



# Experimentalvorlesung

## Hauptgruppenchemie

*Axel Schulz  
Institut für Chemie  
der Universität Rostock  
2015*



# Die metallische Bindung, Metalle

## ■ Inhalt

- **Physikalische Eigenschaften**
- **Elektronengasmodell**
- **Bändermodell**
- **Halbleiter**
- **Kugelpackungen**
- **Vergleich der Bindungsarten**



Alle Folien sind im Internet als pdf Dokument erhältlich:

<http://www.schulz.chemie.uni-rostock.de/>



# Metalle - Metallische Bindung

- metallisches Aussehen, d.h. metallischer Glanz der Oberfläche
- undurchsichtig
- duktil, dehnbar
- gute Wärmeleitfähigkeit
- gute elektronische Leitfähigkeit SIGMA ( $\sigma$ ), d.h. geringer elektrischer Widerstand RHO ( $\rho$ )





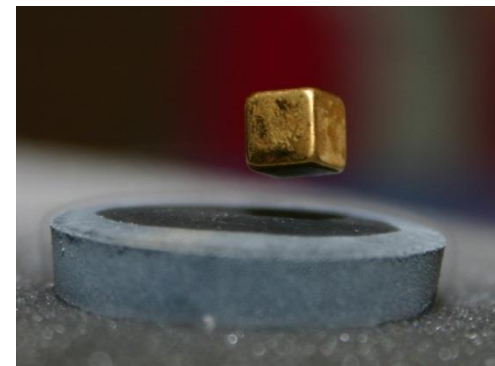
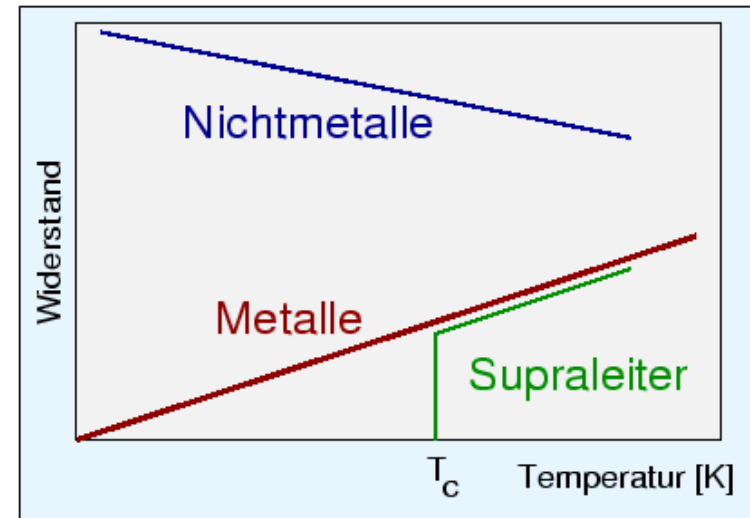
# Physikalische Eigenschaften der Edelmetalle

|                                    | Ru    | Rh    | Pd    | Ag    | Os    | Ir    | Pt    | Au    |
|------------------------------------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
| <b>Oz</b>                          | 44    | 45    | 46    | 47    | 76    | 77    | 78    | 79    |
| <b>M<sub>Atom</sub></b>            | 101.7 | 102.9 | 106.4 | 107.9 | 190.2 | 190.2 | 195.1 | 197.0 |
| <b>F °C</b>                        | 2282  | 1960  | 1552  | 961   | 3045  | 2433  | 1760  | 1064  |
| <b>Kp °C</b>                       | 4050  | 3760  | 2940  | 2155  | 5025  | 4550  | 4170  | 2808  |
| <b>Dichte<br/>g/cm<sub>3</sub></b> | 12.41 | 12.39 | 11.99 | 10.49 | 22.57 | 22.61 | 21.41 | 19.32 |
| <b>Widerstand<br/>μΩcm</b>         | 6.71  | 4.33  | 9.92  | 1.59  | 8.12  | 4.71  | 9.85  | 2.35  |



# Leitfähigkeit

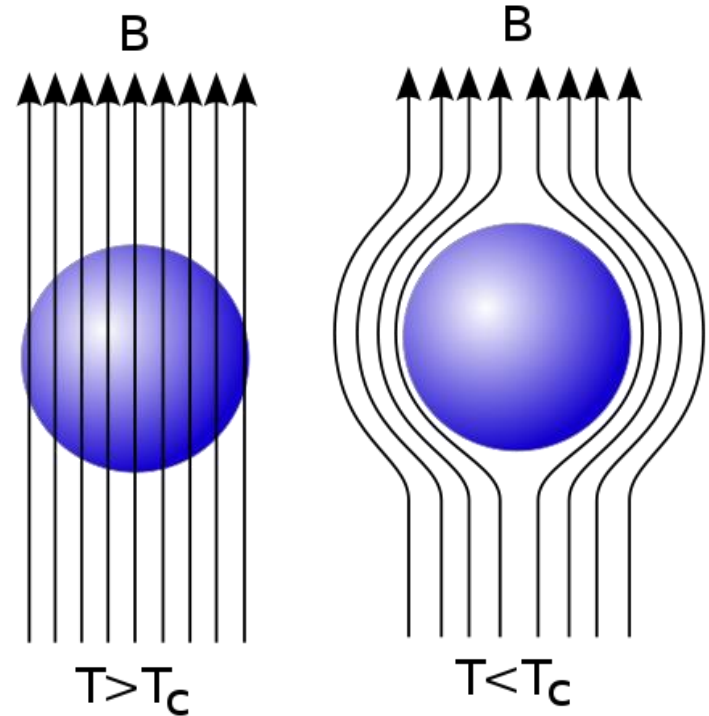
- Leiter 1. Klasse (z.B. Metalle oder Halbmetalle), bei denen eine Temperaturerhöhung zu einer Verringerung der Leitfähigkeit, d.h. zu einer Erhöhung des elektrischen Widerstands führt.
- Leiter 2. Klasse (z.B. Isolatoren oder Halbleiter), bei denen genau die umgekehrten Effekte auftreten. Mit der Temperatur nimmt die Leitfähigkeit zu, der Widerstand entsprechend ab.





