Chemie Theorie



↳ Humma Lai
AU24a

→ Licht: Welle und Teilchen
Wellencharakter: Interferenz & Beugung (wenn Licht mit sich selbst überlagert / mit Kanten liegt)
Teilchencharakter: schwarzer Strahler, Photoeffekt

lange dachte man folgendes:

Licht: sind elektromagnetische Wellen
↳ Beugung, Interferenz → Eigenschaften von Wellen

aber:
↳ einige Experimente mit der Wellentheorie nicht erklärbar

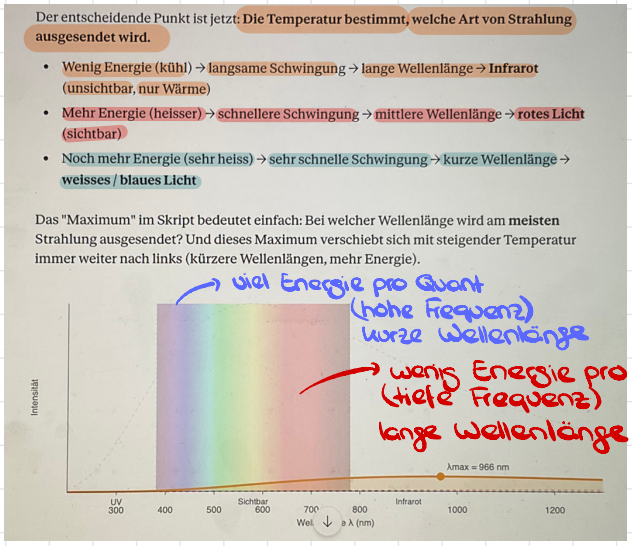
Probleme:
1. Wie leuchtet ein heisses Objekt? → Schwarzer Strahler
2. Warum können Lichtstrahlen Elektronen aus Metall herauslösen? → Photoelektrischer Effekt
3. Warum zeigen angeregte Gase nur ganz bestimmte Farben? → Emissionslinien

} deshalb führte das: zur Entwicklung der Quantentheorie

Schwarzer Strahler:

↳ erhitzt man einen Körper → fängt er an zu leuchten
1. zuerst rot (niedrige Temp.)
2. dann weissglühend (hohe Temp.)

↳ Draht erhitzen → Atome fangen an zu schwingen
→ je heisser desto mehr schwingen → schwingende Atome senden elektromagnetische Strahlung aus



↳ das Wichtigste: je höher die Temp. desto weiter schiebt sich die Kurve nach links (kürzere Wellenlänge → höhere Energie)

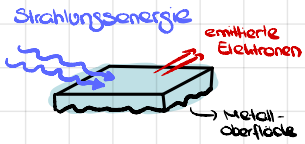
ein Quant: die kleinste unteilbare Portion Lichtenergie

$$E = h \cdot \nu$$ Energie vom Quant [J]

- E = Energie des Quants [J]
- h = Konstante = $6.626 \cdot 10^{-34}$ Js
- ν = Frequenz des Lichts (Schwingungen pro Sekunde)

Photoeffekt:

Atome können Energie nur in festen Portionen (Quanten) aufnehmen und abgeben



Was passiert? Licht trifft auf eine Metalloberfläche
→ Elektronen werden herausgelöst

Verhalten nicht wie eine Welle, sondern wie ein Strom kleiner Energiepakete

↳ jedes Metall hat eine Mindestenergie, die ein Photon ($E = h \cdot \nu$) braucht, um ein Elektron (vom Metall) herauszulösen.
→ Austrittsarbeit

Photonenenergie < Austrittsarbeit → kein Elektron wird herausgelöst egal wie viele Photonen
Photonenenergie ≥ Austrittsarbeit → Elektronen werden herausgelöst

→ mehr Photonen (= höhere) Intensität → mehr Elektronen herausgelöst
↳ aber nur wenn die Frequenz jedes einzelnen Photons hoch genug ist

Photoeffekt ist frequenzabhängig nicht intensitätsabhängig
→ Schlussfolgerung: Licht verhält sich wie ein Teilchen

Licht hat Wellen- & Teilchencharakter
Lichtteilchen = Photon

$$\text{Energie Photon} = E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

Bau der Atomhülle, Bohr'sches Atommodell

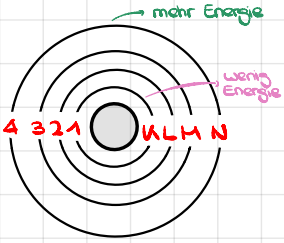
Elektronen kreisen um den Atomkern. In festen Bahnen- also Schalen

→ eine Schale = eine bestimmte Energiestufe
→ in einer Energiestufe können nur bestimmte Anzahl von Elektronen aufgenommen werden

max. Anzahl Elektronen einer Bohrschen Schale $z_{max} = 2n^2$

Beispiel Brom: Kernladungszahl: 35
→ 35 Elektronen

1, K: 2
2, L: 8
3, M: 18
4, N: 32



Schale 1: 2 → 35 − 2 = 33 übrig
2: 8 → 33 − 8 = 25 übrig
3: 18 → 25 − 18 = 7 übrig
4: nimmt die restlichen 7 Elektronen auf
→ 7 Elektronen auf äusserste Schale: Valenzelektronen

→ Elektronen auf äusserste Schale = Valenzelektronen
→ in einer chemischen Reaktion nehmen im Allgemeinen nur die Elektronen der äussersten Schale teil

3 Postulate von Bohr:

1. Elektronen bewegen sich nur auf erlaubten Bahnen mit festen Energien
2. Ein Elektron auf einer erlaubten Bahn strahlt keine Energie ab → es fällt also nicht in den Kern → bleibt stabil
3. Energie wird nur aufgenommen oder abgegeben → wenn ein Elektron von einer Schale zur anderen wechselt. Diese Energie entspricht genau der Differenz zwischen den beiden Schalen $\Delta E = h \cdot \nu$

Atomspektren / Emissionsspektren

= polychromatisch = enthält alle Wellenlängen

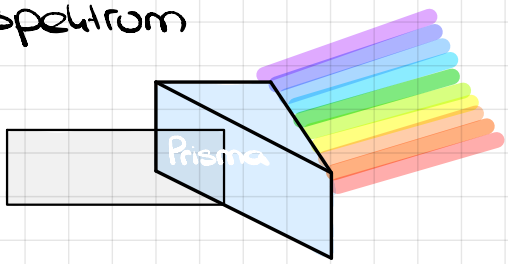
→ Wenn weisses Licht (von einem heissen) Körper auf ein Prisma trifft, dann entsteht ein kontinuierliches Lichtspektrum

→ dann wird das Licht in seinen Spektralfarben aufgeteilt

→ jede Lichtfarbe entspricht einer bestimmten Wellenlänge und jede Wellenlänge ist vertreten

Spektralfarben

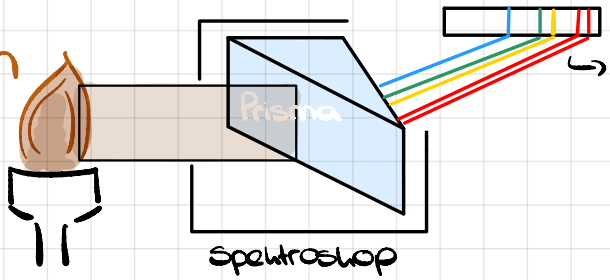
= kontinuierliches Spektrum
(lückenloser Übergang)





= Linienspektrum
(scharf definierte Linien mit vielen Lichtlücken dazwischen)

erzeugt durch das Erhitzen von Gasen/ Dämpfen chemischer Verbindungen mit Hilfe einer Flamme

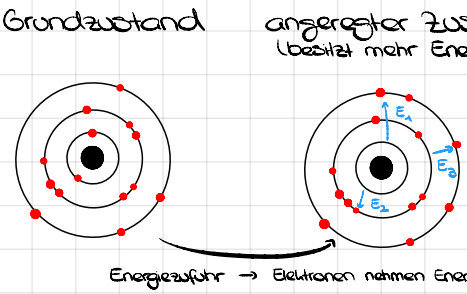


↳ jede Linie entspricht einer definierten Wellenlänge

↳ jedes Element im Periodensystem hat ein charakteristisches Linienspektrum → so kann man anhand von Linienspektren auf das Element schliessen

Warum Linien? Bohr Modell

1. Atom nimmt thermische Energie auf
2. Elektron springt von inneren Schale auf eine äussere → Atom angeregt
3. angeregter Zustand → instabil
   → Elektron will zurück → aufgenommene Energie wieder abgeben
4. Elektron springt zurück auf innere Schale
5. Energiedifferenz als elektromagnet. Strahlung abgegeben
   (zwischen zwei Schalen)



$\Delta E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$

→ daraus Frequenz berechenbar

feste Schalenabstände = feste Energien = feste Wellenlängen = Linien

↳ jedes Element hat einen anderen Schalenabstand

Das Periodensystem

Elektronen auf äußerste Schale

gleiche Anzahl Valenzelektronen

Valenzelektron nimmt in jeder Spalte um eins zu

Spalten = Gruppen → = gleiche Anzahl Valenzelektronen → chemisch ähnliches Verhalten → oben nach unten

Zeilen = Perioden → jede neue Periode → eine neue Schale wird befüllt → links nach rechts

Warum Valenzelektronen so wichtig?
→ die einzige Elektronen, die an chemischen Reaktionen teilnehmen → innere Elektronen bleiben unberührt

Schale nimmt mit jeder Zeile zu

Schale bleibt gleich

↳ maximale Besetzungsmöglichkeit = $2n^2$

↳ Perioden sind unterschiedlich lang → wegen Orbitale

Zusatzinfo: jede Periode fängt ein neues Orbital an

1. Periode → s → $2e^-$
2. Periode → p → $6e^-$
3. Periode → d → $10e^-$

Lewis-Symbole / Valenzstrukturschreibweise

→ Molekül

↳ Zeichnung der Valenzelektronen

→ Elementsymbol + Valenzelektronen als Punkte drum herum

Li• Be• •B• •Ċ• •N̈• H̄O• F̄• N̄e

kurze Orbitalmodelleinführung:

↳ Elektronen: Teilchen & Welle, Ort & Geschw. nie gleichzeitig messbar

neu: keine feste Bahnen, sondern Aufenthaltswahrsch. (Orbitale)

Warum gibt es Perioden?

