

4

VWO | GYMNASIUM

NOVA

SCHEIKUNDE

MALMBERG

Voorwoord

1 Microstructuren

Praktijk

In den beginne...
Marie Curie 

Theorie

- 1 Atoombouw
 - 2 Periodiek systeem
 - 3 Metalen
 - 4 Moleculen
 - 5 Zouten
 - 6 Water
 - 7 Rekenen aan reacties
- Practica

Maatschappij

Studeren: nucleair geneeskundige
Fukushima

2 Brandstoffen

Praktijk

Biobrandstoffen
Van T-Ford tot Formule 1 

Theorie

- 1 Verbranding
 - 2 Naamgeving koolwaterstoffen
 - 3 Karakteristieke groepen
 - 4 Fossiele brandstoffen
 - 5 Milieueffecten
 - 6 Duurzame brandstoffen
 - 7 Petrochemische industrie
 - 8 Explosiviteit
- Practica

Maatschappij

Studeren: organisch chemicus en medicijnen
Royal Dutch Shell

3 Zouten

Praktijk

5 Vuurwerk!
Zoutwinning 

Theorie

- 6 1 Zouten in water
 - 16 2 Neerslagreacties
 - 19 3 Significante cijfers
 - 23 4 Gehaltes
 - 27 5 Bijzondere zouten
 - 31 6 Zeep en hard water
 - 35 Practica
- Maatschappij **
- Studeren: theoretisch chemicus
Akzo Nobel

4 Energie en chemie in beweging

Praktijk

47 Zonder katalyse geen welvaart
De brandstofcel 

Theorie

- 48 1 Reacties en energie
 - 55 2 Reactiewarmte en rendement meten
 - 59 3 Reactiesnelheid
 - 63 4 Botsende-deeltjesmodel
 - 66 Practica
- Maatschappij **
- Studeren: anorganisch chemicus en katalysatoren
Nuon

5 Evenwichten

153

Praktijk

- Ammoniak en kunstmest 154
- Het koolzuurevenwicht 

Theorie

- 1 Omkeerbare reacties 162
- 2 Homogene mengsels en homogene evenwichten 166
- 3 Heterogeen evenwicht 171
- 4 Veranderingen aan het evenwicht 175
- 5 Entropie 179
- Practica 184

Maatschappij

- Studeren: scheikundig technoloog
- Oorlog en stikstof

Antwoorden

188

Trefwoordenregister

190

Voor je ligt het eerste deel van *Nova*. Deze methode is op zo'n manier opgebouwd, dat je vanuit verschillende invalshoeken de stof kunt benaderen. Ieder hoofdstuk bestaat namelijk uit drie delen:

P: de praktijk; voorbeelden van de toepassingen van de theorie.

T: de theorie; uitleg over scheikundige concepten, grootheden, de verbanden, formules en experimenten.

M: de maatschappij; waarom is kennis van de theorie belangrijk voor jou, als onderdeel van die maatschappij?

Bij P en M kun je altijd kiezen uit twee alternatieven. Het ene sluit aan bij het profiel NG en het andere bij het profiel NT. Bij alle drie de delen horen opgaven.

Jouw eigen werkwijze

Vanzelfsprekend bepaal je samen met je docent hoe je de stof in leerjaar 4 gaat behandelen. Je begint ieder hoofdstuk met een elektronische [voorkennistoets](#). Hierin komt de vereiste voorkennis aan bod. Dat kan stof zijn uit voorgaande jaren, maar ook uit eerdere hoofdstukken. Zo begint iedereen goed voorbereid aan het nieuwe hoofdstuk.

Na de voorkennistoets kun je op verschillende manieren met *Nova* werken:

1 Ben je vooral geïnteresseerd in [de dagelijkse praktijk](#), begin dan met een P-deel. Daarbij kun je kiezen voor de online versie met links naar opmerkelijke filmpjes, of je doet het andere P-deel welke is opgenomen in dit boek. Daarna doe je het T-deel en een M-deel.

2 Wanneer je interesse vooral uitgaat naar het belang van scheikunde voor de [maatschappij](#), [begin dan](#) met een van de M-delen. De M-delen worden uitsluitend elektronisch aangeboden. Vervolgens doe je een P-deel of ga je direct naar het T-deel.

3 Vind je het belangrijk om eerst de [theoretische concepten](#) te bestuderen, om daarna te kijken hoe die theorie in de praktijk en de maatschappij wordt gebruikt? In dat geval begin je met het T-deel en doet daarna P- en M-delen.

[Iedereen sluit af](#) met het beantwoorden van de onderzoeksopdracht(en) aan het einde van een P-deel. Het maakt niet uit welk P-deel je kiest van dat hoofdstuk. Indien je de stof voldoende beheerst, kun je de onderzoeksopdrachten van allebei de P-delen oplossen.

Opgaven

De opgaven kennen een verschillende opbouw. Voor sommige opgaven staat een [+](#).

Het zijn pittige opgaven.

Indien mogelijk zijn bij ieder hoofdstuk examenopgaven opgenomen. Ook zijn er opgaven waar  bij staat. Deze opgaven zijn overgenomen van de chemieolympiade. Dergelijke opgaven zijn extra uitdagend. Vraag je docent eventueel om meer informatie over de chemieolympiade. Je voorbereiding voor je examen begint dus al in leerjaar 4.

Test jezelf

Was je in staat de onderzoeksopdrachten van het P-deel op te lossen, maar wil je toch nog even kijken of je de stof echt beheerst? Maak dan de elektronische [diagnostische toets](#). Besef dat de [samenvattingen](#) aan het einde van de paragraaf slechts dienen om de kern van de paragraaf nog eens aan te geven. Ze volstaan NIET om een toets voor te bereiden.

Wij wensen je succes en plezier met *Nova*!

De auteurs



Microstructuren

1

P Praktijk

In den beginne...

Radioactiviteit en medische beeldvorming

T Theorie

Microstructuren

M Maatschappij

Studeren: nucleair geneeskundige

Fukushima

Alchemisten hebben eeuwenlang geprobeerd om lood te laten veranderen in goud. Baanbrekend wetenschappelijk onderzoek aan het begin van de twintigste eeuw heeft een atoommodel opgeleverd waarmee je nu eenvoudig kunt uitleggen dat lood in goud veranderen onmogelijk is. Dat is de kracht van een goed model: het verklaart waargenomen eigenschappen en voorspelt de uitkomst van toekomstige experimenten.



In den beginne...

M16



▲ figuur 1

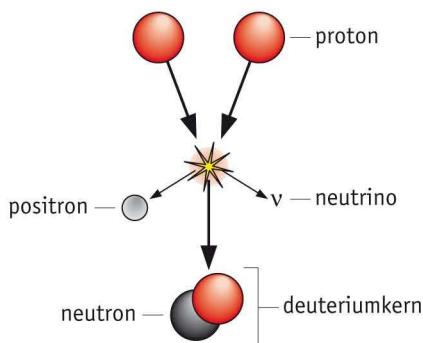
De Hubble ruimtetelescoop draait sinds 1990 in een baan om de aarde.

De geboorte van een ster

Met de Hubble ruimtetelescoop (figuur 1) zijn prachtige opnames gemaakt van interstellaire wolken in het heelal. In deze stofwolken bevindt zich voornamelijk waterstof, maar ook kleine hoeveelheden van de elementen helium, koolstof, zuurstof en silicium. Interstellaire stofwolken hebben over het algemeen een lage dichtheid. Ze bestaan uit kleine deeltjes die zich op grote afstand van elkaar bevinden. Toch oefenen de deeltjes een aantrekking-

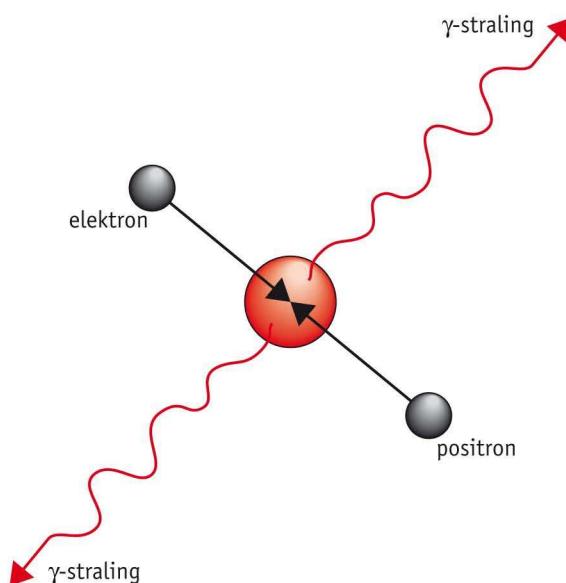
kracht op elkaar uit. Deze kracht, die afhankelijk is van de massa van de deeltjes, is beter bekend als de zwaartekracht. Onder invloed van de zwaartekracht zal de stofwolk langzaam samentrekken. Hierbij neemt de temperatuur en de druk van de stofwolk toe tot wel $10 \cdot 10^6$ °C en $2 \cdot 10^{16}$ Pa. De waterstofatomen in de stofwolk gaan over in de plasmafase en laten hun elektron los. De stofwolk is nu een jonge ster geworden.

Onder deze extreme omstandigheden kan kernfusie plaatsvinden. Twee waterstofkernen, protonen, smelten samen tot een deuteriumkern, die bestaat uit een neutron en een proton. Bij deze kernfusie ontstaan nog twee deeltjes: een positron en een neutrino (figuur 2). Een positron is het ‘tegen-deeltje’ van een elektron. Een positron en een elektron hebben dezelfde massa, maar tegengestelde lading. Een neutrino is een deeltje met een heel kleine massa dat bijna overal doorheen vliegt (tabel 1).



▲ figuur 2

Bij de kernfusie van twee protonen ontstaat een positron, een deuteriumkern en een neutrino.



▲ figuur 3

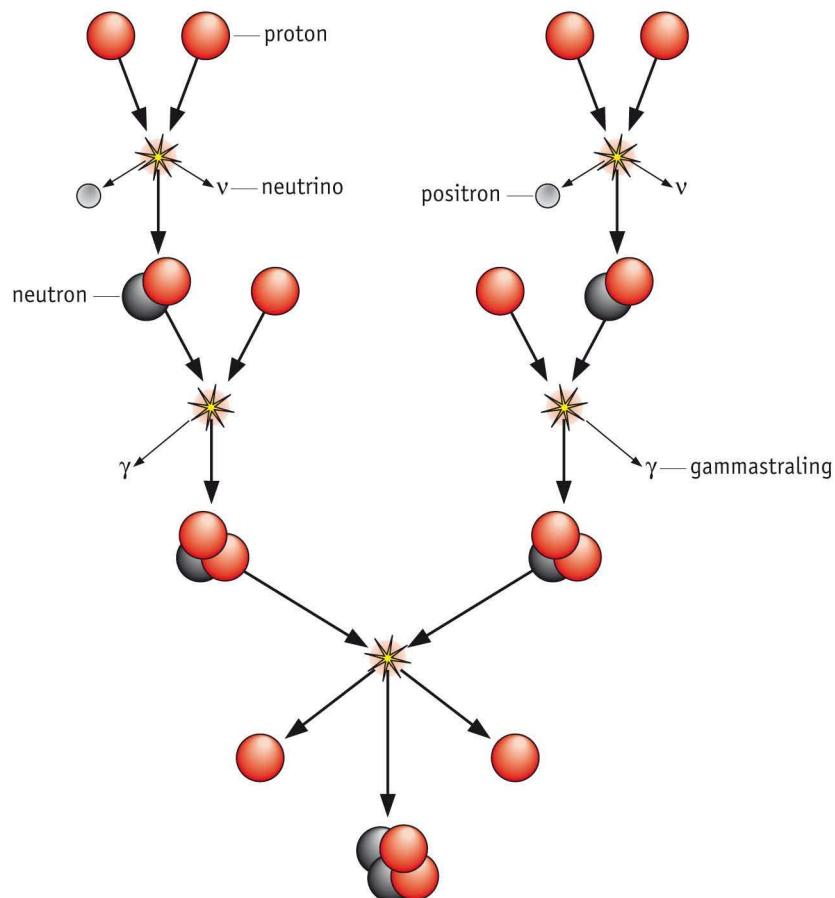
positronannihilatie

▼ tabel 1 massa en lading van deeltjes

deeltje	massa (u)	lading (e)
neutron	1,01	0
proton	1,01	+1
elektron	$5,5 \cdot 10^{-4}$	-1
positron	$5,5 \cdot 10^{-4}$	+1
neutrino	$< 1 \cdot 10^{-8}$	0

Wanneer het gevormde positron een elektron tegenkomt, zal het er meteen mee reageren. Er treedt dan annihilatie op (*nihil* = niets in het Latijn): het positron en elektron verdwijnen en worden omgezet in energie in de vorm van gammastralen (figuur 3). Doordat alle massa van het elektron en het positron omgezet wordt in energie volgens $E = \Delta m \cdot c^2$ is de hoeveelheid energie die vrijkomt bij deze positron-annihilatie erg groot.

De ontstane deuteriumkernen kunnen vervolgens weer fuseren met een proton. Er wordt dan een kern gevormd die bestaat uit twee protonen en een neutron, ${}^3\text{He}^{2+}$. Bij dit proces komt ook energie vrij in de vorm van gammastraling. Twee ${}^3\text{He}^{2+}$ kunnen vervolgens weer fuseren tot een heliumkern, die twee protonen en twee neutronen bevat, ${}^4\text{He}^{2+}$. Er komen dan ook twee protonen vrij, die weer kunnen fuseren met andere deuterium- en heliumkernen. Er ontstaat zo een kettingreactie (figuur 4). Dit fusieproces vindt ook plaats in de kern van onze zon. De energie die bij dit proces vrijkomt, verwarmt de aarde en maakt het bestaan van leven op aarde mogelijk.