# Experiment

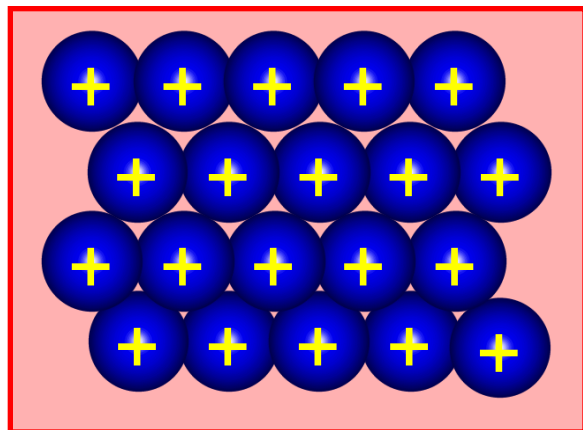
- **Supraleitung - Meißner-Ochsenfeld-Effekt**





# Modell des Elektronengases, Bändermodell

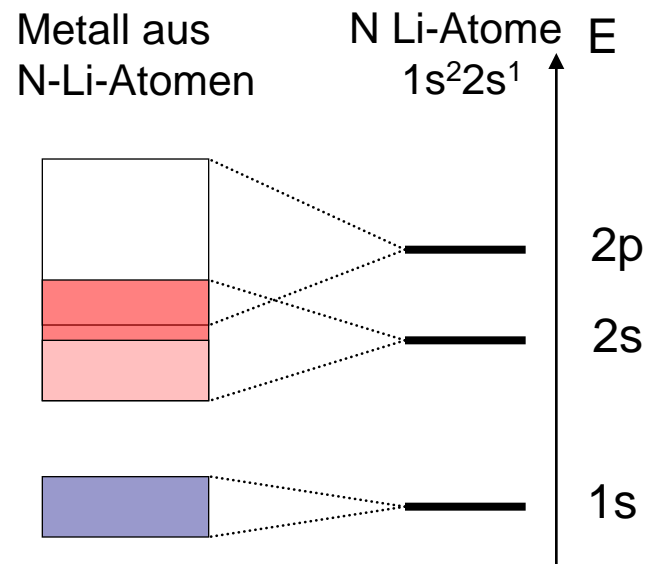
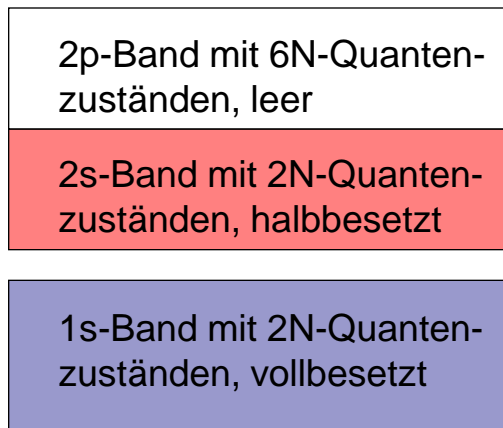
## Elektronengas



*Beispiel Lithium*

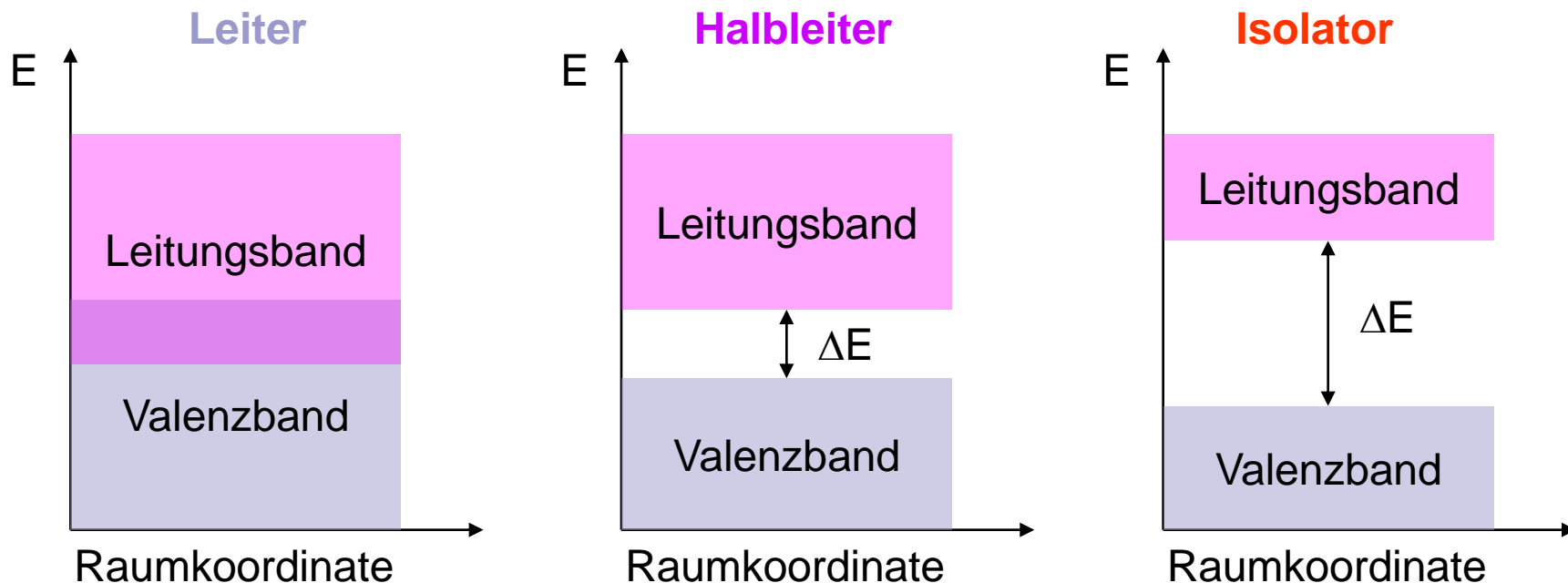
*Die delokalisierten Elektronen bilden das Elektronengas und halten die Metallkationen zusammen.*

