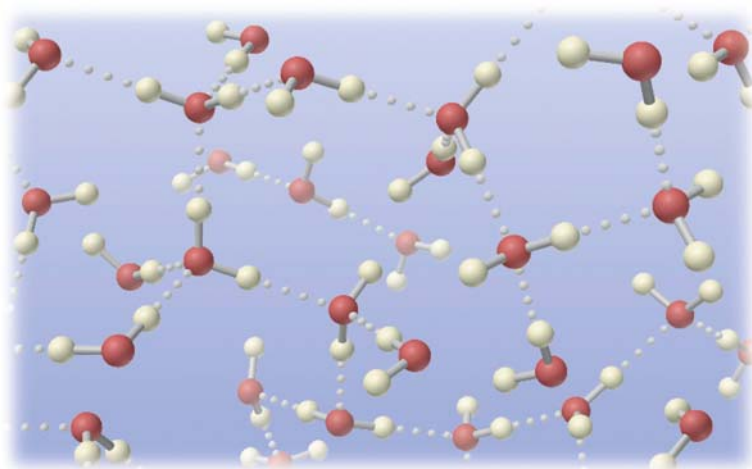


# WATER



Krachten tussen deeltjes

**Intramoleculaire en  
intermoleculaire krachten**



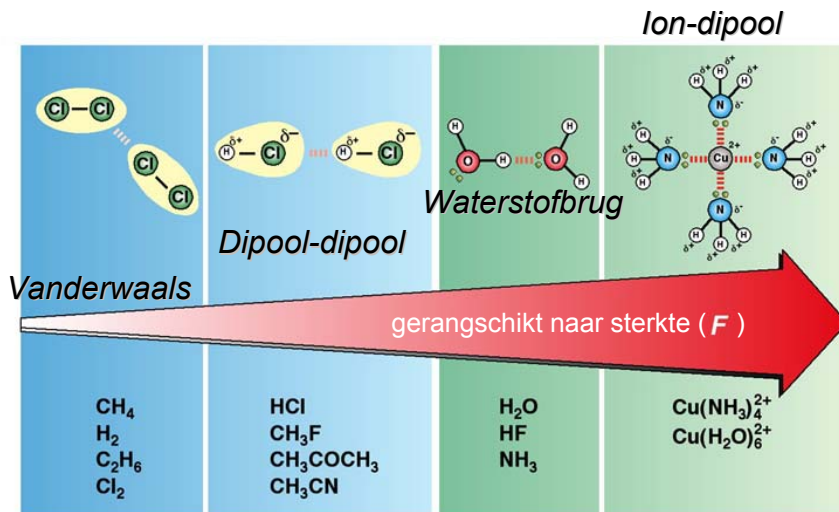
# Intramoleculaire en intermoleculaire krachten

- De **atomen** in een **molecuul** blijven samen door **intra**moleculaire krachten (atoombinding)
- Moleculen blijven samen door intermoleculaire krachten (cohesie- of vanderwaalskrachtenkrachten tussen moleculen)
- Hoe **groter** de **intermoleculaire** krachten zijn, hoe **meer energie nodig** is om de moleculen van elkaar los te maken. De stof heeft dan een **hoger smelt- en kookpunt**.
- De bindende krachten zijn **elektrische krachten**.