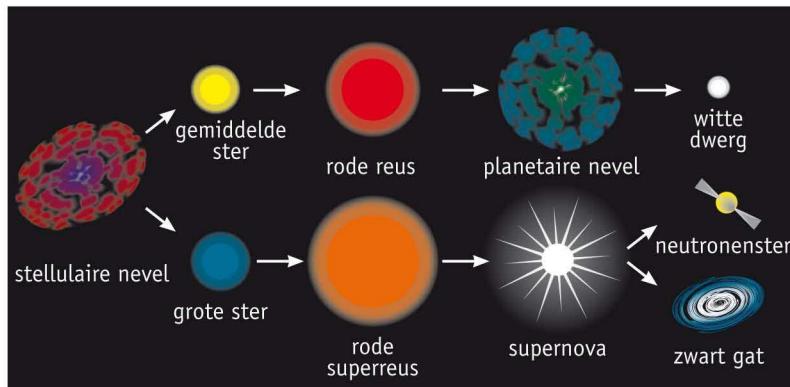


▲ figuur 4

kernfusiereacties in een ster

vragen

- De Hubble ruimtetelescoop is vernoemd naar een bekende Amerikaanse astronoom. Zoek op internet een belangrijke ontdekking op die Edwin Powell Hubble (1889 - 1953) heeft gedaan.
- a** Wat betekenen de symbolen uit Einsteins beroemde formule: $E = \Delta m \cdot c^2$?
b De SI-eenheid van massa is kg. De massa's in tabel 1 staan gegeven in u. 1 u komt overeen met $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg. Reken de massa van een positron en een elektron om in kg.
c Bereken met behulp van de formule de hoeveelheid energie die vrijkomt bij positronannihilatie. De waarde van c kun je vinden in Binas tabel 7.
- In de scheikunde is het bestaan van neutrino's en positronen niet zo relevant. Waarom niet?
- In theorie zouden er ook atomen moeten kunnen bestaan die positronen in plaats van elektronen bevatten. De rest van de bouw van het atoom zou dan ook iets aangepast zijn. Materie die uit deze atomen is opgebouwd noemen we antimaterie, omdat samensmelten van zo'n atoom met een aards atoom beide deeltjes zou doen verdwijnen.
a Waarom kan de kern van een positronen bevattend atoom niet hetzelfde zijn als die van een elektronen bevattend atoom?
b Zoek in Binas tabel 26 de naam op van het deeltje dat zich bevindt in de kern van een waterstofatoom van antimaterie.



▲ figuur 5

De levensloop van sterren. De geboorte van een ster begint met een nevel, een interstellaire wolk. In de bovenste rij is de levensloop van lichte sterren, zoals onze zon, afgebeeld. In de loop van de tijd zal de ster groter worden en vormt een rode reus, die uit elkaar valt en een nevel vormt. Er blijft dan een witte dwerg over. De levensloop van zwaardere sterren is afgebeeld in het onderste gedeelte.

Ontstaan van zwaardere elementen

Zolang er voldoende elementen zijn die kunnen fuseren, en de temperatuur en druk hoog genoeg zijn, zal het fusieproces doorgaan en worden er steeds zwaardere elementen gevormd. Zo kunnen twee heliumkernen fuseren tot een nieuw zwaarder element beryllium. De kern van een berylliumatoom kan weer fuseren met een heliumkern tot koolstof, et cetera. Welke elementen er ontstaan hangt af van de massa van de ster (figuur 5). Dit heeft te maken met twee tegengestelde krachten die een rol spelen tijdens het bestaan van een ster: de zwaartekracht en de gasdruk.

De zwaartekracht zorgt ervoor dat het materiaal in de ster in elkaar gedrukt wordt. De zwaartekracht in het binnenste van een ster is groter dan die aan de buitenkant van de ster. In de kern van de ster worden de gassen sterk samengeperst, waardoor de gasdruk enorm groot is. Zolang deze twee tegengestelde krachten in evenwicht zijn, zal de ster blijven bestaan. De kernfusie zorgt ervoor dat er voldoende warmte wordt geproduceerd en de gasdruk hoog blijft,

terwijl de zwaartekracht ervoor zorgt dat het gas samengeperst wordt.

In lichte sterren, zoals onze zon, gaat het fusieproces door tot en met het ontstaan van helium. Doordat de ster 'licht' is, is de zwaartekracht niet groot genoeg om de kern zo sterk ineen te persen dat de temperatuur die nodig is voor verdere kernfusie wordt bereikt. De ster zal aan het einde van zijn bestaan voornamelijk lichte elementen de ruimte inschieten.

In zware sterren is de temperatuur in de kern hoger en gaat het kernfusieproces langer door. In de kern ontstaat uiteindelijk ijzer. Het ontstaan van zwaardere elementen dan ijzer levert geen energie meer op, maar kost energie. Hierdoor neemt de temperatuur in de ster af en wordt de gasdruk verlaagd. Het evenwicht tussen de zwaartekracht en de gasdruk is hierdoor verstoord. De zwaartekracht veroorzaakt een implosie van de kern. De buitenste lagen krimpen ook, waardoor er weer fusie van lichtere elementen zal plaatsvinden. Als gevolg hiervan explodeert de buitenlaag. Dit gaat gepaard met het

uitzenden van een grote hoeveelheid licht. De explosie van een zware ster aan het eind van zijn bestaan kunnen we op aarde waarnemen als een supernova (figuur 6). Bij deze explosie komen veel neutronen vrij. Zware elementen kunnen deze neutronen invangen in de kern. In sommige gevallen wordt dan in de kern een neutron omgezet in een proton en een elektron. Dit verschijnsel heet bèta-verval. Er is dan een nieuw, zwaarder element gevormd, want het aantal protonen is toegenomen. Er worden in een supernova op deze manier zelfs elementen gevormd die zwaarder zijn dan uranium. Uiteindelijk komen deze elementen weer terecht in interstellaire wolken, waar nieuwe sterren en planeten gevormd worden.



▲ figuur 6

De supernova 1987A in de Grote Magellaanse Wolk was in 1987 met het blote oog zichtbaar op aarde.



▲ figuur 8

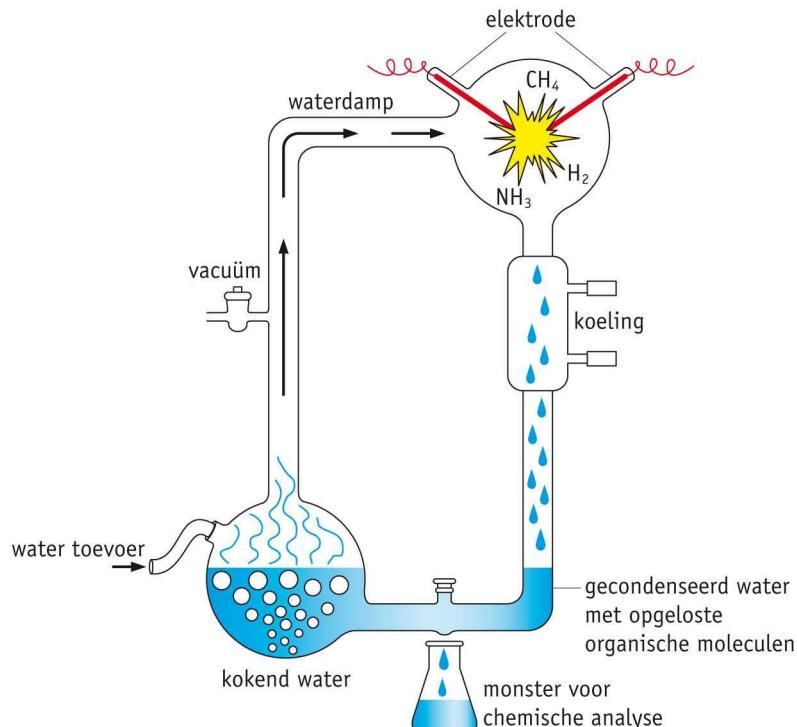
de originele opstelling met Stanley Miller in 1953

Het ontstaan van leven

Het ontstaan van de elementen kan verklaard worden door de processen die optreden in sterren. Maar de stap naar het ontstaan van verbindingen die hebben geleid tot het ontstaan van leven, is nog niet bekend. In 1953 is er een wereldberoemd experiment uitgevoerd door de Amerikaanse scheikundigen Stanley Miller en Harold Urey om het ontstaan van leven op aarde te onderzoeken.

De vroege aarde, die ongeveer 4,5 miljard jaar geleden ontstond, werd omgeven door gassen. Een van de theorieën over het ontstaan van leven is dat uit deze gassen moleculen werden gevormd die de basis vormden voor het

leven. Het mengsel van deze gassen en de verbindingen die hieruit gevormd zijn, wordt oersoep genoemd. Miller en Urey ontwierpen een experiment, waarin de vroege atmosfeer van de aarde werd nagebootst en blootgesteld aan elektrische vonken. De oeratmosfeer, waarvan destijds gedacht werd dat deze uit methaan, ammoniak en waterstofgas bestond, werd gemengd met waterdamp en door een systeem van koelen en verhitten rondgepompt (figuur 7). Nadat het gasmengsel een week lang aan elektrische vonken was blootgesteld, bleken er tot verbazing van de onderzoekers verschillende organische moleculen gevormd te zijn, waaronder suikers en aminozuren, de bouwstenen van eiwitten.



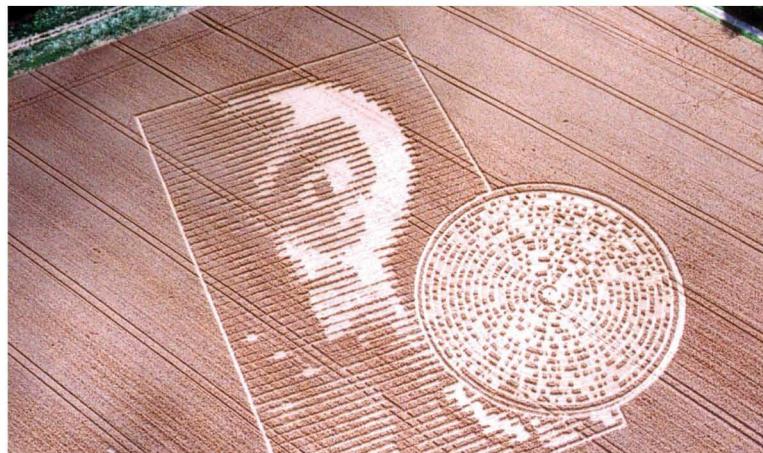
▲ figuur 7

het Miller-Urey-experiment



▲ figuur 9

Een fragment van de Murchison meteoriet in het Nationaal Museum voor Natuurhistorie (Washington). Dit grootste brokstuk heeft een massa van bijna 7 kg en landde in een hooischuur.



▲ figuur 10

Graancirkel in Crabwood, US, 2002. Ondanks het feit dat verschillende graancirkelmakers hun werkwijze bekend hebben gemaakt, zijn er nog steeds mensen die geloven dat een deel van de graancirkels door buiten-aardse wezens is vervaardigd.

Achteraaf is gebleken dat de oer-atmosfeer waarschijnlijk een andere samenstelling had, omdat er in de jonge aarde veel vulkaanuitbarstingen optrad. Bij vulkaanuitbarstingen komen voornamelijk de gassen koolstofmonoxide, koolstofdioxide en stikstof vrij. Even werd hierdoor de theorie van Urey en Miller achterhaald geacht, maar de afgelopen jaren hebben diverse experimenten aangetoond dat ook onder deze, minder gunstige, omstandigheden aminozuren gevormd worden. Ondersteuning voor de theorie van Urey en Miller komt ook uit onverwachte hoek. De verbindingen die uit het Miller-Urey-experiment gevonden werden, zijn deels ook terug te vinden op voorwerpen die ons bereiken vanuit het heelal. In 1969 sloeg er een enorme meteoriet in bij het plaatsje Murchison in Australië (figuur 9). Er werd ongeveer 100 kg materiaal van deze meteoriet teruggevonden. Tijdens onderzoek naar de chemische samenstelling van het materiaal werden veel aminozuren en andere organische verbindingen gevonden. Deze verbindingen in de meteorieten vinden hun oorsprong in het heelal. Het materiaal van meteorieten is waarschijnlijk gevormd in

interstellaire wolken. In deze wolken is de dichtheid van de verschillende gassen en de temperatuur zeer laag. Er bevinden zich echter wel kleine stofdeeltjes die er wellicht voor zorgen dat er in interstellaire wolken organische verbindingen gevormd kunnen worden door scheikundige reacties. Op initiatief van ESA wordt het Miller-Urey-experiment herhaald in het ruimtestation ISS gedurende een periode van 200 dagen. In dit experiment worden door twee verschillende gassamenstellingen in een omgeving zonder zwaartekracht vonken gestuurd. Maar in tegenstelling tot het oorspronkelijke experiment wordt er siliciumoxide met daaromheen een laagje ijs toegevoegd om interstellair stof na te bootsen. De experimenten worden uitgevoerd bij 5 °C. Voor verdere informatie zie www.esa.int.

In 1999 lanceerde de NASA het onbemande ruimteveer Stardust met de missie materiaal van de komeet Wild 2 te verzamelen. Onderweg naar deze komeet ving de ruimtesonde ook interstellaire stofdeeltjes op. In 2006 keerde het materiaal terug op aarde. Na analyse bleek dat ook in het verzamelde materiaal aminozuren aanwezig waren.

