
CHEMIE

Herr Sparla



Reagenzglas - пробирка
ätzend - едкий

Materie

Stoffe

- Gemische
 - homogene
 - * Luft, Trinkwasser, Salzwasser, Tee, Kaffee
 - heterogene
 - * Orangensaft, Lasagne, Pizza, Erde
- Reinstoffe
 - Verbindungen
 - * Wasser, Ethanol, Salz
 - Elemente
 - * Gold, Natrium, Brom, Sauerstoff

e : Ladung eines Elementarteilchens

Elektronen, Neutronen, Protonen

$$\begin{aligned}
 e &= 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C (Culon)} \\
 q_e &= -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} = -1e = e^- \\
 q_p &= +1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} = +1e = p^+ \\
 q_n &= 0
 \end{aligned}$$

u (Einheits-)masse für Elementarteilchen

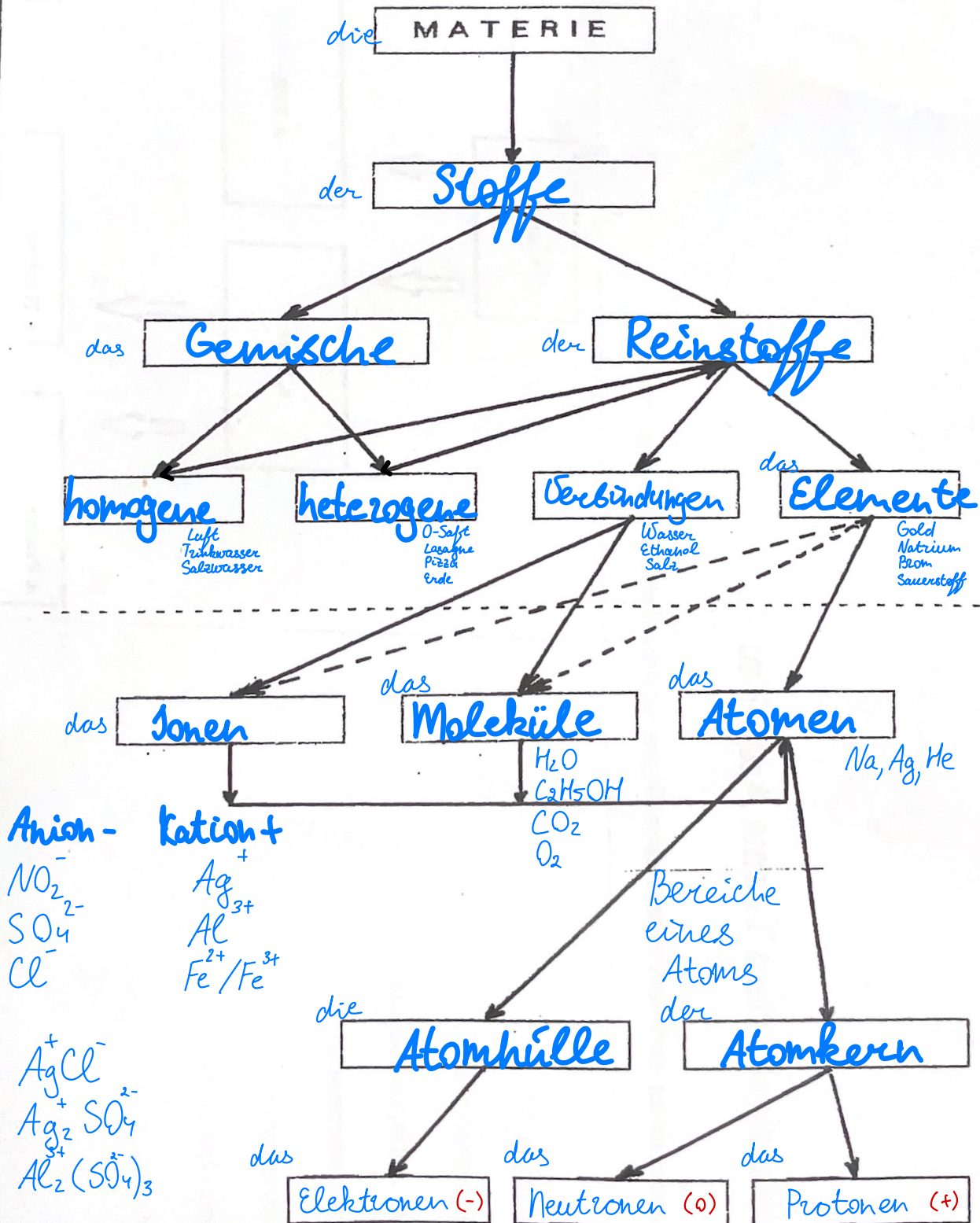
$$1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$m_p = 1,0073 u$$

$$m_n = 1,0087 u$$

$$m_e = 0,00055 u$$

STRUKTUREN DER MATERIE



Beschreiben Sie mit Hilfe des Verbliste und der Informationen aus der Graphik den Bau der Atome.

Atom

- Hülle
Elektron. $m = 0.911 \cdot 10^{-27} \text{g}$, $q = -1.602 \cdot 10^{-19} \text{C}$
- Kern
Proton. $m = 1.670 \cdot 10^{-24} \text{g}$, $q = +1.602 \cdot 10^{-19} \text{C}$
Neutron. $m = 1.675 \cdot 10^{-24} \text{g}$, $q = 0 \text{C}$

Molekülen bestehen aus mehreren Atomen.

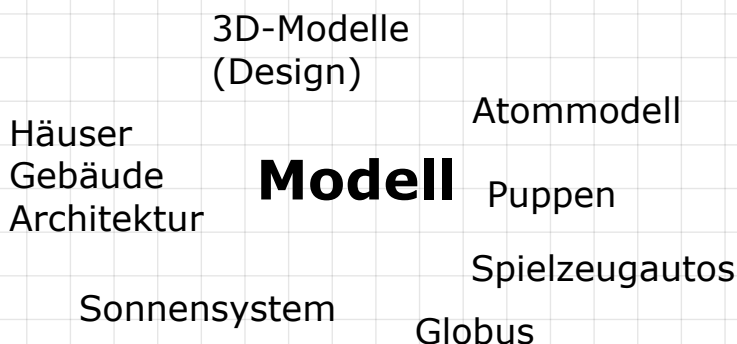
Ein Atom besteht aus zwei Bereiche: Atomhülle und Atomkern.

Kern befindet sich im Zentrum des Atoms, Hülle befindet sich um dem Atom, in eine gewisse Entfernung vom Kern.

Kern besteht aus zwei Elementarteilchen: Protonen und Neutronen.

Protonen bestimmen die Ladung des Kerns, weil jede Proton trägt die positive Ladung von ungefähr $1.6 \cdot 10^{-19} \text{C}$.

Neutronen haben keine Ladung



Ein Model gibt Informationen über ein Objekt.

Es ist entweder kleiner oder größer, als das Objekt.

Es gibt Informationen über die Form und über die Beschaffenheit des Objekts. Es ist *veranschaulichend* -> *verdeutlicht die Eigenschaften des Objekts*.

Wenn ein Objekt aus verschiedenen Teilen besteht, dann verdeutlicht das Modell die Beziehungen der Teile und die ihre Funktionsweise.

Schreiben die einen Text der die Informationen aus der Graphik zum Thema "das PS und die chemischen Elemente"

das Periodensystem der Elemente ist eine Tabelle mit 18 Spalten. Es hat 7 sozusagen Hauptreihen und zwei zusätzliche Reihen.

Es enthält 118 Elemente.

Es gibt 8 Hauptgruppen, in denen es Alkalimetalle, Erdalkalimetalle, Halogene und Edelgase gibt. Neben diese gibt es auch 10 Nebengruppe mit Übergangsmetalle, Lanthanoide und Actinoide.

Periodennummer bestimmt die Anzahl der Elektronenhüllen der Elemente in dieser Periode.

Gruppennummer nennt die maximale Valenz der Elemente in der Gruppe.

Jedes Element im Periodensystem enthält Informationen über folgende Eigenschaften: Ordnungszahl, Relative Atommasse in u, Elektronenkonfiguration, Symbol, und Aggregatzustand.

Elemente werden auch zwischen fester, flüssiger und gasförmiger Aggregatzustand unterscheiden.

Die Elemente, die sich in untere linke Seite des Periodensystems befinden, reagieren sehr schlecht, weil die weniger Elektronegativität haben.

absorbieren $\rightleftharpoons$ desorbieren

Atommodelle

Edukt $\rightleftharpoons$ Produkt

Vor 2400 Jahren hat man verstanden, dass die gesamte Materie aus kleinsten, unteilbaren Atomen besteht.

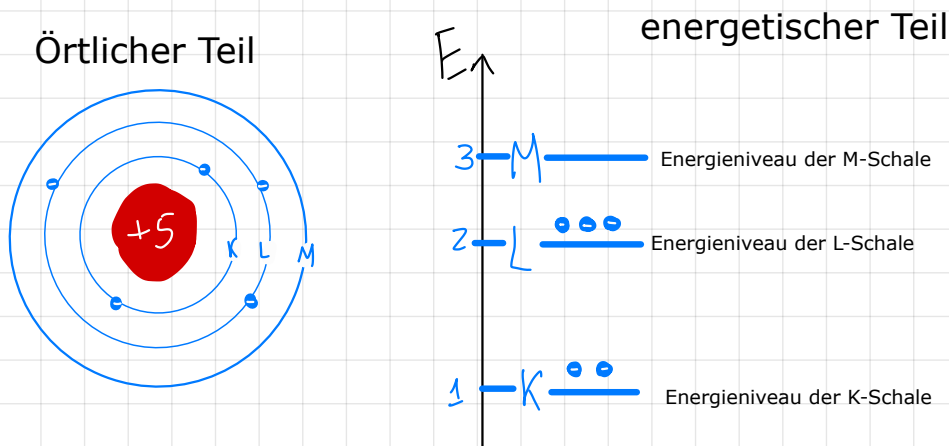
Dalton hat im Jahr 1808 ein neues Atommodell entwickelt:

- Atome verschiedener Elemente haben unterschiedliche Massen.
- Atome gleicher Elemente haben eine gleiche Masse.
- *Die Anzahl der Elemente in Periodensystem ist gleich mit der Anzahl der verschiedenen Atomsorten.*

Im Jahr 1910 konnte Rutherford mithilfe von elektrischen Versuchen weitere Informationen über ein Atom herausfinden:

- Er unterscheidet zwischen Atomhülle mit negativen Elektronen und den Atomkern mit positiven Protonen.
- Er sagt gar nichts über Neutronen, weil er sie bei seinen elektrischen Versuchen nicht bemerken konnte.

1913 entwickelt Niels Bohr das nächste Atommodell



postulieren - Hypothese machen

Texte zum Atommodell: Die historische Entwicklung

Antikes Griechenland: (vor ca. 2400 Jahren)

Wie sein Lehrer Leukipp postulierte Demokrit, dass **die gesamte Natur aus kleinsten, unteilbaren Einheiten, den Atomen, zusammengesetzt sei**. ... Jedes dieser Atome sollte fest und massiv, aber nicht gleich sein. Es gäbe unendlich viele Atome: runde, glatte, unregelmäßige und krumme. Wenn diese sich einander näherten, zusammenfielen oder miteinander verflochten, dann erschienen die einen als Wasser, andere als Feuer, als Pflanze oder als Mensch.

Quelle:

<http://de.wikipedia.org/wiki/Demokrit>; 2.2.2015, bearbeitet

Daltons Atommodell (England 1808)

- Die verschiedenen Stoffe sind Verbindungen der chemischen Elemente.
- Die Atome eines Elements haben alle die gleiche Größe und die gleiche Masse. Die Atome unterschiedlicher Elemente unterscheiden sich in ihrer Masse. D.h. es gibt genauso viele Atomarten, wie es chemische Elemente gibt.
- Bei chemischen Reaktionen werden die Atome der Edukte neu angeordnet und in bestimmten Zahlenverhältnissen miteinander verbunden.

Quelle, bearbeitet: Chemie heute SII, Seite 12

Rutherford: Kern-Hülle-Modell (England 1910)

Ein Atom besitzt einen positiv geladenen Atomkern und eine Elektronenhülle in der sich die Elektronen befinden. Der Atomkern besitzt eine wesentlich größere Masse als die Atomhülle. Das Atom ist insgesamt neutral, D.h. die Summe der negativen Ladungen und die Summe der positiven Ladungen ist gleich. Die positiven Ladungsträger heißen Protonen. Ebenfalls 1910 konnte Milikan den Wert der Elementarladung bestimmen.

(Neutronen wurden erst 1932 von James Chadwick gefunden.)

Niels Bohr (Däne, arbeitete in Deutschland, 1913)

Dass sich die Elektronen auf Schalen mit bestimmten, aber unterschiedlichen Radien und charakteristischen Energien bewegen, ist das Ergebnis der Arbeit von Niels Bohr. Er hat es durch komplizierte Versuche gefunden, bei denen Licht von den Elektronen absorbiert wird. Heute gibt es die einfachere Möglichkeit durch Messung der Ionisierungsenergien der Elektronen zur gleichen

Modellvorstellung zu kommen. Wenn die Elektronen zwischen den verschiedenen Schalen wechseln, müssen deren Energiedifferenzen beim Wechsel aufgenommen oder abgegeben werden. Das bedeutet: Die *Energie der Elektronen in einem Atom* ist quantisiert! Die maximale Anzahl der Elektronen auf einer Elektronenschale ist unterschiedlich. Die Energie der Elektronen, die sich auf der selben Elektronenschale befinden ist gleich. D. h. eine Elektronenschale (K,L,M,...) korrespondiert immer mit einem bestimmten Energieniveau ($n=1$, $n=2$, $n=3$...). Die Zahl n heißt Hauptquantenzahl.

Bohr-Sommerfeld-Modell (1916)

Arnold Sommerfeld hat das Bohrsche Atommodell erweitert. Dabei macht er nur Aussagen zur Energie der Elektronen. Mit Hilfe von zusätzlichen physikalischen Überlegungen führte er zwei weitere Quantenzahlen ein: 1. Die Nebenquantenzahl l , für die die Regel $l = [0, 1, \dots, n-1]$ gilt. In seinem Modell wird dadurch angegeben, wie viele Unterenergieniveaus es für ein Hauptenergieniveau gibt. 2. Die magnetische Quantenzahl m , für die die Regel $m = [-l, \dots, 0, \dots, +l]$ gilt. Dadurch wird angegeben, wie viele energiegleiche Unterenergieniveaus es gibt.

Das Pauli-Prinzip (1925)

Einige Jahre später entdeckte Wolfgang Pauli, dass jedes Unterenergieniveau nur maximal zwei Elektronen aufnehmen kann, die sich durch ihren Spin unterscheiden müssen, dafür definierte er eine Spinquantenzahl s mit den beiden Werten $s = \pm 1/2$.

Das Quantenmechanische Atommodell (1926)

Dieses Atommodell basiert auf einer Gleichung die Erwin Schrödinger entwickelte und das Verhalten von Elektronen in einem Atom Materiewelle interpretiert. Damit konnte man nicht nur eine qualitative Beschreibungen für ein Atoms mit mehreren Elektronen angeben, sondern (für das H-Atom) auch sehr gute Berechnungen machen. Außerdem wird es auch möglich bessere Modellvorstellungen zur räumlichen Struktur der Atomhülle (= Orbitale) zu entwickeln. Diese Informationen braucht man, um zu verstehen was Moleküle sind; mit dem Bohr-Sommerfeld-Modell ist das nicht möglich.

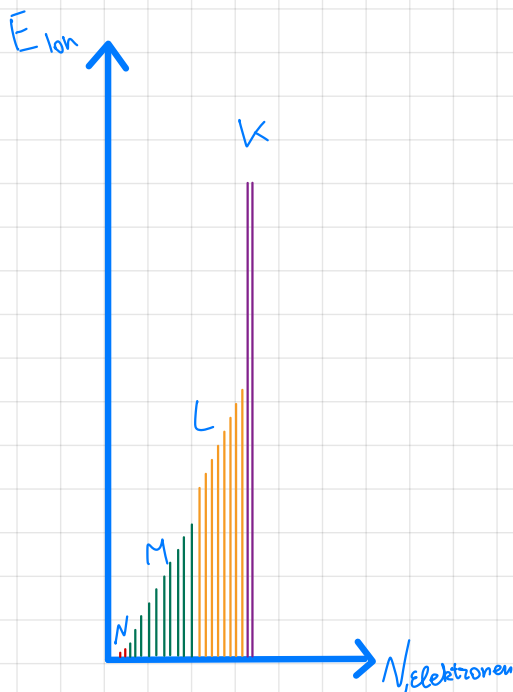
Woher hatte Bohr die Informationen über den Aufbau der Atomhülle aus verschiedenen Elektronenschale? Diese Informationen erhält man aus einem Versuch zu Ionisierung eines Atoms.

Ionisierung bedeutet, dass man aus der Hülle eines neutralen Atoms nacheinander alle Elektronen entfernt. Dabei entsteht aus dem neutralen Atom ein **Kation** dessen Ladung mit jeder Entfernung eines weiteren Elektrons **größer wird**.

Das Ergebnis dieses Versuchs zeigt die folgende Grafik:

- Man findet dabei, dass es in der Hülle Gruppen von Elektronen mit ähnlicher Ionisierungsenergie gibt. Innerhalb einer solcher Gruppe steigt die Ionisierungsenergie leicht(=sehr wenig) von einem Elektron zum nächsten, weil sich jedes Mal bei der Entfernung eines Elektrons das Verhältnis von positiven zu negativen Ladungen verändert.

Je kleiner die Ionisierungsenergie der Elektronen ist, umso größer ihre potenzielle Energie, d.h. sie befinden sich auf einem höheren Energieniveau bzw. auf einer Elektronenschale mit größeren Abstand zum Atomkern.



Dieses Struktur der Elektronenhülle ist die Ursache für die Struktur des PSE:

- K-Schale 2 Elektronen, 1 Periode, 2 Elemente
- L-Schale, 8 Elektronen, 2 Periode, 8 Elemente
- usw.

Unter welcher Bedingung ist ein Atom relativ stabil?

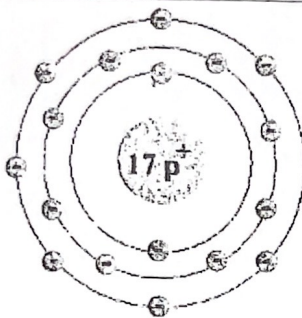
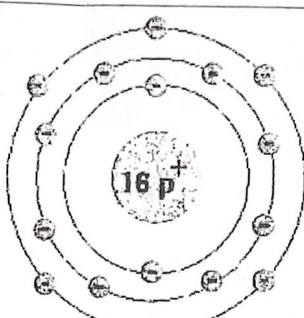
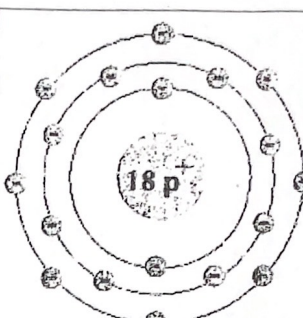
Ein Atom ist relativ stabil, wenn alle seine Elektronenschalen entweder vollständig besetzt sind oder sich auf einem der Niveaus überhaupt keine Elektronen befinden. Das heißt, die Atome, die z. B. eine N-Schale haben, müssen entweder 18 Elektronen haben oder gar keine. Alle Edelgasatome haben diese Eigenschaften, ebenso wie alle anderen Ionen, die die Elektronenkonfiguration von Edelgasatomen haben.

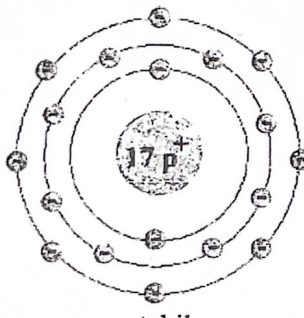
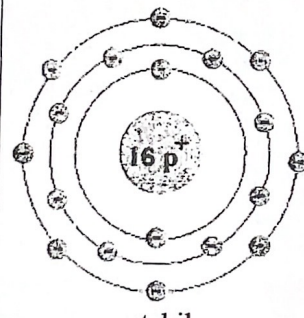
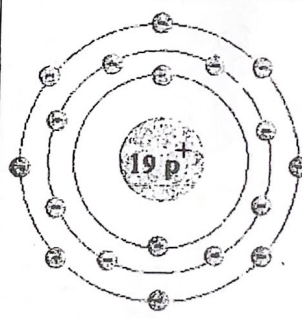
Wenn die letzte Elektronenschale vollständig mit Elektronen gefüllt ist, dann handelt es sich um ein stabiles Teilchen.

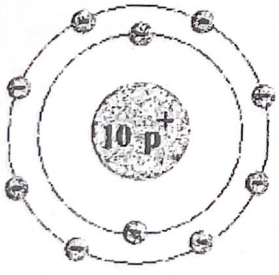
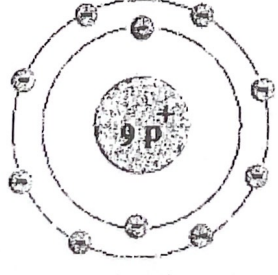
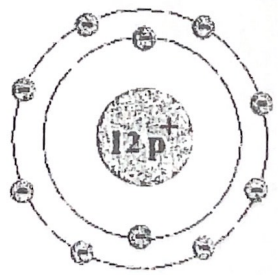
Bei den chemischen Element im PSE ist das bei den **Edelgasen (VIII Hauptgruppe)** der Fall.

Weil sie diese stabile Elektronenanordnung besitzen, spricht man von einer **Edelgaselektronenkonfiguration (EEK)**.

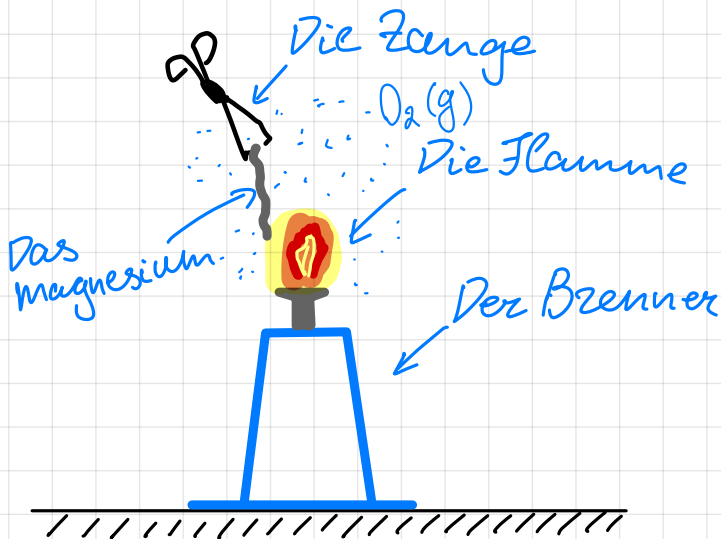
Die chemische Stabilität einatomiger Teilchen

			
	nicht stabil	nicht stabil	stabil
Protonenzahl	17	16	18
Elektronenzahl	17	16	18
Gesamtladung	0	0	0
Name	Chlor	Schwefel	Argon

			
	stabil	stabil	stabil
Protonenzahl	17	16	19
Elektronenzahl	18	18	18
Gesamtladung	-1	-2	+1
Name	Chlor-Anion	Schwefel-Anion	Kalium-Kation

			
	stabil	stabil	stabil
Protonenzahl	10	9	12
Elektronenzahl	10	10	10
Gesamtladung	0	-1	+2
Name	Neon	Fluor-Anion	Magnesium-Kation

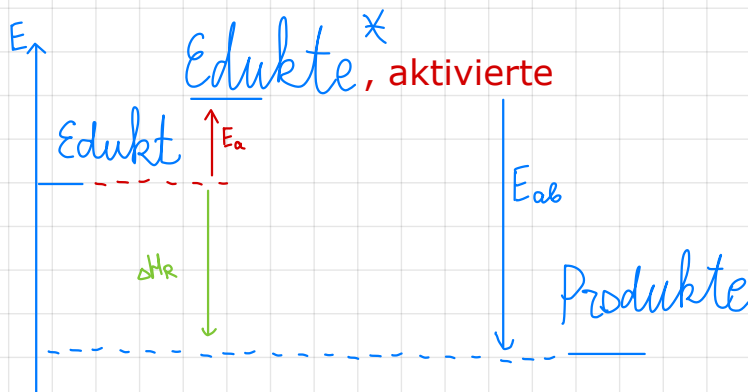
Anwendung des Bohrschen Atommodells zur Erklärung der chemischen Reaktion von Magnesiummetall (Mg) mit den Sauerstoff der Luft



Versuchsdurchführung: Ein Stück Magnesiumband wird ganz kurz wenig erwärmt.

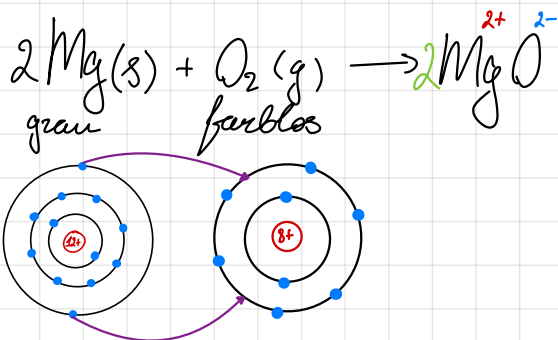
Beobachtung: Es brennt mit einer strahlenden sehr hellen, weißen Flamme. Außerdem wird sehr viel Wärme dabei frei. Es entsteht als Produkt ein festes weißes Pulver.

Interpretation: Weil am Anfang der Reaktion nur kurz erwärmt wird und während der Reaktion viel Lichtenergie und Wärmeenergie frei wird, müssen die Edukte und Produkte eine unterschiedliche Energie besitzen.



E_a Aktivierungsenergie
 ΔH_R Reaktionsenthalpie
Wärmeenergie bei $p = \text{konst}$
 $p = F/A$

E_{ab} Abgegebene Energie (Exotherme Reaktion)



Molare Masse

Isotope eines Elements

03.09.2024

Die Atome eines chemischen Element besitzen meistens Atomkerne mit unterschiedlichen Neutronenanzahlen. Man spricht dann von den Isotopen eines Elements.

Beispiel:

Das Element Wasserstoff. Hier gibt es zwei natürliche stabile Isotope. Am häufigsten das Isotop mit nur einem Proton und keinem Neutron im Atomkern: ${}^1_1\text{H}$

Seltener ist das Isotop mit einem Proton und einem Neutron im Kern: ${}^2_1\text{H}$



a — Kernteilchenzahl / Massenzahl

b — Ordnungszahl

In dem Symbol ${}^2_1\text{H}$ heißt 2 Kernteilchenzahl = Massenzahl und 1 Protonenzahl (Isotope eines Atomkernes) = Ordnungszahl (Element im PSE)

Bei Element Wasserstoff H unterscheidet man 3 Isotope:

zwei natürliche, die stabil sind, und ein künstliches, das nicht stabil ist (=radioaktiv), d.h. die Atomkerne des künstlichen Isotops verändern sich im Laufe der Zeit. Das nennt man **Radioaktivität**.

Deuterium ${}^2_1\text{H}$

Tritium ${}^3_1\text{H}$

Man unterscheidet drei Arten von Radioaktivität.

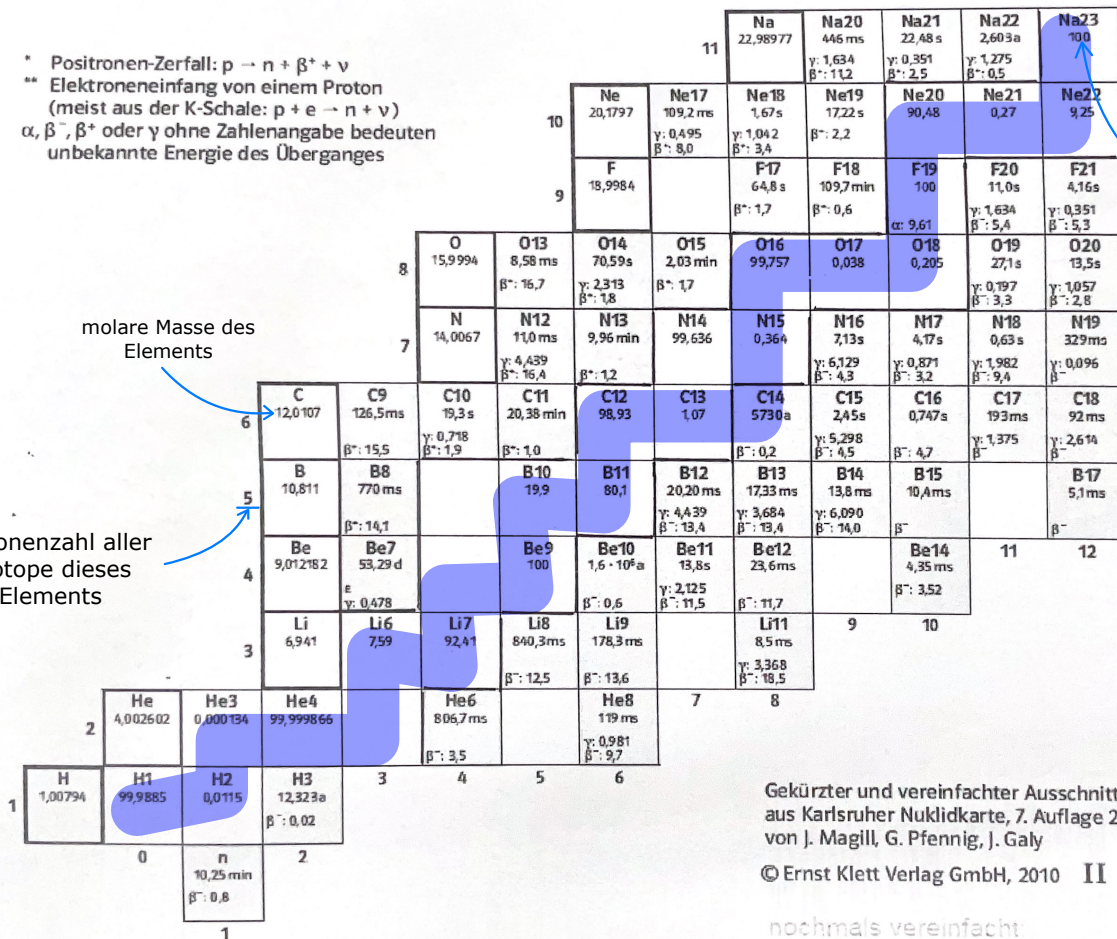
Beispiel: Das Isotop ${}^3_1\text{H}$ radioaktiv. Es unterliegt einem β^- -Zerfall. Das bedeutet dass in dem Atomkern eines der Neutronen in ein Proton, ein Elektron und ein Antineutrino zerfällt.

α, β^-, β^+ oder γ ohne Zahlenangabe bedeuten
unbekannte Energie des Überganges

Häufigkeit %

alle andere —
künstliche,
radioaktive
Isotope

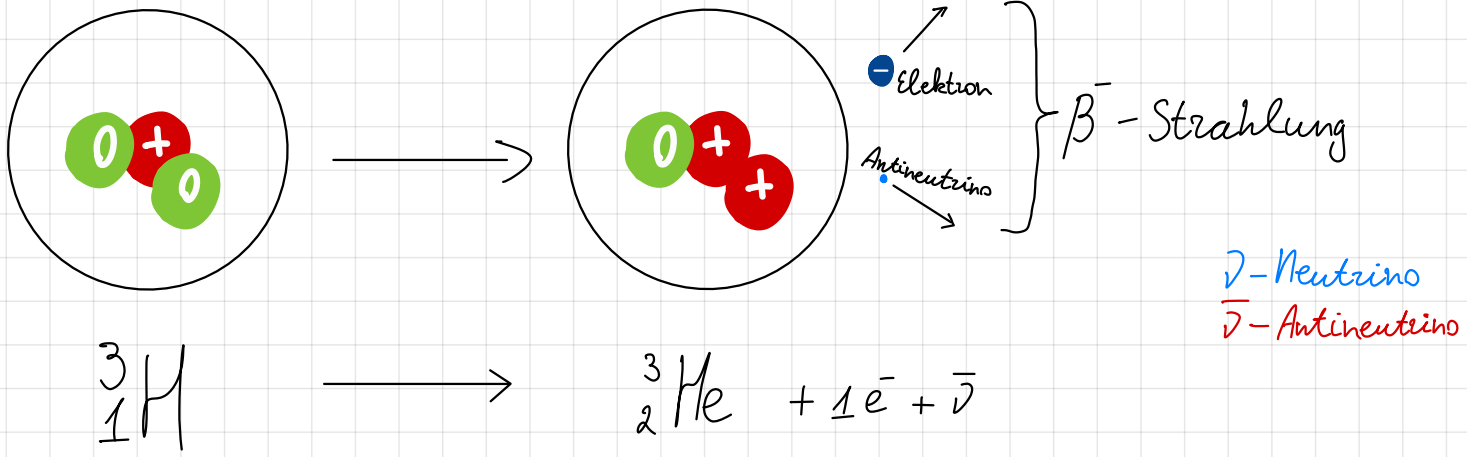
Protonenzahl aller
Isotope dieses
Elements



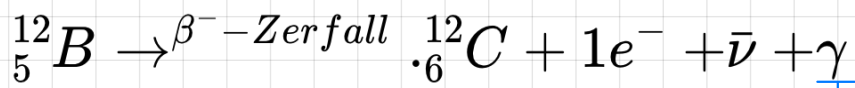
Gekürzter und vereinfachter Ausschnitt
aus Karlsruher Nuklidkarte, 7. Auflage 2006,
von J. Magill, G. Pfennig, J. Galy

© Ernst Klett Verlag GmbH, 2010 II

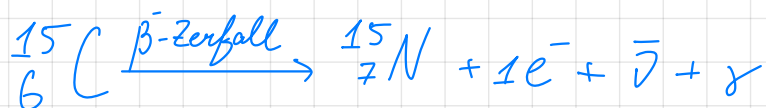
nochmals vereinfacht
AM Sparta 2024



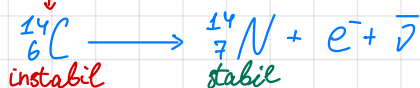
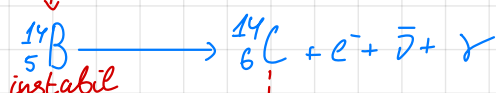
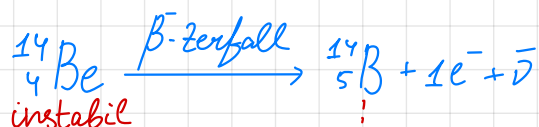
Beschreiben Sie mit einer Symbolgleichung den Zerfall von ${}^{12}_5B$



Gammastahlung =
Röntgenstrahlung = x-ray
(sehr energiereiches Licht,
unsichtbar)



Beschreiben Sie den radioaktiven Zerfall von Be 14.