$$F = f \cdot \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$$

← lading  
← afstand

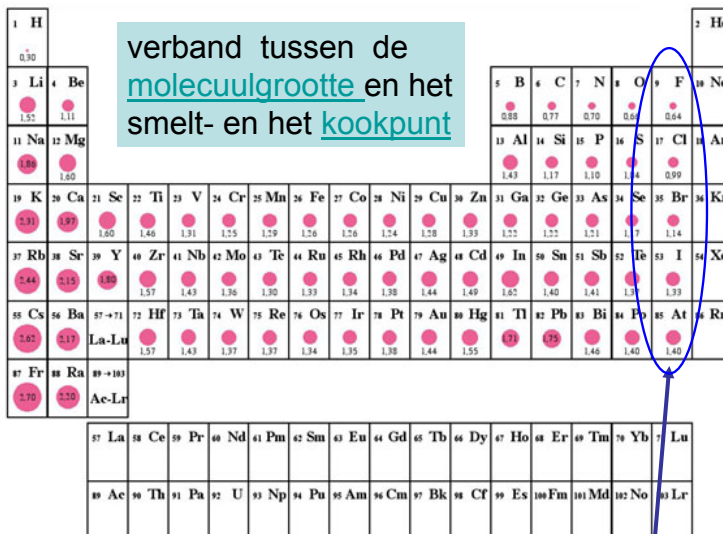
## Soorten intermoleculaire krachten



# Vanderwaalskrachten (1)

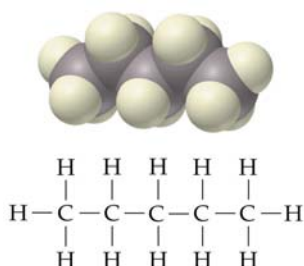
- De *vanderwaalsbinding* is een *zwakke binding*. De sterkte van de binding hangt sterk af van het gemak waarmee de *elektronenwolk* vervormd kan worden. Grote (dus zware) atomen of moleculen bezitten veel elektronen, waarvan een gedeelte zich ver van de atoomkern bevindt. Dan zijn de vanderwaalskrachten groter. Fluor ( $F_2$  *weinig elektronen*) ondervindt een kleine kracht en is daarom *gasvormig*; jood ( $I_2$  *veel elektronen*) daarentegen ondervindt een veel grotere kracht en is een *vaste stof*.
- Samenvattend:  
De *sterkte* hangt vooral af van de *grootte* van het *molecuul*: moleculen met een *grotere massa* oefenen *sterkere vanderwaalskrachten* op elkaar uit dan met een kleinere massa.

# Vanderwaalskrachten (2)

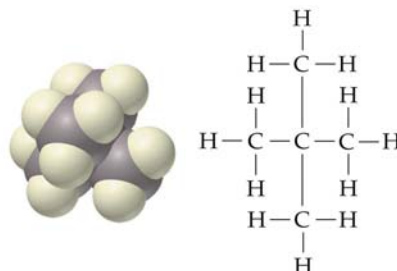


## Vanderwaalskrachten (3)

Ook de *vorm* van het molecuul is *van belang*, indien er een goed (=dicht) contact tussen de verschillende moleculen mogelijk is, dus als het molecuul erg regelmatig van vorm is en geen uitstulpingen bevat, is de vanderwaalskracht groter.



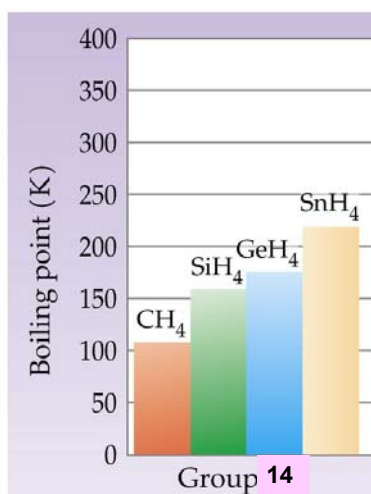
Pentaan kpt 36,4°C



2,2-dimethylpropan kpt 9,7°C

**Twee isomeren van  $\text{C}_5\text{H}_{12}$**

## Vanderwaalskrachten (4)

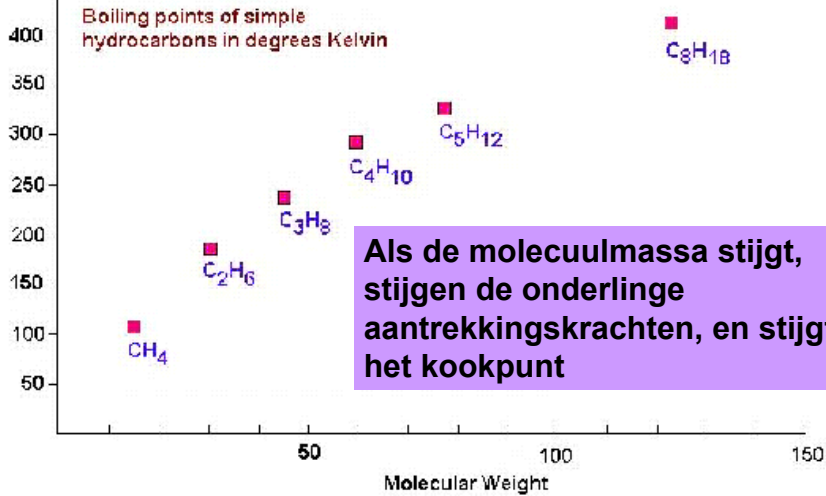


Vanderwaalskrachten bij grote moleculen met grote atomen)

Als de moleculen groter worden, worden de onderlinge aantrekkingskrachten groter, (de vanderwaalskrachten) en wordt het kookpunt hoger. Het kost dan meer energie (hogere temperatuur = hoger kookpunt) om de vanderwaalsbinding te verbreken.

