREI ELEKTRONENPAARE

z. B. BF_3 Bortrifluorid



Strukturformel

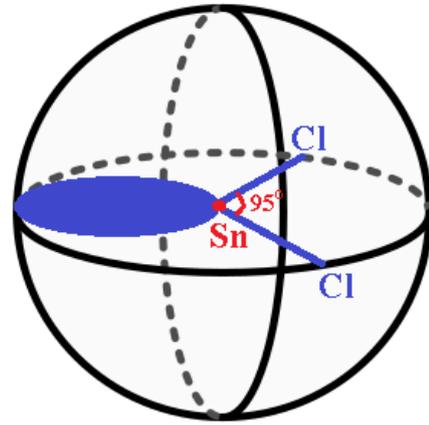
TRIGONAL PLANAR
 $\sphericalangle 120^\circ$



z. B. SnCl_2



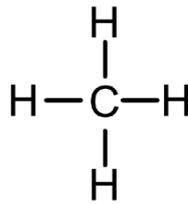
Strukturformel



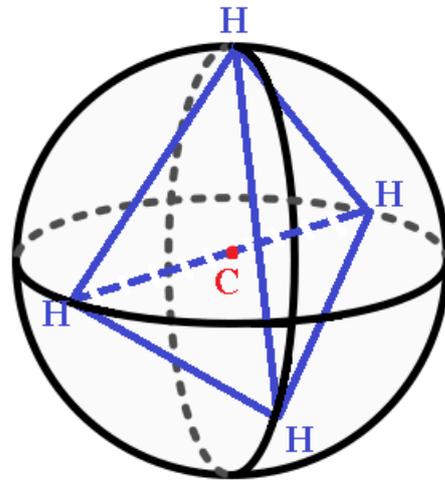
Das nichtbindende e^- - Paar hat mehr "Kraft" und daher wird der Winkel kleiner als 120° . Molekül ist TRIGONAL GEWINKELT

C) VIER ELEKTRONENPAARE

z. B. CH_4 Methan

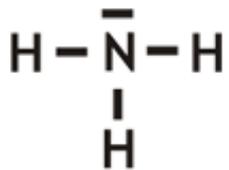


Strukturformel

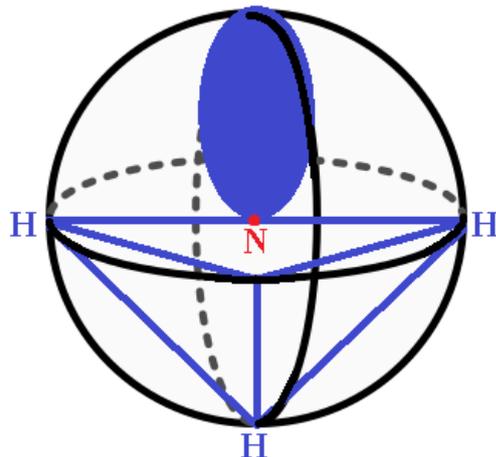


Beim größtmöglichen Abstand entsteht ein TETRAEDER mit $\approx 109^\circ$ (sehr stabil)

z. B. NH_3 Ammoniak



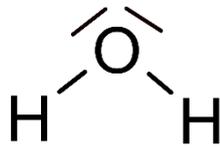
Strukturformel



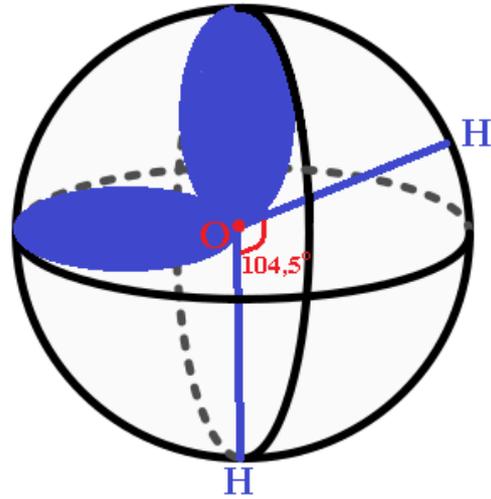
PYRAMIDAL TRIGONALE

Form – aber der Winkel ist kleiner als 109° ($107,5^\circ$)

z. B. H₂O Wasser



Strukturformel



Das Wassermolekül ist
GEWINKELT $\approx 104,5^\circ$

Stunde zusammengefasst von Mohamed Moustafa

Die BINDUNGEN bei der Atombindung

-) Es gibt **Einfachbindungen** :

z.B. Methan CH₄ - sp³ hybridisiert

1. Bindung s-s
2. Bindung s-p $\delta = \text{Sigma - Bindungen}$
3. Bindung s-p
4. Bindung s-p

sind weit voneinander entfernt.

