

Kovalent bindning

19 okt. 2026, 7 min läsning

UTKAST

#fysik #molekylfysik #fenomen

Kurs: F0005T Förkunskaper: Atomorbitaler, Elektronkonfiguration

I en kovalent bindning delar två atomer på två elektroner, ett elektronpar, så att båda får fulla skal — H_2 som $H-H$, eller kol som delar sina fyra valenselektroner med fyra väteatomer i CH_4 . Bindningen är stark och håller ihop både molekyler och kristaller, och den är specifik: den har en bestämd, föredragen vinkel. Är atomerna olika blir fördelningen av elektronparet ojämn, och bindningen är polär.

1. Elektronparet i H_2

Den enklaste kovalenta bindningen finns i vätemolekylen: två protoner och två elektroner. När två väteatomer närmar sig varandra deformeras elektronernas vågfunktioner och samlas i området **mellan** kärnorna. En elektron där attraheras av båda protonerna samtidigt, och den attraktionen blir större än repulsionen mellan de två protonerna och mellan de två elektronerna. Resultatet är en bunden molekyl.

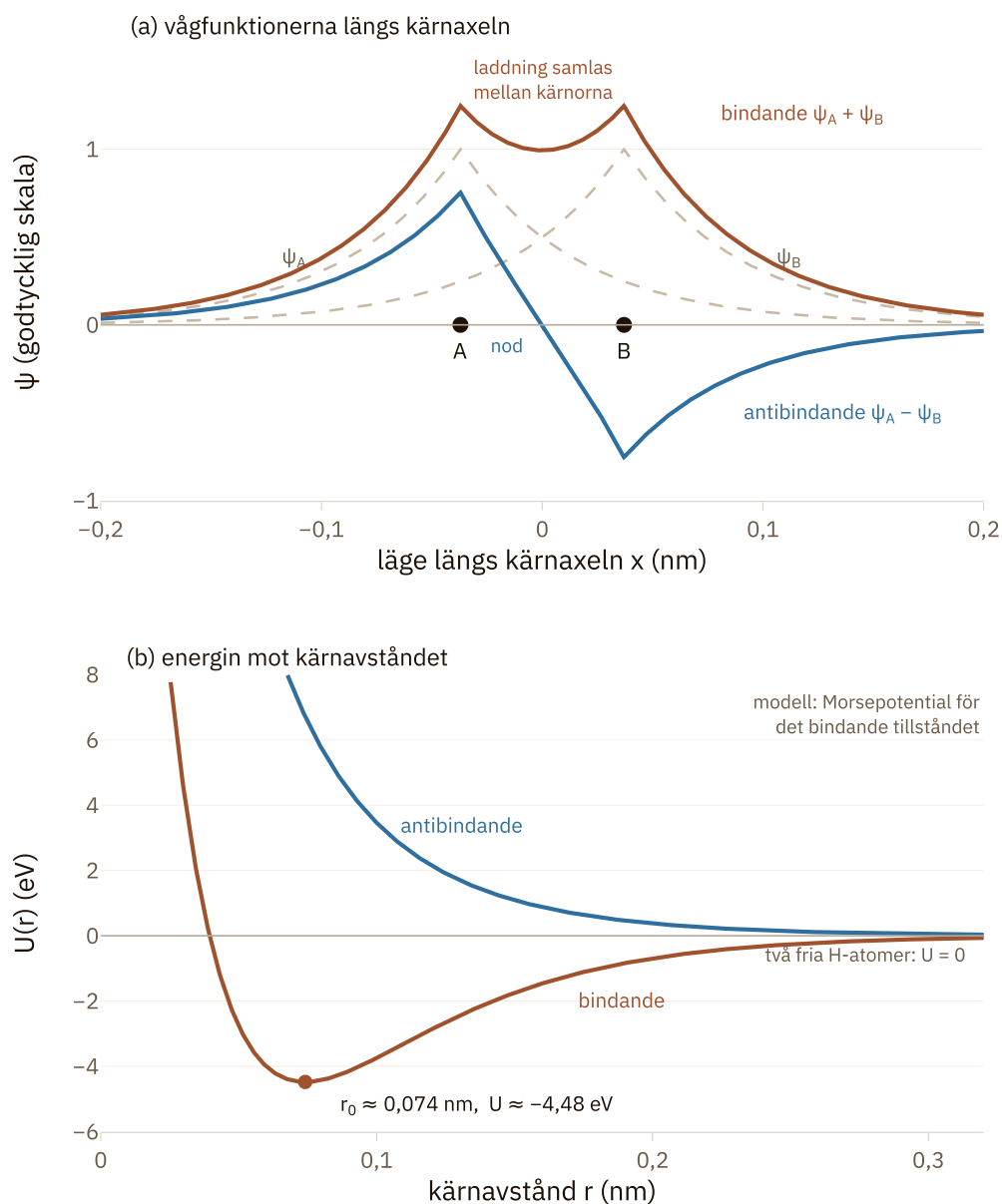
Att två elektroner kan dela samma område beror på spinnet. Enligt **Paulis uteslutningsprincip** får två elektroner vara i samma rumsliga tillstånd bara om de har motsatt **spinn**. Det ger två följder:

- **Spinnen i en kovalent bindning är motsatta.** Med parallella spinn hålls elektronerna isär, laddningen mellan kärnorna blir liten, och atomerna repellerar varandra.
- **En bindning rymmer högst två elektroner.** En tredje elektron skulle behöva ett annat rumsligt tillstånd, utanför området mellan kärnorna.

Bindningsenergin för H_2 är

$$E_{\text{bind}}(H_2) = -4,48 \text{ eV}$$

vilket betyder att det krävs 4,48 eV för att dela molekylen i två fria väteatomer.



Överst summan och skillnaden av två $1s$ -vågfunktioner längs kärnaxeln: den bindande samlar laddning mellan kärnorna, den antibindande har en nod mitt emellan. Underst energin mot kärnavståndet (modell): bara det bindande tillståndet har ett minimum, vid $0,074 \text{ nm}$.

Samma två tillstånd kan ritas som elektronmoln. Det bindande σ -molnet omsluter båda kärnorna och har förhöjd täthet mellan dem jämfört med två fria atomer, medan det antibindande σ^* -molnet delas i två halvor av ett nodplan mitt emellan kärnorna.

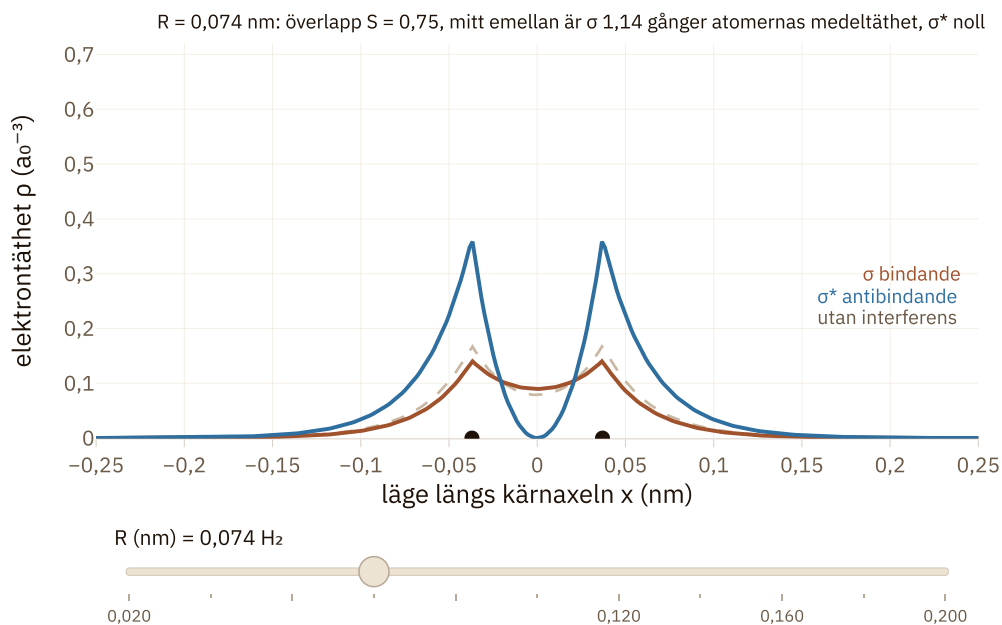
$$\sigma: \psi_A + \psi_B \text{ (bindande)} \quad \sigma^*: \psi_A - \psi_B \text{ (antibindande)}$$



dra för att vrida

Elektronmolnen för H_2 i 3D (vrid med musen). Isoyterna ligger vid 50, 20 och 5 % av maxtätheten. Det bindande σ samlar laddning mellan protonerna, det antibindande σ har ett nodplan mitt emellan dem. Modellen är kvalitativ: summa och skillnad av två 1s-orbitaler.*

Hur mycket laddning som hamnar mellan kärnorna beror på hur mycket atomernas vågfunktioner överlappar, och därmed på kärnavståndet R .