# Vanderwaalskrachten (5)

## vanderwaalskrachten bij koolwaterstoffen



<http://nobelprize.org/physics/laureates/1910/waals-bio.html>

NOBEL | **PHYSICS** | CHEMISTRY | MEDICINE | LITERATURE | PEACE | ECONOMICS  
LAUREATES | ARTICLES | EDUCATIONAL

### Johannes Diderik van der Waals – Biography



certificates in mathematics and physics.

In 1864 he was appointed teacher at a secondary school at Deventer; in 1866 he moved to The Hague, first as teacher and later as Director of one of the secondary schools in that town.

**Johannes Diderik van der Waals** was born on November 23, 1837 in Leyden, The Netherlands, the son of Jacobus van der Waals and Elisabeth van den Burg. After having finished elementary education at his birthplace he became a schoolteacher. Although he had no knowledge of classical languages, and thus was not allowed to take academic examinations, he continued studying at Leyden University in his spare time during 1862-65. In this way he also obtained teaching

### The Nobel Prize in Physics 1910

Presentation Speech

**Johannes Diderik van der Waals**

[Biography](#)

[Nobel Lecture](#)

[Swedish Nobel Stamps](#)

1909 1911

The 1910 Prize in:  
[Physics](#)  
[Chemistry](#)  
[Physiology or Medicine](#)  
[Literature](#)  
[Peace](#)

Find a Laureate:

Name

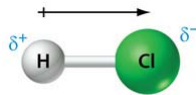
GO

# Polaire binding

---

Bij een *atoombinding* tussen *ongelijksoortige atomen* is het *bindend elektronenpaar verschoven*.

We spreken van een *polaire binding*.

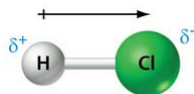


# Dipoolmoleculen of polaire moleculen

---

Bij een *dipool(molecuul)* vallen de zwaartepunten van de positieve en negatieve ladingen niet samen; het molecuul heeft aan de ene kant een overschot aan *positieve ( $\delta^+$ )*, aan de andere kant aan *negatieve lading ( $\delta^-$ )*. ( $\delta^+$  en  $\delta^-$  hebben een waarde tussen 0 en 1).

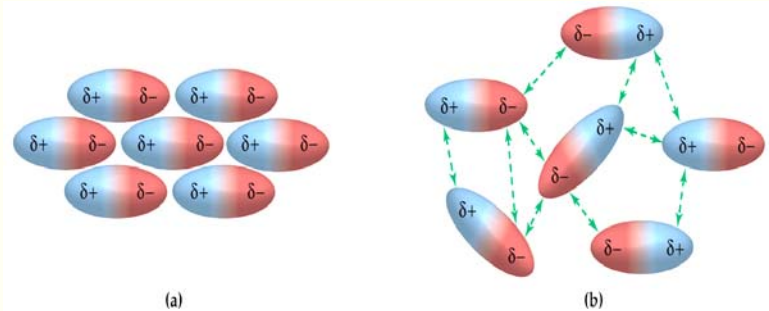
Voorbeeld:



Een *dipool* wordt aangegeven met een *pijl* waarvan de punt wijst in de richting van de negatieve lading.

Als een stof is opgebouwd uit *moleculen* die *geen dipool* zijn, spreken we van een *apolaire stof*.

# Onderlinge wisselwerking tussen dipoolmoleculen

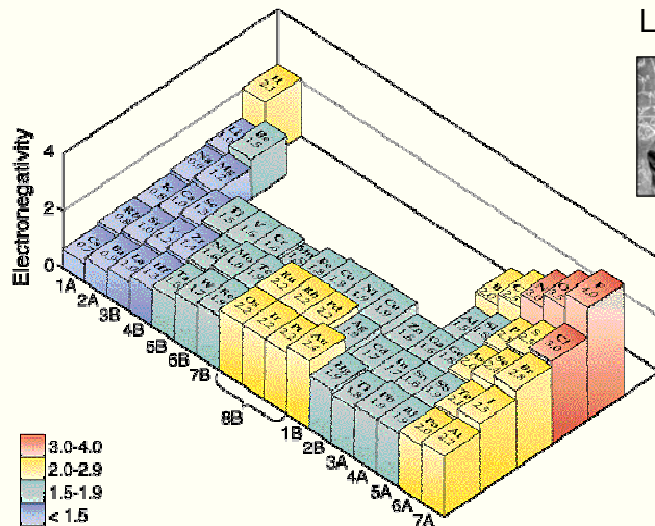


De positieve kant van het ene molecuul wordt aangetrokken door de negatieve kant van het andere molecuul en omgekeerd. Dit noemen we een *dipool-dipool-interactie* en die berust op de *elektrostatische* wisselwerking tussen tegengesteld geladen delen van de moleculen

