



TECHNISCHE UNIVERSITÄT
CHEMNITZ

Physik der kondensierten Materie

Kapitel 4 – Bindungen im Festkörper

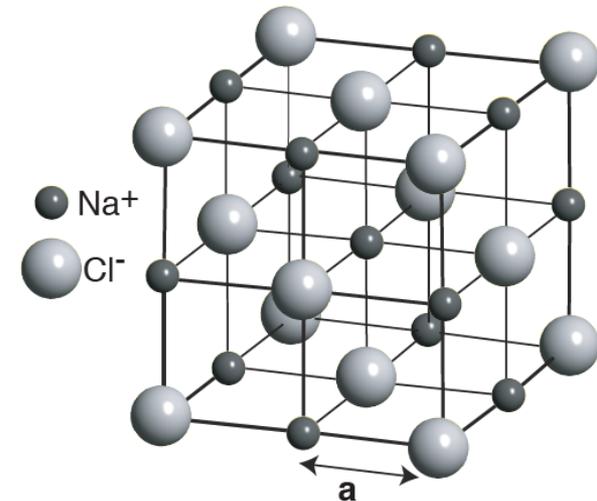
Ulrich Schwarz
Experimentelle Sensorik
Institut für Physik, TU Chemnitz

Sommersemester 2019

Was hält einen Festkörper zusammen?

Inhalt:

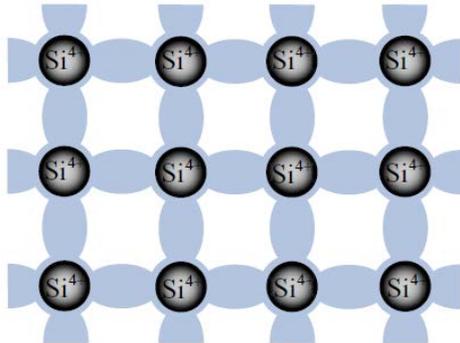
- 4.0 Übersicht
- 4.1 Van der Waals-Bindung
- 4.2 Ionische Bindung
- 4.3 Kovalente Bindung
- 4.4 Metallische Bindung
- 4.5 Wasserstoffbrückenbindung



Siehe Marx, Gross Kapitel 3,
Ibach/Lüth (Kap. 1) und Demtröder III (Kap. 9.1, 9.2 und 11.6) **etc.**

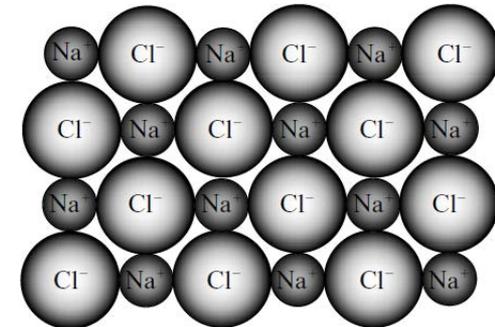
Grundtypen der Bindung

Kovalente Bindung (Gr. IV)



Überlapp der Elektronenhüllen

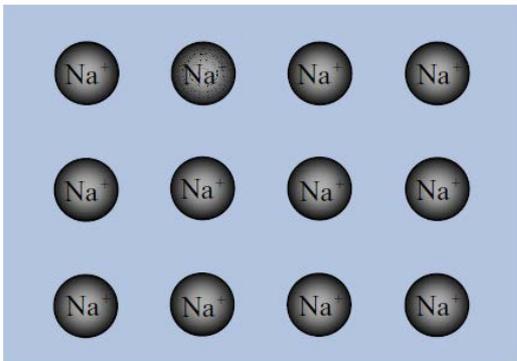
Ionische Bindung (I-VII)



Wechselwirkung zwischen pos. und neg. Ionen

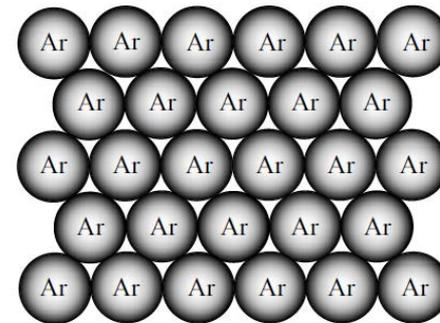
III-V II-VI
← fließender Übergang →

Metallische Bindung (I, II, III)



Delokalisierte Elektronen, Freies Elektronengas

Van der Waals Bindung (VIII)



Dipolwechselwirkungen

Wasserstoffbrückenbindungen

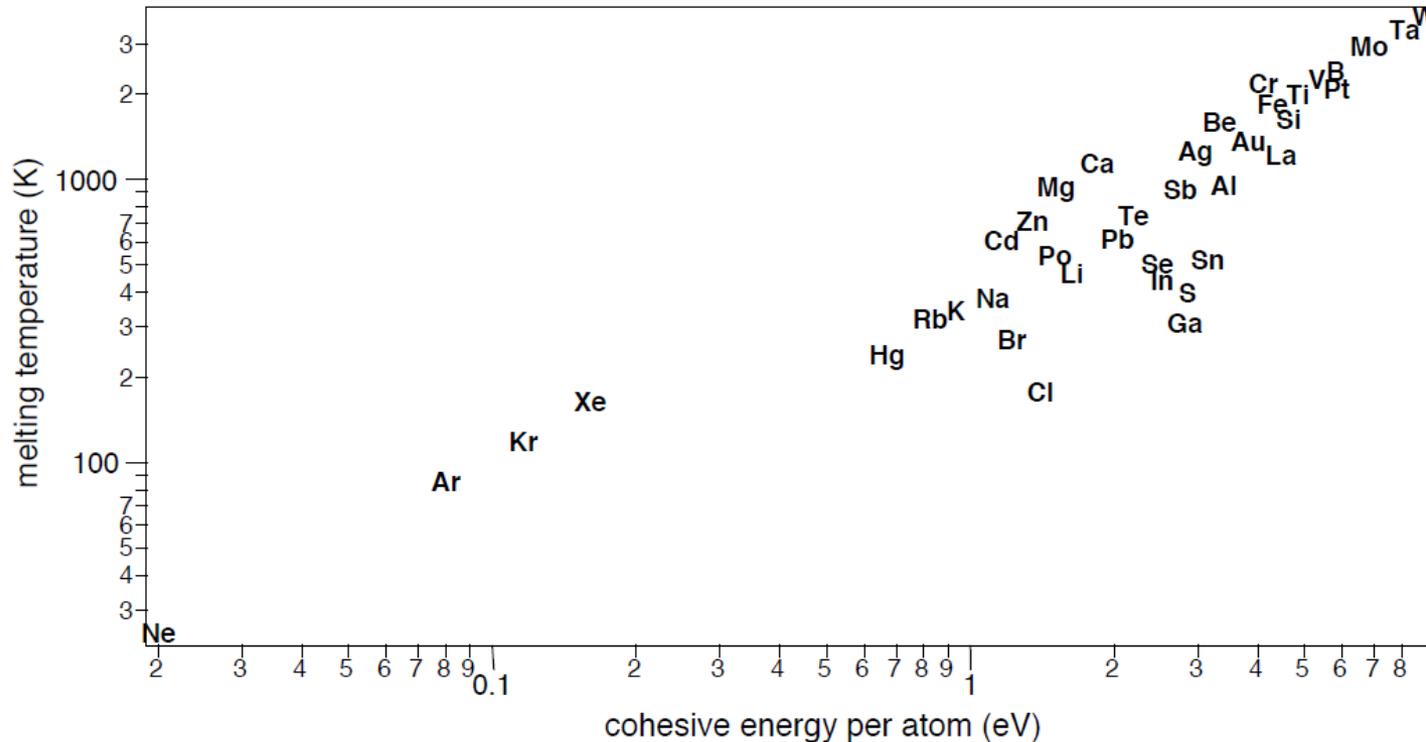
Bindungsenergie

= (Gesamtenergie des Festkörpers) - (Summe der Energien aller freien Atome/Moleküle)

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18								
1	H -259.14 0.05868	Schmelztemperatur (°C) Bindungsenergie (kJ/mol)																He -272								
2	Li 180.54 158	Be 1278 320	<table border="1" style="margin: auto;"> <tr> <td>Alkalimetalle</td> <td>Erdalkalimetalle</td> <td>Übergangsmetalle</td> </tr> <tr> <td>Seltene Erden</td> <td>andere Metalle</td> <td>Halbmetalle/Halbleiter</td> </tr> <tr> <td>Nichtmetalle</td> <td>Halogene</td> <td>Edelgase</td> </tr> </table>									Alkalimetalle	Erdalkalimetalle	Übergangsmetalle	Seltene Erden	andere Metalle	Halbmetalle/Halbleiter	Nichtmetalle	Halogene	Edelgase	B 2300 561	C 3500 711	N -209.9 474	O -218.4 251	F -219.62 81.0	Ne -248.6 1.92
Alkalimetalle	Erdalkalimetalle	Übergangsmetalle																								
Seltene Erden	andere Metalle	Halbmetalle/Halbleiter																								
Nichtmetalle	Halogene	Edelgase																								
3	Na 97.8 107	Mg 650 145	Al 660.37 327	Si 1410 446	P 44.1 331	S 112.8 275	Cl -100.98 135	Ar -189.3 7.74																		
4	K 63.65 90.1	Ca 839 178	Sc 1539 376	Ti 1660 468	V 1890 512	Cr 1857 395	Mn 1245 282	Fe 1535 413	Co 1495 424	Ni 1453 428	Cu 1083 336	Zn 419.58 130	Ga 29.78 271	Ge 937.4 372	As 817 285.3	Se 217 237	Br -7.2 118	Kr -157.2 11.2								
5	Rb 38.89 82.2	Sr 764 166	Y 1523 422	Zr 1852 603	Nb 2468 730	Mo 2617 658	Tc 2200 661	Ru 2250 650	Rh 1966 554	Pd 1552 376	Ag 961.93 284	Cd 320.9 112	In 156.61 243	Sn 231.9 303	Sb 630 265	Te 449.5 211	I 113.5 107	Xe -111.9 15.9								
6	Cs 28.5 77.5	Ba 725 183	*	Hf 2150 621	Ta 2996 782	W 3410 859	Re 3180 775	Os 3045 788	Ir 2410 670	Pt 1772 564	Au 1064.43 368	Hg -38.87 65	Tl 303.5 182	Pb 327.5 196	Bi 271.3 210	Po 254 144	At 302	Rn -71 19.5								
7	Fr 27	Ra 700 160	**	Rf ?	Db ?	Sg ?	Bh ?	Hs ?	Mt ?	Uun ?	Uuu ?	Uub ?														
			*	La 920 431	Ce 795 417	Pr 935 357	Nd 1010 328	Pm ?	Sm 1072 206	Eu 822 179	Gd 1311 400	Tb 1360 391	Dy 1412 294	Ho 1470 302	Er 1522 317	Tm 1545 233	Yb 824 154	Lu 1656 428								
			**	Ac 1050 410	Th 1750 598	Pa 1600	U 1132 536	Np 640 456	Pu 639.5 347	Am 994 264	Cm 1340 385	Bk ?	Cf ?	Es ?	Fm ?	Md ?	No ?	Lr ?								

