

Dipolmoment

19 okt. 2026, 5 min läsning

UTKAST

#fysik #molekylfysik #storhet

Kurs: F0005T Förkunskaper: Kovalent bindning

När elektronparet i en bindning fördelas ojämnt mellan två atomer — säg 60 % mot 40 % — får den ena änden ett överskott och den andra ett underskott av negativ laddning, betecknade δ^- och δ^+ . Laddningsseparationen ger bindningen ett dipolmoment, och om molekylens geometri inte får bidragen att ta ut varandra blir hela molekylen polär.

Formeln, symbol för symbol

$$\underbrace{\vec{p}}_{\text{dipol-}} = \underbrace{q}_{\text{laddning}} \underbrace{\vec{d}}_{\substack{\text{avstånd, från} \\ \text{– till +}}}$$
$$\underbrace{p}_{\text{molekylen}} = 2 \underbrace{p_{\text{OH}}}_{\substack{\text{en} \\ \text{bindning}}} \underbrace{\cos \frac{\theta}{2}}_{\substack{\text{andelen längs} \\ \text{symmetriaxeln}}}$$

Ett dipolmoment är laddning gånger avstånd. I en molekyl adderas bindningarnas moment som vektorer, så det är geometrin som avgör hur mycket som blir kvar.

1. Definitionen

Två lika stora och motsatta laddningar $+q$ och $-q$ på avståndet d från varandra bildar en elektrisk dipol. Nettoladdningen är noll, men laddningen är inte fördelad symmetriskt, och det mäts med dipolmomentet:

$$\vec{p} = q \vec{d}$$

där $\vec{d}$ pekar **från den negativa till den positiva** laddningen. Storleken är $p = qd$.

Enheten är C·m. För molekyler är talen små, och man använder ofta enheten debye:

$$1 \text{ D} = 3,336 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$$

Som riktmärke ger en elementarladdning på avståndet 0,1 nm momentet $1,602 \cdot 10^{-19} \cdot 10^{-10} = 1,6 \cdot 10^{-29} \text{ C} \cdot \text{m}$, alltså ungefär 4,8 D.

2. Partialladdning och jonkaraktär

I en polär **bindning** sitter den förskjutna laddningen inte som punktladdningar, men man kan beskriva bindningen som om partialladdningarna $\pm\delta$ satt på atomkärnorna, på bindningslängdens avstånd r_0 . Ur det uppmätta momentet blir då

$$\delta = \frac{p}{r_0}$$

Kvoten mellan partialladdningen och en hel elementarladdning kallas bindningens **jonkaraktär**:

$$\text{jonkaraktär} = \frac{\delta}{e} = \frac{p}{e r_0}$$

En ren kovalent bindning mellan lika atomer har jonkaraktären 0. En fullständig **jonbindning** med en överförd elektron skulle ha 1. Verkliga bindningar ligger däremellan.

3. Molekylens geometri

Molekylens totala dipolmoment är **vektorsumman** av bindningarnas moment. Om bidragen tar ut varandra är molekylen opolär, även om varje bindning är polär.

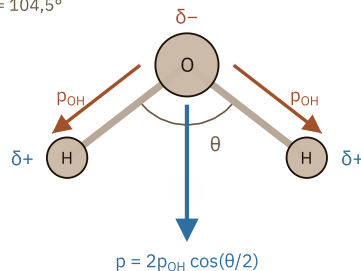
- **CO₂ är linjär**, O=C=O. De två C=O-momenten är lika stora och pekar åt motsatta håll, så summan är noll.
- **H₂O är vinklad**, med bindningsvinkeln θ mellan de två O–H-bindningarna. Komposanterna vinkelrätt mot symmetriaxeln tar ut varandra, och komposanterna längs axeln adderas.

För vatten ger varje bindning bidraget $p_{\text{OH}} \cos(\theta/2)$ längs symmetriaxeln:

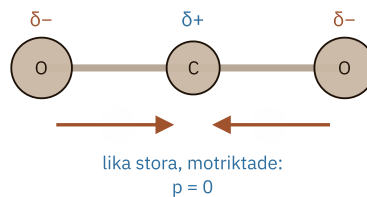
$$p = 2 p_{\text{OH}} \cos \frac{\theta}{2}$$

Det stora dipolmomentet hos vatten är skälet till vattnets stora dielektricitetskonstant och till att vatten löser salter så bra.

H₂O: vinklad
 $\theta = 104,5^\circ$

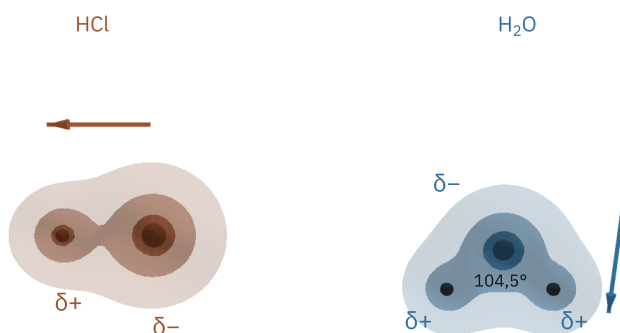


CO₂: rak



Bindningsdipolerna som vektorer från $-$ till $+$. I vatten tar komponenterna vinkelrätt mot symmetriaxeln ut varandra, och resten adderas till $p = 2p_{\text{OH}} \cos(\theta/2)$. I den raka CO₂ tar de två momenten ut varandra helt.