-) Es gibt **Zweifachbindungen** :

z.B. Ethen C₂H₄ - sp² hybridisiert

1. Bindung s-s
2. Bindung s-p
3. Bindung s-p
4. Bindung p-p $\pi = \text{Pi - Bindung}$

Die Doppelbindung ist näher beisammen wegen der π - Bindung und ist daher stärker.

-) Es gibt **Dreifachbindungen** :

z.B. Ethin C₂H₂ - sp hybridisiert

Eine δ - Bindung und zwei π - Bindungen.

Die Dreifachbindung ist kurz und sehr stark.

Die **UNPOLARE** und **POLARE ATOMBINDUNG** um dies festzustellen braucht man die **ELEKTRONEGATIVITÄT**.

Unpolare Moleküle haben sehr kleine EN- Werte $\Delta EN = 0-0.2$

z.B. H_2 , N_2 , F_2

Polare Moleküle haben größere ΔEN Unterschiede = 0.2-1.7, ein Partner zieht den anderen stark zu sich.

z.B. HCl H= 2.1 Cl= 3,0 $\rightarrow \Delta EN = 0.9$

Chlor zieht beide Elektronen zu sich heran und bekommt daher eine **PARTIALLADUNG**.

Wenn Moleküle stark polar sind, nennt man sie auch **DIPOLE**.

z.B. Wasser $H_2O \rightarrow H= 2.1, O= 3.5 \rightarrow \Delta EN = 1,9$

Stunde zusammengefasst von Sofiya

Polare Moleküle haben einen Dipol:

z.B. $CO_2 \rightarrow$ wenn ein Molekül vollkommen symmetrisch ist, dann fallen die Dipolkräfte zusammen und heben sich auf \rightarrow daher ist das Molekül unpolar

z.B. CH_4

Wieder ist das Methanmolekül symmetrisch und daher unpolar.

Die Atombindung ist die Hauptvalenz \rightarrow die Elektronen sind im Molekül und haben eine Anziehungskraft \rightarrow es gibt aber noch zusätzliche Kräfte - die **Nebenvalenzen**

a) Die Dipol-Dipol-Kraft

z.B. SO_2

für diese Kraft braucht das Molekül einen Dipol und freie Elektronenpaare \rightarrow negative und positive Atome ziehen sich an.

b) die Wasserstoffbrückenbindungen

Man braucht ein H-Atom und ein negatives Atom mit einem freien Elektronenpaar

z.B. HF

Wichtig ist die Wasserstoffbrückenbindung in der organischen Chemie, z.B. DNA und natürlich beim Wasser

Stunde zusammengefasst von Semen Krylov

c) Die Van der Waalsche Kraft.

Bei unpolaren Molekülen gibt es oft schwache Kräfte und sie würden ohne diese Zusatzkraft zerfallen —> es gibt ganz leichte Elektronenverschiebungen und diese erzeugen kurzfristige Dipole.

zum Beispiel:

C_5H_{12} (siehe im Heft)

Große Oberfläche braucht Van der Waalsche Kraft.

Kleine Oberfläche —> große Kraft.

—> Sehr wichtig in der organischen Chemie. Es lösen sich zuerst die Atombindungen auf, dann erst die Van der Waalschen Kräfte, daher wird zum Beispiel Zucker nicht gasförmig!

Zusätzlich, gibt es bei Nichtmetallen eine Ausnahme, die ATOMGITTER:

