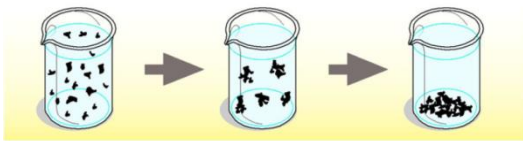
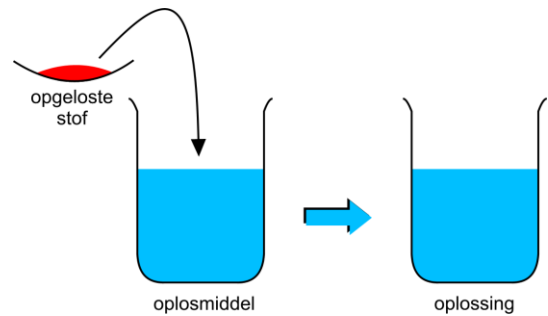


6. Oplossingen - Concentratie

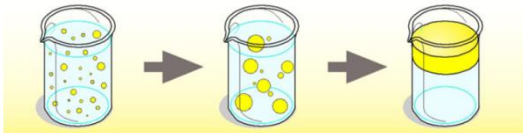
1. Opgeloste stof – Oplosmiddel – Oplossing

Een oplossing is een homogeen mengsel (oplossing) van een vloeistof (oplosmiddel of solvent) en een (of meer) andere stoffen (opgeloste stof). Die andere stof kan een vaste stof, een vloeistof of een gas zijn.

Een heterogeen mengsel van een vloeistof en een vaste stof noemen we een suspensie.



Een heterogeen mengsel van een vloeistof en een andere vloeistof noemen we een emulsie.



Een **oplossing** is een homogeen mengsel van een vloeistof (**oplosmiddel**) en een andere stof (**opgeloste stof**).

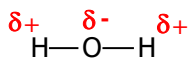
2. Water als oplosmiddel

Een watermolecule is een dipoolmolecule.



$$\chi_{\text{O}} = 3,5 - \chi_{\text{H}} = 2,1 - \Delta\chi = 1,4$$

De bindingen tussen het O-atoom en de twee H-atomen zijn covalente bindingen met een tamelijk sterk ionkarakter.

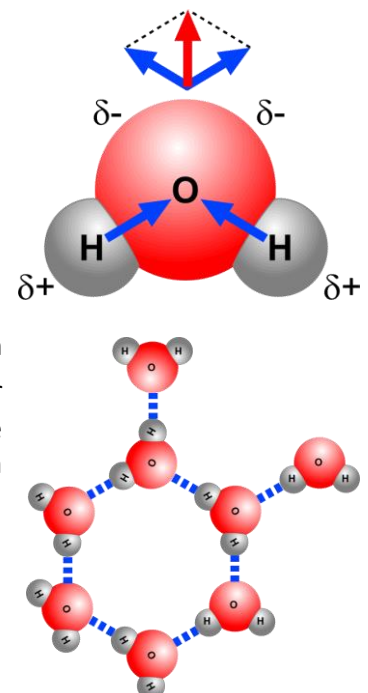


Een watermolecule is echter asymmetrisch gebouwd. Het zwaartepunt van de positieve ladingen valt niet samen met dat van de negatieve lading.

De watermolecule heeft een positieve en een negatieve pool: het is een **dipoolmolecule**.

De resultante van de twee verschuivingsvectoren is niet gelijk aan nul.

Het kookpunt van H₂O (100°C) is, in vergelijking met vergelijkbare stoffen zoals H₂S, bijzonder hoog. Dit is een gevolg van het feit dat er waterstofbruggen optreden tussen de watermoleculen onderling. Door die intermoleculaire attractiekrachten wordt het moeilijker voor de moleculen om te ontsnappen naar de gasfase.

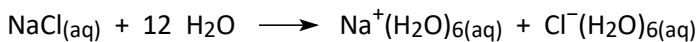
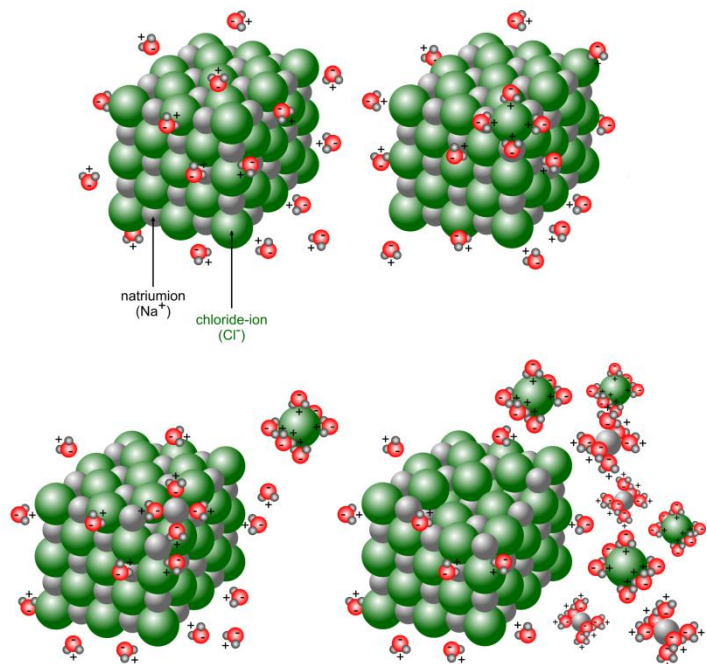


De watermolecule is een dipoolmolecule: de zwaartepunten van positieve en negatieve ladingen vallen niet samen.

