

Chemische Bindung

- **Wie** halten Atome zusammen?
- **Welche** Atome können sich verbinden?

 **locker
bleiben**

 **positiv
power**


keep smiling

Chemische Bindung

- Die chemischen Reaktionen spielen sich zwischen den **Hüllen** der Atome ab.
- Die **Elektronen** sind für die chemischen Reaktionen verantwortlich.

Chemie ein Ladungsspiel

- Chemie ist ein **Spiel der Ladungen**
- gleichnamige Ladungen stoßen sich ab
- ungleichnamige Ladungen ziehen sich an
- Coulomb'sches Gesetz
- Kraft : $F \text{ prop. } q_1 * q_2 / r^2$

Chemie

- Bei den Atomen gilt das „Prinzip des Wilden Westens“:

Der Stärkere gewinnt



**locker
bleiben**



**positiv
power**



k

keep smiling

Aufbau von Verbindungen

- Die Atome möchten in ihrer Hülle wie ein **Edelgas** aussehen (2 e, meist 8 e) -> **Oktettregel (treibende Kraft)**.
- Aus der **Anzahl Aussenelektronen** leitet sich die **Wertigkeit** ab.
- **Die Natur ist ökonomisch**, sie versucht mit einem Minimum an Energie auszukommen → möglichst wenig Elektronen austauschen.



Aufbau von Verbindungen

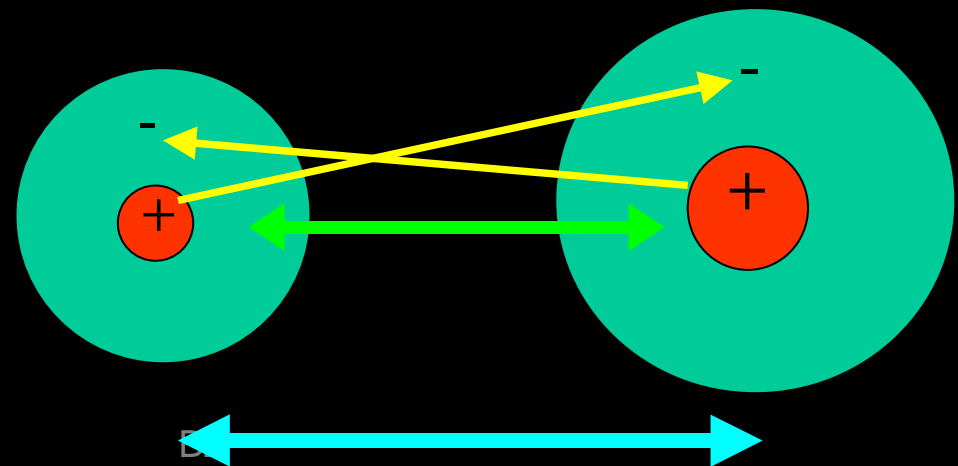
- Die Verbindungen sollen möglichst **symmetrisch** sein, denn symmetrische Moleküle sind energetisch besonders günstig.

Chemische Bindung

- Es gibt Atome, die gerne Elektronen abgeben (**Metalle**).
-> sie werden dabei positiv geladen.
- Es gibt Atome, die gerne Elektronen aufnehmen (**Nichtmetalle**).
-> sie werden dabei negativ geladen.

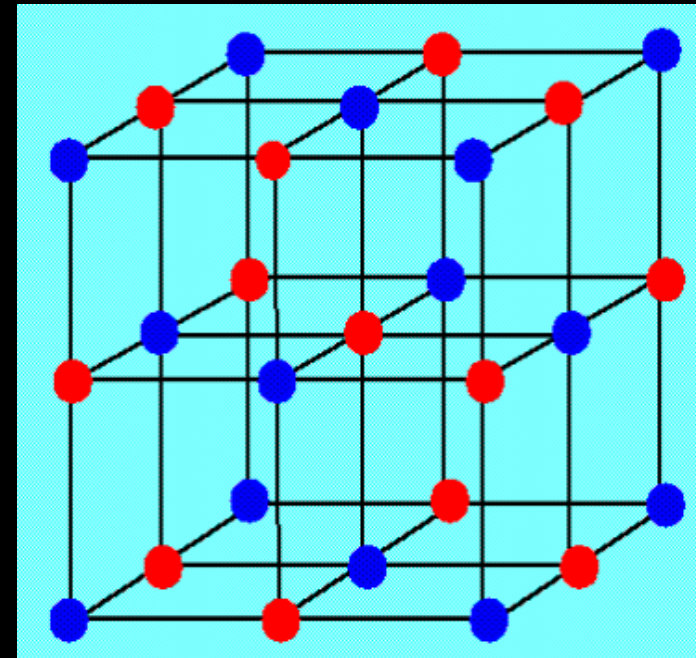
Chemische Bindung

- Positiv und negativ geladene Teile ziehen sich an. 
- Die Hüllen stoßen sich ab. 
- Kompromiss: Ein gewisser Abstand, die **Bindungslänge.**



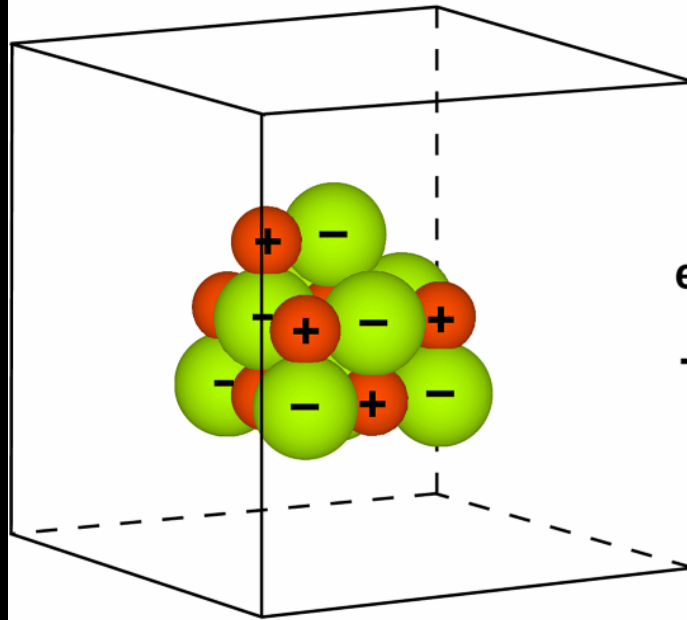
Ionen-Bindung

- Ein Atom gibt Elektronen ab,
- das andere nimmt Elektronen auf,
- die beiden Atome binden sich (+ und -)
- **Ionenbindung**
- **Ionengitter**
- **Kristall**