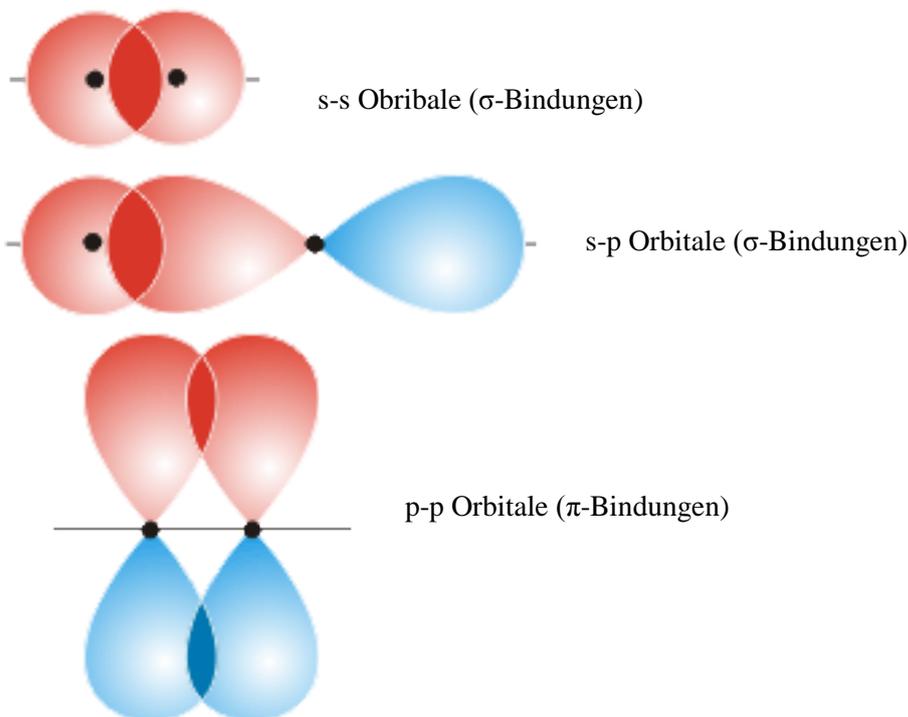
es verbinden sich elementare Kohlenstoffome zu Gittern!

- **Diamant** ist sehr hart und durchsichtig, leitet Strom nicht und Wärme normal (wie Glas) —> durch sp^3 Hybridisierung entsteht ein TETRAEDER —> sehr feste Bindung, mit dem Winkel 109° .
- **Grafit** ist schwarzglänzend —> leitet Strom + Wärme gut und ist weich —> sie sind weich, weil sie aus trigonalen C-Atomen aufgebaut sind —> sie sind daher planar und die Gitterebenen sind nicht verbunden.
- Es gibt noch **QUARZGITTER** aus SiO_2 aufgebaut.

Die ZWEI WICHTIGSTEN THEORIEN der Atombindung sind:

I. Die VALENZBOND - Theorie

—> Lewis ist der Begründer dieser Theorie - er spricht von Valenzelektronen.



II. Die MOLEKÜLORBITAL - Theorie

Begründer sind Gillespie und Nyholm —> sie sprechen von Molekülorbitalen, die eine Gestalt haben.

2 Atomorbitale verbinden sich zu 2 Molekülorbitale:
(siehe im Heft)

E2) Die IONENBINDUNG:

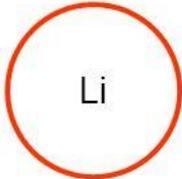
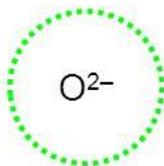
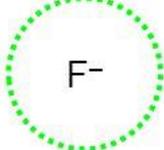
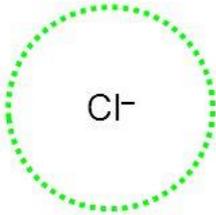
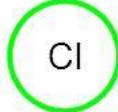
Es verbinden sich Metalle und Nichtmetalle mit einem großen EN-Unterschied ($\Delta EN > 1,7$)

—> es kommt zu einer ELEKTRONEN-ÜBERTRAGUNG:

Die Metalle geben Elektronen ab —> sie werden positive KATIONEN.

Die Nichtmetalle nehmen die Elektronen auf und werden negative ANIONEN.

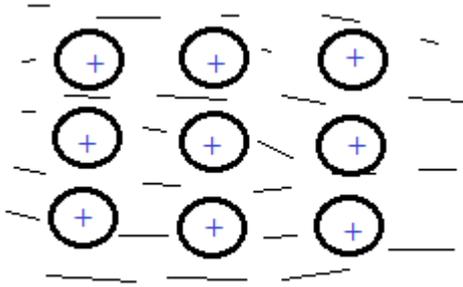
Atom- und Ionenradien

Metalle		Nichtmetalle	
Atom	Kation	Anion	Atom
			
			
			

Stunde zusammengefasst von Ivana Batinić

E3) Die Metallbindung

Metalle haben eine geringe EN - daher geben sie ihre e^- gerne ab. Wenn sich Metalle verbinden, geben sie alle Außenelektronen ab, in einen gemeinsamen Verband. Der Atomrumpf hat einen fixen Platz – und es entstehen daher Metall Gitter.