3. Dissociatie van ionverbindingen

Veel ionverbindingen zijn goed oplosbaar in water. Bovendien geleiden die oplossingen een elektrische stroom. Dat kunnen we als volgt verklaren.

Ionverbindingen zijn opgebouwd uit ionen die elkaar sterk aantrekken en in een ionrooster vastzitten. Bij contact met water (polair oplosmiddel) trekken de positieve metaalionen in het rooster de negatieve polen van de watermoleculen aan. Daardoor wordt elk positief ion in het rooster omringd door watermoleculen. De negatieve niet-metaalionen in het rooster trekken de positieve polen van de watermoleculen aan, waardoor ook zij omringd worden door watermoleculen. Daardoor worden de afstanden tussen de ionen in het rooster groter en dus de aantrekkingskrachten tussen die ionen kleiner (in water ongeveer 80 keer kleiner). De ionen worden met watermoleculen omringd (= hydratatie) en komen uit het rooster los: het zout lost op. Door de aanwezigheid van vrij beweeglijke (geladen) ionen geleidt de oplossing een elektrische stroom.



Of eenvoudiger



Dit noemen we een **dissociatie**: dit is het vrijkomen van ionen uit het ionrooster.

Veel ionverbindingen lossen goed op in polaire oplosmiddelen. Daarbij komen de ionen uit het rooster vrij: dissociatie van de ionverbinding.

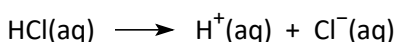
Door het feit dat er daarbij ionen vrijkomen, geleidt de oplossing de stroom. Dergelijke stoffen noemen we daarom ook elektrolyten.

Soms zijn de aantrekkingskrachten tussen de ionen in het rooster te sterk en lost de ionverbinding bijna niet op.

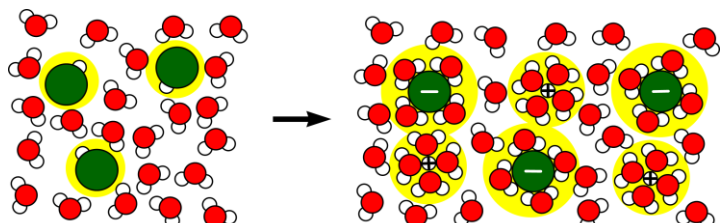
4. Ionisatie van covalente verbindingen

Een waterstofchloridemolecule is een dipoolmolecule. Door interactie met de watermoleculen (ook dipoolmoleculen) kunnen de HCl-moleculen gemakkelijk tussen de watermoleculen bewegen.

Het feit dat de oplossing van HCl in water de stroom geleidt, wijst erop dat er nog meer aan de hand is. Er blijken immers ionen aanwezig te zijn die verantwoordelijk zijn voor de elektrische geleiding. Die ionen zijn ontstaan doordat de HCl-moleculen niet enkel oplossen in het water, maar daarbij ook ionen vormen.



De vorming van ionen noemt men **ionisatie**.



De oplossing van waterstofchloride bevat uiteindelijk gehydrateerde waterstof- en chloride-ionen: $H^+_{(aq)}$ en $Cl^-_{(aq)}$.

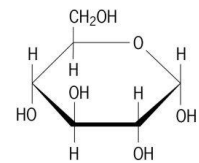
Sommige polaire stoffen lossen niet enkel op in water, maar vormen daarbij ionen (ionisatie). Door het feit dat er daarbij ionen ontstaan, geleidt de oplossing de stroom. Dergelijke stoffen noemen we daarom ook elektrolyten. Elektrolyten zijn samengestelde stoffen die de stroom geleiden na smelten of oplossen in water.

5. Oplossen van covalente verbindingen

Ethanol (C_2H_5OH) is een polaire molecuulverbinding die, net als water, een $-O-H$ -groep bevat. Door vorming van waterstofbruggen tussen water- en ethanolmoleculen kunnen die laatste gemakkelijk opgenomen worden in de molecuulaggregaten van de watermoleculen.

Het mengsel geleidt de stroom niet, omdat er geen vrij bewegende ionen ontstaan. Daarom noemen we ethanol een **niet-elektrolyt**.

Hetzelfde geldt voor bijv. glucose ($C_6H_{12}O_6$) en andere suikers. Deze moleculen bevatten meerdere $-O-H$ -groepen en vormen dus ook waterstofbruggen met de watermoleculen. Ze lossen goed op in water. Bij het oplossen ontstaat er geen ionen: het zijn niet-elektrolyten.