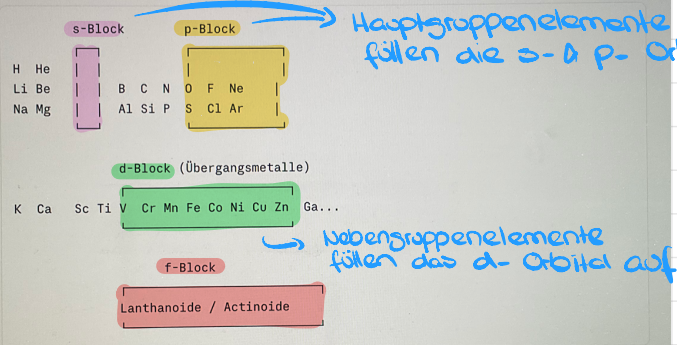
Eine neue Periode beginnt immer dann, wenn eine neue **s-Schale** angefangen wird:

Periode 1:	1s wird befüllt	→ 2 Elemente	(H, He)
Periode 2:	2s und 2p werden befüllt	→ 8 Elemente	(Li bis Ne)
Periode 3:	3s und 3p werden befüllt	→ 8 Elemente	(Na bis Ar)
Periode 4:	4s, 3d, 4p	→ 18 Elemente	(K bis Kr)
Periode 5:	5s, 4d, 5p	→ 18 Elemente	(Rb bis Xe)
Periode 6:	6s, 4f, 5d, 6p	→ 32 Elemente	(Cs bis Rn)

Deshalb sind die Perioden **unterschiedlich lang** – je nachdem welche Orbitale dazukommen!

Das PSE in Blöcke aufgeteilt

Jetzt macht die Struktur des PSE plötzlich Sinn:



Hauptgruppenelemente füllen die s- & p- Orbitale auf

s-Block	→ Gruppen 1+2	→ s-Orbital wird befüllt
p-Block	→ Gruppen 13-18	→ p-Orbital wird befüllt
d-Block	→ Übergangsmetalle	→ d-Orbital wird befüllt
f-Block	→ Lanthanoide	→ f-Orbital wird befüllt
	→ Actinoide	

↳ Nebengruppenelemente füllen das d-Orbital auf

Zusatzinfo: Übergangsmetalle

↳ bei den Übergangsmetallen wird ein inneres d-Orbital befüllt äußerste Schale s bleibt fast gleich

Warum ähneln sich Übergangsmetalle?

Bei den Übergangsmetallen wird ein **inneres d-Orbital** befüllt – die äusserste Schale (s-Orbital) bleibt fast gleich:

Sc:	[Ar] $4s^2$ $3d^1$
Ti:	[Ar] $4s^2$ $3d^2$
Fe:	[Ar] $4s^2$ $3d^6$
Zn:	[Ar] $4s^2$ $3d^{10}$

Alle haben $4s^2$ aussen – deshalb verhalten sie sich chemisch ähnlich. !

Atomradien: Abstand vom Kern bis zur Grenzfläche
→ Elektron ist zu 90% drin

Innerhalb einer Gruppe: von oben nach unten GRÖSSER
Innerhalb einer Periode: von links nach rechts KLEINER

→ neue Periode → neue Schale

→ Periode: Schalenzahl gleich → Kernladung steigt mit jedem Element um 1

→ mehr Kernladung = stärkere Anziehung
zieht Elektronen stärker zu sich → Atom schrumpft

Ionisierungsenergie: Energie, die man aufwenden muss um das schwächste gebundene Elektron aus einem Atom zu entreissen

Ion: Teilchen, welches elektrische Ladung trägt

Atom + e^- → Anion
Atom → Kation + e^- (positiv geladenes Ion → weil Elektron fehlt)



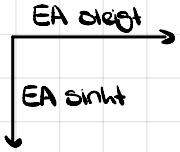
zunehmend: Kernladung steigt → e^- näher am Kern → schwerer zu entreissen
(je mehr links desto leichter e^- abzugeben)

abnehmend: neue Schale kommt dazu, Valenzelektronen weiter vom Kern, schwächere Anziehung

→ erklärt Metallverhalten: Metalle geben lieber e^- ab
niedrige IE

Elektronenaffinität: Energie, die frei wird, wenn ein Atom an ein e^- aufnimmt

Atom + Elektron → Anion + Energie (ein negativ geladenes Ion weil jetzt ein e^- dazugekommen)



Der Grund ist derselbe für beide!

Von links nach rechts steigt die Kernladung → Elektronen werden stärker angezogen.

Das hat zwei Konsequenzen:

1. Eigene Elektronen schwerer wegzunehmen
   → man muss MEHR Energie reinstecken
   → IE steigt

2. Fremdes Elektron wird stärker angezogen
   → es wird MEHR Energie frei wenn es ankommt
   → EA steigt (wird negativer)

Vergleich: IE vs EA

	Ionisierungsenergie	Elektronenaffinität
Was passiert?	Elektron wird weggenommen	Elektron wird aufgenommen
Ergebnis:	Kation (+)	Anion (-)
Wer hat viel?	Nichtmetalle (rechts im PSE)	Nichtmetalle (rechts im PSE)
Wer hat wenig?	Metalle (links im PSE)	Metalle (links im PSE)

Orbitalmodell

kurze Einführung:

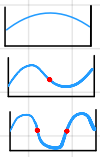
↳ Elektronen: Teilchen & Welle, Ort & Geschw. nie gleichzeitig messbar
neu: keine feste Bahnen, sondern Aufenthaltswahrsch. → (Orbitale)

Kernidee: statt einer festen Bahn gibt es nur noch eine Wahrscheinlichkeit, wo sich das Elektron aufhält
→ Orbital = Aufenthaltswahrsch. = $|\Psi|^2$

→ Repetition Interferenz: zwei Wellen begegnen sich & beeinflussen sich gegenseitig
konstruktive Welle: Berg auf Berg
→ res. Welle wird grösser (höhere Amplitude)
destruktive Welle: Berg auf Tal
→ res. Welle löschen sich (im Extremfall: nichts mehr übrig)

stehende Welle: Knoten: Punkte, die sich nie bewegen
Bäuche: Punkte mit maximaler Schwingung
→ Knoten & Bäuche sind immer am gleichen Ort

↳ Grundschwingung ($l=0$) → einziger Bauch, keine Knoten
1. Oberschwingung ($l=1$) → 1 Knoten, 2 Bäuche
2. Oberschwingung ($l=2$) → 2 Knoten, 3 Bäude



→ je mehr Knoten, desto höher die Energie der Schwingung

→ Elektron → wie stehende Welle
→ nur bestimmte Schwingungszustände einnehmen können
→ kann Energie nur in festen Portionen annehmen (Sprung nach oben) oder abgeben (Sprung nach unten) werden → Elektron springt von einem Zustand ins nächste
(keine Zwischenwerte möglich) (Energie wird gequantelt) ?

Quantenzahlen → Zustand des Elektrons
→ Ordnungsindiz

} Kreisbahnen (auf denen e⁻ bewegen) → durch Quantenzahlen n festgelegt

Hauptquantenzahl n:

→ Entfernung Elektron vom Atomkern = Schale des Bohrschen Atommodell
→ n entspricht dem Schwingungsbauch der stehende Welle

$n=1 \rightarrow 2$
$n=2 \rightarrow 8$
$n=3 \rightarrow 18$
$n=4 \rightarrow 32$

→ n entspricht der Periode im Periodensystem

→ je grösser n:
→ desto weiter weg vom Kern
→ desto grösser das Orbital
→ desto höher die Energie
→ desto schwächer ist das Elektron an den Kern gebunden

Nebenquantenzahl l:

Unterschalen = n
erlaubte Werte = (n−1)

Schale	Unterschale	Anzahl Unterschalen
n=1	l=0	1
n=2	l=0,1	2
n=3	l=0,1,2	3
n=4	l=0,1,2,3	4

jeder l-Wert: einen Buchstaben und eine Form

l=0	s	Kugel	Grundschw.
l=1	p	Hantel	1. Oberschw.
l=2	d	Rosette	2. Oberschw.
l=3	f	Doppelros.	3. Oberschw.



Energie nimmt zu

Kugelförmig, keine Knotenebene, kugelsymmetrisch
hantelförmig, eine Knotenebene, rotationssymmetrisch
rosettenförmig, zwei Knotenebene spiegelsymmetrisch
komplizierte Formen

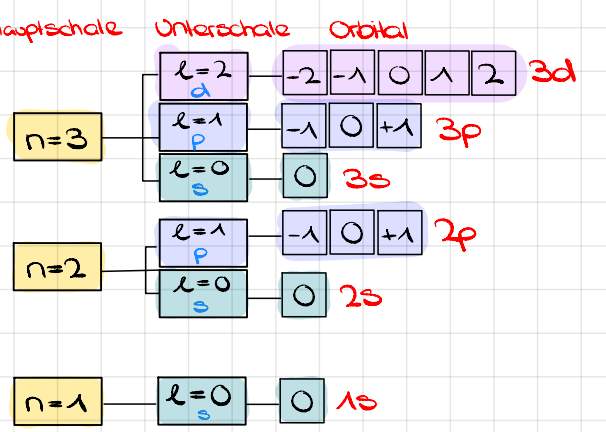
↳ Bezeichnung eines Orbitals: n + Buchstabe
Bsp.: $n=1$ $l=0$ → 1s

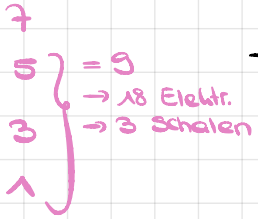
↳ Orbitale pro Unterschale: $2l+1$

Orbital: Wahrscheinlichkeitswolke (wo hält sich das Elektron auf?)
$2l+1$: Wie viele solche Wolken gibt es in der Unterschale?

