



Wiederholung der letzten Vorlesungsstunde:

Chemische Bindungen, Doppelbindungsregel, VSEPR-Theorie

Thema heute: Chemische Bindungen - Ionenbindung

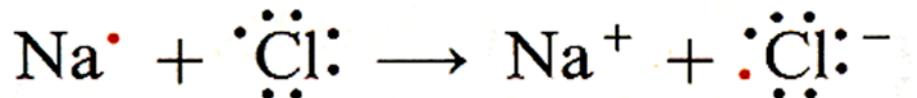
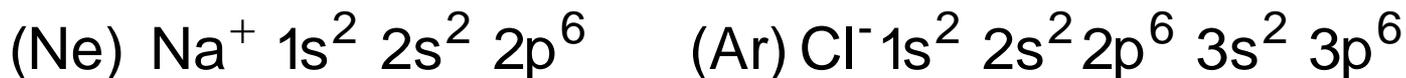


Die Ionenbindung (heteropolare Bindung)

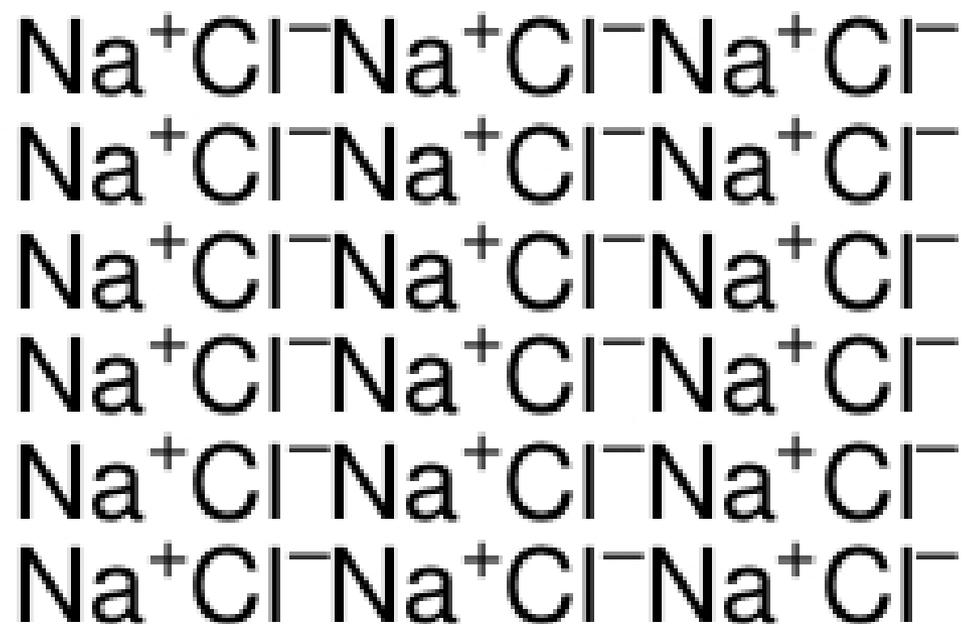
Ionenverbindungen entstehen durch Vereinigung typischer Metalle mit ausgeprägt nichtmetallischen Elementen.

Bei einem **Elektronegativitätsunterschied von ca. 1.8** (oder größer) kommt es zum (fast) vollständigen Übergang von Elektronen.

Bildung von **Kationen (positiv geladen)** und **Anionen (negativ geladen)** mit Edelgaskonfiguration.



Zwischen den Ionen wirken ungerichtete (!) Coulomb-Kräfte.





Kristalle



Kupfersulfat, CuSO_4



Kochsalz, NaCl



Alaun
 $\{\text{KAl}(\text{SO}_4)_2\} \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$



Ionenkristall, Salze

Kationen und Anionen: Edelgaskonfiguration folgender Ionen:

$1s^2$	H^- 152				He 93	Li^+ 60	Be^{2+} 31
$2s^2p^6$		N^{3-} 171	O^{2-} 140	F^- 136	Ne 112	Na^+ 95	Mg^{2+} 65
$3s^2p^6$		P^{3-} 212	S^{2-} 184	Cl^- 181	Ar 154	K^+ 133	Ca^{2+} 99
$4s^2p^6$		As^{3-} 222	Se^{2-} 198	Br^- 195	Kr 169	Rb^+ 148	Sr^{2+} 113
$5s^2p^6$		Sb^{3-} 245	Tl^{2-} 221	I^- 216	Xe 190	Cs^+ 169	Ba^{2+} 135