Je grösser die Bindungsenergie eines Festkörpers ist,
desto höher liegt seine Schmelztemperatur.

Bindungsenergie



Man muß die Kohäsionsenergie (pro Atom) aufbringen, um einen kovalent gebundenen Kristall in neutrale, freie Atome zu zerlegen.

Analog: Gitterenergie aufwenden für Zerlegung eines Ionenkristalls.

Konsequenzen der Bindung

Bindungsenergie Stabilität, Schmelztemperatur

Polarität wg. (partieller) Ladungsverschiebung
 steigende Polarität: IV → III-V → II-VI → I-VII

elektronische Eigenschaften (Metall - Halbleiter - Isolator)
 I, II, III IV, III-V, II-VI I-VII

optische Eigenschaften

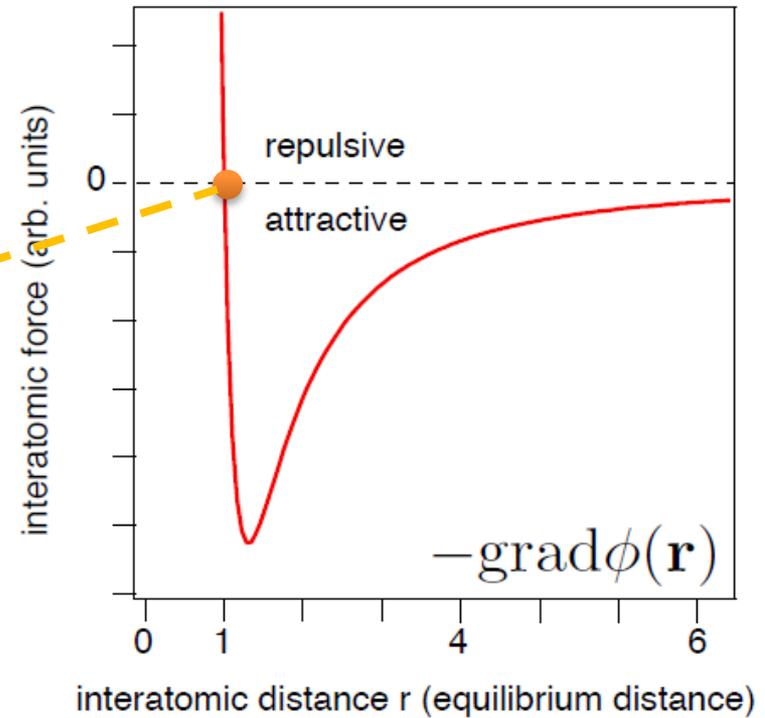
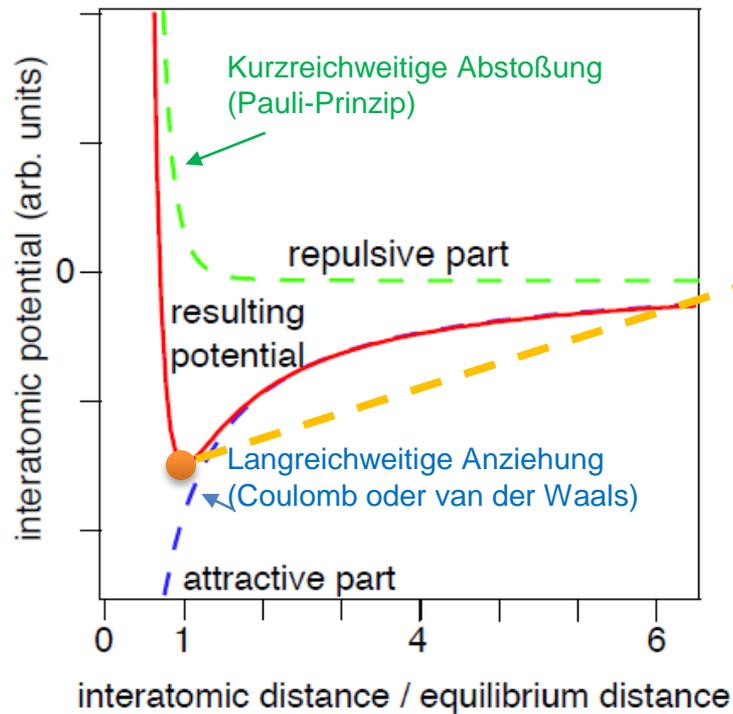
metallische Reflexion (IR, VIS, N-UV)
 durch freie Elektronen für Gr. I, II, III

Teil-Transparenz / Färbung im VIS
 für III-V, II-VI

Transparenz im VIS für I-VII

} elektronische
 Energielücke

2.0 Allgemeiner Ansatz für potentielle Energie zwischen zwei Atomen



Empirisch:

$$\phi(r) = -\frac{a}{r^m} + \frac{b}{r^n}$$

Alle Bindungen haben ähnliche Abstandsabhängigkeiten der potentiellen Energie

4.1 Van-der-Waals-Bindung

Edelgaskristalle:

Ne, Ar, Kr, Xe bilden Kristalle

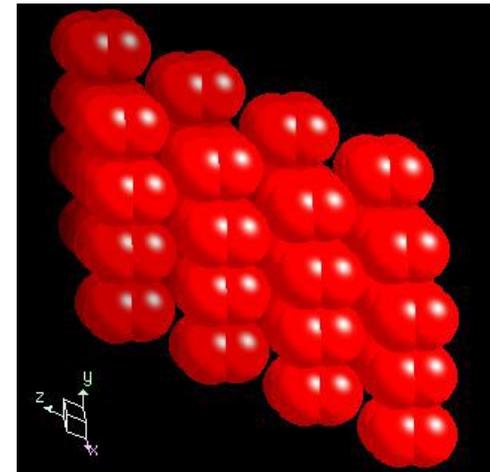
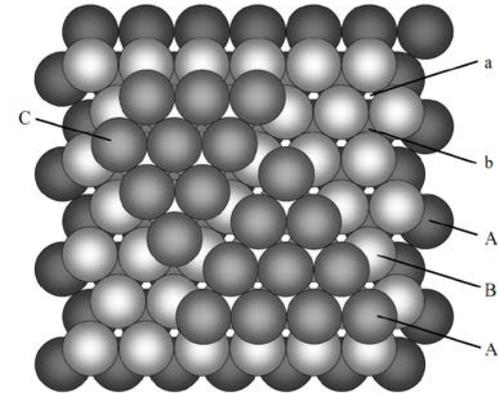
bei 4 K (Ne) bis 161 K (Xe).

Molekül-Kristalle:

Schmelzpunkt von O_2 : 54,4 K

N_2 : 63,2 K

Cl_2 : 171,7 K



https://www.webelements.com/oxygen/crystal_structure.html

Van-der-Waals-Bindung

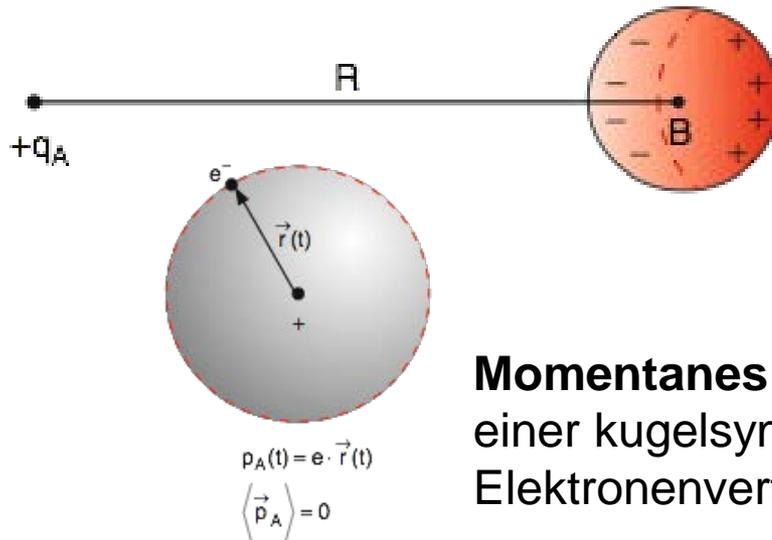
Wie kann das gehen?

s- und p- Orbitale sind gefüllt: abgeschlossene Schalen

— symmetrische Ladungsverteilung wenn ungestört, aber:

→ **Kohäsion durch Ladungsfluktationen** (Bewegung der Elektronen um den Kern)

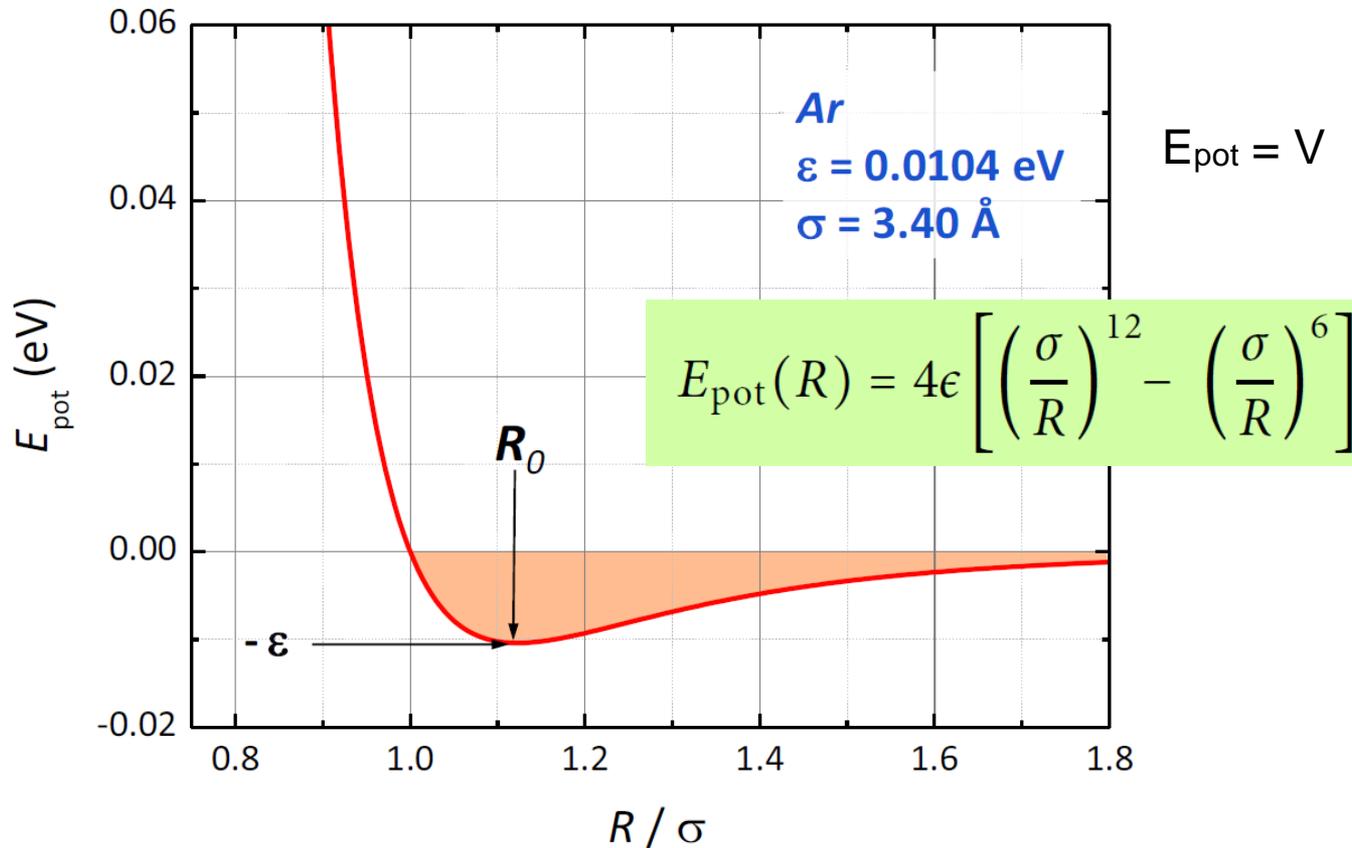
→ nicht-verschwindendes momentanes elektrisches Dipolmoment \mathbf{p}



Erzeugung eines induzierten Dipols durch Polarisierung der Elektronenhülle im elektrischen Feld

Momentanes elektrisches Dipolmoment einer kugelsymmetrischen 1s-Elektronenverteilung, trotz $\langle \mathbf{p} \rangle = 0$.