Magnetquantenzahl m_l : Richtung im Raum (wo zeigt das Orbital)

$m_l = -l, (-l+1), \dots 0 \dots, (l-1), l$





→ $2l + 1$

↳ ohne Magnetfeld: alle Orbitale einer Unterschale sind energiegleich

Spinquantenzahl m_s :

zwei mögliche Werte $m_s = +\frac{1}{2}$ → Spin up

$m_s = -\frac{1}{2}$ → Spin down

↳ jedes Orbital kann maximal 2 Elektronen aufnehmen eines mit Spin ↑ & Spin ↓ (antiparalleler Spin)

Zsmfg:

n → welche Schale? Energie
l → welche Unterschale / Form?
m_l → welche Richtung im Raum?
m_s → ↑ oder ↓ ? Spin

Aufbauprinzip: Orbitale so aufgefüllt → möglichst energiearme Zustände (Orbitale auffüllen) erreichen
1s → 2s → 2p → 3s → 3p → 4s → 4d

Pauli-Prinzip: pro Orbital max 2 Elektronen mit antiparallelem Spin

Hund'sche Regel: energiegleiche Orbitale erst einzeln besetzen → alle mit gleichem Spin ↑ dann erst doppelt besetzen
z.B gleiches Orbital 2p

↳ Unterschied zwischen 1s, 2s, 3s → mit steigendem n wird die Kugel grösser → grösser: weiter weg vom Kern

- höhere Schale → höhere Energie 1s < 2s < 3s < 4s
- innerhalb einer Schale: s < p < d < f
  ↳ bei gleichem n steigt die Energie mit steigendem l
- gleich m_l = energiegleich (ohne Magnetfeld) (2px = 2py = 2pz)

Elektronenkonfiguration ↳ wo genau sitzen alle Elektronen eines Atoms?

Reihenfolge: 1s → 2s → 2p → 3s → 3p → 4s → 3d → 4p → 5s → 4d → 5p
6s → $4f^{10}$ → 5d → 6p → 7s → 5f → 6d → 7p

↳ Orbitalname + Anzahl Elektronen hochgestellt

[$_3$Li]: $1s^2\ 2s^1$ (im 1s-Orbital sitzen 2 Elektronen)

Spin: so auffüllen, dass immer Spin von gleicher Richtung besetzt → dann antiparallel

[$_{13}$Al]: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ = [Ne]

[$_{13}$Al]: [Ne] $3s^2\ 3p^1$

↳ Edelgasschale komplett voll

2. Beispiel

[$_{17}$Cl]: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3s^5$

Kurzschreibweise: [Ne] $3s^2\ 3s^5$

3. Beispiel

[$_{26}$Fe]: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3s^6\ 4s^2\ 3d^6$

Kurzform: [Ar]

↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑

Ionische Bindung

Chemische Bindung & Oktettregel

Elemente in der Natur:
1. häufig in Verbindungen (verbunden mit anderen Elementen)
2. Molekül aus gleichen Atomen (O_2, N_2, S_8) Molekül sind Verbindungen mit gleichen/anderen Elementen
3. Metallgitterstruktur

→ Ausnahme Edelgase → kommen als einzelne Atome vor
→ reaktionsträge

Warum? Elektronenkonfiguration
mit Ausnahme von He (s^2) haben alle Edelgase 8 Elektronen in der Valenzschale → Elektronenkonfiguration s^2p^6
nur Valenzschale gemeint

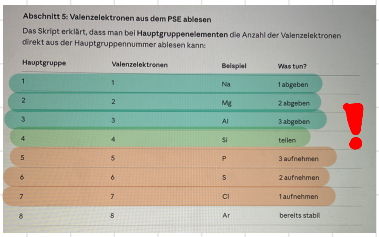
→ diese besondere Konfiguration heisst Elektronenoktett
↳ stabilste mögliche Zustand für ein Atom

↳ alle andere Elemente haben keine Edelgaskonfig. in der Valenzschale
→ streben danach dies zu erreichen
→ durch Elektronenaufnahme / oder -abgabe

3 Wege zum Oktett
1. Ionenbindung: Salze
Atome geben/nehme e^- → werden zum Ion & gehen dann eine Ionenbindung ein
Metall gibt ab → wird pos. geladen
Nichtmetall nimmt auf → wird neg. geladen
} Na + Cl → Na^+ + Cl^- es bilden sich Ionen
elektrostatische Anziehung (Coloumb-Kraft)
2. Elektronenpaarbindung (kovalent) → 2 Atome teilen sich gemeinsame Elektronen (O_2, H_2O)
3. Metallbindung: e^- werden an einen gemeinsamen Pool abgegeben
Elektronensee → ein Atomtyp

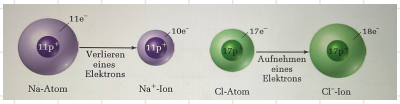
Ionenbindungen

↳ Metalle (links im PSE) → niedrige Ionisierungsenergie (geben e^- leichter ab)
Nichtmetalle (rechts) → hohe Elektronenaffinität (nehmen e^- gerne auf)

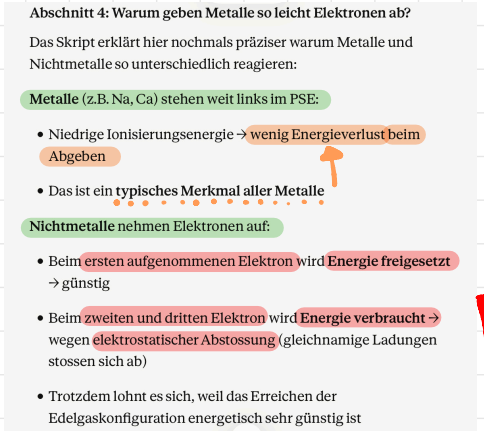


Metall gibt e^- ab → wird zum Kation (pos. geladen)
Nichtmetall nimmt e^- auf → wird zum Anion (neg. geladen)
↳ somit Edelgaskonfiguration
↳ e^- kann nicht einfach verschwinden → Abgabe nur möglich, wenn Aufnahme gleichzeitig

Atomradien: Kation → wird kleiner
Anion → wird grösser



Bsp. Na → $Na^+ + e^-$
Cl + e^- → Cl^-



Kation & Anion zusammen bilden eine ionische Bildung = Salz

Na + Cl → Na^+ + Cl^- → NaCl

mögliche Ionenladungen

Ionengitter

↳ warum Gitter?

pos. & neg. Ladungen sich an → elektrostatische Anziehung (Coulombkraft)

Coulombkraft: 1. in allen Richtungen gleiche Wirkung
2. zwischen allen Ionen (nicht zwei → alle)

↳ ein Ion umgibt sich mit möglichst vielen Gegenionen → **regelmässiges 3D-Gitter**

Gitterenergie: bei Bildung → Energie wird freigesetzt
bei Zerstörung → Energie muss aufgewendet werden

↳ Reaktionen die ein Ionengitter bilden → stark exotherm !
↳ je höher Gitterenergie → desto stabiler das Gitter

Summenformel

Ionenkristall nach aussen elektrisch neutral → pos. & neg. Ladungen gleichen sich aus

↳ Verhältnis nicht immer 1:1

Regel: Ladung eines Ions = Index des anderen Ions

Bsp. $Ba^{2+} + Cl^- \rightarrow BaCl_2$ (1x Ba^{2+}, 2x Cl^-)
$Mg^{2+} + N^{3-} \rightarrow Mg_3N_2$ (3x Mg^{2+}, 2x N^{3-})

Wie leite ich die Ionenladung ab?

Das Skript erklärt, dass man mit Hilfe der Oktettregel die Ionenladung direkt aus dem PSE ableiten kann. Die Logik ist immer dieselbe – **kürzester Weg zum Oktett:**

Hauptgruppenmetalle → geben alle Valenzelektronen ab:

Element	Gruppe	Valenzelektronen	Ion
Na	1	1	Na^+
Mg	2	2	Mg^{2+}
Al	3	3	Al^{3+}

Nichtmetalle → nehmen so viele Elektronen auf wie noch zum Oktett fehlen:

Element	Gruppe	Fehlende Elektronen	Ion
N	5	3	N^{3-}
O	6	2	O^{2-}
Cl	7	1	Cl^-

Eigenschaften von Ionenverbindungen

Kristallin

- dreidimensional
- periodisch
- symmetrisch

Ionen sitzen an fest definierten Plätzen in einem regelmässigen, symmetrischen 3D-Gitter. Die kleinste Wiederholungseinheit heisst Elementarzelle.

Eigenschaft 2: Hoher Schmelzpunkt und hohe Härte

Die Coulombkraft hält die Ionen zusammen. Je stärker diese Kraft, desto höher der Schmelzpunkt und die Härte. Die Stärke hängt von zwei Faktoren ab:

Faktor 1: Ladung der Ionen → höhere Ladung = stärkere Anziehung

Faktor 2: Ionenradien → kleinere Ionen = kürzerer Abstand = stärkere Anziehung

Das Skript zeigt das sehr schön am Vergleich NaCl vs. MgO:

Verbindung	Ionenladung	Summe Ionenradien	Gitterener
NaCl	1+/1-	283 pm	-778 kJ/m
MgO	2+/2-	212 pm	-3920 kJ/m

→ MgO hat höhere Ladungen und kleinere Ionen → **fünfmal höhere Gitterenergie** → viel höherer Schmelzpunkt und härter

Eigenschaft 3: Geringe Kompressibilität und thermische Ausdehnung

Die starken Coulombkräfte halten die Ionen **fest an ihrem Gitterplatz:**

- Schwer zu **komprimieren** (zusammendrücken) → man müsste gegen die Coulombkräfte arbeiten
- Schwer zu **dehnen** → ebenfalls gegen die Coulombkräfte
- Deshalb: **geringe thermische Ausdehnung** bei Temperaturerhöhung

Eigenschaft 4: Sprödigkeit

Das ist eine der wichtigsten Eigenschaften – und direkt mit der Gitterstruktur verknüpft.