Ionenradien in pm



Die Anziehungskräfte der Ionen wirken in alle Richtungen

Coulombsches Gesetz

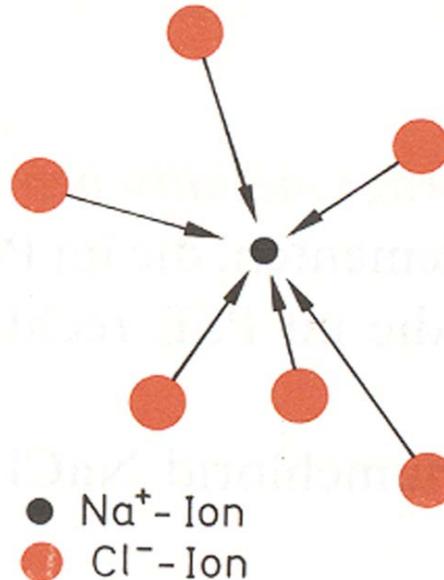
$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{z_K e \cdot z_A e}{r^2}$$

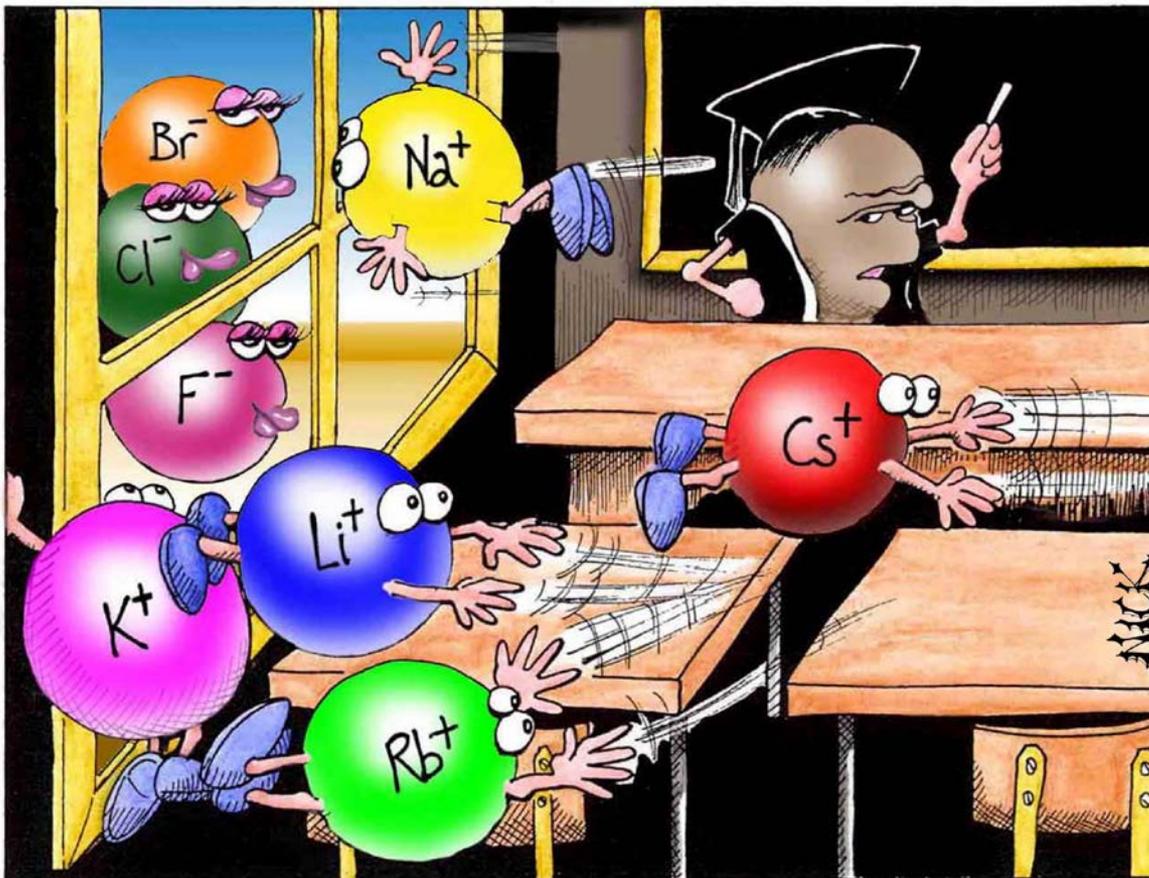
z = Ladungszahl der Ionen

e = Elementarladung

ϵ_0 = elektrische Feldkonstante

An das Na^+ -Ion lagern sich so viele Cl^- -Ionen an wie gerade Platz haben





“Perhaps one of you gentlemen would mind telling me just what it is outside the window that you find so attractive..?”



