

Metallisk bindning

19 okt. 2026, 4 min läsning

UTKAST

#fysik #molekylfysik #fenomen

Kurs: F0005T Förkunskaper: Kovalent bindning

Metalliska kristaller hålls ihop av ett elektronhav: ungefär en elektron per atom delas av alla atomer samtidigt. Att elektronerna är fria förklarar metallernas goda ledningsförmåga för både elektricitet och värme. Bindningen är stark men ospecifik — antalet grannar och vinklarna mellan dem är flexibla, och det är i stället packningstätheten som styr strukturen.

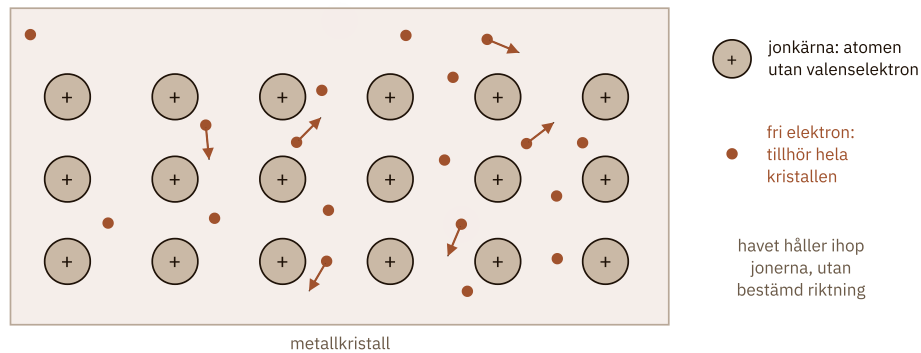
Formeln, symbol för symbol

$$\underbrace{n}_{\substack{\text{fria elektroner} \\ \text{per m}^3}} = \underbrace{z}_{\substack{\text{fria elektroner} \\ \text{per atom}}} \cdot \underbrace{\frac{\rho N_A}{M}}_{\substack{\text{atomer} \\ \text{per m}^3}}$$

Formeln är en ren omräkning: först hur många atomer som ryms i en kubikmeter, sedan hur många elektroner varje atom lämnar till elektronhavet. Därför hamnar n kring 10^{28} – 10^{29} m^{-3} för alla vanliga metaller.

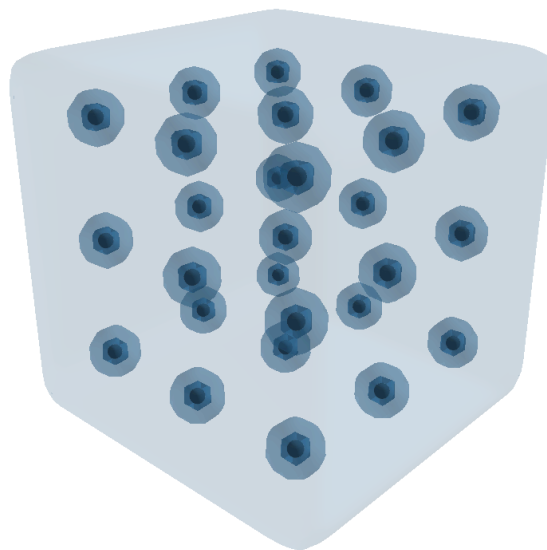
1. Jonkärnor i ett elektronhav

I en metall lossnar en eller några av de yttersta elektronerna från varje atom. Kvar blir positiva joner, ordnade i ett **kristallgitter**, och de lösgjorda elektronerna rör sig fritt genom hela kristallen. Bilden är ett gitter av joner som ligger i ett hav av elektroner, och det är attraktionen mellan havet och jonerna som håller ihop kristallen.



Metallen som ett gitter av positiva jonkärnor i ett hav av fria elektroner. Elektronerna tillhör hela kristallen, och attraktionen mellan havet och jonerna har ingen föredragen riktning.

Som elektronmoln är havet nästan jämnt utsmetat över hela kristallen. Det är bara lite tätare närmast jonkärnorna, som attraherar elektronerna.



dra för att vrida

Jonkärnor i ett kubiskt gitter i ett elektronhav, i 3D (vrid med musen). Den yttersta ytan är havets gräns vid kristallens kanter. Inuti är tätheten nästan konstant, med svaga toppar kring jonerna: de inre ytorna ligger 12 och 25 % över tätheten mellan jonerna. Kvalitativ modell.