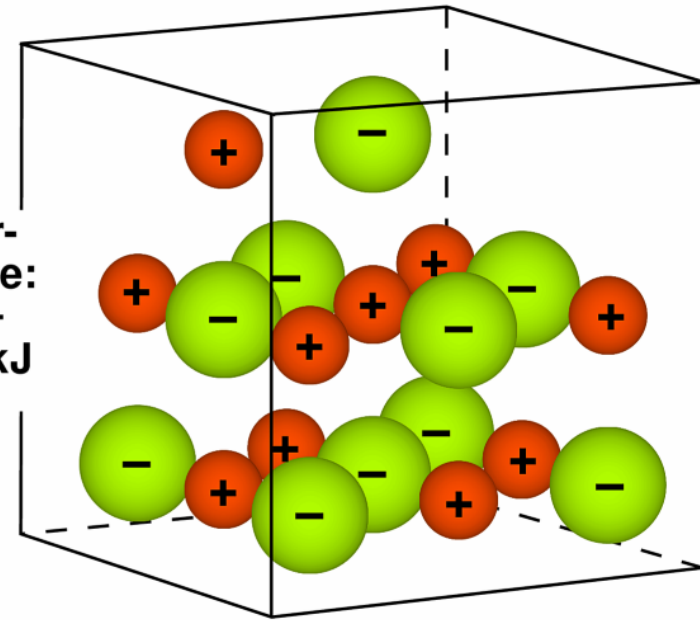


Ionen-Bindung

Ionenbindung



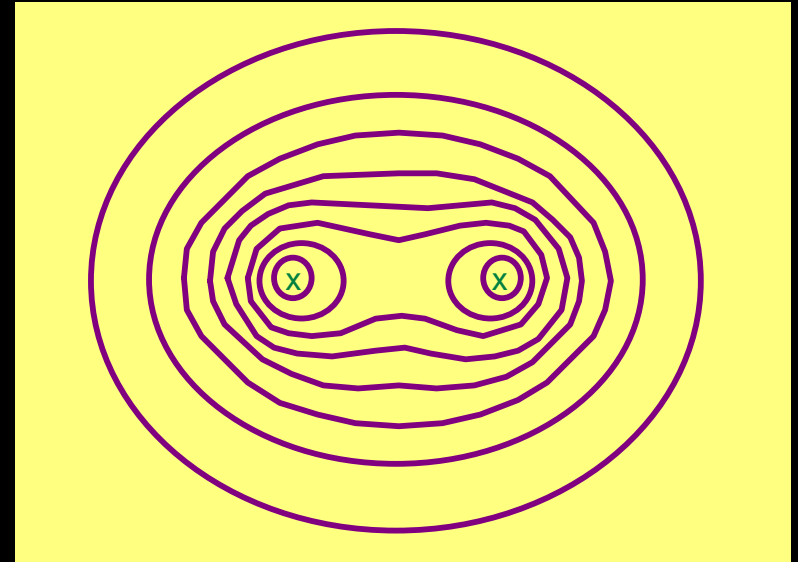
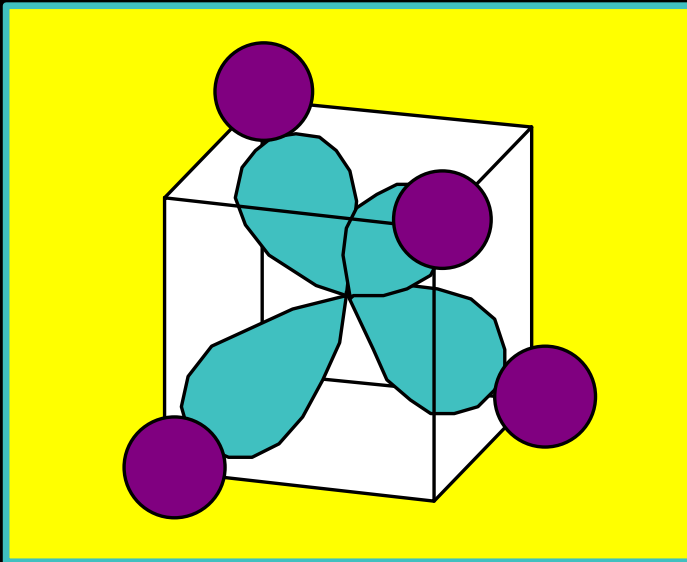
Gitter-
energie:
←
- 786 kJ



1 mol Natriumchlorid

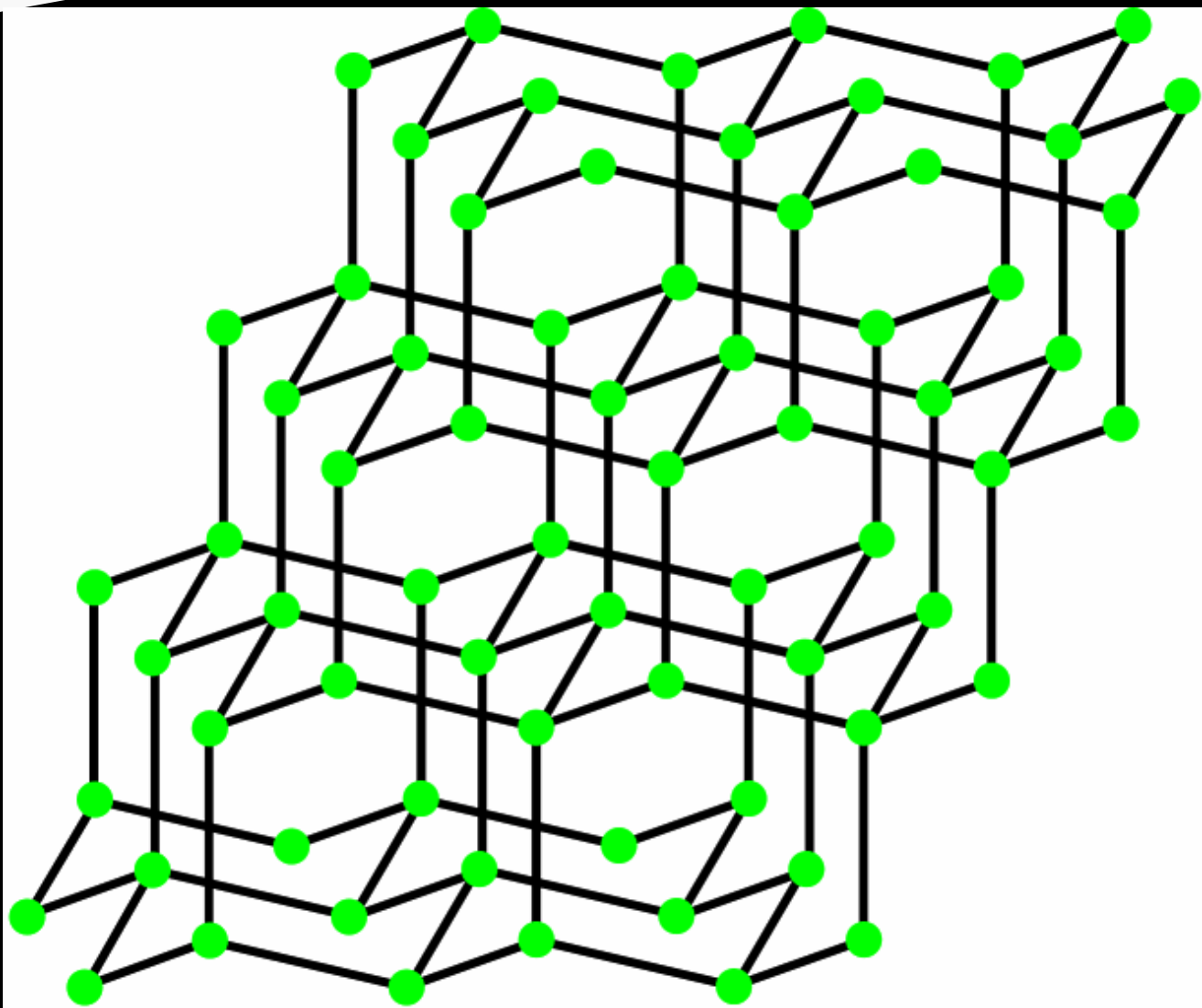
Elektronen-Paar-Bindung

- Beide Atome wollen Elektronen und
- teilen sich die gemeinsamen Elektronen
- **Elektronenpaarbindung (Moleküle)**



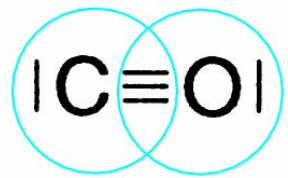
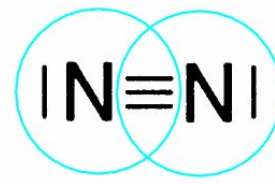
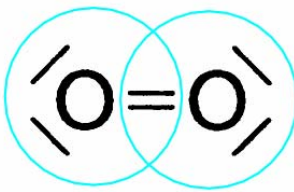
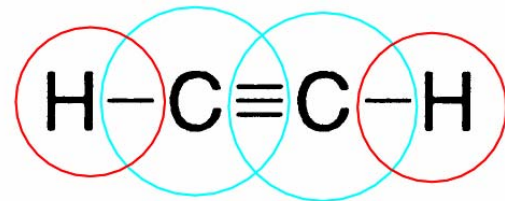
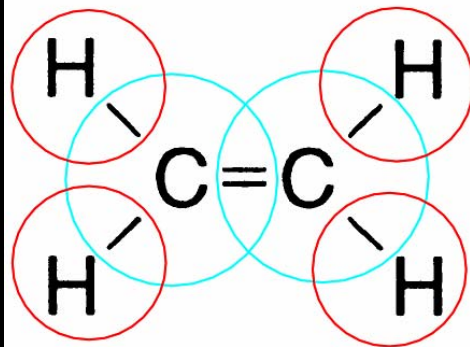
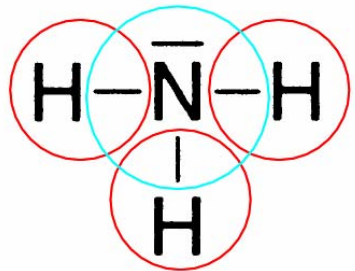
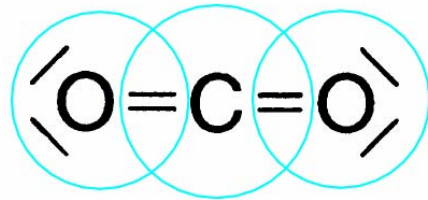
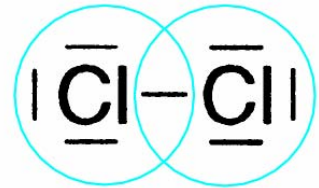
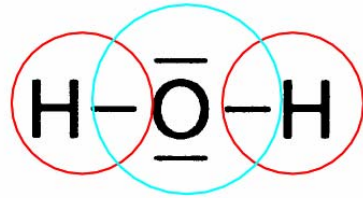
Elektronen-Paar-Bindung