## Bändermodell





# Das Energieband-Modell



$\Delta E$  = Energiedifferenz zwischen Valenz- und Leitungsband (Bandlücke)

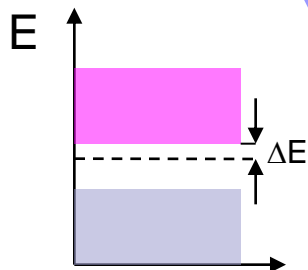
*Durch thermische Energie können Elektronen vom Valenz- ins Leitungsband gelangen, wenn  $\Delta E$  nicht zu groß ist.*

**Temperaturerhöhung**  $\longrightarrow$  **Leitfähigkeit von Halbleitern wird größer**

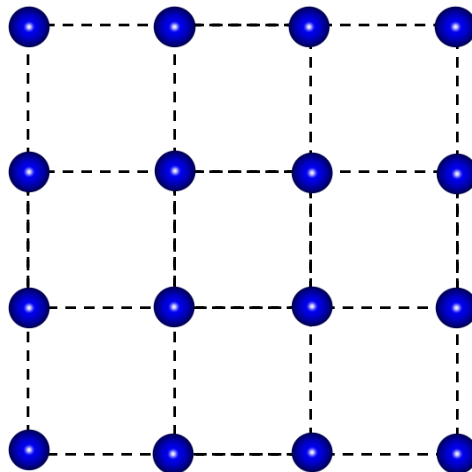


# Dotierung von Silizium (Halbleiter)

n-Typ-Dotierung



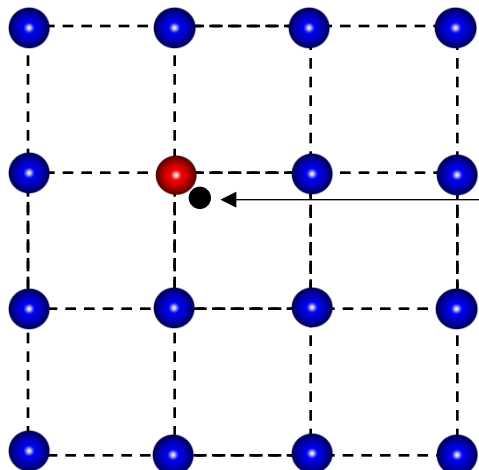
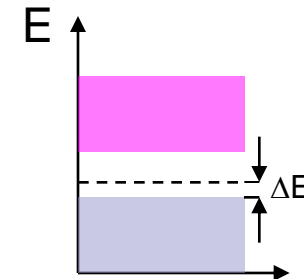
z.B. P



p-Typ-Dotierung

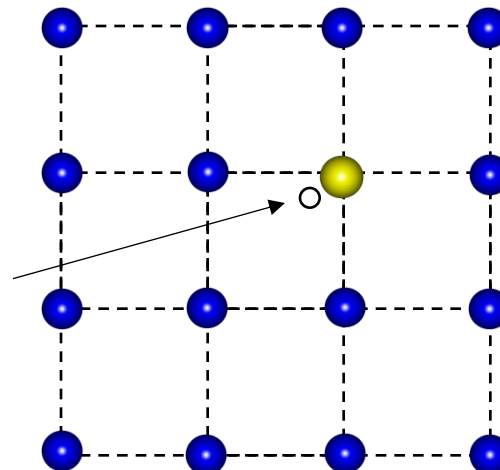


z.B. B



Überschüssiges Elektron

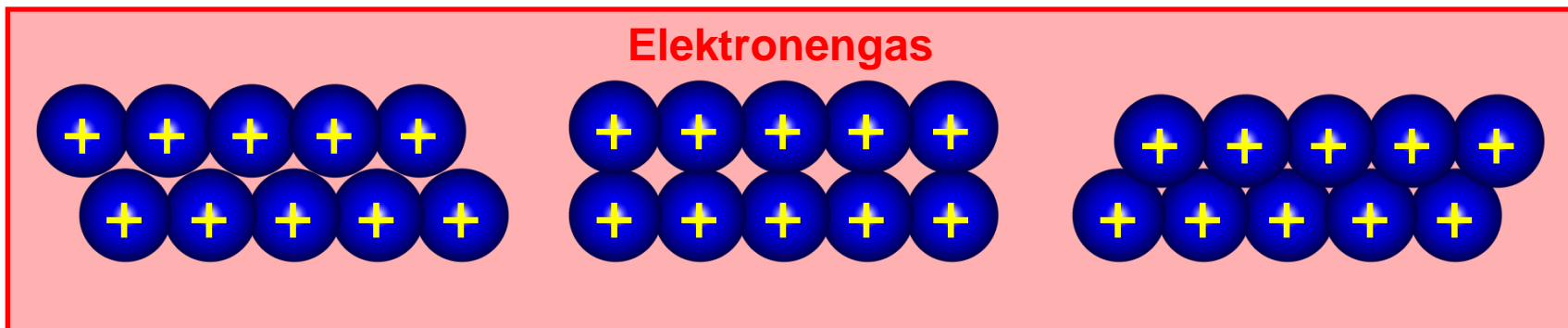
“Elektronenloch”



