

Samenvatting hoofdstuk 2

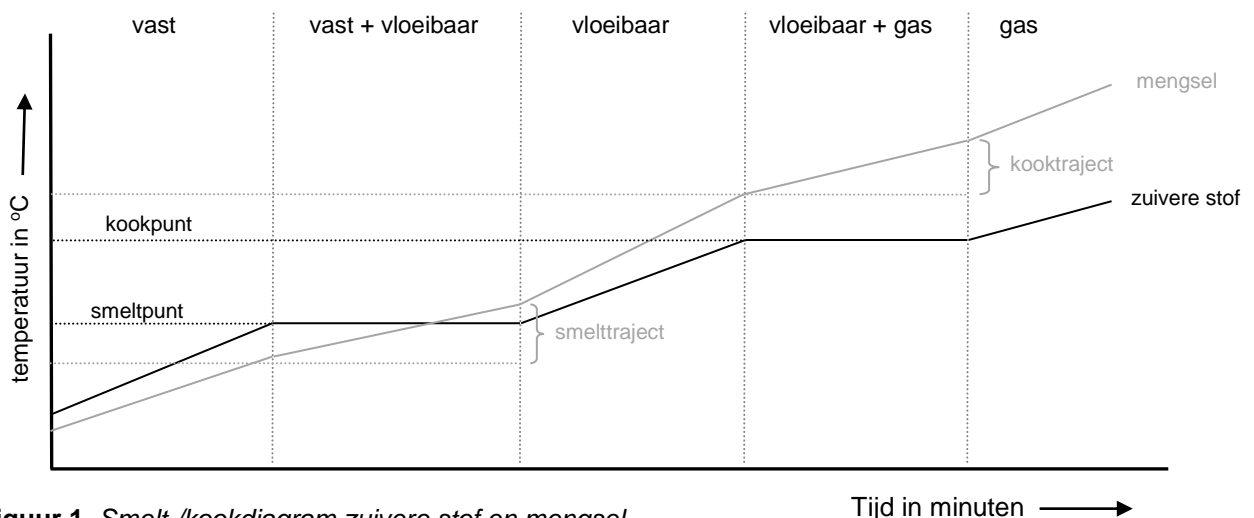
Er zijn verschillende eigenschappen waaraan je een stof kunt herkennen. We noemen deze eigenschappen stoffeigenschappen. Voorbeelden van stoffeigenschappen zijn kleur, geur, smaak, kookpunt, smeltpunt, dichtheid en oplosbaarheid.

Tussen moleculen bevinden zich vanderwaalskrachten. Deze krachten houden de moleculen bij elkaar. Vanderwaalskrachten zijn zeer zwakke elektromagnetische krachten tussen atomen of moleculen.

De vanderwaalskracht is afhankelijk van:

- ✓ het aantal elektronen in een atoom of molecuul.
Hoe groter het aantal elektronen, des te groter is de vanderwaalskracht. Fluor bevat weinig elektronen en heeft daarom zwakke vanderwaalskrachten. Fluor is dan ook een gas bij kamertemperatuur; de binding tussen de moleculen onderling is heel klein. Daarentegen is de binding tussen joodmoleculen groter; jood bevat meer elektronen. De vanderwaalskrachten tussen joodmoleculen zijn groot. Jood is een vaste stof bij kamertemperatuur.
- ✓ de grootte van het molecuul.
Hoe groter het molecuul, des te groter zijn de vanderwaalskrachten. Pentaanmoleculen zijn groter dan methaanmoleculen. Tussen de pentaanmoleculen zijn de vanderwaalskrachten daarom ook groter.
- ✓ de vorm van het molecuul.
Als moleculen elkaar goed kunnen benaderen zijn de vanderwaalskrachten groter.

Bij het koken van een stof gaat de stof over van de vloeibare fase naar de gasfase. De vanderwaalskrachten moeten verbroken worden bij het koken van een stof. Een zuivere stof bestaat uit één soort deeltjes (veelal moleculen). Een zuivere stof heeft altijd een smeltpunt en een kookpunt. Op het smeltpunt van een stof wordt de stof vloeibaar bij één specifieke temperatuur. Een mengsel heeft een kooktraject en een smelttraject. Bij een traject vindt de faseverandering bij een reeks van temperaturen plaats. Bij een kooktraject begint het koken bij een temperatuur die overeenkomt met het kookpunt van de stof met het laagste kookpunt en eindigt bij een temperatuur die overeenkomt met het kookpunt van de stof met het hoogste kookpunt.