Elektronstätheten längs kärnaxeln för en elektron i σ och i σ^* , med reglage för kärnavståndet R . Den streckade kurvan är medelvärde av två fria atomers täthet, utan interferens. Vid $R = 0,074 \text{ nm}$ är σ -tätheten mitt emellan kärnorna 14 % större än så, medan σ^* är noll där. Kvalitativ modell: normerade summor och skillnader av två 1s-orbitaler.*

2. Riktning och hybridisering

En atom med flera valenselektroner kan bilda flera kovalenta bindningar. Kol har fyra elektroner i L -skalet och binder fyra väteatomer i metan, CH_4 . Varje valenselektrons vågfunktion är en blandning av $2s$ och $2p$ orbitaler, en **hybridorbital**, med en lob som pekar mot ett hörn i en regelbunden tetraeder. Den symmetriska uppställningen gör att elektronparen överlappar så lite som möjligt, vilket minimerar den positiva potentiella energin från repulsionen mellan paren.

Tetraedervinkeln. Lägg kolatomen i origo och väteatomerna i hörnen $(1, 1, 1)$, $(1, -1, -1)$, $(-1, 1, -1)$ och $(-1, -1, 1)$ av en kub. Vinkeln mellan två bindningar ges av skalärprodukten:

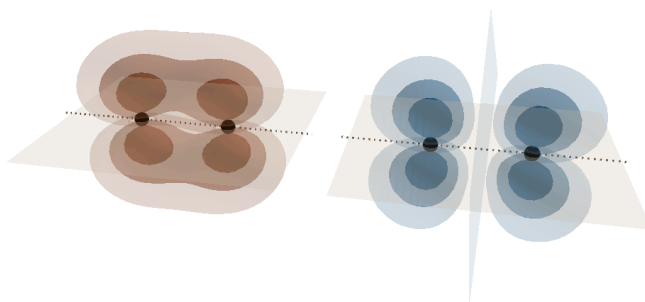
$$\cos \theta = \frac{(1, 1, 1) \cdot (1, -1, -1)}{\sqrt{3} \cdot \sqrt{3}} = \frac{1 - 1 - 1}{3} = -\frac{1}{3}$$

$$\theta = \arccos\left(-\frac{1}{3}\right) \approx 109,5^\circ$$

Samma vinkel gäller mellan alla sex par av bindningar. Det är den bestämda riktningen som ingressen kallar bindningens specificitet: kovalenta bindningar är **starkt riktade**, till skillnad från jonbindning och metallisk bindning.

π -bindning. I en dubbelbindning, som $\text{C}=\text{C}$ i eten, är den ena bindningen en σ -bindning längs bindningsaxeln. Den andra bildas av två $2p$ -orbitaler som står vinkelrätt mot axeln och överlappar sida vid sida, en **π -bindning**. Laddningen samlas då ovanför och under axeln, och planet genom bindningsaxeln är ett nodplan där vågfunktionen är noll. Det antibindande π^* har dessutom ett nodplan mitt emellan kärnorna, precis som σ^* i H_2 .

$$\pi: 2p_A + 2p_B \text{ (bindande)} \quad \pi^*: 2p_A - 2p_B \text{ (antibindande)}$$



dra för att vrida

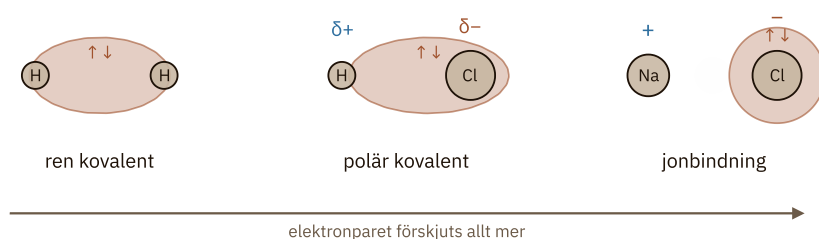
π -bindningen mellan två kolatomer i 3D (vrid med musen). Det beige planet är nodplanet genom bindningsaxeln: där är tätheten noll i både π och π^* . π^* har ett andra nodplan mitt emellan kärnorna. Isoytor vid 50, 20 och 5 % av maxtätheten, kvalitativ modell med Slater-orbitaler för kol, kärnavstånd 0,134 nm.*