Ionenbindung

Ionenverbindungen bestehen nicht aus einzelnen Molekülen, sondern sind aus Ionen aufgebaute Kristalle, in denen starke elektrostatische Bindungskräfte vorhanden sind. Ein Ionenkristall ist ein „Riesenmolekül“!

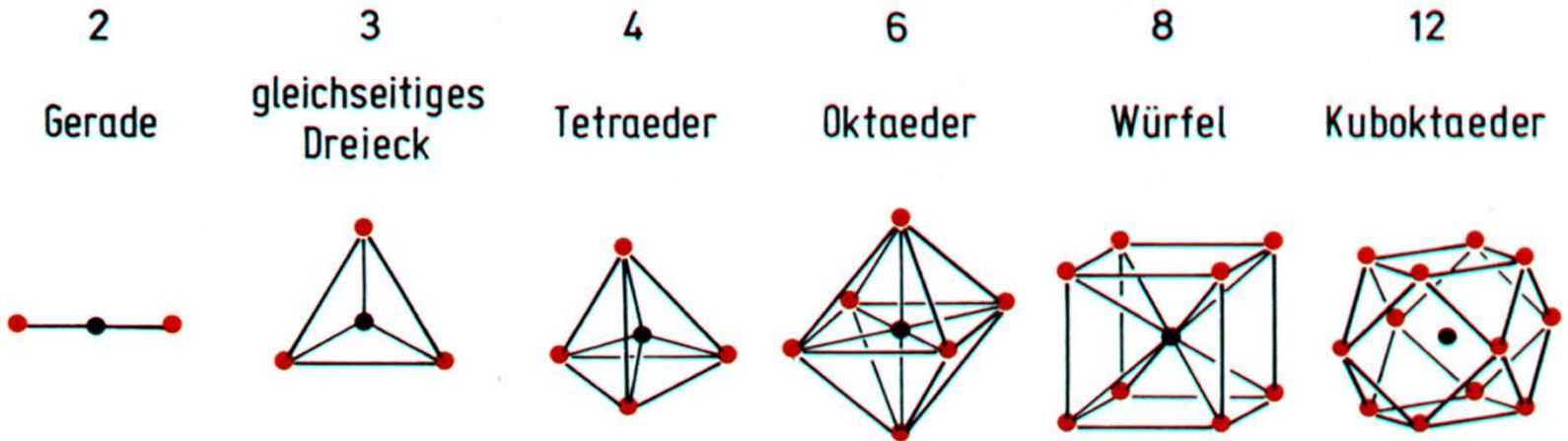
Eigenschaften von Ionenkristallen

- Festkörper mit hohen Schmelzpunkten; Härte; geringe Kompressibilität,
- geringe Ionenbeweglichkeit
- geringe elektrische Leitfähigkeit (im Festzustand)
- löslich in polaren Lösemitteln (H_2O ; NH_3 flüssig)
- Lösungen und Schmelzen sind „Ionenleiter“

Koordinationszahl = Anzahl der gleich entfernten Nachbarionen („Gegenionen“)
d. h. gleiche KZ für Anion und Kation bei gleicher Ladung von Anion und Kation.



Ionenkristalle - Koordinationszahlen und Geometrie (Koordinationspolyeder)



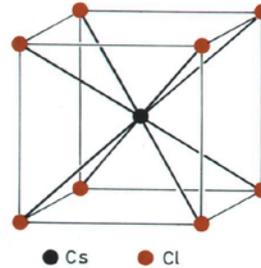
Koordinationszahlen und Geometrie der Anordnungen der Ionen in Ionenkristallen.