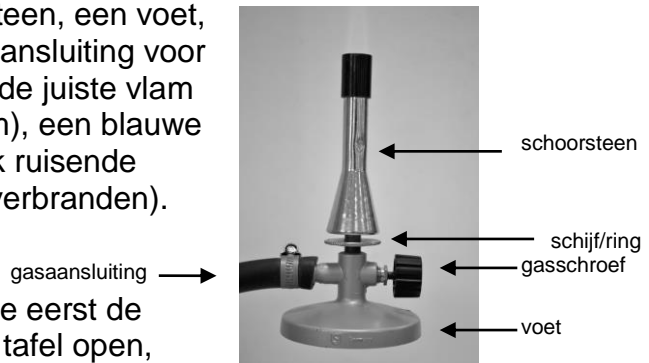


Figuur 1. Smelt-/kookdiagram zuivere stof en mengsel.

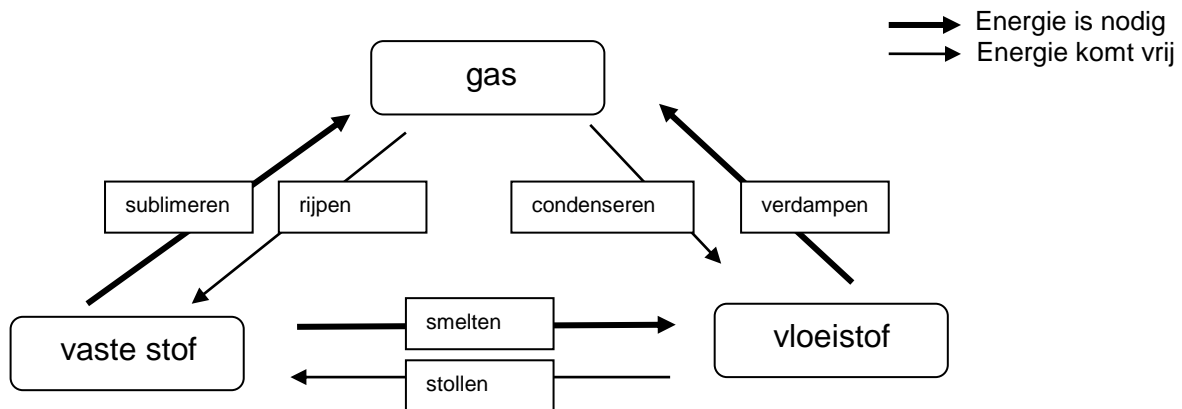
De gasbrander bestaat uit een schoorsteen, een voet, een gasschroef, een schijf en een gasaansluiting voor de slang. De schijf (ring) gebruik je om de juiste vlam te maken; een gele vlam (de pauzevlam), een blauwe vlam (om iets te verwarmen) of de sterk ruisende blauwe vlam (om iets snel te verhitten/verbranden).

Om de gasbrander aan te steken, Draai je de ring omhoog en doe je

de gasschroef dicht. Vervolgens steek je eerst de lucifer aan, draai je de gele knop op de tafel open, houd je de vlam bij de opening van de gasbrander en draai je langzaam de gasschroef open. Afsluiten van het gas: ring omhoog draaien, gele kraan op de tafel dicht draaien en de gasschroef dichtdraaien.



De faseovergangen kun je in een schema weergeven:



Figuur 2. De faseovergangen

Eigenschappen van de fasen

Vaste fase

- deeltjes dicht bij elkaar op vaste plek
- deeltjes trillen op hun plek
- vanderwaalskrachten groot
- deeltjes regelmatig gerangschikt

Vloeibare fase

- deeltjes iets verder van elkaar verwijderd
- deeltjes bewegen sneller om elkaar heen
- vanderwaalskrachten iets kleiner
- deeltjes onregelmatig gerangschikt

Gas fase

- deeltjes zeer ver van elkaar verwijderd
- deeltjes bewegen zeer snel
- vanderwaalskrachten verwaarloosbaar
- deeltjes onregelmatig gerangschikt

De fase van de stof wordt met de letter (s, l, g of aq) tussen haakjes weergegeven. Zo is de formule van ijs bijvoorbeeld $\text{H}_2\text{O} (\text{s})$.