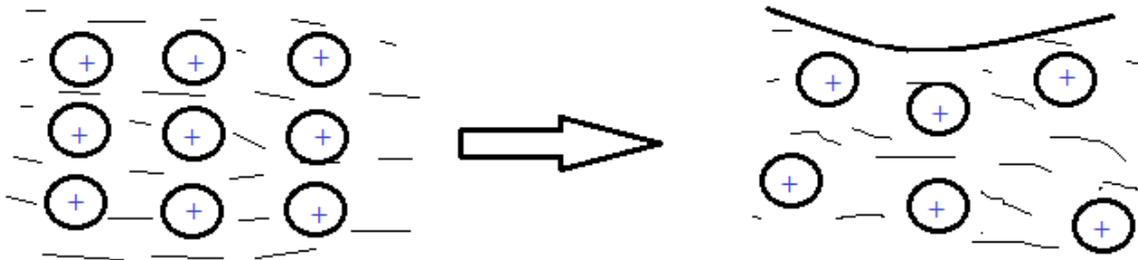
Die e^- sind frei beweglich – Sie sind delokalisiert, wie “Elektronengas”

- Daher leiten Sie Strom und Wärme sehr gut
 - Daher sind sie Leiter 1. Ordnung. Sie leiten als Feststoffe und als Schmelzen den Strom.
- Weil die e^- alle Energieniveaus besitzen, können Sie alle Wellenlängen aufnehmen, daher sind fast alle Metalle grau-schwarz und undurchsichtig.

Sie geben dann die Wellenlängen wieder ab und können glänzen.

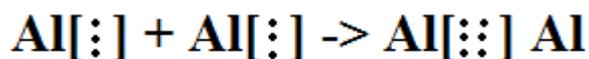
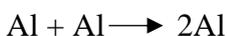
Da alle e^- sich fest an die positiven Rumpfen anziehen, entsteht eine sehr feste Bindung und daher sind fast alle Metalle FESTSTOFFE (Ausnahme ist Quecksilber)

Die Metalle sind DUKTIL (verformbar)



-daher sind die Metalle GUTE und WICHTIGE Werkstoffe (z.B. Töpfe, Autos...)

Verbinden sich Metalle:



Man kann Metalle sehr gut legieren (= vereinigen), weil man ein Metall durch ein anderes Metall austauschen oder ersetzen kann: daher kann man Metalle mischen z.B. BRONZE (= Kupfer und Zinn) -> eine Legierung hat andere, meist bessere Eigenschaften.

In der Natur kommen wenige Metalle REIN (GEDIEGEN oder ELEMENTAR) vor z.B. Gold, Silber, Platin...) - die Metalle kommen in der Natur als Erze vor (sie sind abbauwürdige metallhaltige Gesteine wie Eisen, Kupfer...)

Die häufigsten Erze sind:

OXIDE (Fe_2O_3 , Fe_3O_4 , FeO , Al_2O_3 ..)

Sulfide (FeS, FeS₂, PbS, CuS, ZnS...)

CARBONATE (CaCO₃- Kalk, MgCO₃, FeCO₃...)

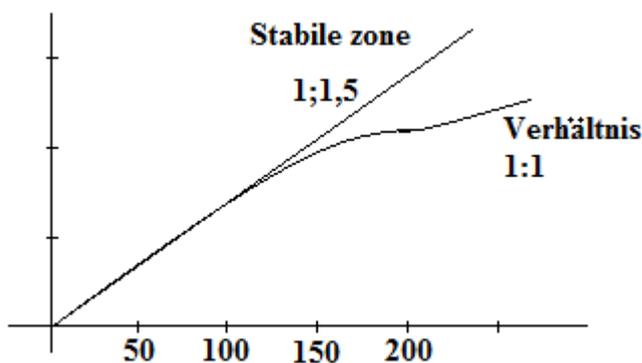
F) Die Kernchemie

Der Kern besteht aus den NUKLEONEN (Protonen und Neutronen)

→ Sie besitzen fast die gesamte Masse und sind in der Atommitte weit weg von den Elektronen. Ein genau definiertes Element bezeichnet man als NUKLID (im PSE sehen wir nur Elemente-> Wasserstoff hat drei ISOTOPE - daher sind alle Isotope Nuklide)

Nur bestimmte Kombinationen von Nukleonen machen den Kern stabil -> die positiven Protonen brauchen die neutralen Neutronen als Platzhalter.

Kleine Elemente haben gleich viele Protonen und Neutronen, werden die Kerne größer, brauchen sie mehr Neutronen- sind die Kerne sehr groß sind sie INSTABIL und zerfallen (sie sind radioaktiv)



Große Elemente zerfallen natürlich in kleinere und sie wollen in die STABILE ZONE kommen.