Der Zerfall von Be14 geschieht in 3 Schritten. Dabei entstehen Zwischenprodukte, die ebenfalls instabil sind und deswegen auch zerfallen. Jeder dieser Zerfallsschritte benötigt eine bestimmte Zeit. Man spricht in diesem Zusammenhang von einer **Halbwertszeit**. $t_{\frac{1}{2}}$

Definition: Das ist die Zeit, in der die Hälfte der Teilchen einer Menge N_0 zerfallen ist.

Bsp:

$$t_{\frac{1}{2}}({}^{14}_4B) = 4,35s$$

$t_{\text{in ms}}$	0	4,35	8,7	13,05	17,4	21,75	26,1	30,45
$N(t)$	100	50	25	12/13	6	3	2/1	0

$$t_{\frac{1}{2}}({}^{14}_6C) = 5730a$$

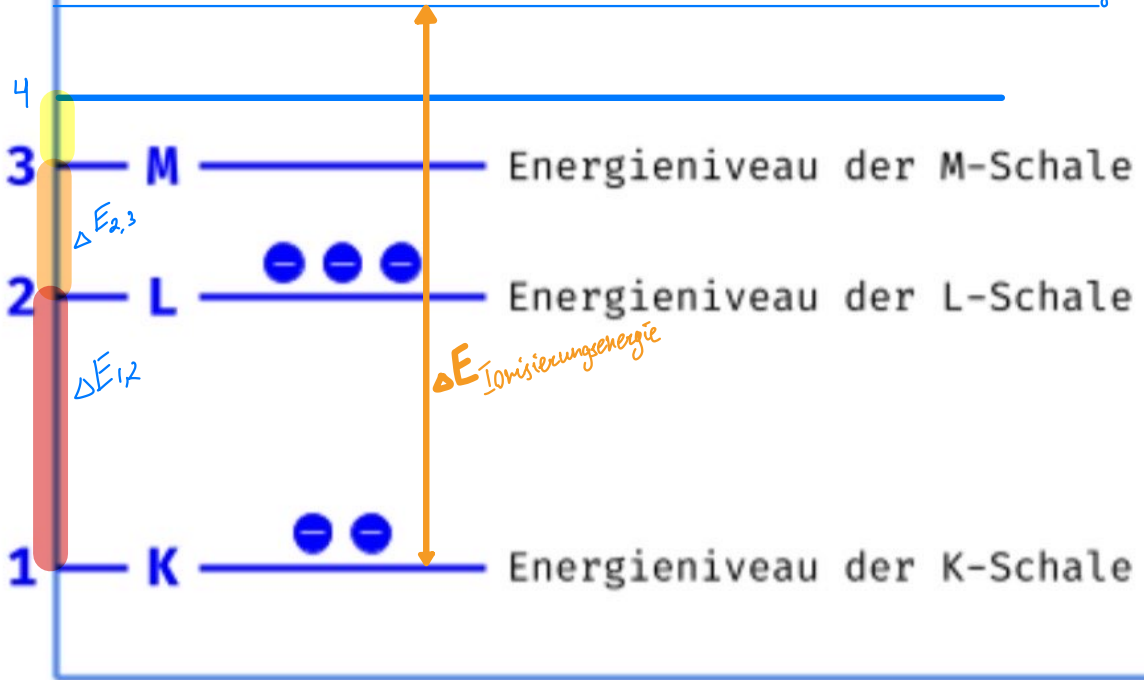
t	0	5730	11460	17190	22920	28650
N(t)	16	8	4	2	1	0

Genauere Darstellung des Energieschemas vom Bohrschen Atommodell

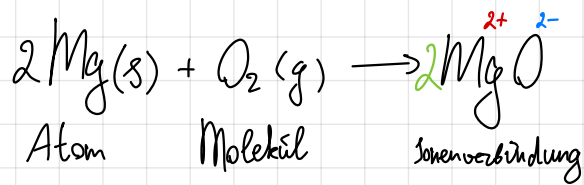
sehe unten

Der Energieunterschied zwischen den Hauptenergieniveaus wird von unten nach oben immer kleiner.

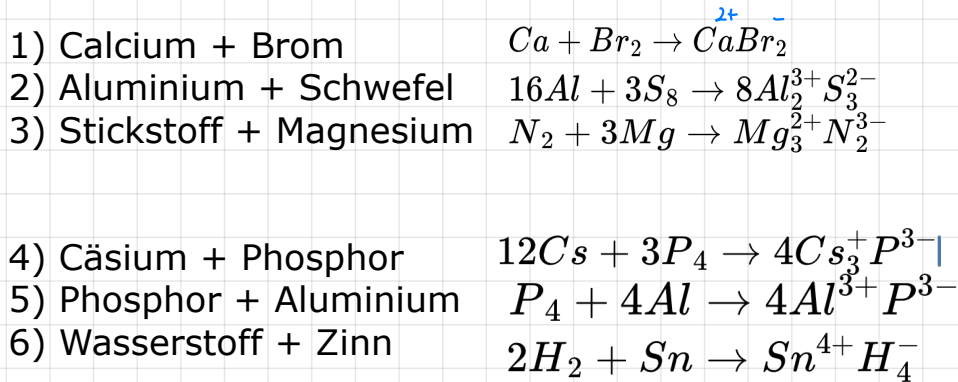
*höchstes
Energieniveau*



Wie kann man mithilfe des Bohrschen Atommodells der Atomhülle die Reaktionsgleichung von Reaktionen des chemischen Elemente finden und erklären?



Ladungen
die Indexzahl
der Koeffizient



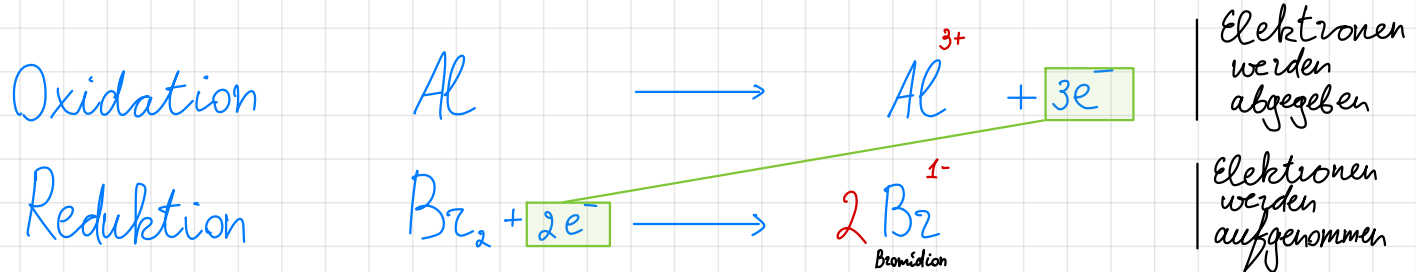
Metallatome bilden immer Kationen (positiv).

Nichtmetallatome/-moleküle bilden immer (negativ).

Ionenverbindungen bestehen immer aus Kombinationen von Anionen und Kationen.

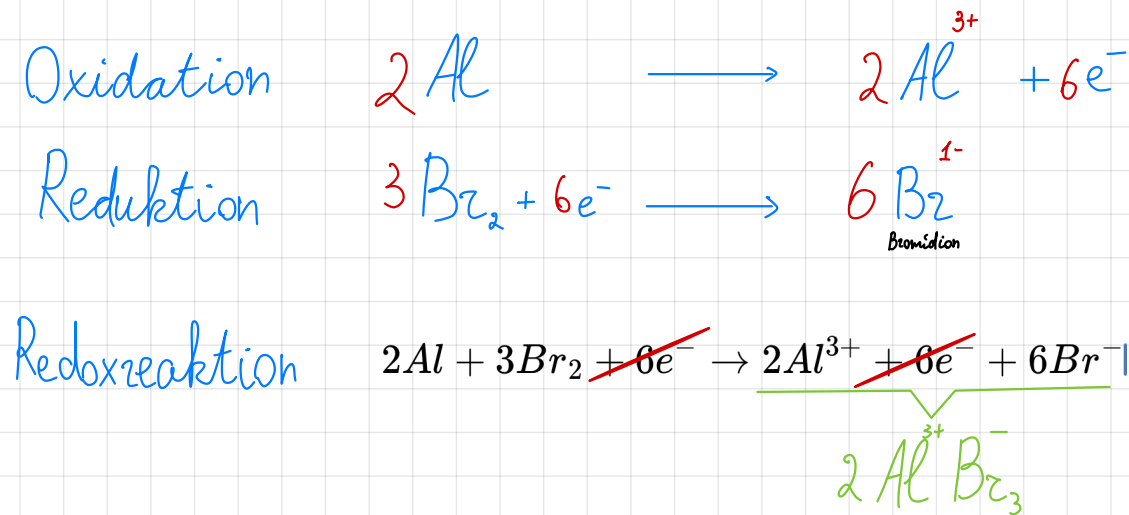
Was geschieht während der Reaktion mit den Atomen und Molekülen der Edukte?

Bsp: Die Reaktion von Aluminium mit Brom

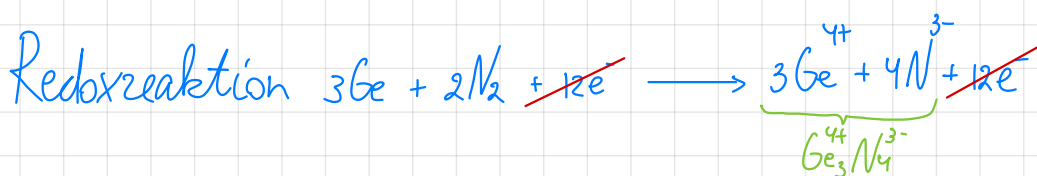
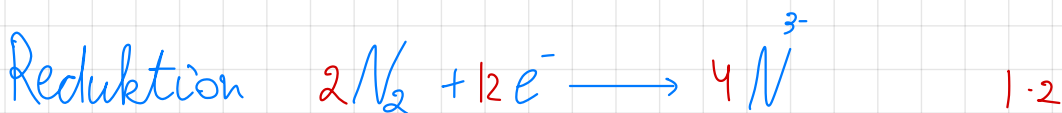
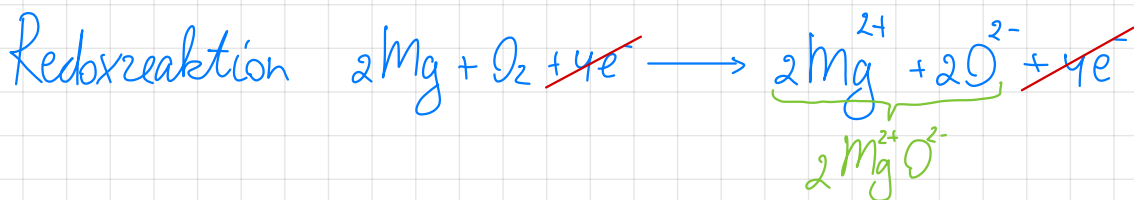
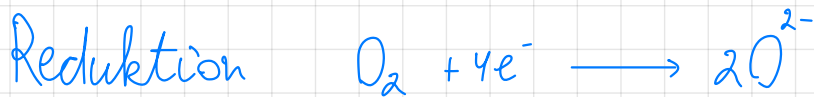
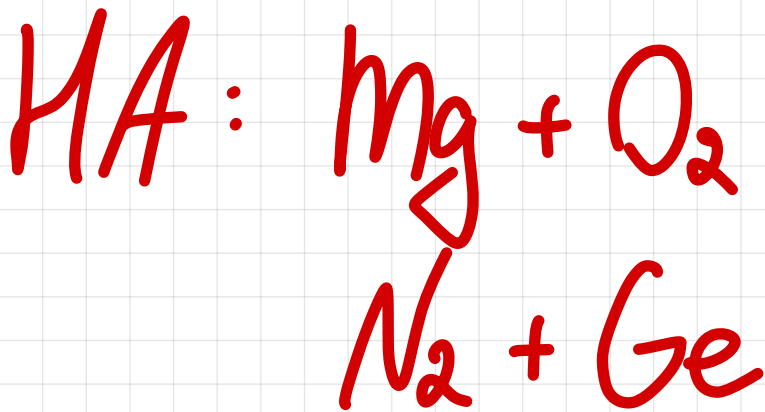
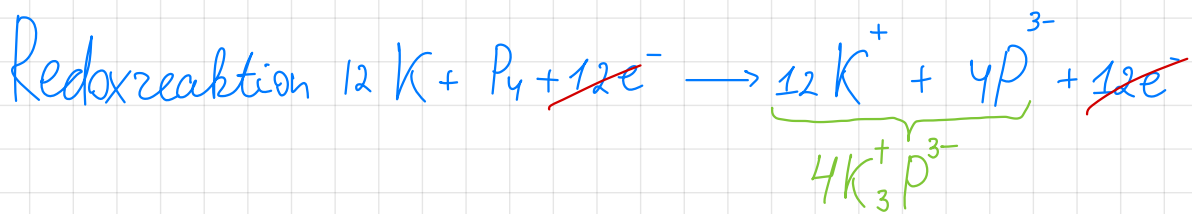
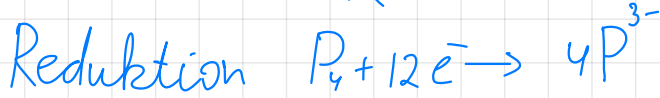
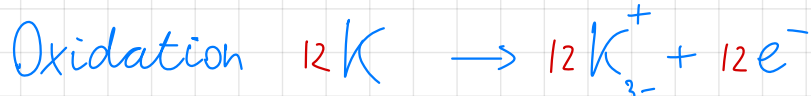
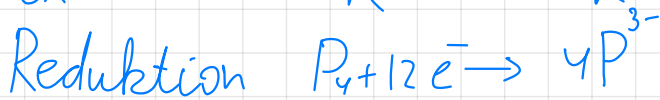
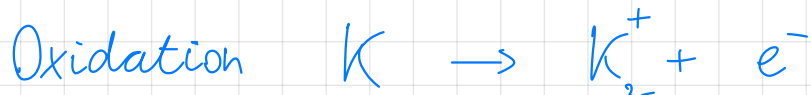


Elektronen sind subatomare Teilchen, so wie Neutronen oder Protonen.

Als freie Teilchen sind sie nicht stabil.

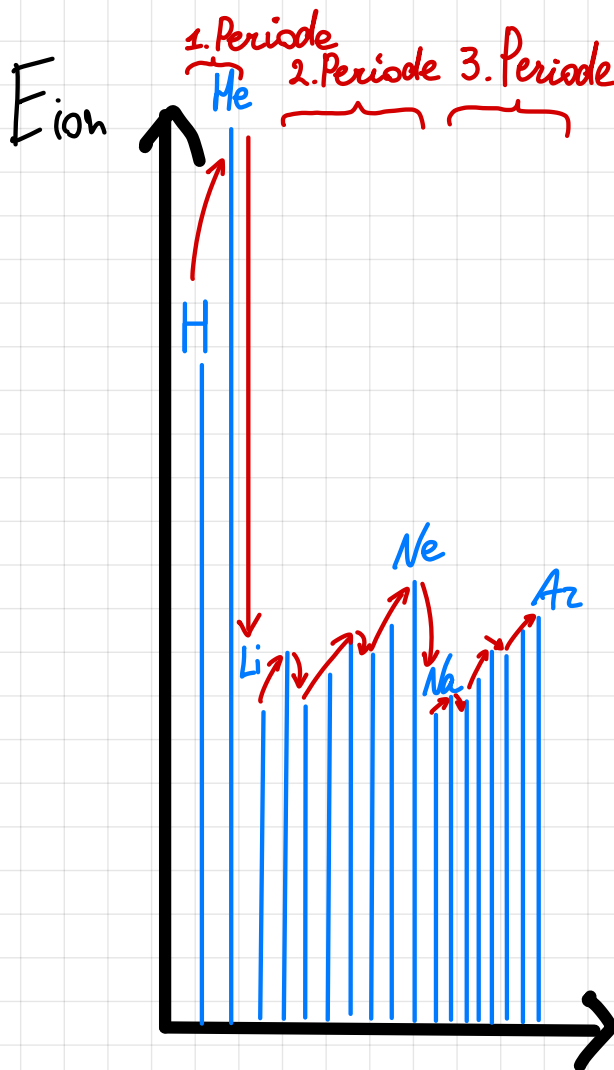


Kalium + Phosphor



Das Bohr-Sommerfeld-Atommodell (Orbitalmodell)

Wenn man die ersten Ionisierungsenergien der Elemente H bis Ca misst und in einem Diagramm einträgt, bemerkt man, dass es ein bestimmtes Muster (eine Regelmäßigkeit) gibt:



Diese Muster für die ersten Ionisierungsenergien muss eine Beziehung mit den potenziellen Energie der Elektronen haben. Es passt aber nicht so einfach zu Energieschema des Bohrschen Atommodells, weswegen dieses Modell modifiziert werden muss: Die Elektronen eines Hauptenergieniveaus besitzen nicht eine genau gleiche Energie, sondern innerhalb eines Hauptenergieniveaus gibt es für z.B. $n=2$ **drei Gruppen von Elektronen**: Die erste enthält 2 Elektronen, die zweite und die dritte enthält je 3 Elektronen, als insgesamt 8 Elektronen. D.h. das Hauptenergieniveau muss in **Unterenergieniveaus** aufgeteilt werden.

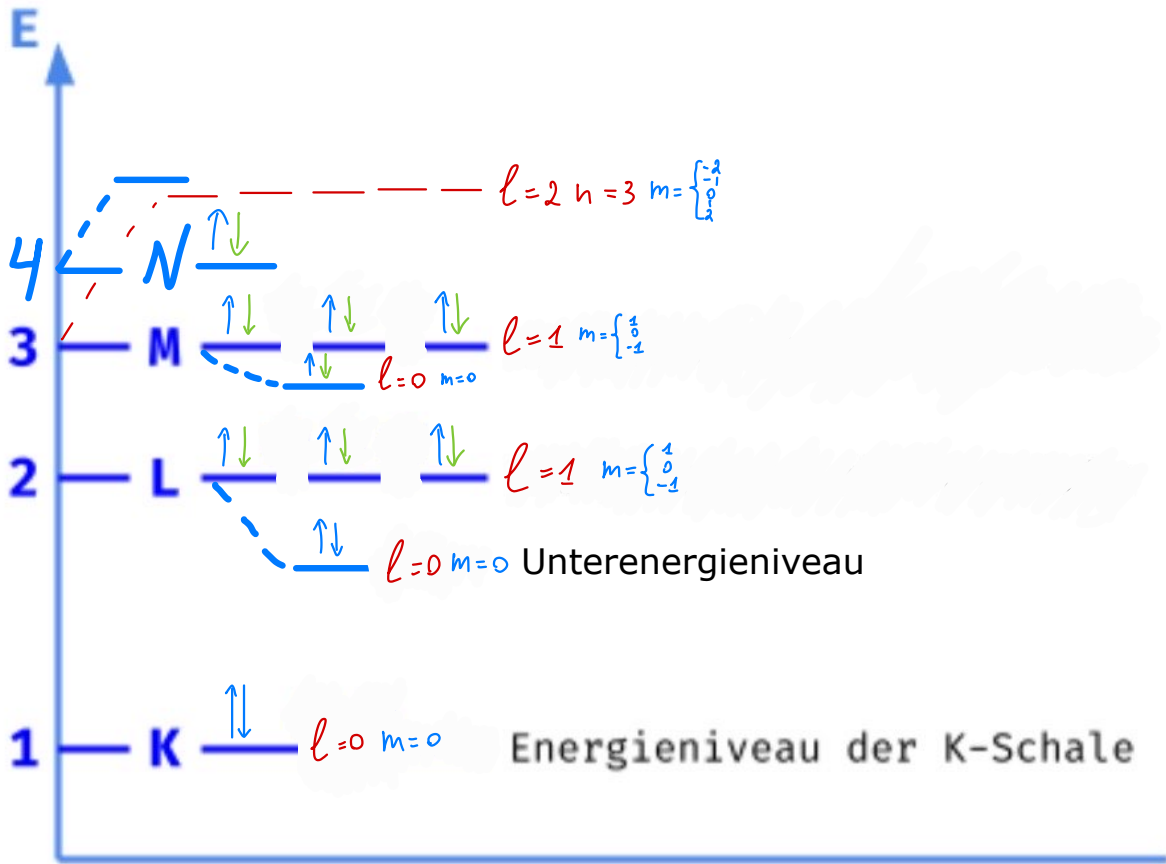
Wenn in jedem Unterenergieniveau maximal **2 Elektronen** sind, dann gibt es für $n=2$ genau **4 Unterenergieniveaus**. Dabei gilt folgende zusätzliche Regel: Energiegleiche Unterenergieniveaus werden zunächst nur mit einem Elektron besetzt, das weite kommt erst dann dazu, wenn alle energiegleichen Unterenergieniveaus schon ein Elektron haben.

Die Wissenschaftler Bohr, Sommerfeld und Schrödinger haben für dieses Energieschema eine physikalische Gleichung entwickelt, mit der man die Energie und die Anzahl der Unterenergieniveaus berechnen kann — das ist die Schrödinger-Gleichung.

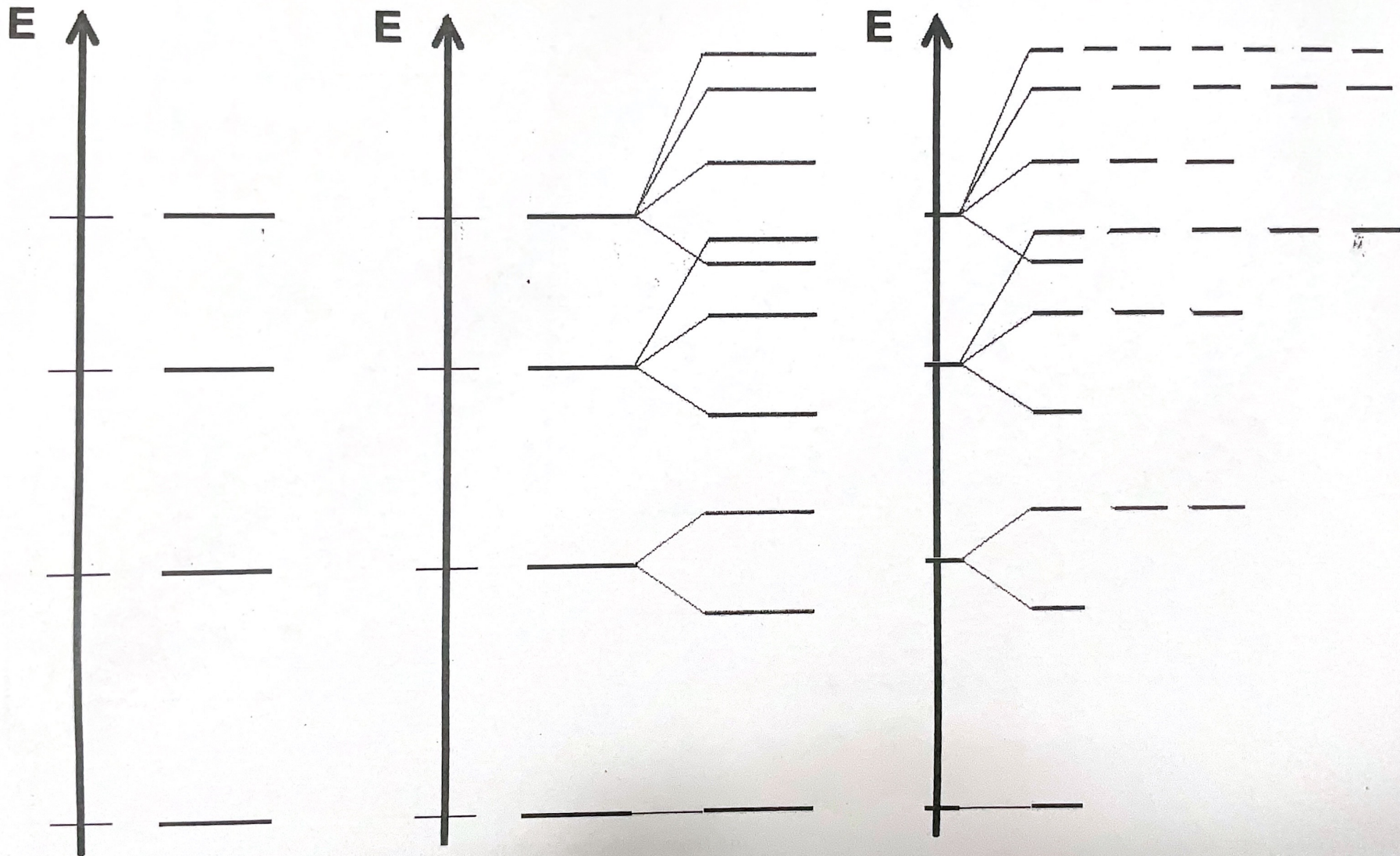
Dazu benutzt Schrödinger in seiner Gleichung mehrere Konstanten: Die Hauptquantenzahl: $n = 1, 2, 3, \dots$. Sie gibt an, für welches Hauptenergieniveau eine Energie berechnet wird.

Zusätzlich gibt es eine Nebenquantenzahl $l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$. Sie gibt an, ob es nur ein, oder zwei, oder drei Unterenergieniveaus mit ungleicher Energie gibt.

Die Anzahl der energiegleichen Unterenergieniveaus wird von einer dritten Konstanten in der Schrödinger-Gleichung bestimmt: Das ist die **magnetische** Quantenzahl m . $m = [-l, 0, l]$



Entwicklungsstufen des Bohr-Sommerfeld-Modells: Auswirkungen der Quantenzahlen

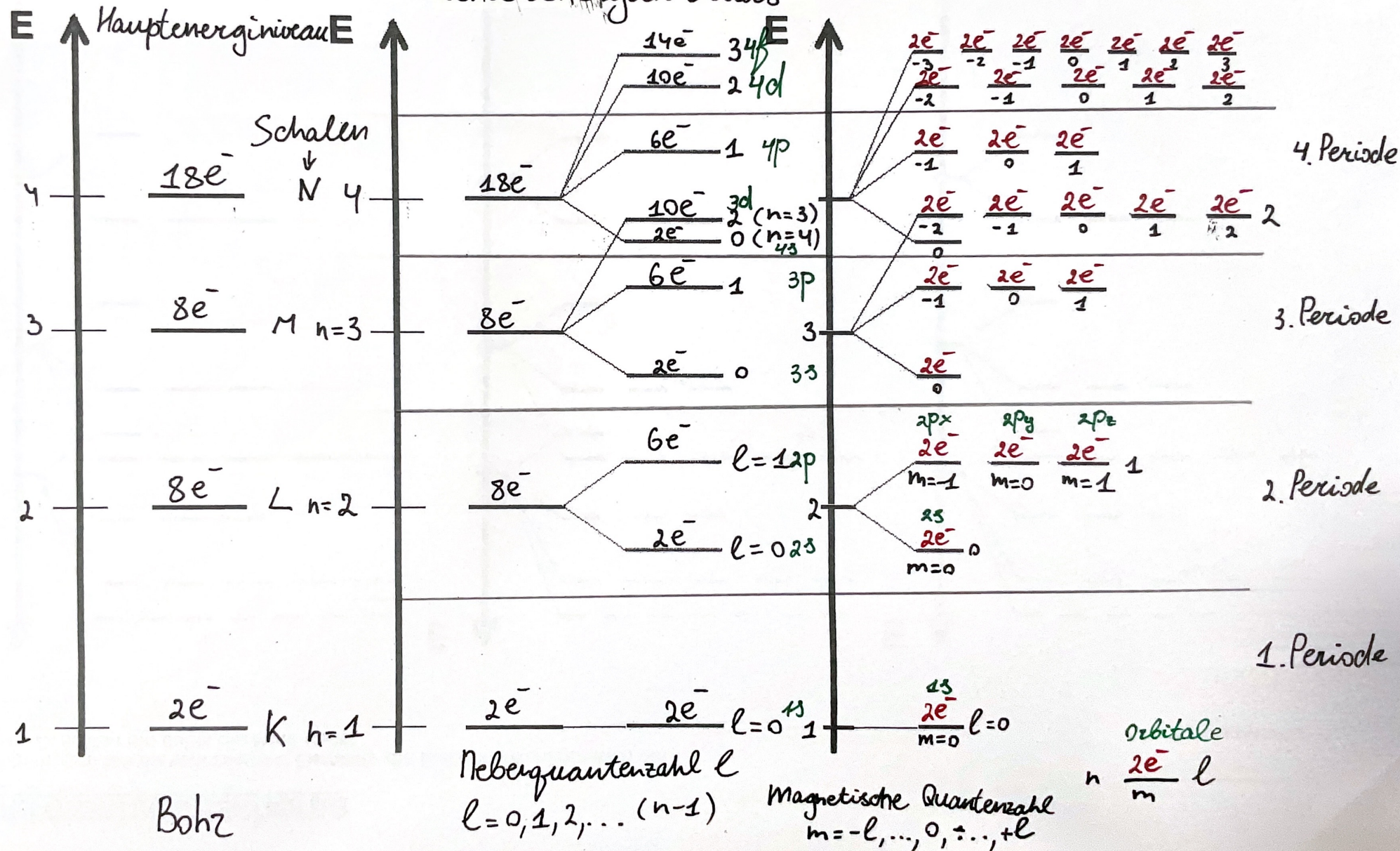


$l=1$ — Ende der Periode

Pauli-Prinzip: Jedes Unterenergie-niveau enthält 2 Elektronen maximal.

Entwicklungsstufen des Bohr-Sommerfeld-Modells: Auswirkungen der Quantenzahlen

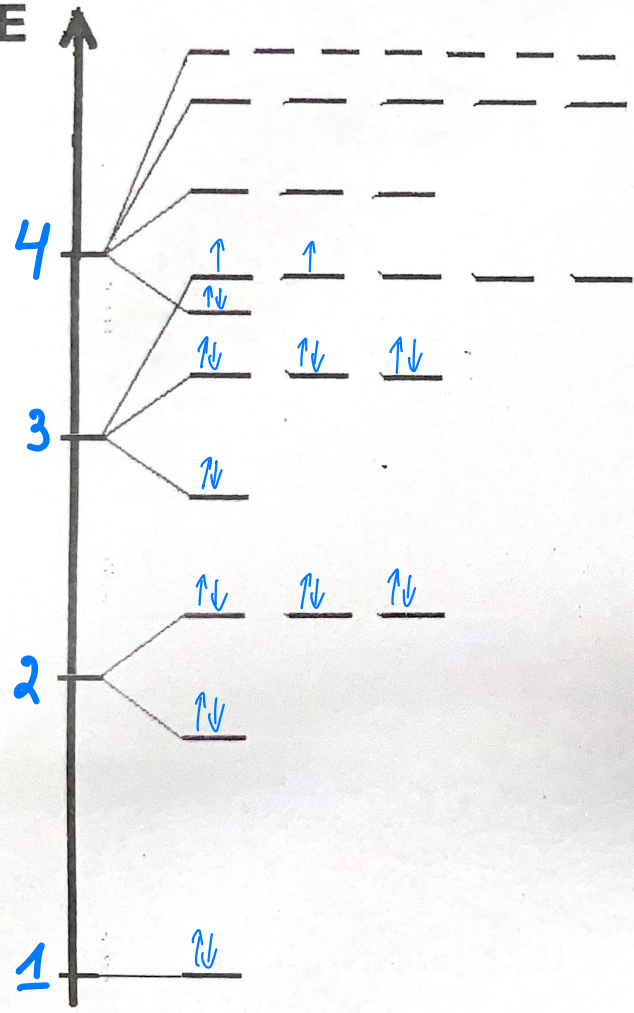
Unterenergie-niveaus



Energieniveauschema

Übung: Tragen Sie für verschiedene Elemente die Elektronenkonfiguration ein.
Beachten Sie dabei die Pauli-Regel.