De Celsiusschaal is gebaseerd op het stolpunt en kookpunt van water. Naast deze schaal bestaat er een andere schaal, de schaal van Kelvin.

De schaal van Kelvin is niet gebaseerd op een bepaalde stof, maar geldt voor alle stoffen. Deze schaal begint bij het absolute nulpunt ($-273\text{ }^{\circ}\text{C}$). De grootheden zijn wel gelijk aan elkaar. Is de temperatuur 1°C hoger, dan is de temperatuur ook 1 K hoger.

Omrekenen:

$$^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273$$

$$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$$

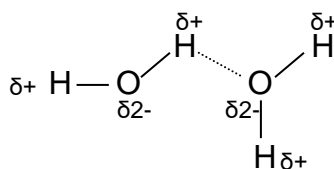
Tussen moleculen bevindt zich lege ruimte. Deze ruimte is echt helemaal leeg. Moleculen zullen altijd bewegen.

De chemische naam van water is diwaterstofmonoxide. Het is een belangrijke stof voor het leven op aarde. Water kun je aantonen met wit koper(II)sulfaat (een zout).

Als wit koper(II)sulfaat in aanraking komt met water, wordt het blauw van kleur.

Wit koper(II)sulfaat is een reagens voor water. Blauw koper(II)sulfaat bevat kristalwater, dat zorgt ervoor dat de stof een blauwe kleur heeft.

Naast de vanderwaalskrachten, zijn er tussen watermoleculen nog andere aantrekkingskrachten. Dat zijn waterstofbruggen. Hieronder is een waterstofbrug aangegeven met een stippellijn. Met δ^+ of δ^- wordt de (zeer kleine lading) aangegeven.



Figuur 3. Waterstofbrug.

Zo bestaat water in feite uit een netwerk van moleculen. IJs bestaat uit watermoleculen met het maximum aan waterstofbruggen; vier per watermolecuul. Het netwerk van ijs is bijzonder, watermoleculen hebben een grotere afstand tot elkaar, de dichtheid is daarom lager dan van water bij hogere temperaturen. IJs blijft daarom drijven op water.

Metalen hebben een aantal eigenschappen:

ze hebben glans

- ✓ ze geleiden elektrische stroom
- ✓ ze geleiden warmte
- ✓ ze hebben een hoog kook- en smeltpunt
- ✓ ze zijn goed te bewerken (bijvoorbeeld buigen of walsen)

Sommige metalen hebben pas goede eigenschappen als je ze mengt. We noemen deze mengsels legeringen.

naam van de legering	samenstelling van de legering
amalgaam	kwik en een ander metaal
brons	koper en tin
messing	koper en zink
soldeer	lood en tin
staal	ijzer, chroom en nikkel

Tabel 1. Legeringen.

Moleculaire stoffen geleiden geen elektrische stroom. Voorbeelden zijn water en ammoniak. Zouten geleiden alleen elektrische stroom als ze in water zijn opgelost of zijn gesmolten. Voorbeelden zijn natrium en ijzer.

Als je een stof in water brengt en de stof verdwijnt (er van uitgaande dat er geen reactie optreedt), heb je te maken met een oplossing. Een oplossing is altijd helder. Je kunt er door heen kijken. Een oplossing kan wel een kleur hebben. Voorbeelden van oplossingen zijn limonade en zoutzuur.

Als een vaste stof slecht oplost, heb je te maken met een suspensie: er zweven kleine vaste deeltjes in de vloeistof. Een suspensie is troebel, je kunt er niet door heen kijken.

Als een vloeistof slecht oplost in een andere vloeistof heb je te maken met een emulsie. Een emulsie is een fijne verdeling van een vloeistof in een andere vloeistof. Een emulsie is – net als een suspensie – troebel.

Een schuim bestaat uit kleine belletjes gas in een vloeistof. Dit mengsel is ook troebel. Denk bijvoorbeeld aan zeepsop.

Rook bestaat uit kleine korreltjes vaste stof in een gas. Je kunt hier ook spreken van een troebel mengsel, je kunt er niet doorheen kijken.

Een nevel bestaat uit kleine druppeltjes vloeistof in een gas.

De oplosbaarheid van een stof is de maximale hoeveelheid van die stof in gram die bij kamertemperatuur oplost in 1 liter water.