3. Polär bindning

Är de två atomerna olika drar den ena hårdare i elektronparet. Paret förskjuts mot den atomen, som får en partiell negativ laddning, och bindningen får ett **dipolmoment**. Det finns ingen skarp gräns mellan de två ytterlighetsfallen:

- **Ren kovalent bindning.** Paret delas lika, till exempel i H_2 och Cl_2 .
- **Polär kovalent bindning.** Paret delas ojämnt, till exempel i HCl och H_2O .
- **Jonbindning.** En elektron förs över helt, till exempel i NaCl .

Molekyler som vatten, med stora dipolmoment, kallas **polära molekyler**.



Från delat par till överförd elektron. I H_2 ligger elektronparet mitt emellan kärnorna, i HCl är det förskjutet mot klor, och i NaCl har elektronen i praktiken bytt atom.

4. Bindningstyperna i översikt

typ	mekanism	typisk energi	riktad?	exempel
jon	elektron överförs, Coulombattraktion	1–5 eV	nej	NaCl
kovalent	delat elektronpar med motsatta spinn	1–5 eV	ja	H_2 , CH_4 , diamant
metallisk	elektronhav runt positiva joner	stark	nej	Cu , Al
van der Waals	dipol–dipol, även inducerade	$\lesssim 0,1$ eV	nej	fast argon, flytande N_2
vätebindning	proton mellan två atomer	$< 0,5$ eV	ja	is, DNA

Jon- och kovalenta bindningar kallas **starka**, van der Waals- och vätebindningar **svaga**.

Vanliga fel

- **Tecknet på bindingsenergin.** $-4,48$ eV är molekylens energi relativt fria atomer. Energin som *krävs* för att bryta bindningen är $+4,48$ eV.
- **Kovalent bindning förväxlas med jonbindning.** I en kovalent bindning förs ingen elektron över netto, paret delas. I en polär bindning är fördelningen ojämn, men ingen hel elektron har bytt atom.
- **Fler än två elektroner per bindning.** Pauli tillåter bara två elektroner, med motsatta spinn, i samma rumsliga tillstånd. En dubbelbindning är två bindningar, inte en med fyra elektroner.
- **Tetraedervinkeln blandas ihop med 90° .** Bindningarna i CH_4 följer inte koordinataxlarna. Vinkeln är $109,5^\circ$.

5. Lösta exempel

Exempel – Att bryta H_2

Bindningsenergin i H_2 är $4,48$ eV. a) Ange bindingsenergin i kJ/mol. b) Vilken är den längsta våglängd en foton kan ha för att ensam kunna dissociera molekylen? c) Vid vilken temperatur är $k_B T$ lika med bindingsenergin? Vad säger det om H_2 vid rumstemperatur?

Lösning

a) Per molekyl i joule, sedan gånger **Avogadros tal**:

$$4,48 \text{ eV} \cdot 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 4,32 \cdot 10^5 \text{ J/mol} = \boxed{432 \text{ kJ/mol}}$$

Fysika: Te

b) Fotonen måste ha minst energin $4,48$ eV:

$$\lambda_{\max} = \frac{hc}{E} = \frac{1240 \text{ eV} \cdot \text{nm}}{4,48 \text{ eV}} \approx \boxed{277 \text{ nm}}$$

Det ligger i ultraviolett. Synligt ljus räcker inte.

c)

$$T = \frac{E}{k_B} = \frac{4,48 \cdot 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1,381 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}} \approx \boxed{5,20 \cdot 10^4 \text{ K}}$$

Vid 300 K är $k_B T = 0,0259 \text{ eV}$, ungefär 170 gånger mindre än bindningsenergin. Termiska stötar bryter i praktiken aldrig bindningen vid rumstemperatur. Se också [Temperatur och värme](#).

Ej kontrollerat mot facit – två oberoende lösningar stämmer överens.