Empirisch: Lennard-Jones Potential



Das Lennard-Jones-Potential, berechnet für ϵ und σ von Argon.

Gittersumme: Gesamtbindungsenergie / N = Bindungsenergie pro Atom

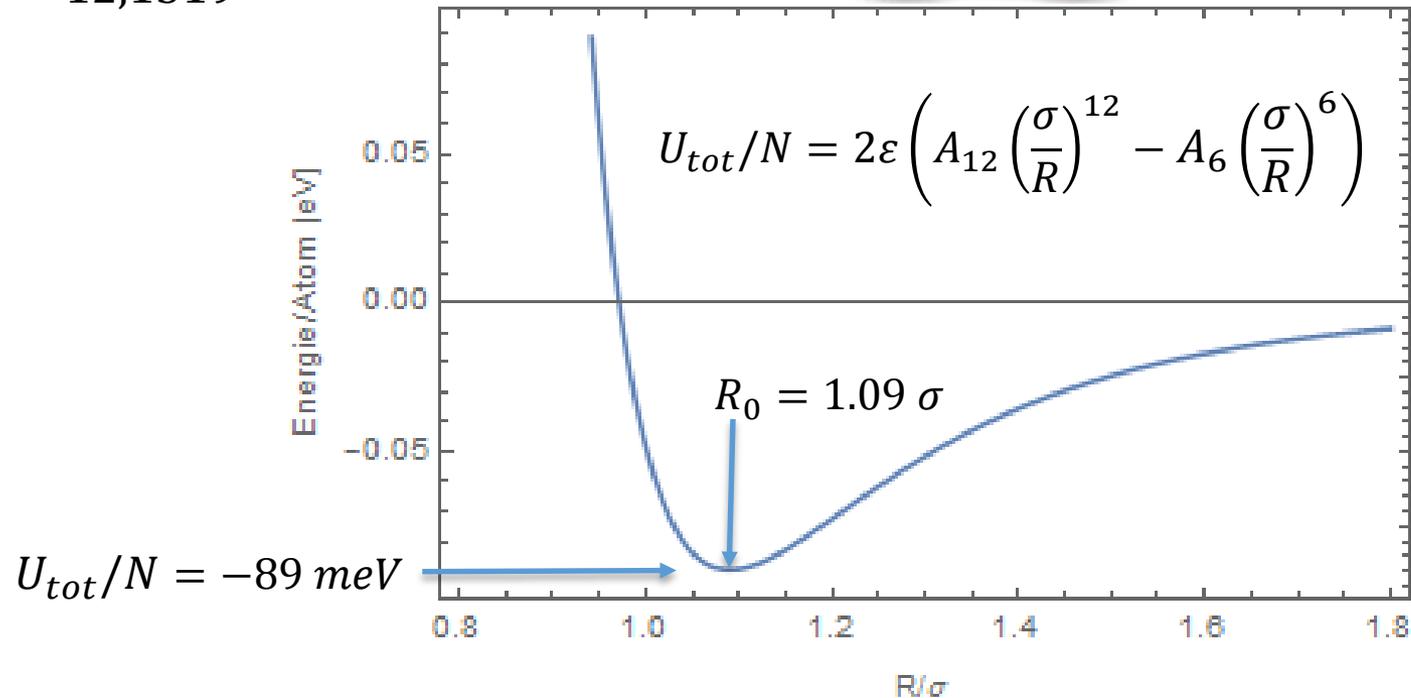
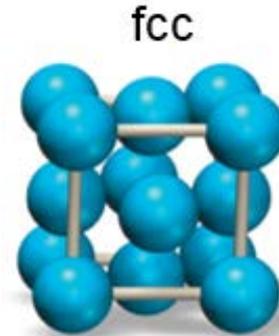
Argon, kubisch flächenzentriertes Gitter

$$\varepsilon = 0.0104 \text{ eV}$$

$$\sigma = 0.34 \text{ nm}$$

$$A_6 = 14,4539$$

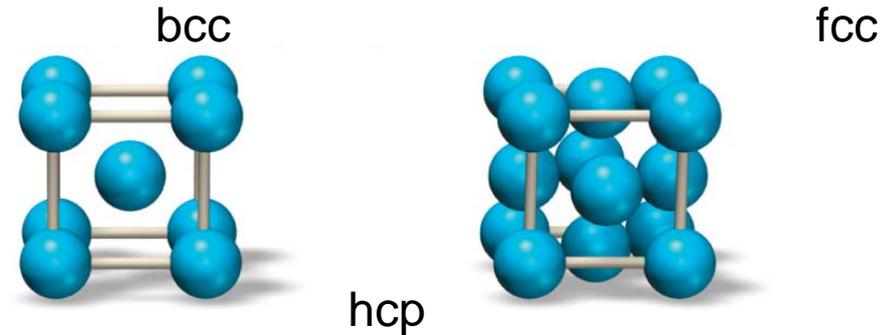
$$A_{12} = 12,1319$$



Festkörperphysik, Gross

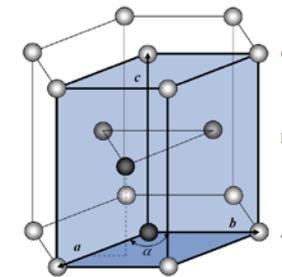
Kristallstruktur	A_6	A_{12}
fcc	14.4539	12.1319
hcp	14.4549	12.1323
bcc	12.253	9.114

Vorschau Kap. 3:



Alle Edelgase (außer He) bilden
fcc Gitter (dichteste Kugelpackung)

	Ne	Ar	Kr	Xe
ϵ (eV)	0.0031	0.0104	0.0141	0.0200
σ (Å)	2.74	3.40	3.65	3.98
R_0/σ	1.14	1.11	1.10	1.09
U_{tot}/N (meV)	-26	-89	-127	-174
E_0 (meV)	8	9	7	6
$(U_{\text{tot}}/N) + E_0$ (meV)	-18	-80	-120	-168



← QM-Korrekturen wg.
Nullpunktsschwingungen =
Verringerung der
Bindungsenergie

Bindungsenergie \approx thermische Energie $kT \approx 25\text{meV}$ bei 300K

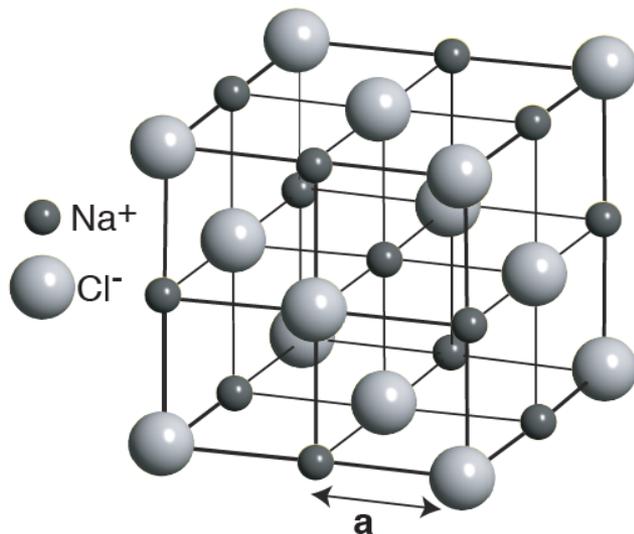
→ Van der Waals-Kristalle nicht stabil bei Raumtemperatur

