

## Uitwerkingen Basischemie laboratoriumonderwijs hoofdstuk 11

### Opgave 11.1 Definitie

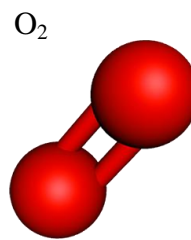
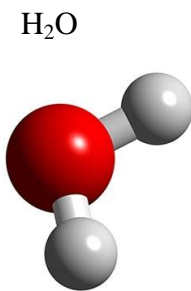
#### Definitie van een molecuul

Een molecuul is het kleinste deeltje van een *moleculaire* stof dat nog alle *chemische* eigenschappen van die stof heeft.

Zie hoofdstuk 2

### Opgave 11.2 Bouwen van moleculen

a.



- b. H<sub>2</sub>O : Het O-atoom heeft met 2 H-atomen 1 elektron gemeenschappelijk.  
O<sub>2</sub> : De 2 O-atomen hebben 2 elektronen gemeenschappelijk.
- c. H<sub>2</sub>O : Het O-atoom heeft 8 elektronen en de H-atomen hebben 2 elektronen in de buitenste schil  
O<sub>2</sub> : De 2 O-atomen hebben 8 elektronen in de buitenste schil
- d. Neon heeft 8 elektronen en helium heeft 2 elektronen in de buitenste schil.

### Opgave 11.3 Waterstofmoleculen H<sub>2</sub>

- a. Waterstofatomen komen altijd voor per tweetal omdat ze dan beide een edelgasconfiguratie hebben.
- b. De waterstofatomen krijgen de elektronengasconfiguratie van helium.?
- c. 1 H<sub>2</sub>-molecuul heeft een massa van  $2 \times 1,008 = 2,016$  u

### Opgave 11.4 Structuurformule O<sub>2</sub>

Voor zuurstof O<sub>2</sub> is de structuurformule:

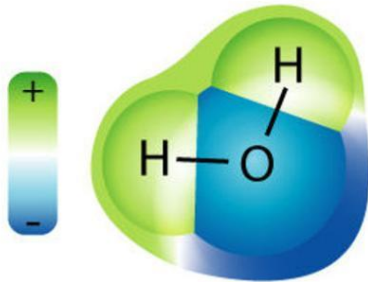
- a. Bij de dubbele binding horen 4 elektronen.
- b. Twee O-atomen vormen 1 O<sub>2</sub>-molecuul omdat beide atomen dan de edelgasconfiguratie hebben van neon.
- c.  $120,74 \text{ pm} = 120,74 \cdot 10^{-12} \text{ m} = 120,74 \cdot 10^{-9} \text{ mm} = 0,00000012074 \text{ mm}$

### Opgave 11.5 Watermolecuul

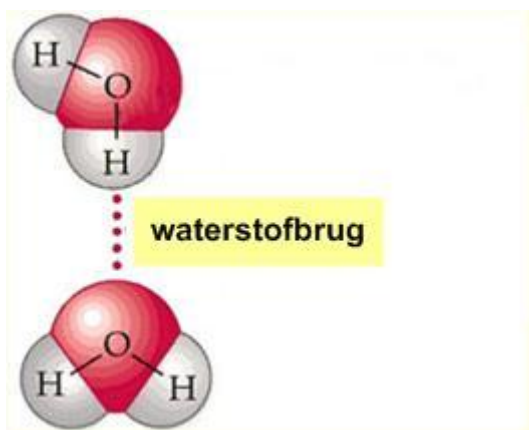
- Een O-atoom heeft 6 elektronen in zijn buitenste schil?
- In een watermolecuul zitten twee elektronenparen.
- Het O-atoom heeft dan 2 losse elektronenparen over.
- Bij een watermolecuul zitten de H-atomen onder een hoek omdat de gemeenschappelijke elektronenparen en de losse elektronenparen elkaar afstoten zover mogelijk uit elkaar zitten.

### Opgave 11.6 Polair gedrag van watermoleculen

- Een watermolecuul is een elektrische dipool omdat het een negatieve en een positieve kant heeft.
- Watermoleculen oefenen elektrische krachten uit op elkaar. De  $-$ kant van een watermolecuul trekt aan de  $+$ kant van een ander watermolecuul.



- Een waterstofbrug is een kracht tussen twee watermoleculen waarbij een H-atoom aangetrokken wordt door een O-atoom.