Jämfört med de andra starka bindningarna:

- **Mot kovalent bindning.** Elektronerna delas också här, men av alla atomer på en gång i stället för av ett par. Bindningen är därför varken lokaliserad eller riktad.
- **Mot jonbindning.** Det finns positiva joner, men inga negativa. Den negativa laddningen är utsmetad över hela kristallen.

Eftersom bindningen saknar riktning styrs strukturen av hur tätt atomerna kan packas. De vanligaste metallstrukturerna är ytcentrerad kubisk och hexagonal tätpackning, där varje atom har 12 närmaste grannar, se **Packningstäthet**. Att ingen bindning har en föredragen vinkel är också skälet till att metaller kan formas: jonerna kan glida förbi varandra utan att några särskilda bindningar bryts.

2. Elektrontätheten

Elektronhavet beter sig på många sätt som en gas, och den viktigaste storheten är antalet fria elektroner per volymenhet. Med z fria elektroner per atom, densiteten ρ och molmassan M är antalet atomer per volymenhet $\rho N_A / M$, där N_A är **Avogadros tal**. Elektrontätheten blir

$$n = \frac{z \rho N_A}{M}$$

Fysika: T k3 (n tabellerad per grundämne)

För typiska metaller hamnar n kring 10^{28} – 10^{29} m^{-3} . Medelavståndet mellan elektronerna är ungefär $n^{-1/3}$, vilket är av samma storlek som avståndet mellan atomerna.

3. Varför metaller leder

Elektronhavet förklarar metallernas höga ledningsförmåga för både elektricitet och värme: laddningsbärarna finns redan fria och behöver ingen extra energi för att börja röra sig. I bandbilden motsvarar det ett **energiband** som bara är delvis fyllt. Ovanför de fyllda nivåerna, vid **Ferminivån**, finns tomma tillstånd direkt intill, så ett litet elektriskt fält räcker för att flytta elektroner till tillstånd med nettorörelse.

Vanliga fel

- **Molmassan i g/mol blandas med densitet i kg/m³.** Räkna om M till kg/mol eller ρ till g/m³ innan de divideras, annars blir n fel med en faktor 1000.
- **z glöms bort.** $\rho N_A / M$ är antalet atomer per volym. För aluminium med tre fria elektroner per atom måste det multipliceras med 3.
- **Metallisk bindning tros vara riktad.** Den är ospecifik. Strukturen bestäms av packningen, inte av bindningsvinklar som i kovalenta kristaller.
- **Elektronhavet tros vara alla elektroner.** Bara valenselektronerna är fria. De inre elektronerna sitter kvar i jonkärnorna.

4. Lösta exempel

≡ Exempel – Elektrontäthet i koppar och aluminium

Koppar har densiteten $8,96 \text{ g/cm}^3$ och molmassan $63,55 \text{ g/mol}$ och ger en ledningselektron per atom. Aluminium har densiteten $2,70 \text{ g/cm}^3$ och molmassan $26,98 \text{ g/mol}$ och ger tre. Bestäm elektrontätheten i båda metallerna och medelavståndet $n^{-1/3}$ mellan elektronerna.

Lösning

Enheter. $8,96 \text{ g/cm}^3 = 8960 \text{ kg/m}^3$ och $63,55 \text{ g/mol} = 0,06355 \text{ kg/mol}$, och på samma sätt för aluminium.

Koppar.

$$n_{\text{Cu}} = \frac{1 \cdot 8960 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}}{0,06355} \text{ m}^{-3} = \boxed{8,49 \cdot 10^{28} \text{ m}^{-3}}$$

Fysika: Te

$$n_{\text{Cu}}^{-1/3} = (8,49 \cdot 10^{28})^{-1/3} \text{ m} = \boxed{0,228 \text{ nm}}$$

Aluminium.

$$n_{\text{Al}} = \frac{3 \cdot 2700 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}}{0,02698} \text{ m}^{-3} = \boxed{1,81 \cdot 10^{29} \text{ m}^{-3}}$$

$$n_{\text{Al}}^{-1/3} = (1,81 \cdot 10^{29})^{-1/3} \text{ m} = \boxed{0,177 \text{ nm}}$$

Jämförelse. Aluminium är lättare än koppar men har ungefär dubbelt så många fria elektroner per volym, eftersom varje atom bidrar med tre. Båda avstånden är av samma storlek som avståndet mellan atomerna i gittret.

Ej kontrollerat mot facit – två oberoende lösningar stämmer överens.

Se jämförelsen i 6. Bindningstyperna jämförda.

Läsning

- 42.1 Types of Molecular Bonds