Ionische Bindung

auch: heteropolare Bindung

Beispiel Kochsalz, NaCl

Struktur

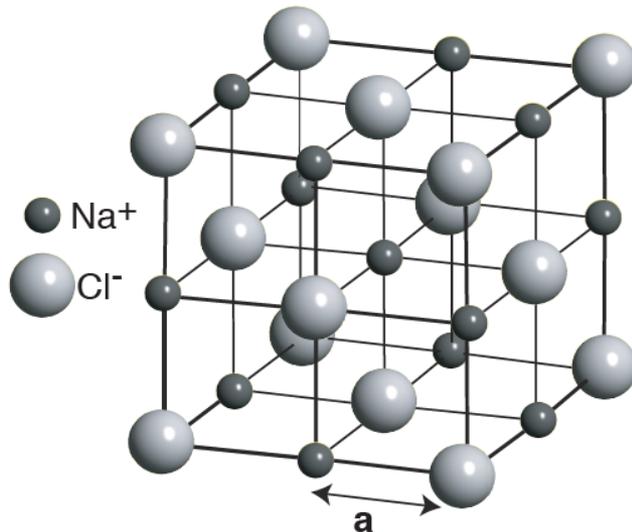


P. Hoffman, Solid State Physics

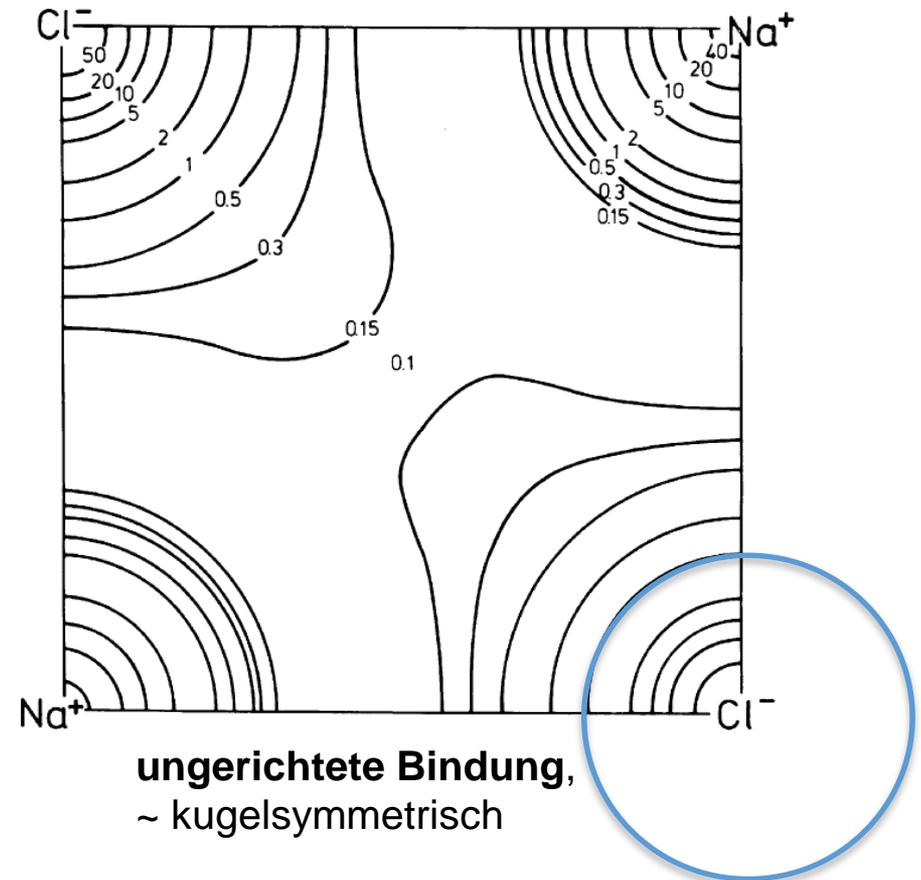
Ionische Bindung

auch: heteropolare Bindung
Beispiel Kochsalz, NaCl

Struktur

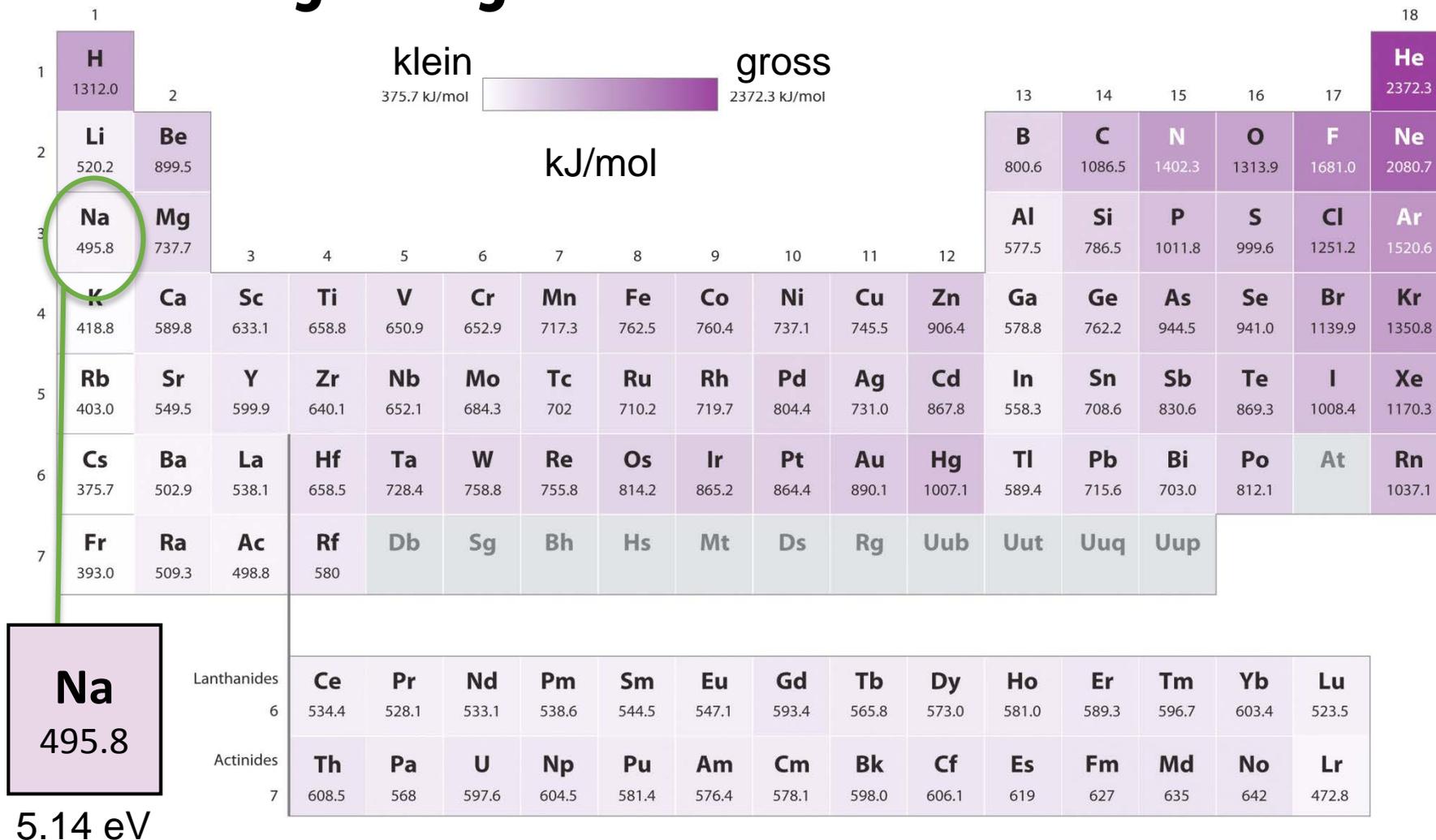


Elektronendichten der Valenzelektronen

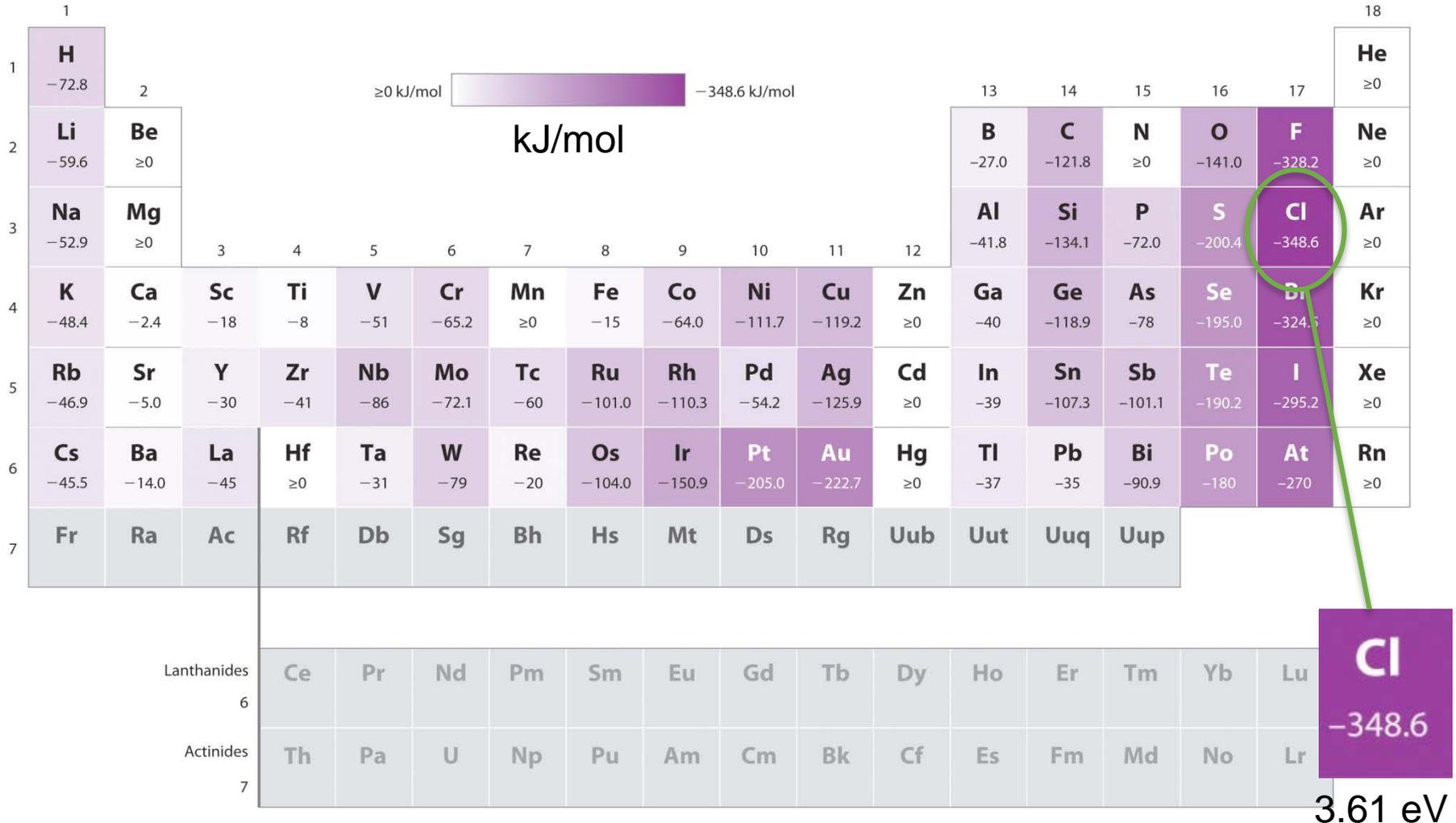


Festkörperphysik, Ibach Lüth

Ionisierungsenergie /



Elektronenaffinität A



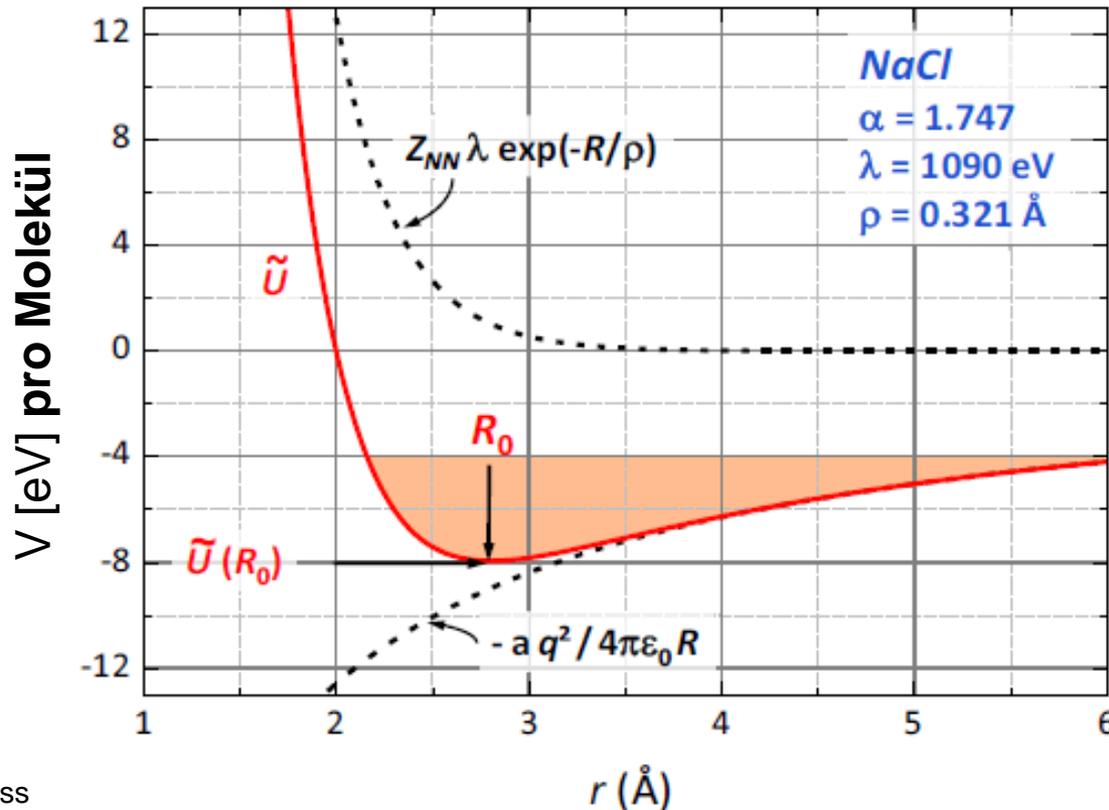
Empirisches Potential:

$$V = -\alpha \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 R} + Z_{NN} \lambda \exp\left(-\frac{R}{\rho}\right)$$

↑
Coulomb-Term

↑
empirischer repulsiver Term,
Born-Mayer Potential

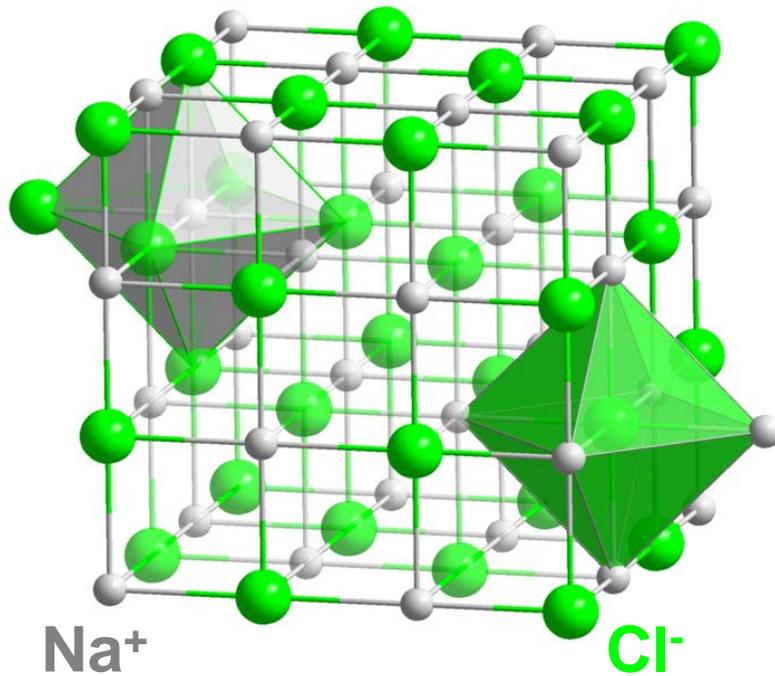
- Die Parameter λ und ρ geben die Stärke und die Reichweite der abstoßenden Wechselwirkung an
- Zahl Z_{NN} der nächsten Nachbarn
- α Madelungkonstante



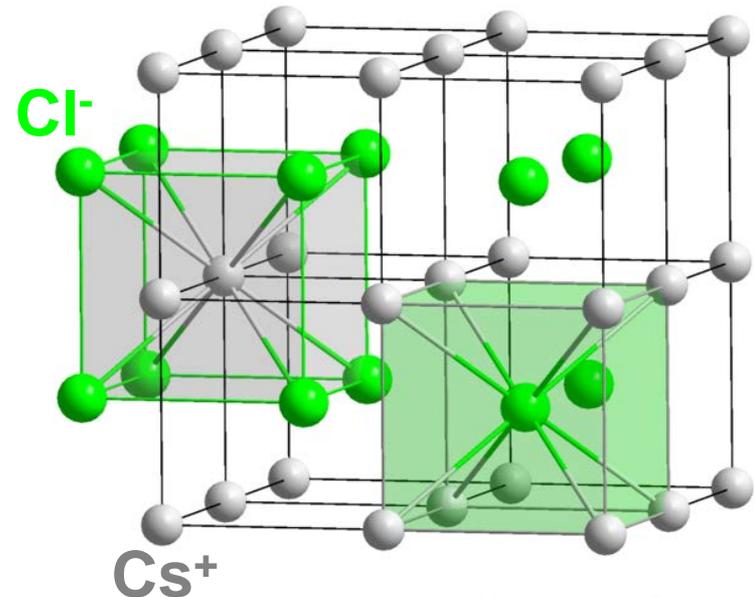
Bindungsenergie
NaCl:
7,95 eV pro Molekül

Ionische Kristalle: NaCl und CsCl Struktur

NaCl Struktur



CsCl Struktur



Wikimedia Commons (2013).

Madelung-
konstante

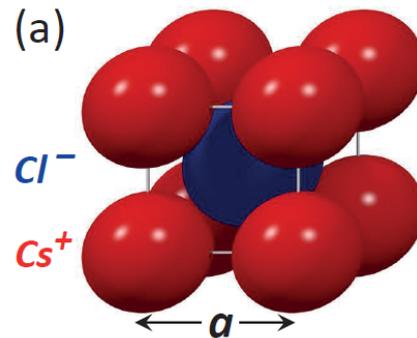
$$\alpha = 1,747565$$

$$\alpha = 1,762675$$

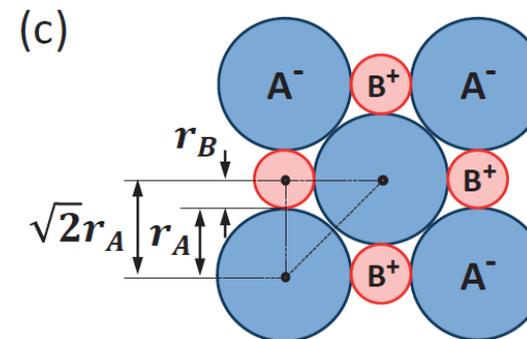
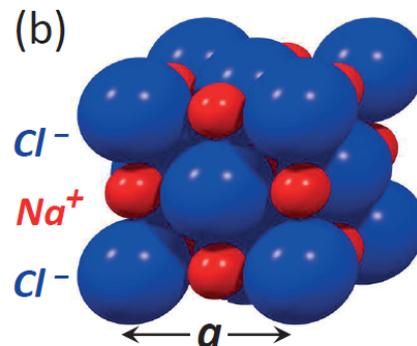
Wird die CsCl Struktur wegen des größeren α (\propto Coulombterm) immer bevorzugt?

Nein, denn auch die Ionenradien müssen betrachtet werden \rightarrow s. Kap. 3.

Ionische Kristalle: NaCl und CsCl Struktur



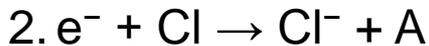
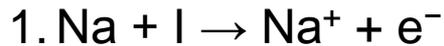
	H	F	Cl	Br	I
Li					
Na					
K			NaCl		
Rb					
Cs				CsCl	



Bildquelle: Gross und Marx, Festkörperphysik

Elektrostatische Anziehung entgegengesetzt geladener Ionen

Für NaCl-Ionenpaar:



I Ionisierungsenergie

A Elektronenaffinität

E_{Mad}

Madelungenergie

D.h. Schritte 1 und 2 entsprechen Ionenbildung

$$I(\text{Na}) = 5,14 \text{ eV}$$

$$A(\text{Cl}) = 3,61 \text{ eV}$$

Energieaufwand Elektronentransfer $\text{Na} \rightarrow \text{Cl} = I - A = 1,53 \text{ eV}$

Schritt 3: Coulombanziehung der Ionen bei Annäherung

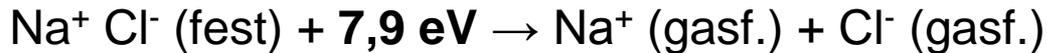
Energiegewinn $E_{\text{Mad}} \approx -e^2 / 4\pi\epsilon_0 a \approx -5 \text{ eV}$ für Ionenabstand $a \approx 0.28 \text{ nm}$

Bindungsenergie

$$E_B = E_{\text{Mad}} + (I - A) \approx -3,5 \text{ eV} \text{ für } \text{Na}^+\text{Cl}^- \text{ Ionenmolekül (nicht Kristall!)}$$

Die Bindungsenergie des Kristalls pro Ionenmolekül Na^+Cl^- ist gesucht.

Die **Gitterenergie** für die chemische Reaktion



ist nicht direkt meßbar.

Berechnung über Zerlegung in Teilschritte = **Born-Haber-Kreisprozess**

1. $\text{NaCl}(\text{f}) + 4,25 \text{ eV} \rightarrow \text{Na}(\text{f}) + 1/2 \cdot \text{Cl}_2(\text{g})$
2. $\text{Na}(\text{f}) + 1/2 \cdot \text{Cl}_2(\text{g}) + 1,13 \text{ eV} \rightarrow \text{Na}(\text{g}) + 1/2 \text{ Cl}_2(\text{g})$ Verdampfungswärme
3. $\text{Na}(\text{g}) + 1/2 \cdot \text{Cl}_2(\text{g}) + 5,14 \text{ eV} \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + \text{e}^- + 1/2 \text{ Cl}_2(\text{g})$ Ionisierungsenergie
4. $\text{Na}^+ + \text{e}^- + 1/2 \cdot \text{Cl}_2(\text{g}) + 1/2 \cdot 2,49 \text{ eV} \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + \text{e}^- + \text{Cl}(\text{g})$ Dissoziationsenergie
5. $\text{Na}^+ + \text{e}^- + \text{Cl}(\text{g}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + \text{e}^- + \text{Cl}^-(\text{g}) + 3,61 \text{ eV}$ Elektronenaffinität
6. $\text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{f}) + E$

