

3.1 Verschil tussen intra- en intermoleculaire krachten

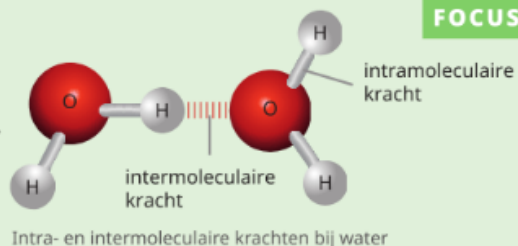
De atomen in een molecule worden bij elkaar gehouden door sterke **intramoleculaire krachten**, de atoombindingen. Deze intramoleculaire krachten zijn chemische bindingskrachten tussen de atomen in een molecule.

De moleculen worden op hun beurt bij elkaar gehouden door **intermoleculaire krachten**. Deze intermoleculaire krachten ontstaan door zwakke elektrostatische aantrekkingen tussen een positief geladen deel van de ene molecule en een negatief geladen deel van de andere molecule. De intermoleculaire krachten, ook wel **vanderwaalskrachten** genoemd, worden opgesplitst in drie soorten: london-dispersiekrachten, dipoolkrachten en waterstofbruggen. Er zijn ook nog andere elektrische krachten, zoals ion-dipoolkrachten en ion-ionkrachten.

De intra- en intermoleculaire krachten bepalen zowel de chemische als fysische eigenschappen van een stof.

Intra- en intermoleculaire krachten

- **Intramoleculaire krachten** zijn krachten die werkzaam zijn tussen de atomen in een molecule.
- **Intermoleculaire krachten** zijn krachten die werkzaam zijn tussen moleculen.



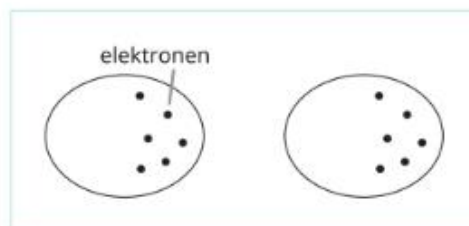
3.2 Intermoleculaire krachten en andere elektrische krachten

3.2.1 London-dispersiekrachten

London-dispersiekrachten zijn vernoemd naar de Duitse natuurkundige Fritz London. Het zijn intermoleculaire krachten die kortstondig ontstaan tussen twee moleculen door kleine tijdelijke dipolen ten gevolge van de voortdurende beweging van de elektronen in de moleculen.

De london-dispersiekrachten worden groter naarmate:

- de moleculen groter zijn (meer of grotere atomen);
- de moleculen elkaar beter kunnen benaderen (lineaire moleculen of vertakte moleculen);
- de moleculen meer elektronen bevatten.



London-dispersiekrachten door tijdelijke ongelijke elektronenverdeling in een molecuul

3.2.2 Dipoolkrachten

Dipoolkrachten zijn intermoleculaire krachten die optreden tussen polaire moleculen. In polaire moleculen ontstaan aantrekkingskrachten tussen tegengestelde ladingscentra van moleculen met permanente dipolen.

De dipoolkrachten worden groter naarmate de **polariteit** van de molecuul groter is. De polariteit in een molecuul wordt groter naarmate:

- er een groter verschil in ENW tussen de atomen is;
- de atomen een grotere atoomstraal hebben.



Dipoolkrachten tussen twee polaire moleculen

3.2.3 Waterstofbruggen

Waterstofbruggen zijn intermoleculaire krachten die optreden tussen moleculen waarin één H-atoom gebonden is aan een klein sterk elektronegatief O-, N- of F-atoom. Er ontstaat een uitzonderlijk sterke dipoolkracht tussen het partieel positief geladen H-atoom van de ene molecuul en het partieel negatief geladen O-, N- of F-atoom van de andere molecuul.