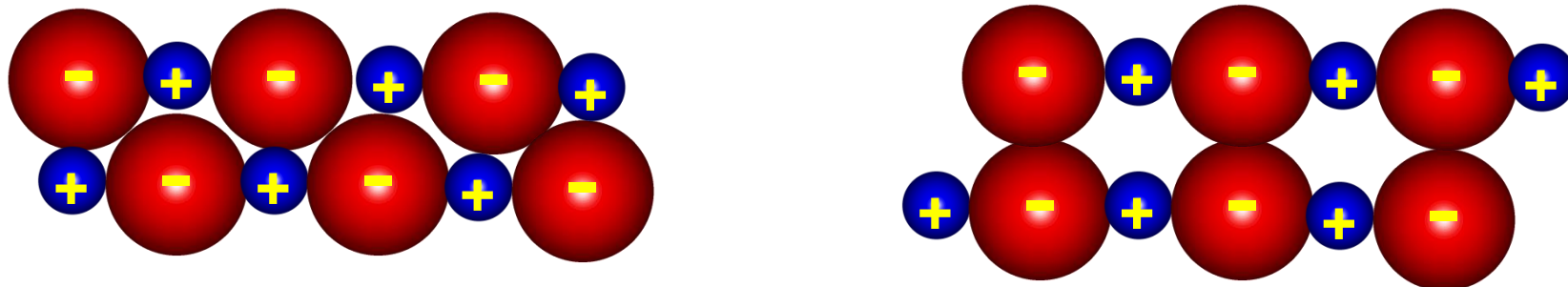


# Salz vs Metall

Metalle sind duktil – Salze nicht!