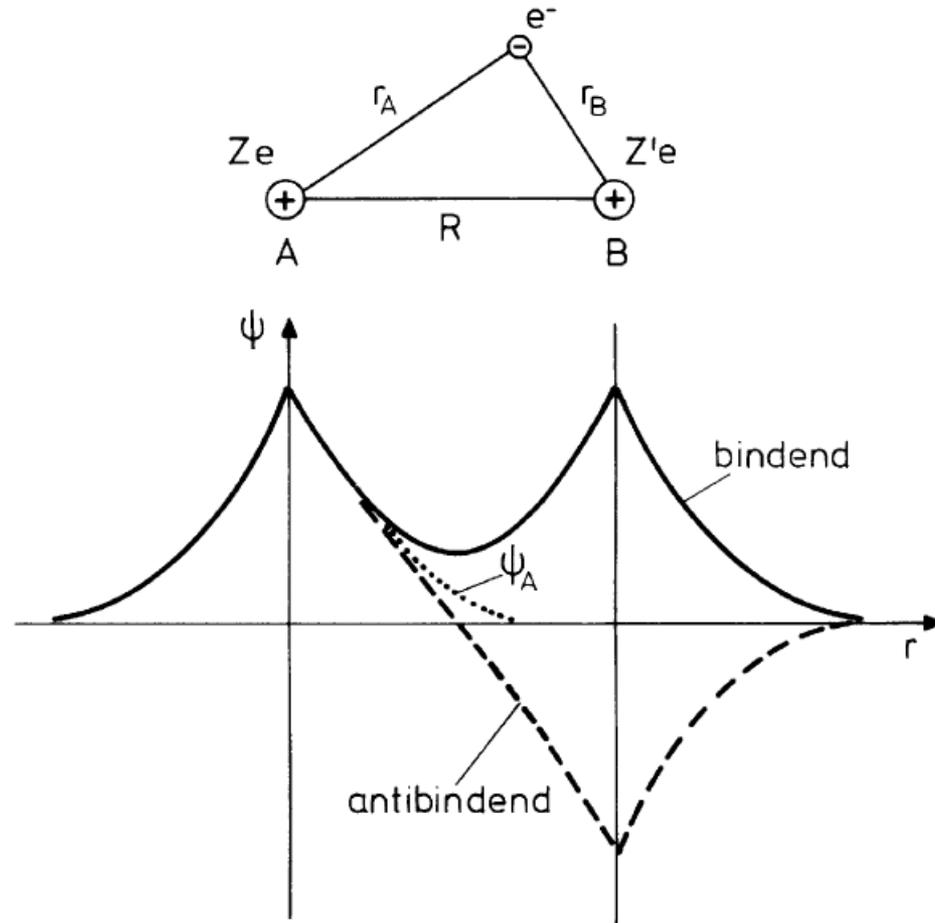
Gesamtenergie E ist dann

$$E = (4,25 + 1,13 + 5,14 + 1/2 \cdot 2,49 - 3,61) \text{ eV} \approx 8,15 \text{ eV}$$

und entspricht ungefähr der theoretisch berechneten Gitterenergie von 7,9 eV.

Kovalente Bindung

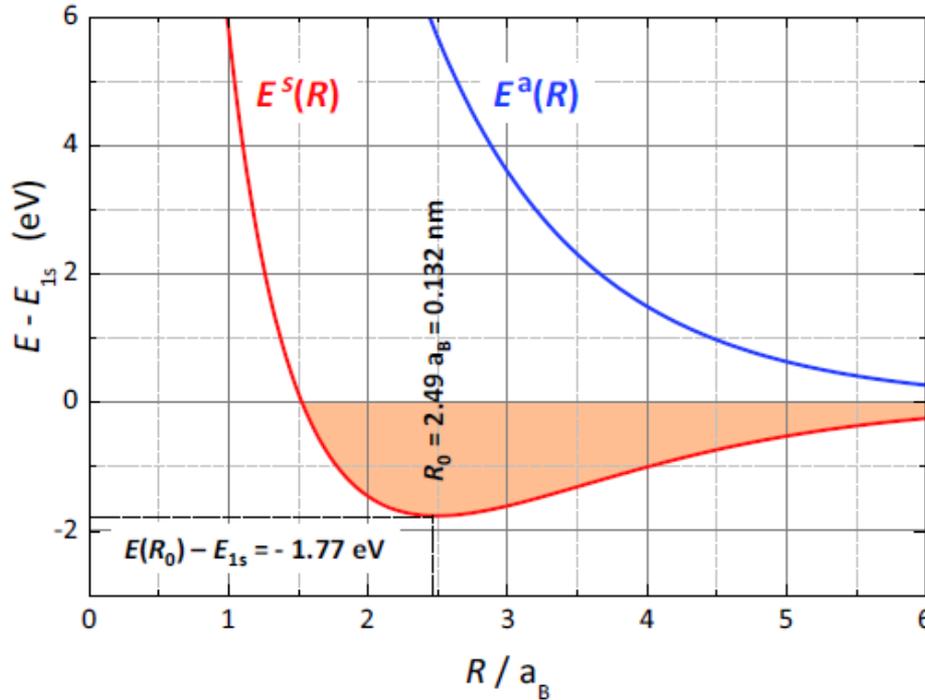
Beispiel H_2^+ Molekül



Bindendes Molekülorbital: Anhebung der Ladungsdichte zwischen den Kernen
 → bessere Abschirmung → Coulomb-Repulsion der Kerne gemindert

Beispiel H_2^+ Molekül

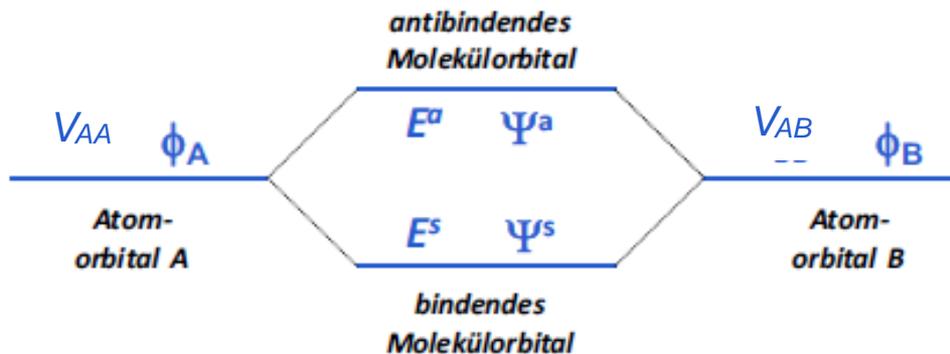
Vgl. Kap 12 Atom-/Molekülphysik



$$E^S(R) = \frac{V_{AA} + V_{AB}}{1 + S_{AB}}$$

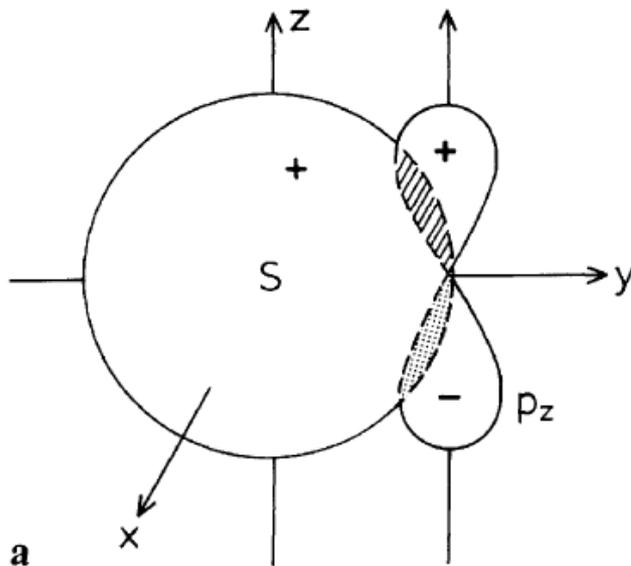
$$E^A(R) = \frac{V_{AA} - V_{AB}}{1 - S_{AB}}$$

Abb. 3.12: Energiefunktionen $E^s(R)$ und $E^a(R)$ für symmetrische und antisymmetrische Elektronendichteverteilungen des H_2^+ -Molekülions.

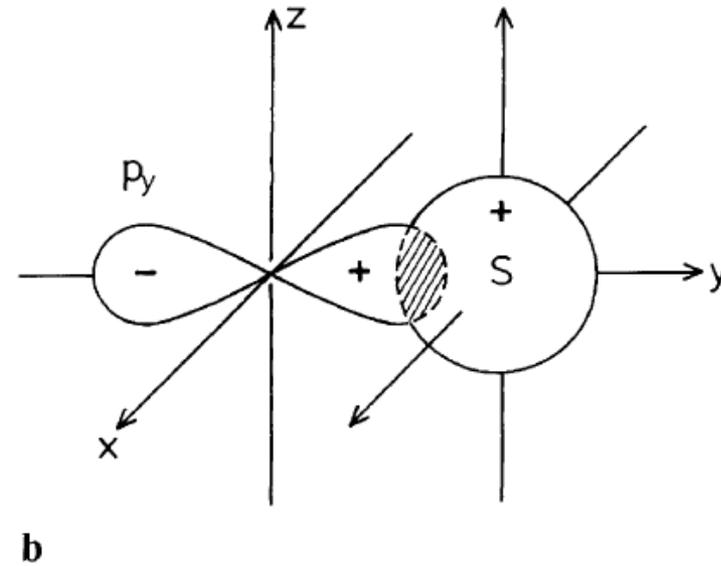


Gruppe IV Elemente: C (Diamant), Si, Ge – 4 fehlende Elektronen zur vollen Schale

Kompensierender Überlapp



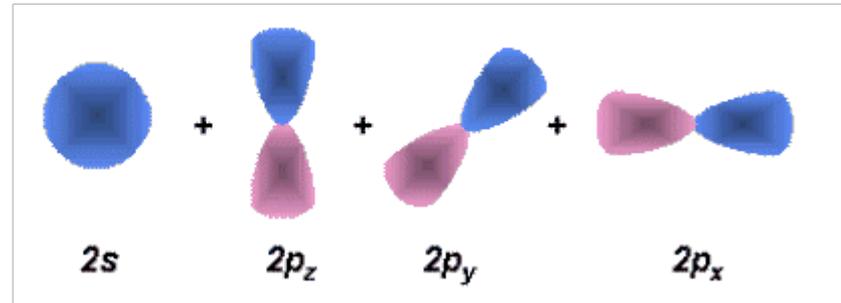
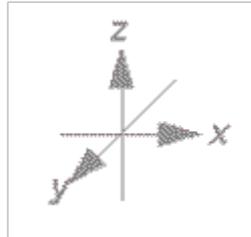
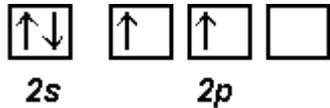
Nichtverschwindender Überlapp