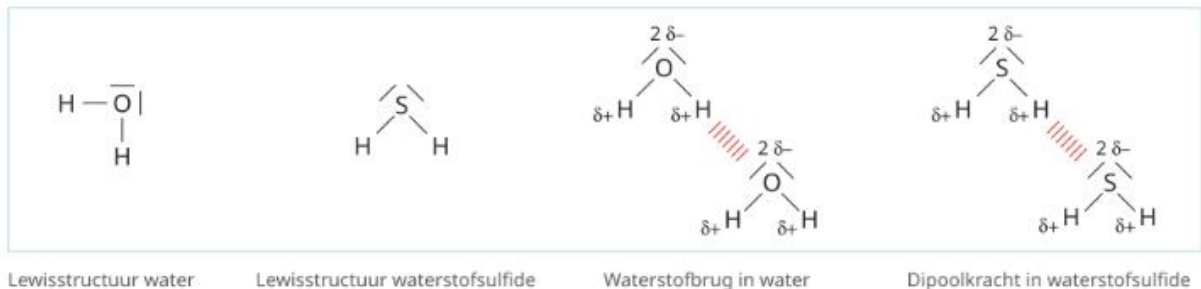
Het kookpunt van **water (H₂O)** is 100 °C, terwijl dat van **waterstofsulfide (H₂S)** -60 °C is. Nochtans hebben beide stoffen een gelijkaardige opbouw.

3.2.3 Waterstofbruggen

Waterstofbruggen zijn intermoleculaire krachten die optreden tussen moleculen waarin één H-atoom gebonden is aan een klein sterk elektronegatief O-, N- of F-atoom. Er ontstaat een uitzonderlijk sterke dipoolkracht tussen het partieel positief geladen H-atoom van de ene molecule en het partieel negatief geladen O-, N- of F-atoom van de andere molecule.

Het kookpunt van **water (H₂O)** is 100 °C, terwijl dat van **waterstofsulfide (H₂S)** -60 °C is. Nochtans hebben beide stoffen een gelijkaardige opbouw.

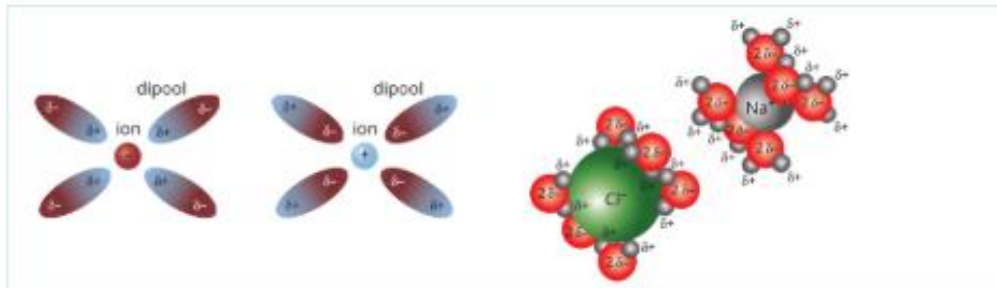
Het grote verschil in kookpunt heeft te maken met de verschillende intermoleculaire krachten die werkzaam zijn. Bij waterstofsulfide zijn er dipoolkrachten; bij water zijn er sterkere waterstofbruggen.



3.2.4 Ion-dipoolkrachten

Ion-dipoolkrachten zijn sterke aantrekkingskrachten tussen ionen en dipoolmoleculen. Het zijn geen intermoleculaire krachten, maar wel eveneens elektrische krachten omdat de ladingen een rol spelen in de grootte van de kracht. Een ion-dipoolkracht treedt op wanneer een stof opgebouwd uit ionbindingen oplost in water.

Wanneer natriumchloride (NaCl) oplost in water, dissocieert de stof in Na^+ - en Cl^- -ionen. De positieve Na^+ -ionen trekken de partieel negatieve lading op het zuurstofatoom van water aan. De negatieve Cl^- -ionen trekken de partieel positieve lading op het waterstofatoom van water aan. Op die manier worden de ionen gehydrateerd en vormt zich een watermantel rond de ionen.



Ion-dipoolkrachten

Hydratatie van Cl^- - en Na^+ -ionen

london-dispersiekrachten	dipoolkrachten	waterstofbruggen	ion-dipoolkrachten

Overzicht relatieve sterkte elektrische aantrekkingskrachten

3.3 Stofeigenschappen

3.3.1 Polariteit

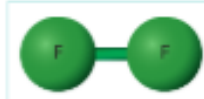
De **polariteit** van een verbinding is een belangrijke eigenschap. Ze bepaalt de oplosbaarheid, de soort intermoleculaire krachten en dus ook nog heel veel andere fysische en chemische stofeigenschappen. Op basis van de polariteit zijn er twee soorten verbindingen: apolaire en polaire verbindingen.

Apolaire verbindingen

Een verbinding is **apolair** wanneer:

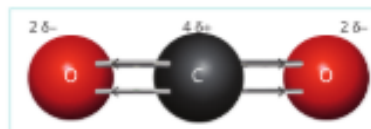
- de verbinding opgebouwd is uit apolaire atoombindingen;
- de verbinding opgebouwd is uit polaire bindingen en de som van de **ladingsvectoren** nul is.