Al met al zijn er steeds meer onderzoeken die aantonen dat belangrijke verbindingen voor leven, zoals aminozuren en bouwstenen voor DNA, ook in de ruimte voorkomen. Tegelijkertijd worden steeds meer exoplaneten gevonden: planeten die zodanig op de aarde lijken dat leven er theoretisch mogelijk moet zijn. Het wachten is op het eerste echte teken van leven, al is de kans klein dat dat er zo uit zal zien als in figuur 10...

vragen

- 5 a Zoek in het periodiek systeem in Binas tabel 99 ijzer op. Welk atoomnummer heeft ijzer?
- b Het symbool voor het element ijzer is Fe. Van welk woord in het Latijn is dit afgeleid?
- c IJzer is een metaal met een bijzondere eigenschap. Hierdoor wordt de aarde, die voor een groot gedeelte uit ijzer bestaat, beschermd tegen de geïoniseerde straling van de zonnewind. Bovendien maakt de eigenschap het navigeren op aarde een stuk eenvoudiger. Welke eigenschap is dit?

- 6** In sterren kunnen zwaardere elementen dan ijzer ontstaan door het invangen van een neutron en bètaverval. Een voorbeeld hiervan is invangen van een neutron door een ijzerkern met 26 protonen en 32 neutronen. Door bètaverval ontstaat dan een nieuw element. Hoe heet het nieuwe element dat is gevormd in het voorbeeld hiervoor? Geef aan hoe je aan je antwoord komt.
- 7** In het Miller-Urey-experiment worden frequent met behulp van elektriciteit vonken gegenereerd. Welk natuurverschijnsel wordt hiermee nagebootst?
- 8** De oeratmosfeer bestond volgens Urey en Miller uit een mengsel van de gassen methaan, ammoniak, waterstofgas en waterdamp.
- a** Geef de molecuulformules van deze gassen.
- In Binas tabel 67H staan de structuurformules weergegeven van de aminozuren waaruit al het leven op aarde is opgebouwd. Het blijkt dat de aanwezigheid van alle gassen behalve één noodzakelijk is voor de vorming van aminozuren.
- b** Welk gas lijkt overbodig te zijn?
- c** Welk aminozuur kan in het Miller-Urey-experiment niet gevormd worden?
- d** Tegenwoordig wordt er anders gedacht over de samenstelling van de oeratmosfeer. Bevat deze nieuwe samenstelling nog steeds wel alle benodigde atoomsoorten? Licht je antwoord toe.
- 9** Het Miller-Urey-experiment werd uitgevoerd bij een hoge temperatuur.
- a** Wat is het effect van een hoge temperatuur op de reactiesnelheid? Licht je antwoord toe.

- b** Er zijn nog meer factoren die de snelheid van een chemische reactie kunnen versnellen. Noteer deze factoren en geef daarbij aan of deze toe te passen zijn in het Miller-Urey-experiment.
- 10** Urey heeft de Nobelprijs voor scheikunde gewonnen in 1934. Dit was ver voordat Miller en Urey de experimenten over het ontstaan van leven begonnen. Voor welke ontdekking ontving Urey de Nobelprijs voor scheikunde?
- +11** De reden dat er energie vrijkomt bij fusieprocessen, heeft te maken met massaverlies. Albert Einsteins beroemdste formule ligt hieraan ten grondslag: $E = \Delta m \cdot c^2$. De energie die vrijkomt bij onderstaande kernfusiereactie, kan met deze formule betrekkelijk eenvoudig worden berekend. Voor deze opgave moet je gebruikmaken van gegevens uit Binas tabellen 7 en 25.
- $$^2\text{H}^+ + ^1\text{H}^+ \rightarrow ^3\text{He}^{2+} + \text{energie}$$
- a** Zoek de precieze massa van ^1H , ^2H en ^3He op.
- b** Bereken de massa van de deeltjes $^1\text{H}^+$, $^2\text{H}^+$ en $^3\text{He}^{2+}$ door de massa te corrigeren voor het verlies van een of meer elektronen.
- c** Bereken hoeveel massa er verloren gaat tijdens de kernfusiereactie hiervoor.
- d** Bereken hoeveel energie er bij de fusiereactie hiervoor vrijkomt.
- e** In 2011 werd in Nederland 2865 PJ aan energie gebruikt. Hoeveel gram deuterium is nodig om deze energie met behulp van kernfusie op te wekken?

onderzoeksopdracht

Bestudeer eerst de theorie voordat je de volgende opdracht uitvoert.

- 12** Sterren worden door astronomen ingedeeld in spectraalklassen. Aan de samenstelling van het licht dat door een ster wordt uitgezonden, is namelijk te zien uit welke elementen het licht bestaat. Dit gebeurt met behulp van spectroscopie. De aanwezigheid van specifieke spectraallijnen (kleuren) verraadt de aanwezigheid van specifieke atomen.
- a** Het principe van deze analysetechniek heeft te maken met de kwantumeffecten van atomen. Zoek uit waardoor atomen slechts bepaalde golflengten van licht kunnen absorberen of uitzenden. Gebruik hierbij in ieder geval de term 'aangeslagen toestand'.
- b** Het bestaan van spectraallijnen is een van de waarnemingen die Bohr ertoe aanzette het atoommodel van Rutherford aan te passen. Leg uit waarom het atoommodel van Rutherford het bestaan van spectraallijnen niet kan verklaren.
- c** In Binas tabel 20 is onder andere het emissiespectrum van waterstof weergegeven. In Binas tabel 21 zijn de gekwantificeerde energieniveaus van waterstof weergegeven. Als je tabel 21 goed bestudeert en vergelijkt met het emissiespectrum van waterstof, zul je een verband ontdekken. Verklaar en beschrijf het verband dat je ziet.
- d** Waarom zijn niet alle overgangen zichtbaar in het emissiespectrum?
- e** Roodverschuiving en blauwverschuiving zijn verschijnselen die aangeven of een ster naar de aarde toe of juist van de aarde af beweegt. Zoek uit hoe dit fenomeen werkt.

1 Atoombouw

Het niveau van een beschaving hangt in grote mate samen met het beheersen van chemische processen: het winnen van ijzer, het stoken van alcohol, de productie van cement en beton, het zieden van zeep. Toch duurde het tot ver in de negentiende eeuw voordat wetenschappers begonnen te begrijpen hoe deze technieken werken. Met de ontwikkeling van het atoommodel vielen alle puzzelstukjes op hun plaats.

Scheikunde vroeger en nu

Scheikunde betekent letterlijk ‘de kunst van het scheiden’, het terugbrengen van een mengsel van stoffen tot de afzonderlijke bestanddelen. Tegenwoordig richt de scheikunde zich meer algemeen op ‘de aard van stoffen’. Hoe zijn stoffen opgebouwd? Uit welke deeltjes bestaan zij? Zijn de eigenschappen van die stoffen hierdoor te verklaren? Waardoor is de ene stof zeer reactief en de andere vrijwel inert (onveranderlijk)? Een van de eerste wetenschappers die hierover een theorie opstelde was de Griekse filosoof Demokritos (circa 460 - 370 v. Chr.). Hij stelde dat materie niet eindeloos opgedeeld kan worden, maar dat je uiteindelijk bij een kleinste deeltje uit moet komen dat niet langer splitsbaar is. Dit deeltje, dat hij **atoom** (van het Griekse *atomos*, onsplitsbaar) noemde, zou een grootte en een massa hebben. De eigenschappen van een stof werden volgens Demokritos bepaald door de interacties tussen de verschillende atomen.

Het is haast onvoorstelbaar hoe dicht deze ruim 2000 jaar oude theorie bij de moderne scheikunde staat. Inmiddels kennen we 114 atoomsoorten, waarvan er 92 in de natuur voorkomen. Alle stoffen bestaan uit een combinatie van deze 114 atoomsoorten. Wanneer de atomaire samenstelling van een stof bekend is, kunnen de eigenschappen vrij nauwkeurig voorspeld worden.

Protonen, neutronen en elektronen

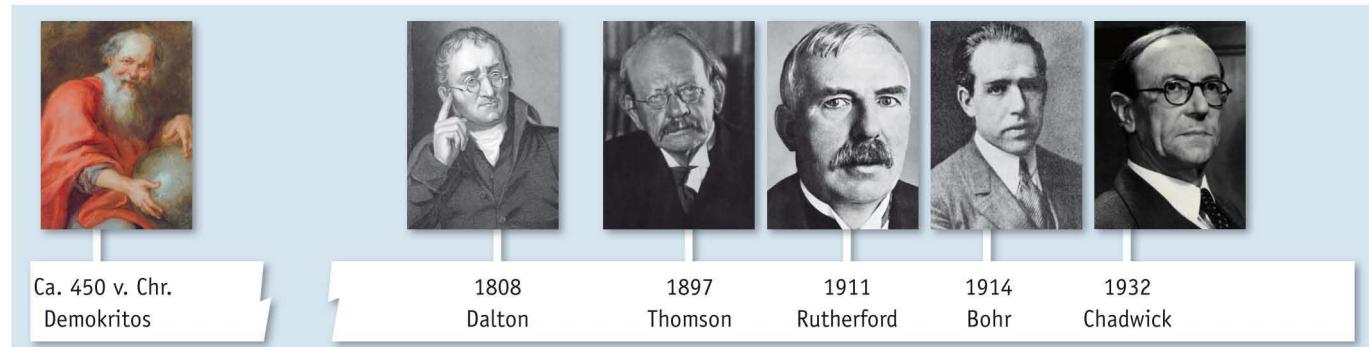
Na Demokritos heeft Dalton in 1808 in zijn atoommodel nog gesproken over atomen als harde, ondeelbare deeltjes. Het idee dat atomen ook echt ondeelbaar zijn, werd met Thomsons ontdekking van het elektron in 1897 verworpen. De ontdekking dat uit neutrale materie negatief geladen deeltjes kunnen worden vrijgemaakt, betekende dat atomen uit ten minste nog één, positief geladen, soort deeltje moesten bestaan.

Hoe die deeltjes precies in een atoom gerangschikt waren is lang onduidelijk gebleven. Het was uiteindelijk Ernest Rutherford die in 1911 experimenteel vaststelde dat het atoom uit een kleine positief geladen kern bestond waaromheen de elektronen cirkelden. Hij had toen al een Nobelprijs voor scheikunde op zak (1908). Niels Bohr verfijnde het model van Rutherford door de elektronen een vaste baan rond de kern toe te kennen (afbeelding 2). Hierdoor kon hij een aantal niet eerder verklaarbare verschijnselen uitleggen (meer hierover in de onderzoeksopdracht van het praktijkgedeelte). Hij noemde deze banen **elektronenschillen**. Hoe verder van de kern een schil zich bevindt, hoe meer elektronen hij kan bevatten. In de eerste (K), de tweede (L) en de derde (M) schil passen respectievelijk twee, acht en achttien elektronen. Bohr ontving voor zijn werk in 1922 de Nobelprijs voor natuurkunde. In de Tweede Wereldoorlog werkte hij in de Verenigde Staten mee aan de ontwikkeling van de atoombom.

James Chadwick, een leerling van Rutherford, ontdekte in 1932 het neutron, waarmee het atoommodel gecompleteerd werd. Dit model beschrijft een atoom dat bestaat uit negatief geladen **elektronen** die in vaste banen om een kleine kern van positief geladen **protonen** en neutrale **neutronen** heen cirkelen.

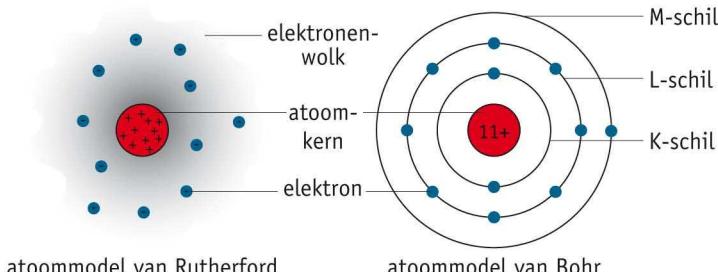
Atoomnummer en massagetal

Protonen en neutronen hebben nagenoeg dezelfde massa. Deze massa vormt de basis voor de **atomaire massaeenheid** (unit, u). Een unit is gelijk aan $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg. Een proton en een neutron hebben beide een massa van 1,0 u. Elektronen hebben een veel



▲ afbeelding 1

ontwikkelingen van het atoommodel in de tijd: Demokritos stelt de atoomtheorie op, Dalton herintroduceert Demokritos' atoommodel, Thomson ontdekt het elektron, Rutherford stelt zijn atoommodel op, Bohr introduceert de elektronenschillen en Chadwick ontdekt het neutron.



▲ afbeelding 2

atoommodel volgens Rutherford en volgens Bohr

▼ tabel 1 massa en lading van de bouwstenen van atomen

	massa (u)	lading (e)
proton	1,0073	1+
neutron	1,0087	0
elektron	0,00055	1-

kleinere massa en dragen daardoor nauwelijks bij aan de massa van een atoom. De lading van een elektron is precies even groot als die van een proton, maar tegengesteld. Een neutron is ongeladen (tabel 1). Net als de massa van een proton is de lading van een proton en een elektron zo klein dat het niet zinvol is om hem uit te drukken in de gebruikelijke eenheid voor lading, de coulomb. De lading van een proton en een elektron is de kleinste mogelijke lading die voor kan komen. Deze waarde wordt daarom het **elementair ladingskwantum** (e) genoemd. Een elementair ladingskwantum is gelijk aan $1,66 \cdot 10^{-19}$ coulomb. In Binas tabel 7 zijn de waarden van u en e terug te vinden.

Het aantal protonen dat zich in de kern van een atoom bevindt, bepaalt de identiteit van het atoom. Dit aantal wordt het **atoomnummer** genoemd en staat links onder het atoomsymbool, bijvoorbeeld $^{25}_{11}\text{Mn}$. Het aantal elektronen is in een neutraal atoom gelijk aan het aantal protonen, maar kan veranderen wanneer een atoom een chemische reactie aangaat. Het atoom is dan niet meer elektrisch neutraal. Het aantal protonen verandert nooit bij een chemische reactie.