Diamant



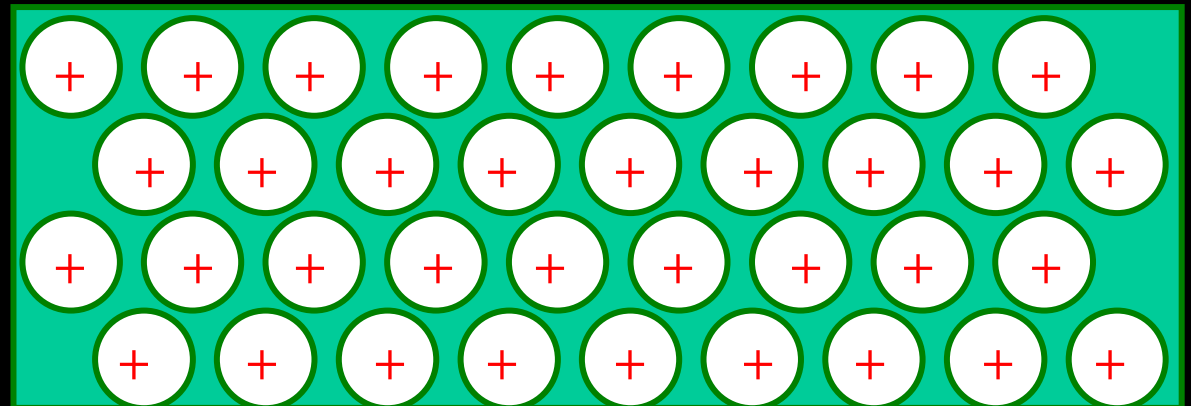
Elektronen-Paar-Bindung

Oktett-Regel

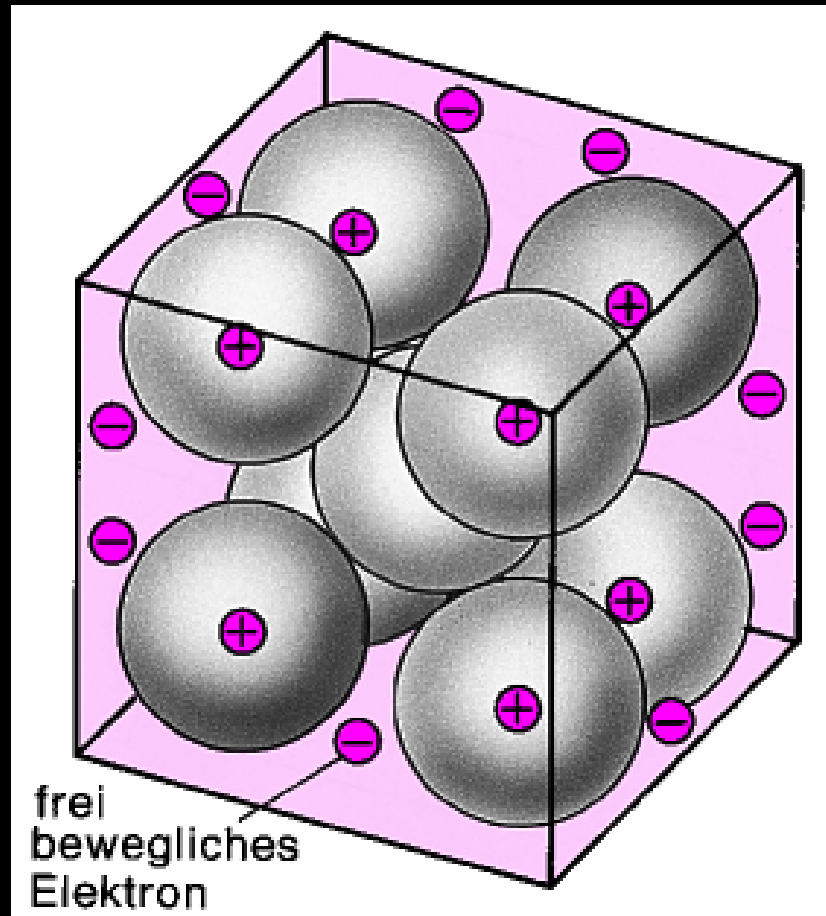


Metall-Bindung

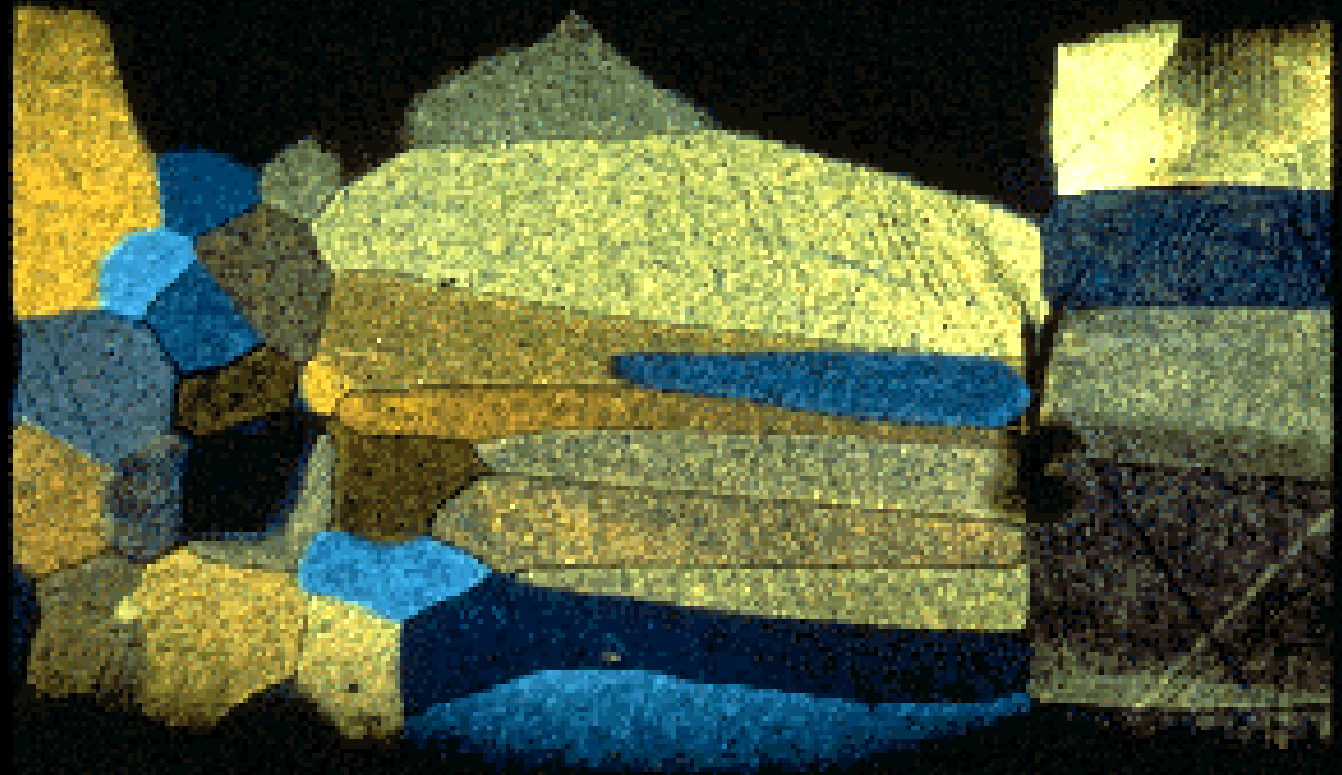
- Beide Atome haben zuviel Elektronen und
- halten sich an den abgegebenen Elektronen fest
- **Metallbindung (Kristallgitter)**