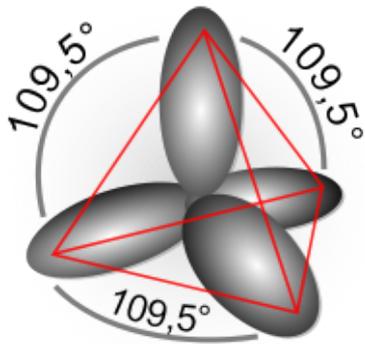
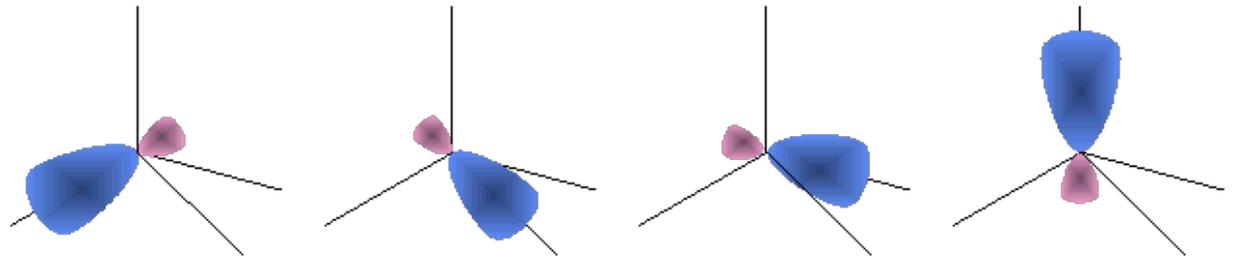
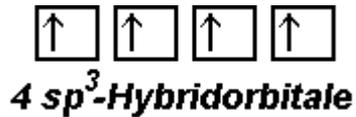
Die Symmetrie der überlappenden Orbitale ist wichtig.
Die kovalente Bindung ist gerichtet.

sp^3 Hybridisierung am Beispiel von Kohlenstoff

Grundzustand



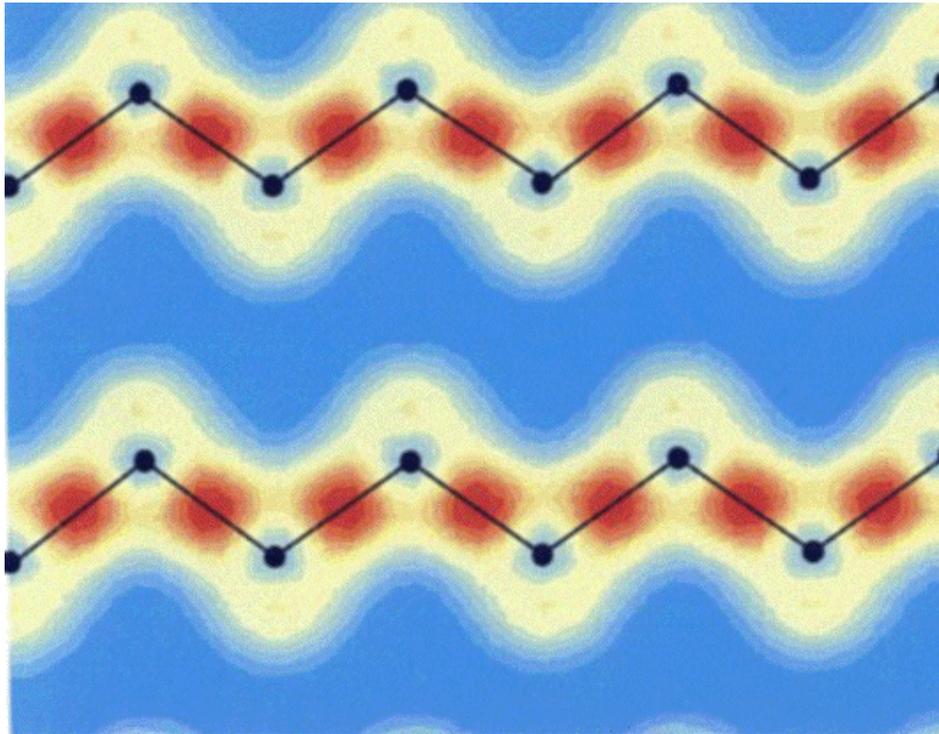
Hybridisierter Zustand



Die tetraedrische Konfiguration nächster Nachbarn findet sich in der (Diamant-)Kristallstruktur von beispielsweise C, Si, Ge (Hauptgruppe IV).

Kovalente Bindung

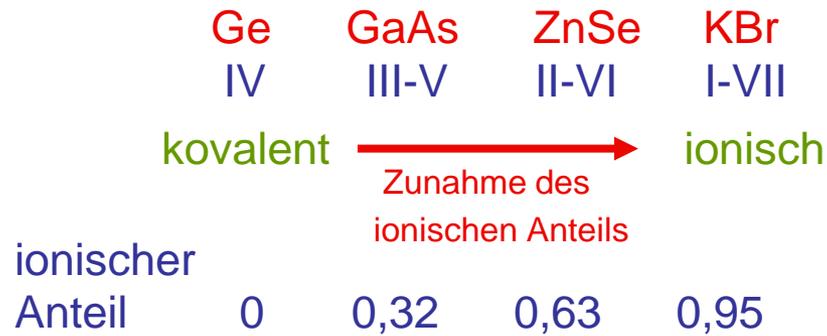
Beispiel: Elektronendichte in Silizium



Schwarze Punkte: Si-Atome in Diamantstruktur
Hohe Elektronendichte (rot) zwischen den Atomen = kovalente Bindung!

Grad des ionischen Charakters der Bindung in binären Kristallen

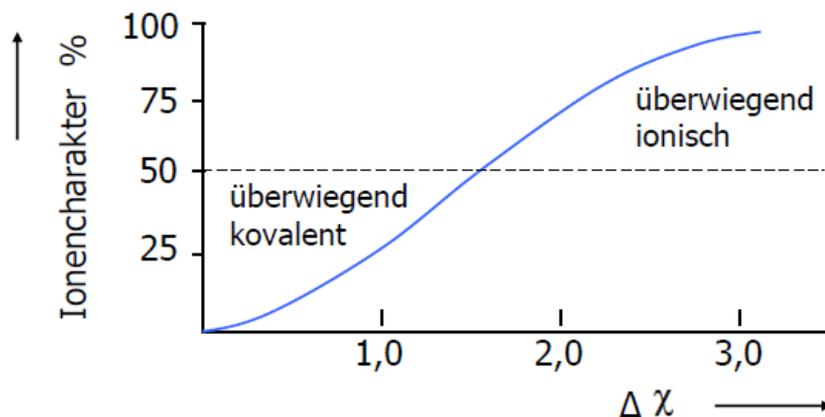
Ionische und kovalente Bindungen sind Grenzfälle, meist gibt es Mischtypen



Kristall	Grad des ionischen Charakters	Kristall	Grad des ionischen Charakters
Si	0,00		
SiC	0,18	GaAs	0,31
Ge	0,00	GaSb	0,26
ZnO	0,62	AgCl	0,86
ZnS	0,62	AgBr	0,85
ZnSe	0,63	AgI	0,77
ZnTe	0,61	MgO	0,84
CdO	0,79	MgS	0,79
CdS	0,69	MgSe	0,79
CdSe	0,70	LiF	0,92
CdTe	0,67	NaCl	0,94
InP	0,42	RbF	0,96
InAs	0,36		
InSb	0,32		

Einführung in die Festkörperphysik, Kittel

Grad des ionischen Charakters der Bindung in binären Kristallen



χ : Grad der Elektronegativität

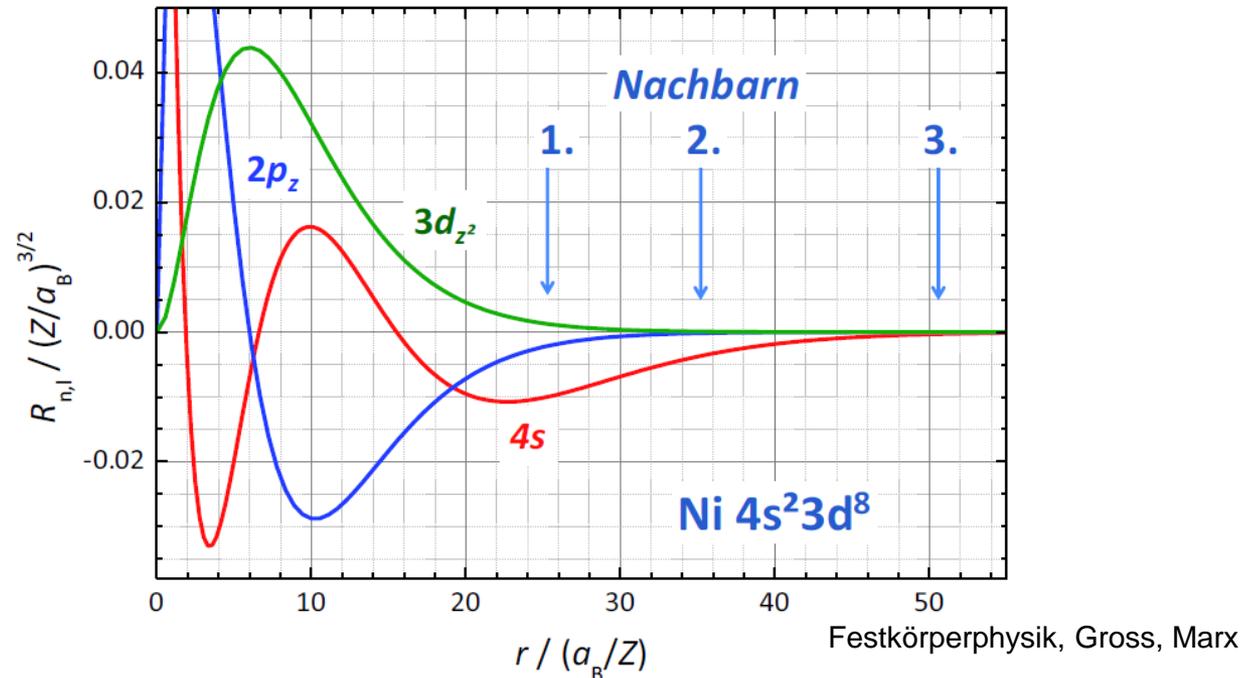
H 2,2																	He — [4]				
Li 0,98	Be 1,57															B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne — [4]
Na 0,93	Mg 1,31															Al 1,61	Si 1,9	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar — [4]
K 0,82	Ca 1	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91	Cu 1,9	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr 3,0 ^{[5][6]}				
Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,6	Mo 2,16	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,28	Pd 2,2	Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,1	I 2,66	Xe 2,6 ^{[5][6]}				
Cs 0,79	Ba 0,89	La* 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,36	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	At 2,2	Rn — [4]				
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac** 1,1	Rf —	Db —	Sg —	Bh —	Hs —	Mt —	Ds —	Rg —	Cn —	Uut —	Fl —	Uup —	Lv —	Uus —	Uuo —				
*	La 1,1	Ce 1,12	Pr 1,13	Nd 1,14	Pm 1,1 ^[7]	Sm 1,17	Eu 1,2 ^[7]	Gd 1,2	Tb 1,1 ^[7]	Dy 1,22	Ho 1,23	Er 1,24	Tm 1,25	Yb 1,1 ^[7]	Lu 1,27 ^[7]						
**	Ac 1,1	Th 1,3	Pa 1,5	U 1,7	Np 1,3	Pu 1,28 ^[7]	Am 1,13 ^[7]	Cm 1,28 ^[7]	Bk 1,3 ^[7]	Cf 1,3 ^[7]	Es 1,3 ^[7]	Fm 1,3 ^[7]	Md 1,3 ^[7]	No 1,3 ^[7]	Lr 1,3 ^[7]						

Metallische Bindung

- Alkalimetalle (Li, Na,...)
- Erdalkalimetalle (Be, Mg,...)
- Übergangsmetalle (Fe, Cu, Ag, Au,...)
- Andere Metalle (Al, Ga, In, Pb, ...)
- Halbmetalle / Halbleiter (Sb, As, Ge, Si,...)