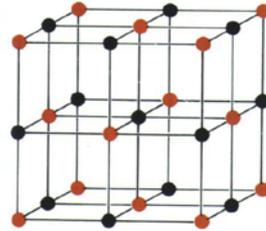
Ionische Strukturen

AB-Strukturen

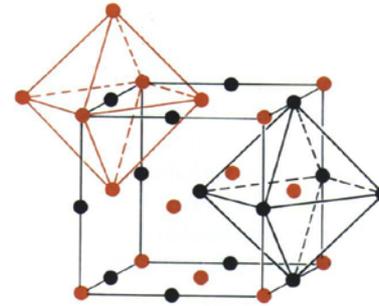
Caesiumchloridtyp KZ 8



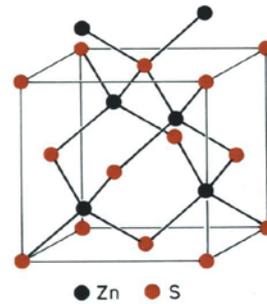
NaCl-Typ KZ 6



● Na⁺ ● Cl⁻



Zinkblende-Typ KZ 4

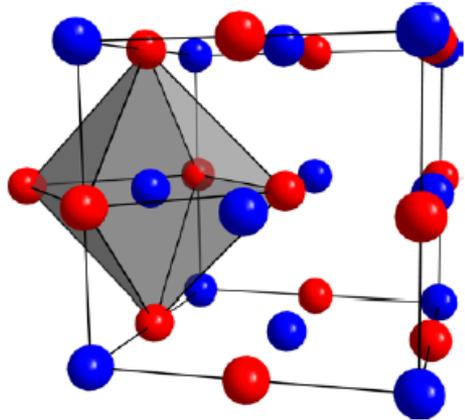


● Zn ● S

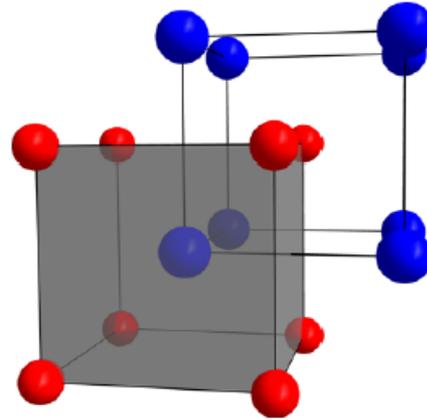


Natriumchlorid, NaCl (Kochsalz, Steinsalz)