Behalve protonen bevinden zich in de kern ook neutronen. Deze bepalen mede de massa van het atoom maar hebben geen invloed op de chemische eigenschappen. Van de meeste elementen bestaan er meerdere isotopen. **Isotopen** zijn atomen die hetzelfde aantal protonen in de kern hebben, maar een ander aantal neutronen. Isotopen hebben dus hetzelfde atoomnummer maar een andere massa. Isotopen worden van elkaar onderscheiden door het **massagetel**: de som van het aantal protonen en neutronen dat zich in de kern van een atoom bevindt. Dit massagetel staat vaak linksboven het atoomsymbool, maar wordt er ook wel achter geplaatst: $^{16}_8\text{O}$, ^{16}O of O-16.

atoomnummer = aantal protonen

massagetel = aantal protonen + aantal neutronen

Atoommassa

De precieze waarde van de atomaire massa-eenheid, de unit, is als volgt gedefinieerd:

$$1 \text{ unit} \equiv \frac{1}{12} \times \text{de massa van een } ^{12}_6\text{C-atoom}$$

Omdat in werkelijkheid de massa van een neutron en een proton niet precies gelijk is aan 1,0 u en de massa van de elektronen, hoe klein ook, wel meetelt, is de massa van een atoom niet gelijk aan het massagetel. In Binas tabel 25 kun je de werkelijke **atoommassa** van de verschillende isotopen vinden in vijf decimalen nauwkeurig. De atoommassa is een meetwaarde.

In de natuur komen van bijna alle atomen verschillende isotopen naast elkaar voor. Hierdoor is de gemiddelde atoommassa van een element vrijwel nooit gelijk aan de atoommassa van een enkele isotoop. De **relatieve atoommassa** is afhankelijk van de verhouding waarin de verschillende isotopen in de natuur voorkomen en is dus een gewogen gemiddelde van de massa's van de verschillende isotopen. In het periodiek systeem wordt de relatieve atoommassa van elk element vermeld. Het is gebruikelijk om de relatieve atoommassa als een dimensieloos getal (dus zonder eenheid) weer te geven.

Voorbeeldopgave 1

Bereken de relatieve atoommassa van chloor.

Uitwerking

In Binas tabel 25 vind je het volgende:

^{35}Cl 34,96885 u 75,5%

^{37}Cl 36,96590 u 24,5%

De relatieve atoommassa is dan:

$$0,755 \times 34,96885 + 0,245 \times 36,96590 = 35,45$$

of

$$\frac{75,5 \% \times 34,96885 + 24,5 \% \times 36,96590}{100\%} = 35,45$$

Deze waarde komt overeen met de relatieve atoommassa die gegeven is in Binas tabel 99.

Onthouw!

- Een atoom bestaat uit een atoomkern die protonen en neutronen bevat met daaromheen een elektronenwolk.
- atoomnummer = aantal protonen
- massagetel = aantal protonen + aantal neutronen
- Atoommassa's geef je weer in units (u).
- Isotopen hebben hetzelfde atoomnummer maar een verschillend massagetel.
- 1 unit $\equiv \frac{1}{12} \times$ de massa van een $^{12}_6\text{C}$ -atoom

opgaven

- 1** Maak bij deze opgave gebruik van Binas tabel 25 en 99. Leg steeds uit hoe je aan je antwoord komt.
 - a Hoeveel protonen heeft een neonatoom?
 - b Hoeveel elektronen heeft een zilveratoom?
 - c Hoeveel neutronen heeft O-18?
 - d Van welk(e) element(en) bestaan atomen met 23 protonen?
 - e Van welk(e) element(en) bestaan atomen met massagetel 109?
- 2** Leg aan de hand van het element chloor uit wat het verschil is tussen het massagetel, de atoommassa en de relatieve atoommassa.
- 3** Om aan te geven welk specifiek isotoop bedoeld wordt, zijn twee notaties in symbolen mogelijk.
 - a Hoeveel neutronen bevat Kr-82?
 - b Hoeveel neutronen bevat $^{31}_{14}\text{Si}$?
 - c Geef beide notaties voor stikstof met massagetel 15.
 - d Waarom wordt in de notatie van opgave 3 b het atoomnummer vaak weggelaten?
 - e Beschrijf de bouw van het koolstofatoom C-14.
- 4** Bereken met behulp van de gegevens in Binas tabel 25 de relatieve atoommassa van magnesium in twee decimalen nauwkeurig. Vergelijk je antwoord met de opgegeven relatieve atoommassa in Binas tabel 99.
- 5** Van gallium bestaan op aarde twee stabiele isotopen. Slechts één daarvan staat in Binas tabel 25 vermeld. Bereken met behulp van Binas tabel 99 het massagetel van het tweede isotoop.

- +6** In het begin van de twintigste eeuw is de wetenschap erin geslaagd twee belangrijke eigenschappen van atomen te achterhalen: (1) ze bevatten elektronen en (2) ze zijn elektrisch neutraal. Thomson stelde daarop het volgende atoommodel voor: een atoom bestaat uit een bol positief geladen materie met daarin ingebedde elektronen. Zijn atoommodel kreeg al gauw de bijnaam ‘het plum pudding-model’, naar een traditioneel Engels toetje met rozijnen.
- a** Maak een tekening van een fluoratoom volgens het model van Thomson.

Rutherford, een studiegenoot van Thomson, deed in 1910 onderzoek naar de structuur van atomen. Hij nam een dun blaadje goudfolie en liet er α -straling op vallen. Met behulp van fotogevoelige film detecteerde hij vervolgens hoe de baan van de α -deeltjes (He^{2+}) werd beïnvloed door het goudfolie (afbeelding 3). Uitgaande van het model van Thomson verwachtte hij te meten dat de deeltjes allemaal een beetje zouden worden afgebogen door de zachte bol materie van de goudatomen. Tot zijn stomme verbazing nam hij echter iets heel anders waar, hetgeen hem deed besluiten Thomsons atoommodel aan te passen. Het atoommodel van Rutherford wordt tot op de dag van vandaag als het juiste verondersteld: een kleine positief geladen kern, waarin zich bijna alle massa bevindt, met daaromheen een nog enige lege ruimte waarin zich slechts de vrijwel massaloze elektronen bevinden.

b Teken Rutherford's atoommodel van fluor naast dat van Thomson.

In afbeelding 3 staat de opstelling weergegeven van Rutherford's experiment.

c Neem de afbeelding over en geef met rood aan waar Rutherford op basis van Thomsons atoommodel verwachtte dat de alfadeeltjes terecht zouden komen.

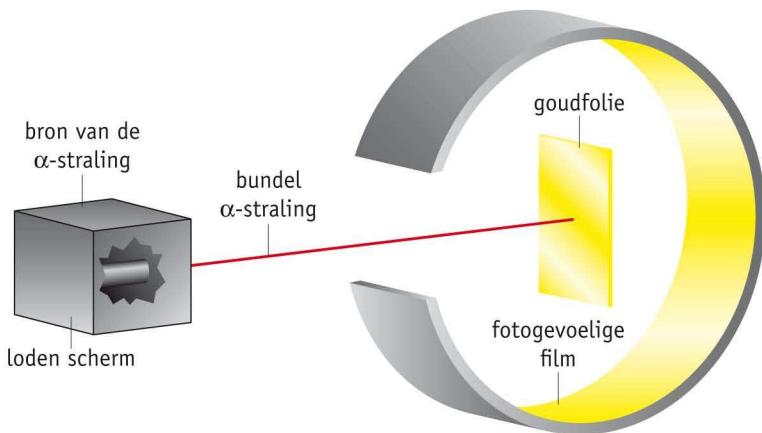
De α -deeltjes kwamen echter op heel andere plaatsen terecht. Uit het atoommodel dat Rutherford later opstelde, kun je opmaken waar ongeveer, door te voorspellen wat er gebeurt met α -deeltjes die op verschillende plekken op zo'n atoom botsen.

d Geef met zwart aan waar de α -deeltjes daadwerkelijk terechtkwamen.

Het atoommodel van Rutherford werd verder verfijnd door Niels Bohr. Door zijn aanpassing konden nog meer experimentele waarnemingen verklaard worden.

e Welke aanpassing maakte Bohr?

f Maak een tekening van het fluoratoom volgens het atoommodel van Bohr.



▲ afbeelding 3

de opstelling van het experiment waarop Rutherford zijn atoommodel baseerde

- +7** Hoewel isotopen gelijke chemische eigenschappen hebben, kunnen de fysische eigenschappen van een stof wel beïnvloed worden door de isotopsamenstelling. Zo bestaat zeewater in de zomer, wanneer er veel water verdampft, uit relatief veel watermoleculen die het ^{18}O isotoop bevatten. Blijkbaar verdampft water met het ^{16}O isotoop gemakkelijker dan water met het ^{18}O isotoop.
- a Geef een mogelijke verklaring voor het verschil in kookpunt tussen beide typen water.

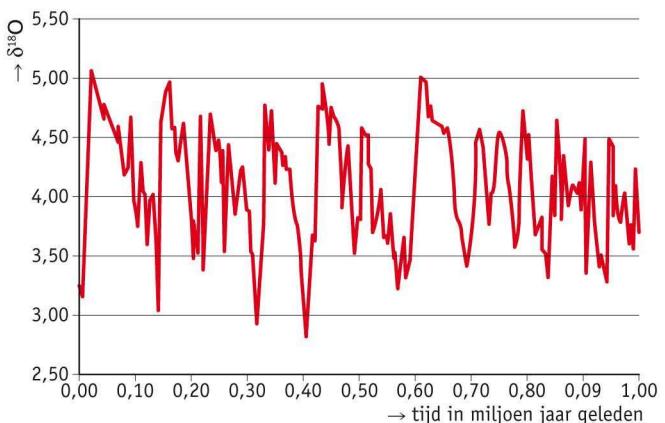
Geologen gebruiken dit gegeven om onderzoek te doen naar klimatologische veranderingen in het geologische verleden. In warme periodes zal het verdampende, met ^{16}O verrijkte, water weer uitregenen en via rivieren en grondwater terugvloeien naar de zee, zodat het evenwicht hersteld wordt. Wanneer het lange tijd koud is (een ijstijd) zal de neerslag in de vorm van sneeuw blijven liggen op hooggelegen gebieden en niet terugstromen naar zee. Hierdoor neemt de relatieve hoeveelheid ^{18}O in het zeewater steeds verder toe. Aangezien de zuurstofatomen uiteindelijk ook terechtkomen in de kalkskeletjes van zeedieren (afbeelding 4), kan de isotopensamenstelling van een fossiel belangrijke informatie geven over het klimaat van het tijdperk waarin het leefde.

- b De verschillende zuurstofisotopen komen op aarde in de volgende getalsverhouding voor: 99,759% (^{16}O), 0,0374% (^{17}O) en 0,2039% (^{18}O). Bereken hoe groot de verhouding $^{18}\text{O} : {}^{16}\text{O}$ standaard op aarde is. Noteer je antwoord als $^{18}\text{O} : {}^{16}\text{O} = 1 : \dots$.
- c Analyse van een zeefossiel van 0,8 miljoen jaar oud wijst uit dat ^{18}O en ${}^{16}\text{O}$ in de massaverhouding 1 : 416 aanwezig zijn. Bereken de getalsverhouding waarin de isotopen aanwezig zijn.



▲ afbeelding 4

microscopische opname van de *foraminifera* fossielen waarop isotopenanalyse wordt uitgevoerd



▲ afbeelding 5

schommelingen in de $\delta^{18}\text{O}$ -waarden in de afgelopen miljoen jaar

Omdat de verschuivingen in de verhouding maar zeer klein zijn, wordt deze uitgedrukt in de zogenaamde delta waarde, $\delta^{18}\text{O}$:

$$\delta^{18}\text{O} = 1000 \times \left(\frac{{}^{18}\text{O}/{}^{16}\text{O}_{\text{monster}}}{{}^{18}\text{O}/{}^{16}\text{O}_{\text{standaard}}} - 1 \right)$$

Wanneer de $\delta^{18}\text{O}$ uitgezet wordt tegen de tijd krijgt men een grafiek die duidelijk laat zien dat er in de tijd een patroon van pieken en dalen is (afbeelding 5).

d Bepaal aan de hand van afbeelding 5 de $\delta^{18}\text{O}$ van het zeefossiel.

e Gebruik afbeelding 5 om uit te leggen of dit fossiel uit een ijstijd of uit een warme periode stamt.

2 Periodiek systeem

Omdat er steeds meer elementen werden ontdekt, wilden wetenschappers ze systematisch kunnen rangschikken. Met alleen kennis van de atoommassa's en de chemische eigenschappen was dat nog een hele klus.

Steeds meer elementen

In de tweede helft van de negentiende eeuw waren er 56 elementen bekend. Verschillende wetenschappers waren ervan overtuigd dat er een ordering in de elementen aangebracht moest kunnen worden. Mendelejev was de eerste die met een overtuigend systeem kwam. Hij rangschikte de elementen naar atoommassa en naar eigenschappen van het element. Opzienbarend was het feit dat hij plekken open liet voor elementen

die nog ontdekt moesten worden en waarvan hij de eigenschappen nauwkeurig voorspelde. Toen kort achter elkaar drie van deze elementen werden ontdekt (germanium, gallium en scandium), werd zijn **periodiek systeem der elementen** wereldwijd aanvaard.

In het huidige periodiek systeem (afbeelding 6) staan elementen in volgorde van atoomnummer van links naar rechts gerangschikt in **periodes**. Elementen met vergelijkbare eigenschappen staan onder elkaar in **groepen**.