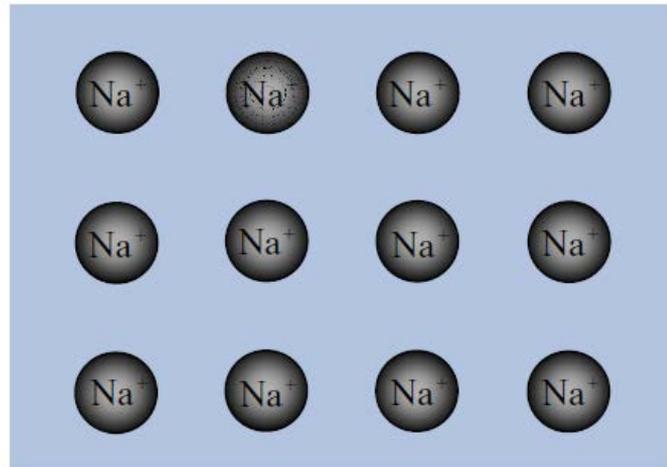
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18								
1	H	Schmelztemperatur (°C)																He								
	-259.14 0.05868	Bindungsenergie (kJ/mol)																-272								
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne								
	180.54 158	1278 320	<table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td>Alkalimetalle</td> <td>Erdalkalimetalle</td> <td>Übergangsmetalle</td> </tr> <tr> <td>Seltene Erden</td> <td>andere Metalle</td> <td>Halbmetalle/Halbleiter</td> </tr> <tr> <td>Nichtmetalle</td> <td>Halogene</td> <td>Edelgase</td> </tr> </table>										Alkalimetalle	Erdalkalimetalle	Übergangsmetalle	Seltene Erden	andere Metalle	Halbmetalle/Halbleiter	Nichtmetalle	Halogene	Edelgase	2300 561	3500 711	-209.9 474	-218.4 251	-219.62 81.0
Alkalimetalle	Erdalkalimetalle	Übergangsmetalle																								
Seltene Erden	andere Metalle	Halbmetalle/Halbleiter																								
Nichtmetalle	Halogene	Edelgase																								
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar								
	97.8 107	650 145											660.37 327	1410 446	44.1 331	112.8 275	-100.98 135	-189.3 7.74								
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr								
	63.65 90.1	839 178	1539 376	1660 468	1890 512	1857 395	1245 282	1535 413	1495 424	1453 428	1083 336	419.58 130	29.78 271	937.4 372	817 285.3	217 237	-7.2 118	-157.2 11.2								
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe								
	38.89 82.2	764 166	1523 422	1852 603	2468 730	2617 658	2200 661	2250 650	1966 554	1552 376	961.93 284	320.9 112	156.61 243	231.9 303	630 265	449.5 211	113.5 107	-111.9 15.9								
6	Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn								
	28.5 77.5	725 183		2150 621	2996 782	3410 859	3180 775	3045 788	2410 670	1772 564	1064.43 368	-38.87 65	303.5 182	327.5 196	271.3 210	254 144	302	-71 19.5								
7	Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub														
	27	700 160		?	?	?	?	?	?	?	?	?														
			*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu								
				920 431	795 417	935 357	1010 328	?	1072 206	822 179	1311 400	1360 391	1412 294	1470 302	1522 317	1545 233	824 154	1656 428								
			**	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr								
				1050 410	1750 598	1600	1132 536	640 456	639.5 347	994 264	1340 385	?	?	?	?	?	?	?								

Metallische Bindung



- Aufenthaltswahrscheinlichkeit über mehrere Atomabstände: delokalisiert
- „freie“ s- und p-Elektronen pro Atom
- Vorstellung: Elektronensee (e^-), eingebettet in positive Atomrümpfe (z.B. Na^+)
- Bindungen **ungerichtet** → dicht gepackte Kristallstrukturen

Metallische Bindung

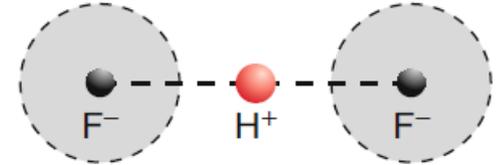


- Bindungsenergie durch Coulomb-WW zwischen Ionen-Rümpfen und kontinuierlicher Elektronenverteilung
- Abstoßender Term: Kompressibilität des Elektronen-Gases (Sommerfeld-Theorie)
- Korrektur durch Volumen der inneren Schalen
- Übergangsmetalle: d-Elektronen bilden kovalentes Grundgerüst.

Wasserstoffbrücken-Bindung

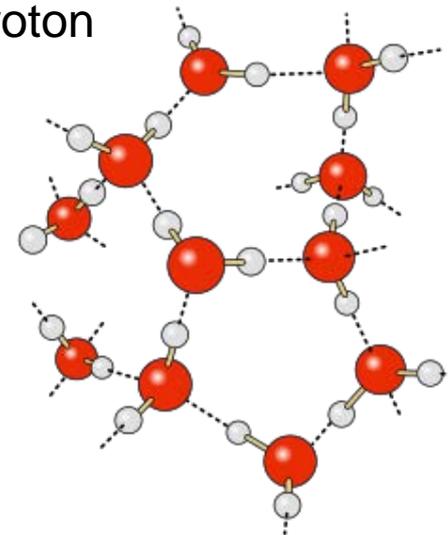
Bindung zwischen 2 stark elektronegativen Atomen

Bsp. F - H - F, O - H - O, O - H - N etc.



- H-Atom kann 2 Bindungspartner haben, obwohl selbst nur einwertig
- Bindungsenergie gering: $\approx 0,1$ eV / H-Atom
- Bindung hat ionischen Charakter → „nacktes“ Proton

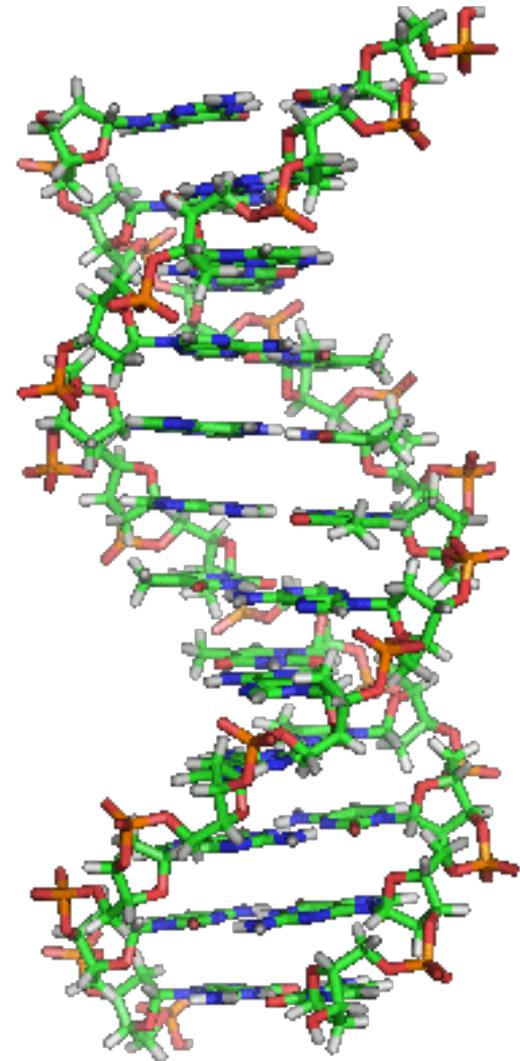
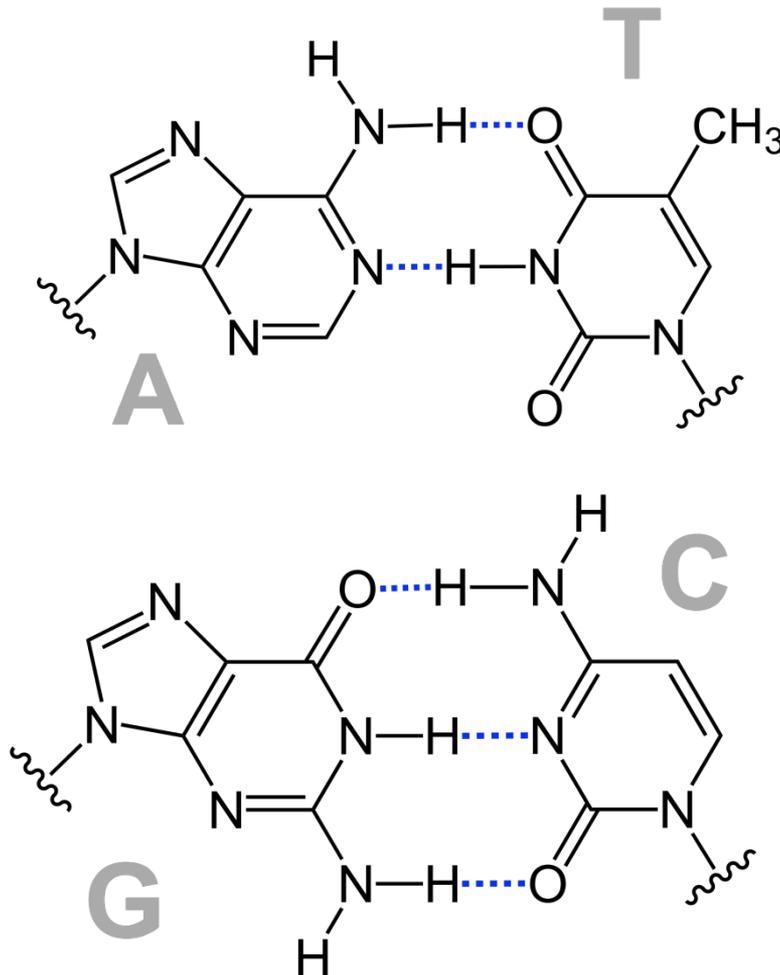
Wasser, H₂O



räumliche Vernetzung von Wassermolekülen

Wasserstoffbrücken-Bindung

Beispiel DNA



Wikimedia Commons (2013).

Vergleich der Bindungstypen

Bindungsart	V.d.Waals	Ionen	kovalent	Metall	H-Brücke
Bindungs-Energie (eV) (eV)	0,02...0,2	1...8	1...8	(s,p)≤1...3	0,1
Material-Härte	weich	rel.hart spröde	hart	weich	weich
Strukturen	fcc	NaCl CsCl	Diamant Zinkblende Wurtzit	bcc hcp fcc	
Anmerkung	tritt immer auf				