Covalente verbindingen kunnen ook oplossen in water zonder dat ionisatie optreedt. Voorwaarde is wel dat de molecule groepen bevat die waterstofbruggen kunnen vormen met de watermoleculen.

6. Concentratie

Voor een oplossing zijn twee vragen belangrijk.

Hoeveel stof lossen we op?

Hoeveel oplosmiddel gebruiken we?

Volgende voorbeelden van een oplossing van suiker in water illustreren het belang van beide grootheden.

1 L water	1 L water	1 L water	1/2 L water	1 L water	1/2 L water
1	2	1	2	1	2
$c = 1 \frac{\text{klontje}}{\text{L}}$	$c = 2 \frac{\text{klontjes}}{\text{L}}$	$c = 1 \frac{\text{klontje}}{\text{L}}$	$c = \frac{1 \text{ klontje}}{\frac{1}{2} \text{ L}}$ $= 2 \frac{\text{klontjes}}{\text{L}}$	$c = 1 \frac{\text{klontje}}{\text{L}}$	$c = \frac{\frac{1}{2} \text{ klontje}}{\frac{1}{2} \text{ L}}$ $= 1 \frac{\text{klontje}}{\text{L}}$

De samenstelling van een oplossing kan op verschillende manieren beschreven worden. In alle gevallen wordt er iets gezegd over de hoeveelheid opgeloste stof en over de hoeveelheid oplossing. De grootheid die de samenstelling van een oplossing weergeeft noemen we de concentratie c van de oplossing.

7. Massaconcentratie

(vooral gebruikt voor oplossingen van een vaste stof/vloeistof in een vloeibaar oplosmiddel)

$$\rho_A^* = \frac{m_A}{V_{\text{oplossing}}}$$

De massaconcentratie wordt meestal uitgedrukt g/L.

We gebruiken soms ook g/100 mL: dit is dan **massa-volume-%**.

De massaconcentratie ρ^* is de verhouding van de hoeveelheid opgeloste stof (in gram) tot de hoeveelheid oplossing (meestal in liter).

8. Massafractie

$$w_A = \frac{m_A}{m_A + m_{\text{oplosmiddel}}} = \frac{m_A}{m_{\text{oplossing}}}$$

De massafractie is een **onbenoemd** getal.

Bijv. 10 massa-massa-% NaCl in H₂O: 10 g NaCl op 100 g in totaal of in 90 g H₂O.

Vermenigvuldigen we dit getal met 100, dan bekomen we de massafractie in %. We spreken dan van **massa-massa-%**.

Vermenigvuldigen we dit getal met 1000, dan bekomen we de massafractie in ‰. We spreken dan van **massa-massa-‰**.

Vermenigvuldigen we dit getal met 10⁶, dan bekomen we de massafractie in ppm. We spreken dan van **massa-massa-ppm**: massa in milligram per kilogram monster.

De massafractie w is de verhouding van de hoeveelheid opgeloste stof (in gram) tot de hoeveelheid oplossing (in gram).

9. Volumefractie

(vooral gebruikt voor oplossingen van een vloeistof in een vloeibaar oplosmiddel en voor mengsels van gassen)

$$\phi_A = \frac{V_A}{V_A + V_{\text{oplosmiddel}}} \neq \frac{V_A}{V_{\text{oplossing}}}$$

De volumefractie is een **onbenoemd** getal.

Vermenigvuldigen we dit getal met 100, dan bekomen we de volumefractie in %. We spreken dan van **volume-volume-%**.

Vermenigvuldigen we dit getal met 1000, dan bekomen we de volumefractie in ‰. We spreken dan van **volume-volume-‰**.

Vermenigvuldigen we dit getal met 10⁶, dan bekomen we de volumefractie in ppm. We spreken dan van **volume-volume-ppm**: massa in milliliter per kiloliter monster.

De volumefractie ϕ is de verhouding van het volume opgeloste stof tot het volume opgeloste stof en oplosmiddel samen.

10. Stofhoeveelheidsconcentratie - Molariteit

(ook genoemd: molaire concentratie, molariteit)

$$c_A = \frac{n_A}{V_{\text{oplossing}}}$$

De molaire concentratie wordt uitgedrukt in **mol/L** (vaak afgekort tot **M**).

Bijv. een 6 mol/L NaCl oplossing in water bevat dus 6 mol NaCl per 1 L oplossing, hetzij 3 mol NaCl per 0,5 L oplossing, enz.

De stofhoeveelheidsconcentratie c is de verhouding van de hoeveelheid opgeloste stof (in mol) tot het volume oplosmiddel (in L).

11. Molfractie

(vooral gebruikt voor mengsels van gassen of mengsels van vloeistoffen)

$$x_A = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}} = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \dots}$$

Daaruit volgt dat: $x_A + x_B + x_C + \dots = 1$

Deze uitdrukking is dimensieloos en onafhankelijk van de temperatuur.

De molfractie x van een stof in een mengsel is de verhouding van de hoeveelheid van die stof (in mol) tot de totale hoeveelheid stoffen (in mol) in dat mengsel.