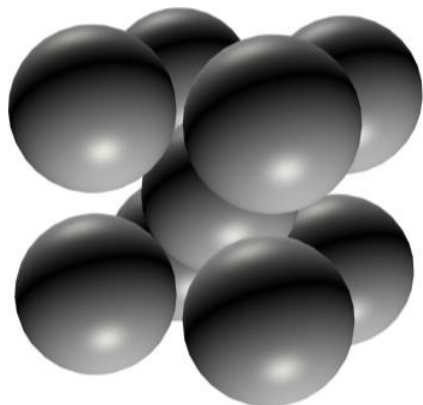


**Verformung**





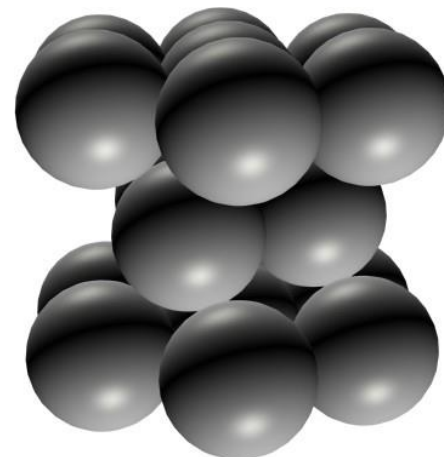
# Kugelpackungen



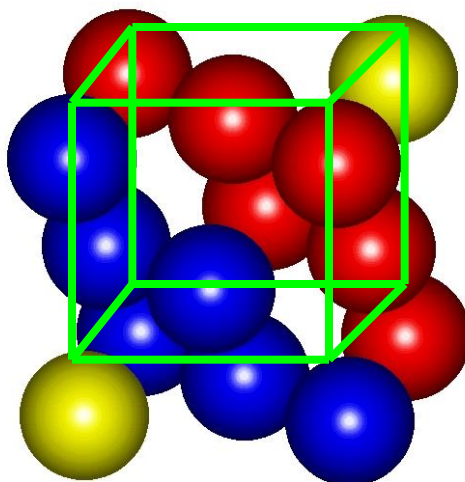
kubisch innenzentriert



kubischflächenzentriert

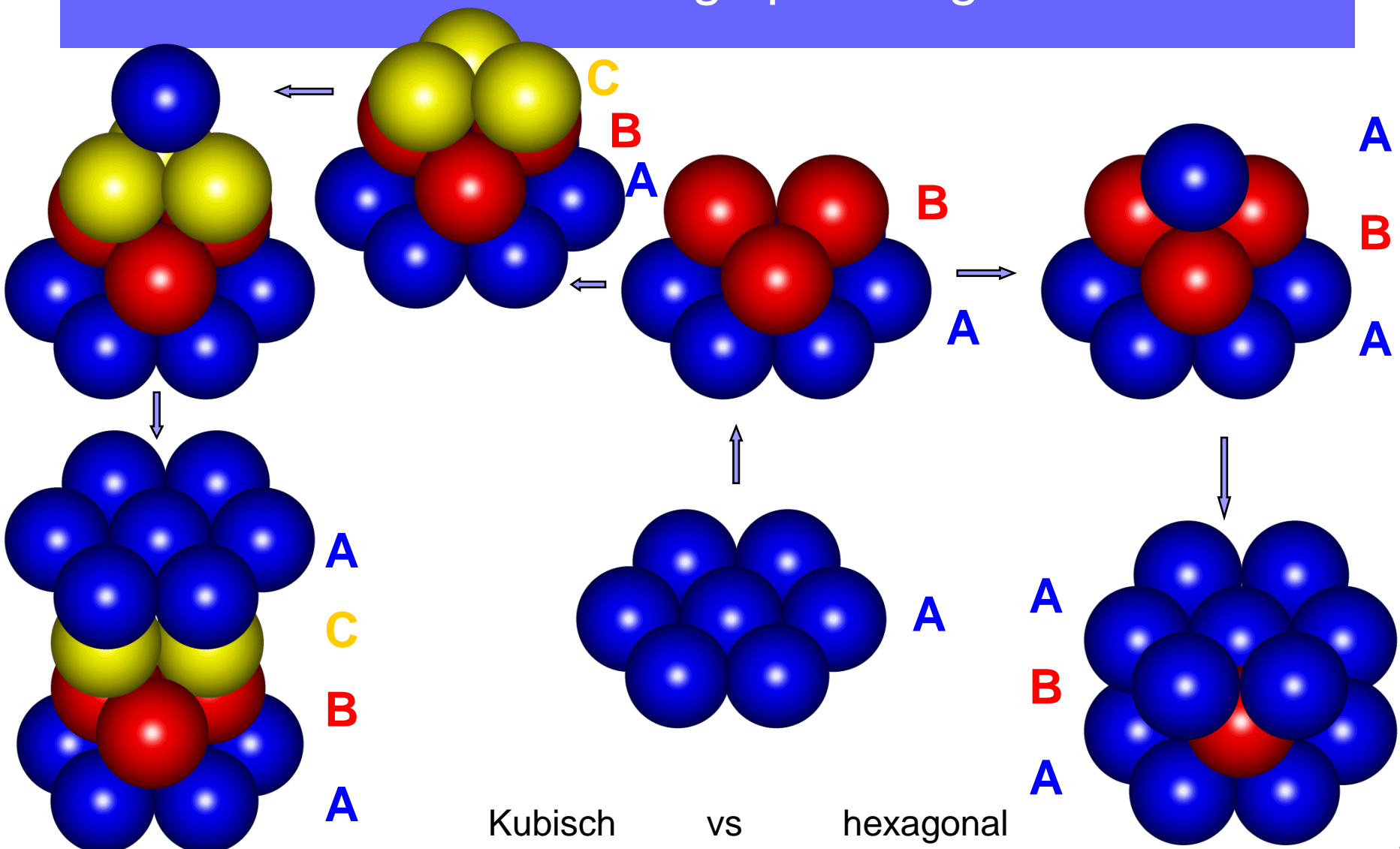


hexagonal





# Dichteste Kugelpackungen



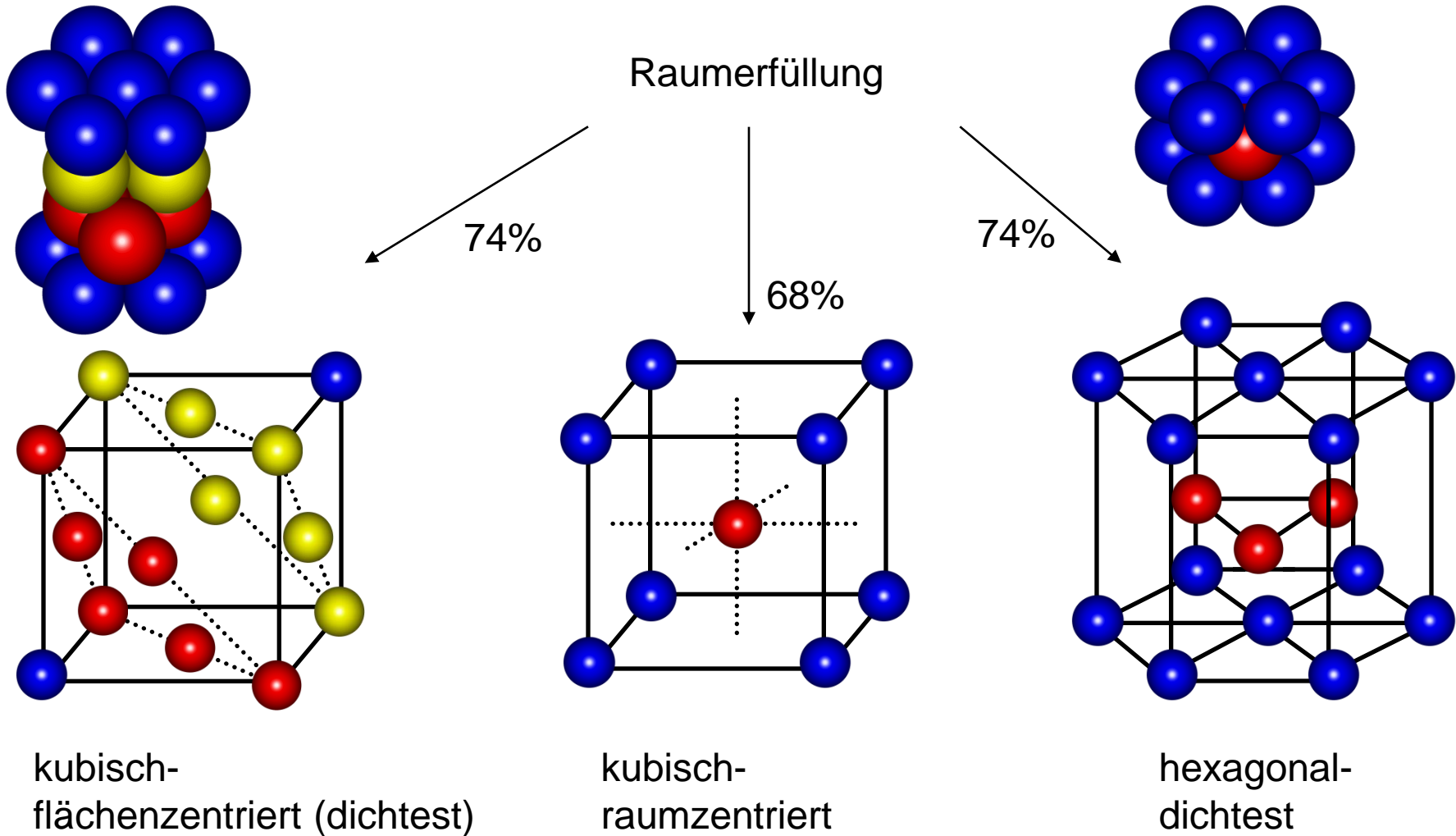
Kubisch

vs

hexagonal