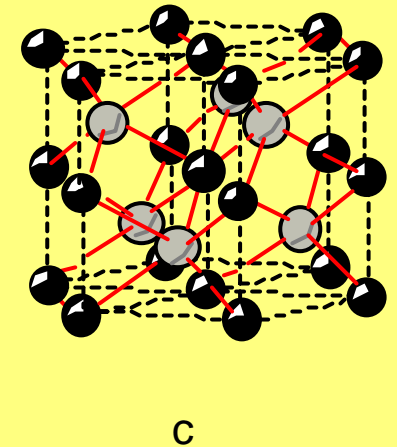
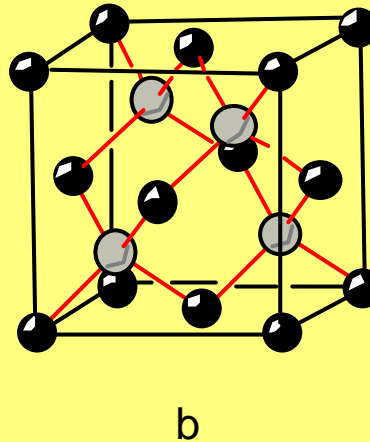
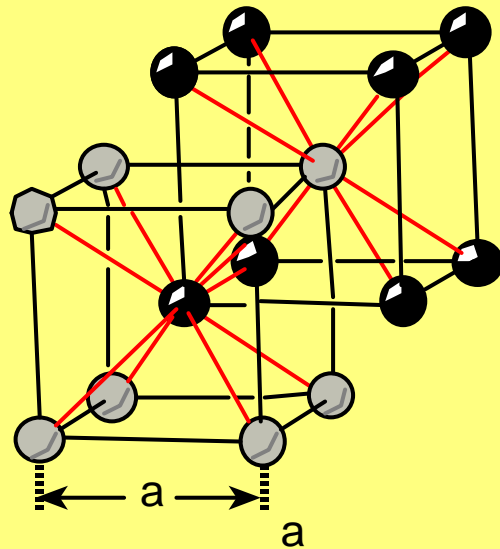
Metall-Bindung



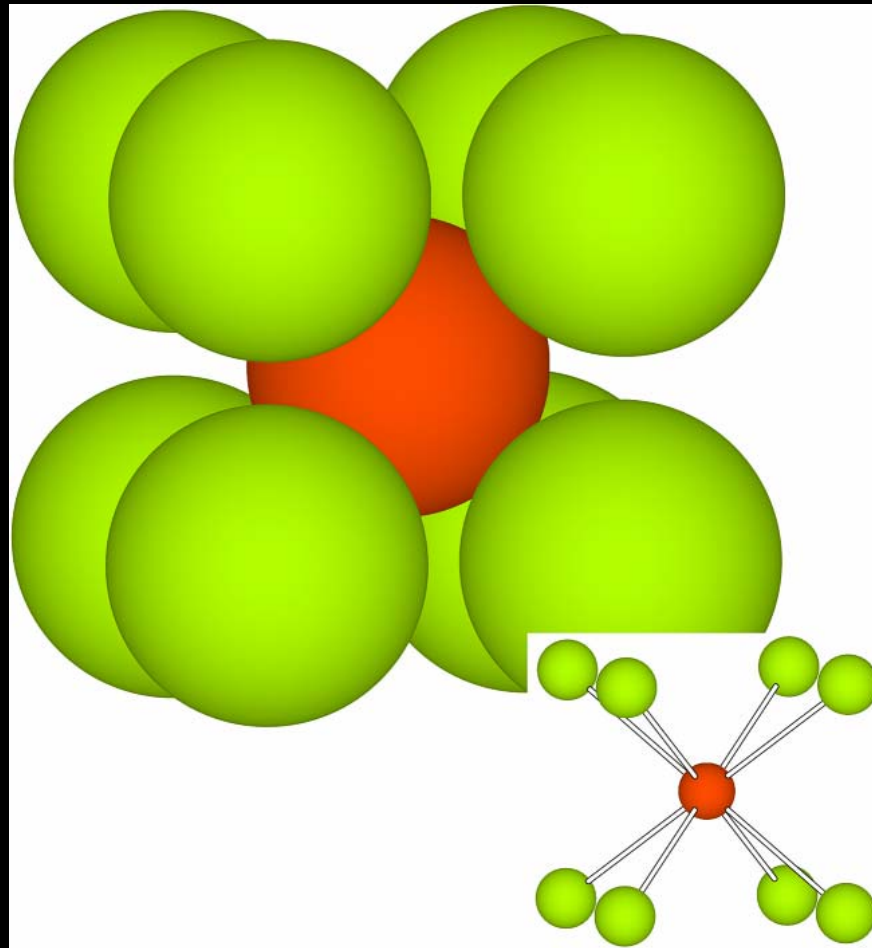
Metalle sind Kristalle (Al)



