

```
<script type="module"> import  
mermaid from  
'https://cdn.jsdelivr.net/npm/mermaid  
@10/dist/mermaid.esm.min.mjs';  
mermaid.initialize({ startOnLoad: true  
}); </script>
```

Vorlesung

Werkstofftechnik -

Vorlesung Reale

Strukturen und

Eigenschaften

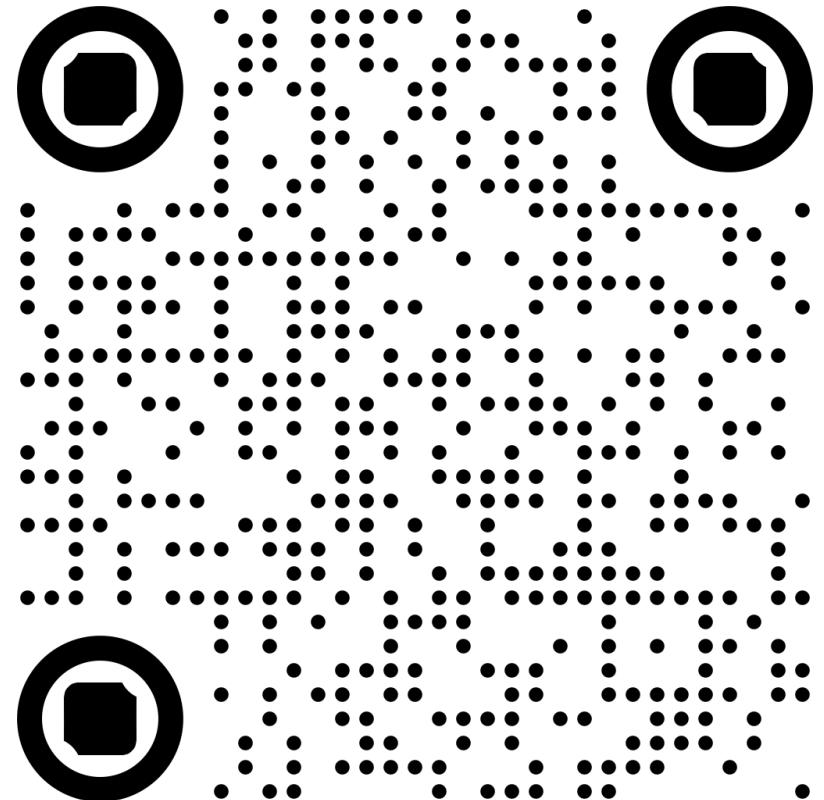
Prof. Dr.-Ing. Christian Willberg 

Kontakt: christian.willberg@h2.de

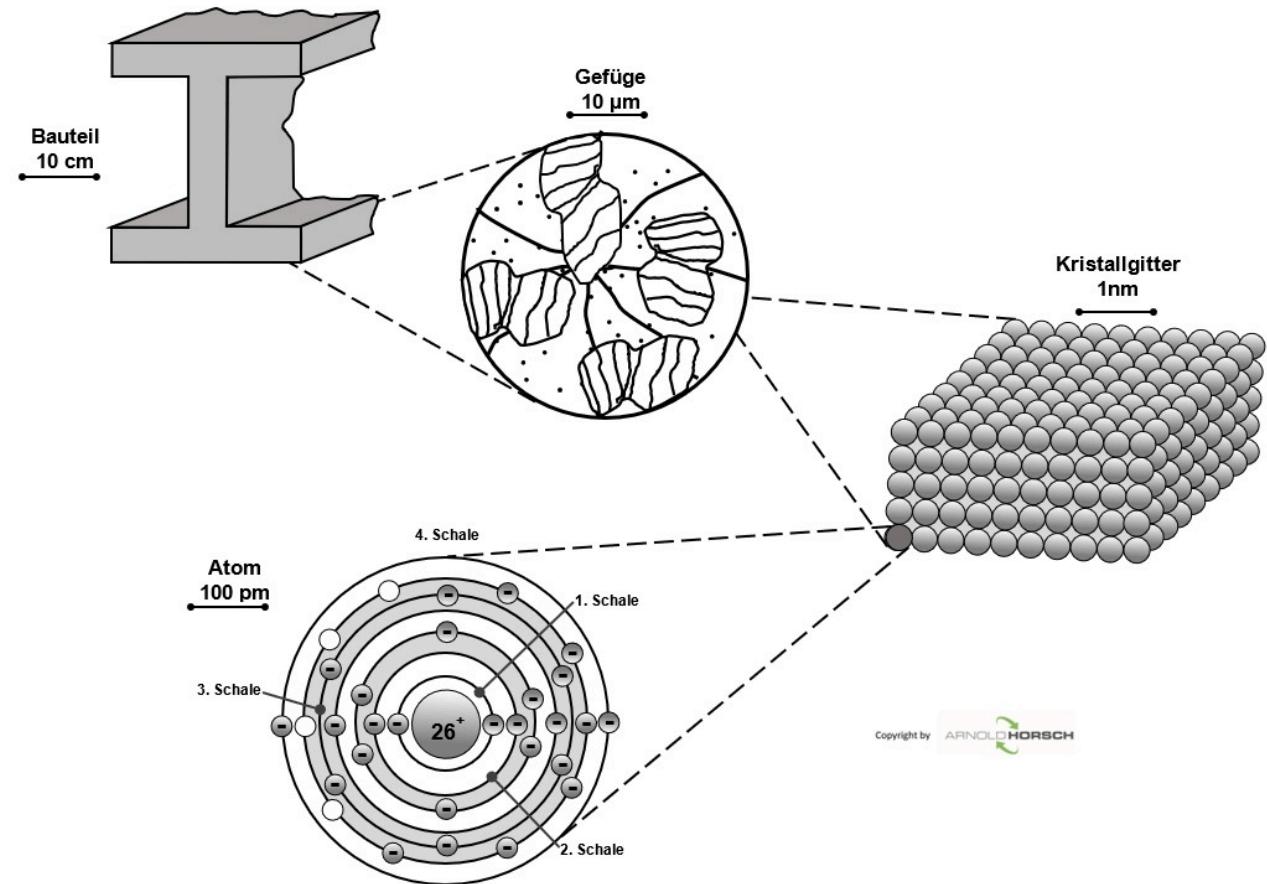


Inhalte

- Fehler in Kristallen
- Plastizität
- Grundlagen mechanischer Eigenschaften



Struktur von Werkstoffen



- Atomistische Struktur (Art der atomaren Bausteine)
- Feinstruktur (Bindungen zwischen den atomaren Bausteinen und deren geometrische An-ordnung)
- Mikrostruktur (Gefüge – Bereiche geometrischer Anordnung, die im Werkstoffinnern durch Grenzflächen voneinander getrennt sind)
- Makrostruktur (Grobstruktur – Gesamterscheinung eines Werkstoffes bei der Herstellung und dem Einsatz eines Bauteils)