Alle Elemente haben INSTABILE Isotope -> diese wollen auch STABIL werden.

Weiters sind GERADE PROTONEN und NEUTRONEN ZAHLEN stabiler als ungerade.

Es gibt sehr stabile magische ZAHLEN und dann sind die Elemente auch sehr stabil z.B. Ne, O, Ca, Pb...

F1) DIE NATÜRLICHE RADIOAKTIVITÄT

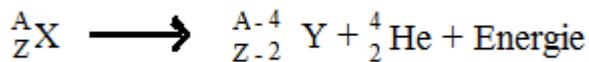
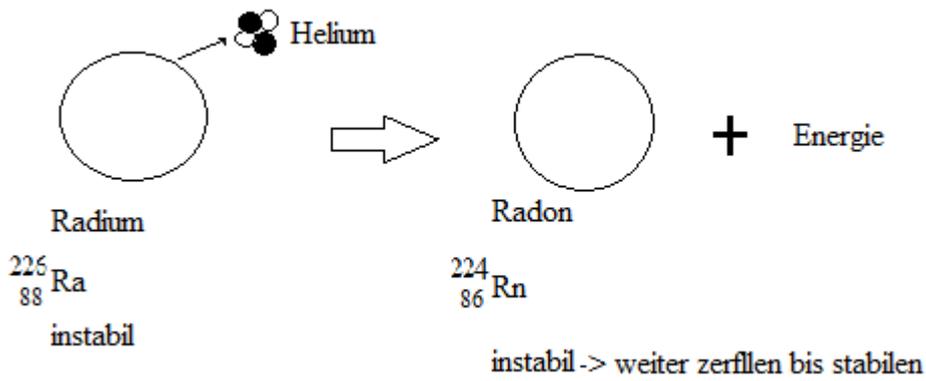
Henri Becquerel beschrieb als Erster unsichtbare Strahlen, die eine Fotoplatte schwarz färben. Marie Curie entdeckte zwei Elemente: Radium und Polonium

Es entstehen beim radioaktiven Zerfall immer kleinere Elemente und SEHR VIEL ENERGIE-> schädlich für Erbgut (es kommt zu Mutationen oder Tod)

Es gibt 3 Strahlungsarten:

a) DIE ALPHA STRAHLUNG

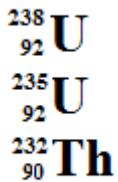
Diese α -Teilchen sind Heliumkerne die spontan aus dem Kern herausgeschleudert werden:



Das α -Teilchen (He-Kern) fliegt mit 10% der Lichtgeschwindigkeit (30.000km/h) - fliegt nicht geradlinig (zu schwer) und es wird leicht abgeschirmt durch Papier, Kleidung, Haut..., aber gelangen α -Teilchen durch Wasser und Nahrung in den Körper, dann sind sie sehr gefährlich (Mutagen)