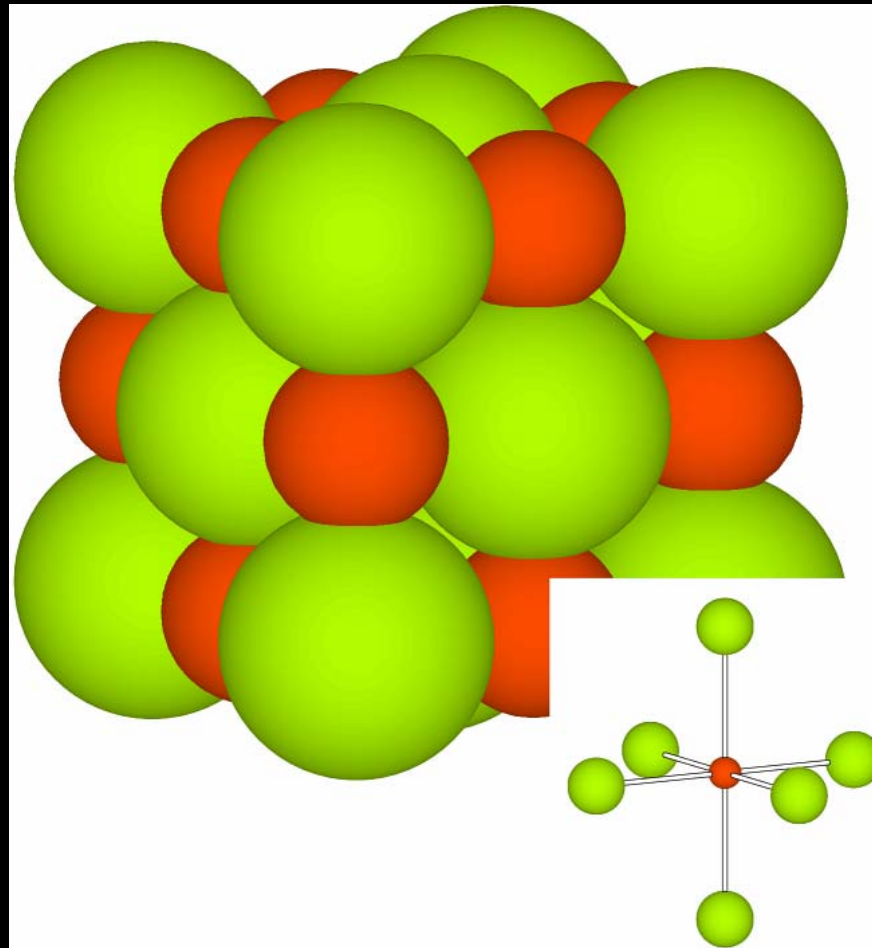
Metalle sind Kristalle



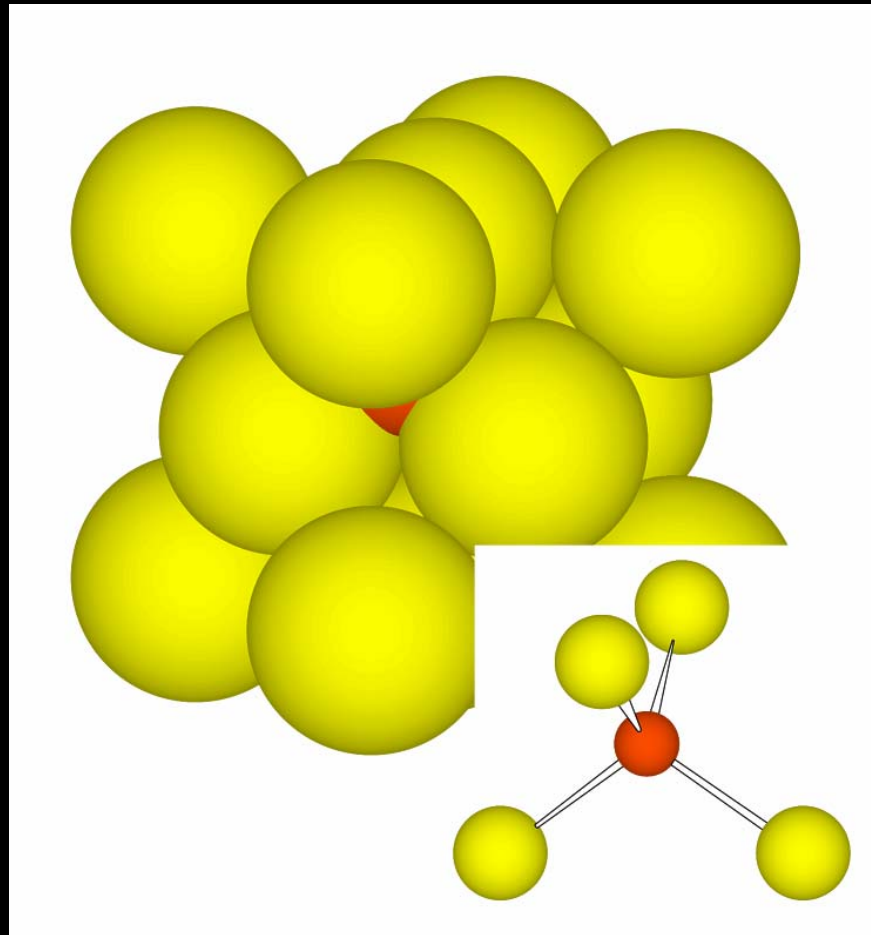
Kubisch raumzentriert



Kubisch flächenzentriert oktaedrisch



Tetraedrisch



Bindungsarten

	Metall	Nichtmetall
Metall	Metallbindung	Ionenbindung
Nichtmetall	Ionenbindung	Elektronenpaarbindung

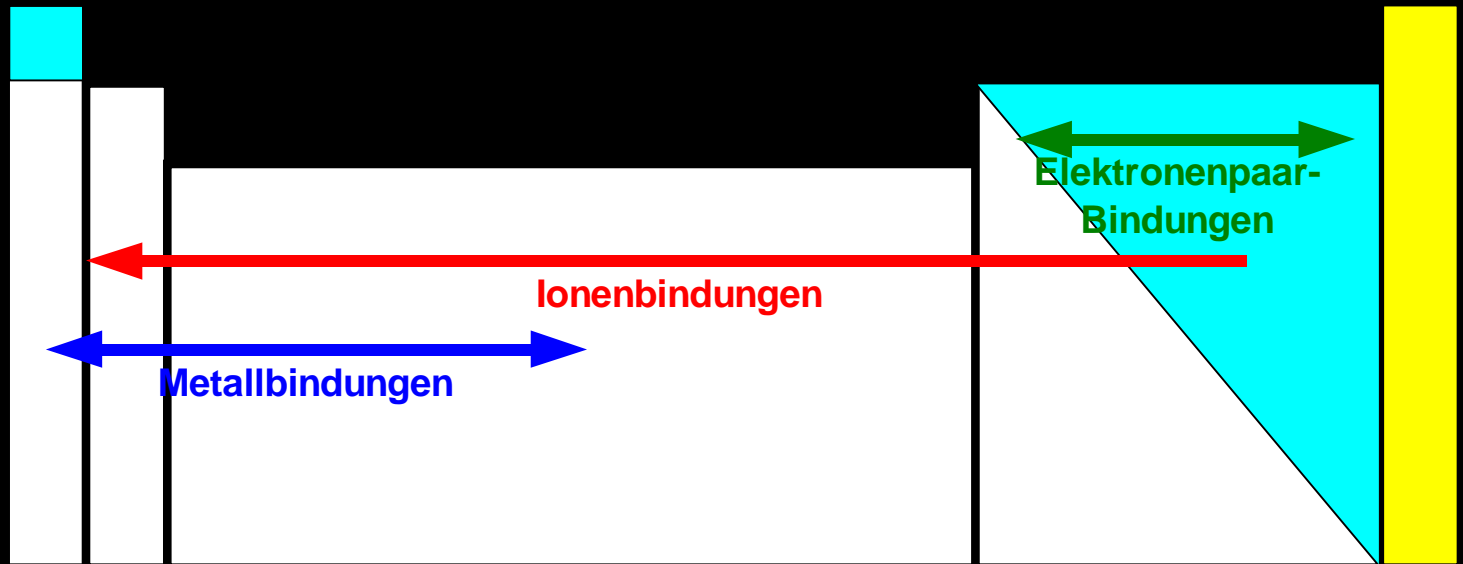
Elektronegativitäten

IA	IIA																He	
H 2.1																	0	
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne 0	
Na 0.9	Mg 1.2	III											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar 0
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Xe 0	
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Kr 0	
Cs 0.7	Ba 0.9	La-Lu 1.1-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn 0	
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac-No 1.1-1.7																

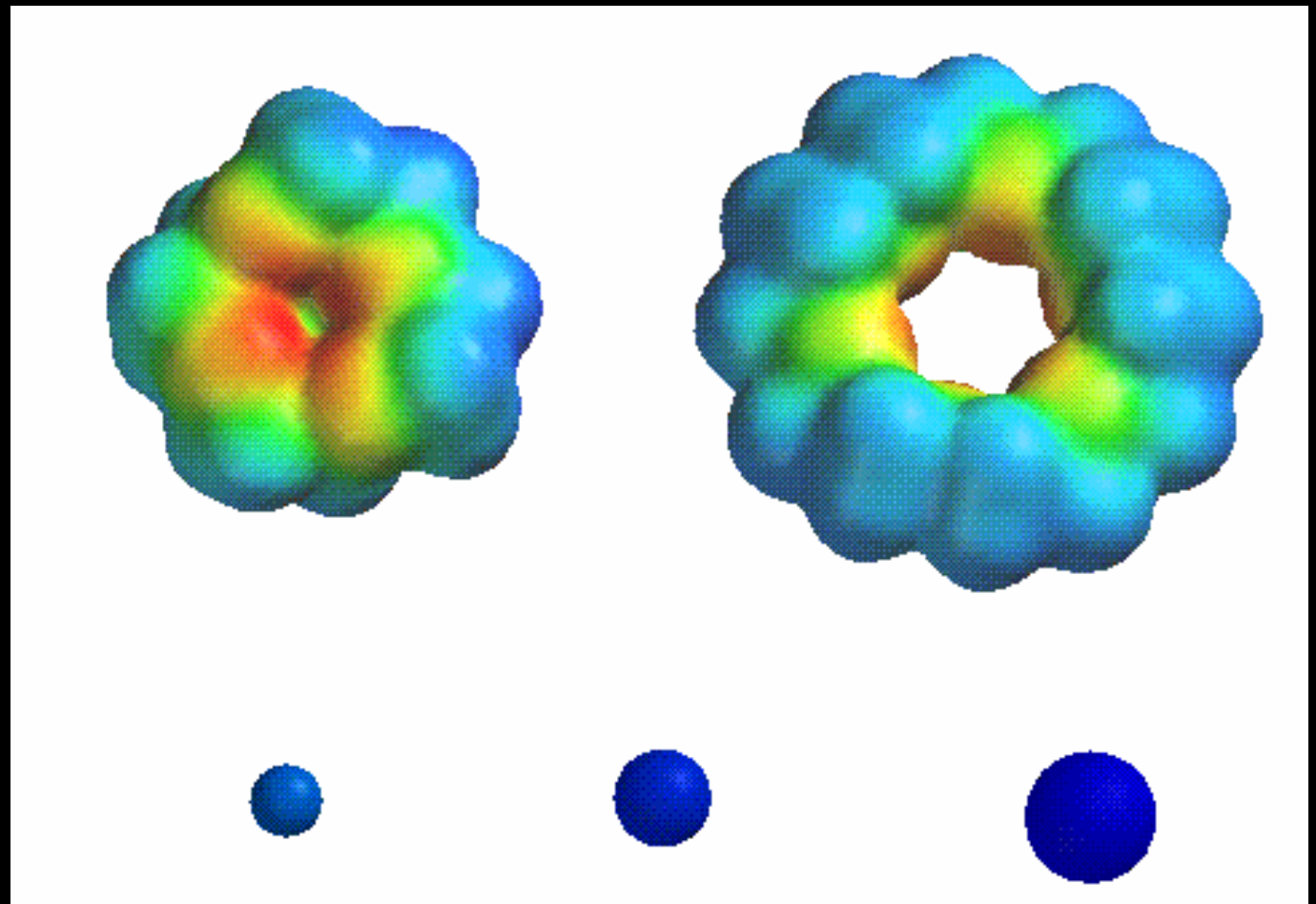
Elektronegativitäten

- Die Differenzen der Elektronegativitäten entscheiden darüber, welche Bindungsart vorliegt
- EN-Differenz < 1.7
- Nichtmetalle, Halbmetalle: EP-Bindung
- Metalle: Metallbindung
- EN-Differenz ≥ 1.7 Ionenbindung