Periode

1	H Wasserstoff 2,2 1,008	Legende <p><u>Symbol</u> schwarz = Feststoff blau = Flüssigkeit rot = Gas grau = unbekannt <u>unterstrichen</u> = radioaktiv</p> <p><u>Serie (Flächenfarbe)</u> Alkalimetalle Erdalkalimetalle Übergangsmetalle Lanthanoide Actinoide Metalle Halbmetalle Nichtmetalle Halogene Edelgase unbekannt</p> <p><u>Dichte</u> rot = kg / m³ schwarz = kg / dm³ grau = unbestimmt</p> <p><u>Stripes</u> durchgehend = natürliches Element schraffiert = künstliches Element</p>	18																	
2	Li Lithium 0,98 0,53		Be Beryllium 1,57 1,85	Cl Chlor 3,16 3,21																
3	Na Natrium 0,93 0,97	Mg Magnesium 1,31 1,74	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Gruppe							
4	K Kalium 0,82 0,86	Ca Calcium 1,0 1,55	Sc Scandium 1,36 2,98	Ti Titan 1,54 4,50	V Vanadium 1,63 6,11	Cr Chrom 1,66 7,14	Mn Mangan 1,55 7,43	Fe Eisen 1,83 7,87	Co Cobalt 1,88 8,90	Ni Nickel 1,91 8,91	Cu Kupfer 1,90 8,92	Zn Zink 1,65 7,14	Ga Gallium 1,81 5,90	Ge Germanium 2,01 5,32	As Arsen 2,18 5,73	Se Selen 2,55 4,82	Br Brom 2,96 3,12	Kr Krypton 3,0 3,75		
5	Rb Rubidium 0,82 1,53	Sr Strontium 0,95 2,63	Y Yttrium 1,22 4,47	Zr Zirkonium 1,33 6,50	Nb Niob 1,6 8,57	Mo Molybdän 2,16 10,28	Tc Technetium 1,9 11,50	Ru Ruthenium 2,2 12,37	Rh Rhodium 2,28 12,45	Pd Palladium 2,20 12,02	Ag Silber 1,93 10,49	Cd Cadmium 1,69 8,64	In Indium 1,78 7,31	Sn Zinn 1,96 7,26	Sb Antimon 2,05 6,70	Te Tellur 2,1 6,25	I Iod 2,6 4,94	Xe Xenon 2,6 5,90		
6	Cs Caesium 0,79 1,90	Ba Barium 0,89 3,59	La Lanthan 1,10 6,15	siehe unten		Hf Hafnium 1,3 13,3	Ta Tantal 1,5 16,65	W Wolfram 2,36 19,25	Re Rhenium 1,9 21,0	Os Osmium 2,2 22,6	Ir Iridium 2,2 22,56	Pt Platin 2,28 21,45	Au Gold 2,54 19,32	Hg Quecksilber 2,0 13,55	Tl Thallium 1,62 11,85	Pb Blei 2,33 11,35	Bi Bismut 2,02 9,75	Po Polonium 2,0 9,20	At Astat 2,2 ?	Rn Radon — 9,73
7	Fr Francium 0,7 ?	Ra Radium 0,9 5,5	Ac Actinium 1,1 10,1	siehe unten		Rf Rutherfordium ? ?	Db Dubnium ? ?	Sg Seaborgium ? ?	Bh Bohrium ? ?	Hs Hassium ? ?	Mt Meitnerium ? ?	Ds Darmstadtium ? ?	Rg Roentgenium ? ?	Cn Copernicium ? ?	Nh Nihonium ? ?	Fl Flerovium ? ?	Mc Moscovium ? ?	Lv Livermorium ? ?	Ts Tenness ? ?	Og Oganesson ? ?



Lanthanoide

58	140,12	59	140,91	60	144,24	61	144,91	62	150,36	63	151,96	64	157,25	65	158,93	66	162,50	67	164,93	68	167,26	69	168,93	70	173,05	71	174,97
Ce Cer 1,12 6,77	Pr Praseodym 1,13 6,48	Nd Neodym 1,14 7,01	Pm Promethium — 7,22	Sm Samarium 1,17 7,54	Eu Europium 5,25 —	Gd Gadolinium 1,2 7,89	Tb Terbium 8,25 —	Dy Dysprosium 1,22 8,55	Ho Holmium 1,23 8,78	Er Erbium 1,24 9,05	Tm Thulium 1,25 9,32	Yb Ytterbium 6,97 —	Lu Lutetium 1,27 9,84														
Th Thorium 1,3 11,72	Pa Protactinium 1,5 15,4	U Uran 1,38 18,95	Np Neptunium 1,36 20,45	Pu Plutonium 1,28 19,82	Am Americium 1,3 13,67	Cm Curium 1,3 13,51	Bk Berkelium 1,3 14,78	Cf Californium 1,3 15,1	Es Einsteinium ? ?	Fm Fermium ? ?	Md Mendelevium ? ?	No Nobelium ? ?	Lr Lawrencium ? ?														