Was passiert wenn man Kraft auf einen Ionenkristall ausübt?

```
Code

Normale Lage:          Nach Verschiebung:
+ - + - + -            + - + - + -
- + - + - +     →      + - + - + -   ← Ebene verschoben!
+ - + - + -            + - + - + -
```

Nach der Verschiebung liegen plötzlich:

- **Kation neben Kation** → stossen sich ab
- **Anion neben Anion** → stossen sich ab

→ Die starken Abstossungskräfte führen **sofort zum Bruch**

Eigenschaft 5: Korrosionsbeständigkeit

Beide Bindungspartner haben durch die Ionenbildung die **stabile Edelgaskonfiguration** erreicht → sie sind bereits im energetisch günstigsten Zustand → es gibt wenig Motivation weiter zu reagieren → **hohe chemische Beständigkeit**.

Eigenschaft 6: Schlechte Wärme- und Stromleiter (im festen Zustand)

Warum leiten Ionenkristalle keinen Strom?

Elektrische Leitfähigkeit braucht **frei bewegliche Elektronen**. In einem Ionenkristall sind alle Elektronen fest an ihre Ionen gebunden → **keine freien Elektronen** → kein Strom.

Aber: Im geschmolzenen Zustand oder in Lösung:

```
Code

Fester Kristall:  Ionen fix an Gitterplätzen → kein Strom ✗
Salzschmelze:     Ionen frei beweglich → Strom ✓
Salzlösung:       Ionen frei beweglich → Strom ✓
```

Wichtiger Unterschied zur Metallleitung:

- Metalle leiten durch **Elektronenbewegung** → sehr schnell → hohe Leitfähigkeit

Eigenschaft 7: Transparenz

Ionenverbindungen sind **klar und lichtdurchlässig** – aber warum?

Farbigkeit entsteht immer durch **Wechselwirkung von Licht mit Elektronen**. In Ionen liegen die Energieniveaus der Elektronen so **weit auseinander**, dass das sichtbare Licht nicht genug Energie hat um die Elektronen anzuregen → kein Licht wird absorbiert → das Material ist transparent.

Interessante Ausnahme aus dem Skript: **Rubin (rot) und Saphir (blau)** sind eigentlich farblose Ionenkristalle – ihre Farbe kommt von **Spuren von Metalloxiden** die eingebaut sind.

Eigenschaft 8: Wasserlöslichkeit

Das Skript unterscheidet hier zwei Fälle:

100% ionische Verbindungen (echte Salze):

- Wasser ist ein **polares Molekül** → kann mit Ionen wechselwirken und sie **solvatisieren** (umhüllen)
- → Salze sind in der Regel **gut wasserlöslich**

Oxide:

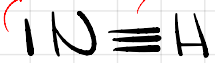
- Haben nicht nur ionischen, sondern auch **kovalenten Anteil**
- → Oxide sind in der Regel **nicht wasserlöslich**

Kovalente Bindung

→ reminder: Nichtmetalle wollen e⁻ aufnehmen

↳ zwei Nichtmetalle wollen die Oktettregel erfüllen, indem sie sich die Elektronen teilen

freies Elektronenpaar — bindendes Elektronenpaar

(NH_3) 

→ bilden eine Elektronenwolke in der sich die Bindungselektronen aufhalten

e⁻ nicht komplett abgegeben (wie ionische Bindungen)
sondern beide Atome teilen sich ein Elektronenpaar
jedes Atom stellt 1 e⁻ zur Verfügung (neutral geladen)

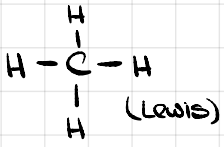
↳ bei der Bildung → Energie wird frei → Molekül geht in energetisch günstigeren Zustand

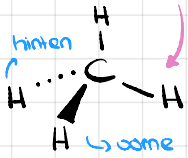
↳ Bindigkeit: wie viele Bindungen kann ein Atom eingehen (→ Valenze⁻ → fehlende e⁻ → Bindigkeit)

3 Schreibweisen: Lewisformel, Valenzstrichformel, Skelettformel

Lewisformel ↳ schon behandelt

Valenzstrichformel — Moleküle sind dreidimensional





Skelettformel — organische Verbindungen



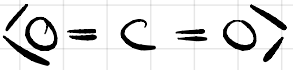
C-Atome & H-Atome werden weggelassen
alle andere normal geschrieben

Aufstellen von Strukturformeln:

1. Atom mit höchster Bindigkeit als Zentrum wählen
   H kommt nie in der Mitte (1-bindig) O-O-O-O → gibt es nicht
   CO_2 → C: 4-bindig, O: 2-bindig
   C in der Mitte O-C-O

2. Valenzelektronen zählen
   → ein Atom kann maximal 8 Valenz e⁻ besitzen → 4 Bindungen
   C: 4 Valenz e⁻
   O: 6 Valenz e⁻ → x2 = 12
   Gesamt: 16 Valenz e⁻ bereits vorhanden

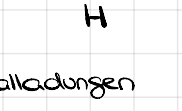
3. Anzahl Bindungen berechnen
   C,O,O → insgesamt nötige Elektronen ⇒ 24 Elektronen
   24 − 16 = 8 → Anzahl Bindungselektronen
   (24 nötig, 16 vorhanden)
   $\frac{8}{2} = 4$ → Anzahl Bindungen



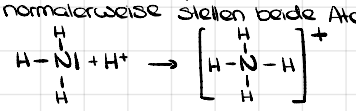
2. Beispiel (Spezialfall – H) NH_3
   ↳ H braucht kein Oktett, sondern nur 2 Elektronen (Dublett) → max 2. Elektronen für Edelgaskonfiguration

max.: 1 x N → 8e⁻, 3 x H → 6e⁻ } 14e⁻
Verf: N → 5e⁻, 3 x H → 3e⁻ } 8e⁻

$$\text{Bindungse}^- = \frac{14e^- - 8e^-}{2} = 3 \text{ Bindungen}$$



4. Formalladungen
   ↳ stellt ein Atom für die Bindung beide Elektronen zur Verfügung → entstehen Formalladungen
   normalerweise stellen beide Atome je ein e⁻ zur Verfügung



↳ das gebende Atom: ein e⁻ zu wenig → ⊕
das nehmende Atom: ein e⁻ zu viel → ⊖

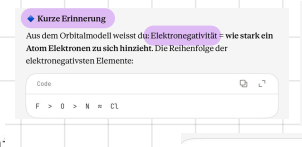
↳ Molekül insgesamt neutral, jedoch nach außen geladen

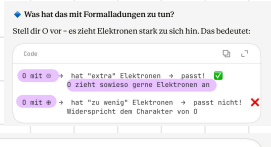
5. Mesomerie

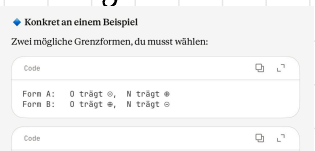
Mesomerie = mehrere gleichwertige Lewisformeln möglich
→ Realität liegt ZWISCHEN den Grenzformen
→ Bindungen fluktuieren NICHT, sie sind "verschmi

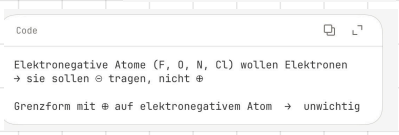
Wichtigste Grenzform:
1. Wenigste Formalladungen → beste Grenzform
2. Keine gleichnamigen Ladungen nebeneinander
3. Elektronegative Atome tragen ⊖, nicht ⊕

⊕–⊕ oder ⊖–⊖ an benachbarten Atomen → unwichtig

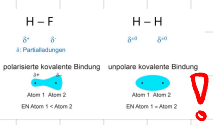








Ionenbindung vs. kovalente Bindung



Ionenbindung:	Kovalente Bindung:
Metall + Nichtmetall	Nichtmetall + Nichtmetall
Elektron wechselt den Besitzer	Elektronen werden geteilt
Nicht gerichtet	Gerichtet
Gitterstruktur	Endliche Moleküle
Theoretisch unendlich	Begrenzte Grösse

kovalent = gerichtet → Bindung zeigt in eine bestim. Richtung im Raum

→ Moleküle haben eine definierte Form (Tetraeder, gewinkelt, linear)

↳ Ionen haben keine Lewis-Schreibweise → Reminder: Gitterstruktur mit starken Kräften in allen Richtungen → Na• •Cl: → keine gemeinsame Elektronenwolke → bei Ionenbindungen kein geteiltes Elektronenpaar

Elektronegativität & Polarisation

↳ Ionenbindung & kovalente Bindung sind zwei Extreme → Realität: meiste Verbind. irgendwo dazwischen

Atome teilen selten Elektronen gleich

↳ bei H_2 oder Cl_2 teilen zwei identische Atome die e^- perfekt gleichmässig → einzige reine kovalente Bindung

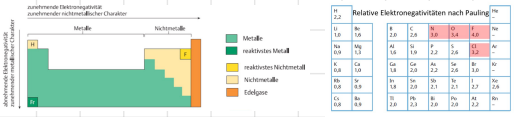
sobald aber 2 versch. Atome eine Bindung eingehen, zieht eines stärker als das andere

→ e^- verschieben sich → polare Bindung

Elektronegativität → Mass dafür wie stark ein Atom e^- zu sich zieht

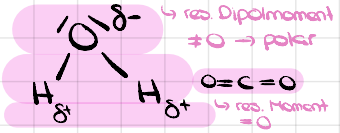
Faustregel: F > O > N ≈ Cl > C > H → Reminder: Trends im PSE

EN steigt: links nach rechts (F am elektrong.) unten nach oben (Fr am wenigsten)



→ das elektronegativere Atom zieht e^- stärker an

$\delta+ H - Cl \delta-$



↳ res. Dipolmoment ≠0 → polar

↳ res. Moment =0

ΔEN bestimmt den Bindungstyp:

Abschätzung der Polarität einer Bindung über Elektronegativitäten.