Hauptvalenzbindungen



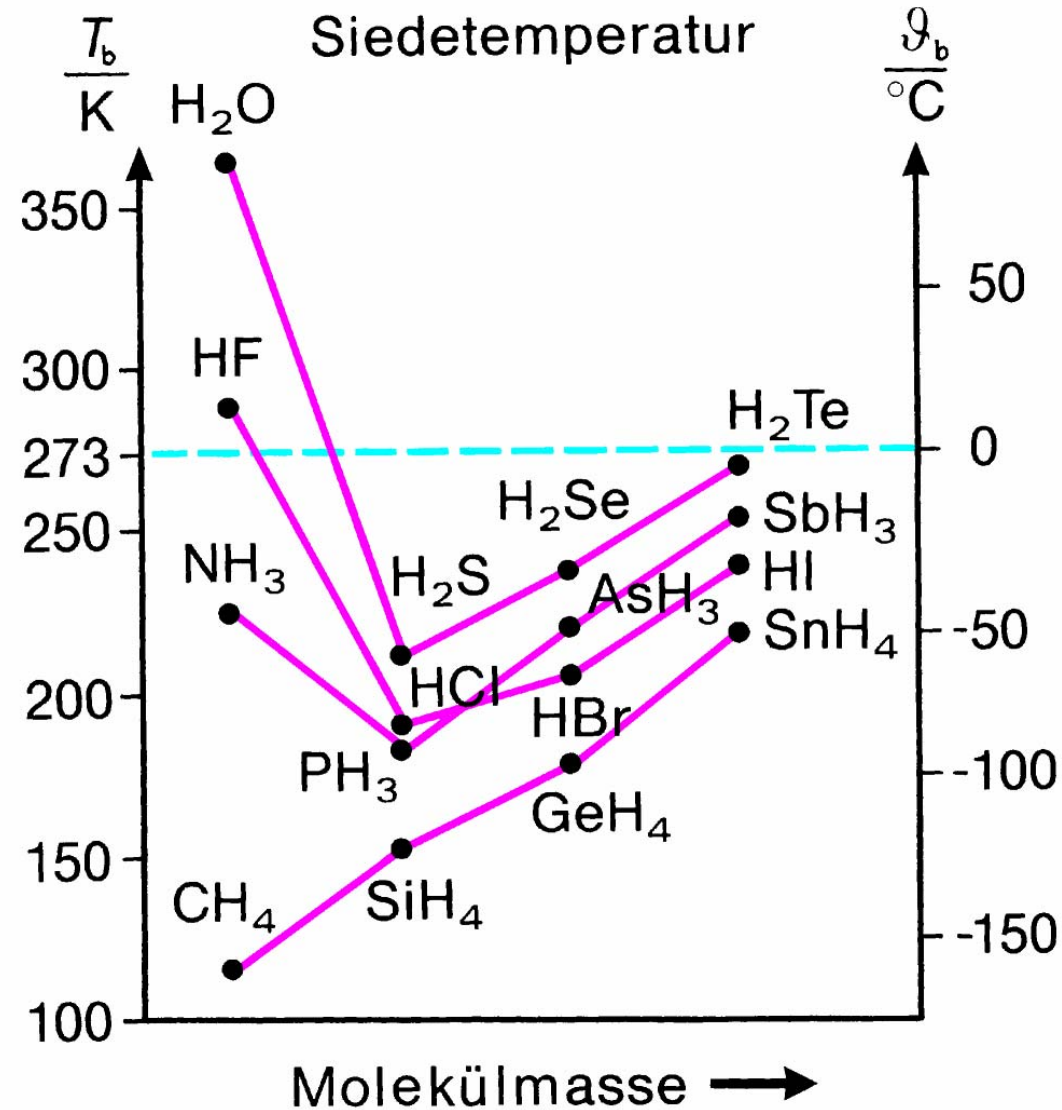
Bindungsarten: Ausblick



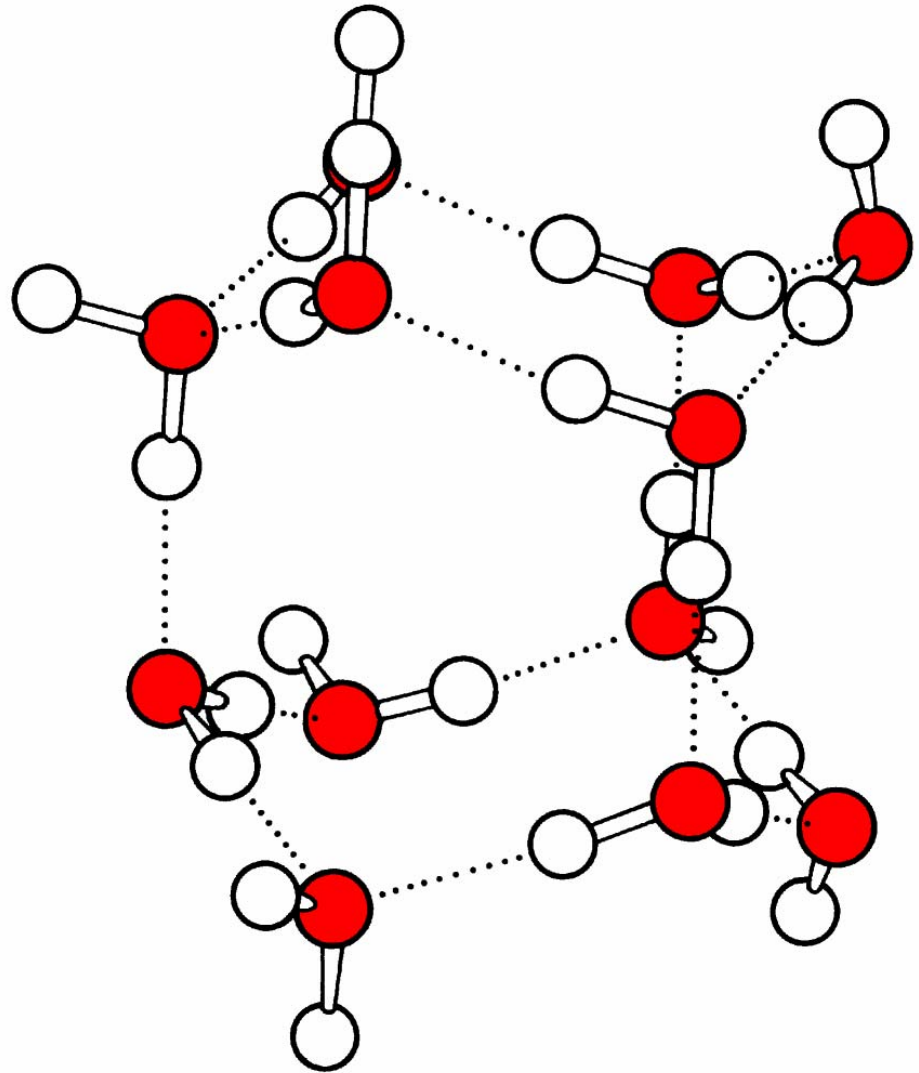
Nebenvalenzbindungen

- Bindungen zwischen Molekülen
- Bindungen mit permanentem Dipol
- Bei allen polaren Molekülen
- Besonders wichtig: **H-Brückenbindung**
- Kurzzeitiger Dipol: **van der Waals'sche Bindung** -> tritt immer auf