Actinoide

Relevante Gößen

Ordnungszahl

Zahl der Protonen im Kern

Atommasse

bestimmt die Masse des Elements

Masse des Werkstoffs ist eine Kombination aus Atommasse und Dichte

Elektronegativität

bestimmt ob Atome abgegeben oder aufgenommen werden in einer Bindung

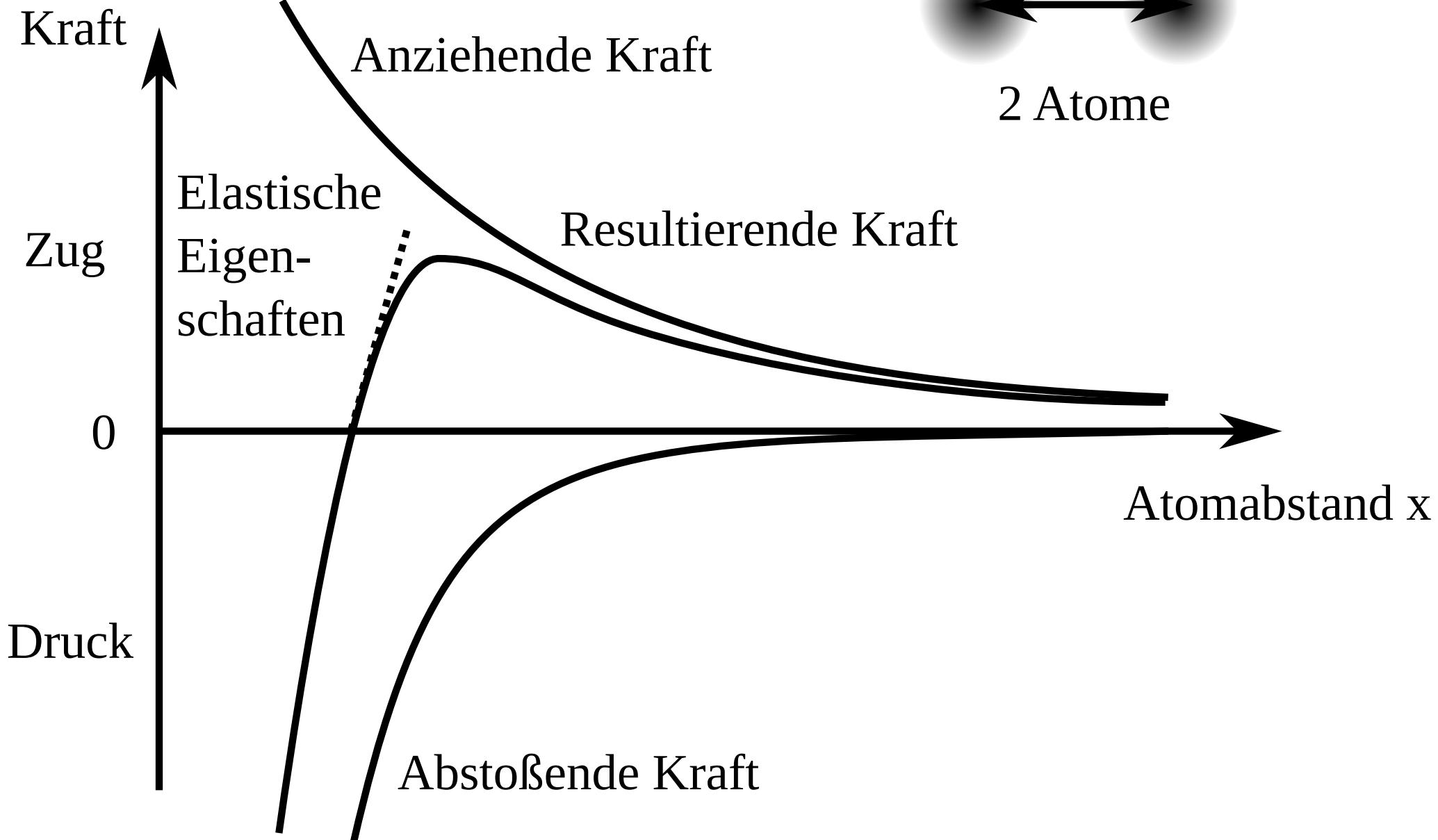
metallische Bindungen eher links

kovalente Bindungen eher rechts

Atomistische Struktur

Besteht aus

- Kern (Protonen + Neutronen) der die Masse definiert
- Hülle (Elektronen) mit verschiedenen Schalen, welche chemischen und viele physikalische Eigenschaften definiert
- Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen sorgt für Abstoßung und Anziehung
- als Elastizität oder Wärmedehnung makroskopisch zu erkennen



Bindungen

Hauptvalenzbindungen

Primärbindungen - hohe Bindungsenergie, starke Bindung

- Ionen- bzw. heteropolare Bindung
- Atom- bzw. homöopolare (oder kovalente) Bindung: polar (O-H) und unpolär (C-C, C-H)
- Metallische Bindung

Neben- oder Restvalenzbindungen

Sekundärbindungen - geringe Bindungsenergie, schwache Bindung

- van der Waals-Bindung: zwischenmolekulare Kräfte
- Wasserstoffbrückenbindung: zwei Moleküle oder zwei geeignet weit voneinander getrennte Abschnitte eines Makromoleküls treten über Wasserstoffatome in Wechselwirkung
- die Bindungsenergien sind ein bis zwei Zehnerpotenzen kleiner als die der Atombindungen.

Ionen- bzw. heteropolare Bindung

Definition:

Bindung zwischen **Metall-Atom** und **Nichtmetall-Atom** durch elektrostatische Anziehung

Mechanismus:

1. Metall gibt Elektronen ab → **Kation** (positiv geladen)
2. Nichtmetall nimmt Elektronen auf → **Anion** (negativ geladen)
3. Elektrostatische Anziehung zwischen entgegengesetzten geladenen Ionen

Beispiel: Natriumchlorid (NaCl)

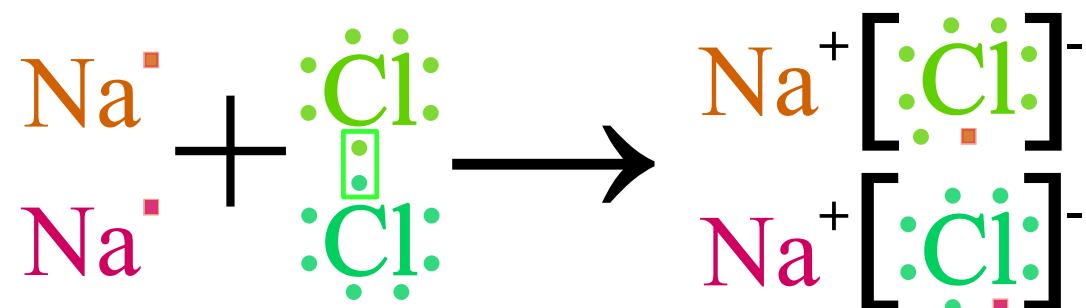
Natrium (Na)

- 1 Elektron in äußerer Schale
- Gibt 1 Elektron ab → Na⁺ (Kation)

Chlor (Cl)

- 7 Elektronen in äußerer Schale
- Nimmt 1 Elektron auf → Cl⁻ (Anion)

Reaktionsgleichung:



Triebkraft: Edelgaskonfiguration

Ziel: Äußere Schale mit 8 Elektronen (Oktettregel)

Element	e⁻ außen	Reaktion	Ion	wie Edelgas
Na	1	-1 e ⁻	Na ⁺	Neon
Mg	2	-2 e ⁻	Mg ²⁺	Neon
Cl	7	+1 e ⁻	Cl ⁻	Argon
O	6	+2 e ⁻	O ²⁻	Neon