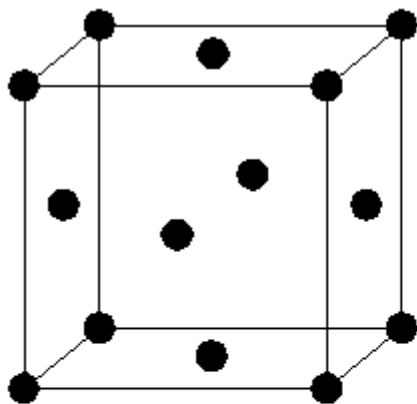


# Kristallstrukturen der Metalle

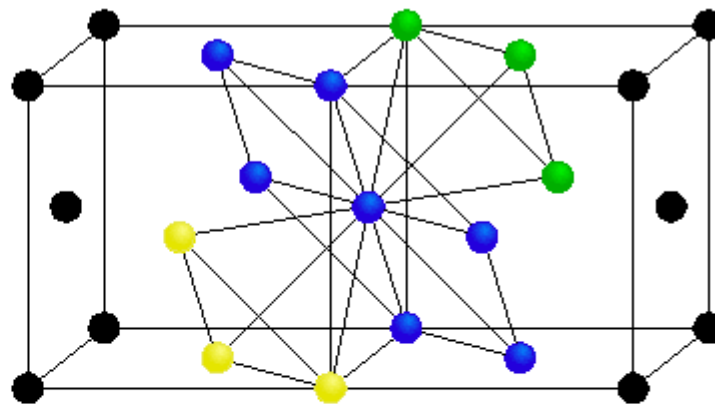




# Zusatz



a)



b)

Kubisch-dichteste Packung

a) Flächenzentrierte kubische Elementarzelle.


b) Die Schichten dichtester Packung liegen senkrecht zu den Raumdiagonalen der Elementarzelle. Jedes Atom hat 12 Nachbarn im gleichen Abstand.