## Elektronegativiteit (= EN) (1)

- Bij een *polaire binding* trekt het atoom met de *meeste protonen* in zijn kern het *elektronenpaar* een beetje *naar zijn kant*.
- Een *groter aantal protonen* maakt een atoom meer *elektronegatief*, dat wil zeggen dat zo'n atoom een *grotere aantrekkingskracht* op de *elektronen* in de binding uitoefent.
- *Definitie:*  
De elektronegativiteit is een maat voor "de grootte van de aantrekkingskracht van een atoom" op de bindingselektronen.
- Hoe *groter* het *verschil* in EN-waarde, des te *sterker polair* is de binding (zie BINAS tabel 39).
- De EN-waarde is een arbitrair getal.

## Elektronegativiteit (= EN) (2)



L. Pauling



1901-1994

## Elektronegativiteit (= EN) (3)

Voor het afleiden van het karakter van de binding in een bepaalde stof worden vaak de volgende richtlijnen gehanteerd:

verschil in EN-waarden	type binding
0	atoombinding
$> 0$ EN $\leq 1,7$	polaire binding (dipoolmolecuul)
$> 1,7$	ionbinding



# Elektronegativiteit (= EN) (4)

$ \underline{\text{Cl}} \cdot \cdot \underline{\text{Cl}} $	$\delta^+ \quad \delta^-$ $\text{H} \cdot \cdot \underline{\text{Cl}} $	$\text{Na}^+ \quad :\underline{\text{Cl}} ^-$
$\Delta \text{EN} = 2,83 - 2,83 = 0$	$\Delta \text{EN} = 2,83 - 2,20 = 0,63$	$\Delta \text{EN} = 2,83 - 1,01 = 1,82$
zuiver covalent	polair-covalent	elektrovalent
bindend elektronen-paar <u>midden</u> tussen Cl-atomen	bindend elektronen-paar <u>verschoven</u> in de richting van Cl-atoom	elektronenpaar bevindt zich <u>in</u> de buitenste <u>elektronenschil</u> van Cl-ion

De polaire atoombinding (polair-covalente binding) is op te vatten als de geleidelijke overgang van de atoombinding naar de ionbinding.

De aanwezigheid van polaire bindingen in een molecuul betekent niet dat een molecuul als geheel een dipoolmolecuul is. Het is noodzakelijk de vorm van het molecuul na te gaan. Daarover later meer. Eerst iets over structuurformules.

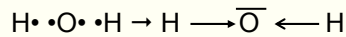
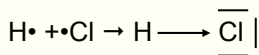
# Structuurformules (1)

Bij een atoombinding worden in de regel zoveel elektronenparen gevormd, dat de buitenste schil acht elektronen bevat (behalve bij H, want de K-schil is met twee elektronen vol). Hierbij zijn de gemeenschappelijke elektronenparen meegerekend.

Voorbeelden:

**Waterstofchloride**

**Water**



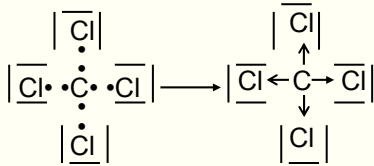
H heeft één elektron, Cl zeven. Door vorming van één paar krijgt Cl acht el. in de buitenste schil en H twee. Het HCl molecuul bevat één bindend en drie vrije el. paren.  $\Delta \text{EN} = 0,9$ ; de binding is dus polair.

O heeft zes el. en vormt met de H at. twee elektronenparen waardoor het acht el. in zijn buitenste schil krijgt. Het O at bevat dus twee vrije el. paren.

## Structuurformules (2)

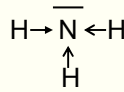
Nog enkele voorbeelden:

**Tetrachloormethaan**



Cl heeft zeven elektronen, dus één te weinig. C heeft er vier in de buitenste schil, dus vier te weinig. Door vorming van vier elektronenparen krijgen alle atomen acht el. in de buitenste schil.