6. Bindningstyperna jämförda

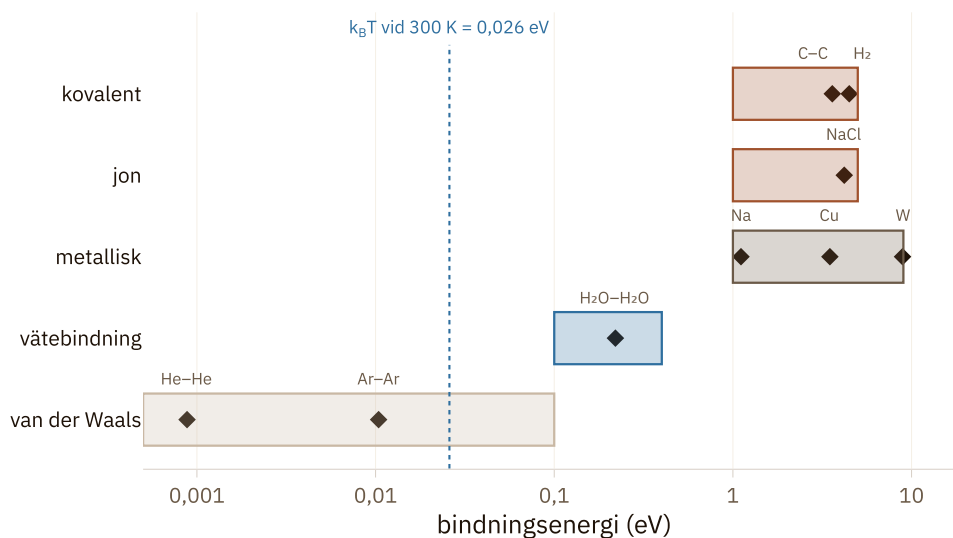
Avsnittet bygger ut översikten i avsnitt 4 med energier och materialegenskaper. De fem bindningstyperna skiljer sig i styrka med ungefär tre tiopotenser. Styrkan bestämmer smältpunkten, och mekanismen bestämmer resten: om elektronerna är fria avgör ledningsförmågan, och om bindningen är riktad avgör om kristallen går att forma eller spricker.

typ	typisk bindningsenergi	riktad?	exempel	smältpunkt	ledningsförmå
kovalent	1–5 eV	ja	diamant, kisel	hög: Si 1687 K, diamant över 3800 K	isolator eller halvledare
jon	1–5 eV	nej	NaCl, MgO	hög: NaCl 1074 K (typiskt tabellvärde)	leder inte som fast ämne, men som smälta och i lösning
metallisk	1–9 eV	nej	Na, Cu, W	låg till mycket hög: Na 371 K, Cu 1356 K, W 3653 K	mycket god, för både elektricitet och värme
väte	0,1–0,4 eV	ja	is, DNA	låg: is 273 K	isolator

typ	typisk bindningsenergi	riktad?	exempel	smältpunkt	ledningsförmå
van der Waals	under 0,1 eV	nej	fast Ar, fast N ₂	mycket låg: Ar 84 K, N ₂ 63 K	isolator

Fysika: T g1 (smältpunkter för Si, C, Na, Cu, W), T g3 (Ar, N₂, H₂O)

Smältpunkterna gäller kristaller där bindningstypen håller ihop hela kristallen. I en molekylkristall, som fast metan, är bindningarna inom molekylerna kovalenta, men kristallen smälter redan när de svaga van der Waals-bindningarna mellan molekylerna bryts.



Typiska bindningsenergier på logaritmisk skala. Jon- och kovalenta bindningar ligger kring 1–5 eV och metalliska kring 1–9 eV, vätebindningen kring 0,1–0,4 eV och van der Waals-bindningen under 0,1 eV. Den prickade linjen är $k_B T$ vid rumstemperatur: bindningar nära den bryts hela tiden av värmerörelsen. Exempen: H₂ och NaCl ur noterna, C–C som typisk enkelbindning mellan kolatomer, metallerna som kohesionsenergi per atom, en vätebindning mellan två vattenmolekyler (H₂O–H₂O), och Lennard-Jones-djupet för två argon- respektive heliumatomer (Ar–Ar, He–He).

Varje typ har sin egen not: Jonbindning, Metallisk bindning, Vätebindning och Van der Waals-bindning.

Läsning

- 42.1 Types of Molecular Bonds