- ΔEN < 0.5: überwiegend kovalent, unpolare Atombindung
- 0.5 < ΔEN < 1.7 polare Atombindung kovalent ($\delta+/\delta-$)
- ΔEN > 1.7 überwiegend ionisch Bindung

↳ Dipolmoment: $\mu = q \cdot d$ → Bindungsstärke (Abstand von Ladungen)

→ Ladung

Vorlesungsstoff:

Polarisierbarkeit & Übergang ionisch/kovalente Bindung

↳ Mass für das Verformen der Elektronenwolke (unabhängig von Bindungsart)

Anion: je grösser → desto polarisierbarer

Kation: je weiter & höher geladen → desto stärker die Fähigkeit Anion zu polarisieren (also zu verformen)

Reminder: je höher geladen ein Atom → desto stärkere Anziehung auf die e^- → Wolke wird zusammengezogen

Reminder: Anion: Cl^- Kation: Na^+

→ Anion: grösser → mehr Elektronen → grössere Ladung → mehr e^- als Protonen → e^- stossen sich gegenseitig ab → Wolke dehnt sich aus → lockere Wolke = leicht verformbar



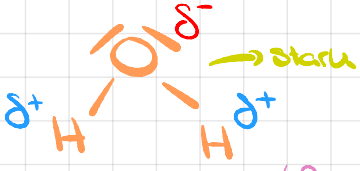
Intermolekulare Wechselwirkung

↳ neg. & pos. Ladungen ziehen sich an

Ion-Dipol

2-Teilnehmer: Ion (z.B Na^+ oder Cl^-)

(Plus zieht Minus) polares Molekül (z.B H_2O) → hat $\delta+$ und $\delta-$



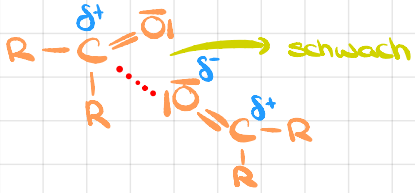
(Prinzip Salz in Wasser lösen)

↳ Wechselwirkung ist stark → bei höher geladene Kationen (→ sind kleiner → kommen besser am Molekül heran & stärkeres elektr. Feld) → bei höher geladenen Anionen (grösser aber trotzdem besser)

Dipol-Dipol

↳ zwei polare Moleküle (mit $\delta+$ & $\delta-$)

↳ wirken nur bei sehr kleinem Abstand r



Dipol - induzierter Dipol

vorher A–B A–A → nachher A–B A–A

was braucht es? polares Molekül (permanenter Dipol δ+ und δ−)
unpolares Molekül (normalerweise kein Dipol)

↳ ein polares Molekül kommt in die Nähe des unpolaren & zwingt dem unpolaren einen Dipol auf → unpolares Molekül jetzt induziert

Van-der-Waals (Dispersion)

Reminder: Edelgase unpolar, keine andere Wechselwirkung möglich (kein Dipol, H-Br) → Siedepunkt → U.d.W einzige Erklärung

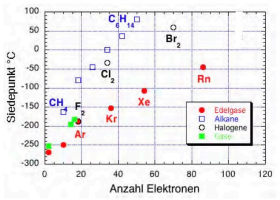
↳ Reminder: unpolare Moleküle haben kein δ+ oder δ− → aber selbst Edelgase haben einen Siedepunkt (Siedepunkt ? je stärker die Kräfte, desto höher der Siedepunkt)

↳ e⁻ bewegen sich ständig (Aufenthaltswahrsch., nie fester Ort)
→ e⁻-Wolke nie gleichmässig verteilt → sie fluktuiert

Zustand 1: (A–A) → gleichmässig → kein Dipol
Zustand 2: (A–A) (− +) → e⁻ zufällig links → augenblicklicher Dipol

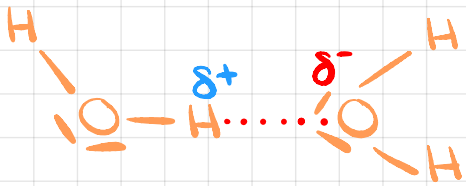
↳ dieser augenblicklicher Dipol induziert beim Nachbarmolekül auch einen Dipol
→ (genau wie bei Dipol-induzierter-Dipol → kein perm. Dipol, sondern zufälliger)

Anhand der Siedepunkte kann das Konzept der London-/Dispersions-/ Van-der-Waals-Wechselwirkungen verifiziert werden.



Edelgase: schwer polarisierbar
Halogene: eine Einfachbindung zwischen grossen Atomen: leicht polarisierbar
Alkane: mit zunehmender Kettenlänge steigt Polarisierbarkeit
Gase: Moleküle wie H_2, N_2 und O_2: bei gleicher Anzahl Elektronen etwas leichter polarisierbar als Atome

Die Polarisierbarkeit – und damit die intermolekularen Kräfte- hängen stark von der Grösse und Form der Moleküle ab.



Wasserstoffbrücken:

↳ das H ist so stark δ+ (→ wenig e⁻) und so klein → zieht das freie Elektronenpaar eines benachbarten O, N oder F.

→ nur diese 3 elektronegativ genug um H stark zu entladen
→ klein genug damit H nah rankommt
→ H-Bindung am stärksten wenn alle 3 Atome auf eine Linie liegen

Stärke der intermolekularen Wechselwirkungen

zunehmend

Stärke	Art	Zwischen wem?
	Wasserstoffbrücken	H mit N, O oder F
	Ion-Dipol	Ion + polares Molekül
	Dipol-Dipol	polar + polar
	Dipol-ind. Dipol	polar + unpolar
	Dispersion	alle Moleküle

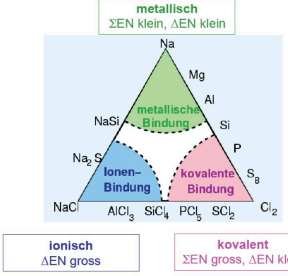
Wichtige Ausnahme bei Dispersion – wie wir gerade besprochen haben:

```
Grosses Molekül (viele Elektronen)
→ Dispersion kann stärker werden als Dipol-Dipol!
```

Und zur Erinnerung: Alle diese Kräfte sind deutlich schwächer als eine kovalente oder ionische Bindung – das sind ja Kräfte **zwischen** Molekülen, nicht **innerhalb**.

Zusammenfassung chemische Bindung

zh aw



Die Art der chemischen Bindung wird durch die EN der Elemente und ΔEN bestimmt.

Als Beispiel sind Elemente und Verbindungen der 3. Periode angegeben.

Chemische Thermodynamik

Energie: Fähigkeit Arbeit zu verrichten → Arbeit $W = F \cdot s$

↳ kann in Arbeit umgewandelt werden → aber niemals vernichtet 1. HS

innere Energie U: → absolute in jedem Körper innewohnende Energie

absolut nicht messbar → messbar Änderung ΔU

Chemische Reaktion und ΔU

bei einer Reaktion werden Ausgangstoffe **Edukte** zu Endstoffen **Produkte**

↳ innere Energie ändert sich dabei

E Produkte < E Edukte → Energie wird frei (exotherm)

E Produkte > E Edukte → Energie wird aufgenommen (endotherm)

↳ Produkte haben andere chemische & physikalische Eigenschaften als Edukte auch andere innere Energie U

$$\Delta U = U_{Ende} - U_{Anfang} = W + Q$$

(Arbeit, Wärmemenge)

Enthalpieänderung ΔH → Wärmemenge, die bei einer Reaktion unter Atmosphärendruck frei wird oder aufgenommen werden muss

Enthalpie

System → die meisten chemischen Reaktionen → bei konstantem Druck

$\Delta U = Q - p \cdot \Delta V \rightarrow \Delta H = \Delta U + p\Delta V$

offen: Energie und Materieaustausch mit Umgebung möglich

geschlossen: Materieaustausch nicht möglich

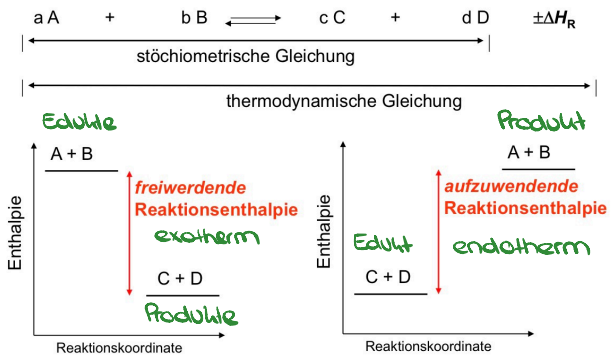
abgeschlossen: weder noch möglich $W = 0 \rightarrow \Delta U = Q$

↳ umgesetzte Wärmemenge

$\Delta H_R > 0$ exotherm (neg.) → Energie wird frei

$\Delta H_R < 0$ endotherm (pos.) → Energie wird aufgenommen

Q > 0	System nimmt Wärme auf
Q < 0	System gibt Wärme ab
W > 0	auf das System wird Arbeit angewendet
W < 0	System leistet Arbeit
ΔU > 0	innere Energie nimmt zu
ΔU < 0	innere Energie nimmt ab



Bsp. $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O \quad \Delta H_R = -573.2\ W$

↳ bei der Reaktion von 2 Mol H & 1 mol O_2

Satz von Hess: die Reaktionsenthalpie einer Reaktion ist konstant, unabhängig davon, ob sie in einem Schritt oder über Zwischenstufen abläuft

↳ Reaktionen die schwer messbar sind in Zwischenschritten berechnen einfache Teilreaktionen zusammensetzt, deren Enthalpie bekannt ist.