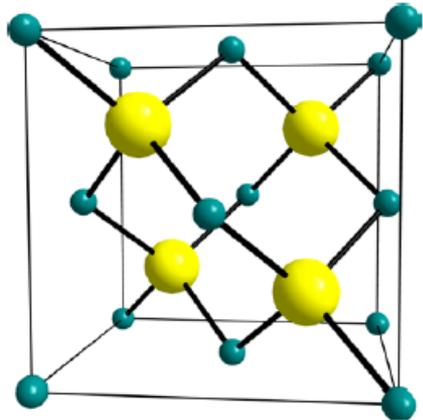




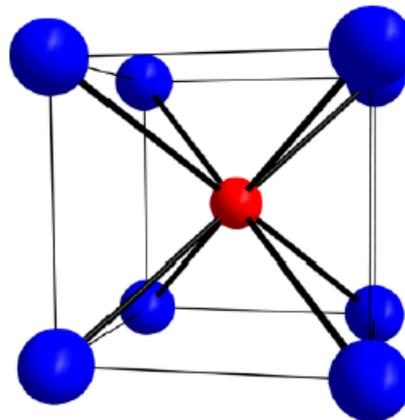
NaCl



CsCl



ZnS



CsCl

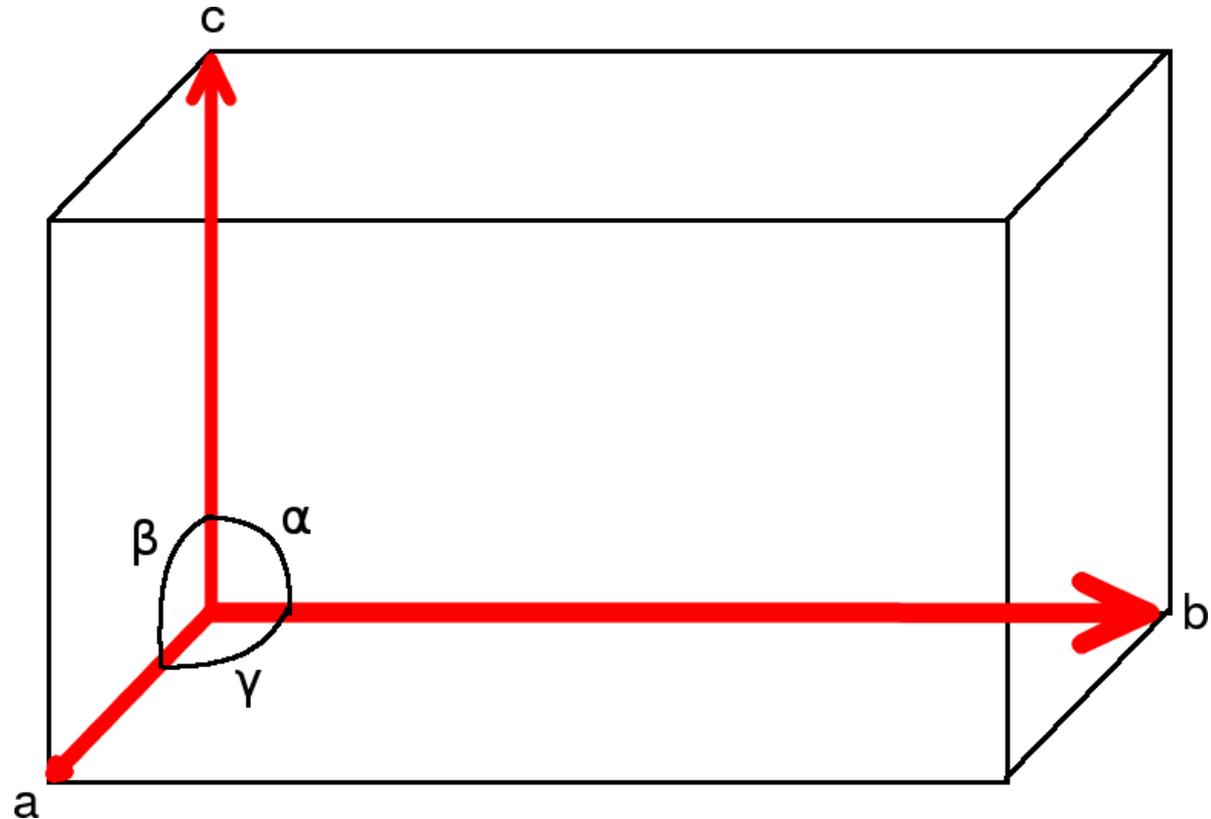
**Gitter,
Elementarzelle**

7 Gittertypen:

- kubisch
- tetragonal
- orthorhombisch
- monoklin
- triklin
- hexagonal
- rhomboedrisch

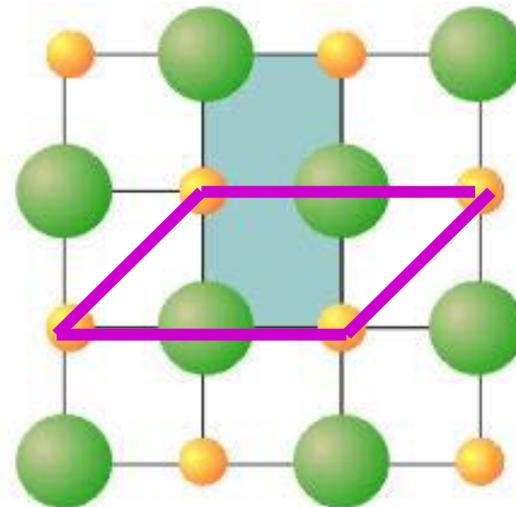
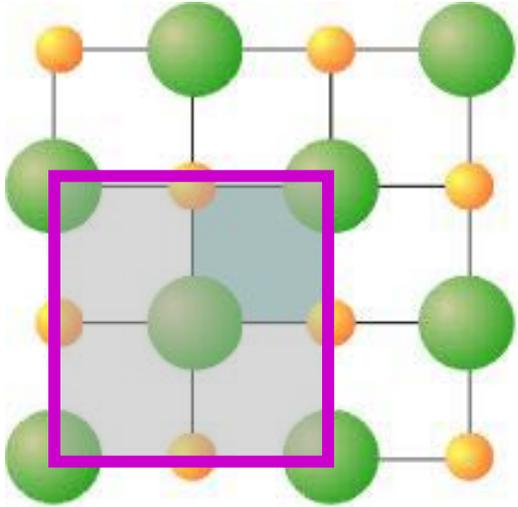


Elementarzelle:



Gitterkonstanten a, b, c (Vektoren), Winkel α, β, γ .