Weitere Beispiele

Magnesiumoxid (MgO)

- $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$
- $\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}^{2-}$
- $\text{Mg}^{2+} + \text{O}^{2-} \rightarrow \text{MgO}$

Aluminiumoxid (Al_2O_3)

- $2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 6\text{e}^-$
- $3 \text{O} + 6\text{e}^- \rightarrow 3 \text{O}^{2-}$
- $2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{O}^{2-} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

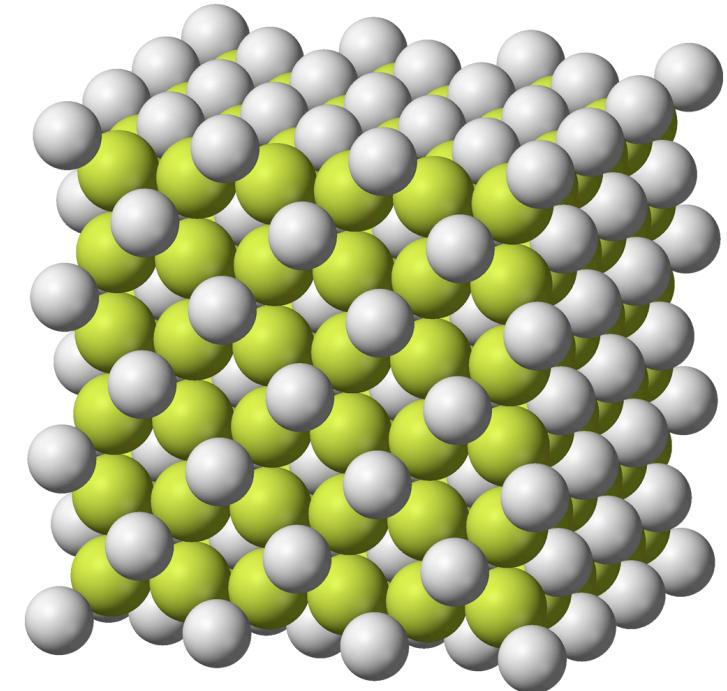
Eigenschaften ionischer Verbindungen

Kristallstruktur

- Regelmäßiges Ionengitter
- Hohe Packungsdichte
- Beispiel: NaCl-Gitter (Steinsalzstruktur)

Mechanische Eigenschaften

- Spröde, geringe Duktilität
- Hohe Härte
- Hohe Druckfestigkeit
- Geringe Zugfestigkeit



Eigenschaften ionischer Verbindungen (2)

Thermische Eigenschaften

- Hohe Schmelzpunkte (300-1000°C)
- Hohe Siedepunkte
- Beispiel: NaCl schmilzt bei 801°C

Elektrische Eigenschaften

- Isolator im festen Zustand
- Leiter in geschmolzenem Zustand (Ionen beweglich)
- Leiter in wässriger Lösung (Elektrolyt)

Bindungsenergie

Definition:

Energie, die benötigt wird, um die Bindung zu trennen

Ionenbindung:

- Stark (400-800 kJ/mol)
- Abhängig von:
 - Ladung der Ionen (höhere Ladung → stärker)
 - Ionenradius (kleinere Ionen → stärker)

Coulomb-Gesetz

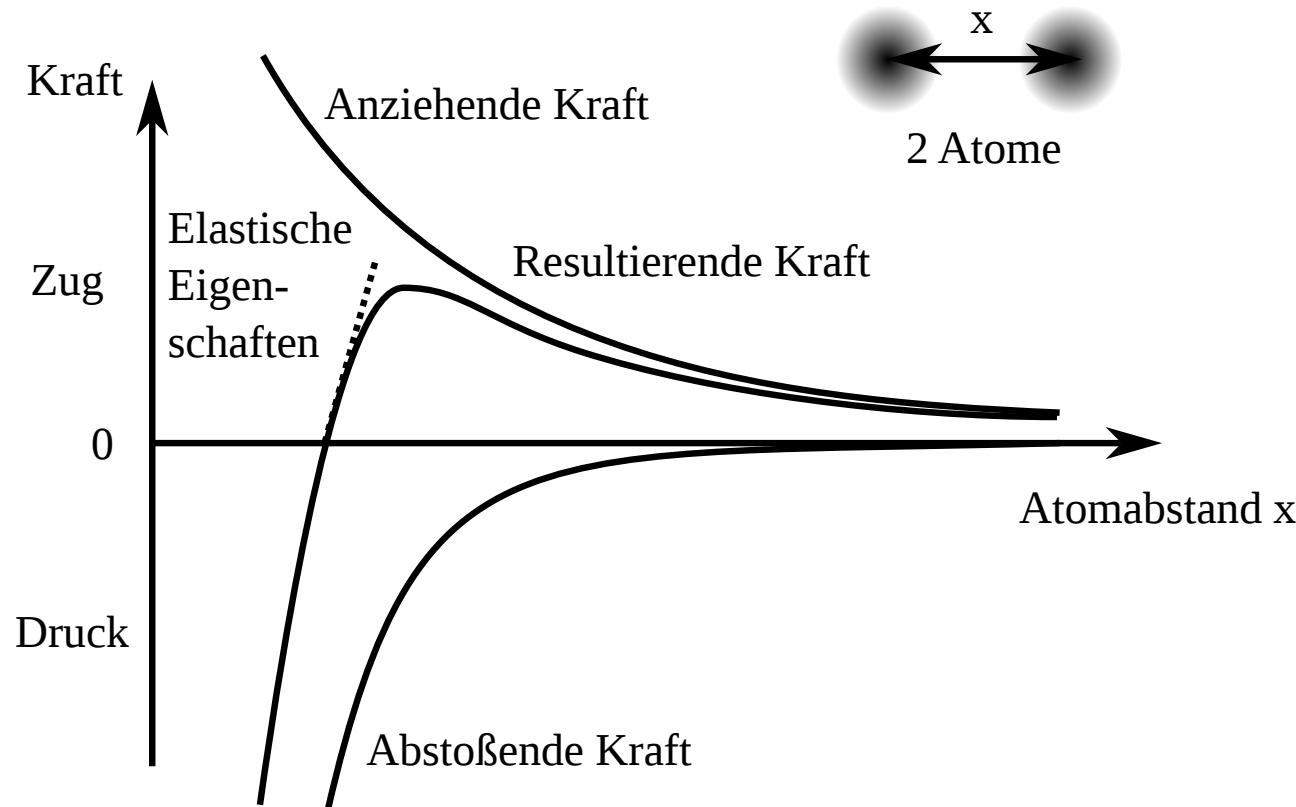
Anziehungskraft zwischen Ionen:

$$F = k \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$$

- F = Kraft
- k = Coulomb-Konstante
- q_1, q_2 = Ladungen der Ionen
- r = Abstand zwischen Ionen