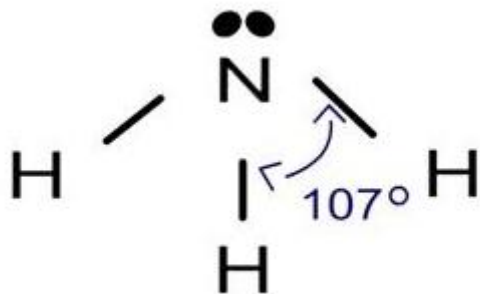
- Als het kammetje positief geladen is worden de negatieve kant aangetrokken en als het kammetje negatief geladen is wordt de positieve kant aangetrokken. De watermoleculen kunnen namelijk vrij ronddraaien.

### Opgave 11.7 Waterstofperoxide

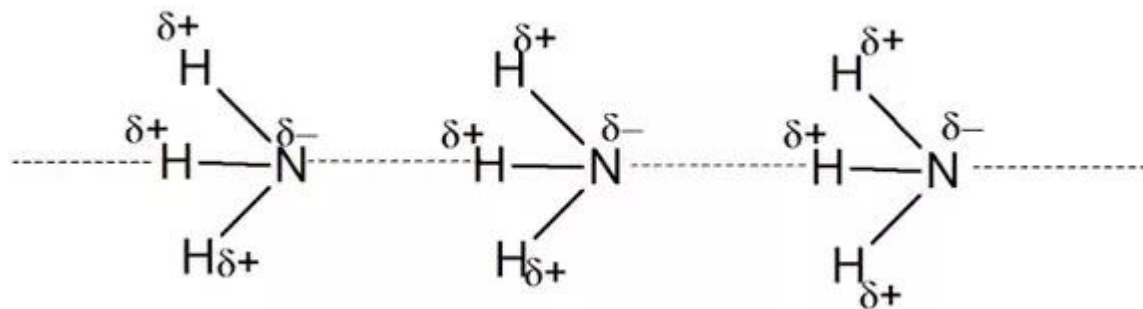
- Het watermolecuul heeft een negatieve en positieve kant,
- Het methaanmolecuul vertoont geen polair gedrag omdat de elektronen gelijkmatig verdeeld zijn over de ruimte.
- Water een veel hoger smelt- en kookpunt dan methaan doordat de waterstofbruggen zorgen voor een sterke kracht tussen de moleculen.

### Opgave 11.8 Ammoniak

a.



- Dit molecuul bevat 3 gemeenschappelijke elektronen met de waterstofatomen.
- Het N-atoom heeft 1 vrij elektronenpaar over.
- Doordat het molecuul een dipool is oefenen de moleculen een sterke elektrische kracht op elkaar uit. Ook hier is sprake van waterstofbruggen.

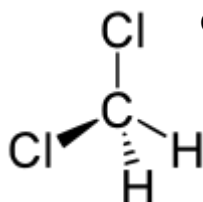


- Omdat zowel water- als ammoniakmoleculen polair zijn lost ammoniak goed op in water.

### Opgave 11.9 Polair?

- Etheen  $C_2H_4$   $H_2C=CH_2$  C-H-binding:  $\Delta EN = 2,5 - 2,1 = 0,4$   
Molecuul is apolair

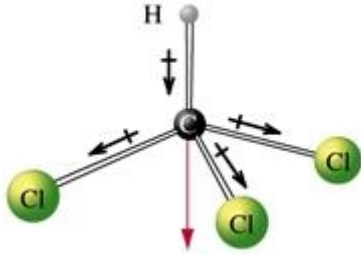
- Dichloormethaan  $CH_2Cl_2$  C-H-binding:  $\Delta EN = 2,5 - 2,1 = 0,4$   
Molecuul is polair C-Cl-binding:  $\Delta EN = 3,0 - 2,5 = 0,5$



c. Trichloormethaan  $\text{CHCl}_3$

$$\text{C-H-binding: } \Delta\text{EN} = 2,5 - 2,1 = 0,4 \quad \text{C-Cl-binding: } \Delta\text{EN} = 3,0 - 2,5 = 0,5$$

Molecuul is polair doordat de negatieve lading niet gelijkmatig verdeeld is.

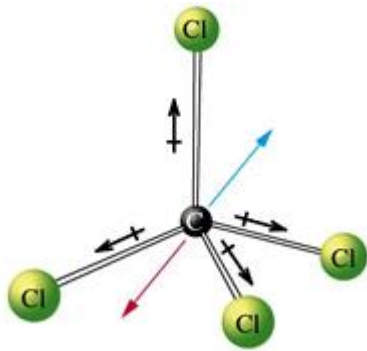


d. Tetrachloormethaan  $\text{CCl}_4$

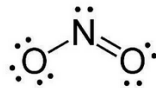
$$\text{C-H-binding: } \Delta\text{EN} = 2,5 - 2,1 = 0,4 \quad \text{C-Cl-binding: } \Delta\text{EN} = 3,0 - 2,5 = 0,5$$

Molecuul is apolair doordat de negatieve lading gelijkmatig verdeeld is.