↳ deshalb Bindungsenthalpien $\Delta H°f$ → Standardbindungsenthalpien (1000 hPa, 25 °C) → H_f°
→ von allen reinen Elementen

$$\Delta H_R = \Sigma n H_f^\circ (\text{Produkte}) - \Sigma n H_f^\circ (\text{Edukte})$$

Beispiel: Verbrennung von Methan (Erdgas)

$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

Bekannte Bildungsenthalpien aus Tabellen:

```
Code

CO₂:   ΔH°f = -393.5 kJ/mol
H₂O:   ΔH°f = -241.8 kJ/mol
CH₄:   ΔH°f = -75 kJ/mol
O₂:    ΔH°f = 0 kJ/mol     (reines Element → immer 0)
```

Einsetzen in die Formel:

```
Code

                Produkte                Edukte
ΔHR = [1·(-393.5) + 2·(-241.8)] - [1·(-75) + 2·(0)]
    = [-393.5 - 483.6] - [-75]
    = -877.1 + 75
    = -802.1 kJ
```

→ H_f von Elementen = 0 ! wie O_2

Verbrennungen: Umsetzung eines Edukts mit Sauerstoff
↳ es bilden sich immer Sauerstoffverbind.

CO_2 aus C, H_2O aus H, NO_x aus N^{13}, SO_2 aus S

↳ ΔH nicht die Grösse, die bestimmt, ob Reaktion freiwillig abläuft oder nicht
früher Annahme: Reaktion läuft freiwillig ab, wenn exotherm
↳ System will in energieärmeren Zustand (exotherm: neg)
jedoch gibt es Reaktionen die endotherm sind → aber freiwillig ablaufen
Bsp. Salz in Wasser gelöst $\Delta H_f = +4$ kJ

→ **Entropie S**: Feststoff → geringe Unordnung → niedrige S
Flüssigkeit → mittlere Unordnung → mittlere S
Gas → hohe Unordnung → hohe S

steigt durch: Energiezufuhr
Volumenvergrösserung
Dissoziation (Auseinanderfallen von Molekülen → von einem Teilchen werden mehrere, die sich alle unterschiedlich bewegen können)

Beispiel Salz: warum Auflösen in Wasser → Ionen lösen sich geordneter Gitterstruktur → Unordnung nimmt zu
Entropiezunahme bezahlt die benötigte Energie

↳ bei jeder freiwilligen Zustandsänderung nimmt die Entropie des Gesamtsystems zu

$$\Delta S > 0$$

$$\Delta S_R = \Sigma n H_f^\circ (\text{Produkte}) - \Sigma n H_f^\circ (\text{Edukte})$$

↳ wichtig: Standardentropie von reinen Elementen ≠ 0

Gibbs Helmholtz:

↳ Gibbsche freie Enthalpie / freie Reaktionsenthalpie G

Die freie Reaktionsenthalpie G entscheidet über, ob die Reaktion ablaufen kann oder nicht

→ heisst nicht sofort → wenn sie aber einmal gestartet läuft sie bis Gleichgewicht ($\Delta G = 0$) erreicht ist

$\Delta G < 0$ → exergonisch (freiwillig)
$\Delta G > 0$ → endergonisch (nicht freiwillig)
$\Delta G = 0$ → System im Gleichgewicht

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

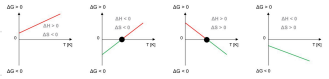
Anstrebung Systems

$\Delta H < 0$
System will Energie abgeben

$\Delta S > 0$
System will Unordnung maximieren

4 Kombis möglich:

- $\Delta H^{\text{neg}} < 0$, $\Delta S^{\text{pos}} > 0$ → beide neg. → ΔG neg → läuft
  dann $T \cdot \Delta S$ negativ
- $\Delta H^{\text{pos.}} > 0$, $\Delta S^{\text{neg}} < 0$ → beide pos. → ΔG pos → läuft nicht
  dann $T \cdot \Delta S$ positiv



$0°C = 273\,K$

- $\Delta H^{\text{neg.}} < 0$, $\Delta S^{\text{neg.}} < 0$ → $T \cdot \Delta S$: wächst mit Temp., bei tiefer T ist ΔH dominant → ΔG neg.
- $\Delta H^{\text{pos.}} > 0$, $\Delta S^{\text{pos.}} > 0$ → bei hoher T dominiert $-T \cdot \Delta S$ (negativ) ΔG neg → läuft

↳ $\Delta G < 0$ Reaktion läuft freiwillig von links n. rechts
$\Delta G > 0$ Reaktion läuft freiwillig von rechts n. links
$\Delta G = 0$ Reaktion ist im Gleichgewicht
(kleine beobachtere Reaktion) (Teilchen laufen von recht nach links & links nach rechts gleichzeitig)

$S = [\frac{J}{mol \cdot K}]$

$H = [\frac{kJ}{mol}]$

$\underbrace{H, S, G, U}_{\text{tabelliert}}$ alles Zustandsfunktionen

Redox Reaktionen

Oxidation = Elektronenabgabe
Reduktion = Elektronenaufnahme

} e^- können nicht einfach verschwinden
keine Oxidation ohne gleichzeitige Reduktion
→ Redox-Reaktionen

$Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$

Mg wird oxidiert
Cl wird reduziert

Oxidationszahlen (formales Konzept)

↳ ohne dem nicht klar, was oxidiert & was reduziert wird

6 Regeln:

1. Ox-Zahl von Elementen = 0

2. Ox-Zahl von einatomigen Ion = Ionenladung

Bsp: Cl^- → -I
Na^+ → -II
Fe^{3+} → +III

3. Summe aller Ox.Zahlen = Ladung des Molekül/Ions
Neutrales Molekül ⇒ Summe 0

4. Fluor → am elektroneg. Element → meisten Ox-Zahl -II
Wasserstoff H: Ox-Zahl in Verbindung mit Nichtmetalle: +I, Metallen: -I
5. Sauerstoff -II

6. Molekül: alle Bindungselektronen gehen ans elektronegativere Element
→ bei gleichen Atomen: aufgeteilt

Vergleich linke & rechte Seite von Gleichung

Ox-Zahl steigt → Oxidation (e^- abgegeben)
Ox-Zahl sinkt → Reduktion (e^- aufgenommen)

Bsp. $\overset{0}{Mg} + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{+II\ -II}{MgO}$

Mg steigt → Oxidation
O sinkt → Reduktion

Oxidationsmittel → wird selbst reduziert
Reduktionsmittel → wird selbst oxidiert

Bsp. Mg: gibt e^- ab → wird oxidiert → ist Reduktionsmittel
O: nimmt e^- auf → wird reduziert → ist Oxidationsmittel

Teilreaktionen: $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^- \cdot 2$
$\rightarrow 2 \cdot Mg^{2+} + 4e^-$ Oxidation

Bsp.

$O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$ Reduktion

Gesamt: $2Mg + O_2 \rightarrow 2(Mg^{2+}O^{2-})$

für wässrige Reaktionen: H^+, OH^-, H_2O
sauer basisch

11 Schritte am Beispiel aus Skript

$$MnO_4^- + H_2O_2 \rightarrow Mn^{2+} + O_2$$

MnO_4^- → Ion: O_4: $-II \cdot 4 = -VIII$ → O (1-Atom): $-II$; $O_4 = -VIII$ (-8) → -7 nur genutzt um Mn zu bestimmen
$-VIII = -1$
$-VIII + I = -VII$
Mn: $+VII$

1. Stoffgleichung aufstellen
2. Ox-Zahlen bestimmen
3. wer wird oxidiert, wer reduziert

Mn^{2+}: $+II$
O_2: 0
H_2O_2: $H_2\ O_2 = 0$; $+I \cdot 2 + 2 \cdot 0 = 0$; $+II + 2 \cdot 0 = 0 \Rightarrow -II = 2O : -I = O$

Mn: $+VII \rightarrow II \rightarrow$ Reduktion $\rightarrow$ MnO_4: Ox-Mittel
O: $-I \rightarrow 0 \rightarrow$ Oxidation $\rightarrow$ H_2O: Red-Mittel

4. Halbgleichungen aufstellen (nur reagierende Atome)

Ox: $H_2O_2 \rightarrow O_2$
Red: $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$

5. Elektronenbilanz

Ox: $H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2e^-$ $(-I \cdot 2)$ für O_2
Red: $MnO_4^- + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}$

6. Ladungsbilanz ausgleichen

im Sauren mit H^+

Ox: $H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2H^+ + 2e^-$
Red: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}$

7. Atombilanz ausgleichen (fehlende Atome mit H_2O)

Ox: $H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2H^+ + 2e^-$
Red: $MnO_4^- + 5e^- + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

8. Gesamtelektronenbilanz ausgleichen

Ox · 5 : $5\,H_2O_2 \rightarrow 5O_2 + 10H^+ + 10e^-$

Red · 2 : $2\,MnO_4^- + 10e^- + 16H^+ \rightarrow 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O$

9. Addieren

$5\,H_2O_2 + 2\,MnO_4^- + 10e^- + 16H^+$

$\rightarrow 5O_2 + 10H^+ + 10e^- + 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O$

10. Kürzen

$5\,H_2O_2 + 2\,MnO_4^- + 6H^+$

$\rightarrow 5O_2 + 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O$

Schritt 11: Probe (Atome & Ladungen zählen)

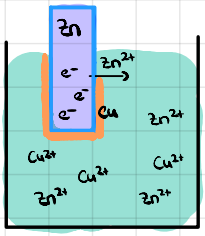
Im Sauren H^+ / H_2O

Im Basischen OH^- / H_2O

Elektrochemie

Sinn: in Redoxgleichungen werden e^- ausgetauscht
↳ wenn Redreaktion & Oxreaktion räumlich trennen
→ e^- als Strom nutzen

Entstehung von Potenzialdifferenzen – Bsp.