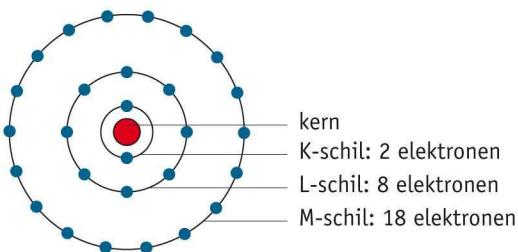
Periodes

Naarmate het atoomnummer toeneemt, worden de periodes van het periodiek systeem steeds breder (afbeelding 6). Dit is niet zo verwonderlijk als je je bedenkt dat de breedte van een periode samenhangt met het aantal elektronen dat in een schil past. Er geldt immers: hoe verder van de kern, hoe groter de schil (afbeelding 7). Telkens wanneer een nieuwe schil wordt aangesproken om elektronen in te plaatsen, wordt een nieuwe

▲ afbeelding 6

periodiek systeem der elementen

periode gestart. (Dit betekent overigens niet altijd dat de voorafgaande schil vol is!) De manier waarop de elektronen zich verdeeld hebben over de schillen, de **elektronenconfiguratie**, bepaalt de chemische eigenschappen van een element. De elektronen die zich in de buitenste schil bevinden, de **valentie-elektronen**, spelen daarbij de belangrijkste rol; deze vormen immers de buitenkant van het atoom. Een element in groep 1 heeft steeds één elektron in de buitenste schil. Ook het aantal elektronen dat elementen in groep 2 en 13-18 in de buitenste schil heeft, staat vast en is logisch af te leiden (zie Binas tabel 99). De elektronenconfiguratie van de metalen in groep 3 t/m 12 lijkt totaal willekeurig te zijn. De elektronenconfiguratie van deze elementen kan wel wiskundig worden berekend, maar niet eenvoudig worden voorspeld aan de hand van de plaats in het periodiek systeem.



▲ afbeelding 7

het aantal elektronen dat de eerste drie schillen van het atoommodel van Bohr kan bevatten

Groepen

Een groep elementen die pas laat ontdekt is en waarvan het bestaan niet door Mendelejev werd voorspeld, zijn de **edelgassen**. Het bestaan van die gassen werd niet opgemerkt doordat ze nauwelijks reageren met andere stoffen. Het eerste edelgas dat bij toeval werd ontdekt, noemde men om die reden argon, naar het Griekse *argos*, dat lui betekent. Het gebrek aan reactiviteit van de edelgassen betekent dat ze zeer stabiel zijn. De reactiviteit van een element hangt af van het aantal valentie-elektronen. Als je de opbouw van de elektronenwolk van edelgassen bekijkt volgens het atoommodel van Bohr, blijkt dat edelgassen steeds twee of acht elektronen in de buitenste schil hebben. Blijkbaar verleent deze elektronenconfiguratie, de **edelgasconfiguratie**, het atoom veel stabiliteit. Dit verklaart ook de reactiviteit van elementen uit andere groepen. Het feit dat stabiele deeltjes over het algemeen acht elektronen in de buitenste schil hebben wordt de **octetregel** genoemd.

Elementen uit groep 1, de **alkalimetalen**, reageren heftig met water en halogenen. Bij deze reactie staan ze een elektron af. Het ontstane positief geladen ion is juist heel stabiel doordat

het nu dezelfde elektronenconfiguratie heeft als een edelgas. De **aardalkalimetalen** uit groep 2 vormen bij eenzelfde reactie juist tweewaardig positief geladen ionen. Van de elementen uit groep 17, de **halogenen**, is bekend dat ze gemakkelijk met metalen reageren en daarbij een elektron opnemen. Deze elementen bereiken de stabiele edelgasconfiguratie door een extra elektron toe te voegen aan hun bijna volle buitenste schil.

Metalen en niet-metalen

De term element wordt zowel gebruikt voor ‘atoomsoort’ als voor ‘niet-ontleedbare stof’. Voor veruit de meeste elementen, de **metalen**, komt dat op hetzelfde neer. Zowel de stof als de atoomsoort ijzer wordt aangeduid met de formule Fe. De metalen staan in het midden en links in het periodiek systeem en hebben vergelijkbare eigenschappen. Ze zijn glanzend, vast bij kamertemperatuur en geleiden stroom en warmte goed.

De overige niet-ontleedbare stoffen hebben heel andere eigenschappen. Ze zijn vaak gasvormig bij kamertemperatuur, hebben geen glanzend oppervlak en geleiden meestal geen elektriciteit. Ongeveer de helft van deze groep niet-ontleedbare stoffen bestaat uit twee-atomige moleculen (tabel 2). Met het element zuurstof kan dus zowel de stof O₂(g) bedoeld worden als de atoomsoort O. Atomen die tot deze groep behoren worden de **niet-metalen** genoemd en staan rechts in het periodiek systeem, op waterstof na.

▼ tabel 2 overzicht van twee-atomige moleculen

naam	formule
fluor	F ₂
chlloor	Cl ₂
broom	Br ₂
jood	I ₂
zuurstof	O ₂
stikstof	N ₂
waterstof	H ₂

Onthoud!

- Elementen worden naar atoomnummer en chemische eigenschappen gerangschikt weergegeven in het periodiek systeem.
- Het periodiek systeem bevat groepen en perioden.
- De edelgasconfiguratie is een stabiele elektronenconfiguratie.
- De elektronen in de buitenste schil heten de valentie-elektronen.

opgaven

- 8** In het periodiek systeem zijn de elementen in groepen en perioden gerangschikt. Gebruik bij deze vraag Binas tabel 99.
- Geef de symbolen van alle elementen in groep 10.
 - Geef de symbolen van alle elementen in periode 3.
 - Hoe heten de elementen uit groep 2?
 - In welke groep staan de edelgassen?
 - Welke periode bevat geen metalen?
- 9** In het periodiek systeem staan elementen met vergelijkbare eigenschappen onder elkaar. Voor welke groepen gaat dat niet helemaal op? Licht je antwoord toe.
- 10** Aanvankelijk had Mendelejev grote moeite met de plaatsing van het element telluur (Te). Hij voorspelde zelfs dat de atoommassa van telluur waarschijnlijk moet worden aangepast tot ergens tussen de 123 en 126 u.
- Raadpleeg Binas tabel 99 en leg uit waar Mendelejev twijfels over had.
 - Welke ontdekking maakte een einde aan Mendelejevs probleem?
- 11** Vanaf het moment dat men argon had ontdekt, werden de andere elementen van groep 18 ook vrij snel ontdekt. Men wist immers precies naar welk type elementen men moest zoeken. Beschrijf zo nauwkeurig mogelijk de eigenschappen van het element dat men zocht om in groep 18 direct boven argon te zetten. Bedenk dat toentertijd alleen de relatieve atoommassa's van de elementen bekend waren.
- 12** In Binas tabel 99 vind je van alle elementen de elektronenconfiguratie.
- Hoeveel valentie-elektronen hebben de elementen van groep 3?
 - Bekijk de tabel nauwkeurig en leid af hoeveel elektronen er in de vierde schil passen.
 - Kun je uit de tabel ook afleiden hoeveel elektronen er in de vijfde schil passen? Licht je antwoord toe.
 - Teken het atoommodel van zilver volgens Bohr.
- 13** Onlangs is in Rusland een nieuw superzwaar element gesynthetiseerd door berkelium (atoomnummer 97) te beschieten met bundels calciumisotopen. Hierbij smolten beide kernen samen. Er werden zes atomen van een nieuw element gevonden.
- Wat is het atoomnummer van dit nieuwe element?
 - Voorspel de chemische eigenschappen van dit element. Licht je antwoord toe.

+14 Alle atomen (met uitzondering van ^1H) bevatten neutronen.

- Bereken voor alle elementen in groep 1 het percentage neutronen in het atoom.
- Wat valt je op aan je antwoord op opgave 14 a?

Naarmate elementen zwaarder zijn, worden ze instabiel. De kernen vallen na verloop van tijd vanzelf uit elkaar in andere kleinere atoomkernen.

- Is dat ondanks of dankzij de aanwezigheid van neutronen? Leg je antwoord uit aan de hand van de bouw van een atoom.

15 Welk van onderstaande deeltjesparen heeft hetzelfde aantal elektronen?



- $\text{Ar} / \text{Ca}^{2+}$
- Cl / Cl^-
- $\text{Fe}^{2+} / \text{Mn}^{2+}$
- Na^+ / K^+

+16 De lanthaniden en actiniden zijn twee series elementen die altijd onder het periodiek systeem staan en nooit op hun plaats tussen groep 3 en 4.

- Hoeveel groepen zou het periodiek systeem bevatten als de lanthaniden en actiniden wel op hun plaats zouden staan? Licht je antwoord toe.
- Alhoewel de lanthaniden in dezelfde periode staan, gedragen ze zich als een groep: ze hebben vergelijkbare chemische eigenschappen. Leg met behulp van Binas tabel 99 uit hoe dat komt.

De lanthaniden behoren alle tot de elementen die aangeduid worden als de zeldzame aardmetalen. De metalen zijn onmisbaar bij het maken van hightechapparaten zoals mobiele telefoons. Anders dan de naam doet vermoeden zijn de elementen niet zozeer zeldzaam als wel moeilijk te isoleren. Zeldzame aardmetalen worden onder andere gewonnen uit het mineraal basnariet (tabel 3).

▼ **tabel 3** relatief voorkomen van zeldzame aardmetalen in basnariet

zeldzaam aardmetaal	aandeel
cerium	48,8%
lanthanium	34,0%
neodymium	11,7%
praseodymium	4,2%
samarium	0,79%
gadolinium	0,21%
euroopium	0,13%
dysprosium	0,05%
overig	0,102%

- c Leg uit waarom het zo lastig is de lanthaniden uit dit erts zuiver in handen te krijgen.

Van de actiniden komen maar twee elementen van nature voor op aarde.

- d Zoek met behulp van Binas tabel 25 uit welke dat zijn.

De halveringstijd van ^{238}U is $4,47 \cdot 10^9$ jaar. Dat betekent dat elke $4,47 \cdot 10^9$ jaar de hoeveelheid ^{238}U is gehalveerd. Na vier keer de halveringstijd is nog slechts

$$\frac{1}{2} \cdot \frac{1}{2} \cdot \frac{1}{2} \cdot \frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2}\right)^4 = \frac{1}{16} \text{ deel van de oorspronkelijke}$$

hoeveelheid van het isotoop over. Dat is minder dan 7%. Men sluit niet uit dat sommige van de actiniden wel voor *hebben* gekomen op aarde maar zijn ‘uitgestorven’. De leeftijd van de aarde wordt geschat op 4,65 miljard jaar.

- e Zoek in Binas tabel 25 de halveringstijd op van ^{244}Pu .

f Stel dat er aanvankelijk een aanzienlijke hoeveelheid ^{244}Pu voorkwam op aarde. Is het dan aannemelijk dat dat inmiddels allemaal vervallen is? Licht je antwoord toe met een berekening.

3 Metalen

Denk je aan een metaal, dan denk je aan een vaste, glanzende grijze of bruine stof die elektriciteit geleidt en koud aanvoelt. Om deze eigenschappen te verklaren, moet je een model opstellen van de microstructuur van een metaal. Hierbij is het atoommodel van Bohr een goed uitgangspunt.

Microstructuur

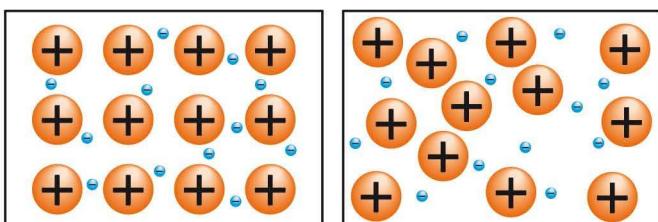
De overgrote meerderheid van de elementen zijn metalen. Wanneer een metaal voorkomt als enkelvoudige stof, bijvoorbeeld Fe(s) of Na(s), heeft het een aantal algemene eigenschappen die verklaard kunnen worden aan de hand van de microstructuur van het materiaal.

Een metaalatoom heeft meestal een, twee of drie elektronen in de buitenste schil. Door (een deel van) deze elektronen los te laten en niet langer te binden aan een specifieke kern, wordt de edelgasconfiguratie benaderd en is de stof stabiever. Zo ontstaat een microstructuur van positief geladen metaalresten en elektronen die vrij tussen de metaalresten kunnen bewegen. In vaste fase zijn de metaalresten gerangschikt in een kristalrooster: het **metaalrooster**. In vloeibare fase wordt dit rooster afgebroken en kunnen ook de positieve metaalresten vrij door het materiaal bewegen (afbeelding 8).

Eigenschappen van metalen

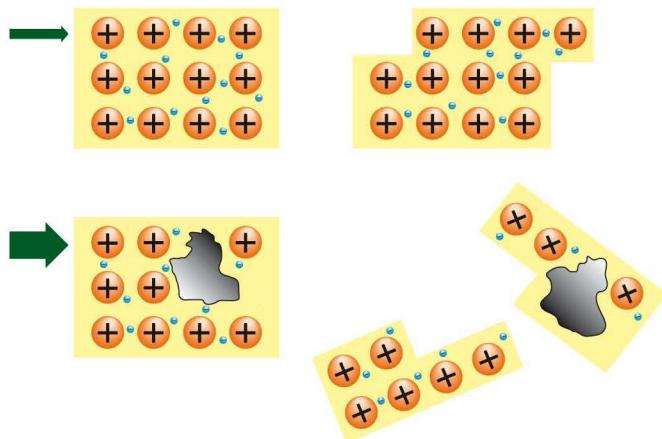
Een metaal bestaat uit positief geladen atoomresten en vrij bewegende, negatieve elektronen. Deze deeltjes trekken elkaar sterk aan en dit zorgt ervoor dat de metaalatomen onderling een stevige binding hebben. Deze sterke **metaalbinding** heeft als gevolg dat het smelt- en kookpunt van metalen over het algemeen hoog is. De meeste metalen zijn vast bij kamertemperatuur.