Schlussfolgerung:

Stärkere Bindung bei höherer
Ladung und kleinerem Abstand



Gitterenergie - Beispiele

Verbindung	Gitterenergie [kJ/mol]	Schmelzpunkt [°C]
NaCl	786	801
MgO	3795	2852
CaF ₂	2630	1418
LiF	1037	845
KCl	717	770

Trend: Kleinere Ionen + höhere Ladung = höhere Gitterenergie

Anwendungen ionischer Verbindungen

Keramiken

- Al_2O_3 (Aluminiumoxid) - Schneidwerkzeuge, Isolatoren
- MgO (Magnesiumoxid) - Feuerfeste Materialien

Salze

- NaCl (Kochsalz) - Lebensmittel, Chemie
- CaCO_3 (Calciumcarbonat) - Baumaterial, Zement

Elektronik

- Isolatoren und Dielektrika

Atom- bzw. homöopolare Bindung

Definition:

Bindung zwischen **Nichtmetall-Atomen** durch **gemeinsame Nutzung** von Elektronenpaaren

Mechanismus:

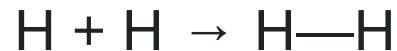
1. Zwei oder mehr Atome teilen sich Elektronen
2. Gemeinsame Elektronenpaare gehören beiden Atomen
3. Bildung von **Molekülen** oder **kovalenten Netzwerken**
4. Gerichtete Bindungen

Beispiel: Wasserstoff (H_2)

Wasserstoff (H)

- 1 Elektron in äußerer Schale
- Braucht 1 weiteres Elektron für Edelgaskonfiguration

Bindungsbildung:



- Jedes H-Atom steuert 1 Elektron bei
- Beide Elektronen werden geteilt
- Beide H-Atome erreichen He-Konfiguration ($2\ e^-$)

Bindungsstrich (—): Steht für ein bindendes Elektronenpaar

Triebkraft: Edelgaskonfiguration

Molekül	Atome	Bindung	Konfiguration wie
H ₂	H—H	Einfach	Helium
Cl ₂	Cl—Cl	Einfach	Argon
O ₂	O=O	Zweifach	Neon
N ₂	N≡N	Dreifach	Neon

Mehrfachbindungen:

- Einfach (—): 1 Elektronenpaar
- Zweifach (=): 2 Elektronenpaare
- Dreifach (≡): 3 Elektronenpaare

Weitere Beispiele

Wasser (H_2O)

- O braucht 2 Elektronen → 2 Einfachbindungen mit H

Methan (CH_4)

- C braucht 4 Elektronen → 4 Einfachbindungen mit H

Kohlendioxid (CO_2)

- $\text{O}=\text{C}=\text{O}$
- 2 Doppelbindungen, linear

Arten kovalenter Strukturen

1. Molekülkristalle

- Diskrete Moleküle (H_2O , CO_2 , organische Stoffe)
- Schwache zwischenmolekulare Kräfte
- Niedrige Schmelzpunkte

2. Kovalente Netzwerke (Atomkristalle)

- Durchgehende kovalente Bindungen
- Diamant, Siliciumcarbid, Quarz
- Sehr hohe Schmelzpunkte
- Extreme Härte

Polare und unpolare kovalente Bindungen

Unpolare kovalente Bindung

- Gleiche Atome (H_2 , Cl_2 , O_2)
- Elektronen gleichmäßig verteilt
- Keine Ladungstrennung
- Elektronegativitätsdifferenz $\Delta\text{EN} = 0$

Polare kovalente Bindung

- Verschiedene Atome (H_2O , HCl)
- Elektronen ungleichmäßig verteilt
- Teilladungen (δ^+ und δ^-)
- Elektronegativitätsdifferenz $0 < \Delta\text{EN} < 1,7$

Bindungsarten nach ΔEN

ΔEN	Bindungstyp	Beispiel	Werkstofftyp
0 - 0,4	Unpolar kovalent	H_2 , Cl_2	Gase, unpolare Moleküle
0,4 - 1,7	Polar kovalent	H_2O , Polymere	Kunststoffe, biologisch
> 1,7	Ionisch	$NaCl$, MgO	Keramiken, Salze

Übergänge sind fließend!

Eigenschaften molekularer Stoffe

Aggregatzustand

- Oft gasförmig oder flüssig bei Raumtemperatur
- Niedrige Schmelz-/Siedepunkte (< 400°C)
- Schwache Van-der-Waals-Kräfte zwischen Molekülen

Mechanische Eigenschaften

- Weich (bei Feststoffen)
- Geringe Festigkeit
- Oft flexibel/elastisch
- Beispiel: Kunststoffe, Wachse

Eigenschaften kovalenter Netzwerke

Mechanische Eigenschaften

- Extrem hart
- Spröde
- Hohe Druckfestigkeit
- Geringe Zugfestigkeit

Thermische Eigenschaften

- Sehr hohe Schmelzpunkte (> 2000°C)
- Hohe thermische Stabilität
- Geringe thermische Ausdehnung

Beispiele: Diamant, SiC, Si₃N₄

Bindungsenergie

Definition:

Energie, die benötigt wird, um eine Bindung zu trennen

Beispiele:

Bindung	Energie [kJ/mol]
H—H	436
C—C	348
C=C	614
C≡C	839
Si—Si	226
C—Si	301

Kovalente Werkstoffe: Diamant

Struktur:

- Jedes C-Atom mit 4 Nachbarn tetraedrisch verbunden
- Durchgehendes 3D-Netzwerk
- Alle Bindungen gleichwertig

Eigenschaften:

- Härtester bekannter Werkstoff (10 auf Mohs-Skala)
- Schmelzpunkt: 3550°C
- Hervorragender elektrischer Isolator
- Exzellente Wärmeleitfähigkeit

Anwendung: Schneidwerkzeuge, Schleifmittel

Kovalente Werkstoffe: Siliciumcarbid (SiC)

Struktur:

- Ähnlich wie Diamant
- Si und C alternierend angeordnet
- Kovalente C—Si Bindungen

Eigenschaften:

- Sehr hart (9,5 auf Mohs-Skala)
- Schmelzpunkt: 2730°C
- Chemisch sehr beständig
- Gute Wärmeleitfähigkeit
- Halbleiter bei hohen Temperaturen

Vergleich: Ionisch vs. Kovalent

Eigenschaft	Ionische Bindung	Kovalent (molekular)	Kovalent (Netzwerk)
Struktur	Kristallgitter	Moleküle	3D-Netzwerk
Schmelzpunkt	Hoch (800°C)	Niedrig (<300°C)	Sehr hoch (>2000°C)
Härte	Mittel-hoch	Gering	Sehr hoch
Elektrisch	Isolator (fest)	Isolator	Isolator
Duktilität	Spröde	Variable	Sehr spröde
Beispiel	NaCl, MgO	Kunststoffe, H ₂ O	Diamant, SiC

Polymere (Kunststoffe)

Struktur:

- Lange Kohlenstoffketten
- C—C und C—H Bindungen (kovalent)
- Schwache Bindungen zwischen Ketten

Typen:

- **Thermoplaste:** Linear, schmelzbar (PE, PP, PVC)
- **Duroplaste:** Vernetzt, nicht schmelzbar (Epoxid, Bakelit)
- **Elastomere:** Schwach vernetzt, elastisch (Gummi)

Dazu später mehr

Anwendungen kovalenter Werkstoffe (2)

Verbundwerkstoffe

- Faserverstärkte Kunststoffe (CFK, GFK)
- Matrix: Polymer (kovalent)
- Verstärkung: Kohlefaser, Glasfaser

Glas und Optik

- Fensterglas (SiO_2 -basiert)
- Optische Fasern
- Spezialgläser

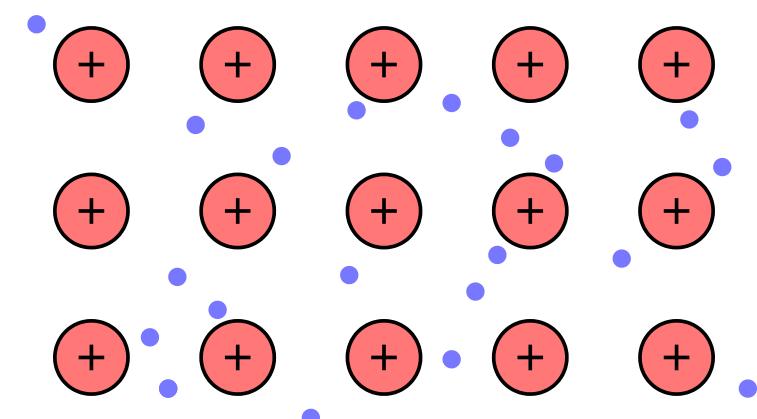
Metallische Bindung

Definition:

Bindung zwischen **Metall-Atomen** durch delokalisierte Valenzelektronen

Mechanismus:

1. Metallatome geben Valenzelektronen ab
2. Positive Metallionen (Atomrümpfe) bilden Gitter
3. Valenzelektronen bewegen sich frei im gesamten Kristall
4. **Elektronengas** umgibt die Atomrümpfe
5. Elektrostatische Anziehung zwischen Atomrümpfen und Elektronengas



Struktur

⊕ = Metallionen (Atomrümpfe)

blaue Punkte = delokalisierte Elektronen (Elektronengas)

- Elektronen gehören nicht zu einzelnen Atomen
- Frei beweglich im gesamten Metallgitter
- Ungerichtete Bindung

Beispiele metallischer Elemente

Alkalimetalle (1. Hauptgruppe)

- Natrium (Na), Kalium (K), Lithium (Li)
- 1 Valenzelektron
- Weich, reaktiv

Erdalkalimetalle (2. Hauptgruppe)

- Magnesium (Mg), Calcium (Ca)
- 2 Valenzelektronen
- Mittlere Festigkeit

Übergangsmetalle

- Eisen (Fe), Kupfer (Cu), Aluminium (Al)
- Variable Valenzelektronen
- Hart, gute Leitfähigkeit

Triebkraft: Energieabsenkung

Warum bilden Metalle diese Bindung?

- Durch Delokalisierung der Elektronen wird Energie freigesetzt
- Elektronen können sich über viele Atome verteilen
- Niedrigeres Energieniveau als bei isolierten Atomen
- Energiegewinn stabilisiert die Struktur

Je mehr Valenzelektronen, desto stärker die Bindung

Metall	Valenzelektronen	Schmelzpunkt [°C]
Na	1	98
Mg	2	650
Al	3	660

Mechanische Eigenschaften

Verformbarkeit

- Dukttil (verformbar)
- Schmiedbar, walzbar
- Atome können aneinander vorbeigleiten
- Elektronengas bleibt erhalten

Festigkeit

- Mittlere bis hohe Festigkeit
- Zugfestigkeit: 50-1500 MPa (je nach Metall)
- Verformungsverfestigung möglich

Bruchverhalten

Zäh (nicht spröde)

Mechanische Eigenschaften (2)

Härte

- Variabel je nach Metall
- Weich: Na, K, Au (< 30 HV)
- Mittel: Al, Cu, Ag (30-100 HV)
- Hart: Fe, Cr, W (> 100 HV)

Verformungsmechanismen

- Versetzungsbewegung (Gleitebenen)
- Zwillingsbildung
- Ungerichtete Bindung ermöglicht Verformung
- Im Gegensatz zu Ionenkristallen (spröde)

Thermische Eigenschaften

Schmelzpunkte

- Niedrig bis sehr hoch (39°C - 3422°C)
- Abhängig von Anzahl der Valenzelektronen

Metall	Schmelzpunkt [°C]
Hg	-39
Na	98
Al	660
Cu	1085
Fe	1538
W	3422

Thermische Eigenschaften (2)

Wärmeleitfähigkeit

- Sehr gut (10-400 W/(m·K))
- Freie Elektronen transportieren Wärme
- Beste Leiter: Ag, Cu, Au, Al

Wärmeausdehnung

- Mittlere bis hohe Ausdehnung
- Typisch: $10-30 \cdot 10^{-6} \text{ K}^{-1}$
- Wichtig für thermische Spannungen

Wärmekapazität

- Elektronen und Gitterschwingungen (Phononen)

Elektrische Eigenschaften

Elektrische Leitfähigkeit

- Ausgezeichnete Leiter
- Freie Elektronen transportieren Ladung
- Spezifischer Widerstand: 10^{-8} - 10^{-6} $\Omega \cdot \text{m}$