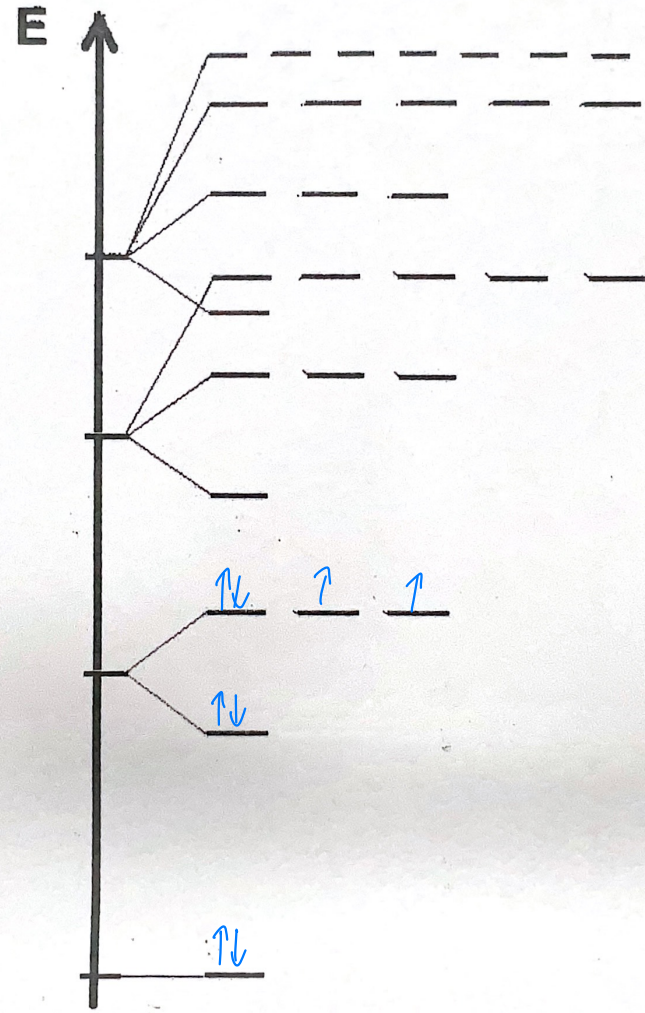
22 Ti



Ti: [Ar] 4s² 3d²

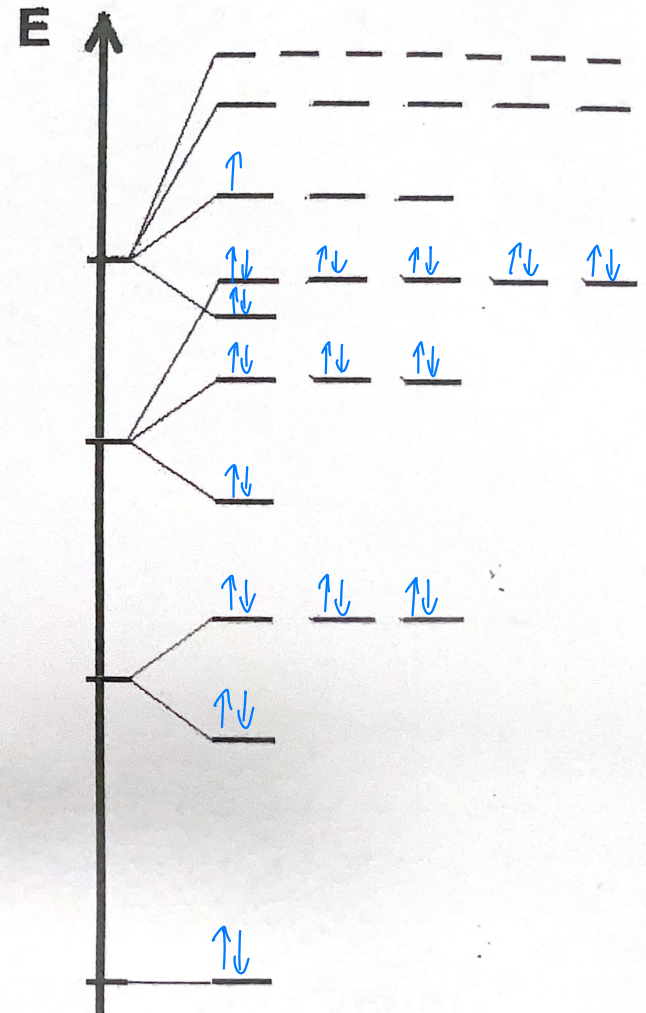
Elektronenkonfiguration

8 O



O: [He] 2s² 2p⁴

31 Ga



Ga: [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p¹

Sommerfeldsche Erweiterung des Bohrschen Atommodells und PSE

Aufgabe: Vervollständigen Sie mit Hilfe des Sommerfeldschen Energieschemas die folgende Tabelle.

Unterenergieniveaus	Maximale Elektronenzahl	Periodennummer	Anzahl der Elemente
1 s			
2 s 2 p			
3 s 3 p			
4 s 3 d 4 p			
5 s 4 d 5 p			
6 s 4 f 5 d 6 p			
7 s 5 f 6 d 7 p			

Aufgabe: Beantworten Sie die folgenden Fragen zum Zusammenhang von Atommodell und PSE schriftlich (ganze Sätze).

1. Mit welchem Unterenergieniveau beginnt jede Periode?
2. Mit welchem Unterenergieniveau endet jede Periode?
3. Warum hat die erste Periode nur 2 Elemente?
4. Warum gibt es in der zweiten Periode genau 8 Elemente?
5. Für die Hauptquantenzahl $n=3$ gibt es drei Unterenergieniveaus: 3s, 3p, 3d. Dort können sich maximal $2+6+10=18$ Elektronen befinden. Weshalb gibt es in der dritten Periode des PSE aber nur acht Elemente?
6. Die Elemente, die am Ende einer Periode stehen heißen Edelgase. Sie sind besonders stabil, d.h. in der Natur gibt es keine Verbindungen von diesen Stoffen und von ihnen gibt es keine Moleküle sondern nur einzelne Atome. Was bedeutet das für das Reaktionsverhalten der anderen chemischen Elemente?
7. Erklären Sie den Ihnen aus Ihrem früheren Chemieunterricht bekannten Begriff „Oktettregel“. Überlegen Sie, wie man diesen Sachverhalt besser formulieren kann.

Das quantenmechanische Atommodell und das PSE

In der folgenden Tabelle wird dargestellt, wie sich aus der Kombination der Quantenzahlen (erste, zweite, vierte und sechste Spalte) die Orbitalart je Energiestufe (d.h.: 1s, 2s, ...), die Anzahl der Orbitale (z.B. drei 2p-Orbitale) und die maximale Zahl der Elektronen auf einem Unterniveau (siebte Spalte) bzw. auf einem Hauptenergieniveau, ergibt. Die letzte Spalte dient dabei nur zum Vergleich mit den Schalen des Bohrschen Atommodells.

Haupt-quanten-zahl n	Neben-quanten-zahl l	Orbitale (PSE)	Magnetquantenzahl m	Anzahl der Orbitale	Spin-quanten-zahl s	Elektronen-anzahl	Maximale Besetzung	Schale (Bohr)
1	0	1s	0	1	$\pm \frac{1}{2}$	2	2	K
2	0	2s	0	1	$\pm \frac{1}{2}$	2	8	L
	1	2p	+1, 0, -1	3	$\pm \frac{1}{2}$	6		
3	0	3s	0	1	$\pm \frac{1}{2}$	2	18	M
	1	3p	+1, 0, -1	3	$\pm \frac{1}{2}$	6		
	2	3d	+2, +1, 0, -1, -2	5	$\pm \frac{1}{2}$	10		
4	0	4s	0	1	$\pm \frac{1}{2}$	2	32	N
	1	4p	+1, 0, -1	3	$\pm \frac{1}{2}$	6		
	2	4d	+2, +1, 0, -1, -2	5	$\pm \frac{1}{2}$	10		
	3	4f	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	7	$\pm \frac{1}{2}$	14		

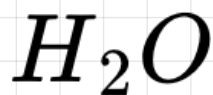
zusätzliche
Reihenfolge
besetzen

Wenn man im PSE von einem Atom zum nächsten weitergeht, dann nimmt die Zahl der Elektronen in der Atomhülle jeweils um 1 zu; man sagt: „Ein zusätzliches Elektron wird in die Atomhülle eingebaut“. Dabei sind drei Regeln zu beachten:

Vereinfachte Regeln für die Besetzung von Orbitalen mit Elektronen

- Energieprinzip:** Energieärmere Orbitale werden zuerst mit Elektronen besetzt. Bei einem energieärmeren Orbital ist die Summe der beiden Quantenzahlen ($n+l$) kleiner, als bei einem energiereicheren Orbital. Bei gleicher Summe $n+l$ ist das Orbital mit der kleineren Hauptquantenzahl energieärmer.
Bsp.: Das 4s-Orbital ($n+l = 4+0 = 4$) wird vor den 3d-Orbitalen ($n+l = 3+2 = 5$) besetzt, d.h. Elektronen im 4s-Orbital besitzen weniger Energie als in 3d-Orbitalen. Bei 3p-Orbitalen gilt ($n+l = 3+1 = 4$), sie sind aber energieärmer als 4s-Orbitale.
- Pauli Prinzip:** Jedes Orbital kann nur maximal 2 Elektronen (mit entgegengesetztem Spin) enthalten.
- Hundsche Regel:** Gleichartige Orbitale (Bsp.: die drei 2p-Orbitale, die fünf 3d-Orbitale) werden zunächst einfach besetzt; ein zweites Elektron kommt erst hinzu, wenn alle gleichartigen Orbitale bereits ein Elektron besitzen.

Mithilfe der Bohr-Sommerfeld-Atommodells kann man verstehen, wie bei den **meisten** Molekülen die Strukturformel und die Summenformel gebildet wird. Ausnahme: das Element Kohlenstoff, hier muss man zusätzliche Informationen über die Hybridisierung (?) haben



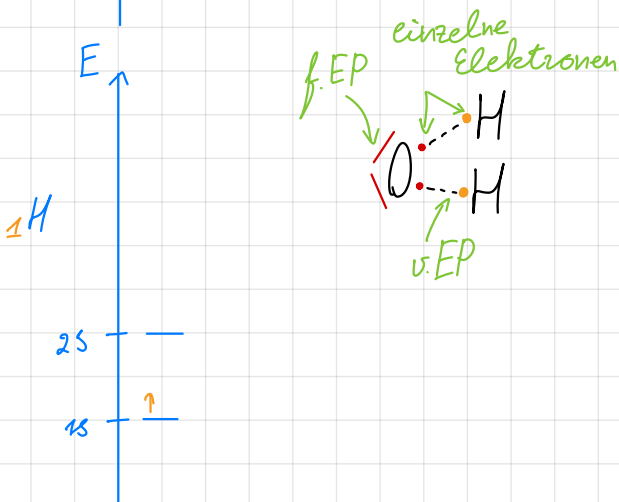
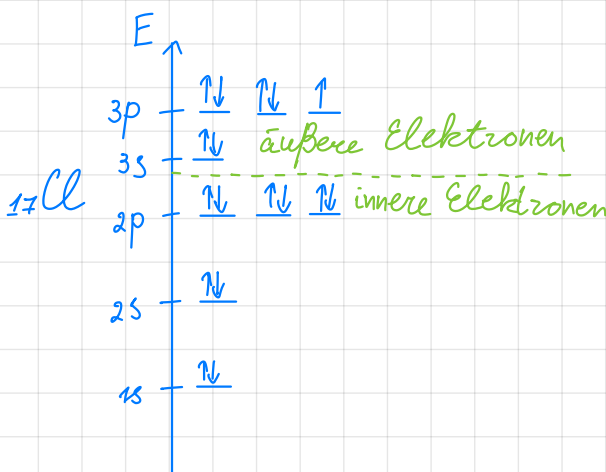
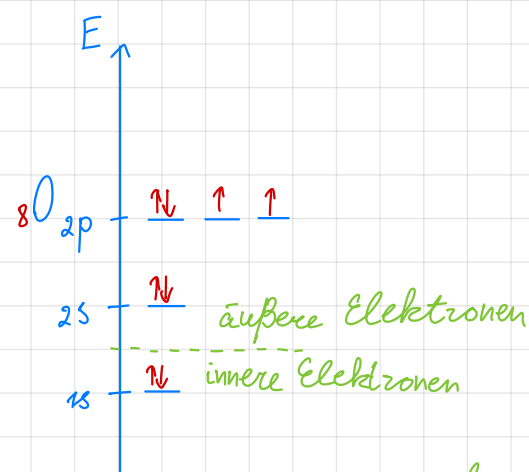
Summenformel (oder Lewisformel) für den Stoff »Wasser«.

freies
Elektronenpaar
f. EP



verbindendes
Elektronenpaar
v. EP

Wie findet man die Strukturformel von H₂O?

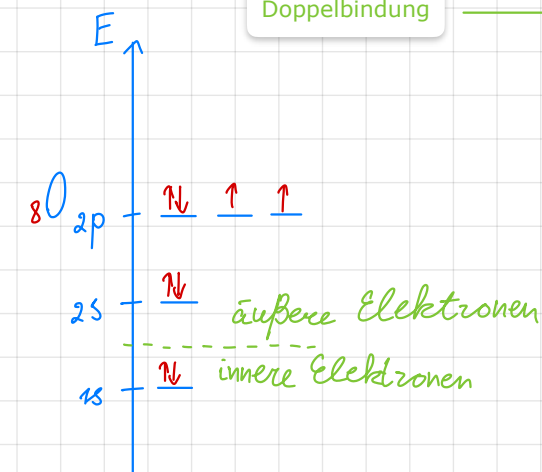
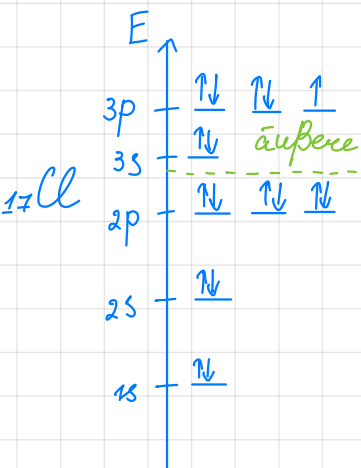
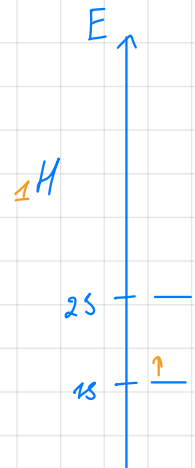
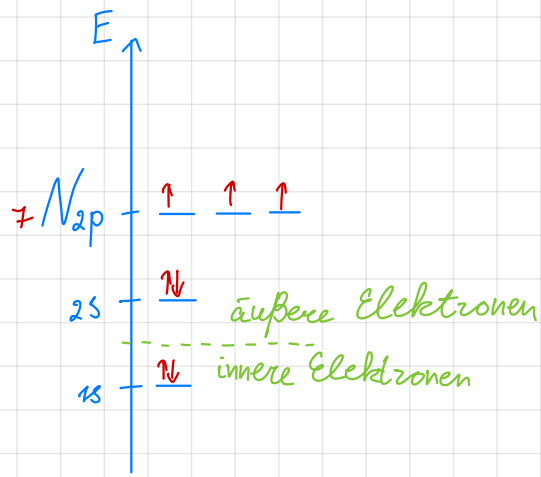
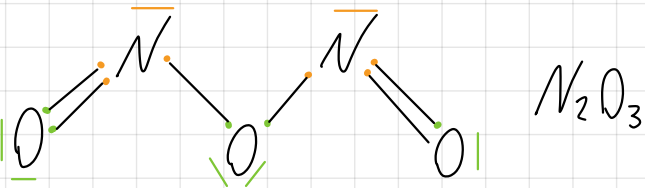
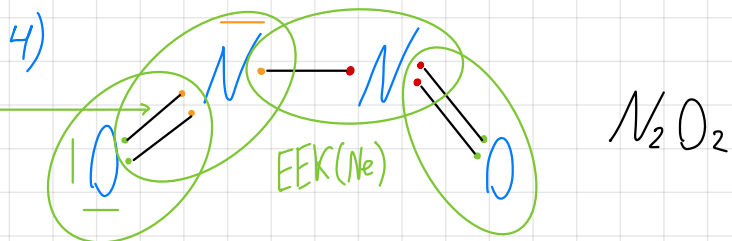
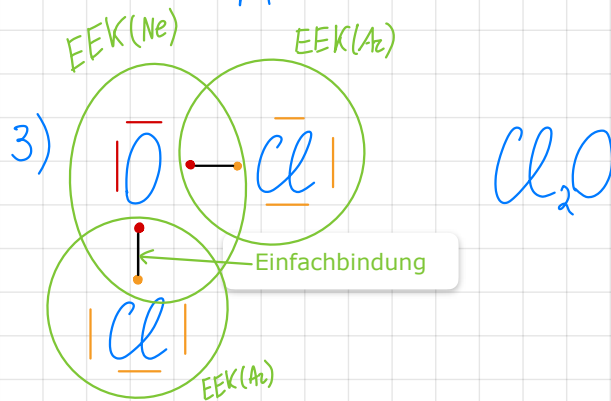
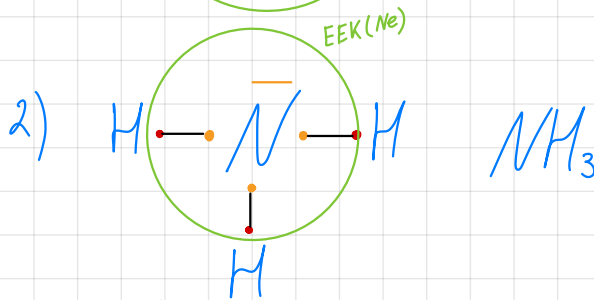
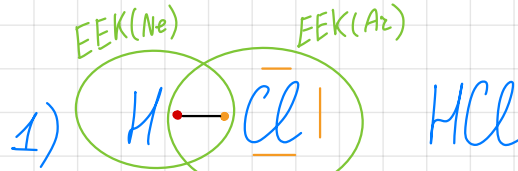


Die Anzahl der einzelnen Elektronen bestimmt wie viel v. EPe gebildet werden können.

=> Die Summenformel von Wasser kann nur H₂O sein.

Finden Sie die Strukturformel und die Summenformel für die Verbindungen von

- 1) H Cl 2) H N
3) O Cl 4) N O



Warum sind das Strukturformeln von stabilen Molekülen?

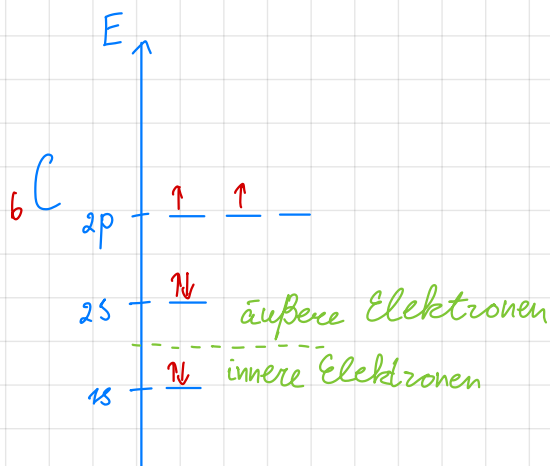
Auch bei einem Molekül muss jedes Atom über eine EEK verfügen.

Metall + Nichtmetall --> Ionenverbindung

Nichtmetall + Nichtmetall --> Molekülverbindung

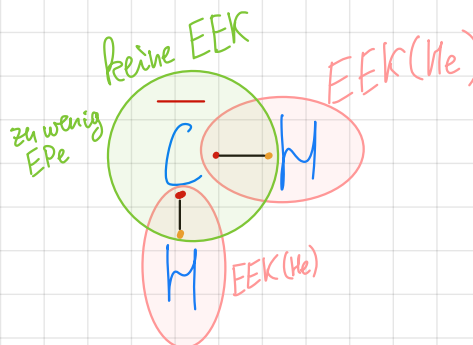
Warum bildet das Element Kohlenstoff bei den Reaktionen mit den anderen Nichtmetalle meistens eine Ausnahme?

Die Formel von der einfachen Kohlenstoff-Wasserstoff-Verbindung: CH₄ (Methan)



Grundzustand des C-Atoms

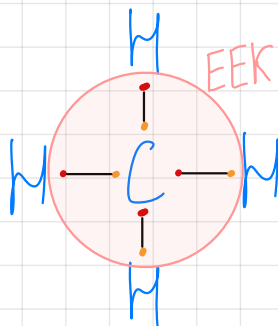
Die einfachste C-H-Verbindung solle CH₂ sein. (stimmt nicht).



Das ist keine stabile Struktur; so ein Stoff existiert nicht

Warum existiert CH₄?

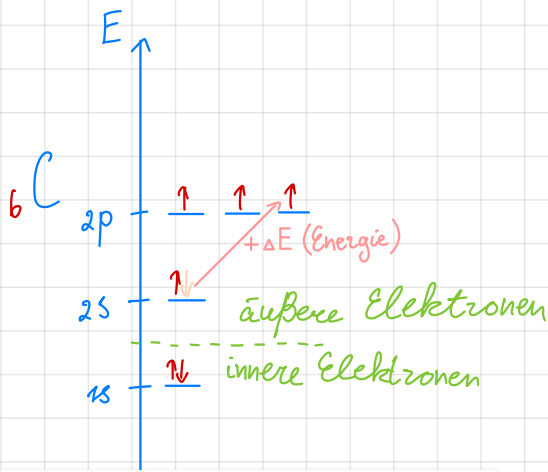
Weil jedes Atom eine EEK besitzt.



Wenn alle Atome eine EEK besitzen, dann ist das ganze Molekül stabil. Wie kann so ein Molekül entstehen? Welche Bedingung muss erfüllt sein, damit dieses Molekül entsteht?

Damit zwischen den Kohlenstoff und den Wasserstoffatomen eine gleiche Verbindung entsteht jedesmal eine gleiche Bindung (=ein gleiches verbindendes EP) entsteht, benötigt man am Kohlenstoffatom 4 einzelne Elektronen mit gleicher Energie.

1. Vermutung

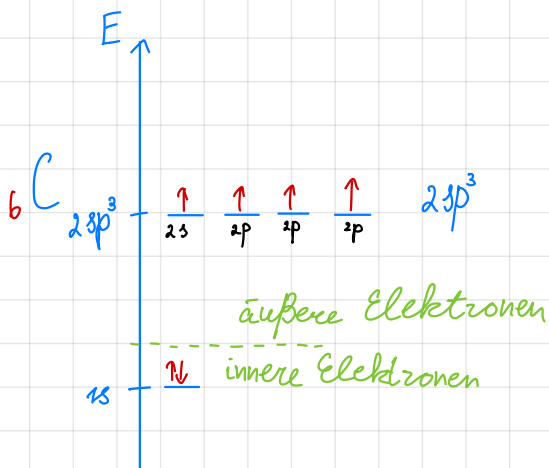


Wenn man durch zusätzliche Energie diese Elektronenkonfiguration erzeugt, dann hat man **zwar** 4 einzelne Elektronen, **aber eines von diesen hat weniger Energie als die 3 anderen**.

Dann können nicht 4 gleichartige Bindungen entstehen.

Angeregten,
Energiereichen Zustand

Die energiereichen Elektronen (2p) geben einen Teil ihrer Energie zu den energiearmen Elektronen (2s) — das nennt man **sp³-Hybridisierung**.

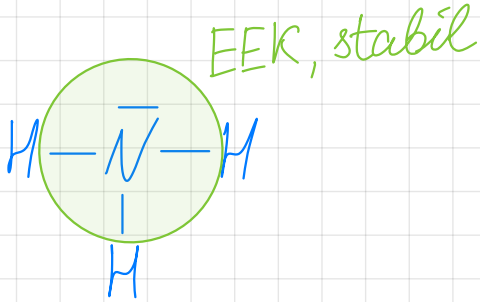
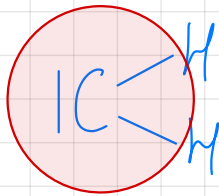


Hybridzustand
(sp³-Hybridisierung)

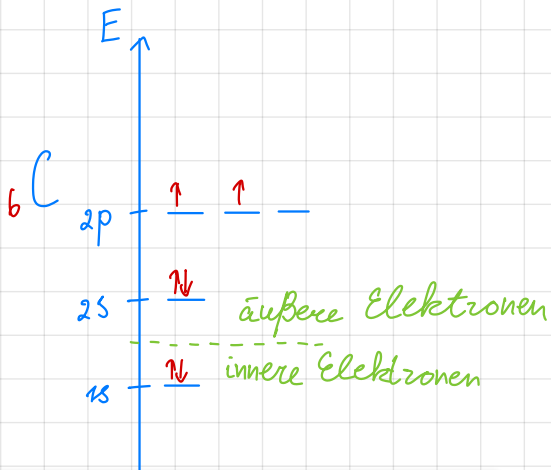
Hybridisierung: Das ist eine energetische Veränderung von Energieniveaus innerhalb eines Atoms; dabei wird von energiereicheren Niveaus soviel Energie auf energieärmere Niveaus übertragen, dass eine bestimmte Anzahl energiegleicher Niveaus entsteht, die mit einzelnen Elektronen besetzt werden können.

keine EEK, nicht stabil

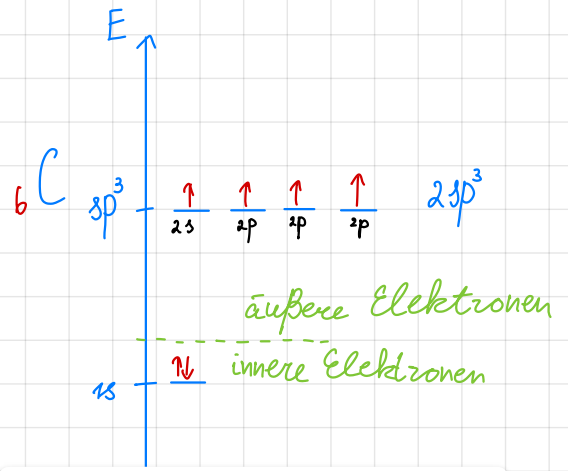
23.09.24



EEK, stabil



Grundzustand des C-Atoms



Hybridzustand
(sp^3 -Hybridisierung)

A) Verformbarkeit & Festigkeit

B) Wärmeenergie

C) Aggregatzustände

D) Komprimierbarkeit
von Gasen

E) Absoluter Nullpunkt

3. Wichtige Anwendungen

Teilchenmodell

2. Die drei Stufen

Erste Stufe:

Die Teilchen (Moleküle, Atome oder Ionen) verhalten sich wie harte Kugeln beim **Stoßen** können sie zerstört werden.

Zweite Stufe:

Die Teilchen können sich miteinander **verbinden** und das führt zu Reaktionen.

Dritte Stufe:

Teilchen **üben Kräfte aufeinander aus**.
Masse --> Gravitationskraft
Ladung --> Elektrische Kraft

4. Die Zustandsgrößen, mit denen
ein Teilchenmodell ein Stoff-
system beschreibt:

1. Volumen

2. Druck

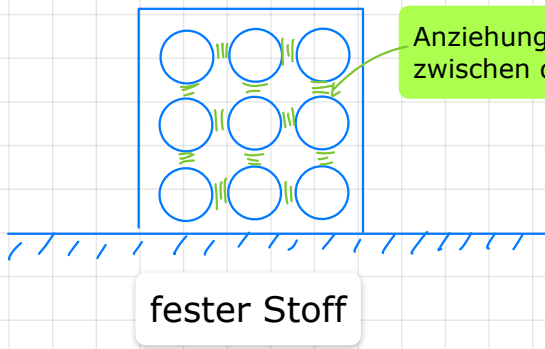
3. Temperatur

4. Stoffmenge

1. Grundannahme:

Physikalische Körper bestehen aus Stoffen, die wiederum aus vielen Teilchen zusammengesetzt sind.
Die Eigenschaften dieser Stoffe entstehen durch die Wechselwirkung der Teilchen.

3a) Warum sind manche Körper weich und verformbar, aber andere hart und nicht verformbar?



Je größer, die Anziehungskraft zwischen den Teilchen ist, desto härter und weniger verformbar ist ein Stoff.

Gravitation(-skraft)

$$|\vec{F}_{grav}| = \gamma \frac{m_1 \cdot M_2}{|\vec{R}|^2}$$

$$|\vec{F}| = m \cdot |\vec{a}|$$

a — Beschleunigung des Körpers, auf den...

m — die Masse des Körpers auf den die Kraft wirkt

Die Körper m_1 und M_2 erfahren die gleiche Gravitationskraft, besitzen aber eine unterschiedliche Masse.

Deswegen erfahren sie eine unterschiedliche Beschleunigung:

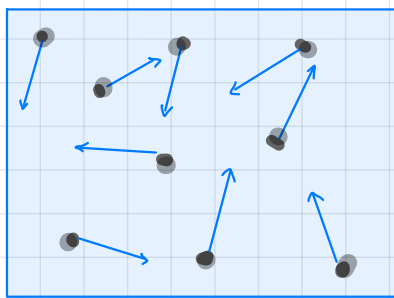
$$a = \frac{|\vec{F}_{grav}|}{m} = \frac{\gamma \cdot M_2}{|\vec{R}|^2}$$

3b) Was bedeutet die Aussage: "Dieser Stoff enthält Wärmeenergie"?

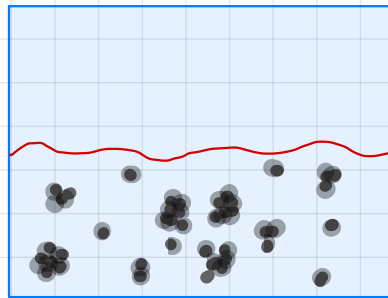
Unter der Wärmeenergie eines Stoffes versteht man die kinetische Energie der Teilchen des Stoffes. D.h. die Teilchen des Stoffes bewegen sich. Jedes hat eine eigene Geschwindigkeit. Deswegen hat jedes Teilchen auch eine eigene kinetische Energie. Die Wärmeenergie des Stoffes ist deswegen gleich mit der Summe der kinetischen Energien aller Teilchen des Stoffes. (Die Wärmeenergie ist eine Form von **innerer Energie**.)

3c) Die Stoffe besitzen unterschiedliche Aggregatzustände. Was ist z.B. der Unterschied zwischen gasförmigen, flüssigen und festen Wasser?

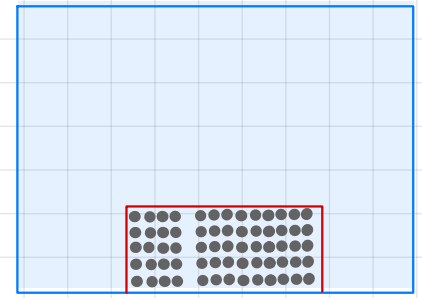
1. Die Geschwindigkeit der Teilchen
2. Der Abstand der Teilchen
3. Die Kräfte zwischen der Teilchen



gasförmig



flüssig



fest

3d) Wie kann man erklären, dass ein Gas komprimierbar ist, aber ein Festkörper fast nicht?

Gasförmige Stoffe können komprimiert werden, weil es zwischen ihren Teilchen viel freien Platz gibt; bei einem festen Stoff gibt es kaum freien Platz.