# Metallstrukturen

*unter Normalbedingungen  
1at, 298 K*

|          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |
|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|
| 3<br>Li  | 4<br>Be  |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          | 13<br>Al | 14<br>Si |
| 11<br>Na | 12<br>Mg |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |
| 19<br>K  | 20<br>Ca | 21<br>Sc | 22<br>Ti | 23<br>V  | 24<br>Cr | 25<br>Mn | 26<br>Fe | 27<br>Co | 28<br>Ni | 29<br>Cu | 30<br>Zn | 31<br>Ga | 32<br>Ge |
| 37<br>Rb | 38<br>Sr | 39<br>Y  | 40<br>Zr | 41<br>Nb | 42<br>Mo | 43<br>Tc | 44<br>Ru | 45<br>Rh | 46<br>Pd | 47<br>Ag | 48<br>Cd | 49<br>In | 50<br>Sn |
| 55<br>Cs | 56<br>Ba | 57<br>La | 72<br>Hf | 73<br>Ta | 74<br>W  | 75<br>Re | 76<br>Os | 77<br>Ir | 78<br>Pt | 79<br>Au | 80<br>Hg | 81<br>Tl | 82<br>Pb |

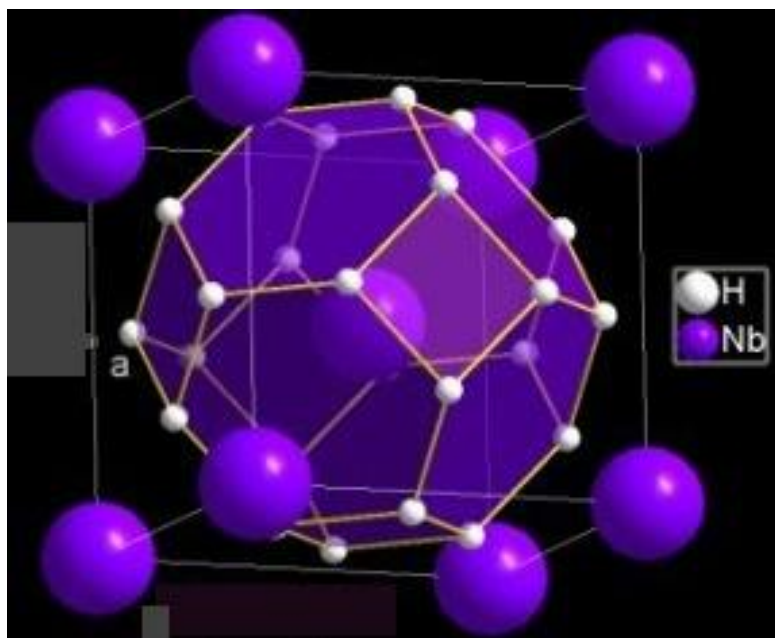
 kubisch-  
raumzentriert

 hexagonal  
dichtest

 kubisch-  
flächenzentriert



# Wasserstoff eingelagert im Metallgitter



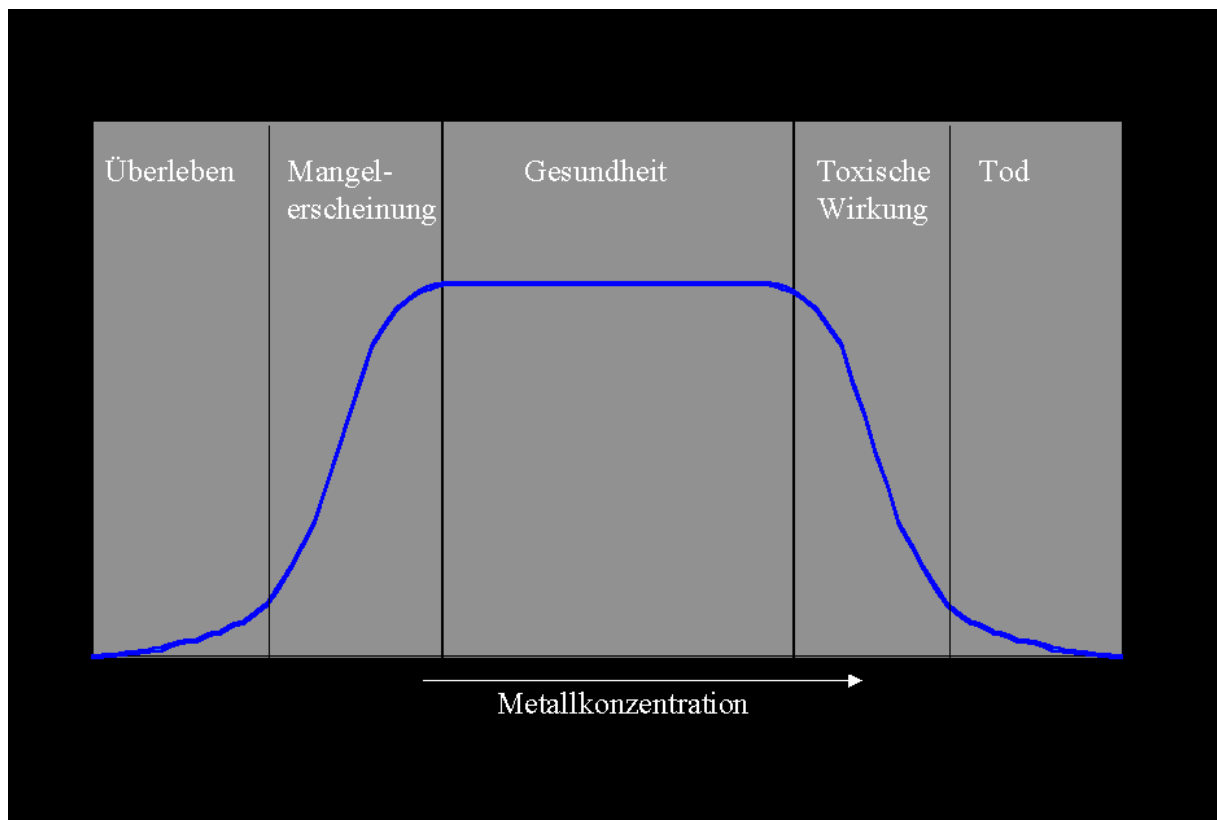
Wasserstoff ist sehr viel kleiner als Metalle