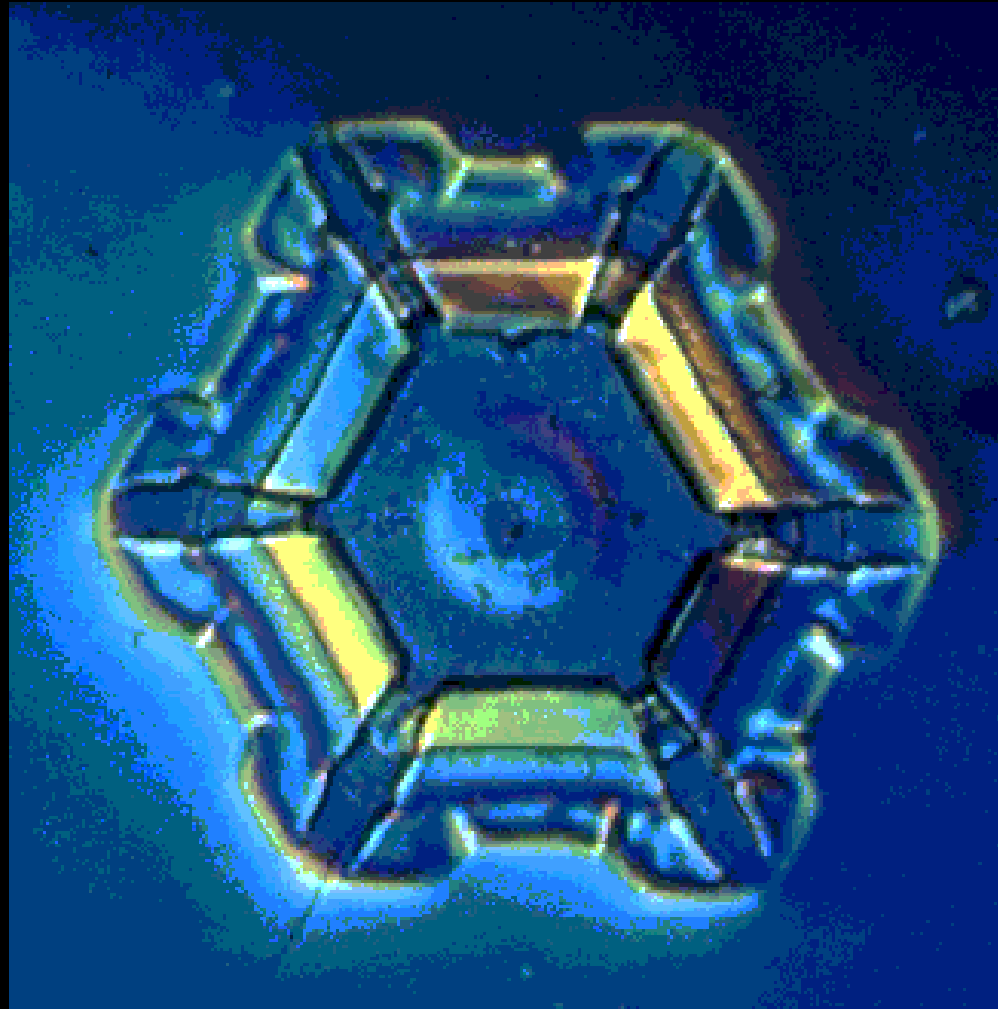
Vergleiche von Molekülen



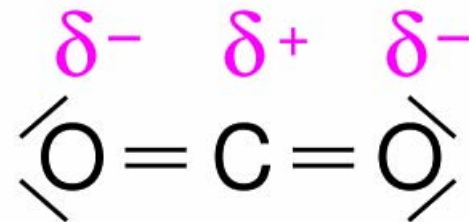
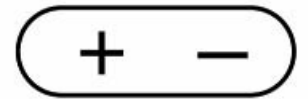
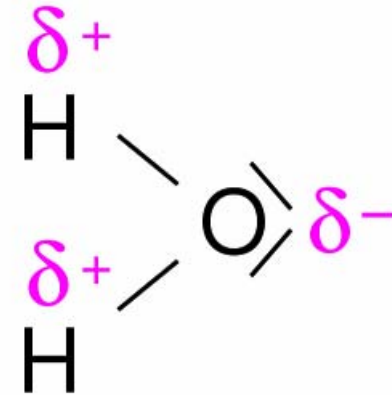
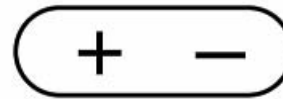
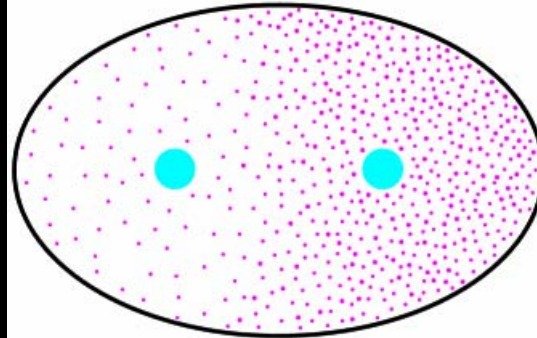
H-Brücken-Bindung