**Ammoniak**

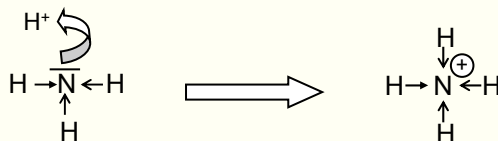


Stikstof heeft 8 el. in de buitenste schil. Eén el.paar “doet niet mee” aan de binding

## Structuurformules (3)

De vorming van het **ammoniumion**.

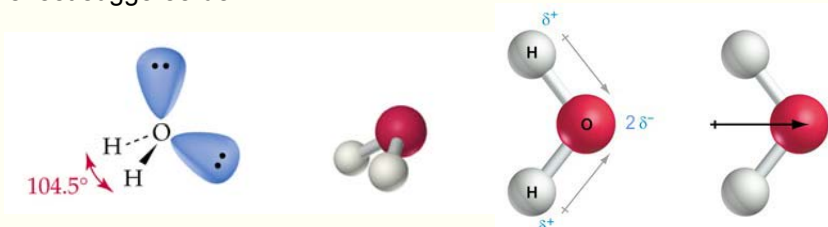
Dit ion vormt zich uit ammoniak en een  $H^+$  ion, doordat het niet-bindende elektronenpaar in  $NH_3$  gebruikt gaat worden voor de binding van het  $H^+$  ion dat zelf geen elektronen voor de binding ter beschikking heeft.



De “pijltjesnotatie” voor polaire bindingen wordt doorgaans weggelaten.

## Vormen en dipoolkarakter (1)

De onderlinge elektrostatische *afstoting* van de in het molecuul aanwezige *vrije en bindende elektronenparen* bepaalt de vorm van het molecuul. Vandaar dat bijvoorbeeld het H<sub>2</sub>O molecuul een V-vorm heeft en niet lineair is zoals de structuurformule op één van de vorige sheet suggereerde.

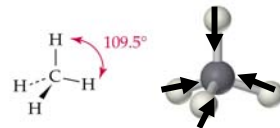


De voor het molecuul meest gunstige vorm is die waarbij alle bindende en vrije elektronenparen zover mogelijk van elkaar verwijderd zijn.

## Vormen en dipoolkarakter (2)

De aanwezigheid van polaire bindingen in een molecuul betekent niet dat een molecuul als geheel een dipoolmolecuul is. Het is noodzakelijk de vorm van het molecuul na te gaan.

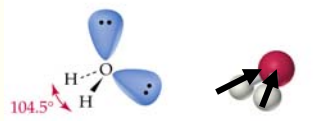
Een methaanmolecuul is een tetraëder met bindingshoeken van 109,5°.



Een ammoniakmolecuul is pyramidaal met bindingshoeken van 107°.



Een watermolecuul is V-vormig met een bindingshoek van 104,5°



# Dipoolmomenten

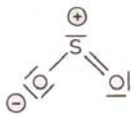
$$\mu = Q \cdot r \quad \text{in } 10^{-30} \text{ Cm}$$

Enkele voorbeelden

CO <sub>2</sub>	0	HF	6,4	H <sub>2</sub> O	6,1	<b>SO<sub>2</sub></b>	<b>5,4</b>
CS <sub>2</sub>	0	HCl	3,5	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	7,1	CH <sub>3</sub> COH	9,1
CH <sub>4</sub>	0	HBr	2,7	H <sub>2</sub> S	3,1	CH <sub>3</sub> COCH <sub>3</sub>	9,6
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	0	HI	1,4	NH <sub>3</sub>	4,9	CH <sub>3</sub> Cl	6,2
SO <sub>3</sub>	0	HCN	9,3	PH <sub>3</sub>	1,8	CH <sub>3</sub> Br	6,0

# Structuurformules (4)

Uit de vorige sheet blijkt dat SO<sub>2</sub> geen lineair molecuul is, omdat het een dipoolmoment heeft. De structuur van SO<sub>2</sub> kan als volgt worden weergegeven:



Verklaring:

voor omhulling nodig:

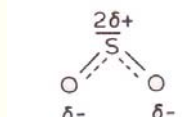
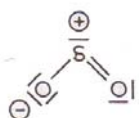
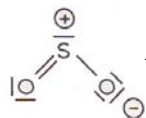
$$3 \times 8 = 24 e^-$$

beschikbaar: 1 S-atoom: 6 e<sup>-</sup> (e<sup>-</sup> in buitenste schil)