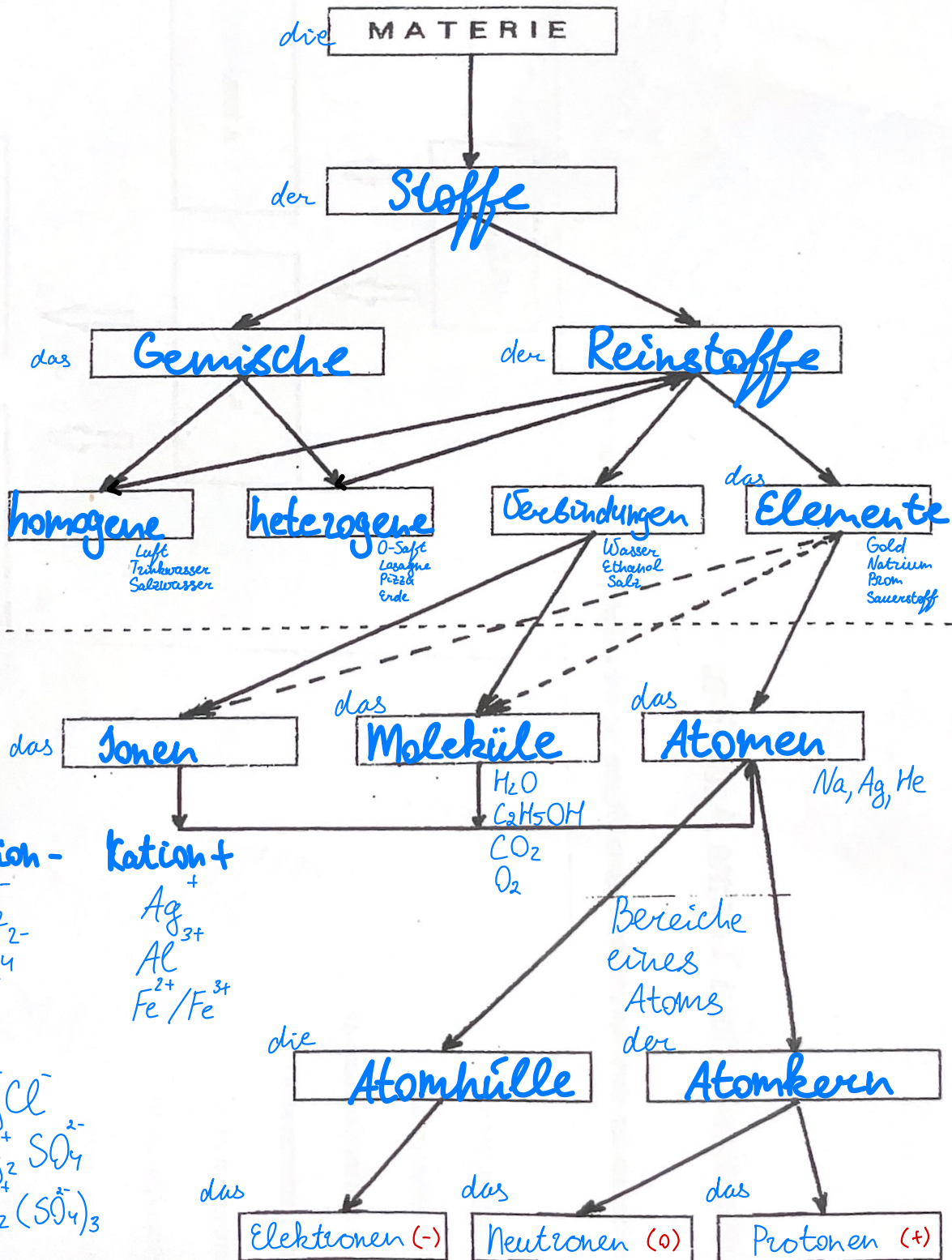
Versuch: Wenn man das Gas komprimiert, dann steigt in dem Gas, dann steigt in dem Gas nicht nur der Druck, sondern auch die Temperatur des Gases. Warum? Dabei muss die kinetische Energie von den Teilchen des Stoffes. Bei dem Versuch wird der Kolben in den Zylinder hineingedrückt (ΔS).

Dafür benötigt man eine bestimmte Kraft (F). $F \cdot S = W$, d.h. **an** dem Gas, das komprimiert wird, wird auch eine Arbeit verrichtet, d.h. dabei nimmt die innere Energie des Gases zu. Das ist gleich mit der Zunahme einer Zunahme der Wärmeenergie; sie kann als Temperaturerhöhung gemessen werden.

3e) Man sieht an diesem Versuch, dass es eine physikalische Beziehung zwischen der Wärmeenergie in einem Stoff und seiner Temperatur geben muss.

Je größer die Wärmeenergie in einem Stoff ist, umso größer (=höher) ist die Temperatur des Stoffes. Wärmeenergie (in J) und Temperatur (in °C) sind zwei verschiedene physikalische Größen, die eine enge Beziehung miteinander haben.

STRUKTUREN DER MATERIE



Ladung

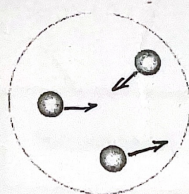
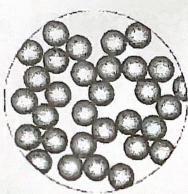
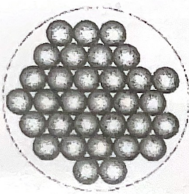
ungeordnet, Teilchen bewegen sich sehr schnell und frei mit großen Abständen

Anordnung unregelmäßig, Teilchen tauschen Plätze und berühren sich

Anordnung regelmäßig, Teilchen schwingen auf ihren Plätzen und berühren sich

schmelzen, kondensieren, verdampfen,
sublimieren, erstarren, resublimieren

fest, flüssig, gasförmig



Siedetemperatur, Schmelztemperatur,
Sublimationstemperatur

Feststoff, Flüssigkeit, Gas

Vervollständigen Sie die folgenden Satzanfänge:

Wenn ein fester Stoff erwärmt wird, dann schmilzt der _____.

Die drei Aggregatzustände nennt man fest, flüssig, gasförmig.

Bei der Siedetemperatur entsteht aus einem flüssigen Stoff ein gasförmiges Gas.

Im flüssigen Zustand ist der Abstand der Teilchen größer, als im festen Zustand.

In einem gleich großen Volumen ist die Zahl der Teilchen in einem Feststoff größer, als in einer Flüssigkeit.

Am schnellsten bewegen sich die Teilchen in einem gasförmigen Stoff.

Die Kondensationstemperatur ist identisch mit der Siedetemperatur.

Stoffe

Reinstoffe

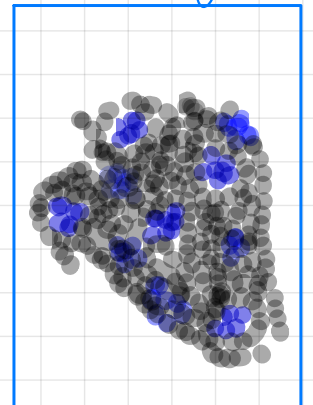
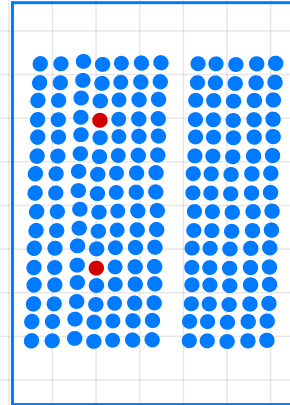
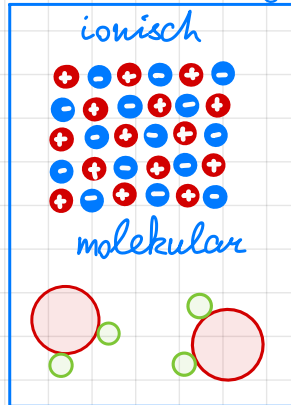
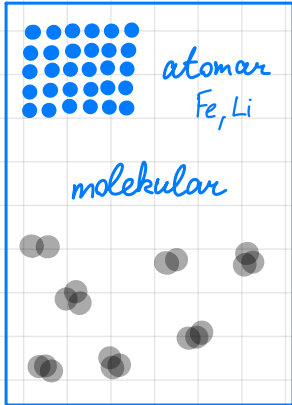
Gemische

Elemente

Verbindungen

homogene

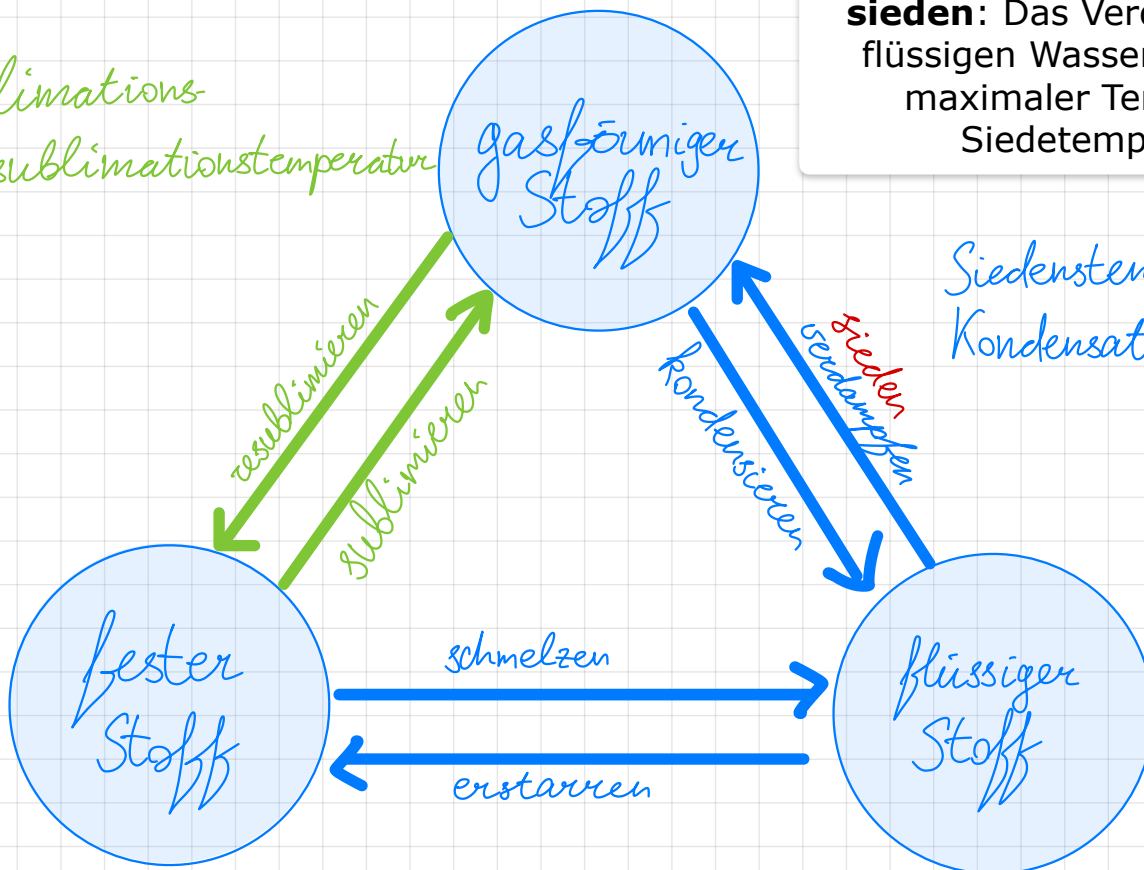
heterogene



Agregatzustandsänderung

Sublimations-
/ Resublimationstemperatur

sieden: Das Verdampfen von flüssigen Wasser bei dessen maximaler Temperatur. Siedetemperatur

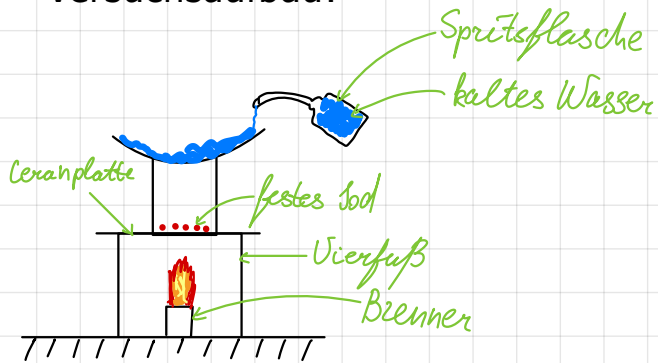


Siedetemperatur
Kondensationstemperatur

Schmelzen - / Erstarrungstemperatur

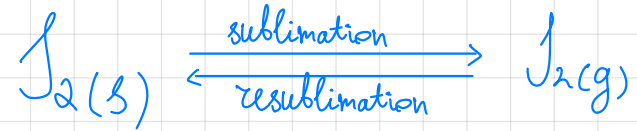
Sublimation von festem Iod $I_2(s)$

Versuchsaufbau:



Beobachtung: Im Becherglas entsteht violettes Gas, ohne dass Das Iod schmilzt; außerdem entsteht auf der Unterseite des Uhrglases ein fester Stoff.

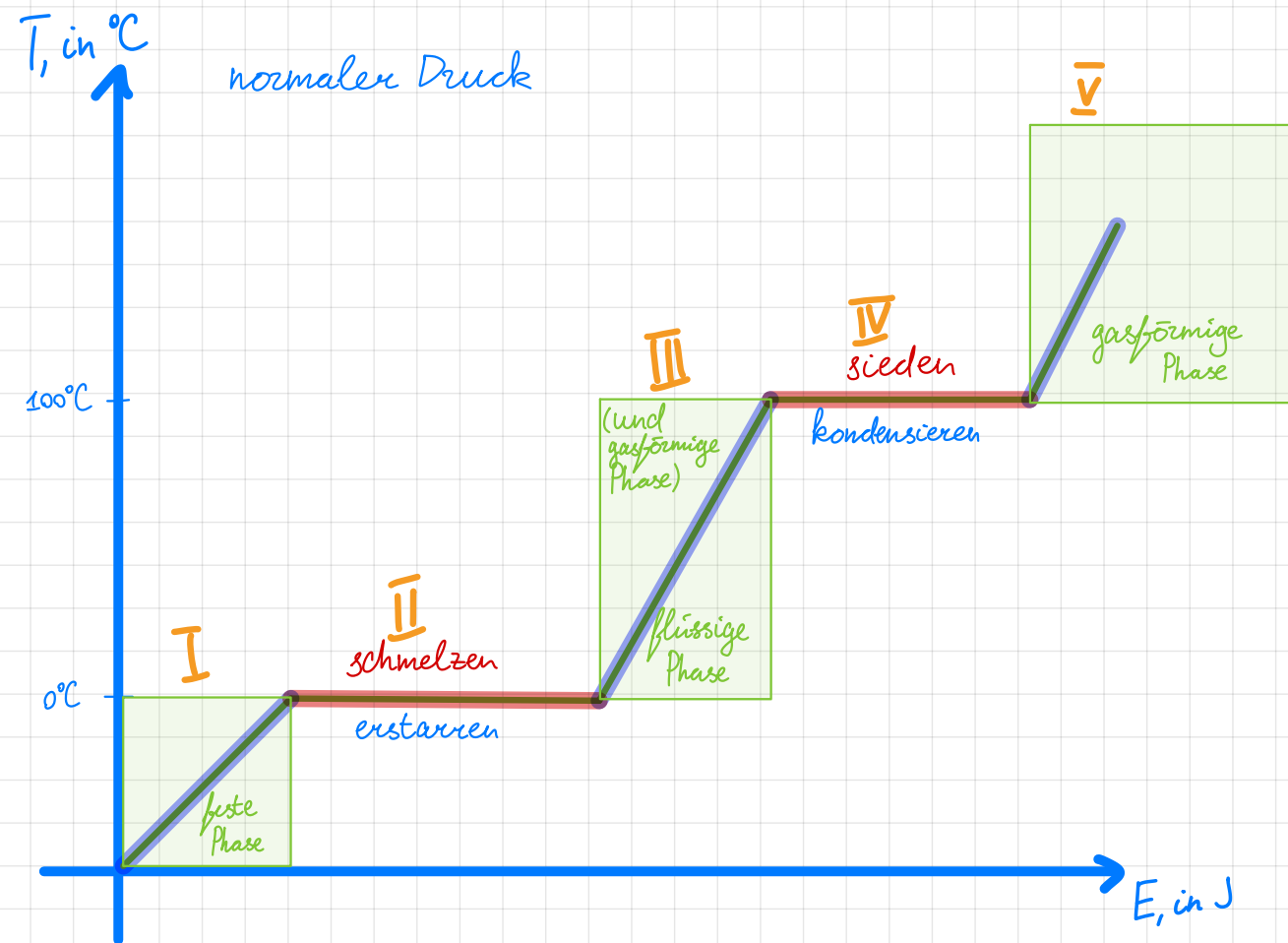
Interpretation:



Temperatur und Energie bei der Änderung von Aggregatzuständen

Beispiel: H_2O

Dem Stoff H_2O wird kontinuierlich Wärmeenergie zugeführt.
Dabei steigt die Temperatur des Stoffsystems tendenziell an.



$\frac{I}{1}, \frac{II}{2}, \frac{III}{3}, \frac{IV}{4}, \frac{V}{5}, \frac{VI}{6}, \frac{VII}{7}, \frac{VIII}{8}, \frac{IX}{9}, \frac{X}{10}$

L 50

C 100

XC 90

D 500

M - 1000

(1) Beschreiben Sie das Diagramm und (2) interpretieren Sie den Verlauf des Graphen mithilfe des Teilchenmodells.

1) Es gibt eine horizontale Achse für die **zugeführte** Energie in Joule und es gibt eine vertikale Achse für die **sich ändernde** Temperatur in °C. Der Graph beginnt bei einer negativen Temperatur und verläuft treppenförmig, tendenziell steigend. Er besitzt fünf Abschnitte: Im Abschnitt 2 und 4 ändert sich die Temperatur nicht. In den Abschnitten 1, 3 und 5 steigt die Temperatur an.

2) In den Abschnitten 1, 3 und 5 **wird das Wasser wärmer, d.h. die H₂O Teilchen werden dabei schneller. Ihre Geschwindigkeit steigt.**

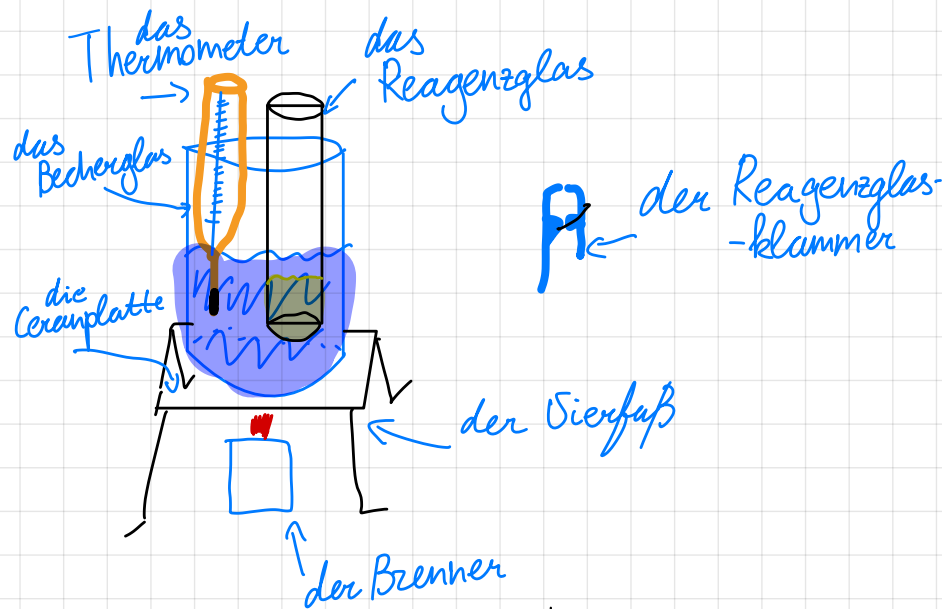
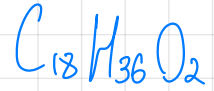
In den Abschnitten 2 und 4 des Diagramms **bleibt die Temperatur des Stoffes konstant, wobei sein sich sein Aggregatzustand ändert; d.h. dabei wird der Abstand der Teilchen vergrößert. Dabei wird von der hinzugeführten Energie an den Teilchen eine Arbeit verrichtet. Deshalb kann in dieser Situation ihre Geschwindigkeit nicht steigen, sodass die Temperatur des Stoffes konstant bleibt.**

Stoff

Teilchen

Konsequenz vom Blauen

Versuch: Bestimmung der Schmelztemperatur von Stearinsäure



Gruppe	T in °C
1	54
2	54
3	53
4	61
5	57

Zünden Sie bei geschlossener Luftzufuhr den Brenner an. Stellen Sie ihn mit offener Luftzufuhr und nicht zu starker Flamme unter den Vierfuß mit Ceranplatte. Stellen Sie ein zur Hälfte mit Wasser gefülltes Becherglas auf die Ceranplatte. Erwärmen Sie das Wasser auf ca. 75 °C. Schließen Sie jetzt die Gaszufuhr des Brenners. Stellen Sie dann das Reagenzglas mit Hilfe der Reagenzglasklammer in das Wasserbad. Wenn die Stearinsäure ca. zur Hälfte geschmolzen ist, nehmen Sie das Reagenzglas aus dem Wasserbad und messen Sie die Temperatur in der schmelzenden Stearinsäure (das Thermometer vorher mit einem Papiertuch abtrocknen). Stellen Sie am Ende des Versuchs das Reagenzglas wieder zurück. Räumen Sie die Geräte auf.

Während des ganzen Versuches sollte Die Temperatur des Wassers nicht unter 66°C sinken und nicht über 75°C steigen.

Versuchsergebnis: Die Schmelztemperatur Stearinsäure ist 55.8°C

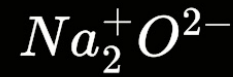
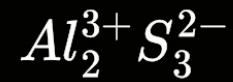
Plan:

- Auflösungs- und Fällungsreaktionen
- Allgemeines Modell für chemische Reaktionen (Reaktionsmodell)
- Stöchiometrie

Auflösung von Ionenverbindungen im Wasser

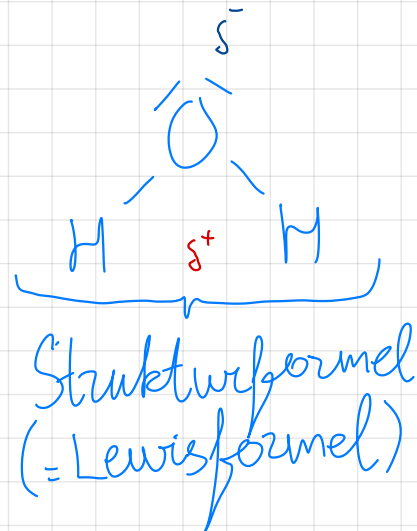
Teilchenarten: Ionenverbindungen:

- Kationen (positiv): Na^+ , Ca^{2+} , Sc^{3+}
- Anionen (negativ): O^{2-} , S^{2-} , N^{3-} , Cl^-



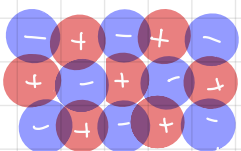
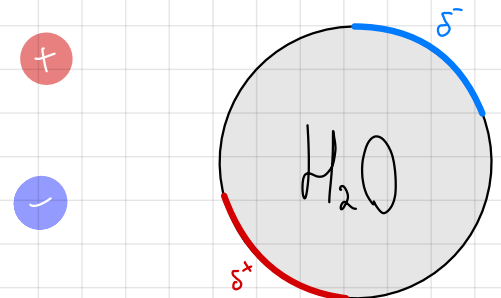
Wasser: Teilchenart: **polarisiertes** Molekül aus zwei H-Atomen und einem Sauerstoffatomen

polarisiert: In dem H_2O -Molekül gibt es einen kleinen Pluspol δ^+ und einen kleinen Minuspol δ^- . Der Betrag von δ^+ und δ^- ist gleich, deshalb ist ihre Summe null, d.h. ein Wassermolekül ist insgesamt neutral, obwohl die O-Seite negativ und die H-Seite positiv geladen ist: Wasser ist ein Dipolmolekül.



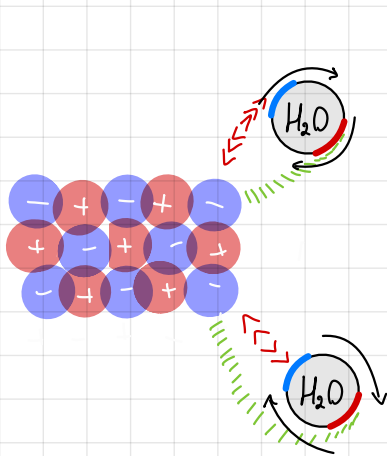
Für die Erklärung eines Auflösungsvorgangs werden die Anionen und Kationen und Wassermoleküle in einer vereinfachten Weise als Teilchen dargestellt.

Frage: Was geschieht mit den Teilchen, wenn eine feste Ionenverbindung im Wasser aufgelöst wird? Z.B. $\text{Na}^+\text{Cl}^-(s)$?



Teilchenmodell für einen ionischen Festkörper. Die Ionen sind durch eine elektrische Kraft miteinander verbunden.

Wenn eine feste Ionenverbindung mit Wassermolekülen zusammengebracht wird, dann gibt es eine **Wechselwirkung**. Zwischen den verschiedenen Teilchen.



<<>> Abstoßungskraft
||||| Anziehungskraft

Die Wassermoleküle drehen sich in Abhängigkeit von den wirkenden Kräften so, dass die Anziehung verstärkt wird. Dadurch werden die Ionen aus der festen Ionenverbindung von den Wassermolekülen herausgezogen: Sie werden voneinander getrennt.

Die Wassermoleküle verrichten dabei eine Arbeit an den Ionen. Dabei nimmt die Energie der Ionen zu, während die Energie der Wassermoleküle gleichzeitig abnimmt. Diese Energieübertragung nennt man **Verrichtung einer Trennarbeit**.

Für diese Trennarbeit kann das Wasser seine Wärmeenergie benutzen. Am Ende ist die Wärmeenergie des Wassers kleiner geworden, d.h. seine Temperatur ist kleiner, das Wasser sollte kälter werden.

Versuch: Temperaturänderung bei der Auflösung von drei verschiedenen Ionenverbindungen im Wasser

Stoff	T ₁ in °C	T ₂ in °C	Ergebnis
(NH ₄) ₂ SO ₄	22,7	19,1	geringe Abkühlung
NH ₄ Cl	22,7	8,1	starke Abkühlung
CaCl ₂	22,7	90	sehr starke Erwärmung

Hydrat - Wasser (Griechisch)

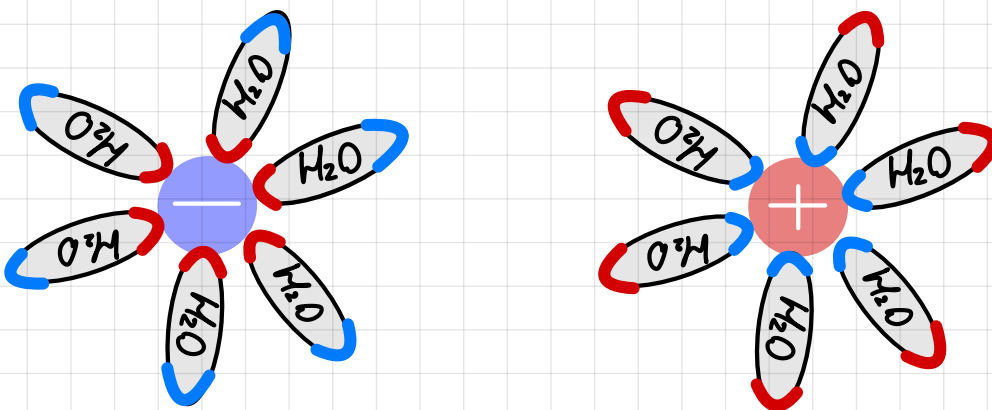
Ergebnis: Die ersten beiden Versuche bestätigen die Vermutung (=Hypothese), dass wegen der Energieumwandlung von Wärme in potenzielle Energie eine Abkühlung des Stoffsystems entstehen sollte. Der dritte Versuch mit CaCl₂ zeigt aber eine **Erwärmung**. Deswegen muss man die Theorie noch weiterentwickeln, so dass man sowohl eine Abkühlung, als auch eine Erwärmung damit erklären kann.

In drittem Versuch kann man vermuten, dass der Unterschied durch das Calciumion Ca²⁺ entsteht. Es hat eine starke positive Ladung von **2+**. Dadurch kann es die Wassermoleküle anziehen und sie werden sich **beschleunigt** zu den Ca²⁺-Ionen hinbewegen. Am Ende wird beim Zusammenstoß des sich schnell bewegenden H₂O-Moleküls mit dem ruhenden Ion die kinetische Energie des Moleküls in freiwerdende Wärmeenergie umgewandelt.

Bei Auflösen gibt es also zwei Teile:

- 1) Die Ionen werden voneinander getrennt (Wärme --> potenzielle Energie)
- 2) Die Moleküle und Ionen bewegen sich aufeinander zu und stoßen zusammen (kinetische Stoßenergie --> Wärme)

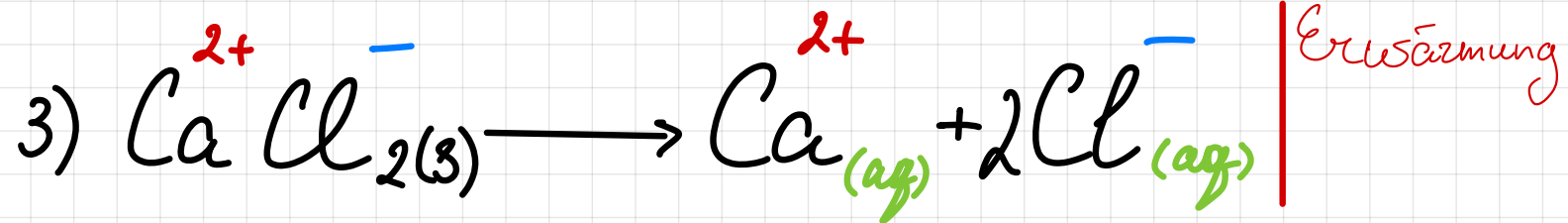
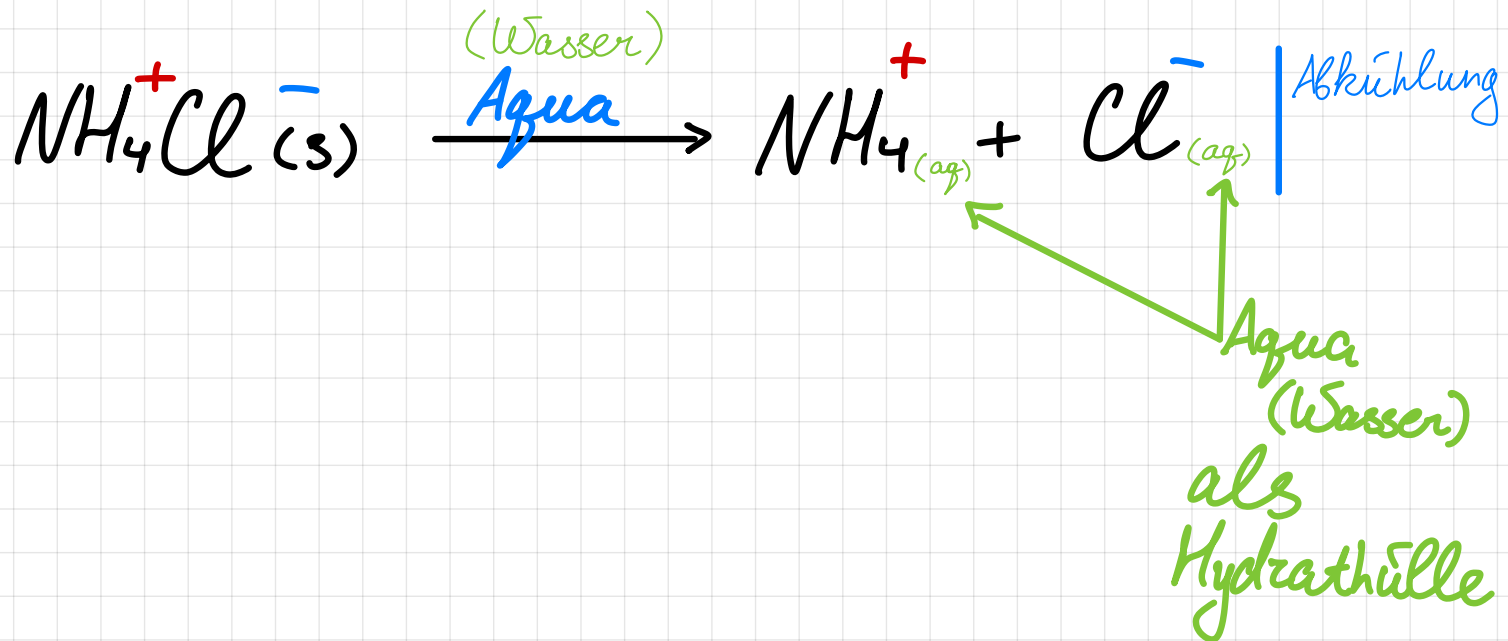
Nach dem Stoß bleiben die Wassermoleküle bei den Ionen, denn es gibt eine Anziehung zwischen der Ionenladung und der der Ladung zugewandten Seite des Dipols. Man sagt: "Die Wassermoleküle bilden um das Ion eine Hydrathülle", oder: "Die Ionen sind hydratisiert". Die dabei freiwerdende Wärme heißt "Hydratisierungsenergie".