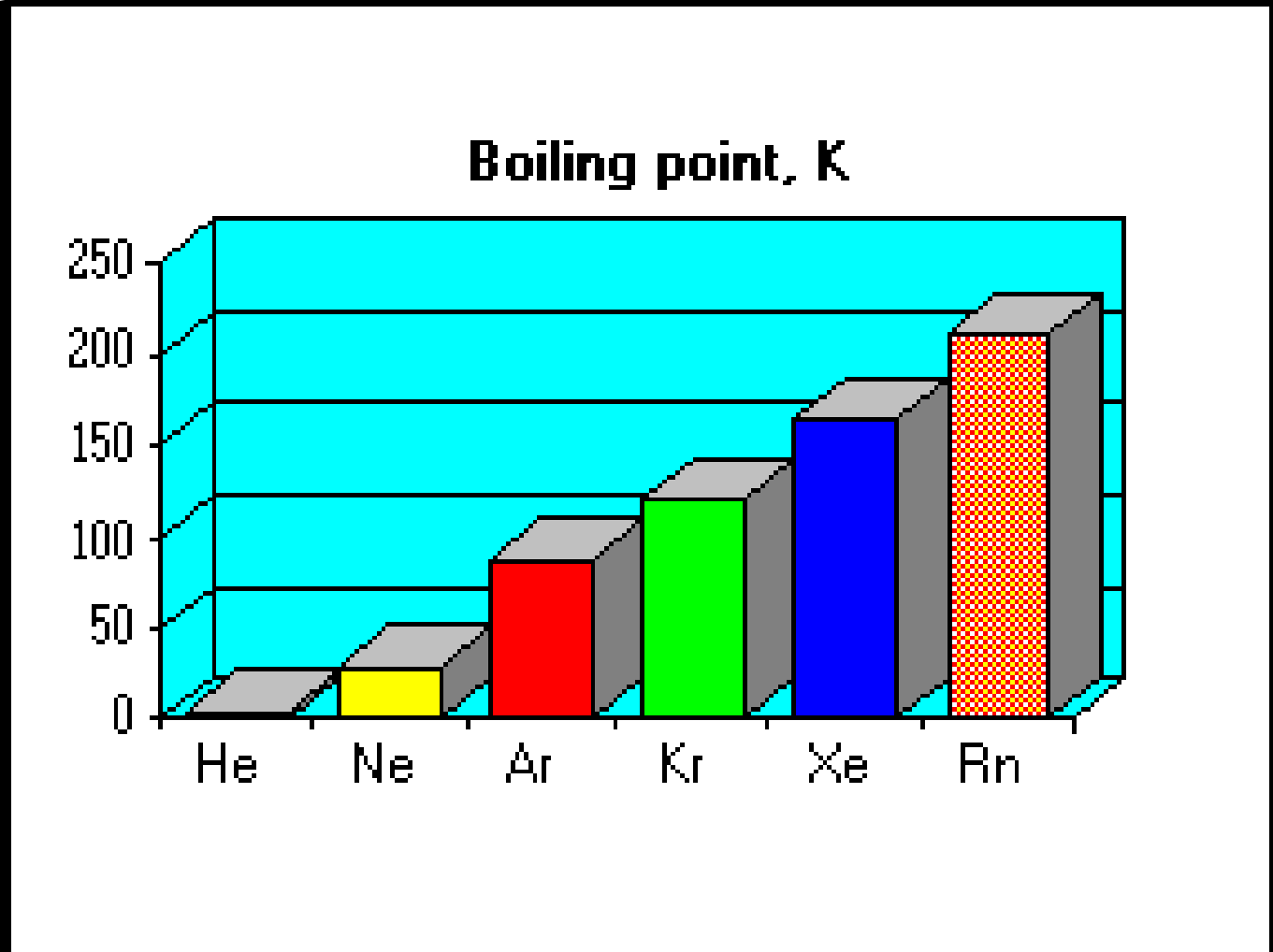
H-Brücken-Bindung



Bindung von Dipolen



Van der Waals-Bindung



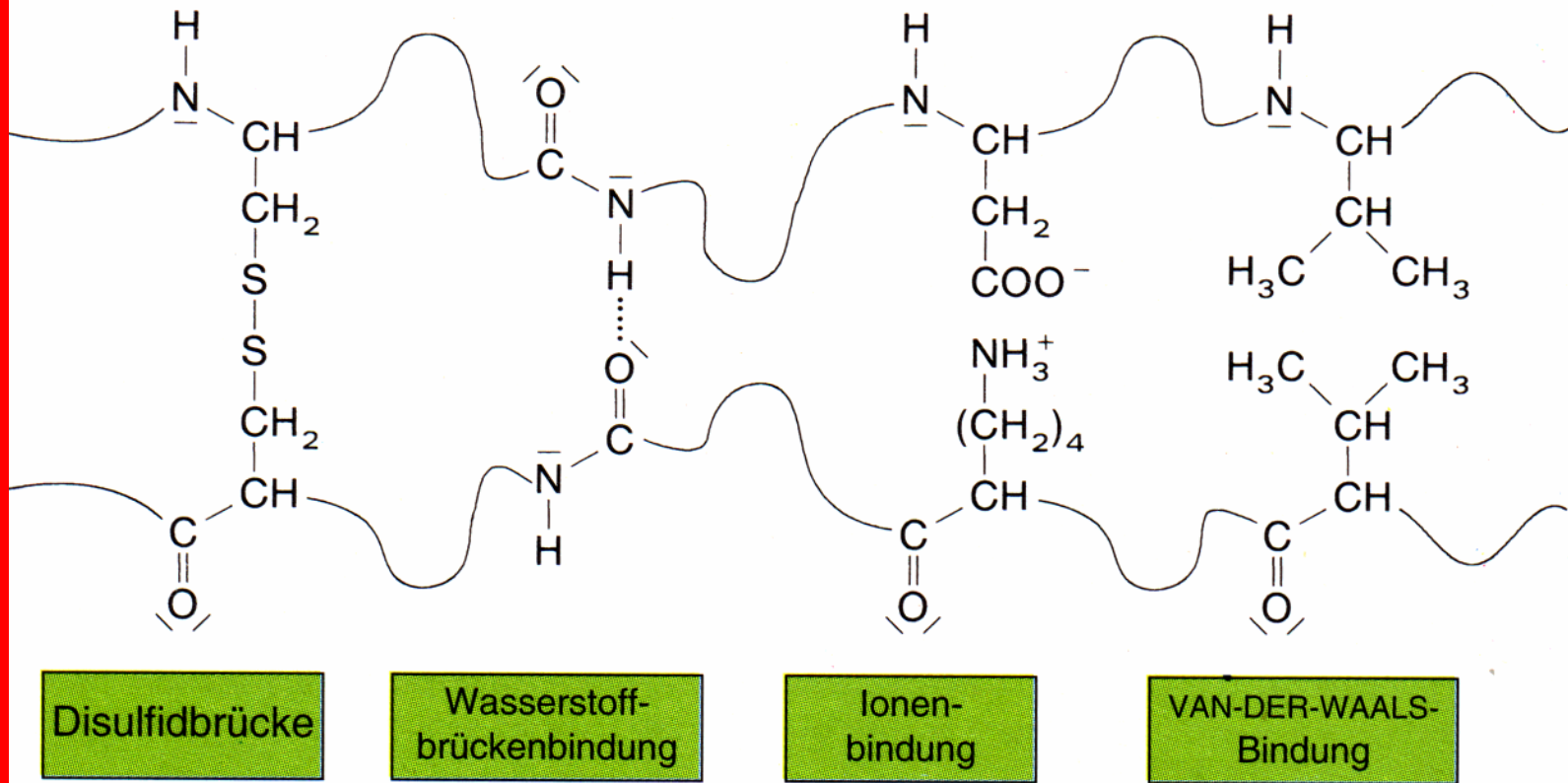
Van der Waals-Bindung

- Kurzfristige Dipole.
- Tritt immer auf.
- Entscheidend ist die Polarisierbarkeit (Anzahl Schalen, Grösse des Atoms).

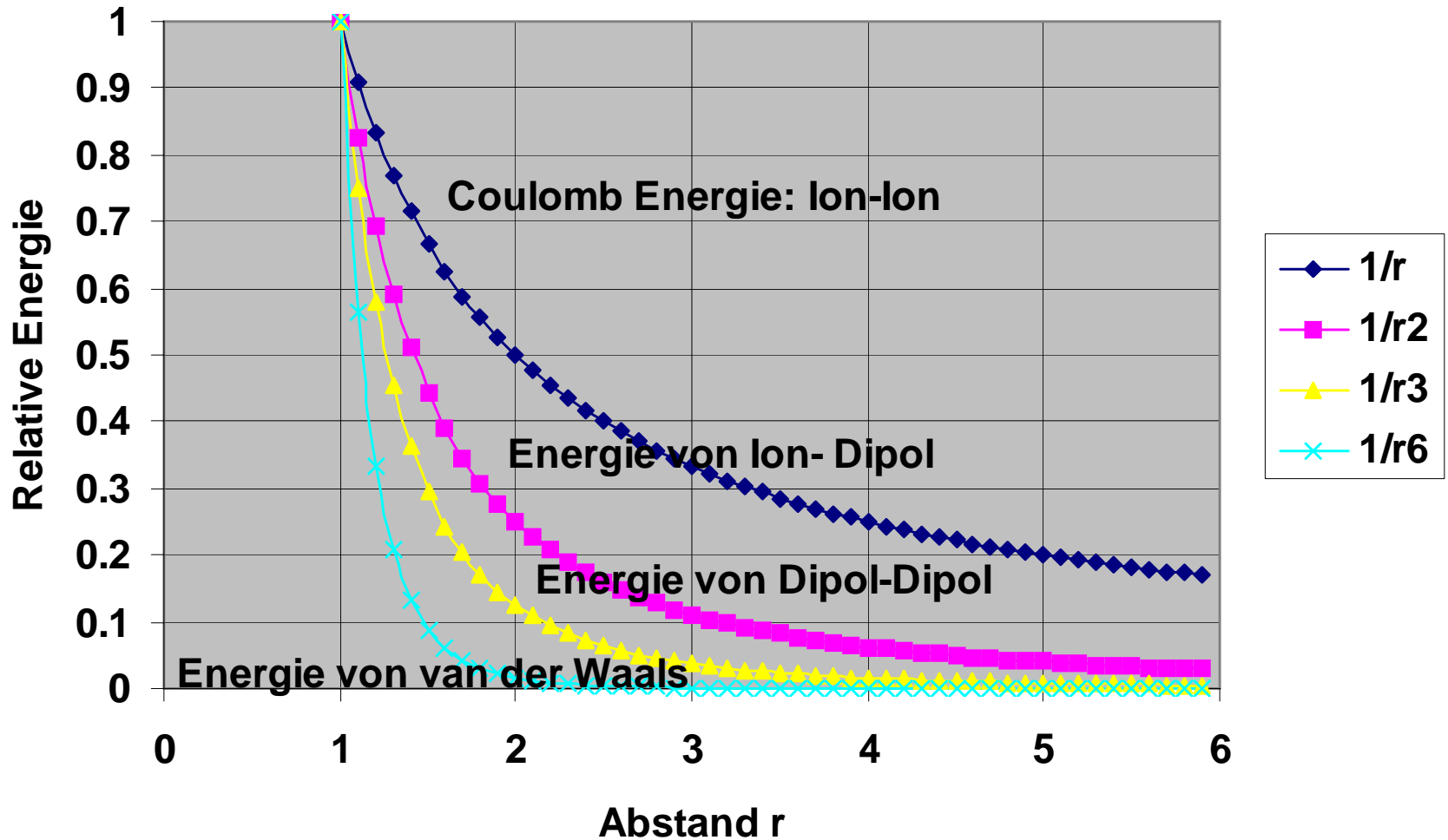
Bindungsarten: Energien

Bindungstyp	Beispiel	Energie (kJ/mol)
Ionenbindung	NaCl, LiF, CaO	700 - 1000
Elektronenpaarbindung	Diamant, O ₂ , CH ₄ , CH ₃ COOH	300 - 700
Metallbindung	Na, Al, Fe, Au, Messing	100 - 400
H-Brückenbindung	Wasser, DNA, Eiweisse	10 - 25
Van der Waals Bindung	Ar, alle Stoffe	5 - 10

Proteine



Bindungsarten: Abstand-Energie



Chemische Bindungen

Linus Pauling