Metall	Leitfähigkeit [MS/m]	Anwendung
Ag	63	Kontakte
Cu	59	Kabel
Au	45	Elektronik
Al	37	Leitungen
Fe	10	Konstruktion

Vergleich der Bindungsarten

Eigenschaft	Ionisch	Kovalent	Metallisch
Beteiligte	Metall + Nichtmetall	Nichtmetall	Metall
Elektronen	Übertragung	Teilung	Delokalisiert
Struktur	Ionengitter	Moleküle/Netzwerk	Metallgitter
Leitfähigkeit	Nur geschmolzen	Nein	Ja, sehr gut
Verformbarkeit	Spröde	Spröde/weich	Duktil
Schmelzpunkt	Hoch	Variabel	Mittel-hoch
Transparenz	Oft ja	Oft ja	Nein

Mechanische Eigenschaften im Vergleich

Metallische Bindung

- Duktil, verformbar
- Ungerichtete Bindung ermöglicht Gleitung
- Versetzungsbewegung

Ionische Bindung

- Spröde
- Gleichnamige Ladungen stoßen sich ab
- Keine Gleitung möglich

Kovalente Bindung (Netzwerk)

- Sehr spröde
- Gerichtete Bindungen müssen brechen
- Extrem hart (Diamant)

Sekundärbindungen

Definition:

Schwache Bindungen zwischen **Molekülen** oder **Atomen** durch elektrostatische Wechselwirkungen

Eigenschaften:

- Geringe Bindungsenergie (1-50 kJ/mol)
- **Ein bis zwei Zehnerpotenzen schwächer** als Primärbindungen
- Keine Elektronenübertragung oder -teilung
- Kurzreichweitig

Arten:

1. Van-der-Waals-Bindungen
2. Wasserstoffbrückenbindungen

Bindungsenergie - Vergleich

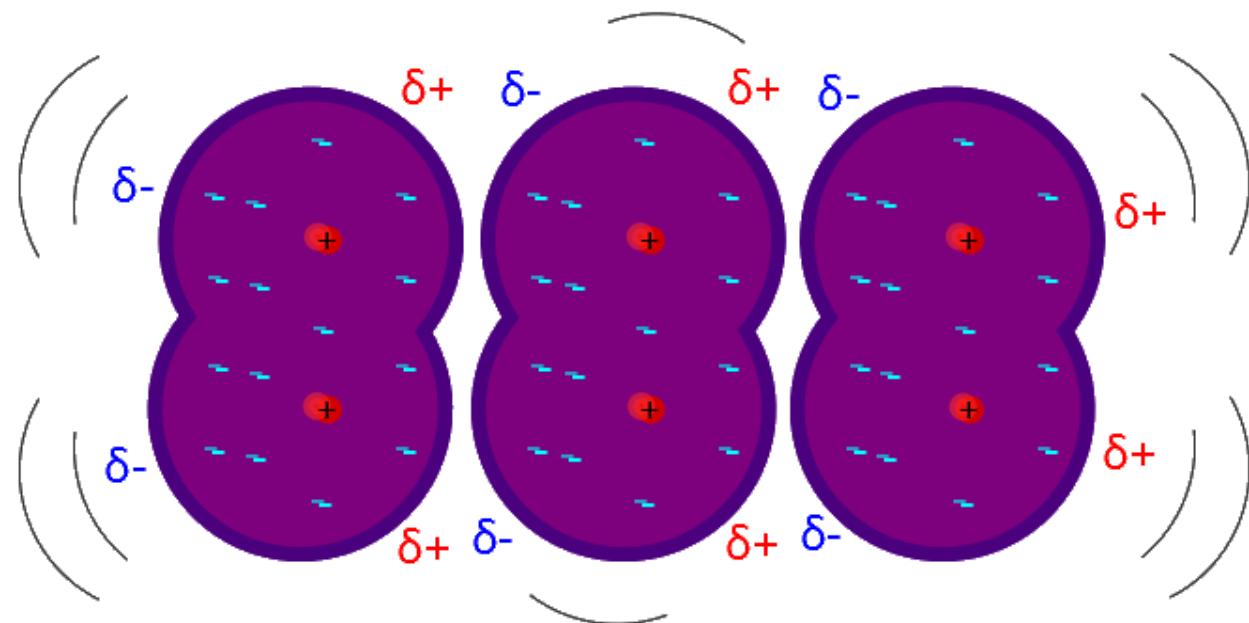
Bindungstyp	Energie [kJ/mol]	Beispiel
Primärbindungen		
Ionisch	400-800	NaCl
Kovalent	150-900	C-C, O=O
Metallisch	100-850	Cu, Fe
Sekundärbindungen		
Wasserstoffbrücken	10-40	H ₂ O...H ₂ O
Dipol-Dipol	5-25	HCl...HCl
London-Kräfte	0,5-10	Ar...Ar

Faktor 10-100 schwächer!

Van-der-Waals-Bindungen

Definition:

Schwache zwischenmolekulare Kräfte aufgrund von Ladungsverteilungen



Drei Arten:

1. London-Kräfte (Dispersionskräfte)

- Temporäre Dipole durch Elektronenbewegung
- Wirken zwischen allen Molekülen/Atomen
- Schwächste Van-der-Waals-Kraft

2. Dipol-Dipol-Kräfte

- Zwischen permanenten Dipolen
- Stärker als London-Kräfte

3. Dipol-induzierte Dipol-Kräfte

- Permanenter Dipol induziert Dipol

London-Kräfte (Dispersionskräfte)

Mechanismus:

Atom 1: $\Theta \oplus \rightarrow$ temporärer Dipol

\downarrow induziert

Atom 2: $\oplus \Theta \rightarrow$ induzierter Dipol

Eigenschaften:

- Treten bei **allen** Molekülen/Atomen auf
- Auch bei unpolaren Molekülen (Ar , CH_4 , N_2)
- Stärke nimmt mit Molekülgröße zu
- Kurzreichweilig ($\sim r^{-6}$)

Beispiele:

- Edelgase (Ne, Ar, Kr)
- Unpolare Moleküle (H_2 , N_2 , CH_4)
- Polymere (Polyethylen)

London-Kräfte - Einfluss der Molekülgröße

Größere Moleküle → stärkere London-Kräfte

Molekül	Molare Masse [g/mol]	Siedepunkt [°C]
He	4	-269
Ne	20	-246
Ar	40	-186
Kr	84	-153
Xe	131	-108

Trend: Mehr Elektronen → stärkere temporäre Dipole → höherer Siedepunkt

Dipol-Dipol-Kräfte

Mechanismus:



Voraussetzungen:

- H gebunden an F, O oder N
- Freies Elektronenpaar am Akzeptor
- Gerichtet und relativ stark (10-40 kJ/mol)

Wasserstoffbrücken - Beispiel Wasser

Wasser (H_2O)



|

H

Eigenschaften durch H-Brücken:

- Hoher Siedepunkt (100°C, erwartet: -80°C)
- Hohe Schmelzwärme
- Hohe Verdampfungswärme
- Dichteanomalie (Eis schwimmt)
- Oberflächenspannung

Jedes H_2O kann 4 H-Brücken bilden!