Als een vaste stof in water oplost, kun je het oplossen versnellen door:

- ✓ het oplosmiddel te verwarmen
- ✓ het oplosmiddel te roeren
- ✓ meer oplosmiddel toe te voegen
- ✓ minder op te lossen stof te gebruiken
- ✓ een ander oplosmiddel te gebruiken
- ✓ de vaste stof eerst fijn te malen

Een verzadigde oplossing is een oplossing waarin de maximale hoeveelheid van een stof is opgelost. Het is niet mogelijk om nog meer van die stof op te lossen in eenzelfde hoeveelheid oplosmiddel bij een gelijke temperatuur.

Stoffen die goed in water oplossen noemen we polaire stoffen. Stoffen die goed in olie oplossen noemen we apolaire stoffen. Een polaire stof zal goed mengen met een polaire stof en een apolaire stof zal goed mengen met een apolaire stof.

Een zuur krijgt pas zure eigenschappen als het wordt opgelost in water. Waterstofchloride is een gas, als het in water wordt opgelost ontstaat zoutzuur.

Koolzuur is instabiel en als het zuur in water wordt gebracht ontstaat water en koolstofdioxide.

naam van het zuur	fase bij kamertemperatuur	formule
waterstofchloride	gas	HCl
azijnzuur	vloeibaar	CH ₃ COOH
zwavelzuur	vloeibaar	H ₂ SO ₄
koolzuur	<i>instabiel</i>	H ₂ CO ₃
fosforzuur	vloeibaar	H ₃ PO ₄

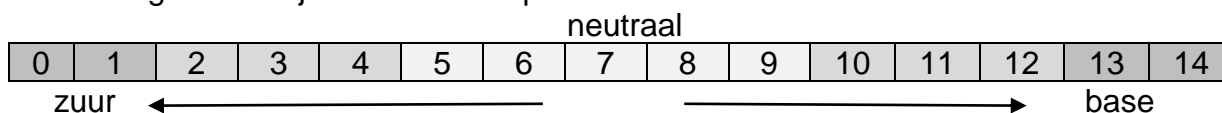
Tabel 2. Zuren, formules en aggregatietoestanden.

Net als bij de zuren krijgt een base de basische eigenschappen als de stof wordt opgelost.

naam van de base	fase bij kamertemperatuur	formule
ammoniak	gas	NH ₃
natriumhydroxide*	vast	NaOH
natriumstearaat (zeep)	vast	NaC ₁₈ H ₃₅ O ₂

Tabel 3. Basen, formules en aggregatietoestanden.

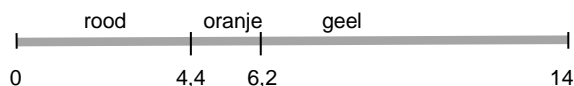
Een mengsel van ammoniak in water wordt ammonia genoemd. Natriumhydroxide opgelost in water wordt natronloog genoemd. De zuurtegraad kun je uitdrukken in pH.



Figuur 4. pH schaal.

In de scheikunde worden vaak oplossingen verdund. Je verdunt een oplossing met water. Als je een oplossing tien keer verdunt, dan voeg je aan 1 deel oplossing 9 delen water toe. Als je zoutzuur met pH = 3,0 tien keer verdunt, wordt de pH 2,0. De oplossing wordt tien keer minder zuur. Als je een basische oplossing met pH = 10,0 honderd keer verdunt wordt de pH 8,0. Let op: als je een zure oplossing met pH = 6,0 honderd keer verdunt wordt de pH maximaal 7,0.

Met indicatoren kun je vaststellen welke pH een oplossing grofweg heeft. Je kunt dan een traject vaststellen. Met een kleurenschema kun je aflezen welke kleur een bepaalde indicator geeft bij een bepaalde pH. Zo geeft bijvoorbeeld methylrood een oplossing een rode kleur als de pH lager is dan 4,4 en een gele kleur als de pH hoger is dan 6,2. Tussen 4,4 en 6,2 heeft de oplossing geeft methylrood een mengkleur van geel en rood.