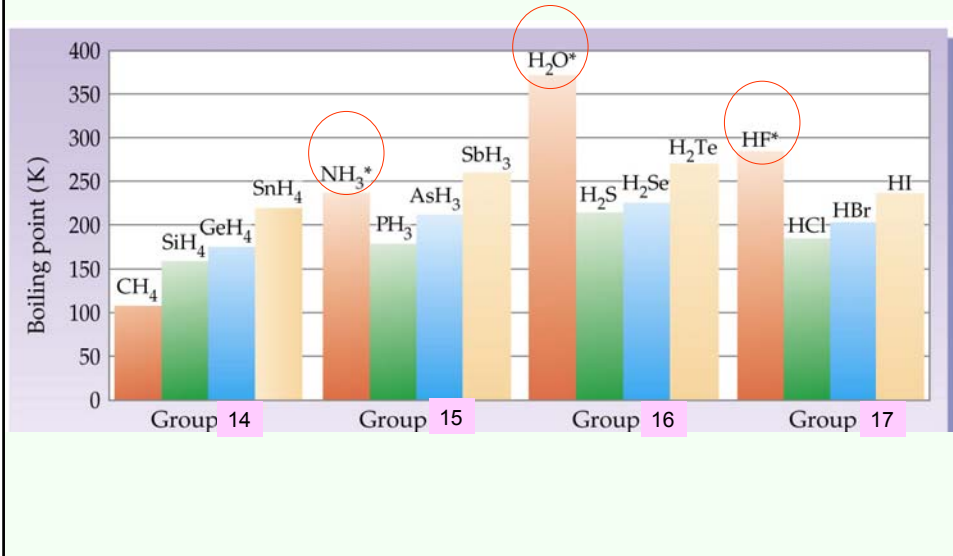
2 O-atomen: 12 e<sup>-</sup> (2 x 6 e<sup>-</sup> in buitenste schil)

$$18 e^- \longrightarrow \frac{18 e^-}{6 e^-}$$

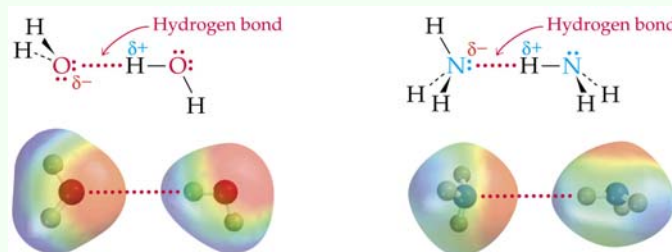
bij bindingen betrokken: 6 e<sup>-</sup> = 6 e<sup>-</sup>/2 = 3 elektronenparen



# Waterstofbruggen (1)



# Waterstofbruggen (2)



Zie bron 14 blz. 137

## Waterstofbruggen (2)

---

Waterstofbruggen komen alleen voor als waterstof gebonden is aan O-, N- (en F-) atomen.

Waterstofbrug ontstaat tussen een H atoom dat aan een O, N (of F) atoom gebonden is en een O, N (of F) atoom waaraan één of meer H-atomen gebonden zijn.

H: 1 mogelijkheid

O: 2 mogelijkheden

N: 1 mogelijkheid

## Waterstofbruggen (3)

---

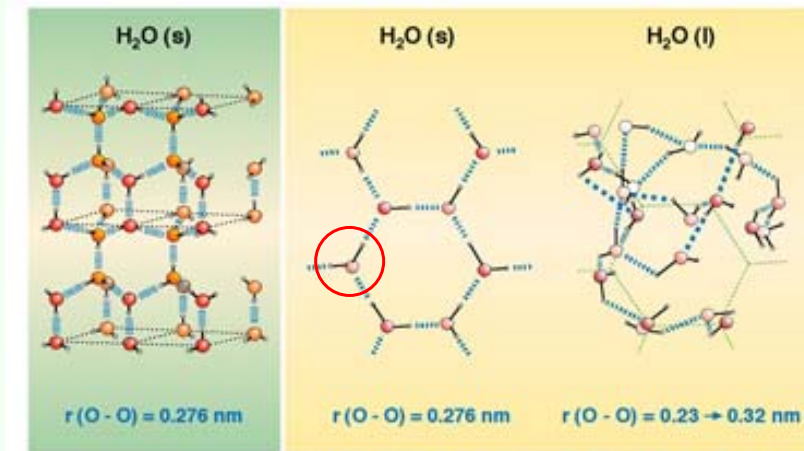
Een speciaal polair molecuul:

**WATER**

[Water als vloeistof](#)

[Water als vaste stof : ijs](#)

# Waterstofbruggen (4)



# Water als oplosmiddel (1)

## Oplossen in water

- Stoffen zijn oplosbaar in water (mengbaar met water) als de moleculen van deze stoffen met de watermoleculen waterstofbruggen kunnen vormen (voorbeeld: water en methanol) of in oplossing ionen vormen (zie later; hydratatie).