Een ander in het oog springende eigenschap van metalen is de goede **geleiding** van warmte en elektriciteit. Deze wordt veroorzaakt door de vrij bewegende elektronen die in het materiaal aanwezig zijn. Wanneer een stuk metaal in een stroomkring wordt opgenomen, zullen elektronen ongehinderd naar de positieve pool kunnen bewegen en zo de stroom geleiden.



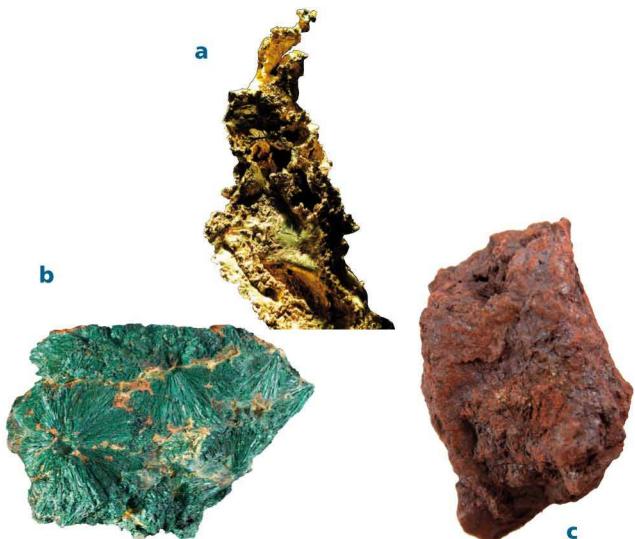
▲ afbeelding 8

Na(s) in metaalrooster (links) en Na(l) als vloeibaar metaal (rechts)



▲ afbeelding 9

Het verschil in microstructuur tussen zuiver staal (boven) en gietijzer (onder) verklaart het verschil in hardheid tussen beide materialen. De dikte van de pijl is een maat voor de uitgeefende kracht.



▲ afbeelding 10

gouderts (a), kopererts (b) en ijzererts (c)

Dezelfde vrij bewegende elektronen kunnen de energie van een warmtebron gemakkelijk verspreiden door het hele materiaal. Metalen zijn **vervormbaar**. Wanneer je een koperen pan laat vallen, zal deze niet breken maar zal er waarschijnlijk een deuk in zitten. Op dezelfde manier zijn metalen goed bewerkbaar. Door kloppen, buigen en trekken kun je een metaal in de juiste vorm krijgen zonder dat het breekt. Deze eigenschap is te verklaren aan de hand van het metaalrooster. Wanneer je druk uitoefent op een metaal en daarbij een rij atomen een of meer plaatsen laat opschuiven, verandert er aan het metaalrooster feitelijk niets (afbeelding 9, boven). In de nieuwe situatie kunnen dezelfde stevige metaalbindingen gevormd worden. Bewerking tast dus de sterkte van het materiaal niet aan.

Alliages

Door een vaste stof door een metaal te mengen, kunnen de eigenschappen van een metaal worden veranderd. Zo'n mengsel van een vaste stof en een metaal heet een **legering** of **alliage**. Vaak is een legering een mengsel van twee of meer metaalsoorten, bijvoorbeeld soldeer (tin en lood) en wit goud (goud en palladium). Soms is de toevoeging een niet-metaal. Koolstof wordt toegevoegd aan ijzer om het materiaal harder en minder vervormbaar te maken. Het kristalrooster van het zo ontstane **gietijzer** bevat koolstofdeeltjes, waardoor de rijen metaalionen niet meer langs elkaar heen kunnen schuiven en het materiaal meer kracht kan weerstaan. Wanneer de kracht te groot wordt voor het rooster, zal het gietijzer niet vervormen maar breken (afbeelding 9, onder).

Ertsen

Een erts is een gesteente of mineraal dat een economisch winbaar gehalte van een metaal bevat. De meeste metalen reageren in meer of mindere mate met stoffen als water en zuurstof. Daardoor komen deze **onedele metalen** van nature op aarde slechts als verbinding voor en is er een chemische reactie nodig om de metalen vrij te maken uit het mineraal. Alleen de **edelmetalen** zijn zo weinig reactief dat ze als element uit de aardkorst gewonnen kunnen worden.

► Experiment 1: Reactiviteit van metalen

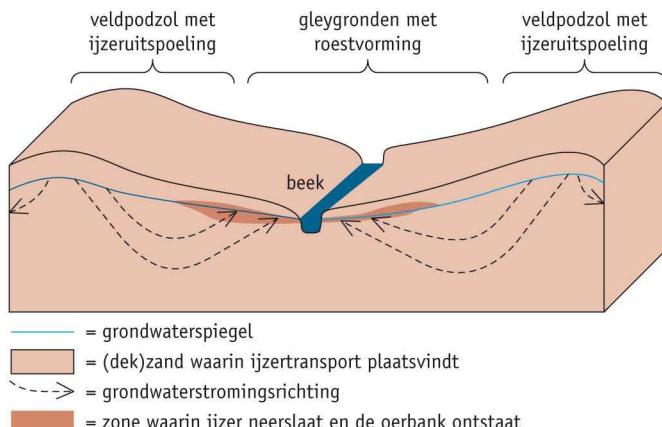
Onthoud!

- Metalen hebben een aantal gemeenschappelijke eigenschappen zoals geleidbaarheid van elektriciteit en warmte. Metalen in zuivere toestand zijn goed vervormbaar.
- Legeringen (alliages) zijn mengsels van metalen.
- De metaalbinding is sterk.

opgaven

- 17 Zoek in Binas tabel 9 de samenstelling van roestvrij staal op.
 - Wat is het hoofdbestanddeel van staal?
 - Welk element zorgt er blijkbaar voor dat roestvrij staal minder gevoelig is voor corrosie?
 - Wat is de rol van het andere element?
 - Gietijzer kun je niet bewerken door kloppen, buigen en trekken. Hoe krijg je het dan toch in de gewenste vorm?

- 18** In Binas tabel 8 staan verschillende gegevens van metalen.
- Welk verband bestaat er tussen de warmtegeleidingscoëfficiënt en de soortelijke weerstand?
 - Hoe valt dit verband te verklaren?
 - Welk materiaal is op basis van deze gegevens het geschiktst voor het transport van elektrische energie?
 - Waarom wordt dit materiaal toch niet op grote schaal toegepast?
 - Waarom wordt in elektronica (printplaten) zoveel gebruikgemaakt van goud?
- 19** In een metaalrooster zijn metalen stabiever doordat ze meer op een edelgas lijken. De edelgasconfiguratie kan ook benaderd/bereikt worden door in een chemische reactie één of meer elektronen af te geven aan een andere stof.
- Hoeveel elektronen moet een bariumatoom afgeven om de edelgasconfiguratie te verkrijgen?
 - Welke lading krijgt barium dan?
 - Beantwoord vraag a en b ook voor aluminium.
 - Welk type element zou die elektronen op kunnen nemen?
- Niet alle metalen boeken evenveel stabiliteitswinst bij het afgeven van elektronen.
- Noem een type metaal dat blijkbaar nauwelijks stabiever wordt door een reactie aan te gaan met een element dat elektronen op kan nemen.
- +20** In Nederland is lange tijd ijzer gewonnen uit (ijzer)oer. Dit mineraal ontstaat door uitspoeling van ijzer uit zanden veengronden. Het ijzer slaat vervolgens neer op ondoordringbare grondlagen in bijvoorbeeld beekdalen. Zo kunnen dikke oerbanken ontstaan (afbeelding 11). Al in de Romeinse tijd kon men uit het oer ijzer winnen.

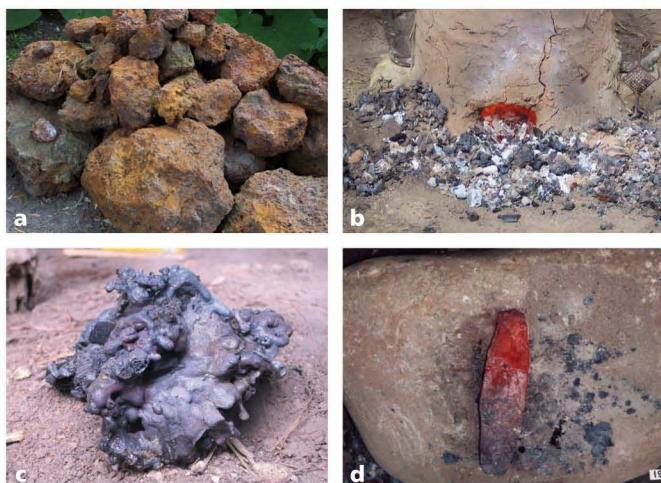


afbeelding 11

vorming van oer langs een beekbedding

Het mineraal, dat voornamelijk uit ijzeroxide (Fe_2O_3) bestaat, werd verpulverd, gewassen en vervolgens in een leemoven verhit in de aanwezigheid van veel houtskool. Bij die hoge temperaturen smolt het zand uit het erts en stroomde uit de oven door speciaal daarvoor gemaakte gaten. Tegelijk ontstond tijdens een chemische reactie tussen het ijzeroxide en de koolstof ijzer en koolstofdioxide. Het ruwe ijzer, de wolf, werd vaak al uit de hete oven gehaald om het meteen te kunnen bewerken. Het bevatte nog veel koolstof dat eruit werd gehaald door het ijzer gloeiend heet telkens weer plat te slaan. Het koolstof reageerde dan met de zuurstof uit de lucht. Pas als bijna alle koolstof verdwenen was, was het materiaal geschikt om te smeden.

- Geef de reactievergelijking voor het ontstaan van ijzer uit Fe_2O_3 .
- De temperatuur in de oven kan oplopen tot ongeveer 1250 °C. Ontstaat er vloeibaar ijzer? Licht je antwoord toe.
- Welke twee functies heeft het toegevoegde houtskool?
- Geef een mogelijke reden waarom men de wolf uit de hete oven haalde en niet wachtte tot hij was afgekoeld.
- Welke stof ontstaat er uit de koolstof tijdens het slaan van de wolf? Licht je antwoord toe.
- Waarom is het belangrijk dat zo veel mogelijk koolstof uit het ijzer wordt verwijderd?
- Het archeologisch bewijs voor de aanwezigheid van een ijzerindustrie in Nederland is vooral de vondst van slakken in de bodem. Waarom worden er nauwelijks ijzeren voorwerpen uit de Romeinse tijd gevonden?
- Op een vergelijkbare manier wordt uit casseteriet, dat tinoxide (SnO_2) bevat, tin gewonnen. Geef de reactievergelijking.



afbeelding 12

verschillende stadia van ijzerwinning:

oer (a), slakvorming (b), de wolf (c), de uiteindelijke baar ijzer (d)

De denker terug in Singer Museum

Het beeld De Denker van Rodin is gerestaureerd. Het koperen beeld werd in 2007 gestolen uit het Singer in Laren en werd twee dagen later teruggevonden. Koperdieven hadden het beeld zwaar beschadigd. Het beeld gaat vandaag terug naar het museum, waar het vanaf 28 januari weer te zien is. Aan de restauratie van het beeld hebben het Musée Rodin, de Universiteit van Amsterdam, het Instituut Collectie Nederland en het Rijksmuseum meegewerkt.

Gipsmodel

Tussen het bewaarde werk materiaal van Rodin vonden de restaurateurs het originele gipsmodel van de Larensche Denker. Met behulp van dit gipsmodel en geavanceerde technologie kon De Denker optimaal worden gerestaureerd.

Koperen standbeelden zijn steeds vaker het doelwit van koperdieven. In onder andere Zwolle en Nijmegen zijn bronzen standbeelden uit voorzorg binnengehaald. De gemeente Eindhoven heeft een koperen beeld uitgerust met een gps-systeem, zodat het in geval van diefstal getraceerd kan worden.

DNA-spray

Ook de spoorwegen hebben last van koperdieven. Spoorbeheerder ProRail slijpt daarom een DNA-spray op de koperen leidingen langs het spoor. Zo is het gemakkelijker om de leidingen te identificeren en kunnen de dieven worden opgespoord. De spoorbeheerder heeft regelmatig te maken met koperdiefstal. Per maand slaan de dieven 15 tot 20 keer toe.

Prijs

De prijs van koper is de laatste jaren exponentieel gestegen, onder meer door de groeiende vraag uit landen als China en India. Alleen al dit jaar zijn tientallen gevallen van koperdiebstal bekend geworden. In Heerenveen hebben koperdieven in september nog een grote hoeveelheid koper uit een transformatorhuisje gestolen. De Friese stad zat daardoor een tijd in het donker.



Het beschadigde beeld van Rodin

Graven

In maart werd in Leeuwarden een man aangehouden die van zeker honderd graven koper had gestolen. Het materiaal zat op hekwerken die graven sierden. Een week eerder werd in het Gelderse Lunteren een man geëlectrocuteerd toen hij een koperleiding doorknipte.

bron: <http://nos.nl>

▲ afbeelding 13

onfortuinlijke koperdiefstal

21 Lees de tekst van afbeelding 13.

- a** Brons is een legering van koper en tin. Zoek op in Binas tabel 9 in welke verhouding de twee metalen aanwezig zijn in het materiaal.
- b** De koperprijs bedraagt op het moment van de diefstal € 5,86 per kg. Bereken hoeveel een bronzen beeld van 125 kg maximaal op kan brengen.
- c** Eerst moet het tin van het koper gescheiden worden. Leg uit met behulp van gegevens uit Binas tabel 8 hoe dat in zijn werk gaat.
- d** Wordt een bronsdief slapend rijk? Licht je antwoord toe.