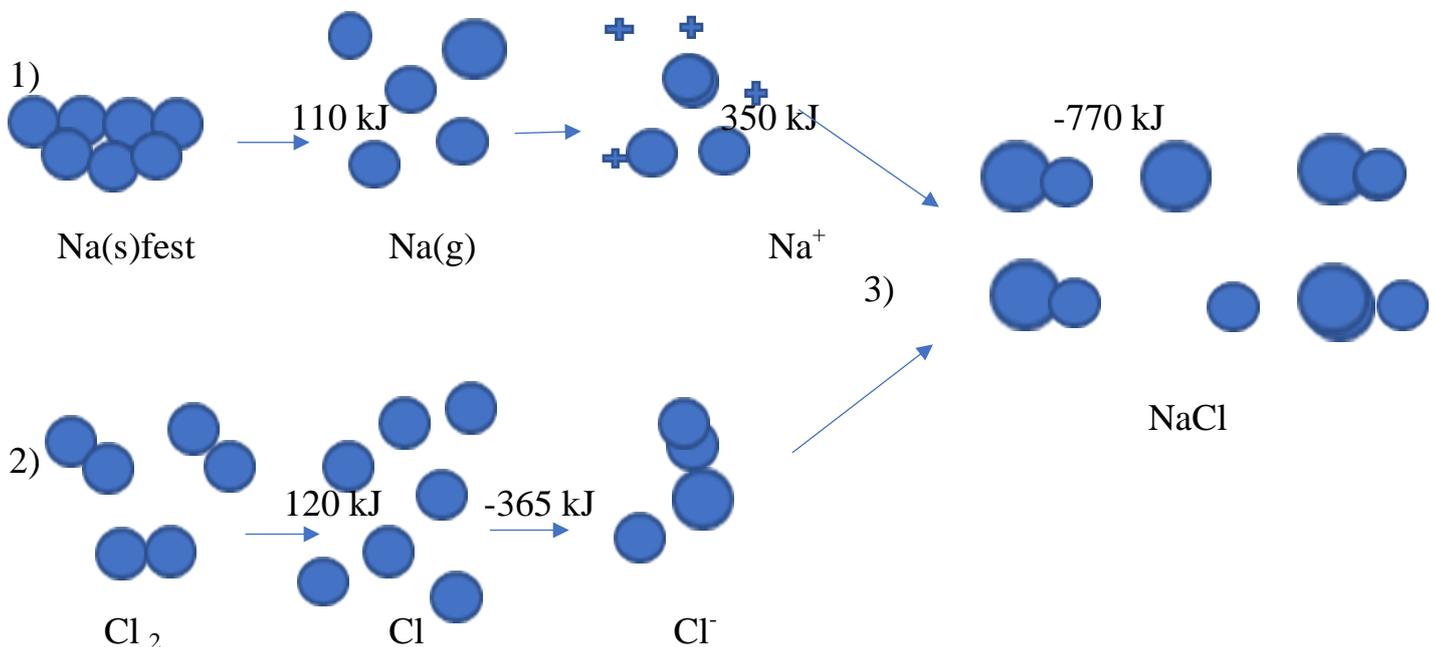
Z.B 1.1

In der Natur gab es 4 Zerfallsreihe \rightarrow heute gibt es nur mehr 3:



Stunde zusammengefasst von Aisha Kausar

Der Energiegewinn bei der Bildung von Kochsalz:

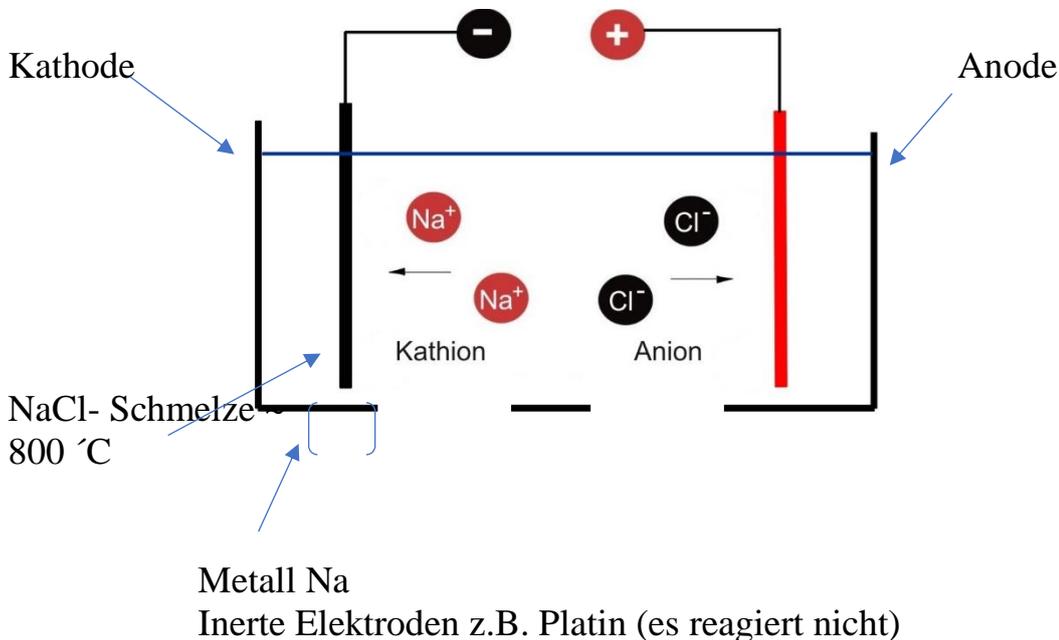


1) Na ist ein festes gefährliches Metall, weil es mit Sauerstoff reagiert.
 Na muss gasförmig werden, und braucht daher eine Sublimationsenergie.
 Na muss ein Elektron abgeben und benötigt Ionisierungsenergie.
 $\text{Na(g)} \Rightarrow \text{Na}^+ \text{ (plus)} + \text{Elektron } e^- \text{ (Natrium-Ion)}$

2) Cl kommt als Molekül vor Cl_2 vor und muss daher durch die Bindungsenergie getrennt werden
 $\frac{1}{2} \text{Cl} \rightarrow \text{Cl}$ - dann wird Chlor ein Elektron aufnehmen und bekommt Energie = Elektronenaffinität
 $\text{Cl} + \text{Elektron} \rightarrow \text{Cl}^- = \text{Chlorid}$.