↳ Zinkstab wird in eine Kupfersulfatlösung $CuSO_4$ eingetaucht
→ Zinkstab wird innerhalb Sek. mit einer Kupferschicht
→ spontane Redoxreaktion

Oxidation: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$
Reduktion: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

Warum? wenn Oberfläche eines Metalls ins Wasser →
einzelne Atome wollen Kristall verlassen (Stab)
→ weil Entropie in der Flüssigkeit grösser als im Festkörper

→ Metallatom (Zink) muss e^- zurücklassen
(Metalle haben e^--Gas → Aussee$^-$ gehören nicht einem einzelnen Atom, sonder bewegen sich frei im Metallgitter
Atom geht als Ion in die Lösung
↳ Zn hat 2 Aussenelektronen, lässt
Oxidation → $2e^-$ im Metall → geht als Zn^{2+} in die Lösung

↳ Wassermoleküle haben Dipole → leicht neg. & pos. Seite → pos. Ionen (hier Zn^{2+}) werden vom neg. Seiten des H_2O umlagert → dadurch stabilisiert (Hydratation)
↳ Zinkblech wird negativ aufgeladen → Lösung, aber pos.
→ Potentialdifferenz

→ Cu^{2+} lagert sich am neg. Zinkblech an → Cu entladen

→ Reaktion läuft bis gesamte Zink mit Kupfer überzogen

→ Cu stärkere Tendenz zur Reduktion als Zn
Zn stärkere Tendenz zur Oxidation als Cu

Wichtige Eigenschaften einer Halbzelle:
- Sie hat ein bestimmtes elektrisches Potential E
- E ist nicht absolut messbar – nur die Differenz ΔE zwischen zwei Halbzellen ist messbar
- Auf welcher Seite das Gleichgewicht liegt, hängt vom Metall ab

→ beide unterschl. elektrochemische Potentiale
treibende Kraft der Reaktion

Halbzelle: Metall + Lösung im Gleichgewicht
Reaktionen in Halbzellen können in beide Richtungen laufen

→ Redoxpaar $Ox^{n+} + ne^- \rightleftharpoons Red$

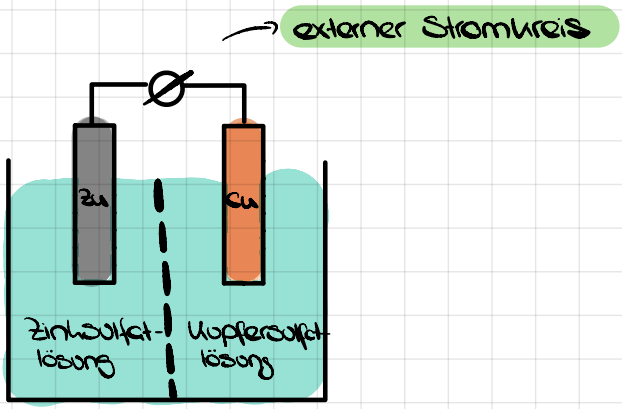
oxidierte Form nimmt n e^- auf → wird zur reduzierten Form (r → o)
reduzierte Form gibt n e^- ab → wird zur oxidierten Form (o → r)

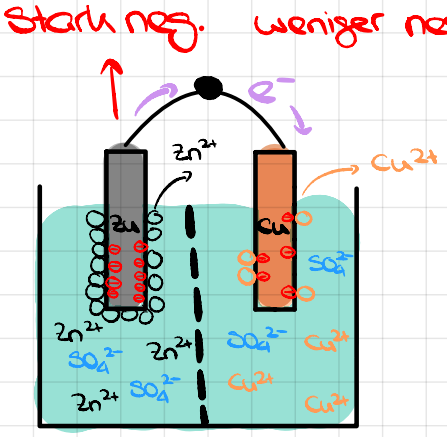
Galvanische Elemente

↳ Redoxreaktion wie nutzen, um elektrischen Strom erzeugen

Problem vorher Reaktion findet an Oberfläche statt → nicht messbar
Lösung: Oxidation & Reduktion wird räumlich getrennt → galvanisch

Das Daniell-Element: ↳ zwei Kammern (Halbzellen) | poröse Membran





Zinkhalbzelle: Zn-Atome verlassen & gehen als Zn^{2+}-Ionen in die Lösung. e^- im Elektrode → wird negativ

Zn^{2+} positiv → wird von Elektrode gezogen → Zn^{2+} setzen sich an Metalloberfläche ab → nicht zurück im Metall, denn vom Wassermolekül umlagert

→ Metall: mit überschüssigem Elektronen (neg.)
→ hydratisierte Ionen davor gesammelt (pos.)
} Doppelschicht

Kupferhalbzelle: das Gleiche (aber schwächer)
→ geringere Tendenz zur Oxidation (Elektronenabgabe)

⇒ Zwei Elektroden mit unterschl. Stärker negative Ladung
dieser Unterschied → Potentialdifferenz → 1.1V (1-molare Lösung)

Gleichgewicht in beiden Reaktion in beiden Richtungen
↳ gleich viele von Atom in Ion wie Ionen zurückkehren

$Zn \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2e^-$

$Cu \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2e^-$

Gleichgewicht in Halbzelle: Zn: gutes Red.mittel viel mehr Ionen als Atome

Cu: schlechtes Ox.mitte weniger Ionen als Atome

Verbindung mit Draht: e^- fliessen vom negativere ins weniger negative

Zn: immer mehr e^- weg → neg. Ladung von Zinkelektrode nimmt ab
→ immer mehr Zn-Atome weg in Lösung um Verlust zu kompensieren

→ Zinkelektrode wird mit Zeit aufgelöst

Cu: e^--Überschuss → Cu^{2+} lagern sich als Cu an Elektrode für Kompensation

→ Kupferelektrode wächst mit Zeit

Problem: Zn^{2+} → geht in Lösung
Cu^{2+} → an Elektrode

→ irgendwann Gleichgewicht würde entstehen

Lösung: Poröse Membran

SO_4^{2-}: von Cu → Zn
Zn^{2+}: von Zn → Cu

um Zn negativ zu behalten

um Cu positiv zu behalten

→ kein Stillstand

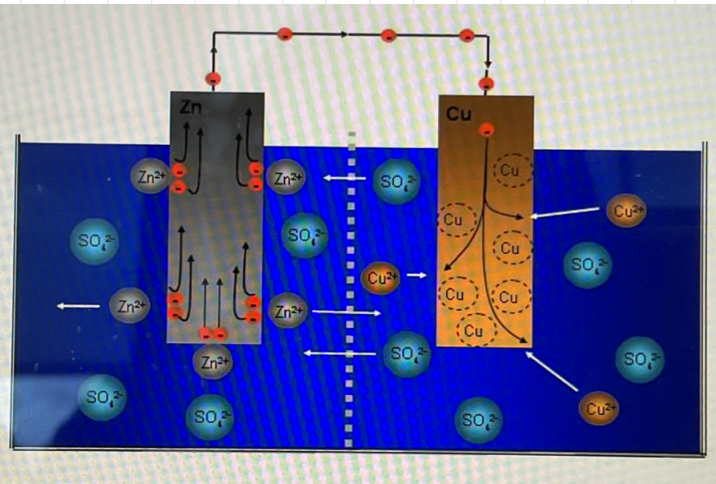


Abbildung 158: Arbeitendes Daniell-Element

Exkurs: Organische Chemie & Polymere

kovalente Bindungen: zwei Atome teilen sich ein oder mehrere Elektronenpaare → zum Erreichen von stabilen Elektronenkonfiguration
(→ anstatt ganz abzugeben/aufzunehmen)

↳ typisch: zwischen Nichtmetallen mittlerer Elektronegativität

in organischer Chemie → Kohlenstoffverbindungen wichtig (C & H)
↳ wieso Kohlenstoff? kann max. 4 kovalente Bindungen eingehen ·Ċ· (C & C)
↳ beliebige Verbindungen von C → mit O, N, Halogenen (zweitletzte Reihe)

Kennzeichnung von C–C und H–H Bindungen:
- stabil
- unpolar
- ausserordentlich reaktionsträge
- hohe Bindungsenergien

Alkan: Molekül nur aus Kohlenstoff (C) & Wasserstoff (H)
→ nur Einfachverbindungen
Bsp. CH_4, C_2H_6, C_3H_8

→ C sind tetraedisch angeordnet deshalb /\/\/ Zickzacklinie

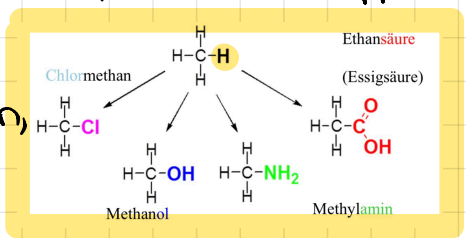
↳ unreaktiv (reagieren nur bei hoher Temp. → Treibstoffe)
↳ häufig benutzt: Skelettformel /\/\/ (O, N, Halogene → gekennzeich.)