Atompositionen werden durch Zahlentripel relativ zu den Gitterkonstanten angegeben (x, y, z Werte zwischen 0 und 1)

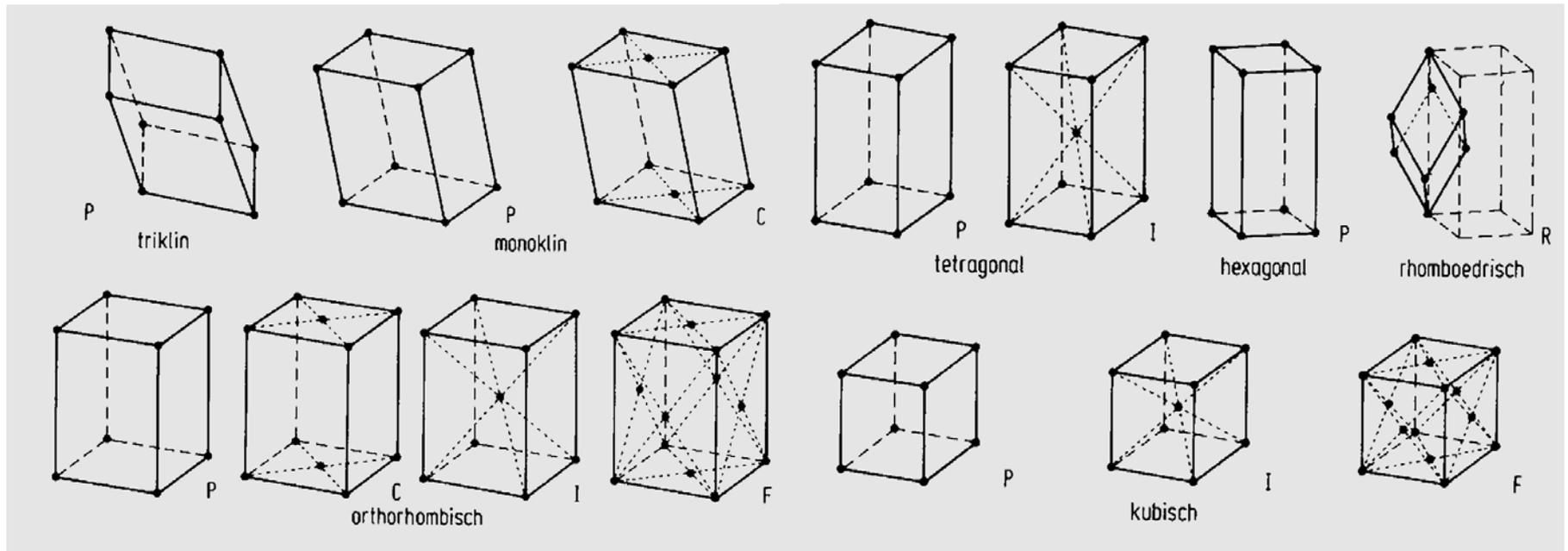


Die Eckpunkte der Elementarzellen definieren ein mathematisches Gitter (Punktgitter, Raumgitter)



7 Kristallsysteme und 14 Bravais-Gitter

7 Kristallsysteme: kubisch, tetragonal, orthorhombisch, monoklin, triklin, hexagonal, rhomboedrisch (trigonal)





UNIVERSITÄT ROSTOCK

Einige Beispiele für Elementarzellen

Kupfer
(8 Elementarzellen)

Schwefel
(S₈-Ringe)

AB-Strukturen

	KZ	Umgebung	Koordinationpolyeder
Natriumchlorid	NaCl 6 : 6	Na ⁺ von 6 Cl ⁻ Cl ⁻ von 6 Na ⁺	Oktaeder Oktaeder
Cäsiumchlorid	CsCl 8 : 8	Cs ⁺ von 8 Cl ⁻ Cl ⁻ von 8 Cs ⁺	Würfel Würfel
Zinksulfid, Zinkblende	ZnS 4 : 4	Zn ²⁺ von 4 S ²⁻ S ²⁻ von 4 Zn ²⁺	Tetraeder ITetraeder

AB₂-Strukturen

	KZ	Umgebung	Koordinationspolyeder
Fluorid-Typ	CaF ₂ 8 : 4	Ca ²⁺ von 8 F ⁻ F ⁻ von 4 Ca ²⁺	Würfel Tetraeder
Rutil-Typ	TiO ₂ 6 : 3	Ti ⁴⁺ von 6 O ²⁻ O ²⁻ von 3 Ti ⁴⁺	Oktaeder Gleichseitiges Dreieck
Cristobalit-Typ	SiO ₂ 4 : 2	Si von 4 O O von 2 Si	Tetraeder Lineare Anordnung