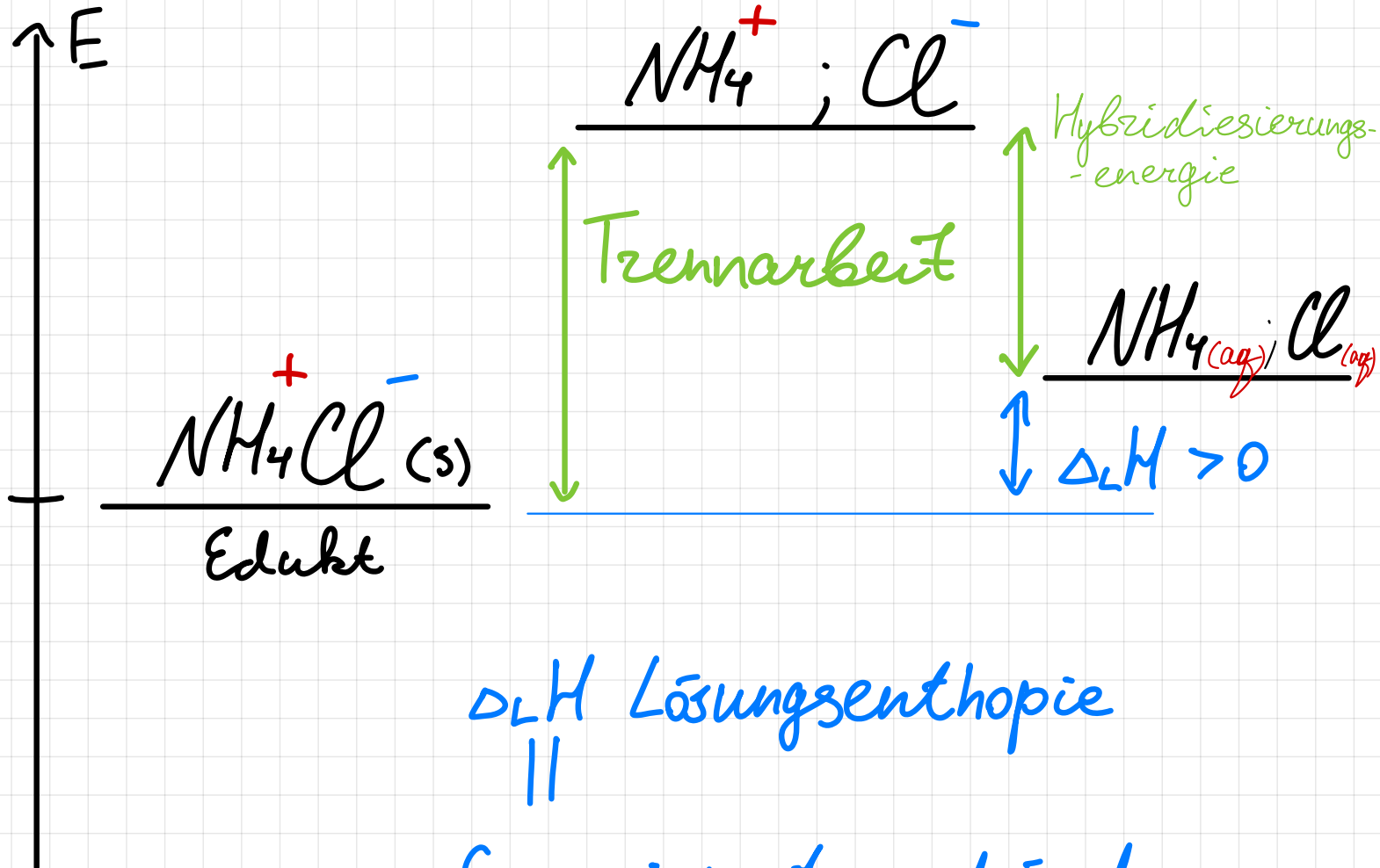
Bei einem treten beide Effekte auf:

- 1) Trennen der Ionen
- 2) Bildung der Hydrathülle

Versuch 2)



Bei Versuch 3 muss die Wärme, die beides Hydratisierung frei wird, größer sein, als die Trennarbeit. Und bei Versuch 2 muss die Wärme der Hydratisierung kleiner sein, als die Trennarbeit.



Δ_{LH} Lösungsenthalpie

Energieunterschied
zwischen Edukten und
Produkten beim Auflösen

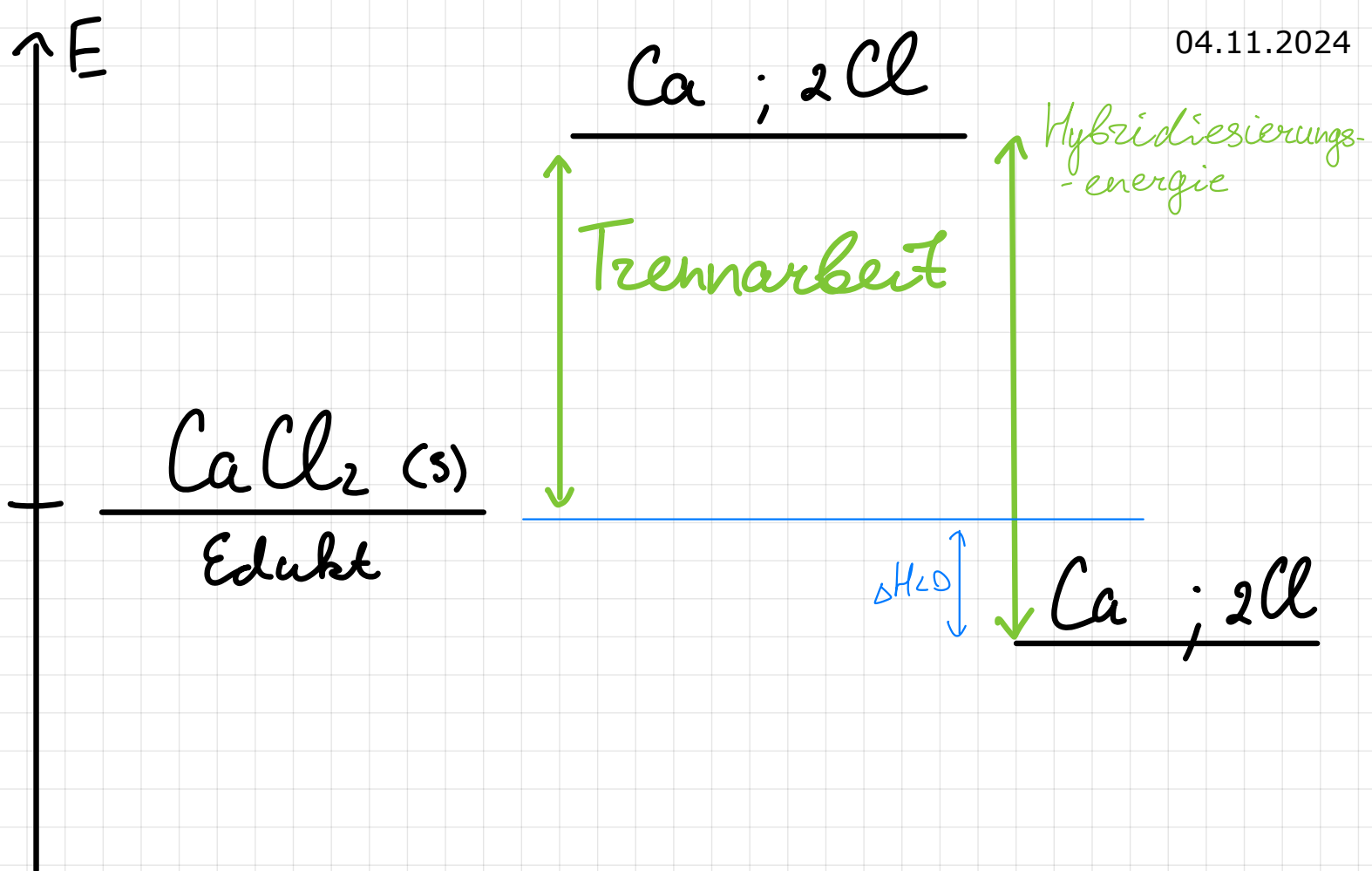
$\Delta_{\text{LH}} > 0 \rightarrow$ endotherm

$\Delta_{\text{LH}} < 0 \rightarrow$ exotherm

Versuch ist eine endotherme Auflösung von NH_4Cl im Wasser.

MA

Versuch 3
Diagramm

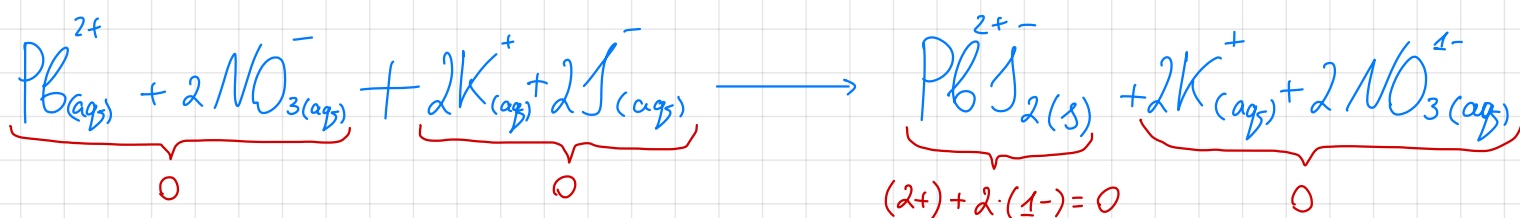
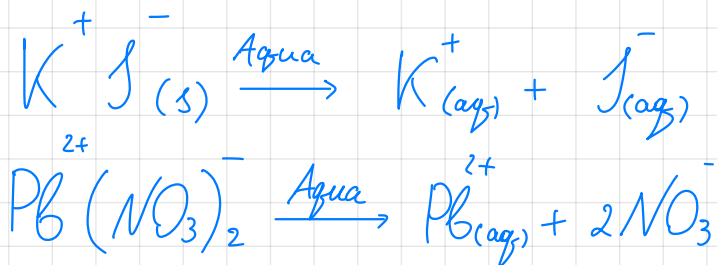


Das Gegenteil eines Auflösungs Vorgangs nennt man Fällung. Dabei entsteht aus zwei Lösungen ein festes Stoff.

Versuch: Zuerst stellt man zwei voneinander getrennte Lösungen. Dann werden diese Lösungen miteinander gemischt

Beispiel: Die Stoffe Kaliumiodid und Bleinitrat werden jeweils in Wasser gelöst. Ausschließend werden die Lösungen miteinander gemischt.

Auflösen:

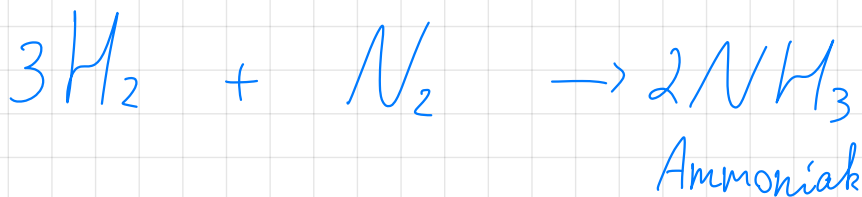
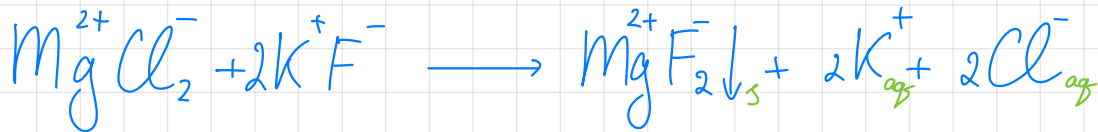
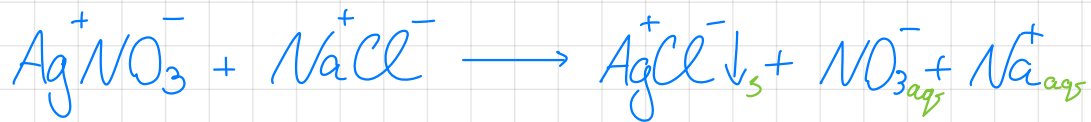


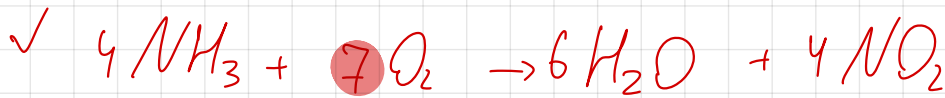
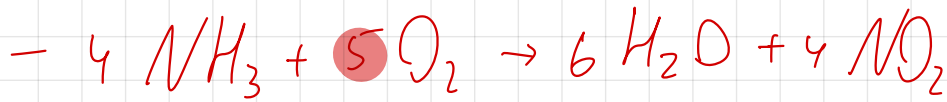
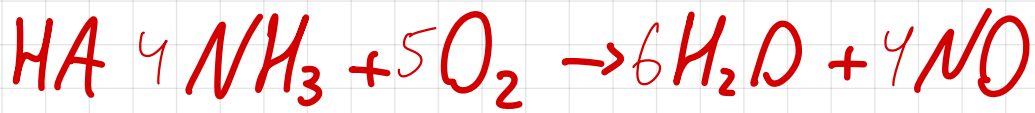
HA:

Eine Silbernitratlösung wird mit einer Natriumchloridlösung gemischt.
" Magnesiumchloridlösung ____ " ____ Kaliumfluoridlösung ".

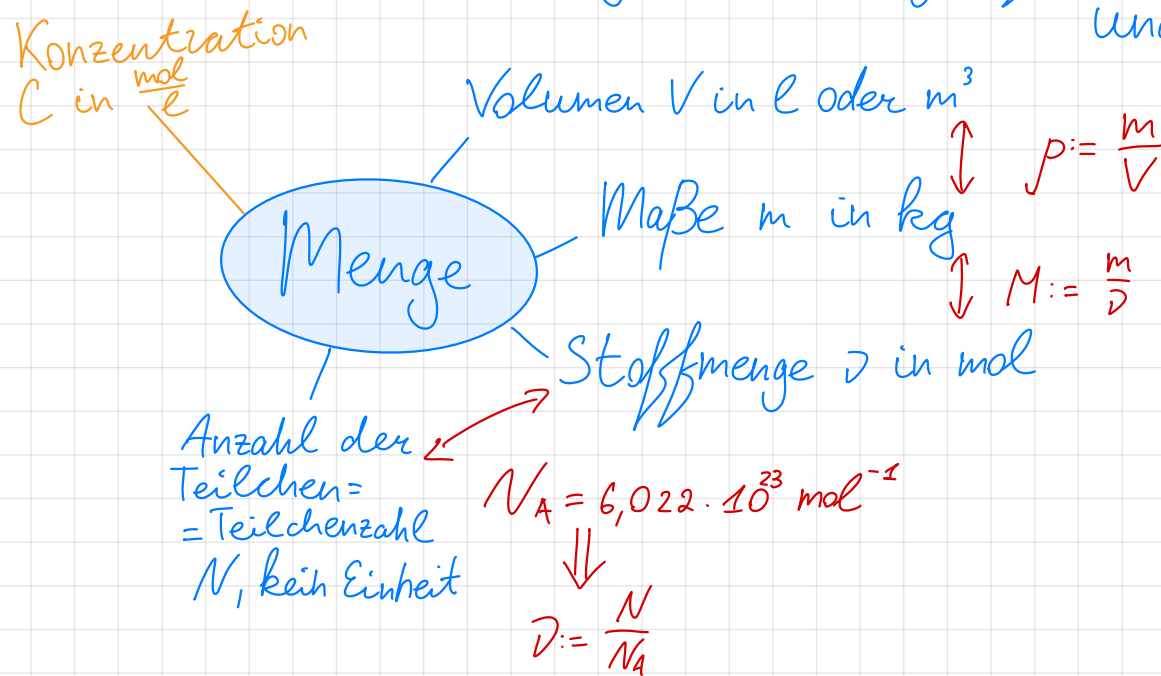
Ein einfaches (historisches) Modell für chemische Reaktionen

Wenn Moleküle bei einer Reaktion miteinander zusammenstoßen, zerfallen sie in ihre Komponenten. Diese verbinden sich in einer neuen Weise miteinander; so entstehen die Produkte.



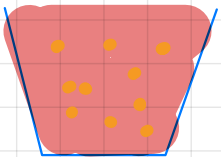


Stöchiometrie = Mengenberechnungen für chemische Stoffe und Reaktionen.



$$C_x = \frac{\nu_x}{V_{\text{Lösung}}}$$

Die Konzentration eines Stoffes x gibt eine Information darüber, welche Stoffmenge von x in wie viel größeren Volumen einer Lösung enthalten ist.



1) Geg:

$$V(\text{Fe}) = 10 \text{ m}^3$$

$$\rho(\text{Fe}) = 7,86 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Ges:

m = ?

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$m(\text{Fe}) = \rho(\text{Fe}) \cdot V(\text{Fe}) = 7,86 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 10 \cdot 100^3 \text{ cm}^3 =$$

$$= 78,6 \cdot 10^6 \text{ g} = 78,6 \text{ t}$$

$$2) 17,5 \ell = 17,5 \text{ dm}^3 = 17,5 \cdot 10^3 \text{ cm}^3 = 17500 \text{ cm}^3$$

$$3) M(\text{F}_2) = ?$$

$$M(\text{F}_2) = 2 \cdot 18,998 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 37,996 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$4) m(\text{F}_2) = 32 \text{ g}$$

$$D = \frac{m}{V}$$

$$N = \frac{m \cdot N_A}{M}$$

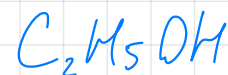
$$D = \frac{N}{V_A}$$

$$N(\text{F}_2) = \frac{m(\text{F}_2) \cdot N_A}{M(\text{F}_2)} = \frac{32 \text{ g} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}}{37,996 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 5,072 \cdot 10^{23}$$

$$5) m(\text{HF}) = 100 \text{ g}$$

$$D(\text{HF}) = \frac{100 \text{ g}}{(18,998 + 1,008) \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 4,999 \text{ mol}$$

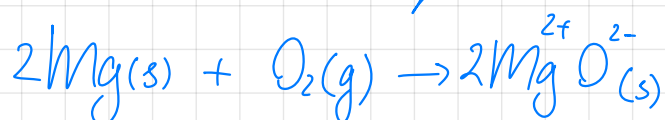
Stöchiometrie

6) Berechnen Sie die molare Masse von Alkohol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ 

$$M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 2M(\text{C}) + 6M(\text{H}) + M(\text{O}) =$$

$$= (2 \cdot 12,011 + 6 \cdot 1,008 + 15,999) \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 46,069 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

7) Es gibt die folgende Reaktion

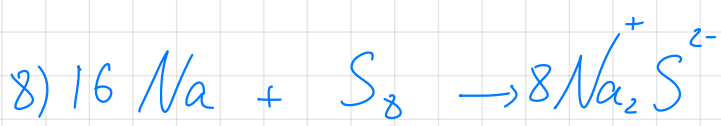


$$m(\text{Mg}) = 6 \text{ g} \quad m(\text{O}_2) = ?$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{1}{2} n(\text{Mg}) = \frac{1}{2} \cdot \frac{m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} = \frac{1}{2} \cdot \frac{6 \text{ g}}{24,305 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,12 \text{ mol}$$

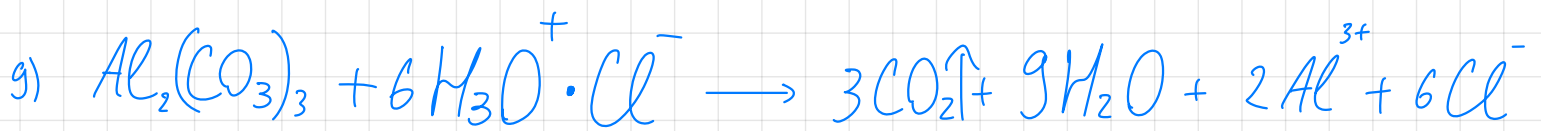
$$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 0,12 \text{ mol} \cdot 2 \cdot 15,999 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 3,95 \text{ g}$$

Die Koeffizienten der Stoffe in der Reaktionsgleichung enthalten eine Information über das Verhältnis der reagierenden Stoffmengen.



$$m(\text{Na}) = 5 \text{ g} \quad m(\text{S}_8) = ?$$

$$m(\text{S}_8) = \nu(\text{S}_8) \cdot M(\text{S}_8) = \frac{1}{16} \cdot \frac{m(\text{Na})}{M(\text{Na})} \cdot M(\text{S}_8) = \frac{1}{16} \cdot \frac{5 \text{ g}}{22,99 \text{ g/mol}} \cdot 8 \cdot 32,06 \text{ g/mol} \approx 3,49 \text{ g}$$



$$m(\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3) = 10 \text{ g}$$

$$V_E(\text{CO}_2) = ?$$

$$t = 0^\circ\text{C}$$

$$V_m = 22,4 \text{ l/mol} \quad pV = \nu RT$$

$$h = 100$$

$$273,15 \text{ K} = 0^\circ\text{C}$$

$$p = 1013 \text{ hPa} = 101,3 \text{ kPa}$$

$$\frac{pV}{\nu T} = \text{konst} = R = 8,314 \frac{\text{kJPa} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$\begin{aligned} \nu(\text{CO}_2) &= 3 \cdot \nu(\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3) = 3 \cdot \frac{m_0(\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3)}{M(\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3)} = \\ &= 3 \cdot \frac{10 \text{ g}}{(2 \cdot 26,982 + 3(12,011 + 3 \cdot 15,999)) \text{ g/mol}} = 0,1328 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$20^\circ\text{C} = (273,15 + 20) \text{ K} = 293,15 \text{ K}$$

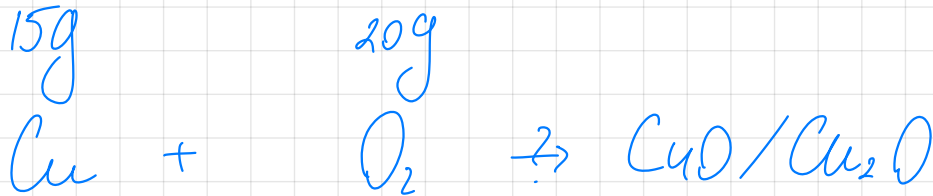
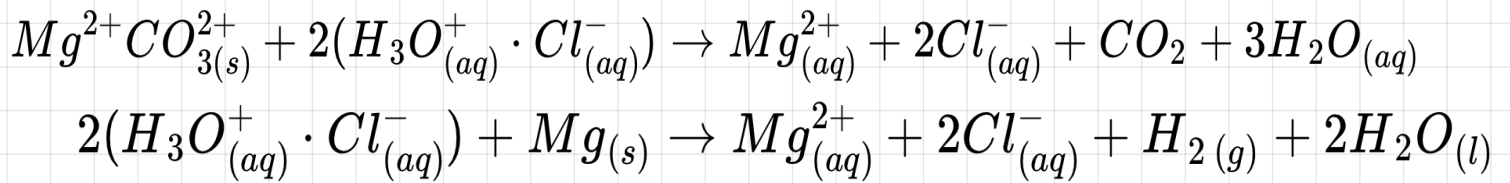
$$T^{\text{K}} = \left(\frac{T^{\circ\text{C}}}{^\circ\text{C}} + 273,15 \right) \text{ K}$$

$$\frac{pV}{RT} = 0,1328 \text{ mol}$$

$$V = \frac{\nu RT}{p} = \frac{0,1328 \text{ mol} \cdot 8,314 \frac{\text{kJPa} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (20 + 273,15) \text{ K}}{101,3 \text{ kPa}} \approx 3,2 \text{ l}$$

$$3,195350977$$

Wenn eine verdünnte Säure mit einem Carbonat (CO_3) reagiert, dann entsteht immer CO_2 .
 Wenn eine verdünnte Säure mit einem Metall (Fe, Mg, Na, ...) reagiert, dann entsteht immer H_2 -Gas.



Damit Cu_2O entstehen, muss die Menge von Cu von Cu mindestens doppelt so groß sein, wie die Menge von O.

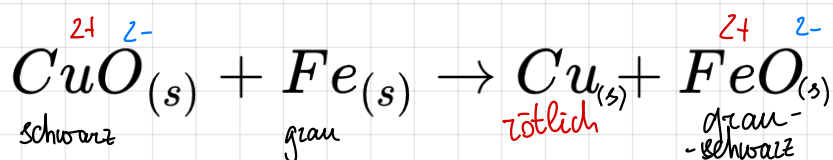
Klemme
 Muffe
 Stange
 Fuß

Reaktion von Kupferoxid (CuO) mit Eisen (Fe)

1. Wiegen Sie in einem kleinen Becherglas 3g Kupferoxid (CuO) und 1.5g Eisen (Fe) ab. Mischen Sie die beiden Stoffe gründlich mithilfe eines Spatels.
2. Füllen Sie das Gemisch mithilfe eines Trichters in ein Reagenzglas und spannen Sie es schräg in ein Stativ ein.
3. Zünden Sie einen Brenner an und erhitzen Sie das Gemisch mit der nicht-leuchtenden Flamme (Luftloch öffnen = große Hitze) bis deutlich erkennbar eine Reaktion einsetzt; dann entfernen Sie den Brenner.

Beobachtung: Beim Erhitzen leuchtet das Stoffgemisch, zunächst etwas rot und später wird das Leuchten heller und fast gelblich. Während es leuchtet wird auch sehr viel Wärme frei. Am Ende, nach dem Abkühlen sieht man, dass ein Stoff mit einer rötlichen Farbe, entstanden ist.

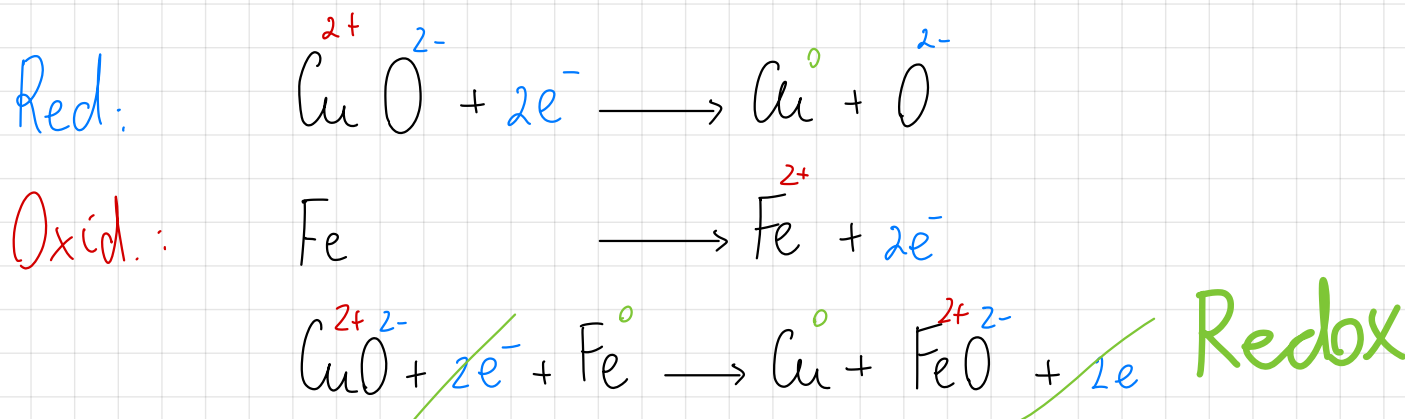
Interpretation: Es gab eine chemische Reaktion und dabei ist ein neuer Stoff entstanden:



Fe → Oxidation

Cu → Reduktion

Das ist ein Redoxreaktion:



Moleküle sind insgesamt neutral (Ladung=0)
 Es gibt Dipolmoleküle mit Plus- und Minuspol; dennoch ist die gesamte Ladung Null.

mindestens zwei Atome die miteinander verbunden sind

Bindung

→ kovalente Bindung
 ↓
 polare unpolare

Molekül = Teilchenart
 und
 Molekülverbindung = Stoffart

Moleküle sind die kleinsten Teilchen der Molekülverbindungen (also eines Stoffes)

chemische Formel

Summenformel

H_2O , NH_3 ,
 H_2S

Info: wie viele

Strukturformel
 (Lewisformel)

$H-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}}-H$ $H-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{N}}-H$
 H H

$H-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{Si}}-H$
 H

Info: wie viele,
 wie verbunden

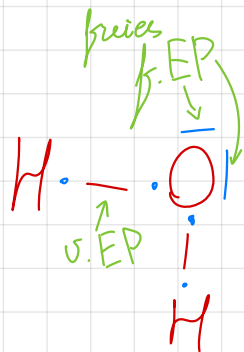
kovalente Bindung = verbindendes Elektronenpaar (v.EP)

Summenformel

Wasser	H_2O
Kohlenstoffdioxid	CO_2
Chlorwasserstoff	HCl
Methan	CH_4
Kohlenstoffmonoxid	CO
Ammoniak	NH_3
Schwefelwasserstoff	H_2S
Monochlorethan	C_2H_5Cl

Strukturformel: Ein weiteres Modell für Moleküle

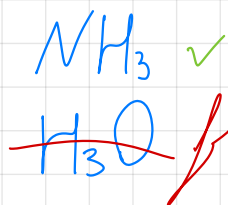
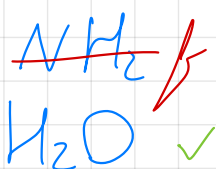
Bsp: H_2O



Bohrsches Atommodell:
Die ersten vier Außen-
-elektronen sind einzelne
Elektronen, erst danach
gibt es EP'e

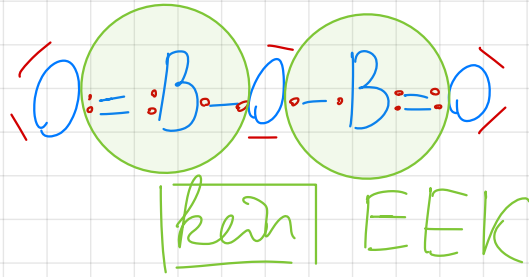
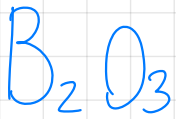
Strukturformel: Die einzelnen Elektronen bilden v. EP'e.

Mithilfe der Strukturformel kann man verstehen, warum sich ein O-Atom mit zwei H-Atomen zu einem Molekül verbindet, bzw. warum sich ein N-Atom mit drei H-Atomen zu einem Molekül verbindet.



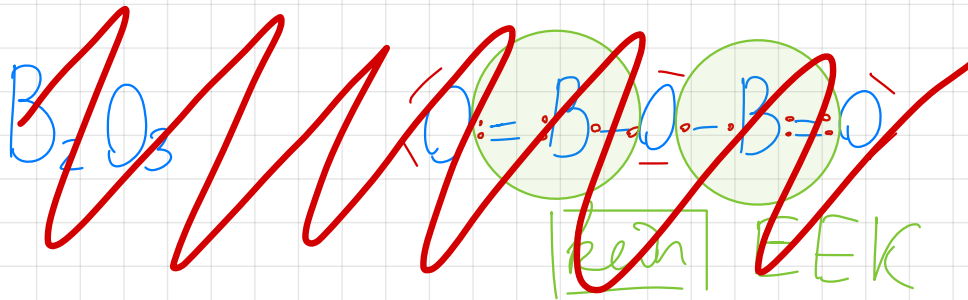
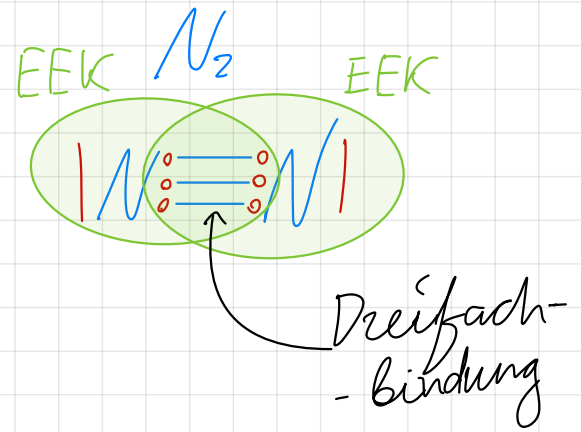
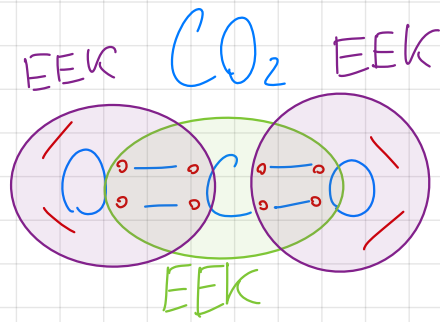
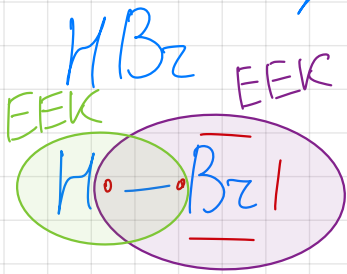
Für die Stoffe H_2O und NH_3 lässt sich ohne Problem eine stabile Strukturformel angeben. Bei der Verbindung von Bor mit Sauerstoff ist es nicht möglich eine Strukturformel zu zeichnen, bei der alle Atome eine EEK haben; Bor hat jedesmal zu wenig Elektronen. Trotzdem gibt es eine Verbindung "Boroxid" (Dibortrioxid) mit der Summenformel B_2O_3 .