3) die Ionen verbinden sich zum Ionengitter und es entsteht sehr viel Energie = Gitterenergie
 \rightarrow aus 2 reaktiven Elementen („Bad Boys“) entsteht ein harmloses lebenswichtiges Salz und Energie. (Je enger die Ionenradius, desto mehr Energie entsteht)

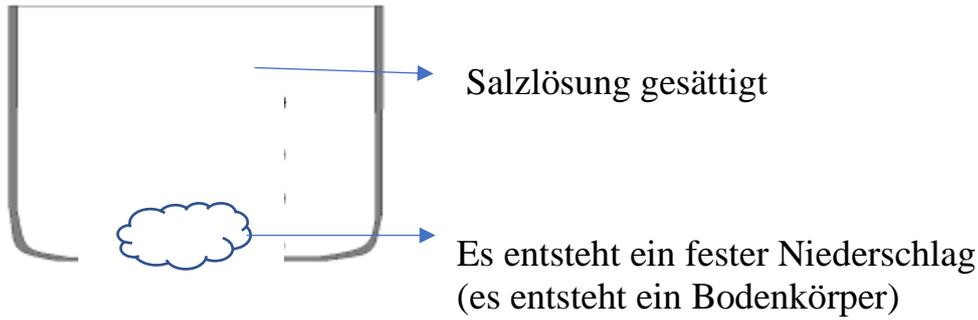
Feste Salze können keinen Strom leiten, weil die Elektronen fixe Plätze haben. Die Elektronen sind in fixen Gitterplätzen. Man kann diese Salze mit hoher Temperatur schmelzen, es entstehen Salzschnmelzen (das bedeutet wasserfrei) oder man kann sie gut in Wasser lösen zu Salzlösungen (mit Wasser) \rightarrow beide leiten Strom und die Wärme \rightarrow sie sind Elektrolyte (Leiter 2. Ordnung). Man kann aus der Salzschnmelze wieder reines Metall und Chlorgas erzeugen durch Elektrolyse \rightarrow
 Man nennt sie **Schnmelzfluss Elektrolyse**:



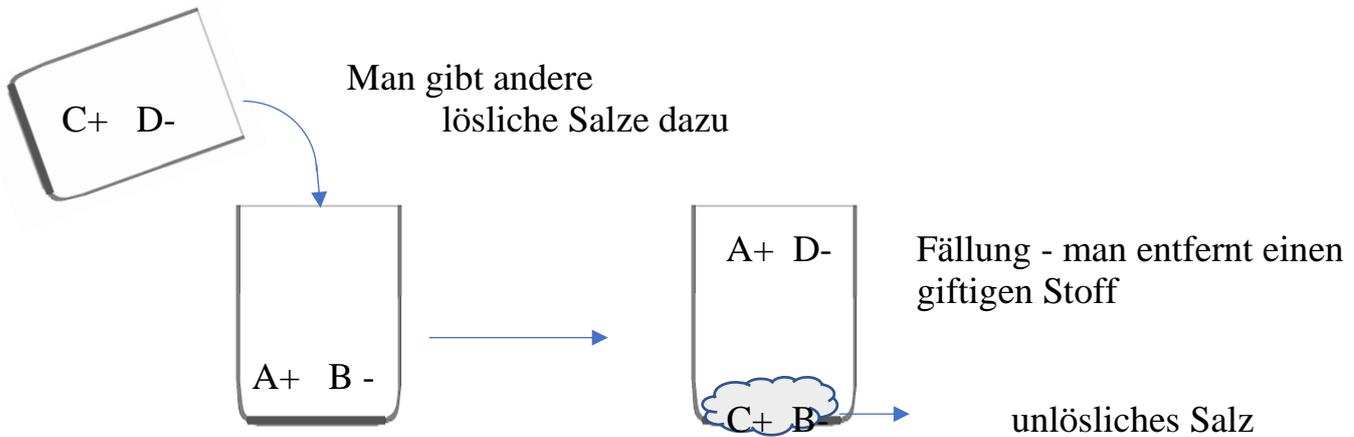
Man trennt mit Strom (= Gleichspannung) die Salzschnmelze (NaCl) \rightarrow die positiven Kationen wandern zur Katode (= Minuspol) und sie nehmen Elektronen auf:
 $\text{Na}^+ + \text{elektron} \rightarrow \text{Na}$ (die Elektronenaufnahme nennt man Reduktion).
 Die negativen Anionen wandern zur Anode (= Pluspol) und geben Elektron ab:
 $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 e^-$ (die Elektronenabgabe nennt man Oxidation)