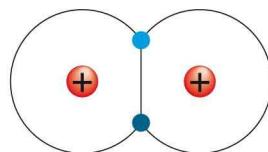
4 Moleculen

Stoffen die uit niet-metalen bestaan heb je in alle soorten en maten: gasvormig, vloeibaar en vast, alle kleuren van de regenboog, reactief en stabiel. Is voor zo'n grote variëteit aan eigenschappen wel een goed model op te stellen?

Atoombinding

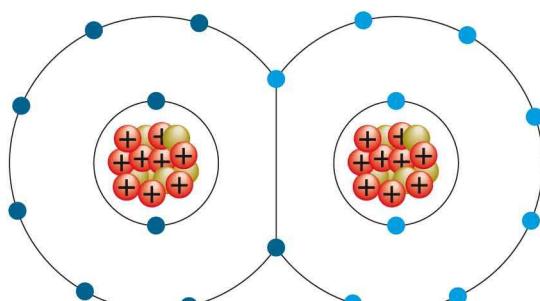
Niet-metaalatomen staan rechts in het periodiek systeem. De buitenste schil van deze elementen zit al relatief vol. De halogenen bijvoorbeeld komen slechts één elektron te kort voor de edelgasconfiguratie. Dit tekort kan worden aangevuld door een binding aan te gaan met een ander niet-metaalatoom. Bij deze binding laten de atomen de buitenste elektronenschil overlappen en beide atomen plaatsen in deze gedeelde schil een elektron. Door dit **gedeelde elektronenpaar** bereiken beide atomen die betrokken zijn bij deze **atoombinding** de edelgasconfiguratie (afbeelding 14). Door het vormen van een (of meerdere) atoombinding(en) ontstaan er stabiele groepjes atomen. Dit noemen we **moleculen**. Een **molecuulformule** geeft aan welke atomen zich in een molecuul bevinden. In een **structuurformule** wordt duidelijk gemaakt hoe de atomen in een molecuul onderling zijn verbonden. Het gedeelde elektronenpaar, de atoombinding, wordt hierin aangegeven met een streepje (afbeelding 14). Een atoombinding is sterk. Wanneer hij verbroken wordt, is altijd sprake van een chemische reactie.

een waterstofmolecuul:



structuurformule H-H

een fluormolecuul:



structuurformule F-F

afbeelding 14

een waterstofmolecuul (H_2) en een fluormolecuul (F_2)

Covalentie

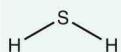
Het aantal atoombindingen dat een element moet vormen om de edelgasconfiguratie te verkrijgen, wordt de **covalentie** van het atoom genoemd. De covalentie kun je eenvoudig aflezen uit de plaats in het periodiek systeem. Hoe verder het element verwijderd is van de edelgassen, hoe meer elektronen het moet delen om aan het gewenste aantal te komen. De halogenen (en waterstof) komen één elektron tekort en hebben dus een covalentie van 1. De elementen in groep 16 (waaronder zuurstof) hebben een covalentie van 2, enzovoort. Een atoombinding wordt ook wel een **covalente binding** genoemd.

Voorbeeldopgave 2

Geef de structuurformule van H_2S

Uitwerking

Zwavel, S, staat in groep 16 en heeft een covalentie van 2. Waterstof, H, heeft een covalentie van 1. Zwavel vormt dus twee bindingen en waterstof één. De structuurformule ziet er als volgt uit:

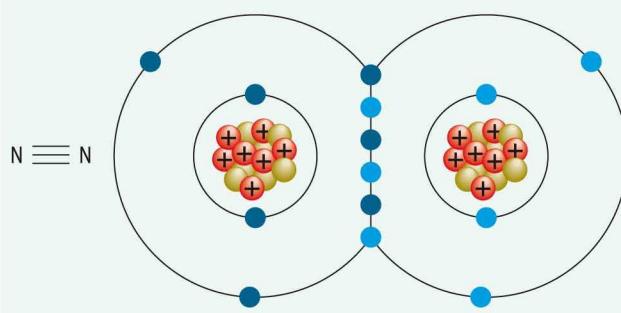


Voorbeeldopgave 3

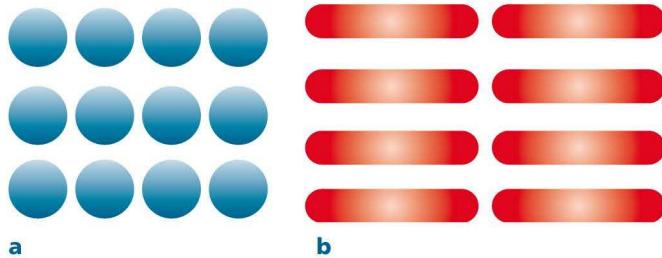
Hoeveel elektronen delen de twee stikstofatomen in N_2 ?

Uitwerking

Stikstof staat in groep 15 en heeft een covalentie van 3. Een stikstofatoom vormt drie atoombindingen. Tussen de twee stikstofatomen bevindt zich dus een drievoudige binding van drie gedeelde elektronenparen. Het aantal elektronen dat wordt gedeeld is: $2 \cdot 3 = 6$



Elk stikstofatoom telt nu acht elektronen in de buitenste schil (waarvan er drie eigenlijk van de buurman zijn).



▲ afbeelding 15

contactoppervlakte tussen vertakte (a) en onvertakte (b) moleculen met dezelfde atomaire samenstelling

Vanderwaalsbinding

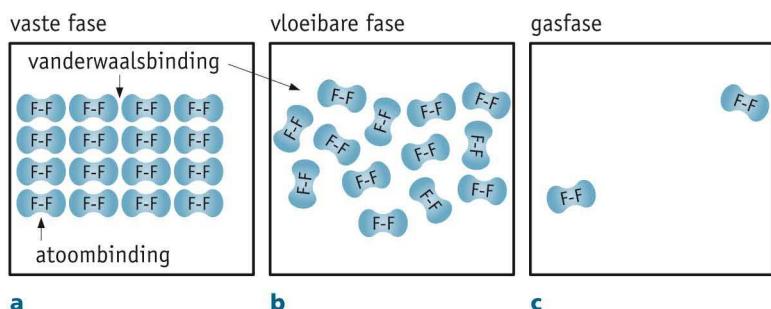
Net als metalen komen ook moleculaire stoffen in verschillende fasen voor. De binding die moleculen bij elkaar houdt in de vaste en vloeibare fase heet de **vanderwaalsbinding** (naar de ontdekker ervan: Johannes Diderik van der Waals). De vanderwaalsbinding is het gevolg van tijdelijke ladingsverschillen in het molecuul. Doordat de elektronen niet altijd mooi verdeeld zijn over het molecuul, ontstaan tijdelijk licht positief en licht negatief geladen delen. Deze delen trekken de tegenovergesteld geladen delen op andere moleculen weer aan. Omdat de ladingsverschillen tijdelijk zijn, is de vanderwaalsbinding niet erg sterk. Ze zijn sterker naarmate het molecuul meer elektronen bevat (en dus een grotere massa heeft) en het contactoppervlak tussen moleculen groter is. Als vuistregel kun je stellen dat zware en langgerekte moleculen sterkere vanderwaalsbindingen hebben dan lichte en vertakte moleculen (afbeelding 15).

Faseovergangen

In de vaste fase zitten moleculen netjes opgestapeld in een **molecuulrooster**. De moleculen zijn zo gerangschikt dat het contactoppervlak tussen de moleculen zo groot mogelijk is en de vanderwaalskrachten maximaal (afbeelding 16a). In het rooster trillen de moleculen zachtjes op hun plek. Hoe hoger de temperatuur, hoe harder de moleculen trillen. Op het smeltpunt bevatten de moleculen zoveel energie dat ze uit het rooster breken. De afstand tussen de moleculen wordt groter en de vanderwaalsbinding wordt zwakker. De moleculen kunnen in de vloeibare fase langs elkaar heen bewegen (afbeelding 16b) maar blijven elkaar wel aantrekken. Pas boven het kookpunt bevatten de moleculen zoveel energie dat de vanderwaalsbinding helemaal verbroken wordt en de moleculen op grote afstand van elkaar vrij door de ruimte bewegen (afbeelding 16c). Hoe sterker de vanderwaalsbinding, hoe hoger het smelt- en kookpunt van de stof. Bij zware moleculen wil de vanderwaalsbinding nog wel eens sterker zijn dan sommige atoombindingen in het molecuul. De stof ontleedt dan voor hij het kookpunt bereikt heeft.

Naamgeving

Er is een grote groep moleculaire stoffen die gemaakt (kunnen) worden door levende organismen. Dit zijn allemaal stoffen waarin zich C en H atomen bevinden. Deze koolwaterstoffen worden **organische moleculen** genoemd. De naamgeving van deze groep moleculaire stoffen zal in Hoofdstuk 2 aan de orde komen. De namen van de overige kleine **anorganische moleculen** bestaan uit de namen van de aanwezige atomen, voorafgegaan door een Grieks telwoord dat aangeeft hoe vaak het atoom in het molecuul voorkomt (tabel 4). Het molecuul P_2O_5 heeft dus de naam difosforpentaoxide. Difosforpentaoxide is de **systematische naam** van P_2O_5 .



▲ afbeelding 16

de verschillende fasen van een moleculaire stof: vast (a), vloeibaar (b) en gasvormig (c)

▼ tabel 4 naamgeving van anorganische moleculen

element	naamgeving eerste atoom/tweede atoom	aantal	Griekse telwoorden
O	zuurstof/oxide	1	mono*
S	zwavel/sulfide	2	di
F	chloor/chloride	3	tri
Cl	fluor/fluoride	4	tetra
C	koolstof/-	5	penta
H	waterstof/-	6	hexa
P	fosfor/fosfide	7	hepta
N	stikstof/nitride	8	octa

* Het voorvoegsel mono wordt bij het eerste atoom vaak weggelaten. Dus NO heet officieel monostikstofmono-oxide, maar wordt meestal stikstofmono-oxide genoemd.

Veelvoorkomende moleculen zijn soms beter bekend onder hun **triviale naam** dan onder hun systematische naam. Niemand kent het molecuul H_2O bijvoorbeeld als diwaterstofmono-oxide. De triviale namen van de moleculen in tabel 5 worden bekend verondersteld.

▼ tabel 5 triviale namen van enkele moleculen

triviale naam	molecuulformule
ammoniak	NH_3
glucose	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
alcohol	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$
salpeterzuur	HNO_3
water	H_2O
waterstofperoxide	H_2O_2
zwavelzuur	H_2SO_4

Onthoud!

- De atomen in een molecuul binden elkaar via de atoombinding.
- De atoombinding is een gemeenschappelijk elektronenpaar dat twee atoomresten aan elkaar bindt.
- Het aantal atoombindingen dat een atoom kan aangaan noem je de covalentie.
- Moleculen binden elkaar door de vanderwaalsbinding.
- De vanderwaalsbinding is een niet zo sterke binding.

opgaven

22 Gebruik bij deze opgave Binas tabel 99. Wat is de covalentie van:

- a Cl
- b O
- c As
- d Si
- e H
- f B
- g Xe

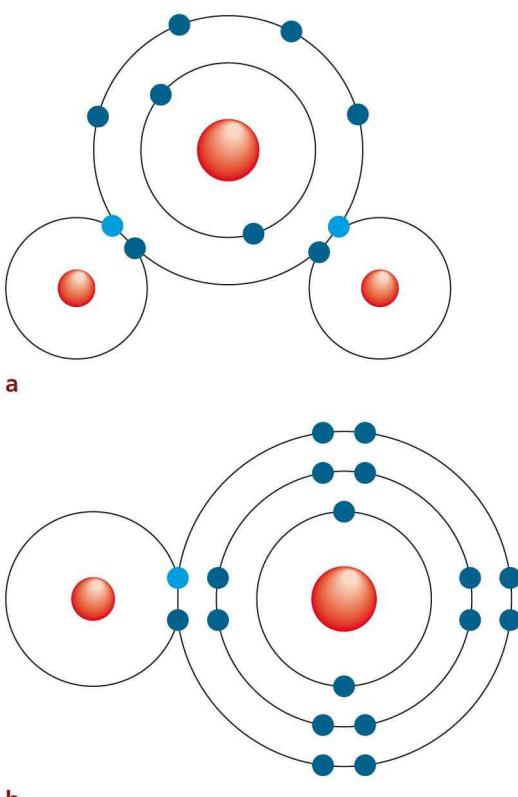
23 Teken de structuurformule van:

- a HCN
- b CO_2
- c H_2CO
- d C_2H_2

24 Hoeveel elektronen delen:

- a twee H-atomen in H_2 ?
- b twee C-atomen in C_2H_2 ?
- c twee O atomen in O_2 ?

25 Welke moleculen staan in afbeelding 17 getekend?

**afbeelding 17**

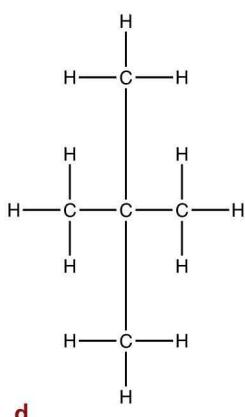
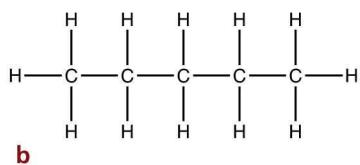
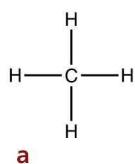
Benoem de moleculen.

26 Geef de systematische naam van de volgende moleculen:

- a P_2O_3
- b H_2S
- c NO_2

27 Geef de molecuulformule van de volgende stoffen:

- a koolstofdisulfide
- b stikstofmono-oxide
- c fosfortrichloride



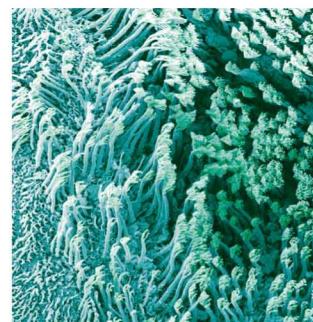
▲ afbeelding 18

Bereken de massa.