Difluor (F_2) is opgebouwd uit twee fluoratomen. Aangezien beide atomen dezelfde zijn, is het verschil in ENW gelijk aan nul. De binding in difluor is apolair, dus is difluor een apolaire verbinding.



Koolstofdioxide (CO_2) is opgebouwd uit één koolstofatoom en twee zuurstofatomen. Het koolstofatoom is dubbel gebonden met elk zuurstofatoom. Het verschil in ENW tussen koolstof en zuurstof is 1,0 ($3,5 - 2,5$). De binding tussen het koolstof- en zuurstofatoom is polair. De polaire bindingen worden voorgesteld met een ladingsvector, die de verschuiving van de bindingselektronen voorstelt.

In koolstofdioxide verschuiven de elektronen van koolstof (ENW = 2,5) naar zuurstof (ENW = 3,5). De ladingsvector gaat dus van koolstof naar zuurstof. Koolstofdioxide is opgebouwd uit polaire bindingen. Wanneer je de som van de vier ladingsvectoren neemt, kom je uit op nul.



Het zwaartepunt van de partieel positieve ladingen en dat van de partieel negatieve ladingen vallen samen: koolstofdioxide is een symmetrische molecule. Daardoor is koolstofdioxide een apolaire verbinding.

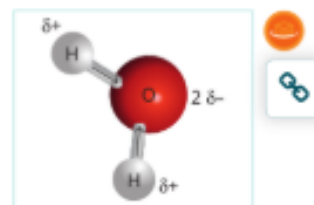
Polaire verbindingen

Een verbinding is **polair** wanneer:

- de verbinding opgebouwd is uit polaire atoombindingen en de som van de ladingsvectoren verschillend is van nul;
- de verbinding opgebouwd is uit ionbindingen.

Water (H_2O) heeft een geknikte structuur met een bindingshoek van $104,5^\circ$.

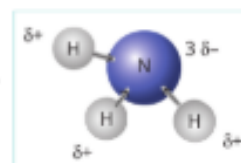
De twee ladingsvectoren gaan van de twee waterstofatomen naar het zuurstofatoom. De som van deze twee ladingsvectoren is niet nul.



Ladingsvectoren water

Ammoniak (NH_3) heeft een piramidestructuur met bindingshoeken van 107° .

De drie ladingsvectoren gaan van de drie waterstofatomen naar het stikstofatoom. De som van deze drie ladingsvectoren is niet nul.



Ladingsvectoren ammoniak

Water en ammoniak zijn opgebouwd uit polaire bindingen en de som van de ladingsvectoren is niet nul. Beide verbindingen zijn daardoor polair.

Natriumchloride (NaCl) is een polaire verbinding omdat het verschil in ENW zo groot wordt dat de bindingselektronen niet meer gewoon verschuiven, maar worden uitgewisseld. Het metaal Na geeft één elektron af aan het niet-metaal Cl. Er ontstaan geen partiële deelladingen, maar permanente ionen: Na^+ en Cl^- .

Overzicht polariteit

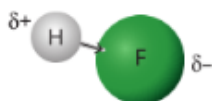
FOCUS

elementen	ΔENW	kenmerken	soort binding	soort verbinding
nM-nM	$\Delta \text{ENW} = 0$	geen verschuiving bindingselektronen	apolaire atoombinding	apolaire verbinding
	$\Delta \text{ENW} \neq 0$	- wel verschuiving bindingselektronen - som ladingsvectoren = 0	polaire atoombinding	apolaire verbinding
		- wel verschuiving bindingselektronen - som ladingsvectoren $\neq 0$	polaire atoombinding	polaire verbinding
M-nM		elektronenoverdracht	ionbinding	polaire verbinding

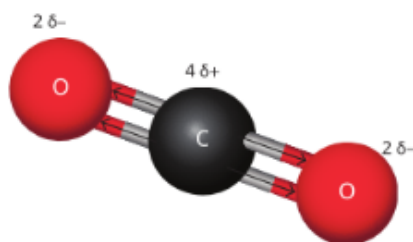
Misconcept: 'Het verschil in ENW tussen de atomen in een molecule toont altijd de polariteit van die molecule'

ACHTERGROND

Er is een groot verschil tussen een polaire binding en een polaire molecule. Een polaire binding ontstaat door een verschil in ENW. Om de polariteit van de molecule te bepalen, moet de geometrie van de molecule ook in rekening worden gebracht.