Hoewel bijvoorbeeld 1-pentanolmolec. H-bruggen kunnen vormen, zijn ze nauwelijks in staat om tussen de watermolec. te komen. De  $\text{C}_5\text{H}_{11}$ -staart is te lang; er zouden hiervoor teveel H-bruggen verbroken moeten worden zonder dat er weer nieuwe H-bruggen gevormd kunnen worden. (Het gedeelte dat geen H-bruggen kan vormen is te groot.)

## Soort zoekt soort

- Stoffen opgebouwd uit dezelfde soort moleculen mengen onderling goed. (Voorbeeld: pentaan en hexaan (benzine) mengen goed. Beide apolaire molecuulsoorten trekken elkaar via vanderwaalskrachten aan).
- Stoffen opgebouwd uit verschillende soorten moleculen mengen heel slecht. (Voorbeeld: water en hexaan; water is polair en hexaan apolair.)
- Stoffen die goed met water mengen noemen we *hydrofiel* (= waterminnend).
- Stoffen die niet met water mengen noemen we *hydrofoob* (= watervrezend).

## Water als oplosmiddel (2)

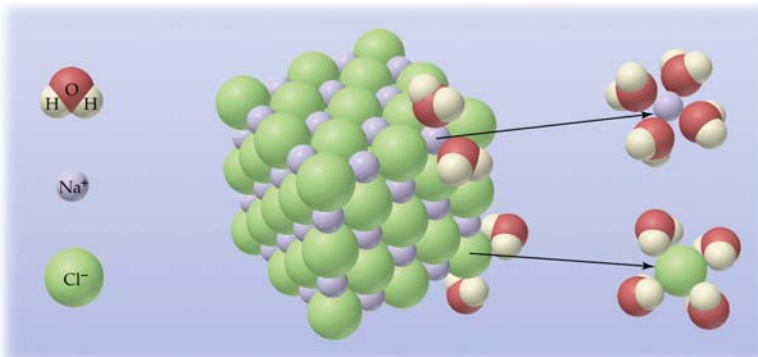
---

- Verklaar aan de hand van een tekening hoe we ons kunnen voorstellen dat ethanol oplost in water. Geef daarbij de bindingen aan die optreden tussen de verschillende soorten moleculen.
- Verklaar aan de hand van een tekening hoe we ons kunnen voorstellen dat ethanol oplost in hexaan (benzine). Geef daarbij de bindingen aan die optreden tussen de verschillende soorten moleculen.

## Hydratatie (1)

---

In een ionrooster trekken de tegengesteld geladen ionen elkaar sterk aan. Toch lost  $\text{NaCl(s)}$  heel gemakkelijk op. We nemen aan dat de  $\text{H}_2\text{O}$ -moleculen met hun  $\delta^+$  kant trekken aan de negatieve ionen en met hun  $\delta^-$  kant aan de positieve ionen. Dit heet *hydratatie*. We kunnen dit als volgt weergeven.



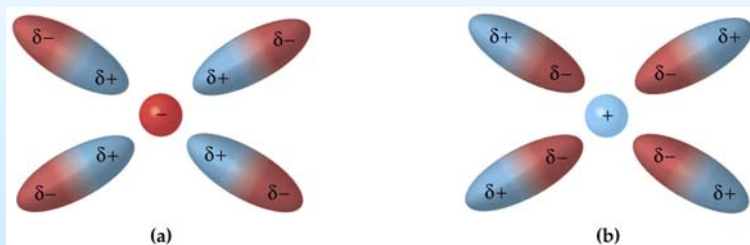
De afzonderlijke ionen worden dan door de watermoleculen omringd. De watermoleculen zijn met hun negatieve kant naar een positief ion gericht en met hun positieve kant naar een negatief ion.



## Hydratatie (2)

---

Hydratatie is een voorbeeld van ion-dipoolinteracties



## Hydratatie (3)

---

### Ion-dipoolinteracties

- Hydraten vb.  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
- Complexen vb.