Alken / Alkine: Doppelverbindung: Alken, Dreifachverb.: Alkine
↳ deutlich reaktiver wie Alkane

von Kohlenwasserstoff (C & H):

funktionelle Gruppen: wenn ein H-Atom durch ein anderes Atom oder Atomgruppe ersetzt → entsteht eine funktionelle Gruppe

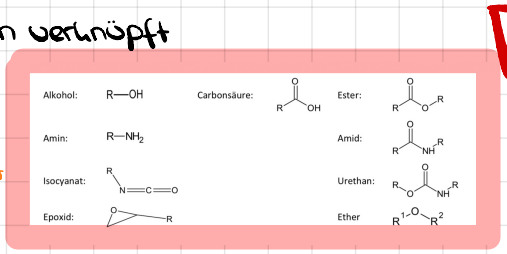
wieso wichtig → reiner Kohlenwasserstoff träge
sobald eine funktionelle Gruppe einbauen, reagiert Molekül viel leichter



warum? oft Atome gebunden mit unterschiedlicher Elektronegativität
C–H → Unterschied klein
C–O, O–H, C=O → Unterschied gross
→ Bindung polarer → reaktiver

Polymere aus Nahtstellen: Moleküle verbinden sich über funktionelle Gruppen miteinander
↳ Monomore werden verknüpft

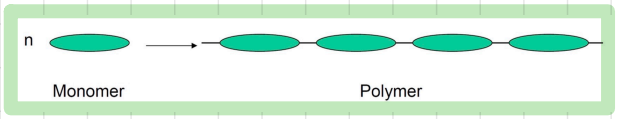
Merke:
Organisch-chemische Reaktionen finden an funktionellen Gruppen statt !!



(R steht hier für Rest also C-Kette)

Polymere: sehr grosse Moleküle → aus vielen sich wiederholenden kleinen Bausteinen aufgebaut sind

Monomere: Ausgangsbausteine



↳ Polymerisation: Prozess bei dem viele Monomere zu einer langen Kette verbunden werden

Eigenschaften von Polymere:

↳ Aufbau regelmässig
↳ ein weiteres Monomer ändert die Eigenschaft kaum noch
↳ Ketten können unterschiedlich lang sein
↳ Makromolekül
↳ DNS, Biomoleküle
↳ Eigenschaft kann gezielt verändert werden → deshalb wichtig in Werkstofftechnik

unterschiedliche Gruppen von Polymeren:

1. Einteilung nach Art der Herstellung (wie Polymer gebildet wurde)
2. nach physikalischen Eigenschaften (hart/weich, elastisch/spröde)

Einteilung nach Art der Herstellung:

3 Arten der Polymerisation:

1. radikalische/ ionische Polymerisation
2. Polykondensation
3. Polyaddition

1. radikalische Polymerisation: (Kettenwachstumsreaktion)

↳ viele kleine Monomere zu einer langen Kette verbunden
↳ mit Hilfe von Radikalen (Teilchen mit ungepaarten Elektron) (sehr reaktiv deshalb) (Elektronen in äusserster Orbitale)

Muster:

a) Initiation: Starter dazugeben, der Radikale erzeugt → greift erstes Monomer an
↳ Doppelbindungen werden angegriffen meistens C=C
b) Wachstumsreaktion: → immer mehr Monomere hängen sich an die Kette an
c) Kettenabbruch → Wachstum hört auf → Radikal verschwindet am Ende durch: Rekombi (2 Radikale treffen sich → kein ungepaartes Elektron mehr) Disprop. → H-Atom wird übertragen
d) Kettenübertragung → reaktives Ende springt an eine andere Stelle

2. Polykondensation

↳ viele Monomere werden zu langen Ketten verbunden → bei jedem Verknüpfen wird ein kleines Molekül abgespalten (Wasser, Alkohol, Ammoniak)

→ Polymerbildung mit Abspaltung von Molekülen eines Nebenproduktes
Kondensation ↳ diese müssen ständig entfernt werden, damit die Reaktion weiterläuft

↳ Monomere müssen mind. bifunktionell sein → mind. 2 funktionelle Gruppen haben, damit es an 2 Stellen reagieren kann
↳ nur 1 Reaktionsstellen: keine lange Kette bilden
zwei Reaktionsstellen: kann links & rechts weitermachen

- bifunktionelle Ausgangsstoffe → lineare Polykondensate
  ↳ Monomer: 2 Reaktionsstellen → lange Kette

- mehrfunktionelle Ausgangsstoffe → vernetzte Produkte
  ↳ mehr als 2 Reaktionsstellen → nicht nur Ketten sondern Querbindungen durch Ketten → Netzwerk

Stufenwachstumsreaktion? rad. Polym. ein aktives Kettenende wächst weiter → einzelne Anlagerung von Monomeren
Polykond.: schon gebildete Stücke verbinden sich wieder miteinander

3. Polyaddition
   ↳ gleich wie Polykondensation
   → Stufenwachstumsreaktion → Monomere reagieren an beiden Enden
   Monomer + kurze Kette
   kurze Kette + kurze Kette
   kurze Kette + lange Kette

Unterschied: es wird kein Nebenprodukt abgespalten

Oligomere = kurze Ketten aus Monomere

Einteilung nach Eigenschaften & Vernetzung

- keine Vernetzung → Thermoplast
- wenig Vernetzung → Elastomer
- starke Vernetzung → Duroplast

↳ Quervernetzung → entscheidend, ob vorhanden oder nicht

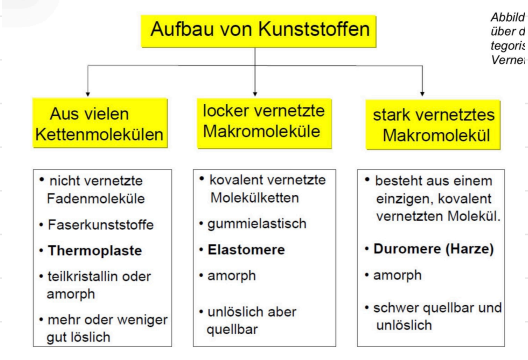
→ Vernetzung bestimmt, ob ein Kunststoff ein Thermo-, Duro-, Elastomer

viele Kunststoffe bestehen aus langen Ketten (nebeneinander liegend)
↳ wenn nicht vernetzt → können diese Ketten relativ gut aneinander vorbeigleiten

↳ bei Wärme: • Ketten bewegen sich stärker
• Zusammenhalt schwächer
• Kunststoff wird weich & schmilzt
↳ Thermoplaste

↳ was machen damit Kunststoff beim Erwärmen nicht schmilzt?
→ festhalten, damit sie nicht vorbeigleiten können
⇒ Quervernetzung (wie Fischernetz aber 3-dimensional)

↳ wenn Kunststoff vernetzt → Ketten können voneinander lösen
→ schmilzt nicht wie Thermoplast



Duroplaste: schmelzen nicht, zersetzen sich bei starkem Erhitzen
→ weil Ketten stark vernetzt sind

Duroplaste sind **stark vernetzte Kunststoffe.**
Das bedeutet: Die langen Polymerketten sind an vielen Stellen **chemisch miteinander verbunden.** Dadurch entsteht ein **dreidimensionales Netzwerk.** 6-Begleitheft Ekxkurs Polymere.pdf

Die Folge:

- die Ketten können **nicht mehr aneinander** vorbeigleiten
- der Kunststoff **schmilzt nicht**
- er bleibt **hart und formstabil**
- bei starker Hitze **zersetzt** er sich eher, statt zu schmelzen

Vernetzung auf versch. Arten entstehen
↳ durch kovalente Bindungen → starke chemische Bindungen zwischen den Ketten
wenn Vernetzung so entsteht → irreversibel
(bei Synthese oder Selbstvernetzung vorhand. funktionellen Gruppen)

↳ Ionenbindung / koordinative Bindung
↳ Bindungen schwächer / reversibel
↳ beim Erwärmen weg (wenn Bewegung der Moleküle zunimmt)
↳ Ionomere

↳ Vernetzung entsteht bei der Herstellung von Kunststoff
→ Polymerisation & Polykondensation
↳ diese Art eher schlecht, da sobald Duroplast vernetzt sind → lassen sie sich nur noch schwer bearbeiten (schwer umgiessbar)

→ nachträglich bei Selbstvernetzung vorhandener funkt. Gruppen

Thermoplast (Plastiktüte)
↳ beim Erwärmen weich & können schmelzen
↳ beim Erwärmen formbar → Spritzgussverfahren
↳ beim Ziehen: gleiten Ketten auseinander → Material wird gedehnt → wenn die zwischenmolekularen Kräfte nicht mehr ausreichen → reisst das Material

! bei Wärme formbar = plastisch

↳ Grund fürs Schmelzen: fehlende Quervernetzung

Elastomer: (Gummiband)

- **Thermoplaste:** werden beim Erwärmen weich und können schmelzen
- **Duroplaste:** schmelzen nicht, sondern **zersetzen sich** bei starkem Erhitzen, weil ihre Ketten stark vernetzt sind. 6-Begleitheft Ekxkurs Polymere.pdf

Dehnen von Plastiktüte:
einzelne Ketten gleiten auseinander → Ketten richten sich in Zugrichtung aus → bis Plastik reisst (zwischenmolekulare Kräfte reichen nicht mehr aus)

Unterschied Elastomer: T
↳ beim Ziehen verformen
↳ bleibt in der veränderten Form (kehrt nicht zurück)

E (Gummiband)
↳ leichter dehnen
↳ geht nach Loslassen wieder in die Ausgangsform zurück

↳ es gibt auch harte Thermoplaste
ob Thermoplast bei Raumtemperatur hart oder weich? → hängt von Glastemperatur ab

oberhalb T_{Glas} = weich verformbar
unterhalb T_{Glas} = nicht verformbar

Elastomere: wieso dehnen lassen & nachher wieder zurückkehren? → Entropie (Mass für Unordnung)
→ alles strebt nach Entropiezunahme → mehr Unordnung

↳ Makromoleküle wie Kunststoffe am liebsten im ungünstigen verknäulten Zustand → Entropie

→ wenn man Elastomer zieht → Moleküle gezwungen ihren entropiereichen Zustand aufzugeben → in Richtung des Zuges, Molekülketten angeordnet (Entropieabnahme)

↳ Ausgangszustand viel entropiereicher → Moleküle streben diesen an