Sie ist nicht sehr stabil, d.h. sie reagiert einfach (ohne Probleme) mit vielen anderen Stoffen. Warum es diese Verbindung gibt, erklärt man mit der Theorie zur "Mesomerie" von Molekülen.



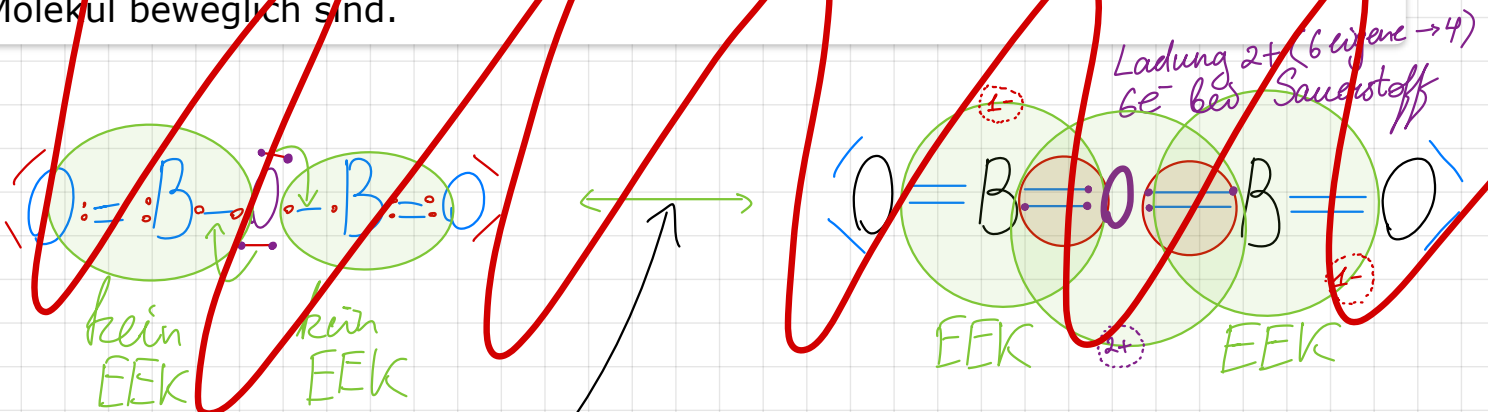
Strukturformel

19.11.2024



$\Rightarrow$ chemisches Gleichgewicht
 $\Leftarrow$ Mesomerie

Wenn man dieses Problem genauer untersucht, bemerkt man, dass die Elektronenpaare der Doppelbindungen und die freien Elektronenpaare im Molekül beweglich sind.



Mesomerie-symbol

benachbarte elektrische Ladung $\Rightarrow$ bel

Mesomerie — Wechseln zwischen beide Zustände

(1+) formale Ladung
 (1+) echte Ladung

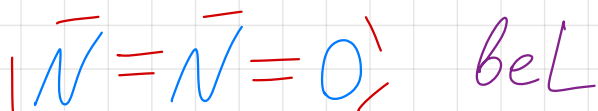


Die Erklärung der Struktur von Boroxid mithilfe von Mesomerie ist eine Hypothese; die vollständige Erklärung ist wesentlich komplizierter.

Durch die Verschiebung der freien Elektronenpaare des mittleren O-Atoms zu den benachbarten B-Atomen, entsteht eine neue Struktur(-formel), in der alle Atome über eine EEK verfügen (gut!). Jedoch entsteht gleichzeitig durch diese Elektronenpaarverschiebung am Sauerstoffatom eine **formale Ladung 2+** und an den beiden Boratomen jeweils eine **formale Ladung 1-**. Weil es sich um **direkte** Nachbaratome handelt, spricht man von einer **benachbarten elektrischen Ladung (beL)**. Zwischen Atomen mit beL gibt es sehr starke elektrische Kräfte. Auch das ist ein Stabilitätsproblem, weil sich entgegengesetzt geladene Atome sehr stark anziehen und sie sich dadurch aufeinander zubewegen, ohne dass es in diesem Molekül ein Hindernis gibt. Also werden diese Atome irgendwann kollabieren (Gegenteil: explodieren).

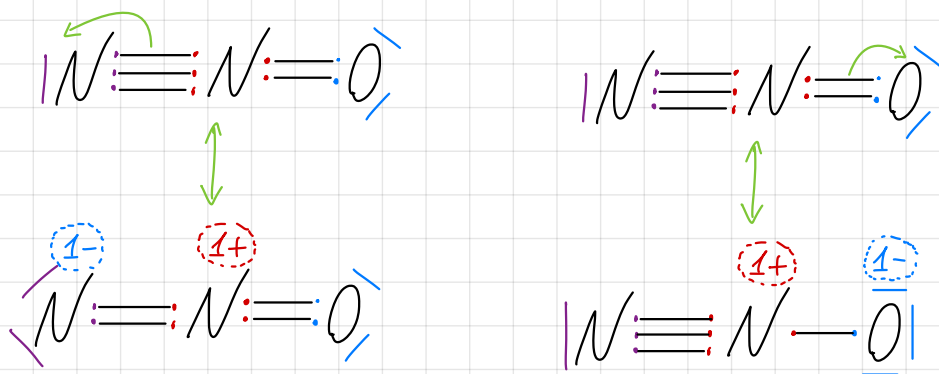
Das Molekül existiert, weil diese beiden Probleme (k. EEK in der ersten Struktur und beL in der zweiten Struktur) voneinander unabhängig sind, erreicht das Molekül eine **metastabile** Situation, indem es zwischen diesen beiden Strukturen sehr schnell wechselt. Das wird als "**Mesomerie**" bezeichnet. Man spricht von einem **mesomeren** Molekül.

Übungen: N_2O ; O ist nicht in der Mitte und das Molekül ist nicht ringförmig



HA

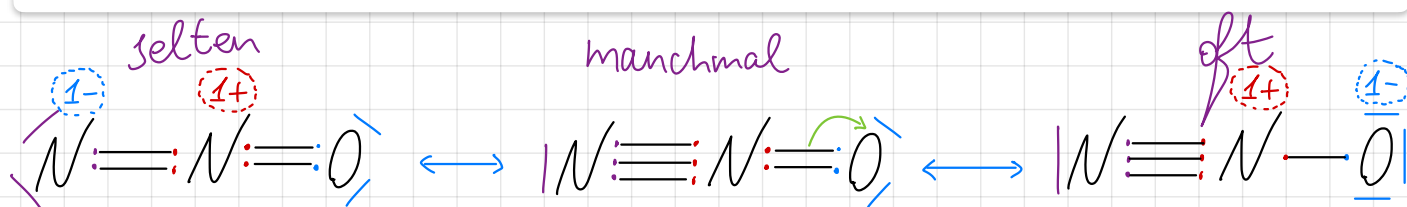
Für N₂O kann man (mindestens) drei mesomere Grenzstrukturen finden:



Keiner dieser Strukturen, keiner dieser Zustände, ist für das Molekül perfekt, deswegen wechselt es zwischen diesen drei imperfekten Zuständen.

Elektronegativität (EN) ist eine Eigenschaft von Atomen, die in einem Molekül mit anderen Atomen verbunden sind. Sie beschreibt die Fähigkeit des Atoms v.EP'e anzuziehen.

D.h.: Für Atome mit einem großer EN ist es **günstig**, wenn sie Elektronen zu sich ziehen, oder wenn sie sie aufnehmen; **dadurch werden diese Atome stabiler**.



keine negative Ladung
beim elektronegativsten
Atom

negative Ladung beim
elektronegativsten Atom

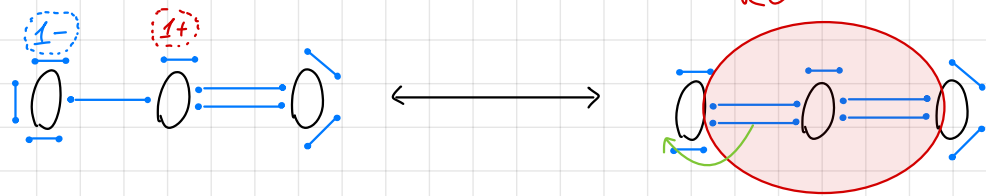
$$EN(N) = 3,04$$

$$EN(O) = 3,44$$

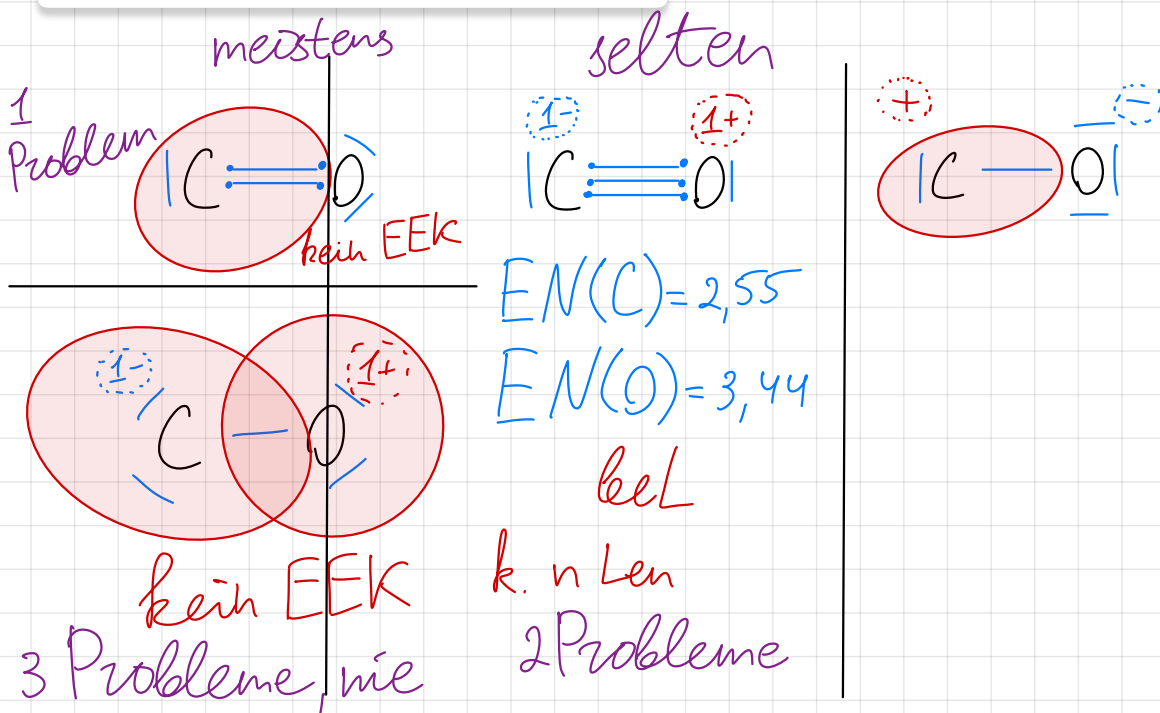
||
k. n. Len

↓
n. Len A

Übung: Ozon (O_3)



Übung: Kohlenstoffmonoxid (CO)



Moleküle

1. Summenformeln und Strukturformeln

Ergänzung: vereinfachte Strukturformeln

2. Mesomerie

- einfache Moleküle (N_2O)
- Radikalen
- Molekülionen
- Säuremolekül

2.1 Isomerie

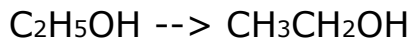
3. kovalente Bindung

4. räumliche Struktur (EPA)

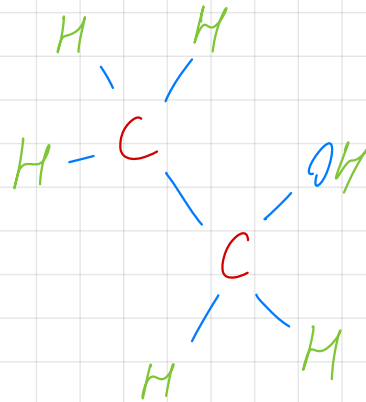
5. polarisierte Moleküle

6. Reaktionen von Radikalen

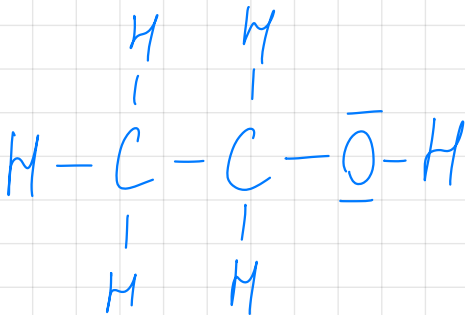
Vereinfachte Strukturformel

Vereinfachte
Formel

=



||

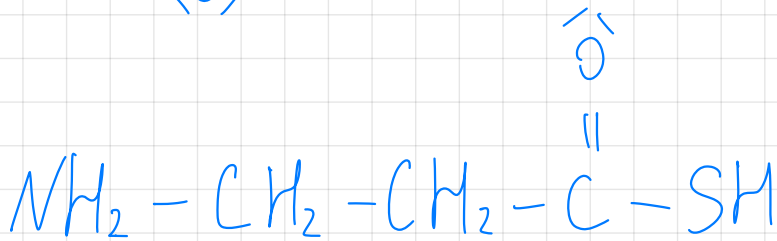
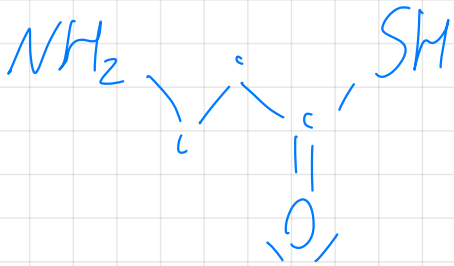
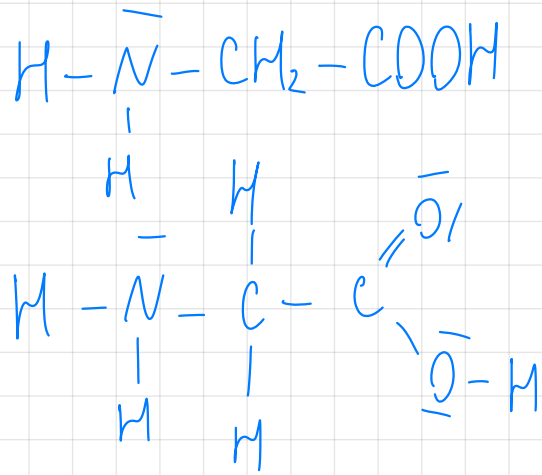
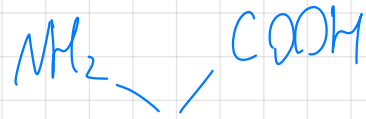


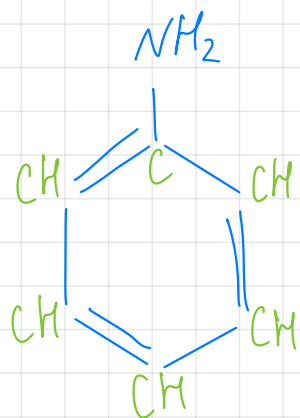
C-Atome muss man dort ergänzen, wo am Ende einer Bindung nichts steht, aber wo zwei Bindungen aufeinander treffen.

Die Anzahl der fehlenden H-Atome ergibt aus der Voraussetzung, dass jedes C-Atom 4 verbindende Elektronenpaare haben muss.

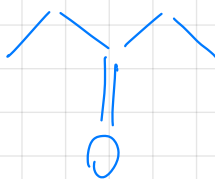
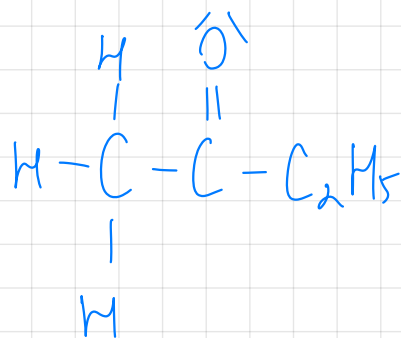
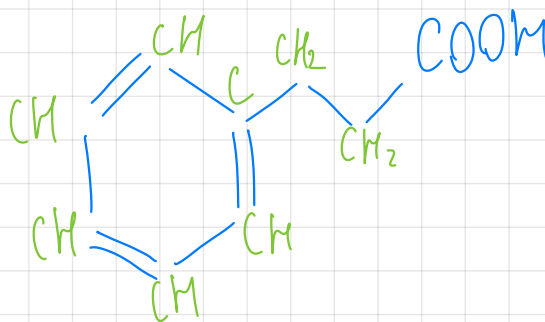
//

C2H4



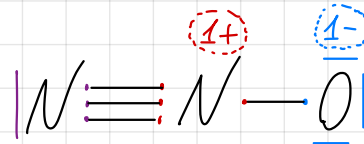
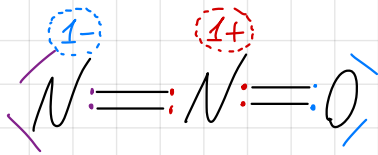


aniline



Wiederholungsübung zu Mesomerie von einfachen Molekülen:

Finden Sie die Ladungen in den beiden mesomeren Grenzstrukturen und geben Sie an, welche Stabilitätsprobleme es jeweils gibt.



keine negative Ladung
beim elektronegativsten
Atom

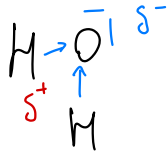
negative Ladung beim
elektronegativsten Atom

||
k. n. Len

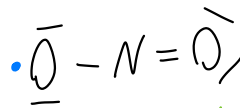
↓
n. Len A

Allgemeine Information: Bei den Molekülen kann man verschiedene Arten von Molekülen unterscheiden:

- vollständig neutralen Moleküle: H_2 $\text{H}-\text{H}$, $\text{Se}_2\text{C} \backslash \text{Se}=\text{C}=\text{Se} \backslash$
- polarisierte Moleküle: H_2O

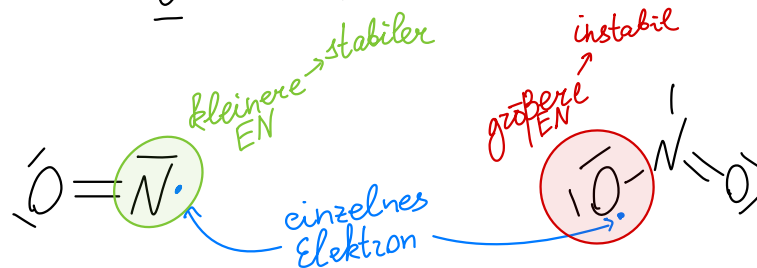


- Molekülionen: $\text{NO}_2^{\{1-\}}$



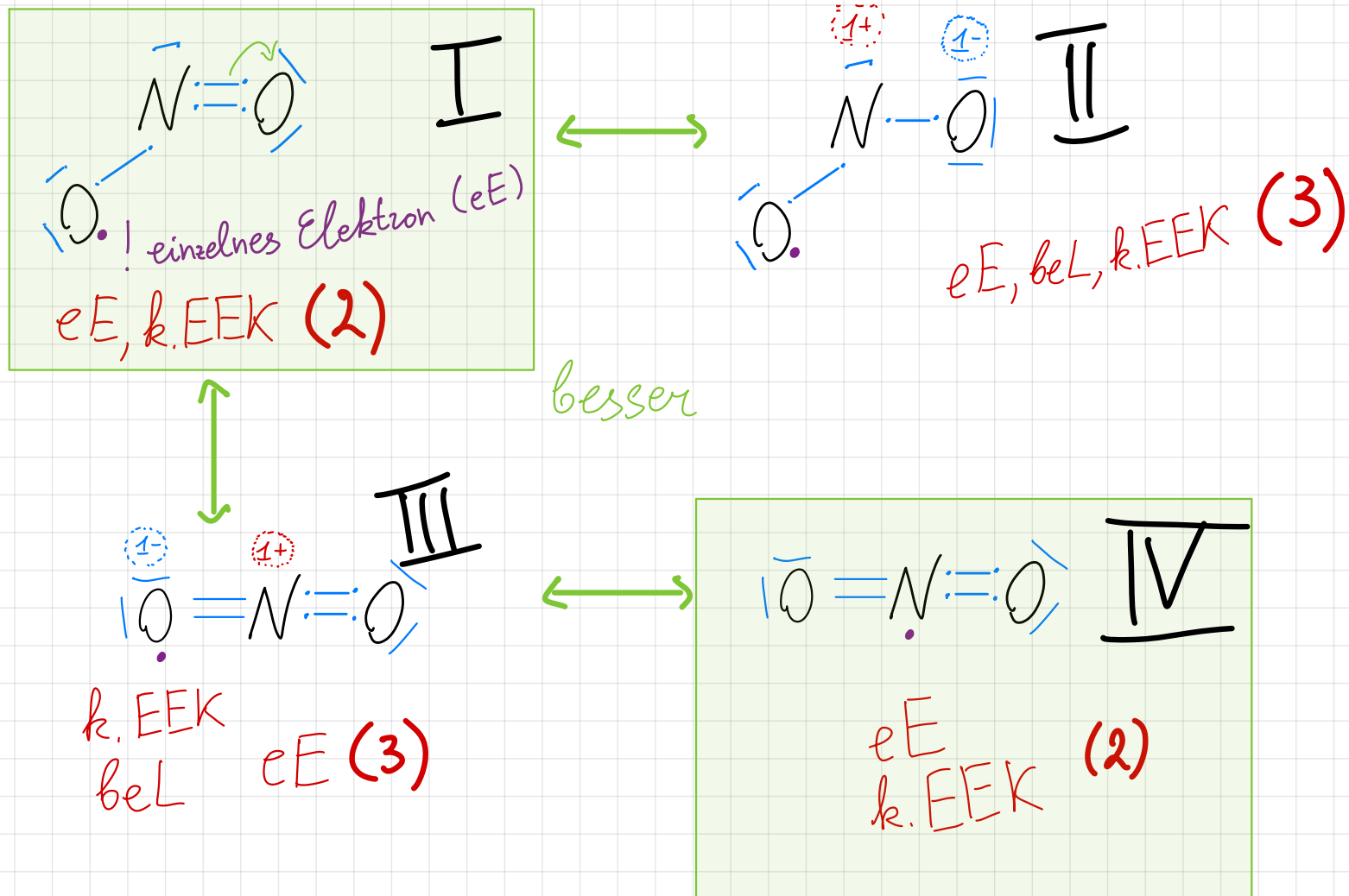
- Radikal: NO , NO_2

k. EEK



Bei Molekülen, die Radikale bilden, gibt es sehr oft mehrere mesomere Grenzstrukturen, die unterschiedliche Stabilitätsprobleme haben. Deswegen treten diese Grenzstrukturen mit unterschiedlichen Häufigkeiten auf:

Beispiel: NO_2



2 und 3 haben zu viel Stabilitätsprobleme, sie werden wahrscheinlich nicht existieren (oder nur in kleinsten Mengen). 1 und 4 unterscheiden sich durch den Ort, an dem sich das einzelne Elektron (eE) befindet: 1 am O-Atom ($\text{EN}(\text{O}) = 3.44$), 4 am N-Atom ($\text{EN}(\text{N}) = 3.04$)).

Was ist stabiler? Wenn am O-Atom ein Elektron für eine EEK fehlt oder wenn das Elektron am N-Atom fehlt.

Wenn ein Elektron bei einem Atom mit kleiner EN fehlt, dann ist diese Struktur stabiler, als wenn dieses Elektron bei dem Atom mit großer EN fehlt.

Die stabilste Form bei NO₂ ist $\text{O}=\text{N}=\text{O}$.

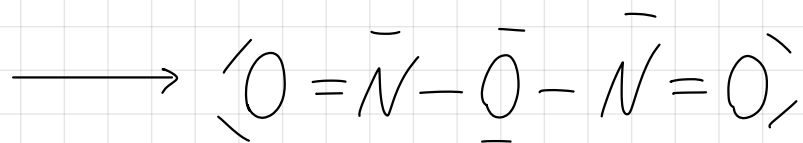
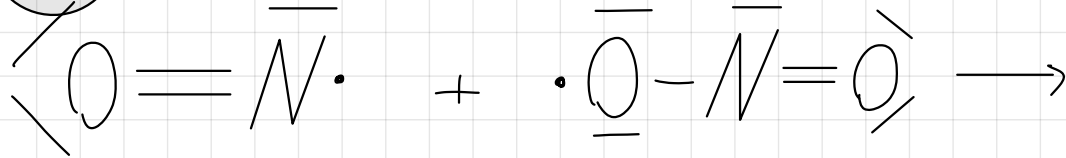
Kann man das beweisen? Nur mit einem Versuch.

Versuch: 2 Edukte: NO ($\text{N}=\text{O}$) und NO₂ ($\text{O}=\text{N}=\text{O}$ oder $\text{O}=\text{N}=\text{O}$).

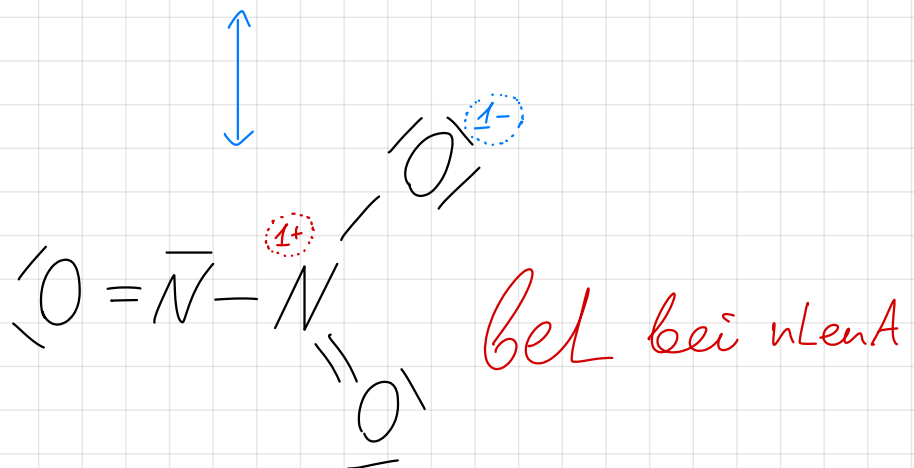
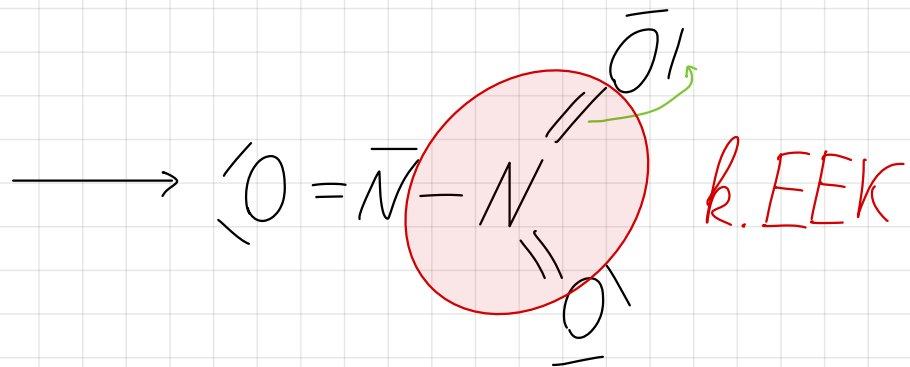
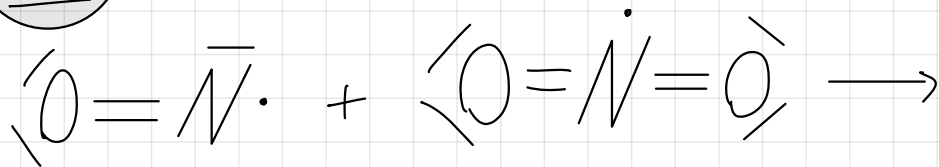
Welches Produkt entsteht, wenn NO mit NO₂ reagiert?

In der Theorie gibt es zwei Möglichkeiten: N₂O₃

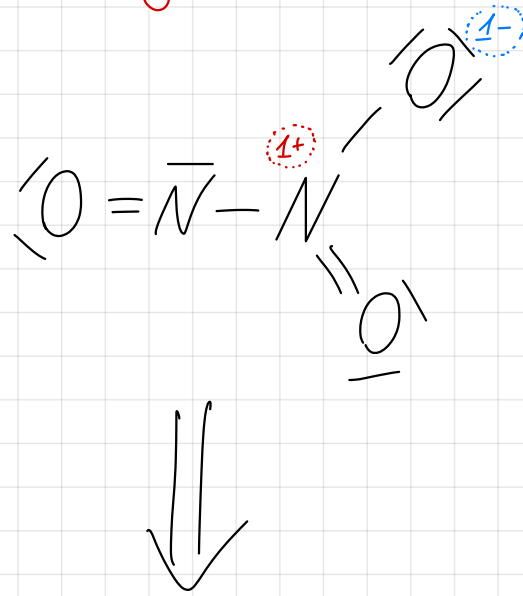
I



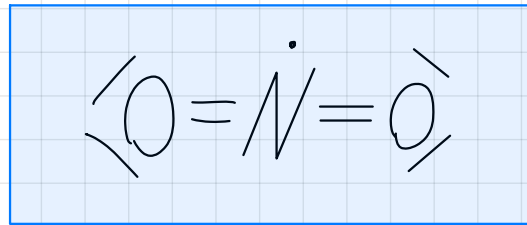
II



Beim Versuch gibt nur ein Produkt:

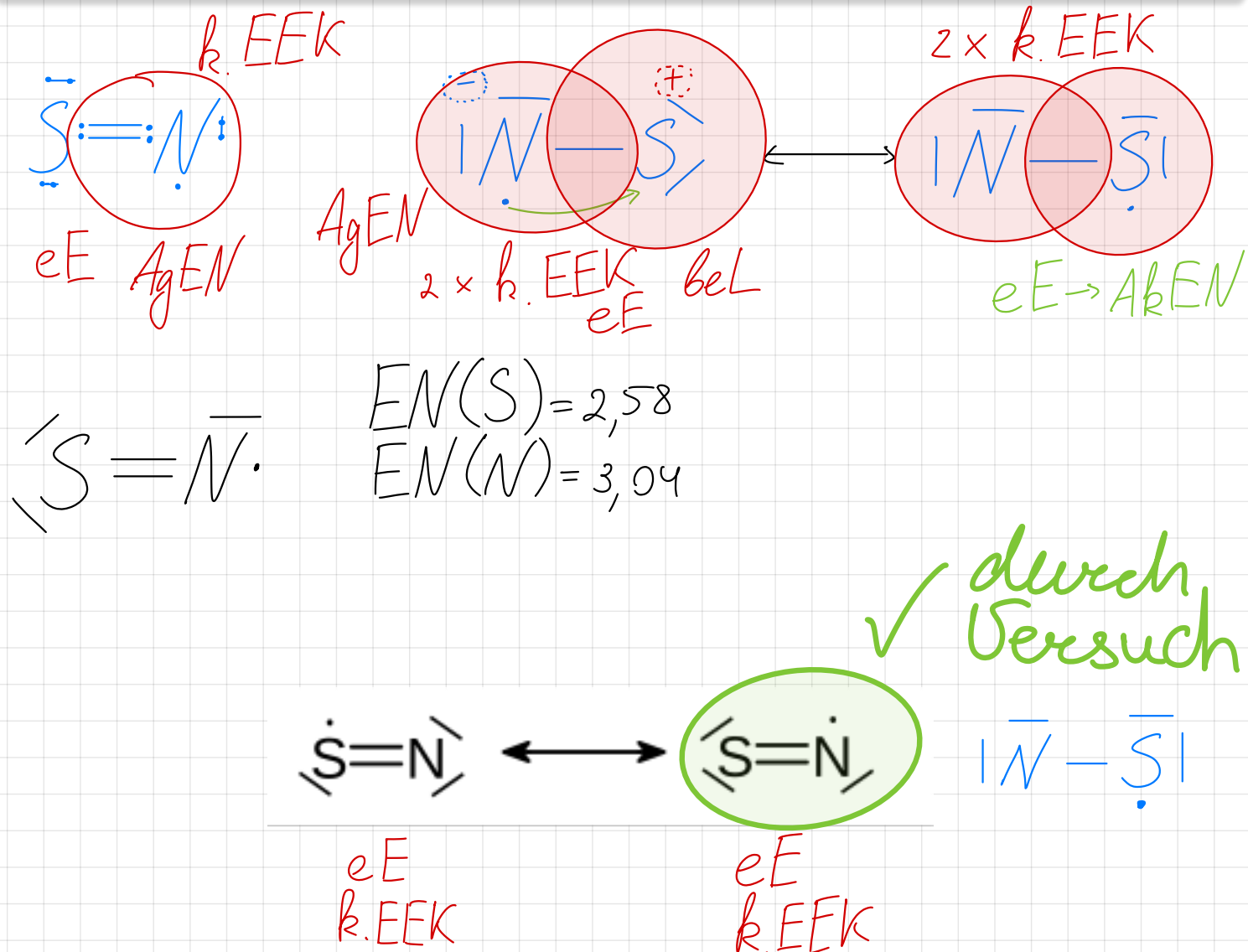


NO_2 hat nur diese Struktur:



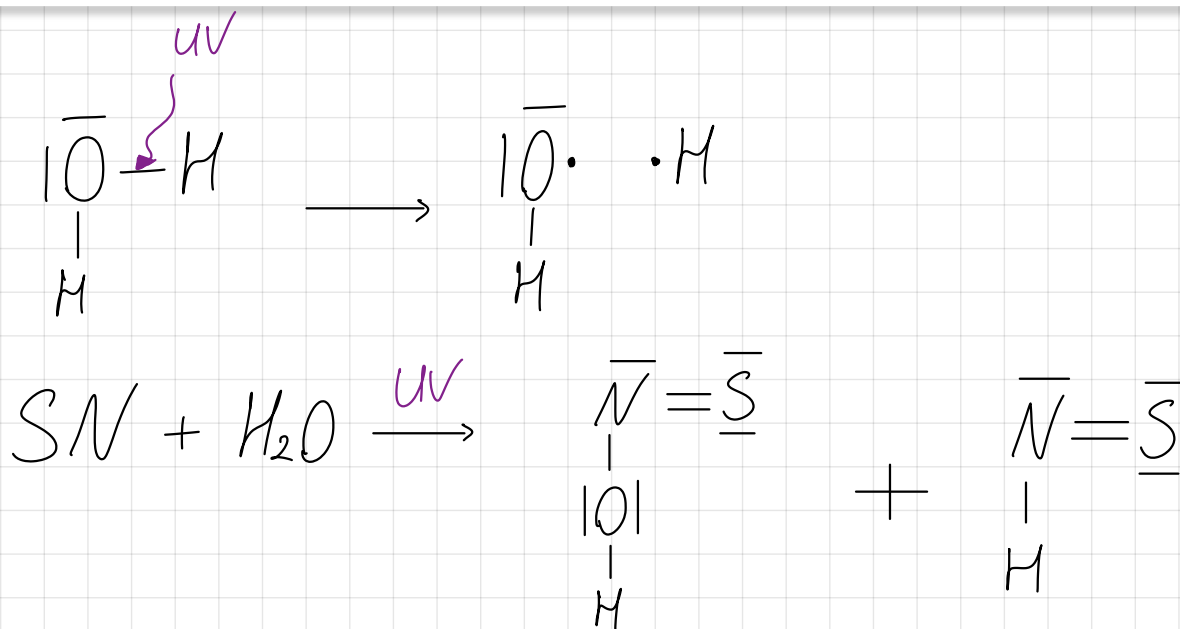
Ein Radikal ist am stabilsten, wenn das einzelne Elektron sich an dem Atom mit der kleinsten Elektronegativität befindet.