Salzlösung:

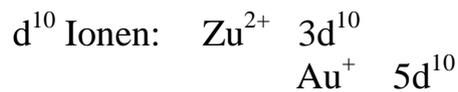
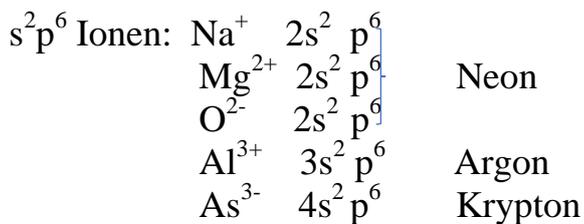
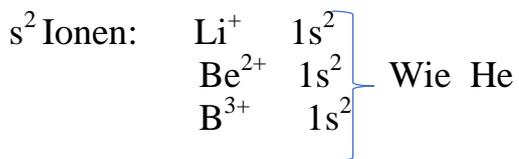
Die Salze lösen sich so lange im Wasser bis die Lösung gesättigt (voll) ist.



Dies wird mit dem Löslichkeitsprodukt berechnet, man nennt dies auch Fällung. Man verwendet solche Fällungsreaktionen für die Abwasserreinigung:



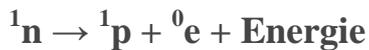
Die Ionen kann man in verschiedene Gruppen einteilen:



Stunde zusammengefasst von Sofiya

b) Der β -Zerfall

Es kommt zu einer natürlichen spontanen Kernumwandlung \rightarrow ein Neutron verwandelt sich in ein Proton und sendet ein Elektron aus.



Die Ordnungszahl wird größer, aber die Massezahl bleibt gleich.



Wenn das Neutronen/Protonen-Verhältnis zu groß ist, zerfallen die instabilen Elemente, um sich der stabilen Zone zu nähern.

Dieses β -Teilchen ist sehr klein ($=e^-$). Es fliegt mit 90 % der Lichtgeschwindigkeit, aber eine Strahlungsquelle hat verschiedene Geschwindigkeiten (minimale Unterschiede) \rightarrow verschiedene Energien.

Da sie klein und schnell sind, können sie in die Haut eindringen.

\rightarrow Abschirmung durch Holz oder Glas

c) γ -Strahlung

Sie ist eine elektromagnetische Strahlung mit hoher Energie ($=$ kleine Wellenlänge), sie fliegt mit Lichtgeschwindigkeit.

\rightarrow sie ist geradlinig (Photonen=Quanten) und werden nicht gebremst.

Sie treten spontan nach α - oder β -Zerfall auf:



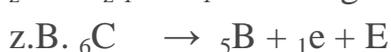
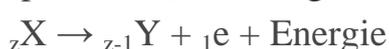
\rightarrow alle radioaktiven Strahlen sind ionisierend \rightarrow sie können aus stabilen Elementen Elektronen herausschlagen und es entstehen Ionen (diese sind reaktiv).

(Auch Röntgenstrahlen sind ionisierend, aber sie sind nicht radioaktiv).

Es entstehen Radikale : $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl}^\bullet + \text{Cl}^\bullet$

d) β^+ -Strahlung

Sie ist eine künstliche Strahlung und sie sind von Menschen gemacht. Wenn das Neutronen/Protonen-Verhältnis klein ist, werden Positronen abgestrahlt (sie sind positive Elektronen)



Die Halbwertszeit:

man weiß, dass instabile Nuklide irgendwann zerfallen. Im gleichen Zeitintervall zerfällt immer der gleiche Prozentsatz von Atomen.

\rightarrow d.h. dass die Zahl der nicht zerfallenen Atome exponentiell sinkt.

\rightarrow die Hälfte des Stoffes der zerfallen ist, ist die Halbwertszeit ($=\tau$)

z.B. ^{226}Ra ist ein α -Strahler mit einer Halbwertszeit 3,64 Tage

a) In welches Element zerfällt es?

b) Wie viel Prozent ist nach 10,92 noch nicht zerfallen?

c) Wie viel Prozent sind nach 18,2 Tagen zerfallen?