Polaire binding in een polaire molecule



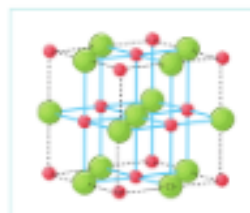
Polaire bindingen in een apolaire molecule

3.3.2 Smelt- en kookpunt

Smeltpunt

Het **smeltpunt** van een stof is afhankelijk van de stabiliteit van het rooster. De stabiliteit wordt bepaald door de sterkte van de aanwezige elektrische krachten. Hoe sterker de aanwezige krachten, hoe stabiel het rooster.

De stabiliteit van een **ionrooster** hangt af van de sterkte van de ionkrachten. Hoe groter de ionladingen en hoe kleiner de ionen, hoe groter de ionkrachten. Hoe stabiel het ionrooster, hoe hoger het smeltpunt.



Ionrooster (NaCl)

Voorbeelden:

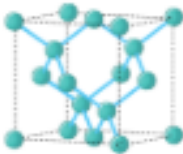
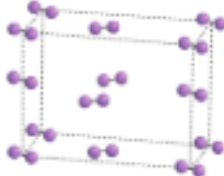
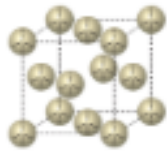
	natriumchloride	magnesiumoxide
brutoformule	NaCl	MgO
ionen	Na^+ , Cl^-	Mg^{2+} , O^{2-}
iongrootte metaal (nm)	0,095	0,065
iongrootte niet-metaal (nm)	0,181	0,140
smeltpunt ($^{\circ}\text{C}$)	801	2 852

	kaliumchloride	calciumoxide
brutoformule	KCl	CaO
ionen	K^+ , Cl^-	Ca^{2+} , O^{2-}
iongrootte metaal (nm)	0,133	0,099
iongrootte niet-metaal (nm)	0,181	0,140
smeltpunt ($^{\circ}\text{C}$)	770	2 572

Een **atoomrooster**, zoals diamant, wordt bij elkaar gehouden door sterke intramoleculaire krachten, atoombindingen, en heeft dus een hoog smeltpunt.

Een **molecuulrooster**, zoals droogijs of methaan, wordt bij elkaar gehouden door zwakkere intermoleculaire krachten en heeft daardoor een veel lager smeltpunt. Hoe hoger de molecuulmassa, hoe sterker de intermoleculaire krachten, hoe hoger het smeltpunt.

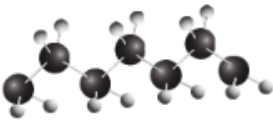
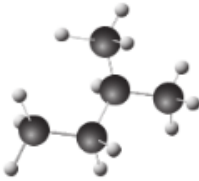
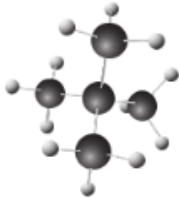
Voorbeelden:

	diamant	dijood	methaan
brutoformule	C	I_2	CH_4
molaire massa (g/mol)	12,01	253,80	16,05
rooster	atoomrooster 	molecuulrooster 	molecuulrooster 
smeltpunt ($^{\circ}\text{C}$)	3 800	114	-182

Kookpunt

Het **kookpunt** van een stof is afhankelijk van de sterkte van de aanwezige elektrische krachten. Die krachten worden groter door een grotere molaire massa en een minder vertakte molecule. Hoe groter de elektrische krachten, hoe hoger het kookpunt.

Voorbeelden:

	pentaaan	methylbutaan	dimethylpropaan
brutoformule	C_5H_{12}	C_5H_{12}	C_5H_{12}
molaire massa (g/mol)	72,17	72,17	72,17
structuur			
kookpunt (°C)	36,1	27,8	9,5

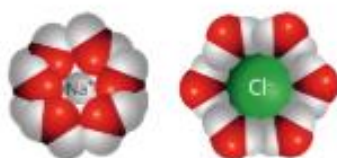
3.3.3 Oplosgedrag van stoffen

Ionverbindingen, zoals natriumchloride, zijn altijd vast bij kamertemperatuur. De ionen zitten in een ionrooster en worden bij elkaar gehouden door sterke elektrostatische aantrekkingskrachten of ionkrachten.