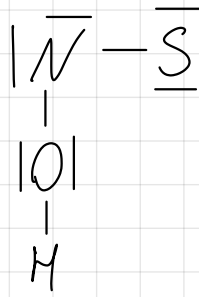
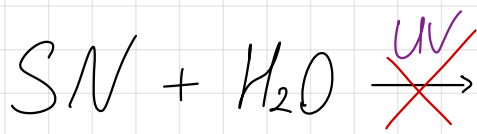
Übungsaufgabe: Finden Sie die stabilste Struktur von SN.



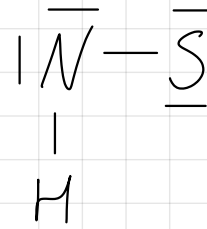
Das kann man mithilfe eines Versuchs untersuchen.

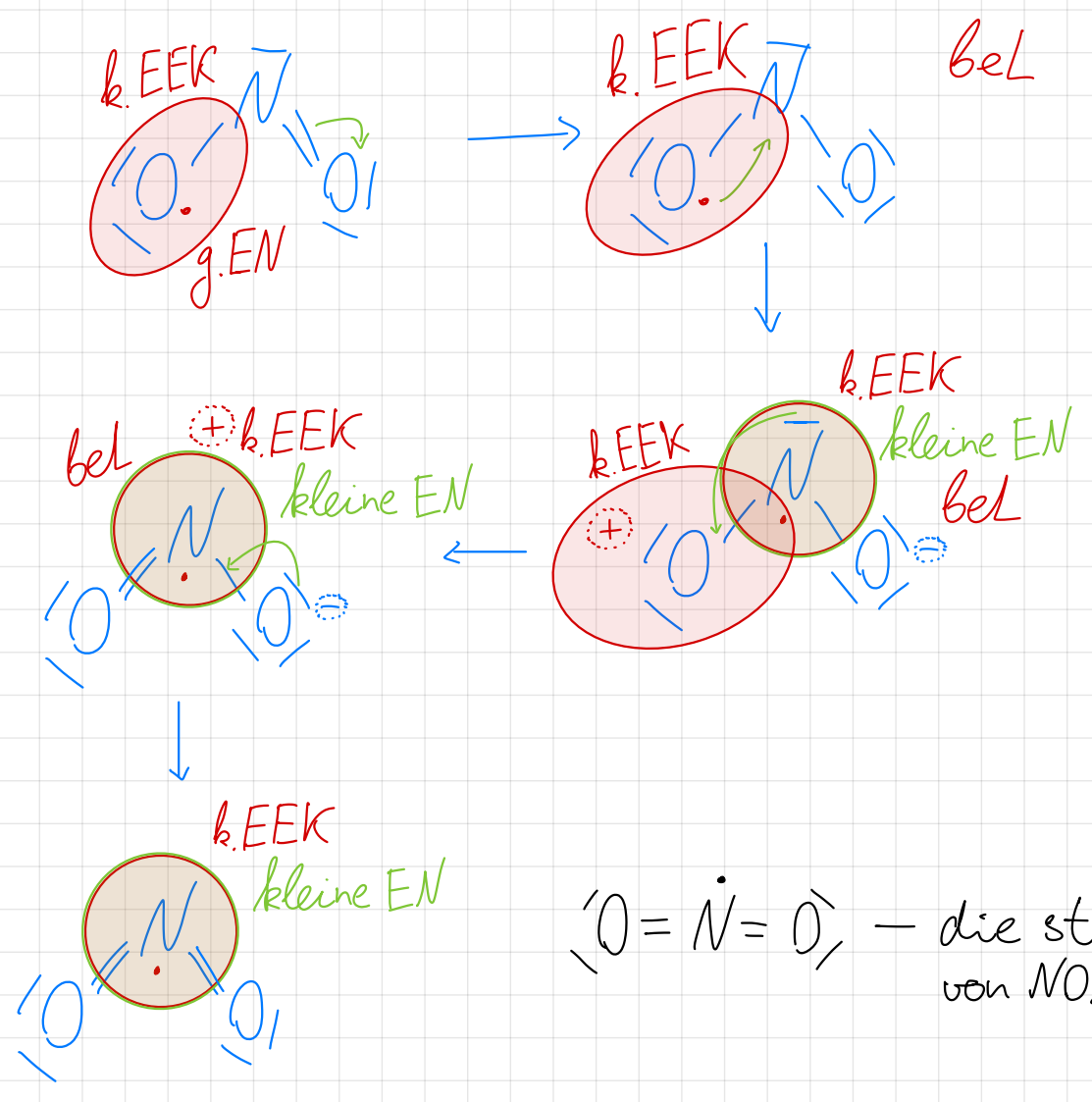
Vorversuch zur Erzeugung von Radikalen: Wasser wird mit extrem energiereichem ultraviolettem Licht (UV) bestrahlt.





+



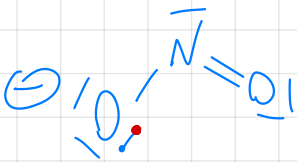


$\text{O}=\text{N}=\text{O}$ — die stabilste Form von NO_2

Mesomerie bei Molekülionen und den zugehörigen Säuremolekülen.

Molekülion: NO_2^- (nicht $\text{NO}_2^\cdot$ ^{Radikal})

Ein Molekülion ist vor langer Zeit bei einer chemischen Reaktion entstanden. Dabei hat es von einem Reaktionspartner ein Elektron aufgenommen.



Beispiele: NO_2^- ; NO_3^- ; SO_3^{2-} ; SO_4^{2-} ; HSO_4^- ; HSO_3^- ; H_3O^+ ; NH_4^+ ; PO_3^{3-} ; HPO_4^{2-} ; H_2PO_4^- ; CO_3^{2-} ; HCO_3^-

H-Atome sind immer mit O-Atomen verbunden

peroxid = 2 O-Atomen sind verbunden

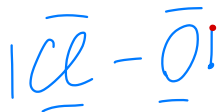
O ist immer mit dem anderen Nichtmetall verbunden (nicht mit einem zweiten O-Atome)

Mesomerie bei Molekülionen mit Chlor und Sauerstoff

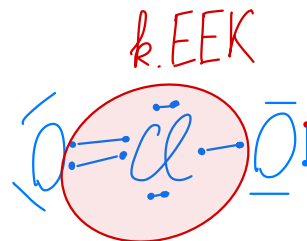
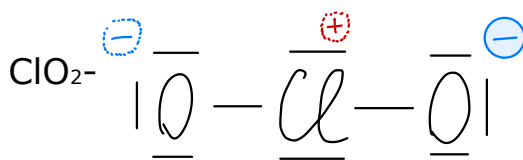
Chloridion Cl^-



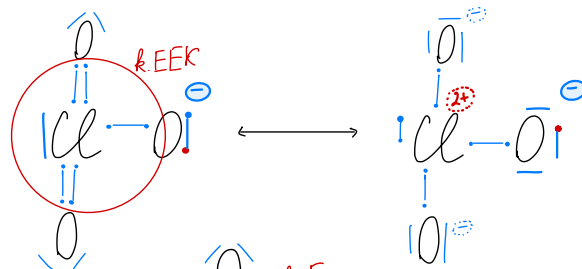
Hypochloridion ClO^-



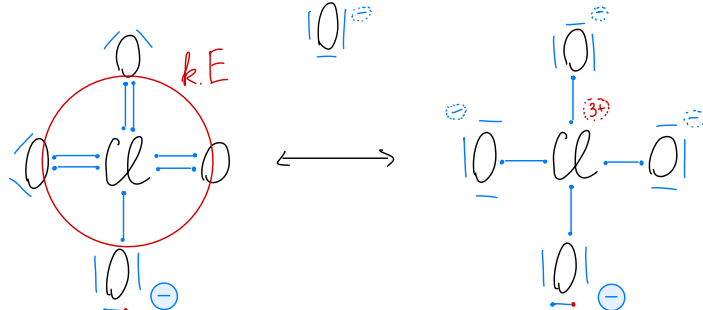
Chlorit ion ClO_2^-

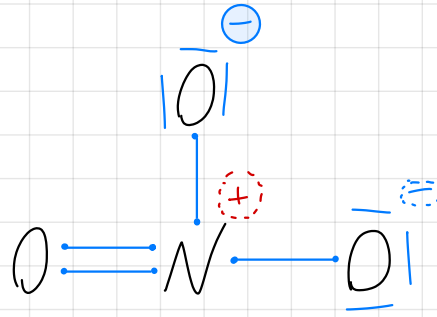
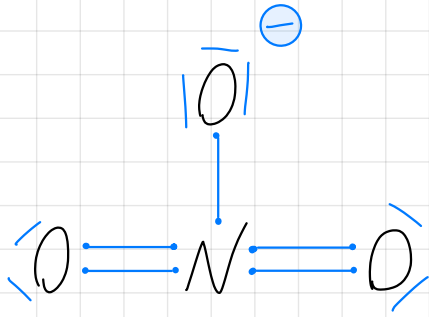
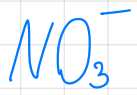


Chlorat ion ClO_3^-



Perchlorat ion ClO_4^-





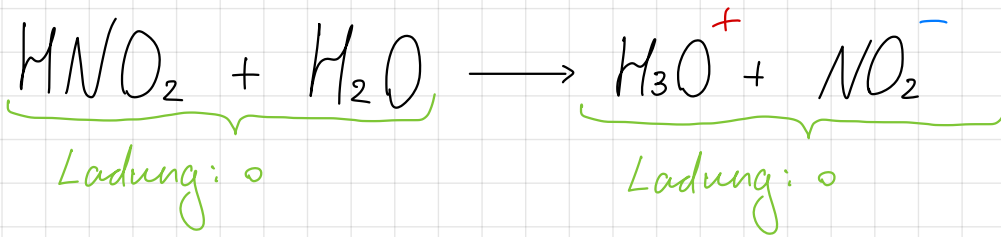
Zu den Molekülionen gibt es normalerweise auch ein Säuremolekül.

NO_3 Nitration; HNO_3 Salpetersäure

Reaktionsmechanismus für die Protonenübertragung

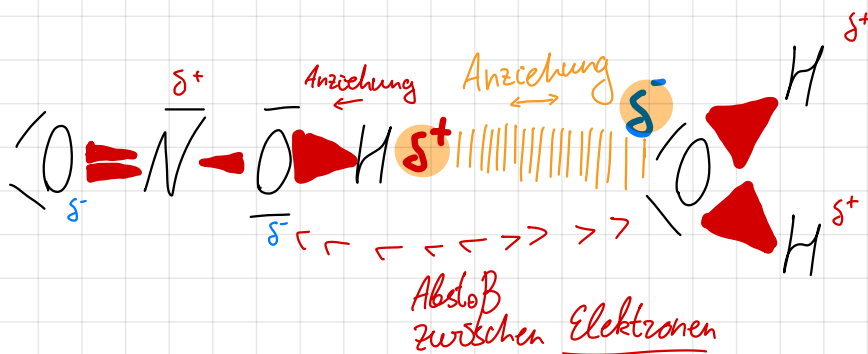
10.12.2024

Molekülonen haben oftmals eine chemische Beziehung mit einer Säure; z.B. das Nitrition (NO_2^-) mit der salpetrigen Säure (HNO_2):

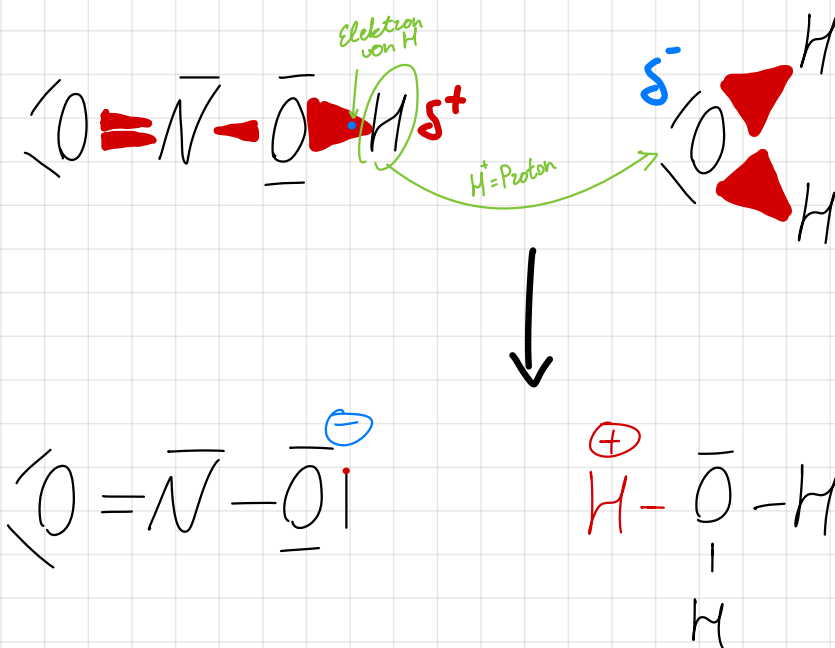


||||| - Anziehungskraft
<<>> - Abstoßungskraft

Bei einer Säure ist das H-Atom immer mit dem O-Atom verbunden.
Wie entstehen aus diesen Edukten genau diese und nicht andere Produkte?
Wie kann man das begründen?



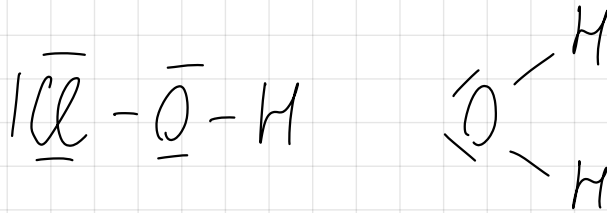
$$\begin{aligned} EN(\text{N}) &= 3,04 \\ EN(\text{O}) &= 3,44 - 0,4 \\ EN(\text{H}) &= 2,2 - 1,24 \end{aligned}$$



Die Moleküle sind polarisiert. Das H-Atom von HNO_2 trägt eine starke positive Ladung und das O-Atom von H_2O trägt eine noch stärkere negative Ladung. Dadurch kann ein H^+ -Teilchen von HNO_2 auf H_2O übertragen werden: Säuren machen eine Protonenübertragungsreaktion.



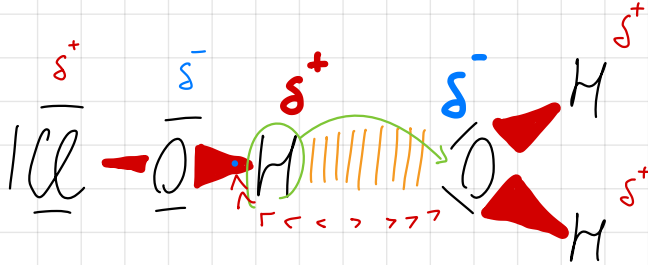
1)



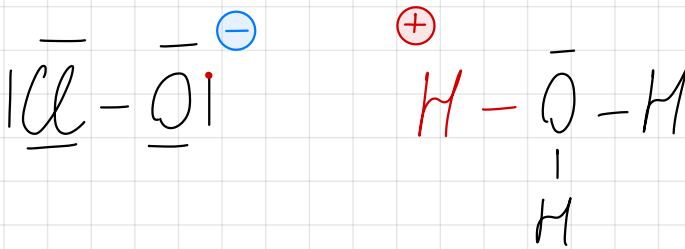
$$\begin{aligned} \text{EN}(\text{O}) &= 3,44 \\ \text{EN}(\text{Cl}) &= 3,16 \\ \text{EN}(\text{H}) &= 2,2 \end{aligned}$$

$\left. \begin{array}{l} -0,28 \\ -1,24 \end{array} \right\}$

2)



3)

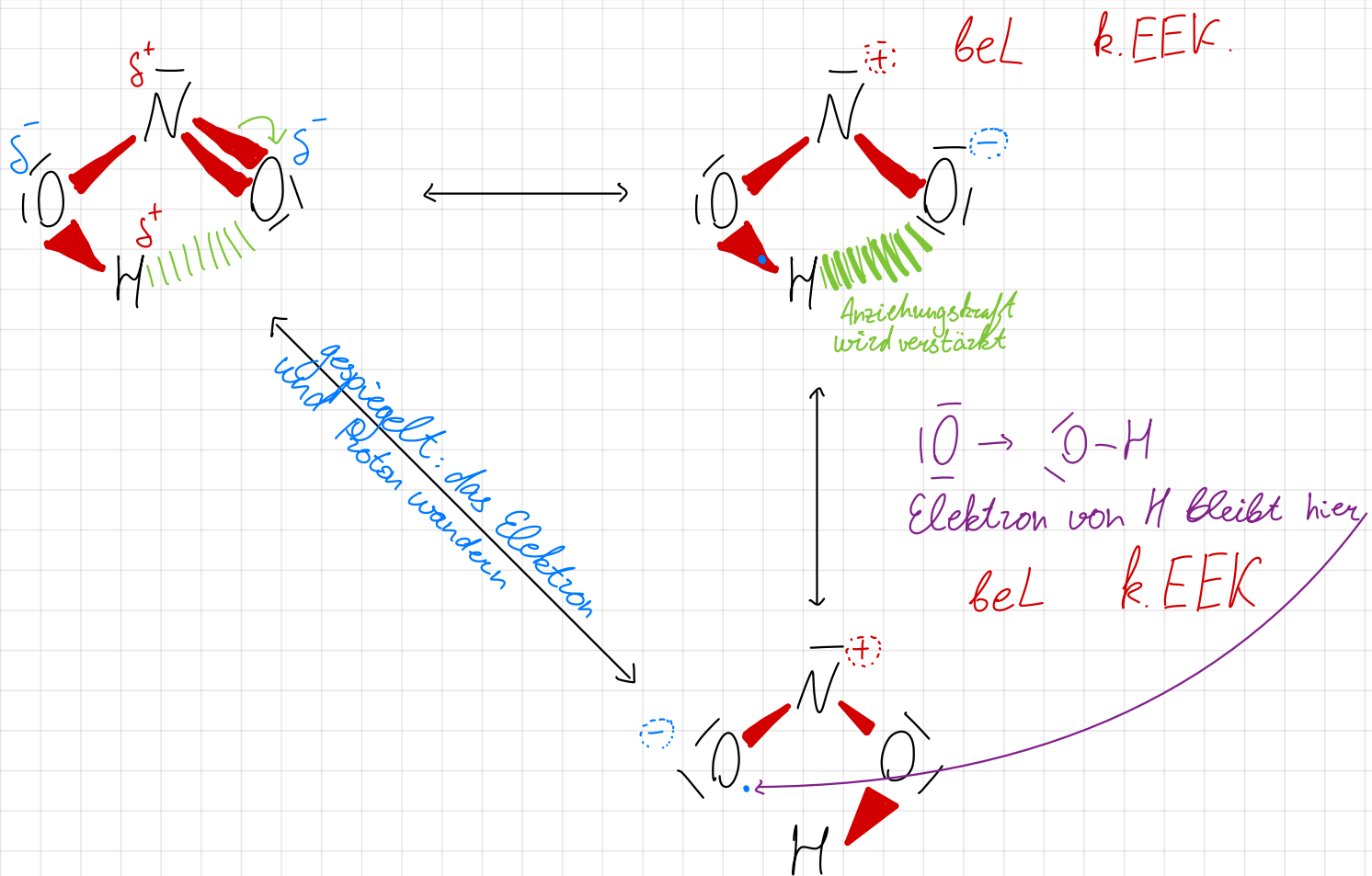


Algorithmus

1. Bindungspolarisierung
2. Positive und negative Dipolladungen
3. Anziehungs und Abstoßungskräfte
4. Protonenübertragung

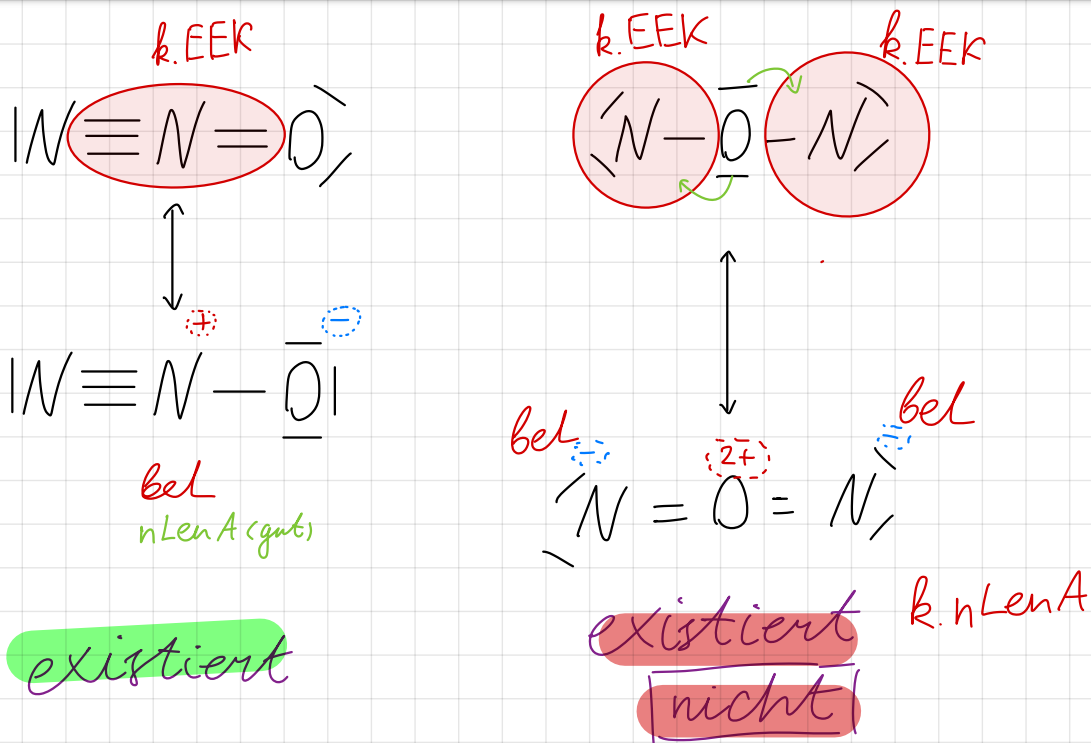
Diese (HClO , HNO_2 -- nur Nichtmetallatome, die mit O-Atomen verbunden sind) Säuren sind ebenfalls mesomere Moleküle.

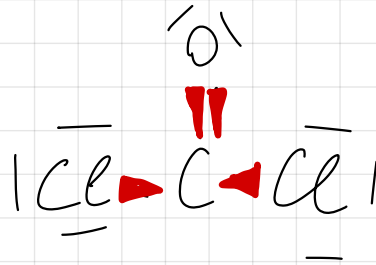
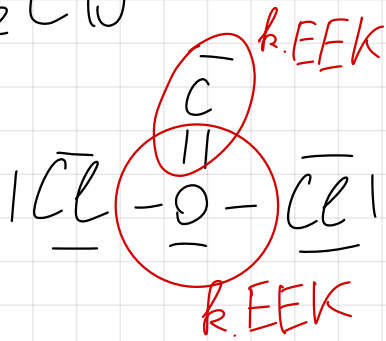
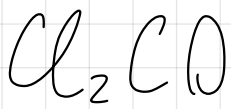
1. Bsp: HNO_2



Mit den gleichen Methoden kann man erkennen, welche Struktur für ein Molekül die richtige (=stabilerer) ist:

1) Bsp.: N_2O

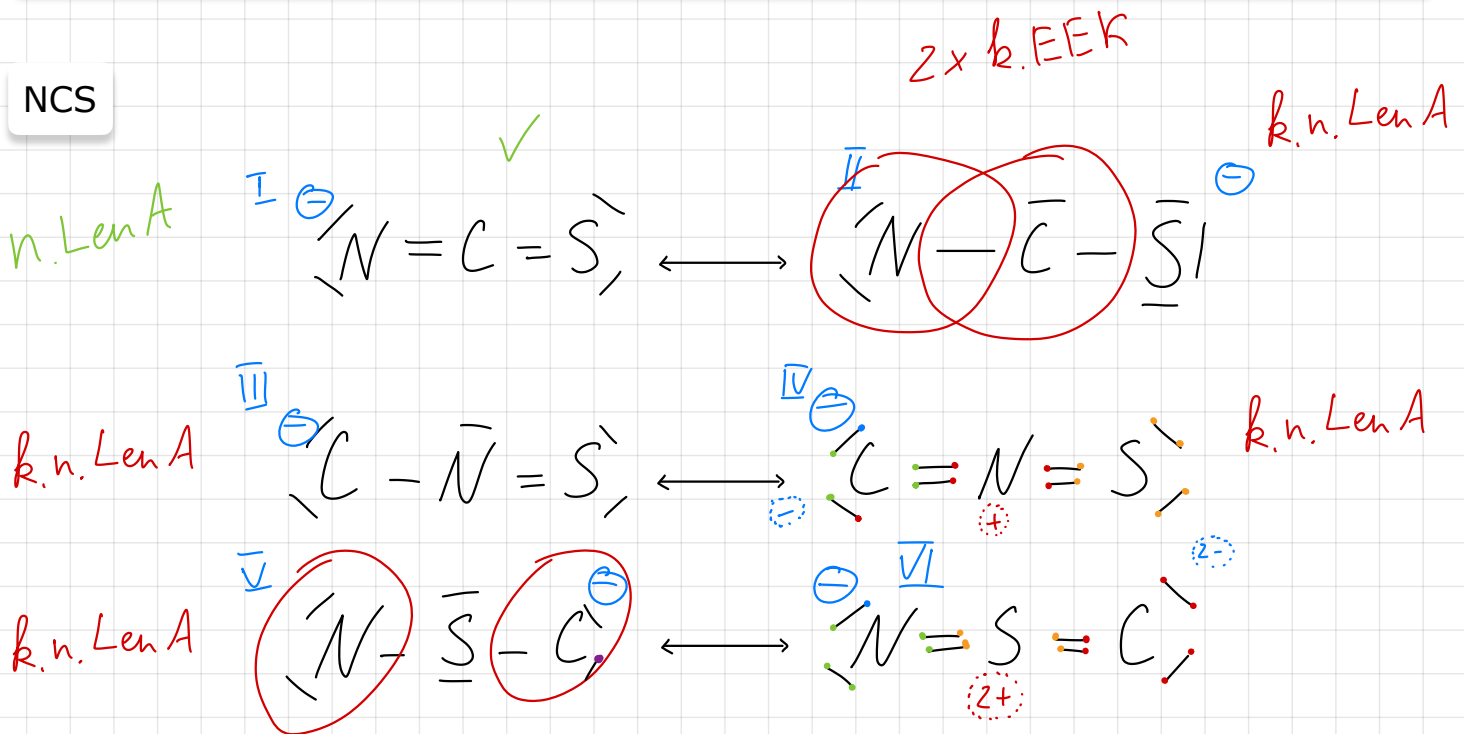




Bei mesomeren Grenzstrukturen unterscheiden sich die Anordnungen der EP'e. Hier sind jedoch Atome anders miteinander verbunden.

Wenn es beide Strukturen gäbe, dann wären es zwei verschiedenen Stoffe mit unterschiedlichen Eigenschaften, aber mit einer gleichen Summenformel. Man spricht von zwei **Isomeren für die gleiche Summenformel**.

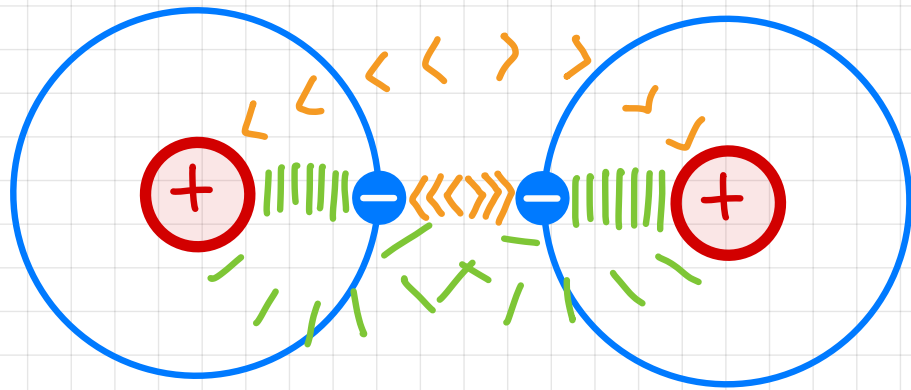
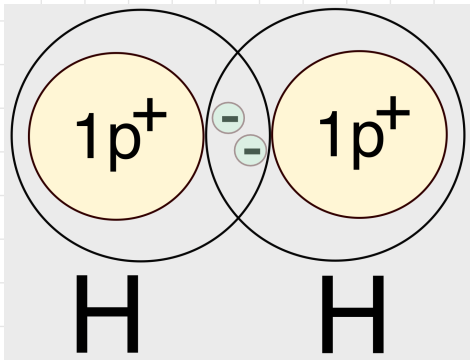
NCS



Jeweils 1 und 2; 3 und 4; 5 und 6 sind mesomere Grenzstrukturen. 1 und 2 sind isomer zu 3 und 4 und auch zu 5 und 6.