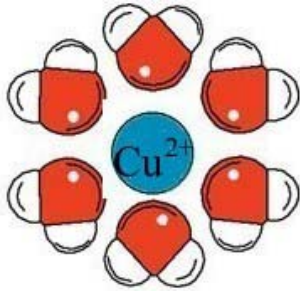
$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$  tetraaquakoper(II)-ion

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$  hexaaquaaluminium(III)-ion

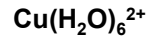
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  tetraamminekoper(II)-ion

# Hydratatie (4)

Hydratatie van een koperion door zes watermoleculen.

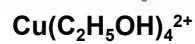
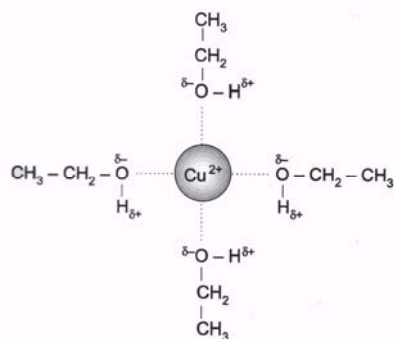
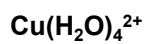
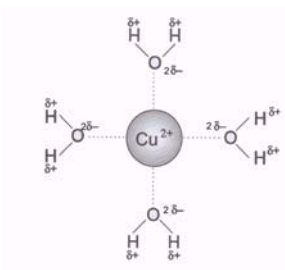


Notatie:



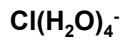
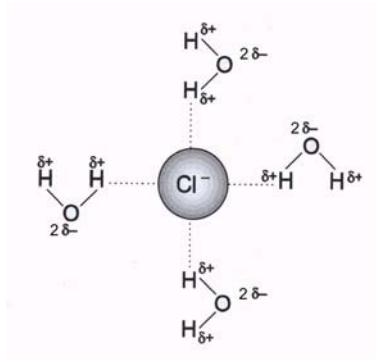
# Hydratatie (5)

Anders vormgegeven voorbeelden van gehydrateerde ionen.

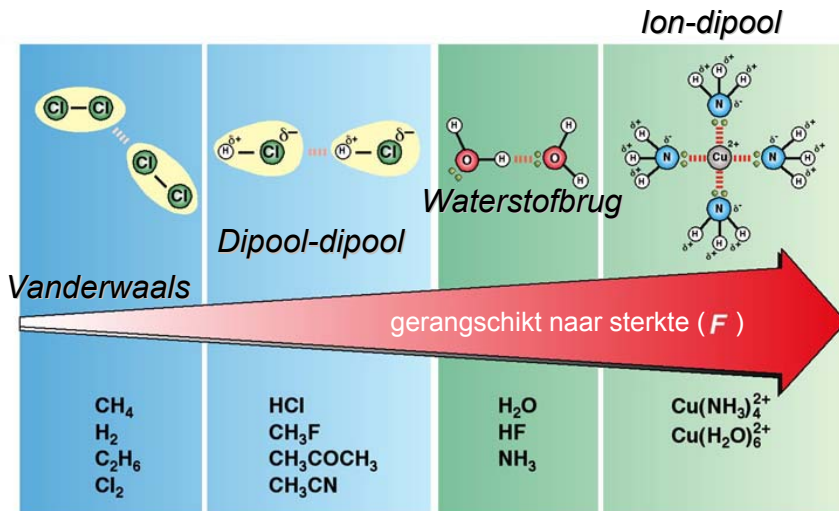


# Hydratatie (6)

Anders vormgegeven voorbeelden van gehydrateerde ionen.



## Samenvatting intermoleculaire krachten



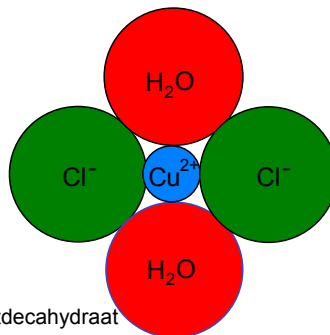
# Kristalwater

---

Soms worden in het kristalrooster van het zout tussen de ionen watermoleculen ingebouwd. Dit "water" heet *kristalwater*. Een zout dat kristalwater bevat is een *hydraat*.

Voorstelling van gehydrateerd  $\text{CuCl}_2$

Men noteert dit als  $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$   
en spreekt dit uit als  
koperchloridedihydraat



Andere voorbeelden:

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  natriumcarbonaatdecahydraat

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  kopersulfaatpentahydraat