Eigenschaften von Stoffen mit Sekundärbindungen

Aggregatzustand

- Oft gasförmig oder niedrig siedend
- Schwache intermolekulare Kräfte
- Leicht verdampfbar

Schmelz-/Siedepunkte

- Niedrig (oft $< 100^{\circ}\text{C}$)
- Ausnahme: H-Brücken erhöhen Werte

Löslichkeit

- London-Kräfte: "Gleiches löst sich in Gleichem"
- H-Brücken: gut löslich in polaren Lösungsmitteln

Werkstofftechnische Bedeutung

Polymere

- Sekundärbindungen zwischen Polymerketten
- Bestimmen Schmelzpunkt und Festigkeit
- Thermoplaste: nur Sekundärbindungen
- Beispiel: Polyethylen (nur London-Kräfte)

Schmierstoffe

- Graphit: schwache Van-der-Waals-Kräfte zwischen Schichten
- Leicht verschiebbar → geringe Reibung

Adsorption

- Van-der-Waals-Kräfte binden Moleküle an Oberflächen

Thermoplaste vs. Duroplaste

Thermoplaste

- Nur Sekundärbindungen zwischen Ketten
- Schmelzbar, recycelbar
- Niedrige Schmelzpunkte (50-250°C)
- Beispiele: PE, PP, PS, PVC

Duroplaste

- Kovalente Vernetzung (Primärbindung)
- Nicht schmelzbar
- Hohe Temperaturbeständigkeit
- Beispiele: Epoxidharze, Phenolharze

Sekundärbindungen ermöglichen Verformbarkeit!

Graphit - Schichtstruktur

Struktur:

- Innerhalb der Schichten: starke kovalente C-C Bindungen
- Zwischen den Schichten: schwache Van-der-Waals-Kräfte

Eigenschaften:

- In Schichten: hart, fest
- Zwischen Schichten: leicht verschiebbar
- Guter Schmierstoff
- Elektrisch leitfähig (in Schichtebene)

Anwendung:

- Trockenschmiermittel

Geckofüße - Adhäsion durch Van-der-Waals-Kräfte

Prinzip:

- Millionen feiner Härchen (Setae)
- Große Kontaktfläche
- Van-der-Waals-Kräfte addieren sich
- Haftung: $\sim 10 \text{ N/cm}^2$

Technische Anwendung:

- Gecko-Tape (wiederverwendbare Klebestreifen)
- Kletterroboter
- Biomimetik

Adsorption an Oberflächen

Physisorption

- Van-der-Waals-Kräfte
- Schwache Bindung (5-40 kJ/mol)
- Reversibel
- Mehrschichtig möglich

Anwendungen:

- Aktivkohle (Wasserreinigung, Gasmasken)
- Molekularsiebe (Trocknung)
- Katalysatoren (Oberflächenvergrößerung)
- Chromatographie

Im Gegensatz zu Chemisorption (kovalente Bindung, irreversibel)

Lösungsmittel und Löslichkeit

"Gleiches löst sich in Gleichem"

Unpolare Lösungsmittel (London-Kräfte)

- Hexan, Benzol, Chloroform
- Lösen: Fette, Öle, Wachse, unpolare Polymere

Polare Lösungsmittel (Dipol, H-Brücken)

- Wasser, Ethanol, Aceton
- Lösen: Salze, Zucker, polare Moleküle

Prinzip:

Lösungsmittel müssen ähnliche intermolekulare Kräfte haben wie gelöster Stoff

Oberflächenspannung

Ursache:

Ungleiche Anziehungskräfte an der Oberfläche

Hohe Oberflächenspannung:

- Starke intermolekulare Kräfte
- H_2O : 72 mN/m (H-Brücken!)
- Hg: 486 mN/m (Metallbindung)

Niedrige Oberflächenspannung:

- Schwache intermolekulare Kräfte
- Ethanol: 22 mN/m
- Hexan: 18 mN/m

Anwendung:

Verdampfungsenthalpie

Definition:

Energie zum Verdampfen von 1 mol Stoff

Stoff	Intermolekulare Kraft	ΔH_{vap} [kJ/mol]
Ne	London	1,7
CH ₄	London	8,2
HCl	Dipol	16,2
NH ₃	H-Brücken	23,3
H ₂ O	H-Brücken	40,7

H₂O hat außergewöhnlich hohe Verdampfungsenthalpie!

Vergleich: Primär- vs. Sekundärbindungen

Eigenschaft	Primärbindung	Sekundärbindung
Energie	100-900 kJ/mol	1-50 kJ/mol
Reichweite	Atomar	Molekular
Schmelzpunkt	Hoch (>500°C)	Niedrig (<200°C)
Elektronen	Beteiligt	Nicht beteiligt
Beispiele	NaCl, Fe, Diamant	H ₂ O, N ₂ , Polymere
Festigkeit	Sehr hoch	Niedrig
Verformbarkeit	Variabel	Oft gut

Zusammenfassung - Van-der-Waals

Van-der-Waals-Bindungen:

- London-Kräfte (alle Stoffe)
- Dipol-Dipol (polare Moleküle)
- Schwach (0,5-25 kJ/mol)
- Kurzreichweitig
- Bestimmen Siedepunkt/Schmelzpunkt
- Wichtig für Polymere, Schmierstoffe
- Ermöglichen Adsorption
- "Gleiches löst sich in Gleichem"

Zusammenfassung - Wasserstoffbrücken

Wasserstoffbrückenbindungen:

- Stärkste Sekundärbindung (10-40 kJ/mol)
- H gebunden an F, O, N
- Gerichtet
- Erhöhen Siedepunkt dramatisch
- Lebenswichtig (DNA, Proteine, Wasser)
- Hohe Verdampfungsenthalpie
- Dichteanomalie des Wassers
- Festigkeit von Cellulose