Wie funktioniert eine kovalente Bindung

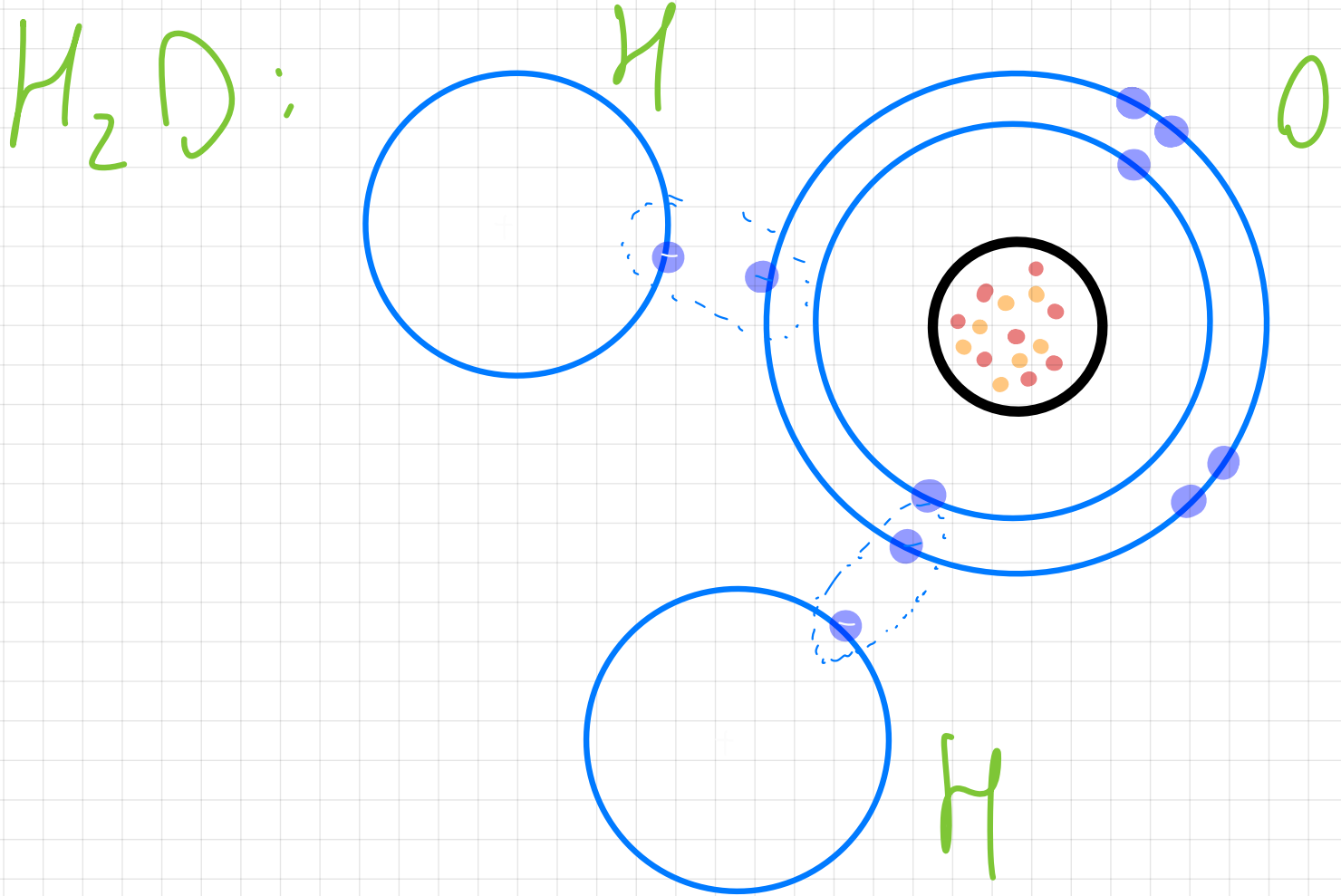
Das einfachste Beispiel dafür ist das H_2 -Molekül.



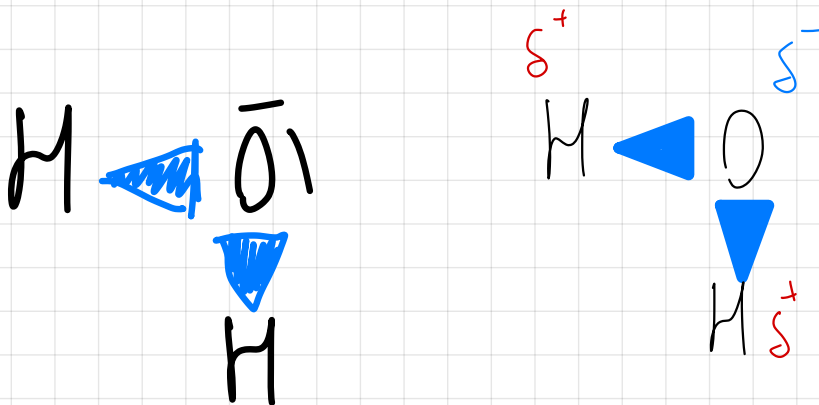
Ein H-Atom hat nur 1 Proton und 1 Elektron. Die beiden Elektronen bilden ein v.EP. Zwischen diesen Teilchen gibt es viele Kräfte: elektrische (Abstoßungskräfte, Anziehungskräfte) und **magnetische**.

Magnetische Kräfte entstehen, wenn sich ein geladenes Teilchen bewegt; z.B. machen das die Elektronen: Sie halten sich im v.EP auf und drehen sich dabei um sich selbst. Dabei kann der Spin eines Elektrons positiv ($s_1 = +1/2$) oder negativ ($s_2 = -1/2$) sein. Wenn in einem EP beide Elektronen den **gleichen** Spin haben, dann entsteht zwischen ihnen eine **abstoßende** Kraft. Wenn in einem EP die Elektronen den **entgegengesetzten** Spin haben, dann entsteht zwischen ihnen eine **anziehende** Kraft. ==> In einem v.EP müssen die beiden Elektronen immer einen entgegengesetzten Spinn haben, dann zwischen ihnen eine **magnetische** Kraft existiert. **Die System aus diesen vielen Kräften ist genau dann stabil, wenn die Summe aller Kräfte den Wert Null hat.**

Ein etwas kompliziertes Beispiel ist das H_2O -Molekül.



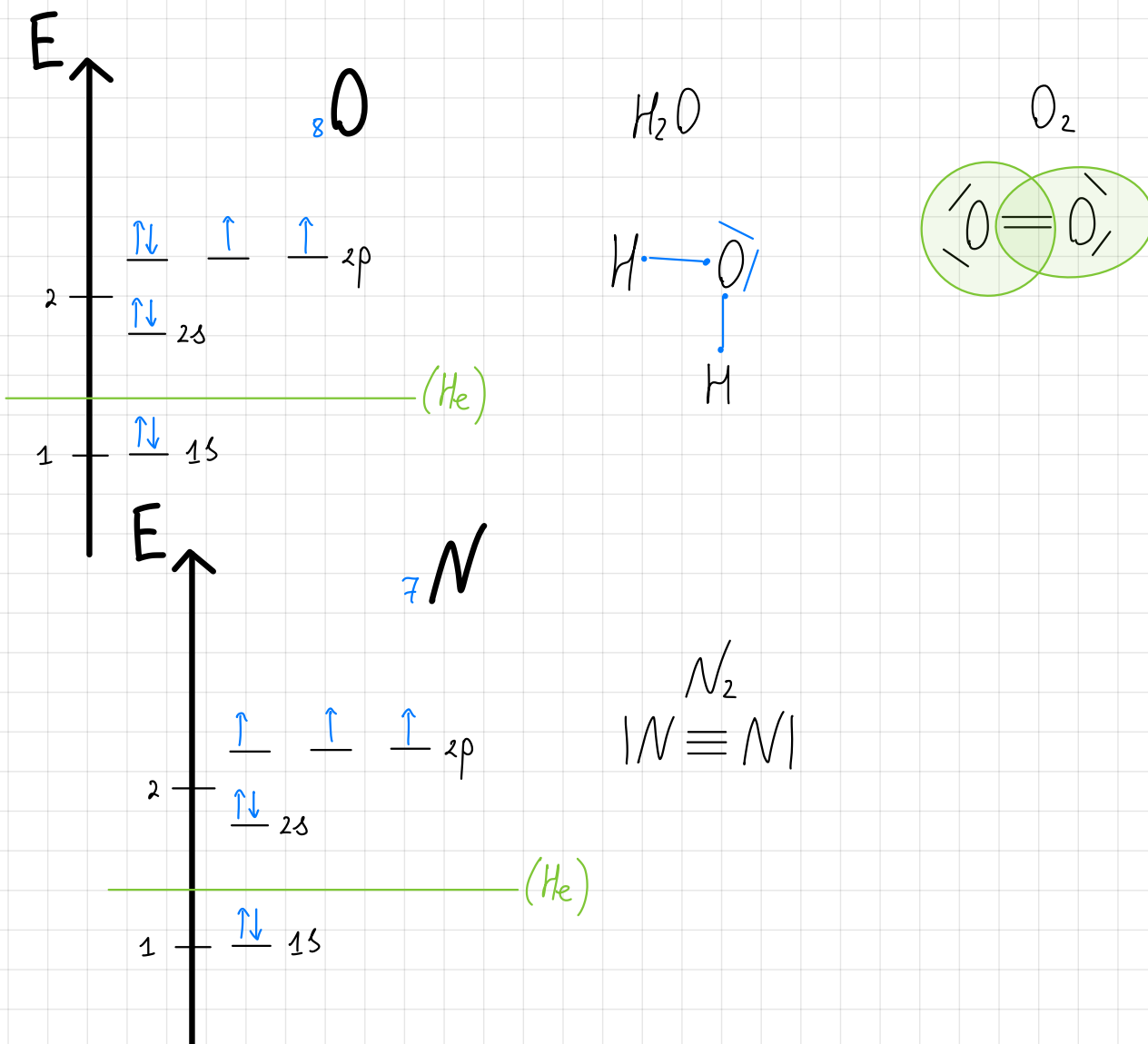
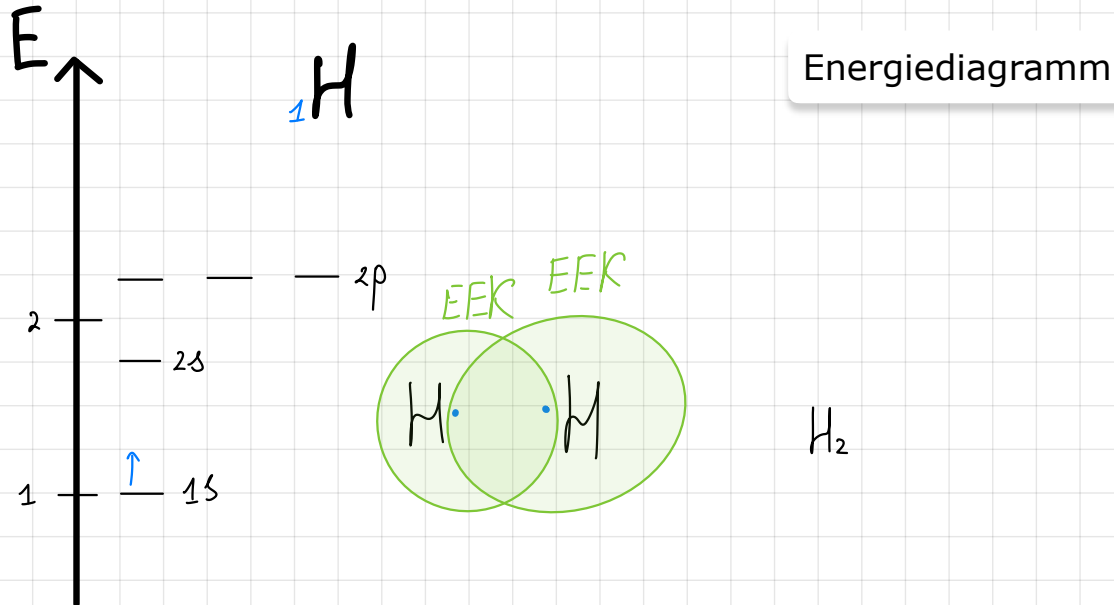
Hier gibt es viel mehr geladene Teilchen und deswegen auch viel mehr Kräfte zwischen diesen Teilchen. Das O-Atom ist größer und hat mehr Protonen, das H-Atom ist kleiner und hat nur ein Proton. Deswegen besitzen die Atome eine unterschiedliche EN, die zu einer Bindungspolarisierung führt.



Die v.EP'e sind zum O-Atom verschoben. Deshalb gibt es bei H_2O einen elektrischen Dipol.

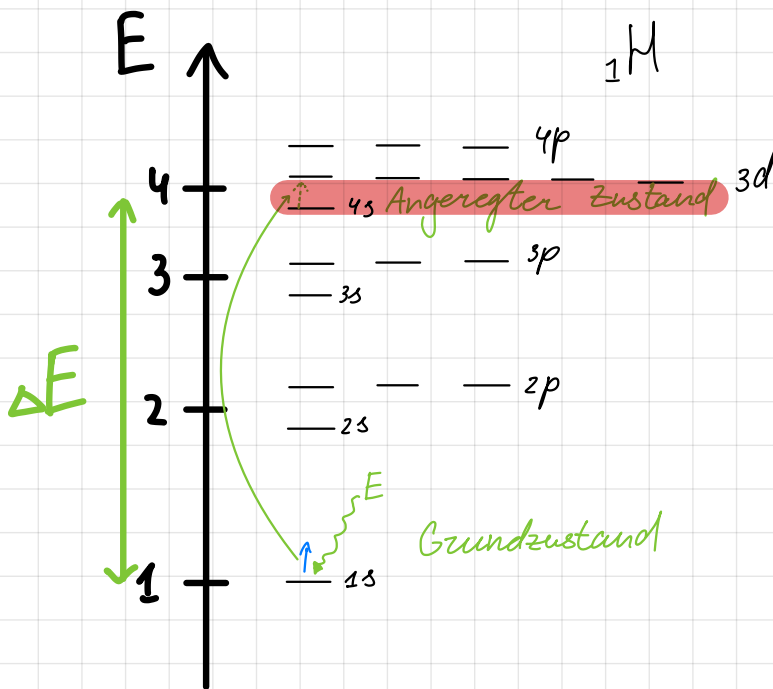
1. Wie entstehen die Einfach-, Doppel- und Dreifachbindung?
2. Weshalb ist Kohlenstoff dabei oftmals eine Ausnahme?

1) Welche Bindung zwischen zwei entsteht hängt von Energieschema der Atome ab. Es kommt darauf an, wie viel einzelne Elektronen (e.E.) es in den Atom gibt.

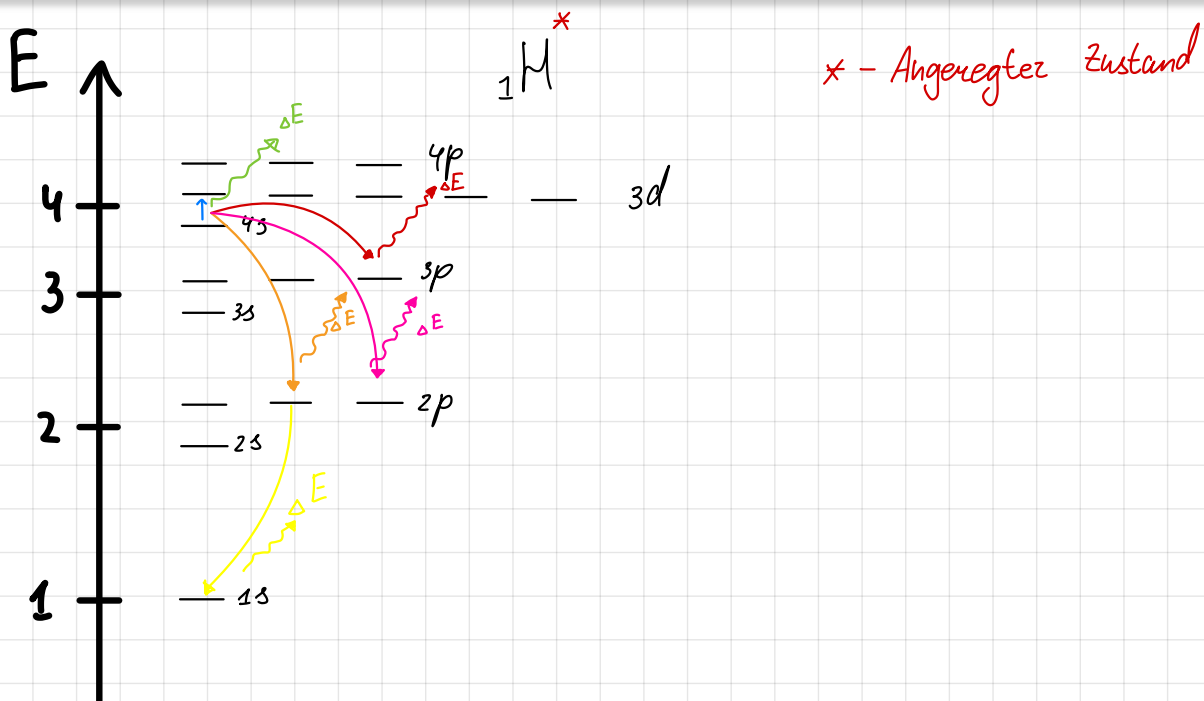


Diese Energiediagramme zeigen die Atome im "Grundzustand", in dem sie eine minimale (potenzielle elektrische) Energie besitzen.

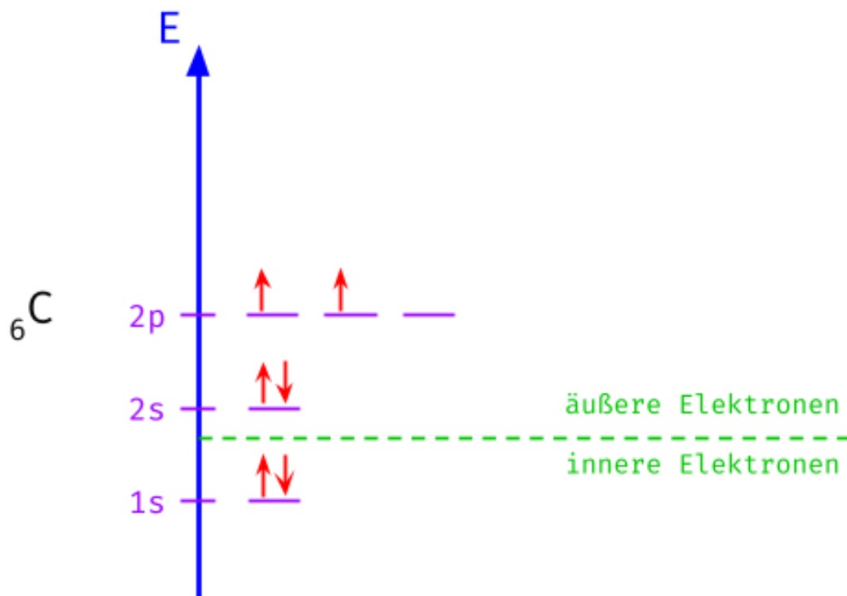
Wenn z.B. das Elektron eines H-Atoms, das sich im Grundzustand auf einem 1s-Niveau befindet, von außen zusätzliche Energie erhält, kann es auf **höheres Energieniveau wechseln**, z.B. von 1s-->4s. Das kann man mithilfe von Laserlicht machen, das von Elektron absorbiert wird. **Dann befindet sich das Elektron und auch das Atom in einem angeregten Zustand.**



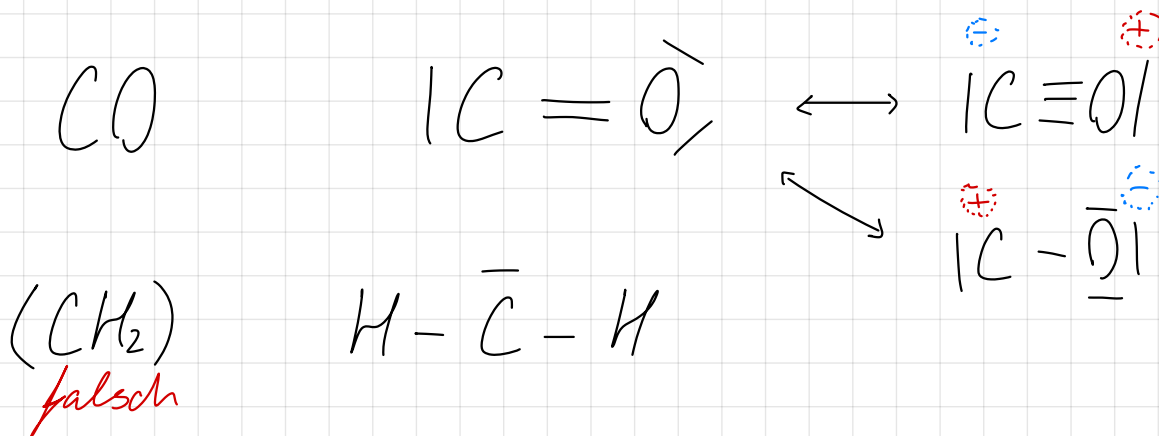
Damit das Elektron einen energiereicheren Zustand einnehmen kann, muss man ihm eine Energie zur Absorption zur Verfügung stellen, die einer Energiedifferenz zwischen zwei Unterenergieniveaus in seinem Energieschema entspricht. Der angeregte Zustand ist allerdings instabil, sodass das Elektron nach kurzer Zeit wieder in den Grundzustand zurückkehrt; dafür gibt es mehrere Möglichkeiten:



2. Dieser angeregte Zustand kann auch in einer anderen Weise erreicht werden, ohne von außen Licht zu absorbieren. Dazu wird innerhalb des Atoms die Energie der mit Elektronen besetzten Untereenergieniveaus anders verteilt. Das nennt man "Hybridisierung". Sie spielt vor allem beim Element Kohlenstoff eine große Rolle.

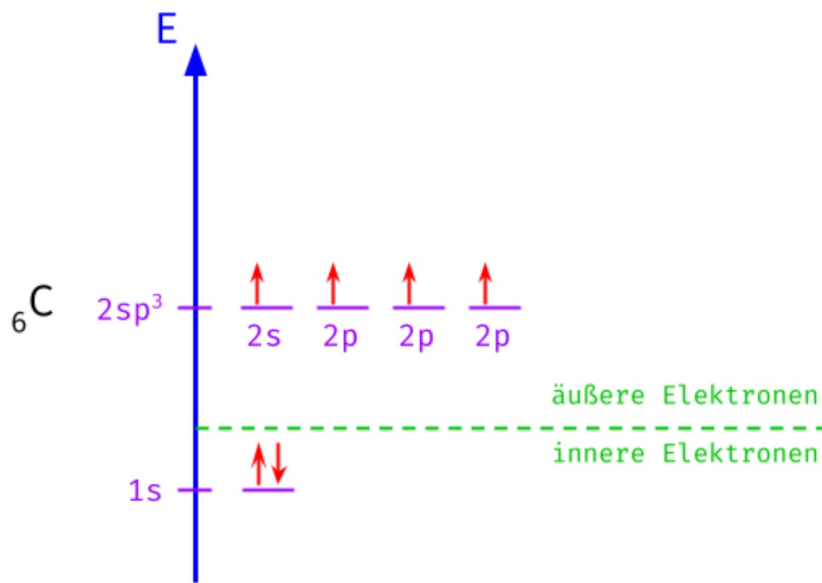


Wenn Kohlenstoff mit Wasserstoff bzw. mit Sauerstoff reagiert, dann müssen die folgenden Verbindungen entstehen.



Kohlenstoffmonoxid entsteht, wenn das C-Atom bei der Reaktion einen Grundzustand. Das Molekül ist instabil, es hat nur ein Problem (k.EEK) und besitzt deswegen eine zweite mesomere Grenzstruktur; dadurch entsteht eine relative Stabilisierung

Ein C-Atom bildet mit Wasserstoff ein CH₄-Molekül. Dabei wird die Energie der 2s und 2p Unterenergieniveaus so umverteilt, dass vier energiegleich Unterenergieniveaus entstehen



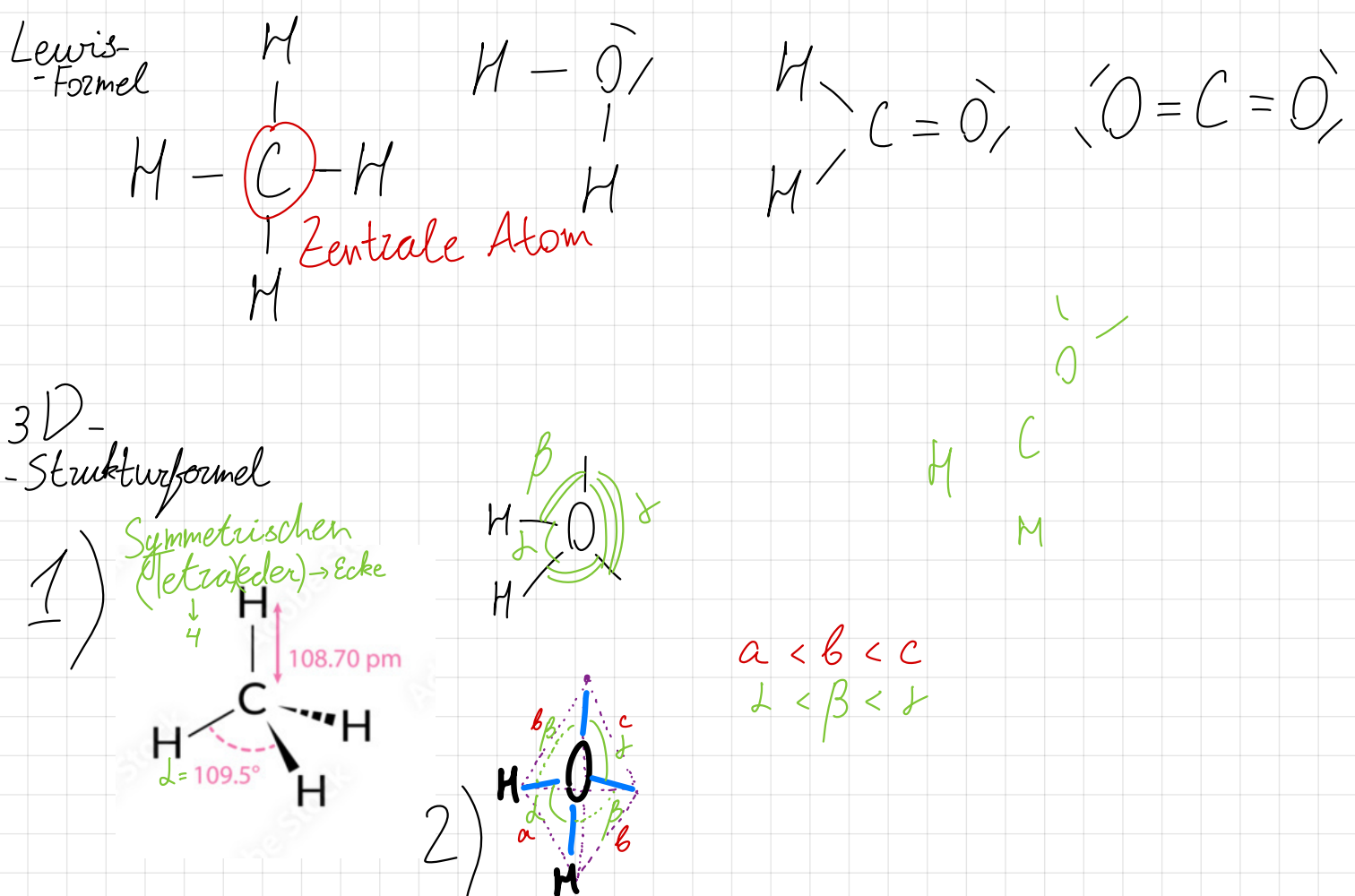
Hybridzustand
(sp³-Hybridisierung)

Die räumliche Struktur von Molekülen - **EPA**-Theorie

In einer Strukturformel sieht es oft so aus, als würden sich alle Atome und EP'e in einer Ebene befinden. Das ist oftmals nicht der Fall, sondern Moleküle haben auch eine räumliche, dreidimensionale Strukturen. Wie man diese findet wird von der **Elektronenpaarabstoßungstheorie** erklärt: An einem **zentralen** Atom des Moleküls gibt es mehrere unterschiedliche EP'e: **Bindungen** (Einfach-, Doppel-, Dreifachbindungen) und freie EP'e die sich gegenseitig beeinflussen: Sie **stoßen sich ab**, weil sie aus Elektronen bestehen.

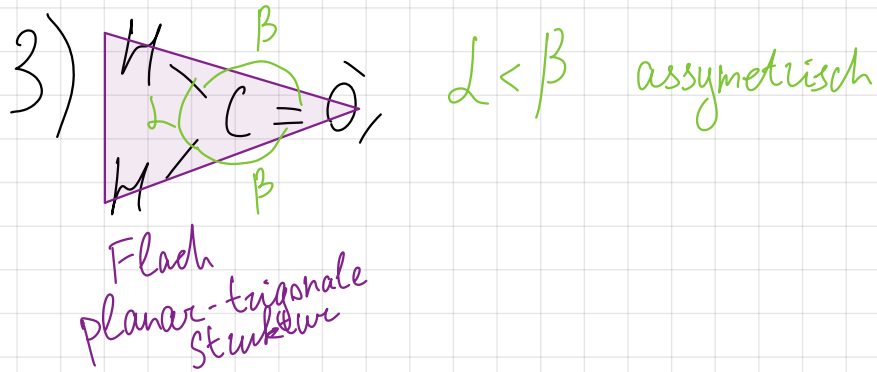
In den meisten Molekülen hat das zentrale Atom 2 oder 3 oder 4 Bindungen, bzw. freie Elektronenpaare (f. EP'e).

Bsp: CH_4 , H_2O , H_2CO , CO_2



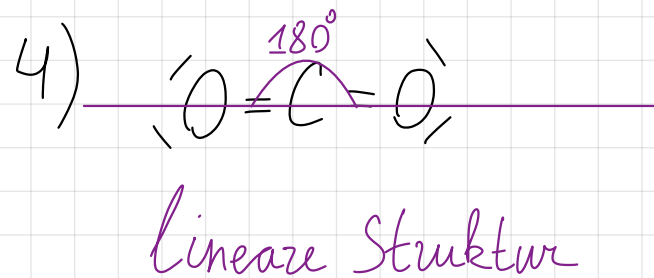
α -Bildungswinkel zwischen den v. EP

Die Atomkerne (pos Ladung) schwächen die Abstoßungskraft zwischen de EP'n. Deswegen haben f. EP'e eine größere Abstoßungskraft und eine größeren Bindungswinkel, als v. EP'e. Im H_2O -Molekül gibt es unterschiedliche Abstoßungskräfte --> Es muss asymmetrisch gebaut sein.



3 Möglichkeiten

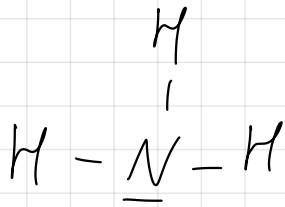
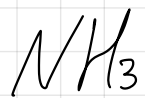
- Tetraeder
- Trigonal-planar
- Linear



Die Anzahl der Bindungen und f.EP'e am zentralen Atom bestimmt, welche 3D-Struktur entsteht.

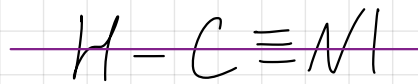
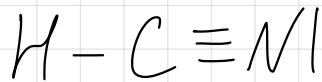
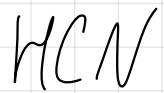
Lewis

3D



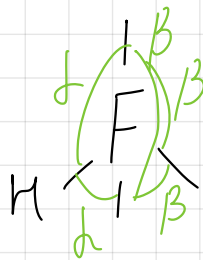
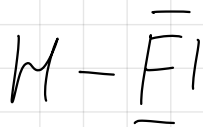
$\alpha < \beta$ asymmetrisch

Tetraeder



asymmetrisch

linear



$\alpha < \beta$

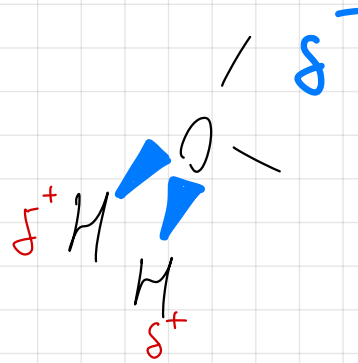
asymmetrisch
tetraedisch

Die Atome in einem Molekül besitzen unterschiedlichen EN'n. Deswegen gibt es Bindungspolarisierung und es können elektrische Dipole entstehen.

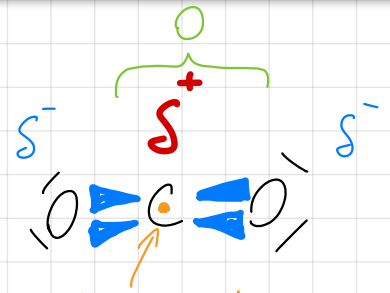
$$EN(O) = 3,44$$

$$EN(C) = 2,5 \quad +0,96$$

$$EN(H) = 2,2 \quad +0,3$$



dipolares Molekül
mit Bindungs-
polarisierung



Ladungsschwerpunkt
am gleichen Ort

unpolares Molekül
mit Bindungs-
polarisierung

Grund: asymmetrisch

symmetrisch