Bij contact met water trekken de positieve Na^+ -ionen in het rooster de partieel negatieve lading op het zuurstofatoom van de watermoleculen aan. De negatieve Cl^- -ionen trekken op hun beurt de partieel positieve lading op het waterstofatoom van de watermoleculen aan. Omdat de watermoleculen zo talrijk aanwezig zijn, kunnen ze de sterke elektrostatische aantrekkingskrachten tussen de Na^+ - en Cl^- -ionen overwinnen, zodat die ionen loskomen uit het rooster: dit is **dissociatie**. Vervolgens omhullen de watermoleculen de ionen en treedt er **hydratatie** op. Er ontstaan op die manier ion-dipoolkrachten tussen de ionen en de watermoleculen.

Voorbeeld: **natriumchloride (NaCl)**

- dissociatie: $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
- hydratatie: $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$



In **polaire atoomverbindingen**, zoals waterstofchloride, zijn er dipoolkrachten aanwezig. Wanneer je waterstofchloride in water brengt, wordt onder invloed van de elektrostatische aantrekkingskrachten van water het partieel positief geladen waterstofatoom van waterstofchloride aangetrokken. De gebonden elektronen verschuiven naar chloor. Chloor neemt die elektronen volledig op en vormt een negatief chloride-ion. Het vrijgekomen proton (H^+) bindt aan een watermolecule met een datieve binding, waardoor er een hydroxoniumion (H_3O^+) ontstaat. De vorming van ionen door het oplossen van de stof in water noem je **ionisatie**. Vervolgens omhullen de watermoleculen de chloride-ionen en treedt er **hydratatie** op. Er ontstaan opnieuw ion-dipoolkrachten tussen de ionen en de watermoleculen.

Voorbeeld: **waterstofchloride (HCl)**

- ionisatie: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

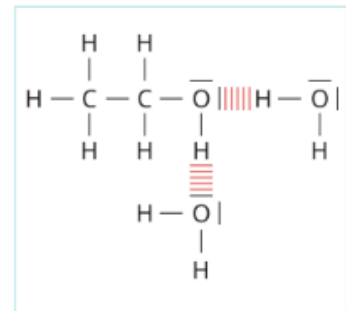


- hydratatie:



In **polaire atoomverbindingen**, zoals ethanol, zijn waterstofbruggen aanwezig tussen de moleculen. Bij het oplossen in water worden de waterstofbruggen tussen de ethanolmoleculen en tussen de watermoleculen onderling verbroken. Er ontstaan nieuwe waterstofbruggen tussen de ethanolmoleculen en de watermoleculen. Ethanol ioniseert niet.

Voorbeeld: **ethanol** ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)



In **apolaire atoomverbindingen**, zoals dijood, zijn er enkel zwakke london-dispersiekrachten aanwezig. Deze verbindingen gaan geen interactie aan met de polaire watermoleculen waartussen waterstofbruggen actief zijn. Hierdoor zijn apolaire stoffen onoplosbaar in water.

Deze stoffen kunnen wel oplossen in apolaire oplosmiddelen, zoals pentaan of koolstoftetrachloride. In beide stoffen zijn zwakke london-dispersiekrachten werkzaam. Die kunnen wel een interactie met elkaar aangaan en vormen dan london-dispersiekrachten tussen de opgeloste stof en het oplosmiddel.

3.3.4 Geleidbaarheid

Een verbinding kan alleen maar elektrische stroom geleiden als er beweeglijke geladen deeltjes in de verbinding aanwezig zijn. In metalen kunnen vrije elektronen elektriciteit geleiden; in vloeistoffen of oplossingen kunnen ionen elektriciteit geleiden.

Elektrolyten

Elektrolyten zijn stoffen die in gesmolten of opgeloste toestand vrije ionen bezitten en elektriciteit kunnen geleiden.

- **Ionverbindingen**, zoals de zouten en de hydroxiden, kunnen in vaste toestand geen elektriciteit geleiden aangezien de ionen vastzitten in het ionrooster. Wanneer de verbinding smelt of oplost, komen de ionen vrij uit het ionrooster en kunnen de verbindingen wel elektrische stroom geleiden.
- **Polaire atoomverbindingen**, zoals de zuren en ammoniak, die oplossen in water en ioniseren, geleiden elektrische stroom.

Niet-elektrolyten

Niet-elektrolyten zijn stoffen die bij het oplossen geen vrije ionen kunnen afgeven of vormen, en dus geen elektriciteit kunnen geleiden.

- **Polaire atoomverbindingen**, zoals ethanol en glucose, die oplossen in water en niet ioniseren, geleiden geen elektrische stroom.
- **Apolaire atoomverbindingen**, zoals dijkood, geleiden nooit elektriciteit, noch in vaste, noch in gesmolten of opgeloste toestand.