Het zwaartepunt van positieve en negatieve lading valt samen.



e. Stikstofdioxide  $\text{NO}_2$  met Lewisstructuur:



$$\text{N-O-binding: } \Delta\text{EN} = 3,5 - 3,0 = 0,5$$

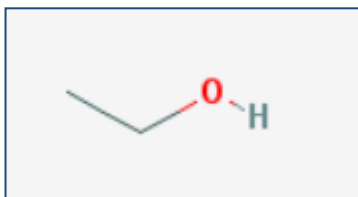
Dit is een polaire binding met de negatieve lading aan de kant van het O-atoom.

Als het molecuul lineair zou zijn, zou het molecuul apolair zijn omdat de twee polaire bindingen elkaar opheffen. Het vrije elektronenpaar bij het stikstofatoom zorgt er voor dat het molecuul gebogen is en dat de bindingen elkaar niet opheffen.

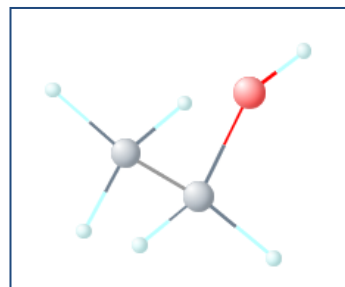
Het molecuul is polair.

f. Ethanol O-H-binding:  $\Delta\text{EN} = 3,5 - 2,1 = 1,4$

2D



3D



Molecuul heeft een sterke polaire O-H-binding en is daardoor polair.

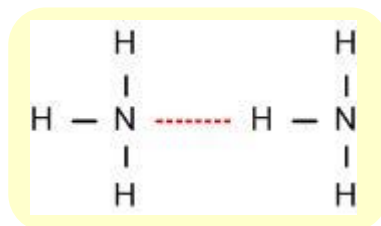
Het molecuul heeft een polaire kant bij de O-H-kant en een apolair kant bij de  $\text{CH}_3$ -kant

### Opgave 11.10 Polair en apolair

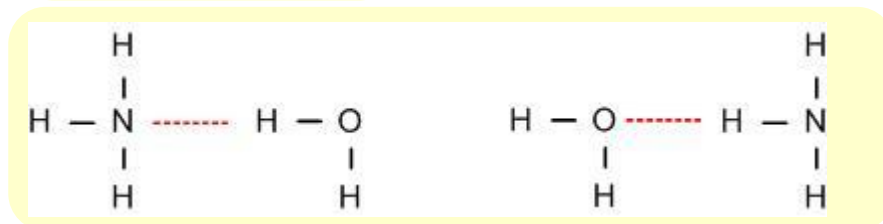
|                                   | oplosbaarheid in water | oplosbaarheid in tetra |
|-----------------------------------|------------------------|------------------------|
| a. HCl                            | goed                   | niet                   |
| b. NaCl                           | goed                   | niet                   |
| c. I <sub>2</sub>                 | niet                   | goed                   |
| d. CH <sub>4</sub>                | niet                   | goed                   |
| e. H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | goed                   | niet                   |
| f. O <sub>2</sub>                 | niet                   | goed                   |
| g. H <sub>2</sub>                 | niet                   | goed                   |

### Opgave 11.11 Waterstofbruggen

a. NH<sub>3</sub> en NH<sub>3</sub>



b. NH<sub>3</sub> en H<sub>2</sub>O



c. HF en HF



### Opgave 11.12 Ionbinding en EN-waarde

a en b.

| Metalen | EN   | Niet-<br>metalen | EN   |
|---------|------|------------------|------|
| Na      | 0,93 | C                | 2,55 |
| K       | 0,82 | N                | 3,04 |
| Al      | 1,61 | P                | 2,19 |
| Mg      | 1,31 | S                | 2,58 |
| Ca      | 1,0  | Cl               | 3,16 |

c.

De metalen hebben een lagere EN-waarde dan de niet-metalen. Ze staan hun buitenste elektronen gemakkelijker af.

d.

Als een Na-atoom in de buurt komt van een F-atoom zal het F-atoom een elektron opnemen van het Na-atoom. Het F-atoom wordt een F<sup>-</sup>-ion en het Na-atoom wordt een Na<sup>+</sup>-ion. De Na-ionen en de F-ionen zitten in een rooster aan elkaar vast.

### Opgave 11.13 Metaalbinding versus ionbinding

- a. Een metaal geleidt elektrische stroom omdat de buitenste elektronen van de metaalatomen vrij kunnen bewegen.
- b. Een metaal is gemakkelijker te vervormen omdat de bindingskrachten tussen de atomen minder sterk zijn.