▲ afbeelding 19

De tokeh, *Gekko gecko*, is met zijn 40 cm lengte een van de grootste gekkosoorten.



◀ afbeelding 20

Microscopische opnames van de tenen van een gekko.

5 Zouten

Voor de meeste mensen is zout een smaak, maar in de scheikunde is een zout een verbinding die uit metaalatomen en niet-metaalatomen bestaat. Lang niet alle zouten smaken zout, maar ze zijn wel allemaal bros en vast bij kamertemperatuur. De microstructuur verklaart deze eigenschappen.

Ionen

In de vorige paragrafen is besproken hoe metaalatomen een metaalbinding en niet-metaalatomen een atoombinding kunnen vormen. Hierdoor benaderen ze de stabiele edelgasconfiguratie. Er is echter nog een manier om deze te bereiken: een metaal kan in een chemische reactie een of meer elektronen afgeven aan een niet-metaal (tabel 6). De deeltjes die zo ontstaan, hebben een lading en worden **ionen** genoemd. Positieve en negatieve ionen vormen samen een **zout**.

Microstructuur

Positieve en negatieve ionen trekken elkaar aan. De **ionbinding** is dan ook erg sterk. Dankzij die sterke ionbindingen zijn zouten bijna altijd vast bij kamertemperatuur. In het **ionrooster** zijn de ionen om en om gerangschikt, zodat een positief ion zo veel

mogelijk is omringd door negatieve ionen en andersom (tabel 6). In totaal is een zout altijd neutraal. Dat moet ook wel. Als er netto meer negatieve dan positieve lading in het rooster zou zitten, zou het rooster uit elkaar vallen. Om ervoor te zorgen dat het zout neutraal is, moeten de positieve en negatieve ionen in de juiste verhouding aanwezig zijn. De **verhoudingsformule** geeft aan welke ionen, in welke kleinst mogelijke verhouding aanwezig zijn in een zout. In het zout natriumchloride zijn de ionen Na^+ en Cl^- één op één aanwezig. De verhoudingsformule is NaCl(s) .

Naamgeving

In tabel 7 staat een aantal belangrijke ionen vermeld. Een zout bestaat altijd uit positieve en negatieve ionen. Bij de naamgeving zijn de volgende zaken van belang:

- 1 Positieve ionen bestaan altijd uit één metaalatoom. Een uitzondering op die regel is het ammoniumion (NH_4^+). Het is gebruikelijk het positieve ion vooraan in de verhoudingsformule te zetten.
- 2 Van een aantal metaalatomen komen verschillende ionen voor (bijvoorbeeld Fe^{2+} en Fe^{3+}). Wanneer van een metaalion verschillende soorten bestaan, geef je in de naam met een Romeins cijfer aan om welk ion het gaat. IJzer(II)chloride en ijzer(III)chloride zijn zo gemakkelijk te onderscheiden. In Binas tabel 40A is van elk element terug te vinden welke ionenladingen voorkomen.

▼ tabel 6 De reactie van natrium en chloor op macroniveau, microniveau en in formuletaal.

Je ziet dat een metaal elektronen afgeeft aan een niet-metaal.

macro		+		→	
micro		+		→	
in formuletaal	2Na(s)	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$	→	2NaCl(s)

▼ tabel 7 belangrijke positieve en negatieve ionen

positieve ionen		negatieve ionen	
ion	naam	ion	naam
Ag ⁺	zilverion	Br ⁻	bromide-ion
Al ³⁺	aluminiumion	Cl ⁻	chloride-ion
Ba ²⁺	bariumion	F ⁻	fluoride-ion
Ca ²⁺	calciumion	I ⁻	jodide-ion
Cu ⁺	koper(I)ion	H ⁻	hydride-ion
Cu ²⁺	koper(II)ion	O ²⁻	oxide-ion
Fe ²⁺	ijzer(II)ion	S ²⁻	sulfide-ion
Fe ³⁺	ijzer(III)ion	N ³⁻	nitride-ion
Hg ⁺	kwik(I)ion	P ³⁻	fosfide-ion
Hg ²⁺	kwik(II)ion	OH ⁻	hydroxide-ion
K ⁺	kaliumion	CO ₃ ²⁻	carbonaat
Na ⁺	natriumion	PO ₄ ³⁻	fosfaat
Mg ²⁺	magnesiumion	NO ₃ ⁻	nitraat
Pb ²⁺	lood(II)ion	NO ₂ ⁻	nitriet
Pb ⁴⁺	lood(IV)ion	SO ₄ ²⁻	sulfaat
Zn ²⁺	zinkion	SO ₃ ²⁻	sulfiet
NH ₄ ⁺	ammoniumion	CH ₃ COO ⁻	acetaat

- 3 Negatieve ionen bestaan uit een of meer niet-metaalatomen. De atomen in samengestelde ionen zijn verbonden door atoombindingen (afbeelding 21). Een samengesteld ion dat meerdere keren voorkomt in een verhoudingsformule, staat tussen haakjes om aan te geven dat de index terugslaat op de gehele atoomgroep, bijvoorbeeld Ca(OH)₂.
- 4 De verhoudingsformule wordt zo simpel mogelijk gehouden: de lading van de ionen wordt niet aangegeven en de indices zijn zo laag mogelijk:
fout: (Mg²⁺)₂ (Cl⁻)₄
goed: MgCl₂

Voorbeeldopgave 4

Geef de verhoudingsformule van magnesiumfosfaat.

Uitwerking

Het magnesiumion is tweewaardig positief: Mg²⁺.

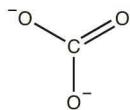
Het fosfaat is driewaardig negatief: PO₄³⁻.

Het kleinste getal dat zowel door 2 als door 3 deelbaar is, is $2 \times 3 = 6$.

Zes positieve ladingen worden bereikt met $\frac{6}{2} = 3$ magnesiumionen.

Zes negatieve ladingen worden bereikt met $\frac{6}{3} = 2$ fosfaat-
ionen.

De verhoudingsformule is dus Mg₃(PO₄)₂.



▲ afbeelding 21

Het carbonaat. De koolstof- en zuurstofatomen zijn met elkaar verbonden door middel van atoombindingen. De negatieve ladingen bevinden zich op de twee enkelgebonden zuurstofatomen.

Voorbeeldopgave 5

Geef de naam van het zout Hg₂SO₄.

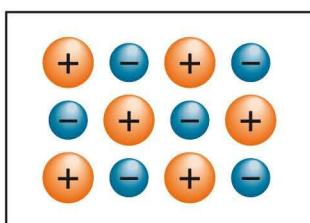
Uitwerking

Van kwik bestaat zowel een één- als een tweewaardig positief ion. Omdat in deze verhoudingsformule op twee kwikionen één sulfaatvoorkomt, moet het hier wel gaan om Hg⁺. De naam van dit zout is kwik(I)sulfaat.

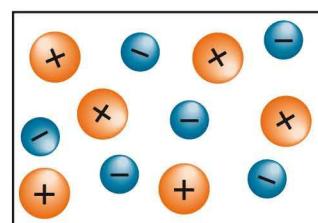
Eigenschappen van zouten

Door de sterke ionbinding zijn zouten vrijwel altijd vast bij kamertemperatuur en hebben ze hoge smelt- en kookpunten. De ionbinding wordt over het algemeen sterker naarmate de ionen een grotere lading hebben: de elektrostatische krachten tussen deeltjes met een hogere lading zijn groter. Vaak ontleden zouten voordat ze verdampen.

In de vaste fase kunnen zouten geen stroom geleiden (afbeelding 22a). De stof bestaat weliswaar uit geladen deeltjes maar die kunnen dan niet vrij bewegen. Dit verandert wanneer de stof smelt. Dan bewegen de ionen wel langs elkaar heen (afbeelding 22b). Wanneer een vloeibaar zout op een stroombron wordt aangesloten, zullen de negatief geladen ionen naar de positieve pool bewegen en de positief geladen ionen naar de negatieve pool. In vloeibare fase geleiden zouten dus wel elektriciteit.



a vast



b vloeibaar

▲ afbeelding 22

zout in vaste en vloeibare fase

In het dagelijks leven zie je zout niet alleen terug als de smaakmaker in je eten, maar vooral in allerlei materialen waarvan stevigheid verwacht wordt (tabel 9). Zouten zijn stevig, maar bros. Wanneer er een kracht op wordt uitgeoefend, zal het stevige ionrooster de kracht eerst weerstaan zonder te vervormen. Als de kracht te groot wordt en een rij ionen verschoven wordt, komen gelijkgeladen ionen naast elkaar te staan. Omdat ze elkaar afstoten breekt de stof. Wanneer je een marmeren beeld, dat grotendeels uit calciumcarbonaat bestaat, om laat vallen, zal er geen deuk in zitten, maar zal het breken.

► Experiment 2: Geleidbaarheid van materialen

► Experiment 3: Bindingen

Onthoud!

- Een zout is opgebouwd uit positieve en negatieve ionen.
- Positieve en negatieve ionen binden elkaar via de ion-binding.
De ionbinding is een zeer sterke binding.
- Zouten geleiden niet in vaste toestand wel in gesmolten toestand.

opgaven

32 Geef de verhoudingsformule van de volgende zouten:

- kaliumbromide
- calciumchloride
- magnesiumsulfaat
- natriumfosfaat
- aluminiumcarbonaat
- natriumoxide

33 Geef de naam van de volgende zouten:

- $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- FeSO_4
- NaCH_3COO
- Hg_2O

34 Geef de reactievergelijking van de volgende reacties:

- Calcium reageert met fluorgas tot calciumfluoride.
- Blootgesteld aan lucht oxideert aluminium tot aluminiumoxide.
- Vloeibaar natriumchloride ontleedt onder invloed van elektriciteit.

▼ tabel 9 een aantal zouten en hun voorkomen

naam	formule	voorkomen	
calciumfosfaat	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Tanden bestaan voor een groot gedeelte uit calciumfosfaat.	
kalk	CaCO_3	Kalk komt veelvuldig voor in schelpen, eierschalen en onze botten.	
malachiet	$\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$	Malachiet wordt onder andere gedolven in Zaire en Chili en wordt al duizenden jaren verwerkt in sieraden en kunstobjecten.	
gips	CaSO_4	Gips wordt pas echt hard als je er water aan toevoegt. Je kunt het dan bijvoorbeeld gebruiken om je gebroken arm te fixeren.	

35 Deze vraag gaat over tabel 9.

- a De drie chloridezouten uit de tabel hebben oplopende smelt- en kookpunten. Hoe is dat te verklaren?
- b Van de drie sulfidezouten is geen kookpunt bekend. Waar kan dat op duiden?

De elektrostatische aantrekkracht tussen twee geladen deeltjes is niet alleen afhankelijk van de grootte van de lading van de deeltjes maar ook van de afstand tussen de deeltjes.

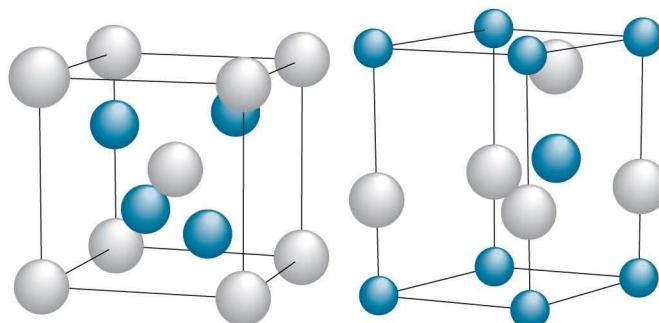
- c Het smeltpunt van scandiumsulfide is lager dan je op het eerste gezicht zou verwachten. Hoe zou je dit kunnen verklaren aan de hand van het ionrooster?

▼ **tabel 9** smelt- en kookpunten van chloride- en sulfidezouten

zout	smeltpunt (°C)	kookpunt (°C)
KCl	770	1420
CaCl ₂	772	1935
ScCl ₃	1812	3021
K ₂ S	840	-
CaS	2525	-
Sc ₂ S ₃	1775	-

+36 Een mogelijk ionrooster voor NaCl of CaO is vrij eenvoudig te tekenen. Het wordt een stuk ingewikkelder wanneer de ionen niet in een een-op-eenverhouding aanwezig zijn in het rooster. In afbeelding 23 staan eenheidscellen afgebeeld van twee verschillende zouten. Binnen de cel komen de ionen in de juiste verhouding voor.

- a Hoeveelste deel van een ion op een hoekpunt van de eenheidscel bevindt zich *in* de cel? (Tip: aan hoeveel cellen grenst een hoekpunt?)
- b Beantwoord dezelfde vraag voor ionen die zich op een rib en op een vlak bevinden.
- c In welke verhouding komen de witte en blauwe ionen voor in de volgende eenheidscellen?



▲ **afbeelding 23**

twee verschillende eenheidscellen

+37 Bekijk het carboonaat uit afbeelding 21. Hebben alle atomen van het ion de edelgasconfiguratie? Waarom wel/niet?

38 Een vast element X reageert met een gasvormig element Z. Hierbij ontstaat een verbinding met tweemaal zoveel atomen van het element X als van Z. Welke van de volgende beweringen over de elektronenconfiguratie (grondtoestand) van deze atomen is juist?

- A Atomen van element X én van element Z hebben één valentie-elektron.
- B Atomen van element X hebben één valentie-elektron en die van Z hebben er zes.
- C Atomen van element X hebben twee valentie-elektronen en die van Z hebben er één.
- D Atomen van element X hebben twee valentie-elektronen en die van Z hebben er vier.
- E Atomen van element X hebben één valentie-elektron en die van Z hebben er twee.