leicht auf Lücken atomar eingelagert



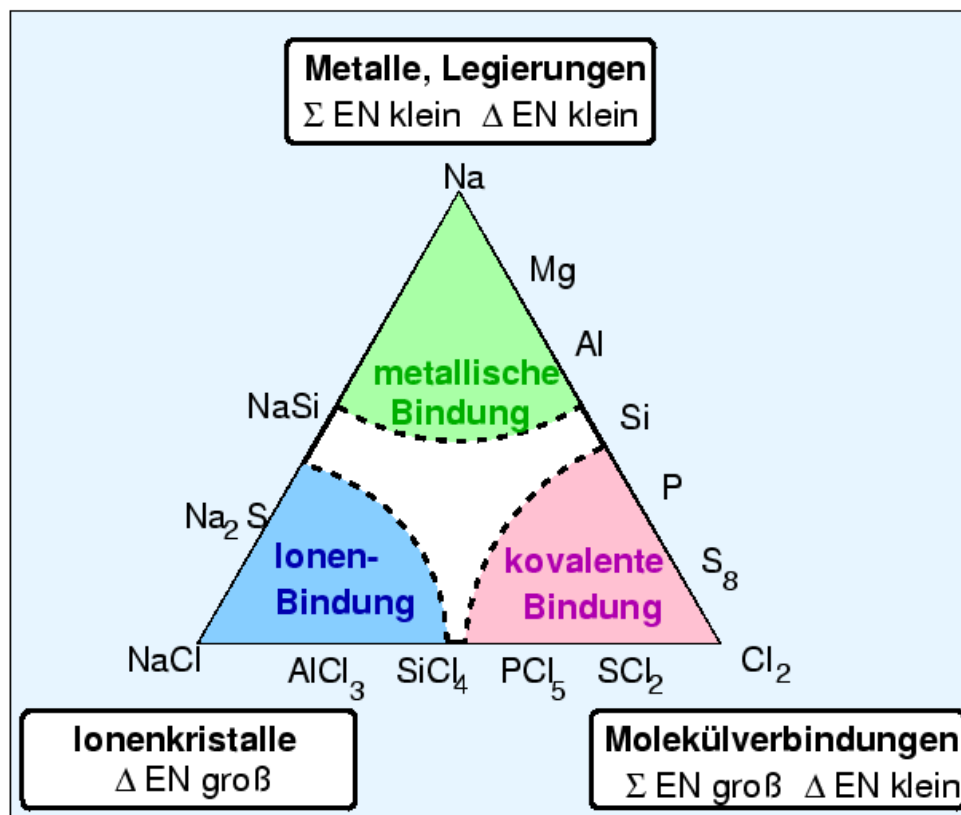
# Metalle als Spurenelemente



Dosis-Wirkungskurve

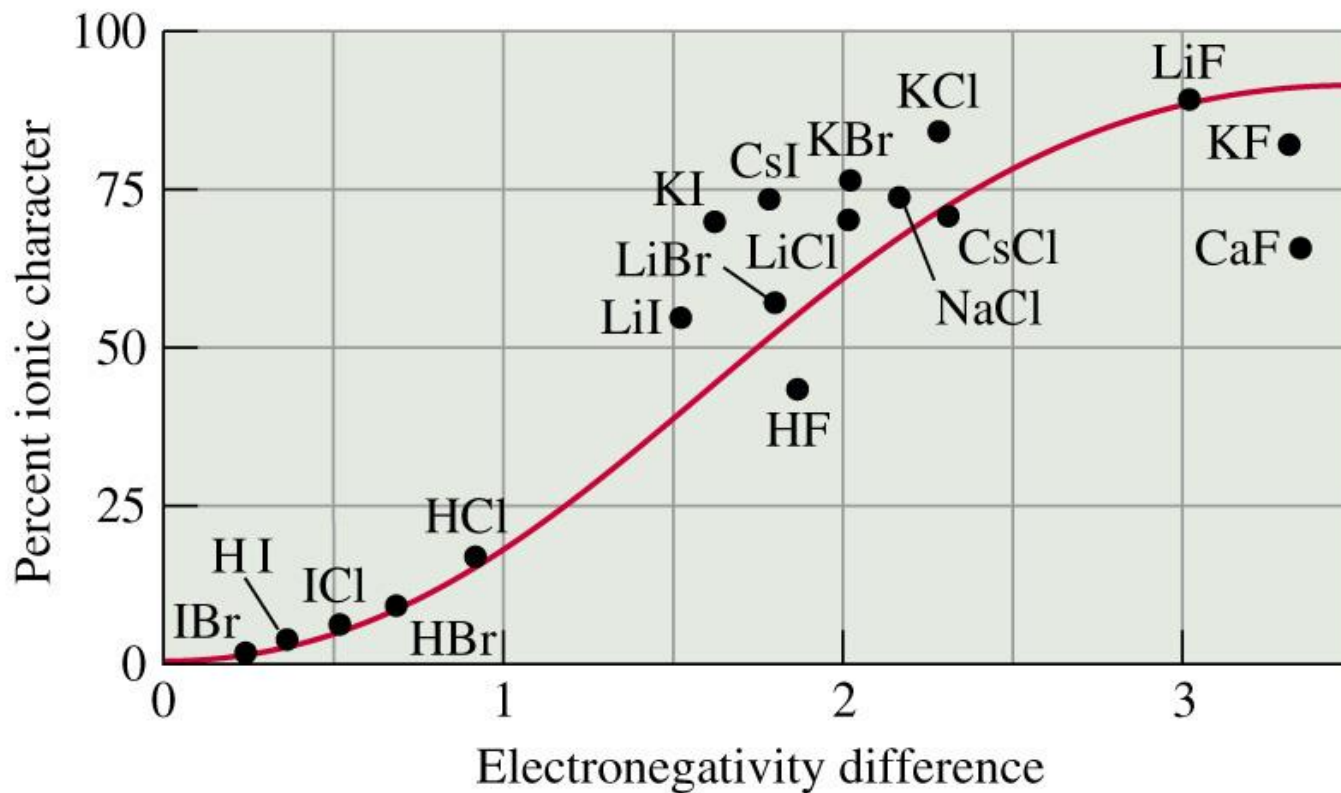


# Vergleich der Bindungsarten



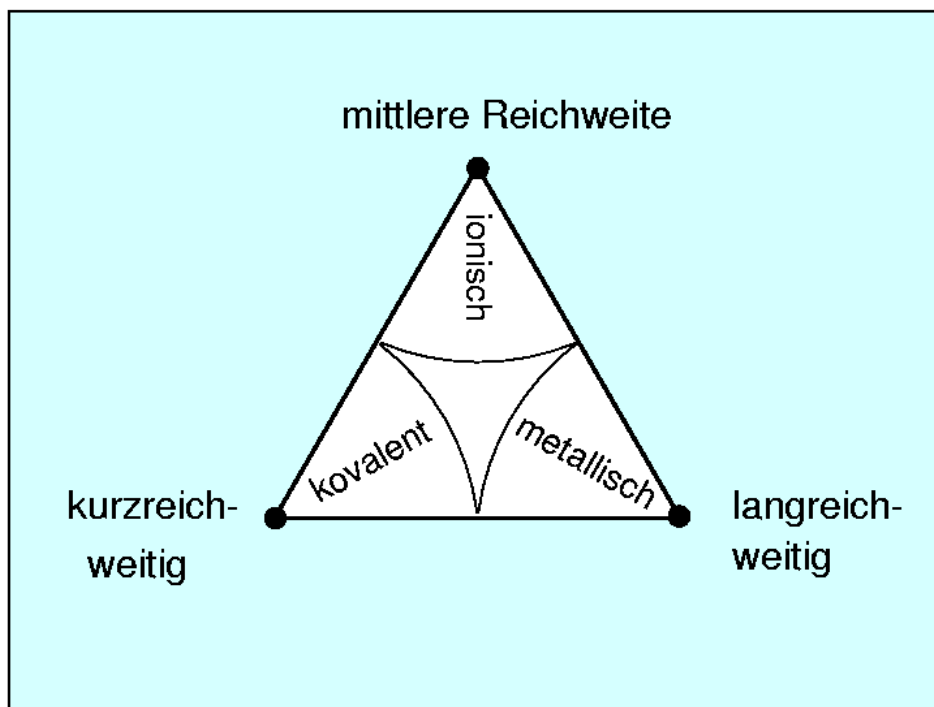


# Beispiel Halogenide





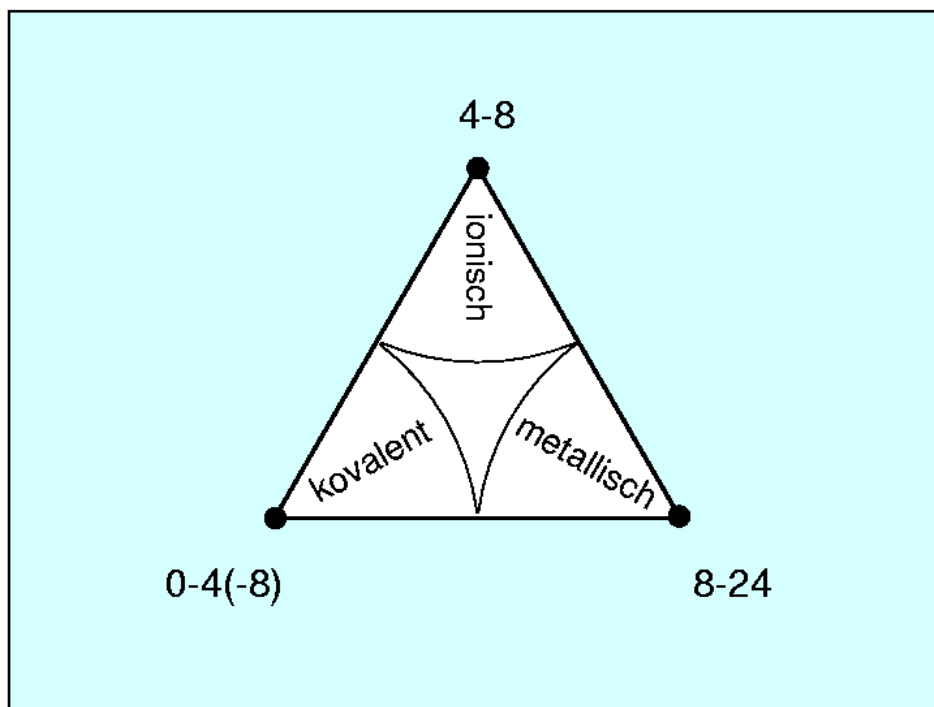
# Vergleich der Bindungsarten II



Reichweite der Wechselwirkung



# Vergleich der Bindungsarten III



Koordinationszahlen



# Vergleich der Bindungsarten IV