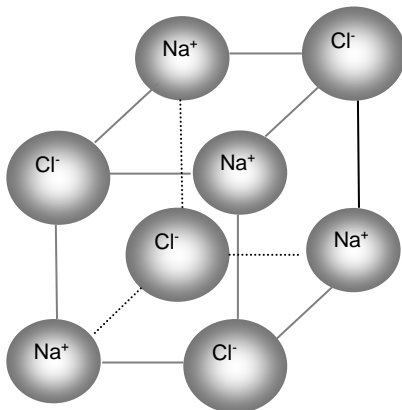
Figuur 5. Indicator metyhylood en kleuren van pH trajecten.

Door verschillende indicatoren te gebruiken, kun je nauwkeurig een pH traject van de te onderzoeken oplossing bepalen.

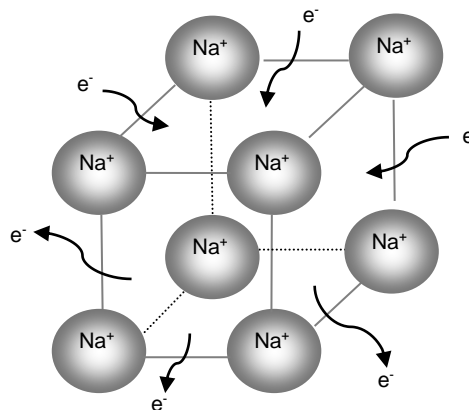
Kristallijnen stoffen hebben een kristalrooster. Dat wil zeggen dat ze een bepaalde rangschikking van deeltjes hebben volgens een vast patroon. Amorfe stoffen zijn stoffen met een onregelmatige structuur. Ze vormen dan ook geen kristalroosters. Voorbeelden zijn een suikerspin en bijenwas.

Er zijn vier soorten kristalroosters:

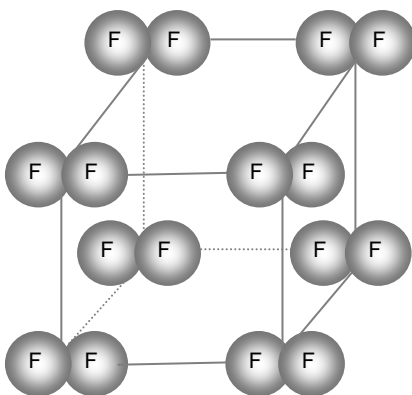
1. Ionrooster; zouten hebben een ionrooster. Ionen zijn regelmatig gerangschikt in een ionrooster. Als een zout oplost of smelt kan het elektrische stroom geleiden. De geladen deeltjes (ionen) kunnen dan vrij bewegen. Door relatief kleine krachten kunnen gelijkwaardige ionen tegenover elkaar komen te zitten en elkaar afstoten. Er ontstaat dan een breukvlak. Zouten hebben een hoog smeltpunt en zijn bij kamertemperatuur vaste stoffen. Voorbeelden van zouten zijn natriumchloride en magnesiumbromide.
2. Metaalrooster; metalen hebben een metaalrooster. In een metaalrooster komen metaalionen voor. Tussen de metaalionen bewegen vrije elektronen. Omdat de elektronen geladen zijn en vrij kunnen bewegen, kan een metaal elektrische stroom geleiden. Metalen hebben soms een hoog smeltpunt en zijn vaak bij kamertemperatuur vaste stoffen (uitzondering kwik). Voorbeelden van metalen zijn natrium en ijzer.
3. Molecuulrooster; stoffen die uit moleculen bestaan zitten vaak in een molecuulrooster. Krachten in dit rooster zijn zwak. Het smeltpunt van moleculaire stoffen is laag. Voorbeelden van moleculaire stoffen zijn suiker en water.
4. Atoomrooster; grafiet en diamant hebben een atoomrooster. Dit rooster is groot doorlopend netwerk bestaande uit koolstofatomen. Krachten in dit rooster zijn groot. Het smeltpunt van grafiet en diamant is zeer hoog.



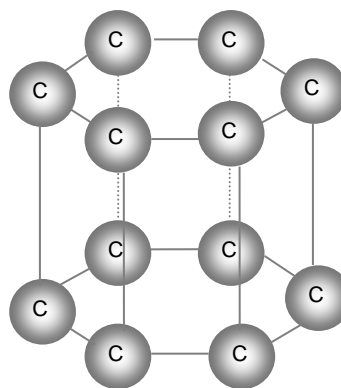
Figuur 5. Ionrooster.



Figuur 6. Metaalrooster.



Figuur 7. Molecuulrooster.



Figuur 8. Een atoomrooster.