Partialaddningarna syns som ett förskjutet elektronmoln. I HCl ligger det mesta av molnet kring klor, och vätet har bara ett tunt moln kvar. I vatten är molnet samlat kring syret, och de två vätena sticker ut som utbuktningar med vinkeln $104,5^\circ$ mellan sig.



dra för att vrida

Elektronmolnen för HCl och H₂O i 3D (vrid med musen). Molnet är förskjutet mot den mer elektronegativa atomen, som blir δ^- . Pilarna är dipolmomenten, från $-$ till $+$: 1,08 D för HCl och 1,85 D för H₂O. Kvalitativ modell (summer av atomtätheter), isoytor vid 50, 20 och 5 % av maxtätheten.

4. Dipolen i ett yttre fält

I ett homogent elektriskt fält $\vec{E}$ tar krafterna på $+q$ och $-q$ ut varandra, men de bildar ett kraftpar. Dipolen känner ett vridmoment och har en potentiell energi som beror på vinkeln ϕ mellan $\vec{p}$ och $\vec{E}$:

$$\vec{\tau} = \vec{p} \times \vec{E}$$

$$U = -\vec{p} \cdot \vec{E} = -pE \cos \phi$$

Energin är lägst när dipolen pekar längs fältet. I ett inhomogent fält, som fältet runt en jon, blir också nettokraften skild från noll, och dipolen dras in mot det starka fältet. Det är grunden för jon–dipol- och dipol–dipolbindningarna i [Van der Waals-bindning](#).

⚠ Vanliga fel

- **Riktningen.** I fysiken pekar $\vec{p}$ från $-$ till $+$. I kemin ritas ofta en pil åt motsatt håll, mot den negativa änden. Håll isär konventionerna.
- **Bindningsmomenten adderas som tal.** De är vektorer. I CO_2 blir summan noll, och i H_2O måste vinkeln tas med.
- **Halva vinkeln glöms.** Varje O–H-bindning bildar vinkeln $\theta/2$ med symmetriaxeln, inte θ .
- **Debye räknas inte om.** $1 \text{ D} = 3,336 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$. Med p i debye och r_0 i meter blir partialladdningen fel med en faktor 10^{30} .
- **Jonkaraktären tolkas som att en del av en elektron förs över.** Den är ett mått på hur ojämnt paret är fördelat, inte en bråkdel av en fysisk elektron som flyttat.

5. Lösta exempel

☰ Exempel – Jonkaraktären hos HCl

Vätekloridmolekylen har dipolmomentet 1,08 D och bindningslängden 0,127 nm. Bestäm partialladdningen på atomerna och bindningens jonkaraktär.

✎ Lösning

Dipolmomentet i SI.

$$p = 1,08 \cdot 3,336 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m} = 3,60 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$$

Partialladdningen.

$$\delta = \frac{p}{r_0} = \frac{3,60 \cdot 10^{-30}}{0,127 \cdot 10^{-9}} \text{ C} = \boxed{2,84 \cdot 10^{-20} \text{ C}}$$

Jonkaraktären.

$$\frac{\delta}{e} = \frac{2,84 \cdot 10^{-20}}{1,602 \cdot 10^{-19}} = 0,177 \quad \Rightarrow \quad \boxed{17,7 \%}$$

Fysika: Te Bindningen är alltså till största delen kovalent, med klor som den negativa änden.

Ej kontrollerat mot facit – två oberoende lösningar stämmer överens.

≡ Exempel – Vattnets bindningsdipoler

Vattenmolekylen har dipolmomentet 1,85 D och bindningsvinkeln $104,5^\circ$. Bestäm dipolmomentet för en O–H-bindning. Förklara varför CO_2 saknar dipolmoment trots att C=O-bindningen är polär.

Lösning

Vatten. Lös ut p_{OH} ur $p = 2p_{\text{OH}} \cos(\theta/2)$ med $\theta/2 = 52,25^\circ$:

$$p_{\text{OH}} = \frac{p}{2 \cos(\theta/2)} = \frac{1,85 \text{ D}}{2 \cdot 0,6122} = \boxed{1,51 \text{ D}}$$

Varje bindning är alltså starkare polär än molekylen som helhet antyder, eftersom en del av bidragen tar ut varandra.

Koldioxid. Molekylen är linjär, så de två C=O-momenten är lika stora och motriktade. Deras summa är

$$\vec{p} = \vec{p}_{\text{CO}} + (-\vec{p}_{\text{CO}}) = \boxed{\vec{0}}$$

Koldioxid är därför opolär, trots polära bindningar.

Ej kontrollerat mot facit – två oberoende lösningar stämmer överens.

Se jämförelsen i 6. Bindningstyperna jämförda.

Läsning

- 42.1 Types of Molecular Bonds